



CUESTIONES Y PROBLEMAS DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

VII. ENLACE QUÍMICO

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE
AMPARO GÓMEZ

OCTUBRE 2017

“La química, lengua común de todos los pueblos”.

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los estudiantes de 2º de bachillerato que eligen esta asignatura dentro de la opción de “Ciencias”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de las pruebas propuestas en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan las pruebas correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2017) así como otras pruebas correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido solo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones, que son de respuestas múltiples, y los problemas, se han clasificado por materias, se presentan completamente resueltos y en todos ellos se ha indicado la procedencia y el año. Los problemas, en la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez y Octavio Sánchez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román (País Vasco), Mercedes Bombín y Bernardo Herradón (Madrid).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Finalmente, también agradecen a Ximena Martínez (<https://www.behance.net/ximeniux>) que les haya permitido utilizar de forma desinteresada la sugestiva imagen, de la que es autora, que aparece en la portada de todos estos libros.

Los autores

ÍNDICE

1. Cuestiones de enlace químico y geometría molecular	1
2. Problemas de enlace químico y geometría molecular	187
3. Cuestiones de enlace químico y propiedades	227
4. Problemas de enlace químico y propiedades	415

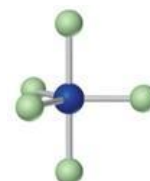
1. CUESTIONES de ENLACE QUÍMICO y GEOMETRÍA MOLECULAR

1.1. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes es:

- Tetraédrica
- Cuadrada plana
- Bipirámide trigonal
- Octaédrica
- Trigonal plana

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**.



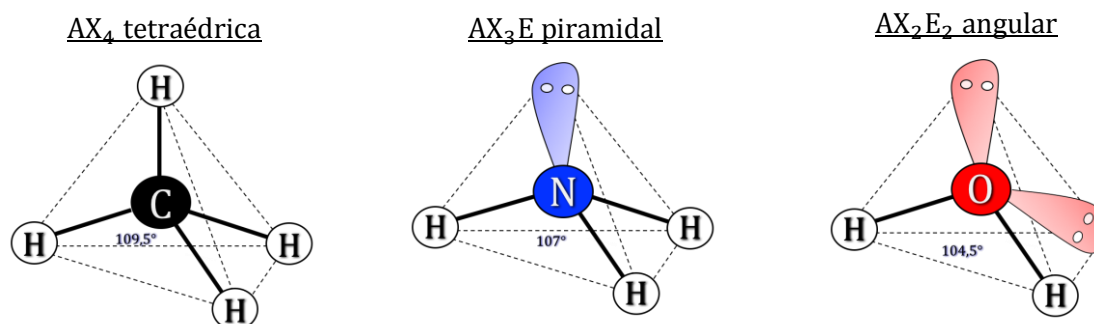
La respuesta correcta es la **c**.

1.2. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces (del átomo central) pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3 ?

- Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
- Tetraédrica, lineal y angular.
- Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017)

Una molécula en la que el átomo central presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:



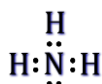
La respuesta correcta es la **d**.

1.3. La molécula de amoníaco posee una geometría:

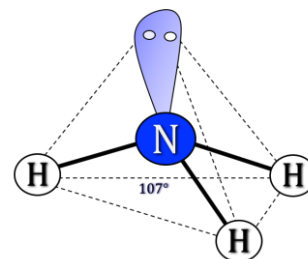
- Tetraédrica
- Pirámide triangular
- Triangular plana
- Lineal
- Bipirámide triangular
- Pirámide cuadrada
- Plana cuadrada

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Almería 2005)

La estructura de Lewis de la molécula **amoníaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de **pirámide triangular** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **b**.

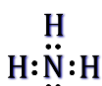
(Esta cuestión ha sido propuesta con todas esas respuestas posibles).

1.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

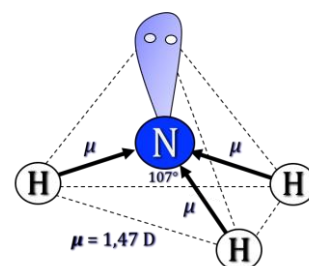
- Amoníaco
- Ácido sulfhídrico
- Dióxido de carbono
- Diclorometano
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

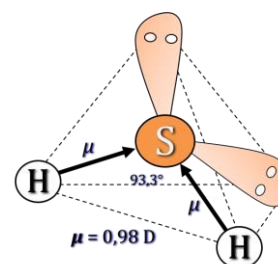


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

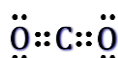


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

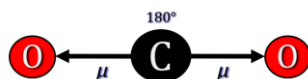


Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

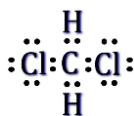


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

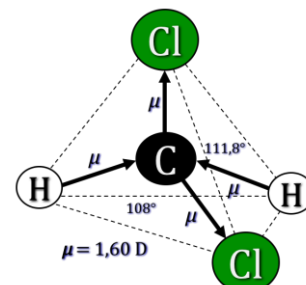


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro irregular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

1.5. La molécula de agua es:

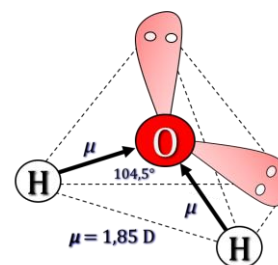
- Lineal y polar.
- Angular y polar.
- Angular y apolar.
- Piramidal y polar.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

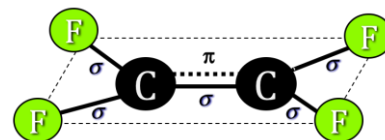
La respuesta correcta es la **b**.

1.6. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de $\text{F}_2\text{C}=\text{CF}_2$?

- 5 y 1
- 4 y 2
- 5 y 2
- 4 y 1
- 6 y 0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La molécula de $F_2C=CF_2$ presenta cuatro enlaces sencillos C-F que son enlaces σ y un enlace doble C=C formado por un enlace σ y otro π . En total, son **5 enlaces σ** y **un enlace π** .



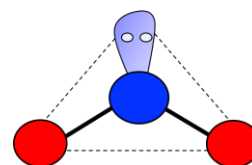
La respuesta correcta es la **a**.

1.7. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par de electrones solitarios, es:

- Angular
- Piramidal triangular
- Lineal
- Tetraédrica
- Triangular plana

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Alcalá 2016)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular, pero como solo hay dos ligandos unidos al átomo central la geometría que le corresponde es **angular**.



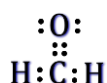
La respuesta correcta es la **a**.

1.8. La forma geométrica de la molécula de formaldehído, H_2CO , es:

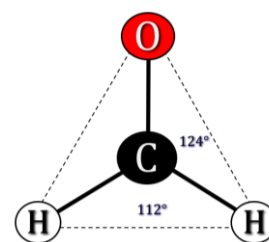
- Lineal
- Triangular plana
- Angular
- Piramidal triangular
- Tetraédrica

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.N. Alicante 2013)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **formaldehído** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



La respuesta correcta es la **b**.

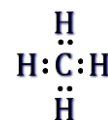
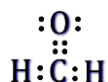
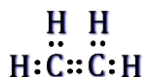
1.9. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación sp ?

- HCN
- $CH_2=CH_2$
- HCHO
- CH_4

(O.Q.L. Murcia 1997)

En una molécula con **hibridación sp** el átomo central está rodeado por dos pares de electrones alojados en **dos orbitales híbridos separados 180°** , por lo que la **geometría de la molécula es lineal**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es plana.

c) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

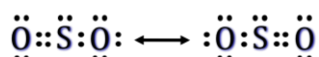
La respuesta correcta es la **a**.

1.10. Se dice que la molécula de SO_2 es resonante porque:

- Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
- Puede asignársele varias estructuras.
- Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
- Los dos elementos que la forman están en la misma columna del sistema periódico.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces $S-O$ no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo, para poder describir la molécula es preciso escribir **dos estructuras de Lewis** en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **b**.

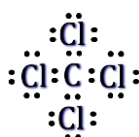
(En la cuestión propuesta en 1997 se cambia SO_2 por SO_3).

1.11. En la molécula de CCl_4 :

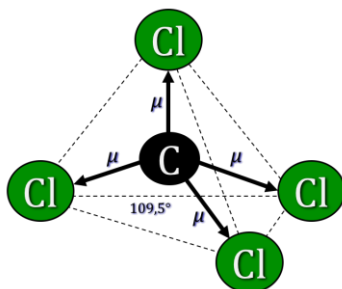
- El enlace entre el átomo de C y el de Cl es covalente polar.
- El enlace entre el átomo de C y el de Cl es doble.
- La geometría es plana.
- El momento dipolar es nulo.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

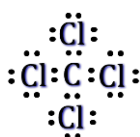
La respuesta correcta es la **d**.

1.12. Cuáles de las siguientes moléculas adoptarán geometría lineal:

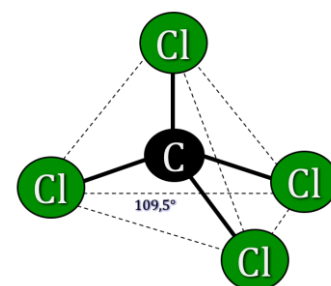
- CCl_4
- H_2O
- C_2H_2
- BeCl_2
- NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

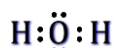
La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



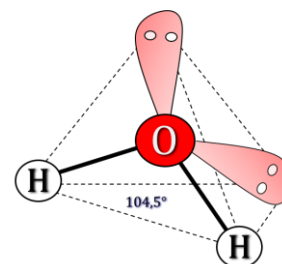
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



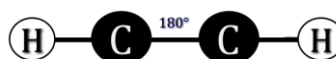
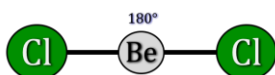
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



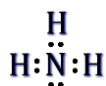
Las estructuras de Lewis de las moléculas **dicloruro de berilio** y **acetileno** son:



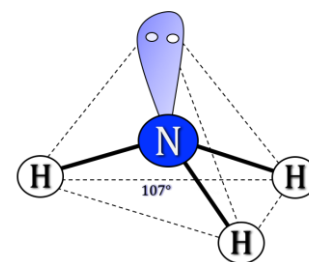
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 y el C_2H_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que la disposición y geometría de ambas es **lineal**.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Las respuestas correctas son **c** y **d**.

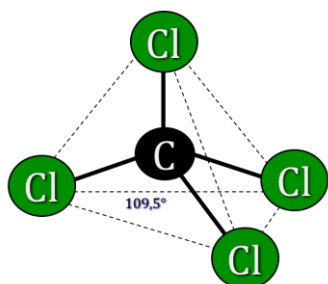
1.13. Indique para los compuestos siguientes si alguno no posee algún átomo con hibridación sp^3 :

- NH_3
- C_6H_6
- H_2O
- CCl_4
- HCHO

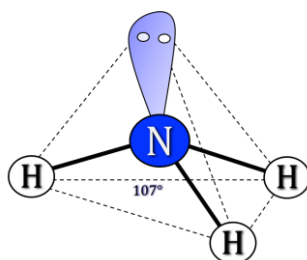
(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:

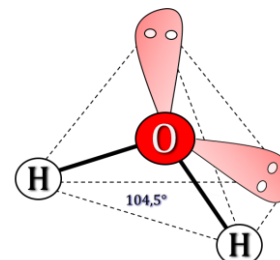
AX_4 tetraédrica



AX_3E piramidal



AX_2E_2 angular



Las respuestas correctas son **b** y **e**.

(En Castilla y León 2008 se elimina el HCHO y se cambia CCl_4 por CF_4).

1.14. Señale la proposición correcta:

- El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
- La molécula de agua es lineal.
- La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brønsted-Lowry.
- En agua solo se disuelven compuestos iónicos.
- En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación sp^2 .
- Ninguna de las anteriores.

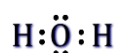
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. El volumen molar del hielo es mayor que el del agua líquida, ya que la densidad del hielo ($\rho = 0,9 \text{ g cm}^{-3}$) es menor que la del agua a la misma temperatura ($\rho = 1,0 \text{ g cm}^{-3}$). Así pues, los volúmenes molares respectivos son:

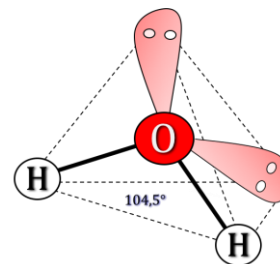
$$V_{\text{hielo}} = \frac{18 \text{ g}}{0,9 \text{ g cm}^{-3}} = 20 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{agua}} = \frac{18 \text{ g}}{1,0 \text{ g cm}^{-3}} = 18 \text{ cm}^3$$

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

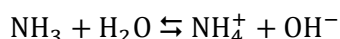


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

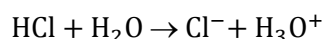


c) **Verdadero**. El agua es un anfótero y puede actuar como:

ácido de Brönsted (cede un H^+)



base de Brönsted (capta un H^+)



d) Falso. El agua debido a su elevado momento dipolar ($\mu = 1,85 \text{ D}$) disuelve muy bien a los compuestos iónicos (tipo NaCl), pero también disuelve a los compuestos con enlace covalente polar (tipo HCl).

e) Falso. Como se ha visto en el apartado b, el H_2O tiene una distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que corresponde a un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central tiene hibridación sp^3 .

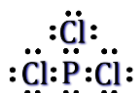
La respuesta correcta es la **c**.

1.15. La forma geométrica de la molécula PCl_3 en la que el átomo de fósforo está rodeado de cuatro pares de electrones es:

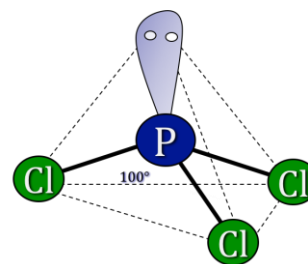
- Plana triangular
- Bipirámide triangular
- Pirámide cuadrada
- Pirámide triangular
- Plana cuadrada

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Almería 2005)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular es **pirámide triangular** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



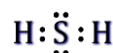
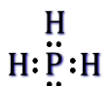
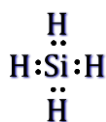
La respuesta correcta es la **d**.

1.16. Para las siguientes moléculas: SiH_4 , PH_3 y H_2S :

- En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.
- El ángulo $\text{H}-\text{Si}-\text{H}$ es menor que el ángulo $\text{H}-\text{P}-\text{H}$.
- En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- La única molécula no polar es PH_3 .
- La única lineal es H_2S .

(O.Q.N. Burgos 1998)

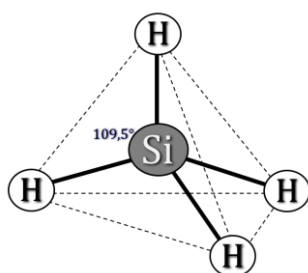
a) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de silano, fosfano y sulfuro de hidrógeno son:



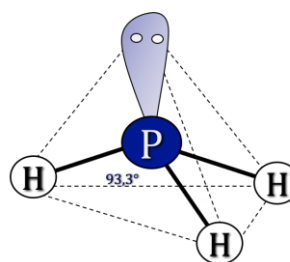
Como se observa, solo la molécula de SiH_4 tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el PH_3 , AX_2E_2 para el H_2S y AX_4 para el SiH_4 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. Sin embargo, como la molécula de PH_3 tiene una par solitario sobre el fósforo su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$, mientras que la molécula de SiH_4 que no tiene pares solitarios es tetraédrica con todos los ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

AX_4 tetraédrica ($\alpha = 109,5^\circ$)

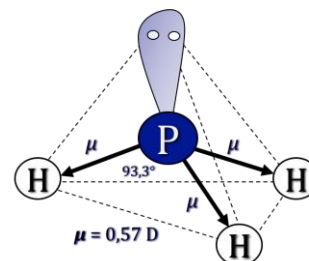


AX_3E piramidal ($\alpha = 93,3^\circ$)



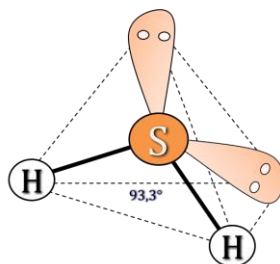
c) **Verdadero.** De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas AX_3E para el PH_3 , AX_2E_2 para el H_2S y AX_4 para el SiH_4 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central de todas ellas **tiene hibridación sp^3** .

d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



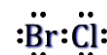
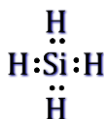
La respuesta correcta es la **c**.

1.17. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?

- a) F_2
- b) SiH_4
- c) HCl
- d) $BrCl$

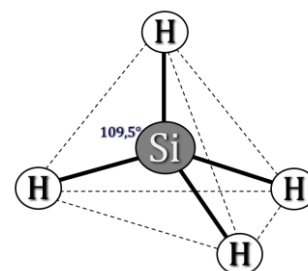
(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



- La molécula de F_2 es no polar ya que está formada por dos átomos iguales.
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el silicio ($\chi = 1,90$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- Las moléculas restantes son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad. De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(H) = 2,20 ; \chi(Cl) = 3,16 ; \chi(Br) = 2,96$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi(H-Cl) = 3,16 - 2,20 = 0,96$$

$$\Delta\chi(Br-Cl) = 3,16 - 2,96 = 0,20$$

Por tanto, **la molécula de mayor momento dipolar es H-Cl.**

La respuesta correcta es la c.

1.18. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

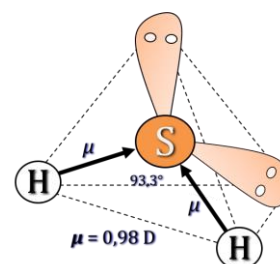
- a) H_2S
- b) CCl_4
- c) SO_2
- d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 1998)

- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

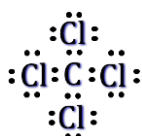


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

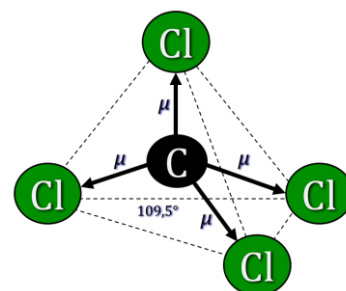


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 D$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:

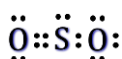


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

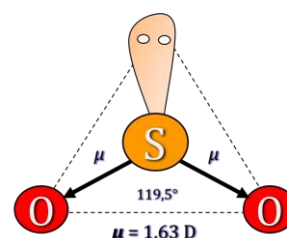


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

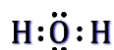


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

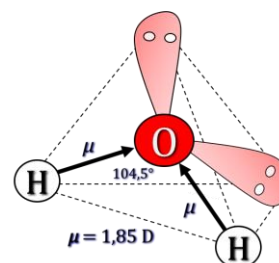


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

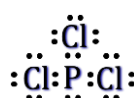
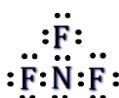
La respuesta correcta es la **b**.

1.19. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?

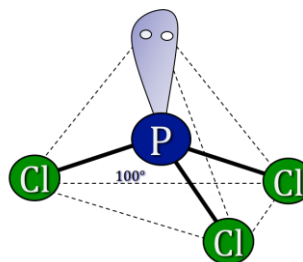
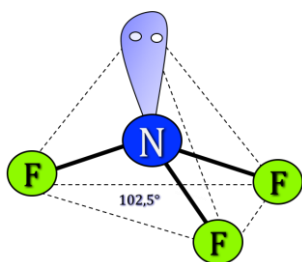
- Trifluoruro de nitrógeno (NF_3)
- Tricloruro de fósforo (PCl_3)
- Trifluoruro de boro (BF_3)
- Trifluoruro de yodo (IF_3)

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2007)

- Las estructuras de Lewis de la moléculas de trifluoruro de nitrógeno y tricloruro de fósforo son:



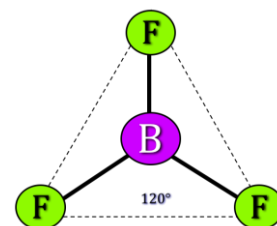
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 y PCl_3 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición es tetraédrica y la geometría de ambas es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



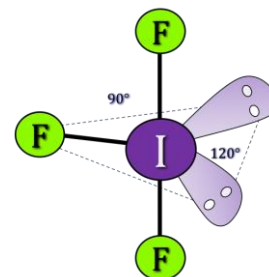
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de yodo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" que tiene **todos los átomos en el mismo plano**.



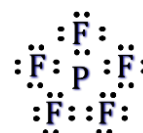
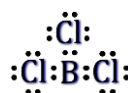
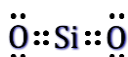
Las respuestas correctas son **c** y **d**.

1.20. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es una excepción a la regla del octeto según la notación de Lewis?

- SiO_2
- BeCl_2
- BCl_3
- PF_5

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única sustancia que cumple la regla del octeto es SiO_2 , aunque no se trata de una molécula, es una sustancia que forma una red covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

1.21. Las moléculas de un compuesto (ZCl_3) tienen momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?

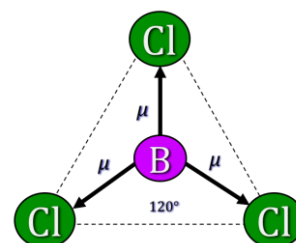
- Lineal
- Trigonal plana
- Tetraédrica
- Piramidal
- Octaédrica

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ZCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.

Una sustancia de este tipo es el BCl_3 .

La respuesta correcta es la **b**.



1.22. Solo una de las siguientes proposiciones es falsa:

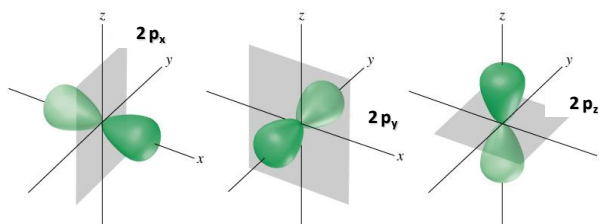
- Una molécula con hibridación sp es lineal.
- Una molécula con hibridación sp^2 es plana y triangular.
- Si en el NH_3 se utilizan orbitales puros del tipo p del N, el ángulo esperado será de 90° .
- La hibridación sp^3d pertenece a una molécula con forma de bipirámide triangular y sin pares de electrones desapareados.
- La molécula de CH_4 es plana cuadrangular.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

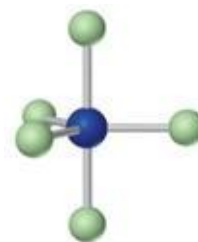
a) Verdadero. En una molécula con hibridación sp el átomo central está rodeado por dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos separados 180° por lo que la geometría de la molécula es lineal.

b) Verdadero. En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones por lo que tiene tres orbitales híbridos separados 120° . Si los tres orbitales están ocupados por pares de electrones enlazantes la geometría de la molécula es triangular plana. Si solo dos orbitales híbridos están ocupados por pares de electrones enlazantes y el tercero por un par de electrones solitario, la geometría de la molécula es angular.

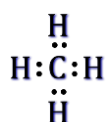
c) Verdadero. La estructura electrónica del nitrógeno es $[He] 2s^2 2p^3$ por lo que tiene 5 electrones de valencia alojados en orbitales atómicos 2s y 2p. Si se considera que los responsables del enlace son los electrones alojados en el orbital 2p los ángulos de enlace deberían ser de 90° ya que estos orbitales son perpendiculares entre sí.



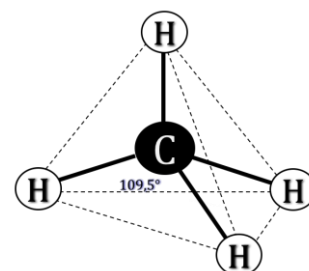
d) Verdadero. En una molécula con hibridación sp^3d el átomo central está rodeado por cinco pares de electrones por lo que tiene cinco orbitales híbridos. De acuerdo con el modelo RPECV estas moléculas cuya distribución de ligandos alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 les corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. Los tres orbitales que se encuentran en el mismo plano están separados 120° . Los dos orbitales restantes se encuentran en un plano perpendicular a los anteriores.



e) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que tiene disposición y geometría molecular tetraédrica.



La respuesta correcta es la e.

(En Castilla y León 1998 se omite la propuesta d).

1.23. De las siguientes especies, ¿cuál será polar?

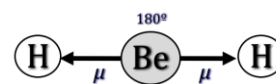
- BeH_2
- CH_4
- BF_3
- H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:

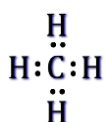


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

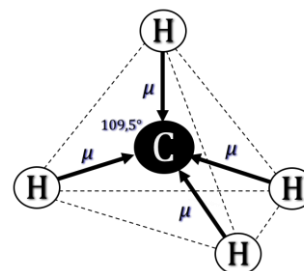


Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

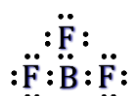


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

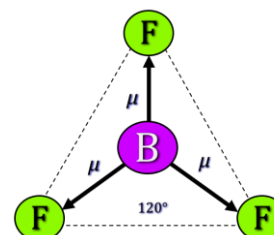


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

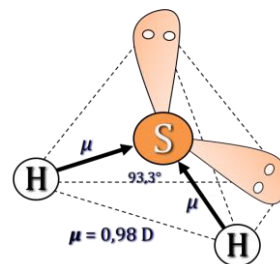


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

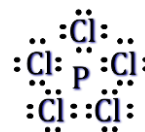
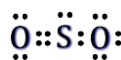
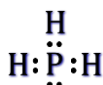
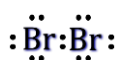
La respuesta correcta es la **d**.

1.24. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- Br_2
- PH_3
- SO_2
- PCl_5

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es PCl_5 .

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- La energía de un enlace sencillo es la mitad de un enlace doble entre los mismos átomos.
- La molécula $\text{X}-\text{Y}-\text{Z}$ es no polar.
- La especie Ar^+ tiene configuración de gas noble.
- La hibridación del carbono en el compuesto CH_3Cl es sp^3 .

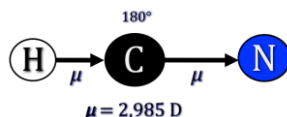
(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Una molécula que presente un enlace doble entre dos átomos idénticos tiene dos enlaces diferentes, un enlace σ y un enlace π . Como las energías de ambos enlaces también son diferentes, la energía asociada a un enlace sencillo nunca será la mitad de la energía asociada a un enlace doble.

b) Falso. Una especie del tipo $\text{X}\ddot{\text{Y}}\ddot{\text{Z}}$ podría ser el HCN , y su estructura de Lewis es:



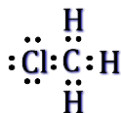
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,98$ D) y la molécula es polar.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del Ar, gas noble, es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Si a un átomo de argón se le quita un electrón se transforma en el ion Ar^+ por lo que pierde dicha configuración.

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis del **clorometano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central **tiene hibridación sp^3** .

La respuesta correcta es la **d**.

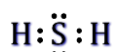
1.26. Para las siguientes moléculas: NH_3 , H_2S , CH_4 :

- En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- La única lineal es H_2S .
- La única molécula no polar es NH_3 .
- El ángulo $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ es menor que el ángulo $\text{H}-\text{N}-\text{H}$.
- Las tres moléculas tienen momento dipolar.

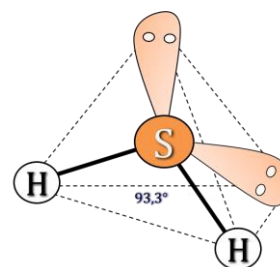
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el NH_3 , AX_2E_2 para el H_2O y AX_4 para el CH_4 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central de todas ellas tiene **hibridación sp^3** .

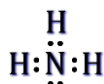
b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



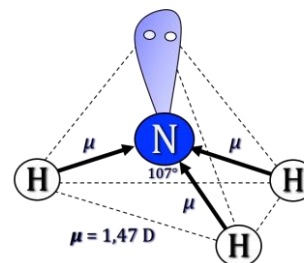
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

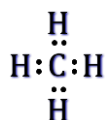


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

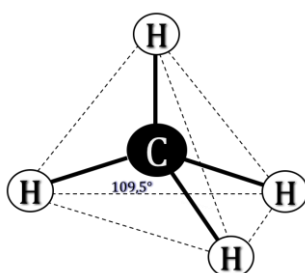
d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



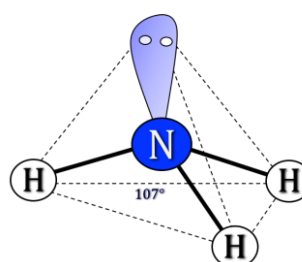
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. El ángulo de enlace es $109,5^\circ$.

Según se ha visto en el apartado b) el NH_3 también tiene número estérico 4 pero la geometría es piramidal y el ángulo de enlace es ligeramente menor debido a la repulsión que ejerce el par solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.

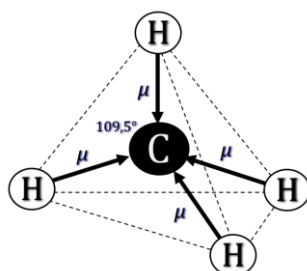
AX_4 tetraédrica ($\alpha = 109,5^\circ$)



AX_3E piramidal ($\alpha = 107^\circ$)



e) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior, la molécula de CH_4 presenta geometría tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares pero con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

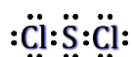
(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

1.27. ¿Cuántos enlaces σ y π , respectivamente, hay en la molécula SCl_2 ?

- a) 2 y 2
- b) 2 y 0
- c) 2 y 1
- d) 3 y 0
- e) 3 y 1

(O.Q.N. Almería 1999)

De la estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre se observa que:



- presenta **dos enlaces sencillos** Cl-S que son **enlaces σ**

- al no existir ningún enlace múltiple **no tiene enlaces π** .

La respuesta correcta es la **b**.

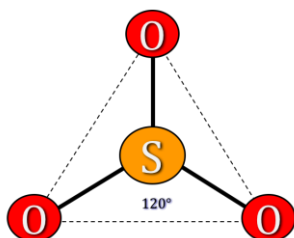
1.28. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos sp^2 ?

- Tetraédrica y angular.
- Piramidal trigonal y angular.
- Trigonal plana y angular.
- Trigonal plana y octaédrica.
- Trigonal plana y piramidal trigonal.

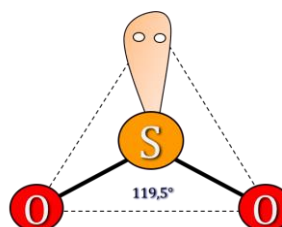
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012)

Una molécula que presente **hibridación sp^2** tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3. Este número está asociado a especies del tipo:

AX_3 trigonal plana ($\alpha = 120^\circ$)



AX_2E angular ($\alpha < 120^\circ$)



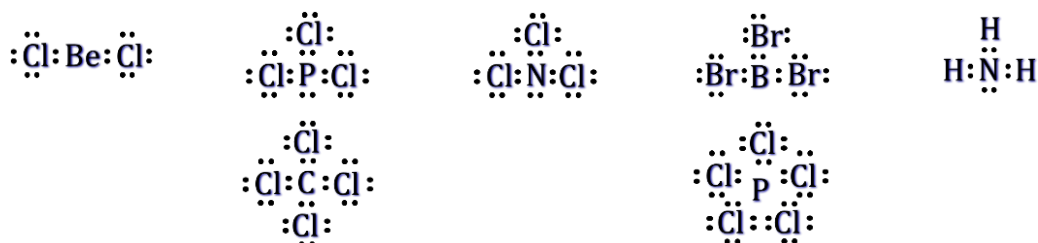
La respuesta correcta es la **c**.

1.29. De las siguientes especies químicas hay una que no es posible:

- Dicloruro de berilio
- Tricloruro de fósforo
- Tetracloruro de carbono
- Pentacloruro de nitrógeno
- BBr_3
- PCl_5
- NH_3
- NCl_3

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Valencia 2002)
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Canarias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Las estructuras de Lewis de todas moléculas excepto el NCl_5 son:



La **molécula de NCl_5 no puede existir**, ya que el nitrógeno, un elemento del segundo periodo y del grupo 15 del sistema periódico, presenta configuración electrónica externa $2s^2 2p^3$, pero no se puede hibridar, o en otras palabras, "expandir" su capa de valencia y ampliar su octeto, alojando más de ocho electrones en la misma ya que no tiene orbitales d disponibles en su capa de valencia.

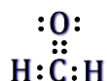
La respuesta correcta es la **d**.

1.30. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

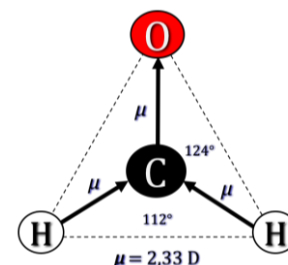
- a) HCHO
- b) PCl_3
- c) CCl_4
- d) HCN

(O.Q.L. Murcia 1999)

La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:

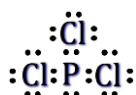


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

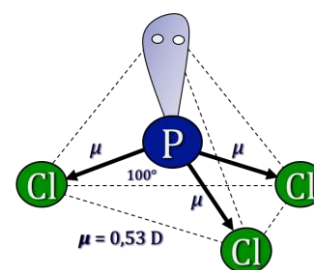


Como oxígeno ($\chi = 3,44$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,33 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

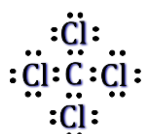


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

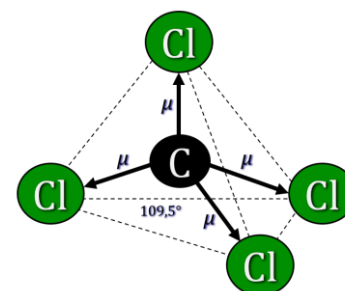


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de [tetracloruro de carbono](#) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

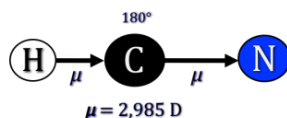


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **c**.

1.31. ¿Con cuántos enlaces σ y π se describe la molécula de nitrógeno?

- Dos σ y un π
- Un σ y dos π
- Un σ y tres π
- Un σ y un π

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

De la estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno se deduce que:



presenta un enlace triple formado por $\rightarrow \begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 2 \text{ enlaces } \pi \end{cases}$

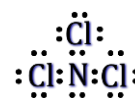
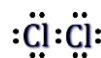
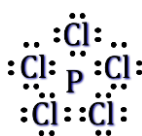
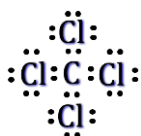
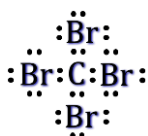
La respuesta correcta es la **a**.

1.32. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- CBr_4
- CCl_4
- PCl_5
- Cl_2
- NCl_3

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es PCl_5 .

La respuesta correcta es la **c**.

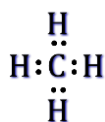
(Cuestión similar a Castilla y León 1998. En Castilla y León 1999 se omite CBr_4).

1.33. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:

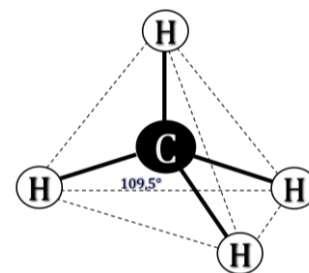
- El CH_4 tiene forma de tetraedro regular.
- El BeH_2 es lineal.
- El BF_3 es plano.
- El PCl_5 no presenta forma de bipirámide trigonal.

(O.Q.L. Castilla-León 1999)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



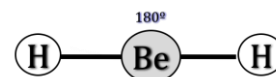
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



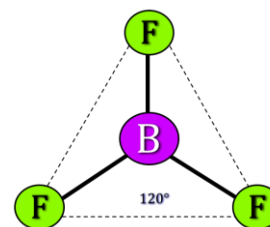
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



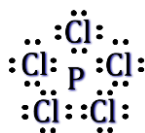
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



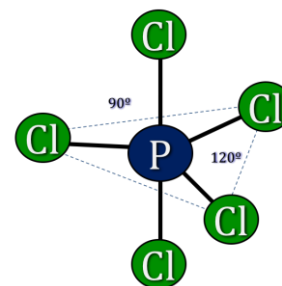
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**.



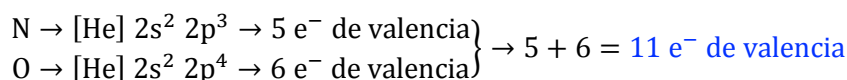
La respuesta correcta es la **d**.

1.34. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:

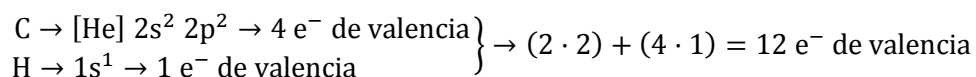
- NO
- C_2H_4
- CO_2
- N_2
- SO_2

(O.Q.N. Murcia 2000)

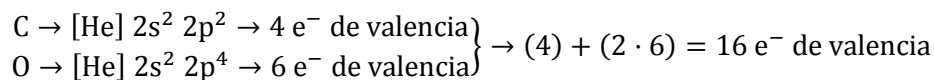
a) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el NO son:



b) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el C_2H_4 son:



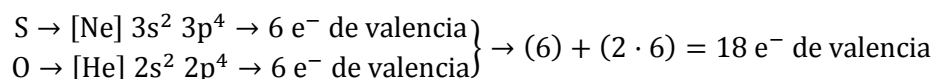
c) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el CO_2 son:



d) La estructura electrónica del elemento que forma el N_2 es:



e) Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el SO_2 son:



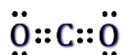
La respuesta correcta es la a.

1.35. Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- La molécula de CO_2 es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
- La geometría de la molécula de PCl_3 es bipiramidal regular.
- El NH_3 muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.
- El momento dipolar del BeF_2 es cero por ser una molécula simétrica.
- La polaridad del CCl_4 es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.

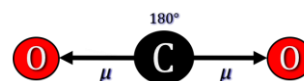
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



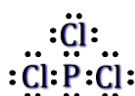
Esta estructura no puede presentar resonancia.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

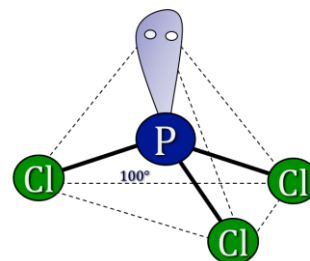


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

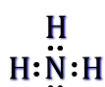
b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

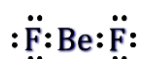


c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

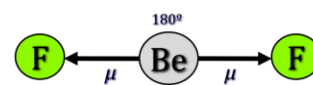


De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir por lo que se comporta como base.

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

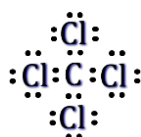


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** y la molécula es **simétrica**.

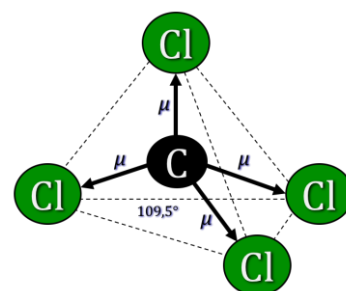


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

e) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **d**.

1.36. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos sp^2 ?

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$
- $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-NH}_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH-C}\equiv\text{CH}$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2013)

Una molécula que presente **hibridación sp^2** tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 y una disposición **trigonal** de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

a) Falso. En la molécula de propano, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 .

b) Falso. En la molécula de propino, $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$, el primer carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp .

c) Falso. En la molécula de 2-propanol, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 .

d) Falso. En la molécula de metilamina, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$, el átomo de carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 y el átomo de nitrógeno también la tiene solo que uno de los cuatro orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones solitario.

e) **Verdadero**. En la molécula de 1-buten-3-ino, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$, los dos primeros carbonos tienen dos enlaces simples y un enlace doble, característica de los carbonos con hibridación sp^2 , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp .

La respuesta correcta es la e.

1.37. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) La hibridación de los carbonos en el acetileno (etino) es sp^2 .
- b) La hibridación del átomo central de la molécula de agua es sp .
- c) La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es sp^2 .
- d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación sp^3 .
- e) La hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco es sp^2 .

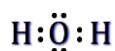
(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



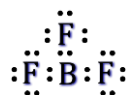
Una molécula que presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de C_2H_2 tiene número estérico 2.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



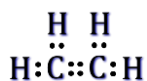
Una molécula que presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de H_2O tiene número estérico 4.

c) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



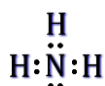
Una molécula que presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 3.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 4, mientras que la molécula de C_2H_4 tiene número estérico 3 aunque sí es una molécula plana.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 4.

La respuesta correcta es la c.

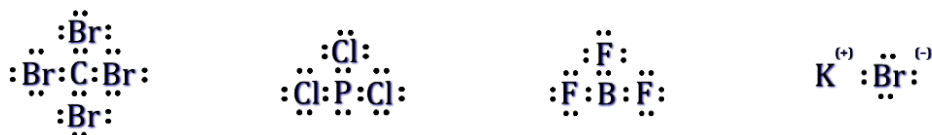
(En 2009 se cambia BF_3 por NH_3 y se propone hibridación sp^2 para eteno).

1.38. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:

- a) CBr_4
- b) PCl_3
- c) BF_3
- d) KBr

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es BF_3 , aunque el KBr no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia.

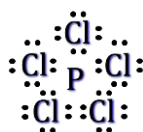
La respuesta correcta es la **c**.

1.39. La hibridación del fósforo en el PCl_5 es:

- a) sp^3d
- b) sp^3d^2
- c) sp^2
- d) sp^3
- e) sp

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, **tiene 5 orbitales híbridos sp^3d** .

La respuesta correcta es la **a**.

1.40. Señale la proposición correcta. Para las moléculas BeCl_2 y H_2S :

- a) Tienen el mismo ángulo de enlace.
- b) Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
- c) La molécula de BeCl_2 es lineal y la molécula de H_2S es angular.
- d) Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo sp .
- e) El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación sp^3 .
- f) Ambos átomos centrales tienen la misma hibridación.
- g) Las dos moléculas son apolares.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a-g) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de berilio y sulfuro de hidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° , mientras que, el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular con un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión ejercida por los dos pares de electrones solitarios.

En ambas moléculas existen dipolos ya que los elementos enlazados tienen diferente electronegatividad. En el caso del BeCl_2 , debido a la geometría lineal, los dos vectores momento dipolar se anulan y la molécula es apolar. En la molécula de H_2S ocurre lo contrario, los vectores no se anulan debido a la geometría angular y por ese motivo la molécula es polar.



b) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis, el átomo central de ambas moléculas tiene distinto número de electrones de valencia.

c) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado a) la molécula de BeCl_2 es **lineal** y la de H_2S es **angular**.

d) Falso. En la molécula de BeCl_2 el átomo central está rodeado de dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos sp , mientras que en la molécula de H_2S el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, dos solitarios y dos enlazantes por lo que tiene cuatro orbitales híbridos sp^3 .

e) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado anterior en la molécula de H_2S el **átomo de azufre tiene hibridación sp^3** .

f) Falso. Según ha comentado en los apartados d y e.

Las respuestas correctas son la **c** y la **e**.

(Algunas de las propuestas cambian de unas pruebas a otras).

1.41. La molécula de NO:

- Tiene un enlace iónico.
- Cumple la regla del octeto.
- Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.
- Es un gas muy reactivo.
- Es un componente de la contaminación atmosférica.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

a) Falso. Un enlace puede considerarse iónico si la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace es $\Delta\chi > 2$. El oxígeno ($\chi = 3,44$) es algo más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) por lo que en este caso $\Delta\chi = 0,40$. Atendiendo a este valor, este enlace se clasifica como covalente polar.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:

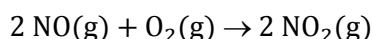
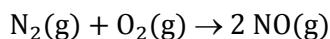


Como se observa, el átomo de nitrógeno no cumple la regla del octeto.

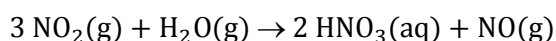
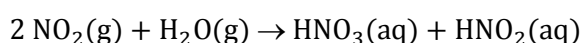
c) **Verdadero**. Una especie es **paramagnética** si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan con un campo magnético.

d) Falso. La reactividad de una sustancia es algo relativo, depende de cuáles sean las sustancias que reaccionan.

e) **Verdadero**. La combustión del N_2 atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los automóviles produce NO y NO_2 de acuerdo con las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:



El NO_2 es capaz de reaccionar directamente con el agua formando ácidos según las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:



El NO formado en esta última reacción favorece que se siga formando ácido nítrico, HNO_3 .

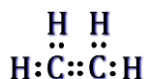
Las respuestas correctas son la **c** y la **e**.

1.42. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:

- a) Cúbica
- b) Lineal
- c) Trigonal
- d) Tetraédrica

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **eteno** es:



Un **átomo de carbono con un doble enlace presenta hibridación sp^2** y tiene tres orbitales híbridos de este tipo. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un **número estérico 3** por lo que la disposición de ligandos alrededor del átomo central es **trigonal**.

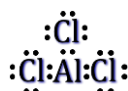
La respuesta correcta es la **c**.

1.43. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto $AlCl_3$?

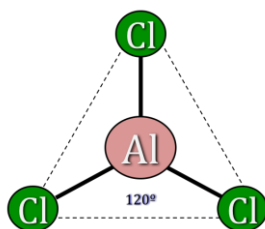
- a) sp^2
- b) s^2p
- c) sp^3
- d) sp

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de aluminio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AlCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 3$** por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**. Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta **hibridación sp^2** .



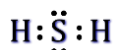
La respuesta correcta es la **a**.

1.44. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?

- a) H_2S
- b) PF_3
- c) BeF_2
- d) NH_3

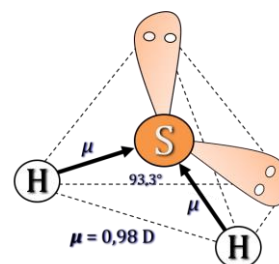
(O.Q.L. Murcia 2001)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

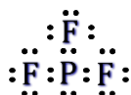


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

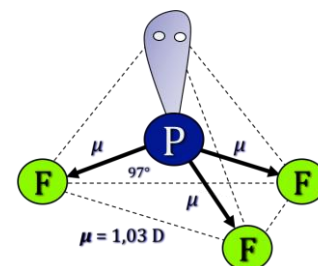


▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:

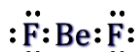


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

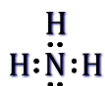


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

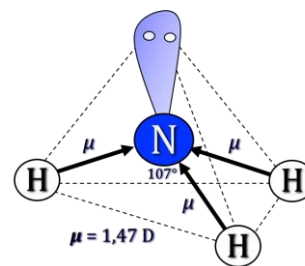
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

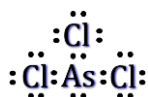
La respuesta correcta es la **c**.

1.45. De la molécula de cloruro de arsénico(III) se puede afirmar que:

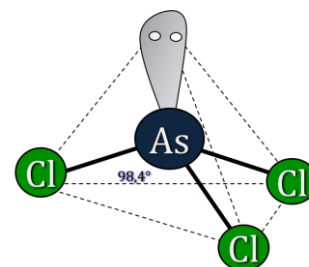
- Su geometría es trigonal plana.
- Su geometría es piramidal trigonal.
- Tiene cinco pares de electrones alrededor del átomo central.
- Es una molécula angular con hibridación sp^3 .

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de arsénico(III)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 4$** por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta **hibridación sp^3** .



La respuesta correcta es la **b**.

1.46. Se hacen las siguientes proposiciones:

- La valencia electrónica de un elemento químico es el número de electrones desapareados que posee.
- Se dice que el enlace covalente tiene carácter direccional.
- El oxiclورو de carbono (cloruro de carbonilo) presenta resonancia.
- El dióxido de azufre no presenta resonancia.

Puede considerarse correcta la respuesta:

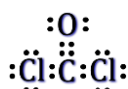
- Ciertas 1 y 3.
- Falsas 2, 3 y 4.
- Ciertas 2 y 3.
- Ciertas 1 y 2.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Cierto. La valencia electrónica o valencia covalente de un elemento viene dada por el número de electrones desapareados que tiene.

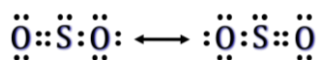
2) Cierto. El enlace covalente tiene carácter direccional ya que los pares de electrones que forman los enlaces entre los átomos tienden a la máxima separación para que sea mínima la repulsión entre ellos.

3) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de oxiclورو de carbono es:



Como se observa, ninguno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre carbono y oxígeno pueden cambiar de posición, por tanto, la sustancia no presenta resonancia.

3) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



Como se observa, uno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre azufre y oxígeno puede cambiar de posición, por tanto, la sustancia sí presenta resonancia.

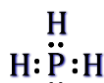
La respuesta correcta es la **d**.

1.47. Indique cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3 :

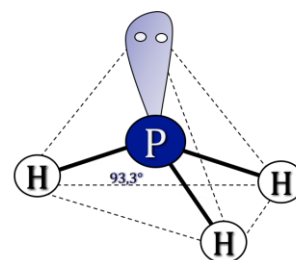
- a) sp^2
- b) sp^3
- c) p^3
- d) dsp

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **fosfano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta **hibridación sp^3** .



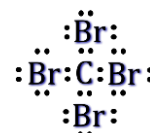
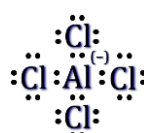
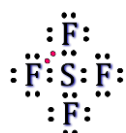
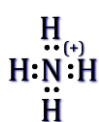
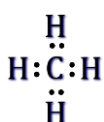
La respuesta correcta es la **b**.

1.48. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?

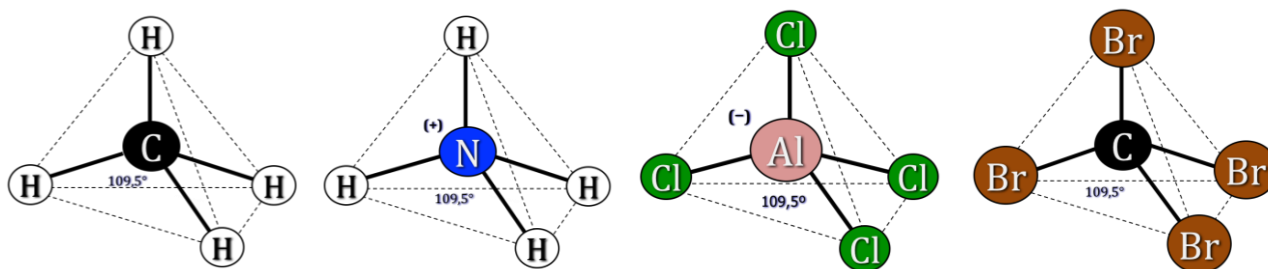
- a) CH_4
- b) NH_4^+
- c) SF_4
- d) AlCl_4^-
- e) CBr_4

(O.Q.N. Oviedo 2002)

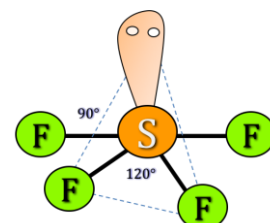
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



a-b-d-e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4 , NH_4^+ , AlCl_4^- y CBr_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que todas ellas tienen disposición y geometría tetraédrica.



c) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de “balancín” debido a la presencia del par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.



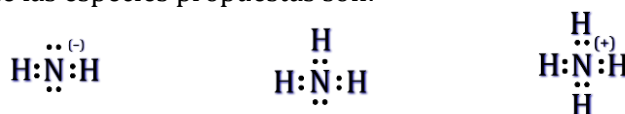
La respuesta correcta es la c.

1.49. El átomo de N en las especies químicas NH_3 , NH_2^- y NH_4^+ está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace H–N–H.

- NH_3 NH_2^- NH_4^+
- NH_3 NH_4^+ NH_2^-
- NH_4^+ NH_2^- NH_3
- NH_2^- NH_3 NH_4^+
- El ángulo H–N–H no varía.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Valencia 2006)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el NH_3 , AX_2E_2 para el NH_2^- y AX_4 para el NH_4^+ a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central de todas ellas tiene disposición tetraédrica. No obstante, la geometría de todas ellas es diferente:

- el NH_2^- tiene dos pares de electrones solitarios por lo que la geometría es **angular** y el **ángulo de enlace es bastante menor de $109,5^\circ$** , debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios.
- el NH_3 tiene un par de electrones solitarios por lo que la geometría es **piramidal** y los **ángulos de enlace son algo menores de $109,5^\circ$** , debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.
- el NH_4^+ no tiene pares de electrones solitarios por lo que la geometría es **tetraédrica** y los **ángulos de enlace son de $109,5^\circ$** .

El orden creciente de ángulos de enlace es:



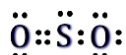
La respuesta correcta es la d.

1.50. Al comparar las moléculas de CO_2 y SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cómo se puede justificar esta diferencia?

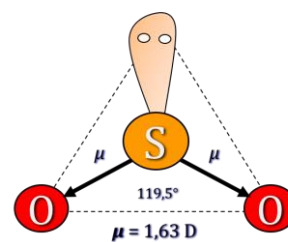
- Porque las electronegatividades del carbono y oxígeno son muy similares, mientras que las del azufre y oxígeno son muy distintas.
- Porque la molécula de CO_2 es lineal y la de SO_2 no.
- Porque el carbono no permite que sus electrones de valencia se alejen demasiado.
- Porque el carbono pertenece al segundo período del sistema periódico mientras que el azufre pertenece al tercero.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2014)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

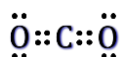


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



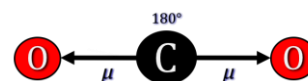
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La respuesta correcta es la **b**.

1.51. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:

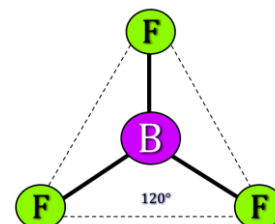
- F-B-F en el $\text{BF}_3(\text{g})$
- Cl-C-Cl en el $\text{H}_2\text{CCl}_2(\text{g})$
- Cl-Be-Cl en el $\text{BeCl}_2(\text{g})$
- H-O-H en el $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

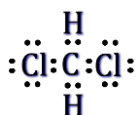
- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



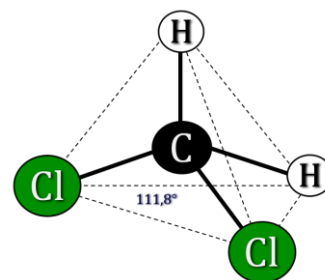
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



- La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



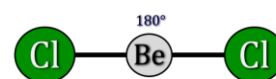
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro con ángulos de enlace cercanos a $109,5^\circ$ debido a que no es una figura regular, algo mayores para $\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}$ debido a que los átomos de cloro son más voluminosos.



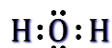
- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:



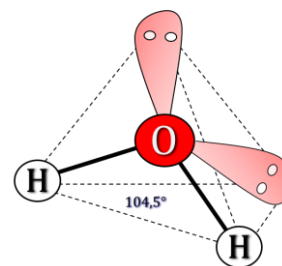
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° .



- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



El mayor ángulo de enlace corresponde al BeCl_2 ($\alpha = 180^\circ$).

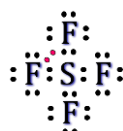
La respuesta correcta es la **c**.

1.52. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:

- sp^2
- sp^3
- sp^3d
- sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

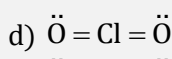
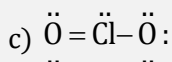
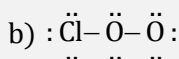
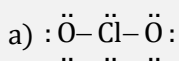
La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 5 orbitales **híbridos sp^3d** .

La respuesta correcta es la **c**.

1.53. Indique cuál de las estructuras de Lewis que se presentan es la más correcta para el ClO_2 :



e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2002)

Las configuraciones electrónicas abreviadas del oxígeno y cloro son, respectivamente:

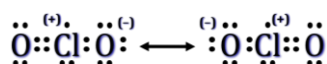


De ambas se deduce que estos elementos tienen, respectivamente, 6 y 7 electrones de valencia, por tanto, el número total de electrones de valencia es, $7 + (2 \times 6) = 19$.

Ninguna de las estructuras propuestas es correcta como estructura de Lewis del ClO_2 , ya que:

- Las estructuras a) y b) tienen 20 electrones.
- La estructura c) tiene 18 electrones.
- La estructura d) tiene 16 electrones.

La estructura de Lewis de la molécula de ClO_2 es:



Se trata de una especie paramagnética (con electrones desapareados) que, además, presenta resonancia.

La respuesta correcta es la e.

1.54. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

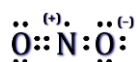
- a) El volumen atómico de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.
- b) Los cationes son siempre más pequeños que los aniones.
- c) Las moléculas con número impar de electrones obedecen la regla octeto.
- d) Todas las moléculas triatómicas del tipo A_2B no tienen momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2002)

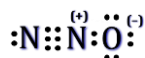
a) **Verdadero.** Un átomo al formar un ion positivo pierde electrones, con lo que disminuye el efecto pantalla y aumenta la carga nuclear efectiva. Este aumento provoca una mayor atracción nuclear sobre los electrones externos lo que lleva a una disminución del tamaño de la especie. Además al disminuir el número de electrones también disminuyen las fuerzas repulsivas entre ellos lo que también conduce a una disminución del tamaño de la especie. Por lo tanto, el tamaño de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.

b) Falso. Solo sería aplicable a cationes y aniones del mismo átomo. Por ejemplo, en el caso del carbono, el catión C^{4+} tiene un tamaño de 15 pm, mientras que el anión C^{4-} tiene un tamaño bastante mayor de 260 pm. Sin embargo, si se comparan el catión Cs^+ y el anión F^- , los tamaños respectivos son, 169 y 133 pm. El tamaño depende del número de capas electrónicas y de la carga nuclear del átomo en cuestión.

c) Falso. Es imposible que una molécula con número impar de electrones pueda cumplir la regla del octeto. Por ejemplo, la estructura de Lewis de una especie como el NO_2 con 11 electrones de valencia es:

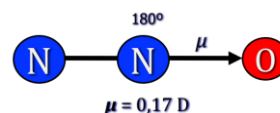


d) Falso. Una molécula del tipo A_2B sería el N_2O cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,17$ D) y la molécula es polar.



La respuesta correcta es la **a**.

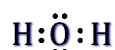
1.55. Señale cuáles de las siguientes moléculas tienen momento dipolar nulo:

agua, cloro, amoníaco, dióxido de carbono, metano, sulfuro de hidrógeno

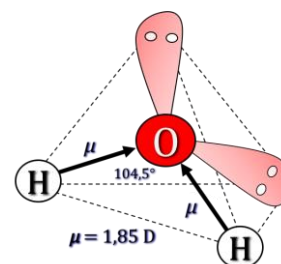
- Cloro, dióxido de carbono, metano.
- Cloro, amoníaco, metano.
- Agua, sulfuro de hidrógeno.
- Dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, amoníaco.

(O.Q.L. Baleares 2002)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

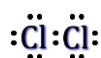


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



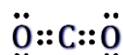
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dicloro** es:



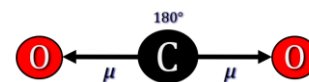
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **lineal** ya que solo hay dos átomos. Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

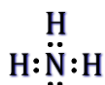


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

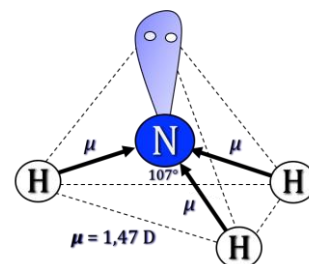
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

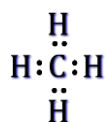


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

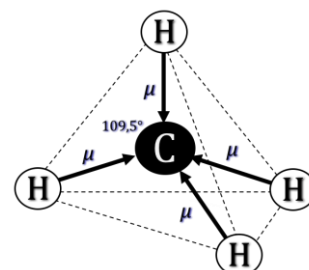


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

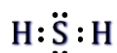


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

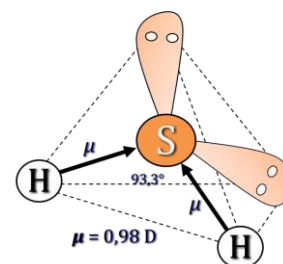


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



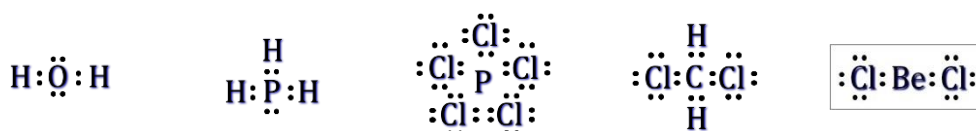
Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la a.

1.56. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?

- H_2O
- PH_3
- PCl_5
- CH_2Cl_2
- BeCl_2

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



Como se observa en las estructuras, la única molécula que tiene **un par de electrones solitario sobre el átomo central** es la de PH_3 .

La respuesta correcta es la **b**.

1.57. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?

- a) H_2
- b) HF
- c) HCl
- d) HBr
- e) HI

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Todas las moléculas propuestas salvo la primera son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(\text{H}) = 2,20 ; \chi(\text{F}) = 3,98, \chi(\text{Cl}) = 3,16 ; \chi(\text{Br}) = 2,96 ; \chi(\text{I}) = 2,66$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{H}) = 2,20 - 2,20 = 0,00$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{F}) = 3,98 - 2,20 = 1,78$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Cl}) = 3,16 - 2,20 = 0,96$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Br}) = 2,96 - 2,20 = 0,76$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{I}) = 2,66 - 2,20 = 0,46$$

Por lo tanto, la **molécula con mayor momento dipolar**, será HF .

La respuesta correcta es la **b**.

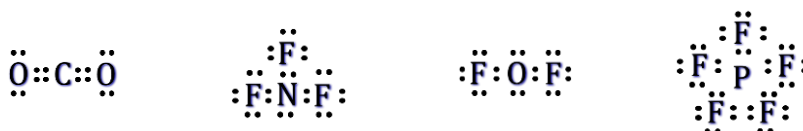
(En Castilla y León 2010 se pregunta el orden de polaridad de las moléculas).

1.58. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?

- a) CO_2
- b) NF_3
- c) OF_2
- d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única sustancia que no cumple la regla del octeto es PF_5 .

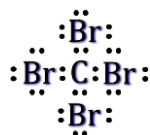
La respuesta correcta es la **d**.

1.59. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:

- a) CBr_4
- b) Cl_2
- c) BCl_3
- d) H_2S

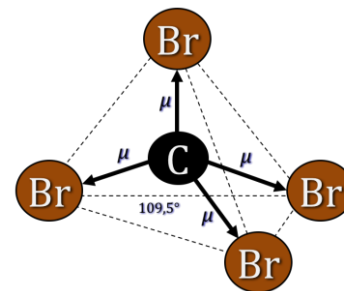
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrabromuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CBr_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el bromo ($\chi = 2,96$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

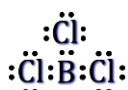


La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

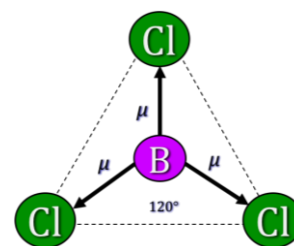


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

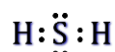


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

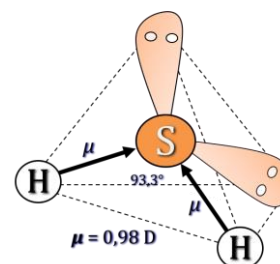


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

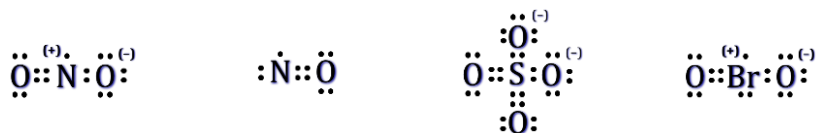
La respuesta correcta es la **d**.

1.60. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:

- a) NO₂
- b) NO
- c) SO₄²⁻
- d) BrO₂
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Ninguna de las especies propuestas cumple la regla del octeto.

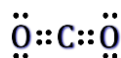
La respuesta correcta es la **e**.

1.61. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

- a) La molécula de CO₂ es polar.
- b) La molécula de CCl₄ es apolar.
- c) La molécula de BF₃ es polar.
- d) La molécula de NH₃ es apolar.

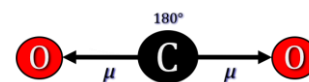
(O.Q.L. Baleares 2003)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

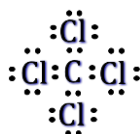


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

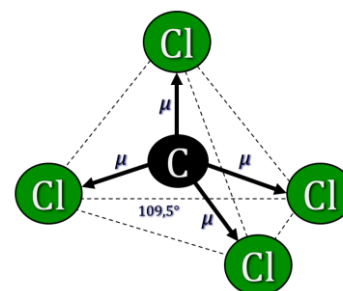
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:

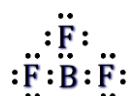


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



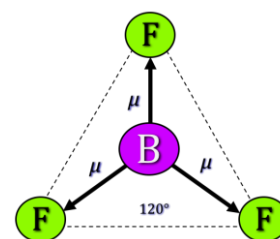
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

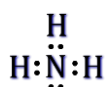


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

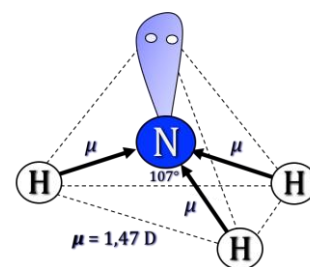
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

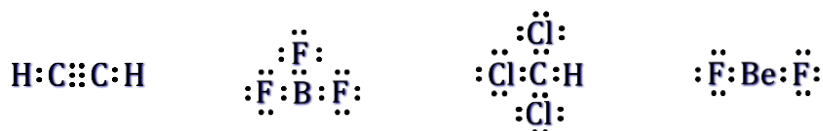
1.62. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se puede justificar mediante una hibridación sp^2 ?

- C_2H_2
- BF_3
- CHCl_3
- BeF_2

(O.Q.L. Baleares 2003)

En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones situados en tres orbitales híbridos separados 120° por lo que la geometría de la molécula es **triangular**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.

c) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

c) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

La respuesta correcta es la **b**.

1.63. Indique que afirmación es correcta para las moléculas:



- H_2S y O_2 son moléculas polares.
- Solo tienen geometría lineal H_2S y HCN .
- Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
- O_2 y HCN presentan algún enlace múltiple.
- La molécula de CF_4 es plana.

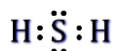
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dioxígeno es:



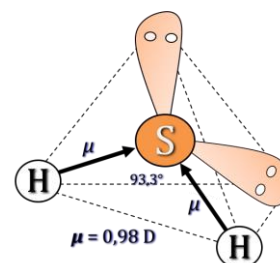
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

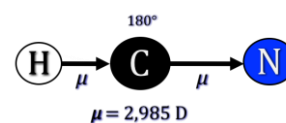


▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

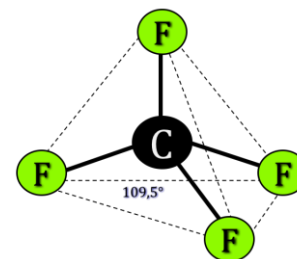
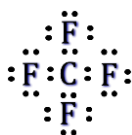


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

- a) Falso. El O_2 no es polar.
 b) Falso. El H_2S no es lineal.
 c) Falso. Solo HS_2 y HCN son ácidos según Brönsted. Ninguna se comporta como ácido de Lewis.
 d) **Verdadero.** El O_2 presenta un **enlace doble** y el HCN un **enlace triple**.
 e) Falso. El CF_4 no es plana.

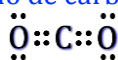
La respuesta correcta es la **d**.

1.64. Dadas las siguientes afirmaciones sobre la molécula de dióxido de carbono, indique cuál de ellas no es cierta.

- a) Es una molécula lineal.
 b) Es una molécula polar.
 c) Tiene enlaces polares.
 d) Tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

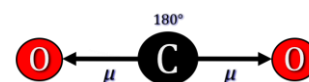
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los **enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La respuesta correcta es la **a**.

1.65. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar aunque sus enlaces son polares?

- a) HCl
 b) H_2O
 c) NH_3
 d) BF_3

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

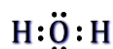
La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



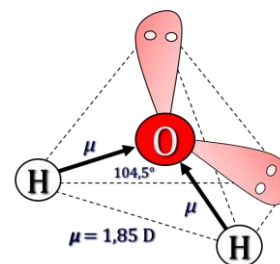
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya

que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 1,11$ D) y es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

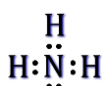


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

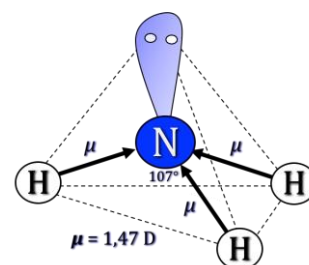


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

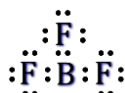


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

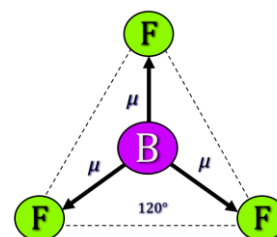


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) **los enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y **la molécula es no polar**.

La respuesta correcta es **d**.

1.66. Dadas las siguientes moléculas:



Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- No existe ninguna covalente apolar.
- Están ordenadas de menor a mayor polaridad.
- Solo una posee enlace fundamentalmente iónico.
- Todas son moléculas planas.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluor es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de monofluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 0,89 \text{ D}$) y es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

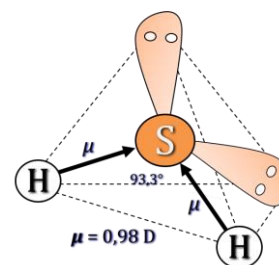


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 1,11 \text{ D}$) y es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

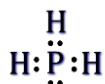


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

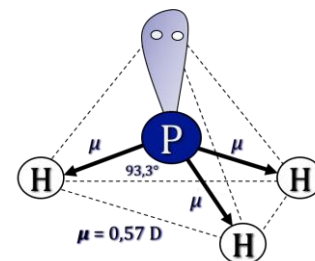


Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

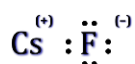


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la especie fluoruro de cesio es:



El CsF no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace predominantemente iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia. La elevada diferencia de electronegatividad que existe entre el cesio ($\chi = 0,79$) el flúor ($\chi = 3,96$) motiva que esta sustancia presente un elevado momento dipolar ($\mu = 7,88$ D).

a) Falso. Todas son polares excepto el F_2 .

b) Falso. La máxima polaridad le corresponde al CsF ya que es una sustancia con enlace predominantemente iónico y la mínima al F_2 con enlace covalente apolar, por lo que el orden de las sustancias por polaridad creciente (D) es:



c) **Verdadero**. La única sustancia con **enlace predominantemente iónico es CsF**.

d) Falso. Las únicas moléculas planas al estar formadas por dos átomos son F_2 , ClF y HCl. El CsF al ser una sustancia iónica forma una red cristalina.

La respuesta correcta es la **c**.

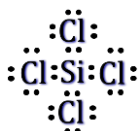
(Esta cuestión se repite en La Rioja 2008 con las moléculas Cl_2 , IF, HF, NaBr, H_2S y NH_3).

1.67. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera para molécula de SiCl_4 ?

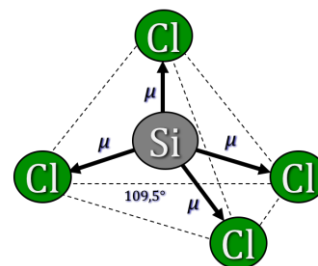
- No tiene momento dipolar porque la suma vectorial de los momentos de sus enlaces es 0.
- Tiene momento dipolar porque el átomo central es poco electronegativo.
- Tiene momento dipolar porque sus enlaces son polares.
- No tiene momento dipolar porque todos los átomos tienen la misma electronegatividad.
- No tiene momento dipolar porque la molécula es plana.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de silicio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) **los enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y **la molécula es no polar**.

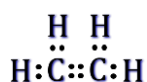
La respuesta correcta es la **a**.

1.68. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?

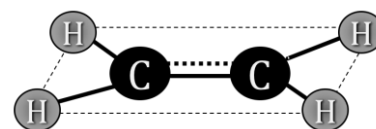
- C_2H_4
- PCl_5
- IF_3
- NH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

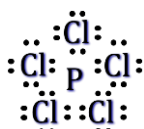
- La estructura de Lewis de la molécula de **etileno** es:



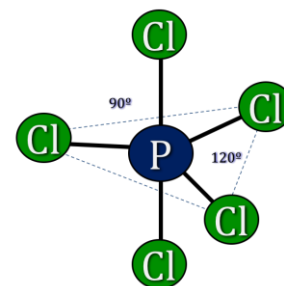
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



- La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



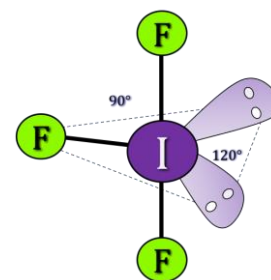
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



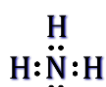
- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de yodo** es:



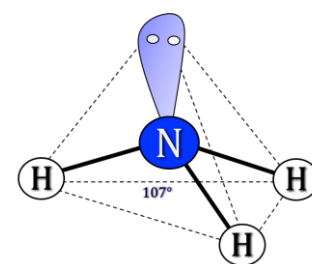
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" (con todos los átomos en el mismo plano) ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay un ligando unido al átomo central.



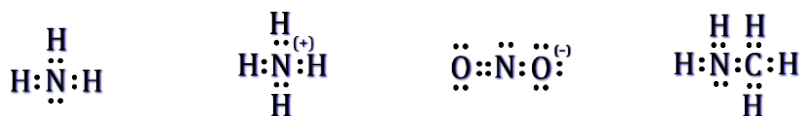
Las respuestas correctas son **a y c**.

1.69. De las siguientes moléculas o iones que contienen nitrógeno, solo una de ellas no tiene pares de electrones solitarios sobre este elemento. Indíquela.

- NH_3
- NH_4^+
- NO_2^-
- $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La especie que no tiene pares de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno es NH_4^+ .

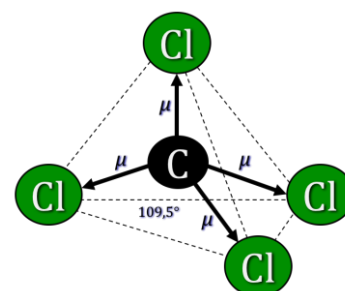
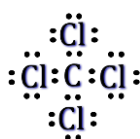
La respuesta correcta es la **b**.

1.70. De las siguientes moléculas, solo una es polar. Indíquela.

- a) CCl_4
- b) Cl_2
- c) CO_2
- d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2004)

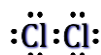
La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

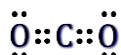
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

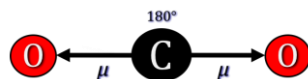


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos. Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

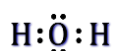


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

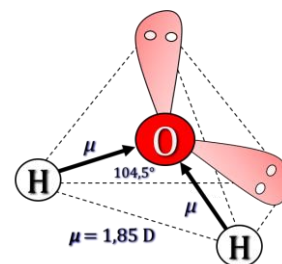


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

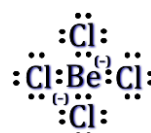
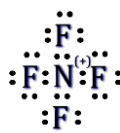
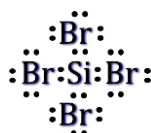
La respuesta correcta es la **d**.

1.71. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?

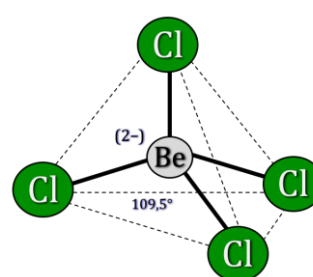
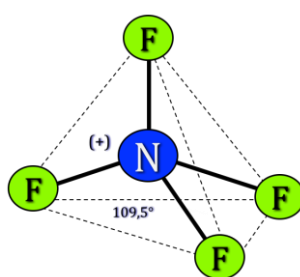
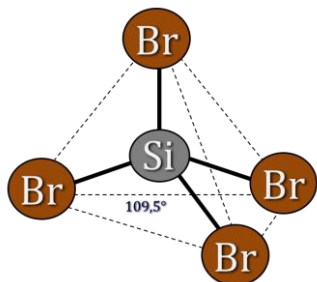
- SiBr_4
- NF_4^+
- SF_4
- BeCl_4^{2-}

(O.Q.L. Madrid 2004)

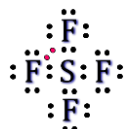
- Las estructuras de Lewis de las especies, SiBr_4 , NF_4^+ y BeCl_4^{2-} son:



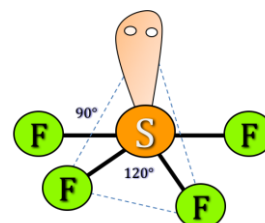
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SiBr_4 , NF_4^+ y BeCl_4^{2-} , son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría molecular de "balancín" debido a la presencia del par solitario sobre el átomo de azufre.



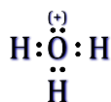
La respuesta correcta es la **c**.

1.72. Los ángulos de enlace en el ion oxidanio, H_3O^+ , son aproximadamente de:

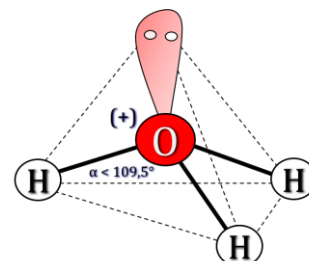
- 90°
- 90° y 120°
- $109,5^\circ$
- 120°

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis del ion **oxidanio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos **ángulos de enlace ligeramente inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno.



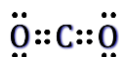
La respuesta correcta es la **c**.

1.73. De las siguientes afirmaciones solo una es correcta:

- La molécula de dióxido de carbono es polar.
- El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación sp^3 .
- La molécula de dióxido de carbono es lineal.
- El dióxido de carbono es sólido a 25°C y 1 atm.

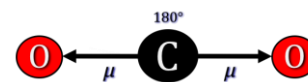
(O.Q.L. Madrid 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**, en la que el átomo de carbono presenta **dos orbitales híbridos sp** que forman un ángulo de 180° .

▪ Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



▪ El CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación **a 25°C y 1 atm es un gas**.

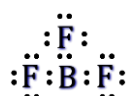
La respuesta correcta es la **c**.

1.74. ¿Cuál de las siguientes moléculas: ICl , BF_3 , NO , SO_2 , es no polar?

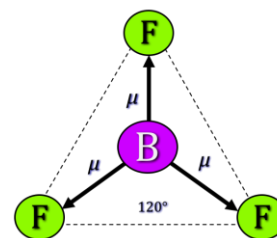
- BF_3
- ICl
- NO
- SO_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de monoclóruo de yodo es:



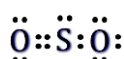
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el yodo ($\chi = 2,66$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,24 \text{ D}$).

- La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:

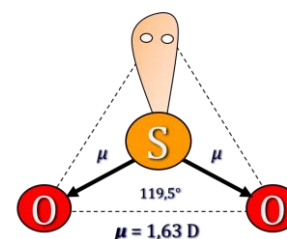


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 0,16 \text{ D}$).

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **a**.

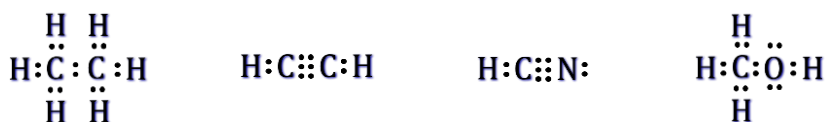
1.75. ¿Cuál es la hibridación que presenta los átomos de carbono en cada una de las siguientes moléculas?

i) C_2H_6 ii) C_2H_2 iii) HCN iv) CH_3OH

- a) i) sp^2 , ii) sp , iii) sp^3 , iv) sp
 b) i) sp^3 , ii) sp , iii) sp , iv) sp^3
 c) i) sp^2 , ii) sp^3 , iii) sp^3 , iv) sp
 d) i) sp^3 , ii) sp^2 , iii) sp^3 , iv) sp

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_6 y el CH_3OH son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 y el HCN son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **2 orbitales híbridos sp** .

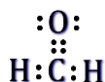
La respuesta correcta es la **b**.

1.76. En el formaldehído, H_2CO ¿qué hibridación utiliza el carbono?

- sp^3
- sp
- sp^2
- sp^3d

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

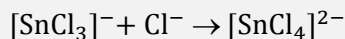
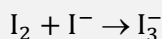
La estructura de Lewis de la molécula de **formaldehído** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **3 orbitales híbridos sp^2** .

La respuesta correcta es la **c**.

1.77. Identifique los ácidos y las bases, según Lewis, en las siguientes reacciones:



Ácidos

a) I_2, Cl^-

b) $\text{I}_2, [\text{SnCl}_3]^-$

c) $[\text{SnCl}_3]^- , \text{Cl}^-$

d) $[\text{SnCl}_3]^- , \text{Cl}^-$

Bases

$\text{I}^- , [\text{SnCl}_3]^-$

Cl^- , I^-

$\text{I}^- , [\text{SnCl}_3]^-$

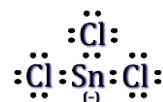
I^- , Cl^-

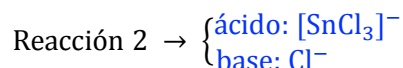
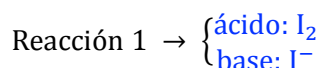
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la teoría de Lewis (1916):

- **Ácido** es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es **capaz de aceptar un par de electrones** de una base.
- **Base** es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de **ceder un par de electrones** a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:





La respuesta correcta es la **b**.

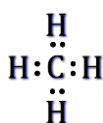
1.78. Indique para cuál o cuáles de las siguientes moléculas: CH₄; BCl₃; PF₅ y SF₆, los ángulos de enlace son:

i) 109,5° ii) 120° iii) 90°

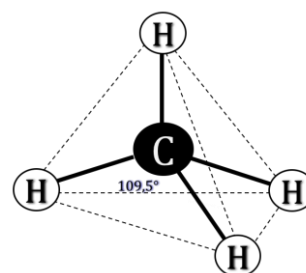
- a) i) BCl₃; ii) PF₅; iii) SF₆
 b) i) CH₄; ii) PF₅; BCl₃; iii) SF₆
 c) i) CH₄; ii) PF₅; iii) SF₆; BCl₃
 d) i) SF₆; ii) PF₅; BCl₃; iii) CH₄

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

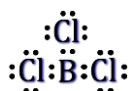
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



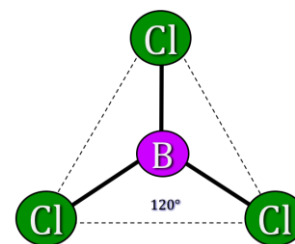
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.



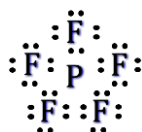
- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



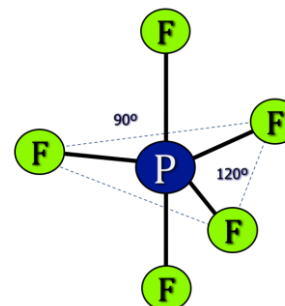
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular en la que los ángulos de enlace son de 120°.



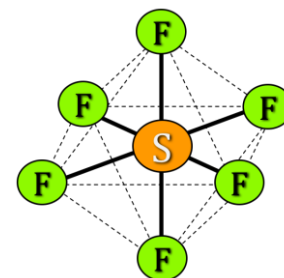
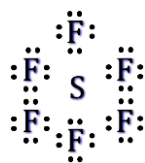
- La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV PF₅ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX₅ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal en la que los ángulos de enlace son de 120° entre los átomos del plano ecuatorial y de 90° entre estos últimos y los de los vértices tanto superior como inferior.



- La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es octaédrica en la que los ángulos de enlace son de 90° .

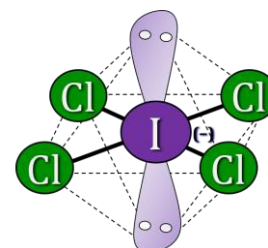
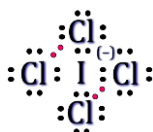
La respuesta correcta es la **b**.

1.79. El anión ICl_4^- presenta una geometría molecular:

- Tetraédrica
- Pirámide trigonal
- Plano-cuadrada
- Octaédrica
- Pirámide cuadrada
- Bipirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis del anión tetracloruroyodato (1^-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición octaédrica y geometría molecular es **plano-cuadrada** ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

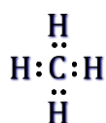
1.80. ¿Cuál de los siguientes compuestos se representa por un conjunto de estructuras resonantes?

- NaCl
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- CH_4
- I_2
- SO_2

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2010)

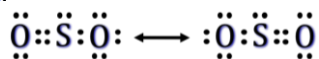
a-b) Falso. Los compuestos NaCl y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ presentan enlace predominantemente iónico por lo que no forman moléculas y no pueden presentar resonancia.

c-d) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y diyodo son:



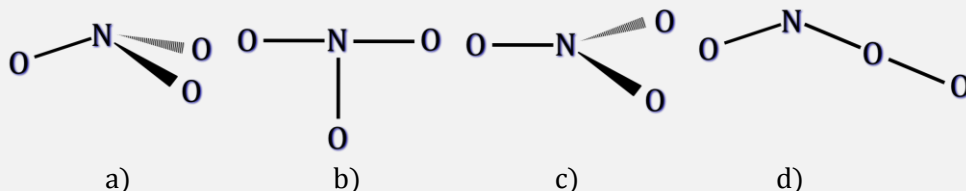
Como se puede observar, ambas estructuras no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

e) **Verdadero**. En la estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre hay un doble enlace por lo que esta sustancia presenta **resonancia**:



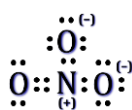
La respuesta correcta es la e.

1.81. De las siguientes estructuras, indique cuál representa mejor la geometría del ion nitrato:

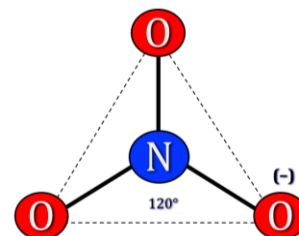


(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura de Lewis del **ion nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



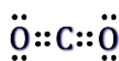
La respuesta correcta es la c.

1.82. ¿Cuál de los siguientes pares molécula / geometría no es correcta?

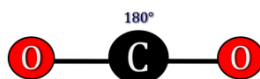
- CO_2 / angular
- SiF_4 / tetraédrica
- PCl_3 / piramidal trigonal
- BCl_3 / triangular plana
- SF_6 / octaédrica
- Cl_2 / lineal

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

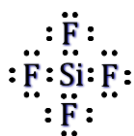


▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

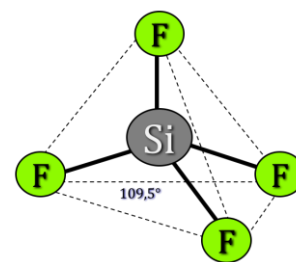


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

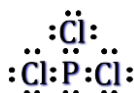
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio es:



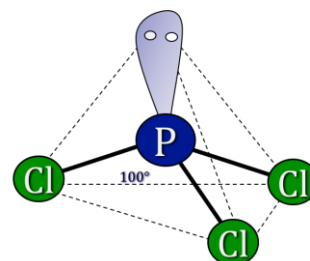
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



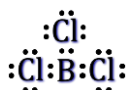
- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



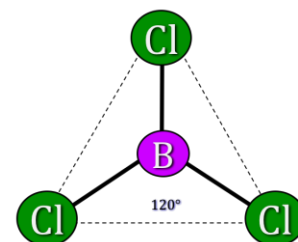
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



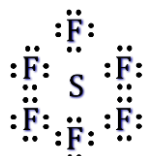
- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



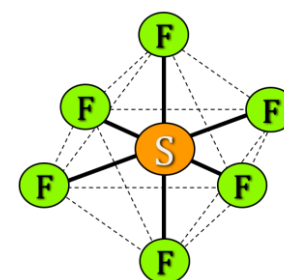
De acuerdo con el modelo RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es octaédrica.



La respuesta correcta es la **a**.

(En Murcia 2012 se reemplazan c y d por e y f).

1.83. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- Amoníaco
- Tetracloruro de carbono
- Difluorometano
- Cloruro de hidrógeno

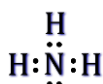
(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Baleares 2007)

- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

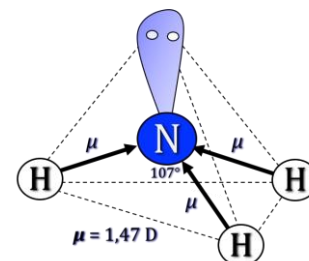


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,11$ D).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

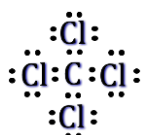


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

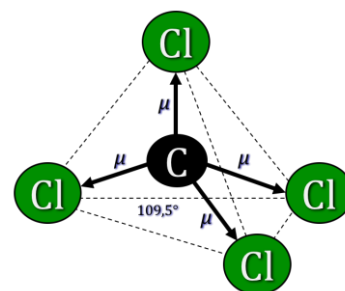


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:

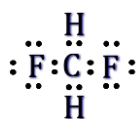


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

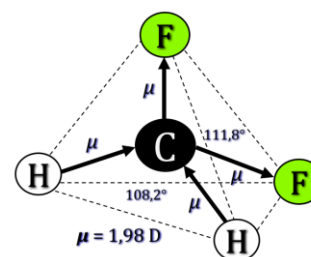


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,98$ D) y la molécula es polar.

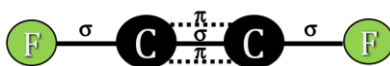
La respuesta correcta es la **b**.

1.84. La molécula F_2C_2 tiene:

- Tres enlaces σ y ningún enlace π .
- Un enlace σ y dos enlaces π .
- Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- Tres enlaces σ y dos enlaces π .

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La molécula de F_2C_2 presenta dos enlaces sencillos C-F que son enlaces σ y un enlace triple C≡C formado por un enlace σ y dos enlaces π . En total, son **3 enlaces σ** y **2 enlaces π** .



La respuesta correcta es la **d**.

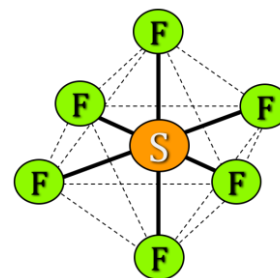
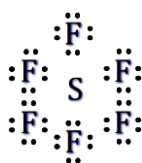
(En la Rioja 2014 se especifica el triple enlace entre los átomos de carbono).

1.85. En la molécula de SF_6 los ángulos de enlace son aproximadamente de:

- 60°
- 90°
- 120°
- $109,5^\circ$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría molecular es **octaédrica** en la que los ángulos de enlace son de 90° .

La respuesta correcta es la **b**.

1.86. Prediga la forma geométrica de las siguientes moléculas:

- i) $BeCl_2$ ii) SO_3 iii) SiH_4 iv) NCl_3

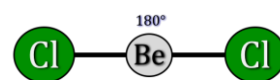
- i) angular; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) triangular plana
- i) lineal; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
- i) lineal; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
- i) angular; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

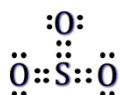
i) La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:



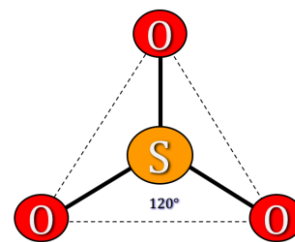
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $BeCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría molecular es **lineal**.



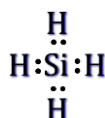
ii) La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trióxido de azufre** es:



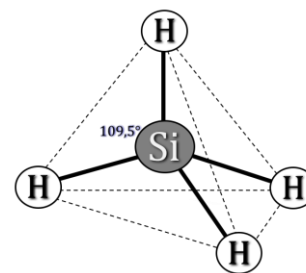
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría molecular es **triangular plana**.



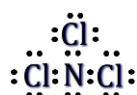
iii) La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



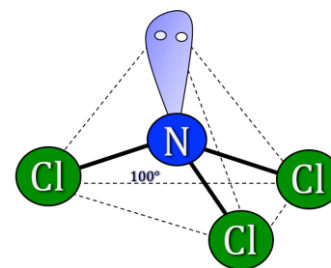
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es **tetraédrica**.



iv) La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de nitrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular **pirámide trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



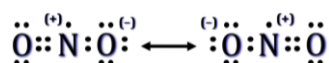
La respuesta correcta es la **b**.

1.87. ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?

- Dióxido de nitrógeno
- Nitrógeno
- Cloruro de calcio
- Metano

(O.Q.L. Baleares 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de nitrógeno** es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces $\text{N}=\text{O}$ no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis **resonantes** en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **a**.

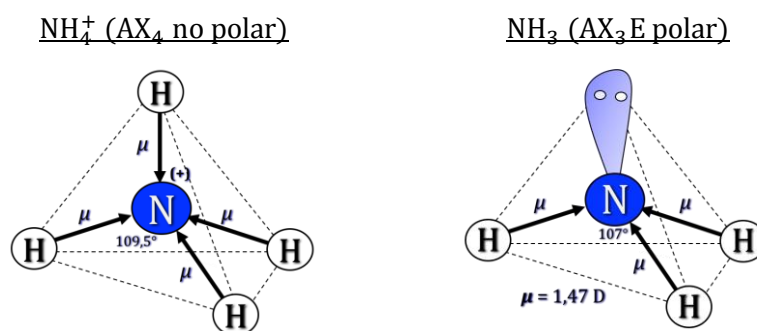
1.88. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- Todas las sustancias con hibridación sp^3 son apolares.
- El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar la geometría angular de la molécula de agua.
- Las estructuras de Lewis permiten explicar la apolaridad del CF_4 .
- El dióxido de carbono es más polar que el metano.

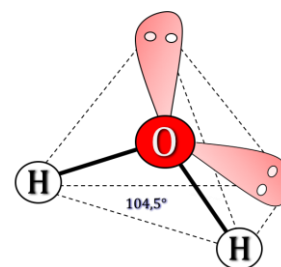
(O.Q.L. Baleares 2005)

a) Falso. Las sustancias con hibridación sp^3 tienen de número estérico 4, lo que quiere decir que la disposición de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central es tetraédrica.

Sin embargo, la geometría puede ser tetraédrica (AX_4) o piramidal (AX_3E). Esto determina que la especie tetraédrica sea no polar, mientras que la especie piramidal sea polar. Por ejemplo, en el caso de las especies NH_4^+ y NH_3 :



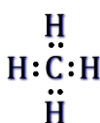
b) **Verdadero.** En la molécula de H_2O el átomo de oxígeno presenta **hibridación sp^3** y tiene cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Como dos de estos orbitales están ocupados por sendos pares de electrones solitarios del oxígeno la forma resultante de la molécula es **angular**.



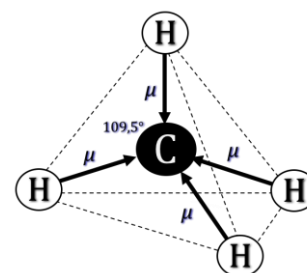
c) Falso. La estructura de Lewis permite solo obtener el número estérico y con ello la disposición de los pares de electrones alrededor del átomo central. Para determinar la polaridad es necesario dibujar los vectores momento dipolar de la especie y obtener su resultante.

d) Falso. Ambas sustancias son no polares.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

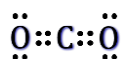


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



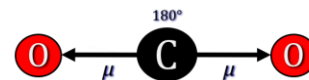
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **b**.

1.89. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene forma tetraédrica?

- SiF_4
- PCl_4
- XeF_4
- BF_4^-
- SF_4

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las estructuras de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio y del ion tetrafluoruroborano(1-) son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SiF_4 y BF_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que ambas tienen disposición y geometría **tetraédrica**.



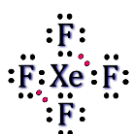
Las estructuras de Lewis de las moléculas de tetrafluoruro de azufre y de tetracloruro de fósforo son:



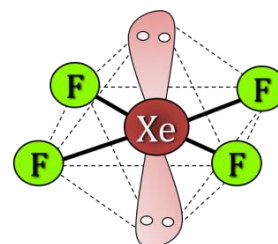
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SF_4 y PCl_4 son especies que se ajustan a la fórmula AX_4E a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ con una disposición octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



Las respuestas correctas son la **a** y la **d**.

1.90. ¿Cuál de las especies químicas: ClF_3 ; BF_3 ; ClO_3^- ; SF_4 ; GeCl_4 ; tiene todos sus ángulos de enlace de aproximadamente 120° ?

- Únicamente SF_4
- Únicamente GeCl_4
- Únicamente BF_3
- BF_3 y SF_4
- ClF_3 y BF_3

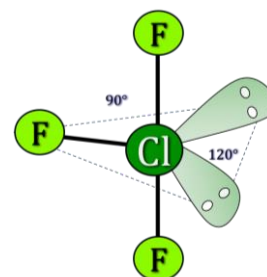
(O.Q.N. Vigo 2006)

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

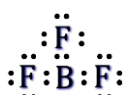


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

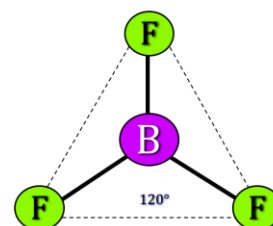
Los ángulos de enlace F-Cl-F son aproximadamente de 90° y los del plano ecuatorial son menores de 120° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.



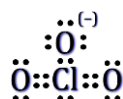
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



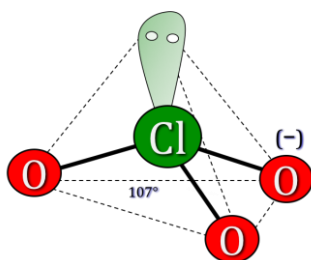
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ con una disposición y geometría **triangular plana** en la que todos los ángulos de enlace de 120° .



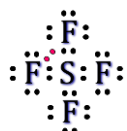
- La estructura de Lewis del ion clorato es:



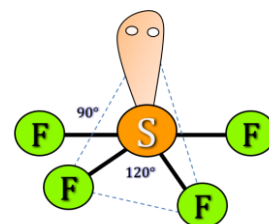
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie que se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central, en la que todos los ángulos de enlace son menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de cloro.



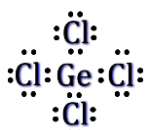
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



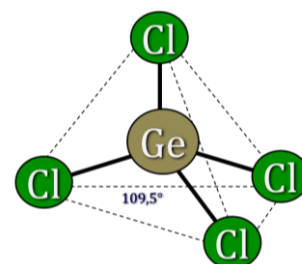
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de “balancín” ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central, en la que los ángulos de enlace son menores de 120° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de azufre.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de germanio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeCl_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición y geometría tetraédrica en la que todos los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



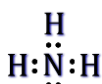
La respuesta correcta es la c.

1.91. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones presenta una geometría angular plana?

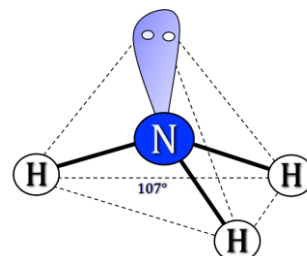
- NH_3
- NO_2^-
- BeCl_2
- CS_2

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2012)

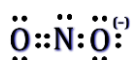
- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



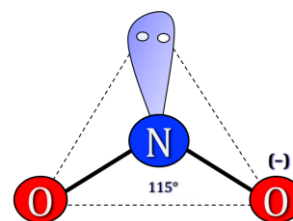
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis del **ion nitrito** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de berilio y disulfuro de carbono son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BeCl_2 y CS_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



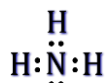
La respuesta correcta es la **b**.

1.92. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta mayor momento dipolar?

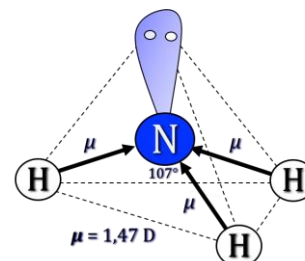
- NH_3
- Cl_2
- CH_4
- CO_2
- BeCl_2

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008)

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



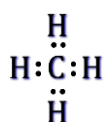
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

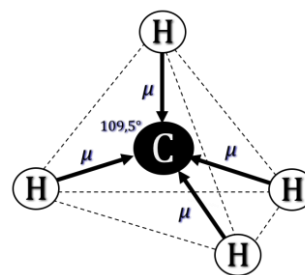


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

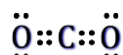


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



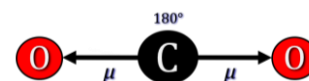
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

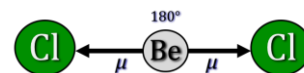


- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en 2008 se reemplaza Cl_2 por BeCl_2).

1.93. De las siguientes moléculas:

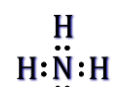
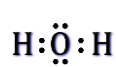
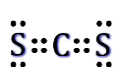
F_2 , CS_2 , C_2H_4 (etileno), C_2H_2 (acetileno), H_2O , C_6H_6 (benceno) y NH_3

indique las que tienen todos sus enlaces sencillos o simples.

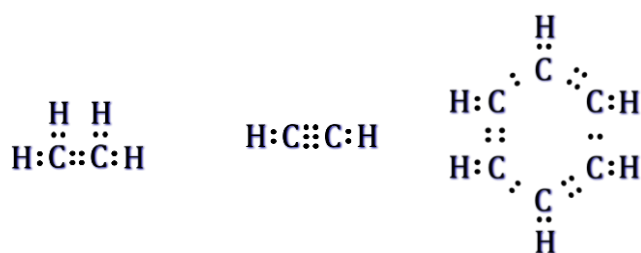
- F_2 , C_2H_4 , H_2O
- F_2 , C_6H_6 , H_2O
- F_2 , CS_2 , NH_3 , H_2O
- F_2 , NH_3 , H_2O

(O.Q.L. Baleares 2006)

- Las estructuras de Lewis de las moléculas inorgánicas propuestas son:



- Las estructuras de Lewis de las moléculas orgánicas propuestas son:



Como se puede observar, las únicas sustancias que tienen **todos sus enlaces simples** son F_2 , NH_3 y H_2O .

La respuesta correcta es la **d**.

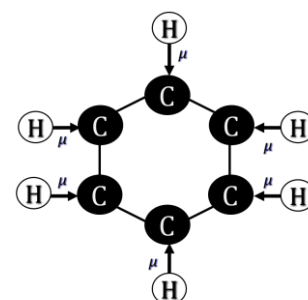
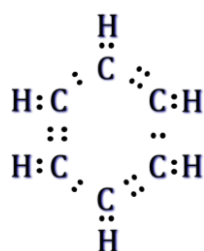
1.94. Indique cuáles de las siguientes moléculas son polares:

agua, tricloruro de boro, trifluoruro de fósforo, tetracloruro de carbono y benceno.

- Agua y benceno
- Agua y trifluoruro de fósforo
- Agua y tetracloruro de carbono
- Agua, trifluoruro de fósforo y tricloruro de boro

(O.Q.L. Baleares 2006)

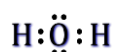
- La estructura de Lewis de la molécula de benceno es:



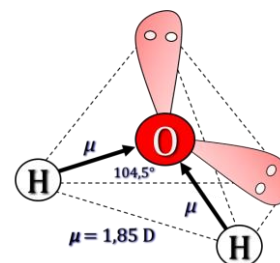
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

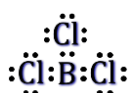


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

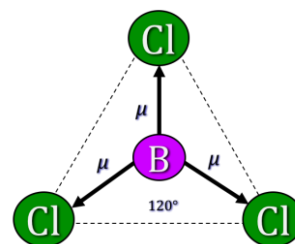


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

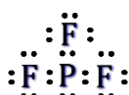


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

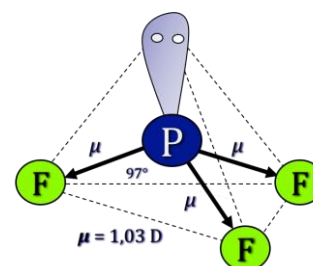


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:

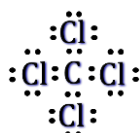


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

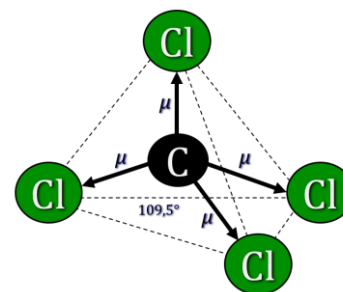


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

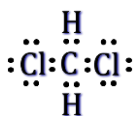
La respuesta correcta es la **b**.

1.95. ¿Cuáles de las siguientes moléculas es no polar?

- CH_2Cl_2
- Cl_3CCH_3
- NH_3
- PCl_5
- Ninguna

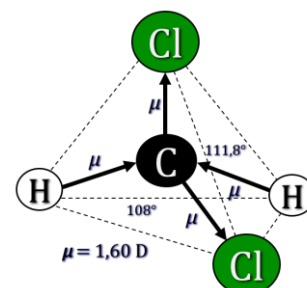
(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

- La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

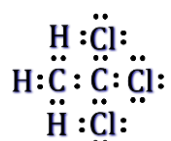


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

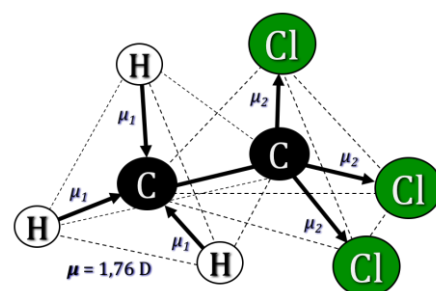
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de 1,1,1-tricloroetano es:

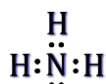


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV Cl_3CCH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es tetraédrica.

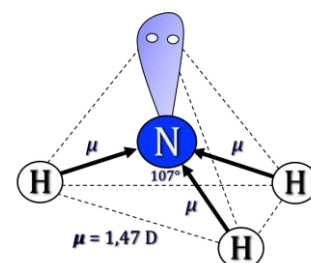


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,76 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de NH_3 es:

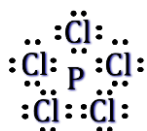


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

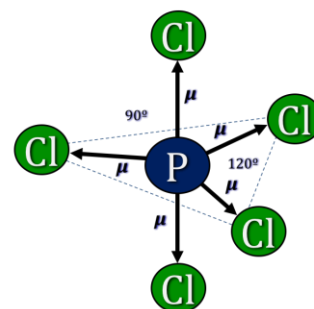


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de PCl_5 es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

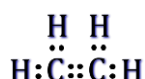
La respuesta correcta es la **c**.

1.96. La hibridación del carbono en el eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) es:

- a) sp^2
- b) sp^3
- c) sp
- d) s^2p^2

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico ($m+n$) = 3** por lo que su disposición y geometría es **triangular**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **3 orbitales híbridos sp^2** .

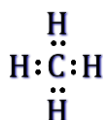
La respuesta correcta es la **a**.

1.97. ¿Qué orbitales atómicos emplea el carbono para dar CH_4 ?

- a) Orbitales p
- b) Orbitales híbridos sp^2
- c) Orbitales d
- d) Orbitales híbridos sp^3

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un **número estérico ($m+n$) = 4** por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

La respuesta correcta es la **d**.

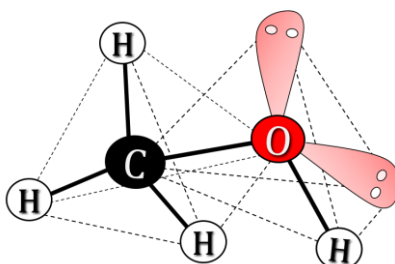
1.98. El átomo de oxígeno en los alcoholes y en los éteres:

- a) Utiliza orbitales atómicos s y p_x para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- b) Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- c) Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
- d) Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma angular.
- e) Utiliza orbitales atómicos s, p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

En los alcoholes y éteres, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el **átomo de oxígeno** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un **número estérico ($m+n$) = 4** por lo que su disposición es **tetraédrica**. El átomo de oxígeno que presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp^3** , dos de ellos los utiliza para unirse a

sendos átomos de carbono e hidrógeno y los dos restantes para albergar cada uno un par de electrones solitarios.



La imagen muestra la molécula de metanol, el alcohol más sencillo que existe.

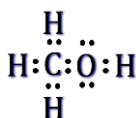
La respuesta correcta es la **d**.

1.99. De las siguientes moléculas: BCl_3 , CH_3OH , SF_2 y ClF_3 , ¿cuántas son polares?

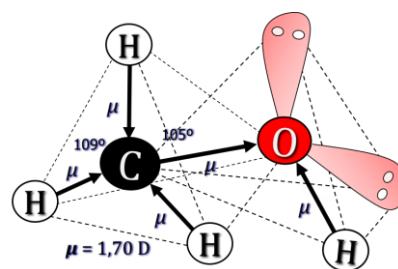
- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 4

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de metanol es:

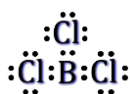


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



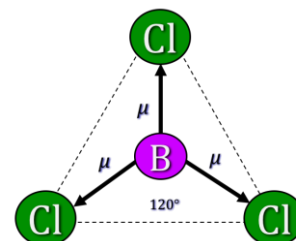
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) todos los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es no es nula ($\mu = 1,70 \text{ D}$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

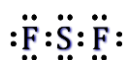


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

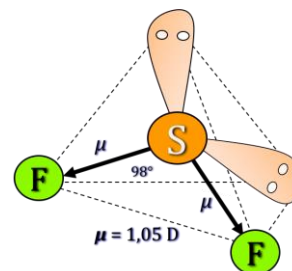
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

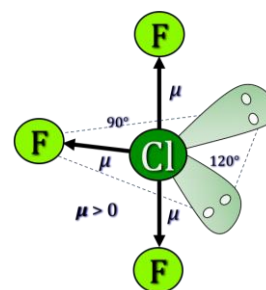


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,05 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es de "forma de T" debido a los pares de electrones solitarios que hay sobre el átomo de cloro.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu \neq 0$) y la molécula es **polar**.

La respuesta correcta es la **d**.

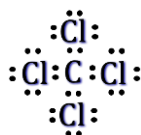
(En Galicia 2014 se cambia la molécula de BCl_3 por otra del mismo tipo, BF_3).

1.100. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de los ángulos de enlace sobre el carbono para las especies químicas CO_2 , H_2CO_3 y CCl_4 :

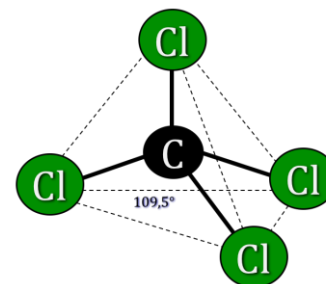
- CCl_4 , H_2CO_3 , CO_2
- CO_2 , CCl_4 , H_2CO_3
- CO_2 , H_2CO_3 , CCl_4
- H_2CO_3 , CCl_4 , CO_2

(O.Q.L. Murcia 2007)

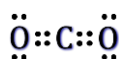
- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



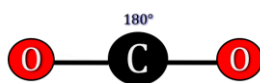
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



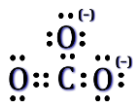
- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



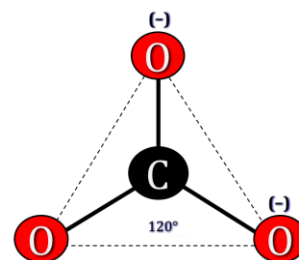
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría molecular es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180° .



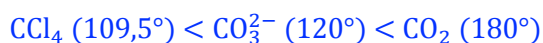
▪ Considerando el ion CO_3^{2-} en lugar de la molécula de H_2CO_3 la estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal en la que los ángulos de enlace son de 120° .

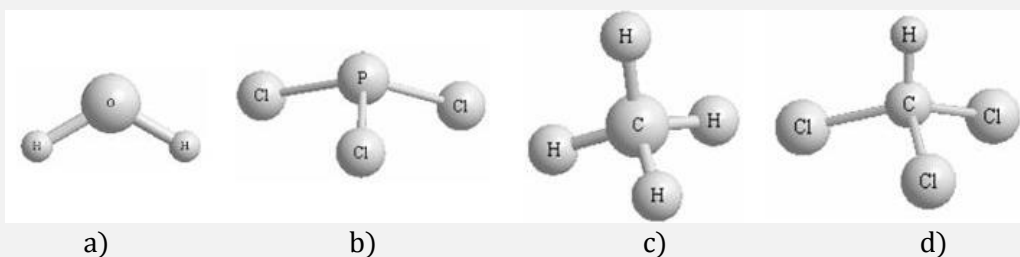


El orden creciente de ángulos de enlace sobre el carbono es:



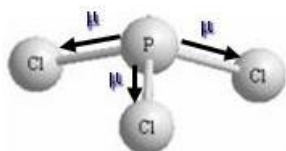
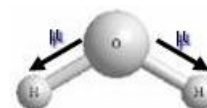
La respuesta correcta es la **a**.

1.101. ¿Cuál de las siguientes formas moleculares no es polar?



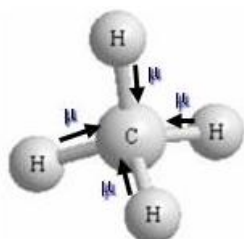
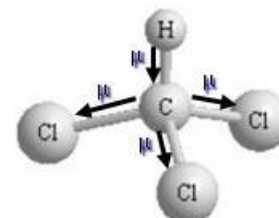
(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Según se observa en la figura, el H_2O tiene geometría angular. Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.



b) Falso. Según se observa en la figura, el PCl_3 tiene geometría piramidal. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,56 \text{ D}$) y la molécula es polar.

c) **Verdadero**. Según se observa en la figura, el CH_4 tiene geometría tetraédrica. Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



d) Falso. Según se observa en la figura, el CHCl_3 tiene geometría de tetraedro irregular. Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,04 \text{ D}$) y la molécula es polar.

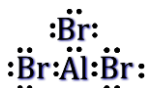
La respuesta correcta es la c.

1.102. De los siguientes compuestos cuál presenta momento dipolar permanente:

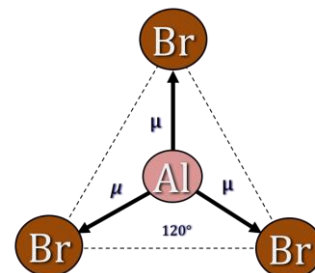
- a) AlBr_3
- b) CCl_4
- c) MgH_2
- d) H_2O
- e) SO_2

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tribromuro aluminio es:

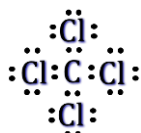


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlBr_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

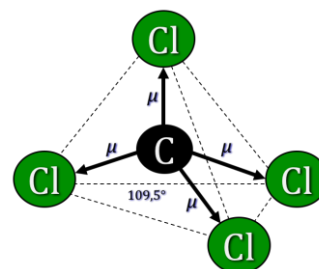


Como el bromo ($\chi = 2,96$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

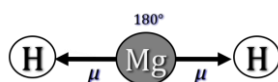


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de magnesio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el MgH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

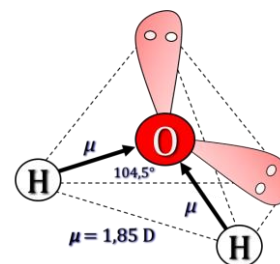


Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el magnesio ($\chi = 1,31$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

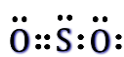


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

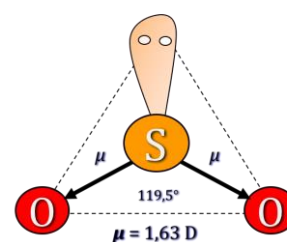


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

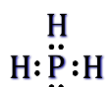
(En Alcalá 2016 se cambia H_2O por SO_2).

1.103. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma forma geométrica que el fosfano, PH_3 ?

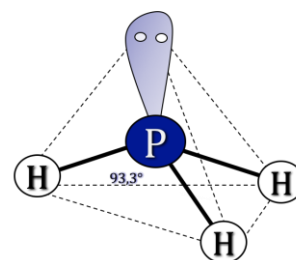
- SO_3
- NO_3^-
- NH_3
- BF_3

(O.Q.L. Madrid 2007)

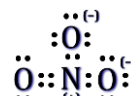
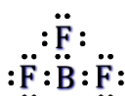
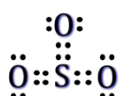
- La estructura de Lewis de la molécula de **fosfano** es:



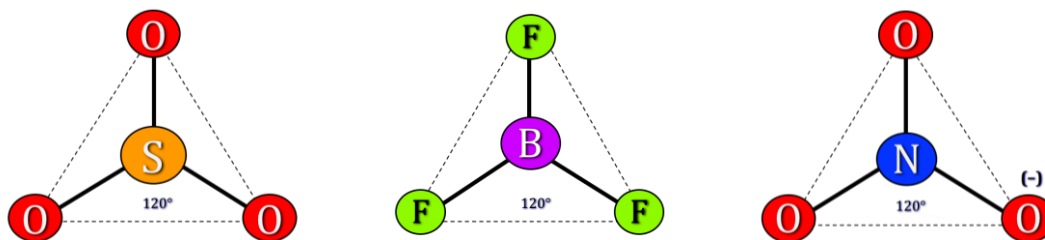
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



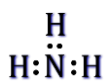
- Las estructuras de Lewis de las moléculas de trióxido de azufre, trifluoruro de boro y del ion nitrato son:



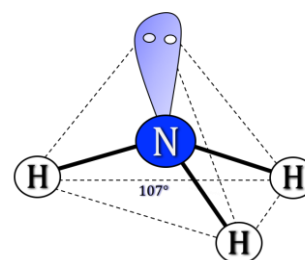
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 , NO_3^- y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ con una disposición y geometría trigonal plana.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



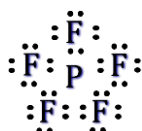
La respuesta correcta es la c.

1.104. ¿Cuál de las siguientes moléculas es plana?

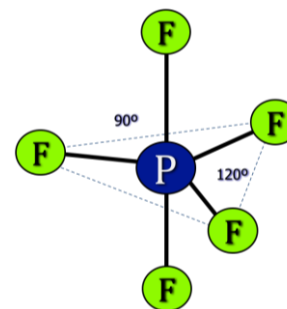
- PF_5
- PH_3
- SF_4
- XeF_4

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2013)

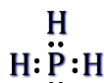
▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:



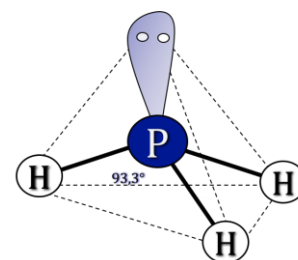
a) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipiramide trigonal.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



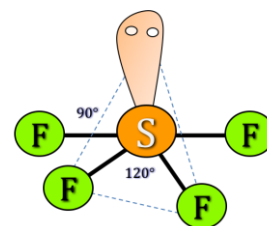
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



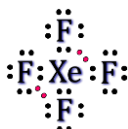
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



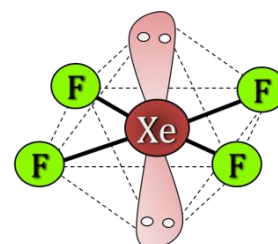
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que existe un par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría **cuadrada plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **d**.

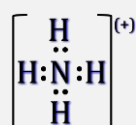
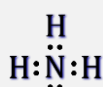
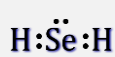
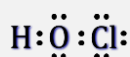
1.105. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

a) HClO

b) H_2Se

c) NH_3

d) NH_4^+



(O.Q.L. La Rioja 2007)

Como se puede observar, en la estructura de Lewis de la molécula del H_2Se falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis del resto de las especies propuestas son correctas ya que la disposición de los átomos es correcta y todos los electrones están bien colocados.

La respuesta correcta es la **b**.

1.106. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en una molécula de NH_3 ?

a) Tres

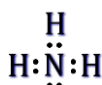
b) Dos

c) Ninguno

d) Uno

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La estructura de Lewis de la molécula de **amoníaco** es:



Todos los enlaces de esta molécula son enlaces covalentes convencionales. No obstante, la sustancia tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno por lo que se comporta como base de Lewis y sí que **podrá formar un enlace covalente dativo** convirtiéndose en el ion amonio, NH_4^+ .

La respuesta correcta es la c.

1.107. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen carácter polar?

1. CH₄ 2. CH₃Cl 3. NH₃ 4. HCN 5. CO₂

a) 2, 3, 4 y 5

b) 1, 2 y 3

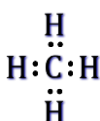
c) 2, 3 y 4

d) 1, 2, 4 y 5

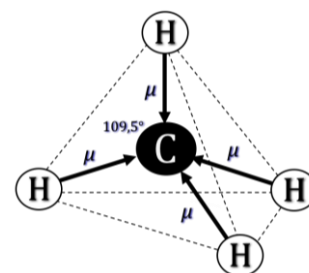
e) 2, 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

1. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

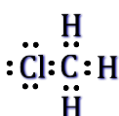


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



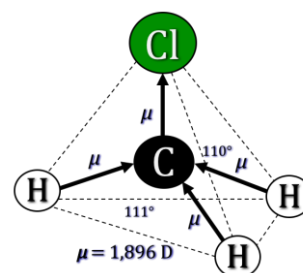
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de **clorometano** es:

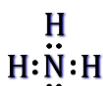


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₃Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

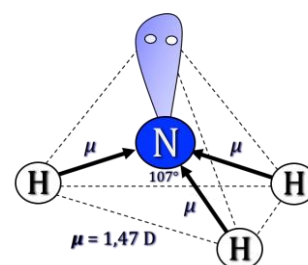
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896$ D) y la molécula es **polar**.



3. La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



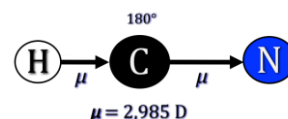
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es **polar**.

4. La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:

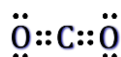


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCN** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,98 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

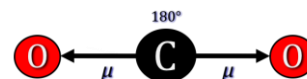


5. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



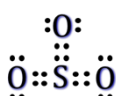
La respuesta correcta es la **c**.

1.108. El ángulo de enlace O-X-O en las especies SO_3 , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} y CO_2 varía según:

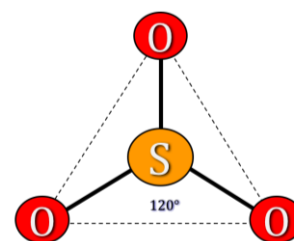
- $\text{CO}_2 = \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 = \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3 > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} = \text{SO}_3^{2-}$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

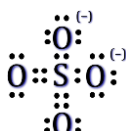
La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trioxido de azufre** es:



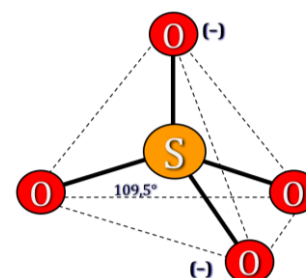
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



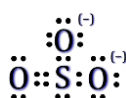
La estructura de Lewis del ion **sulfato** es:



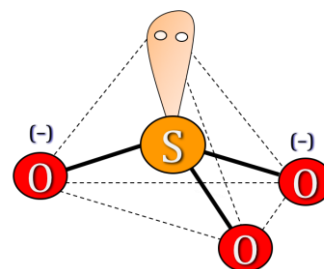
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



- La estructura de Lewis del ion **sulfito** es:

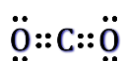


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

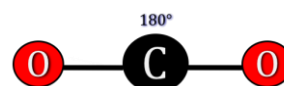


Los ángulos de enlace son algo **menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180° .



El orden decreciente de ángulos de enlace es:



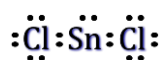
La respuesta correcta es la **b**.

1.109. La geometría de las especies SnCl_2 , NH_3 , CH_4 , ICl_4^- , NO_3^- es:

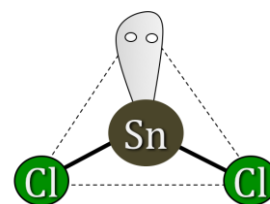
- Angular, piramidal, piramidal, tetraédrica, triangular
- Lineal, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, piramidal
- Angular, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, triangular
- Angular, triangular, tetraédrica, tetraédrica, triangular
- Angular, piramidal, tetraédrica, tetraédrica, piramidal

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

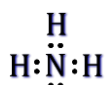
- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de estaño** es:



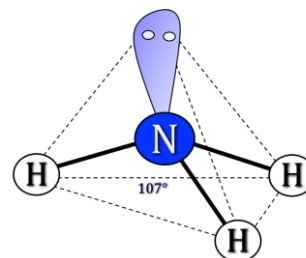
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SnCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

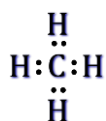


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor

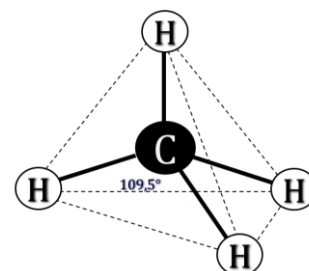


del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

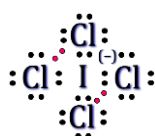
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



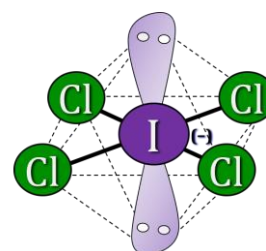
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



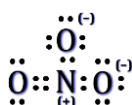
- La estructura de Lewis del ion **tetracloruroborano(1-)** es:



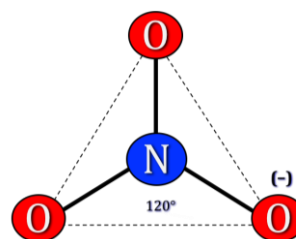
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y geometría **cuadrado plana** ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis del ion **nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



La respuesta correcta es la **c**.

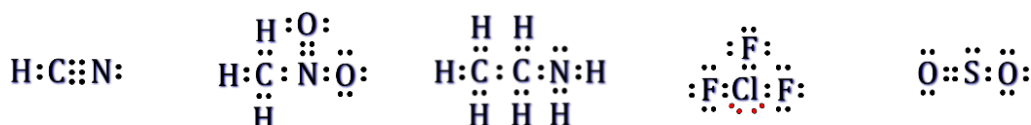
1.110. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies contienen algún enlace triple?

1. HCN 2. CH_3NO_2 3. $CH_3CH_2NH_2$ 4. ClF_3 5. SO_2

- a) 1
b) 5
c) 2 y 4
d) 1 y 2
e) 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se puede observar, la única especie que posee un enlace triple es **HCN**.

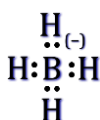
La respuesta correcta es la **a**.

1.111. En el ion $[\text{BH}_4]^-$ todas las distancias de enlace B–H son iguales, así como también lo son todos los ángulos H–B–H. Por tanto, se puede esperar que:

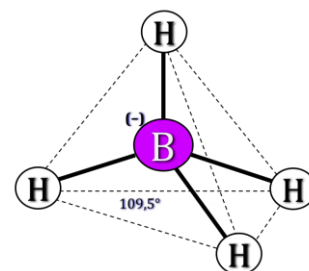
- La molécula sea cuadrada con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula sea tetraédrica con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula adopte la forma de una pirámide de base cuadrada.
- El boro tenga una hibridación sp^2 .
- Esta molécula cargada negativamente tenga un momento dipolar diferente de cero.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La estructura de Lewis del ion **tetrahidruoborano(1-)** es:



Si todas las distancias de enlace son iguales y los ángulos de enlace también lo son, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ion $[\text{BH}_4]^-$ se ajusta al tipo AX_4 con una geometría **tetraédrica** en la que el átomo de boro ocupa el centro del tetraedro y presenta hibridación sp^3 , los átomos de hidrógeno en los vértices y, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



Al tener los dos elementos diferente electronegatividad, los cuatro enlaces son polares por lo que existen cuatro dipolos dirigidos hacia el elemento más electronegativo, el hidrógeno. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y los ángulos de enlace también lo son la resultante de los mismos es nula y el ion es no polar.

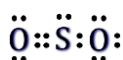
La respuesta correcta es la **b**.

1.112. De las siguientes moléculas señale aquella que tiene geometría triangular:

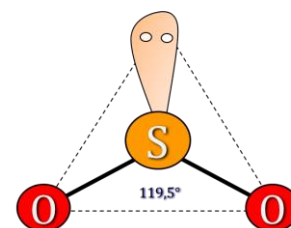
- SO_2
- BF_3
- NH_3
- CO_2

(O.Q.L. Murcia 2008)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



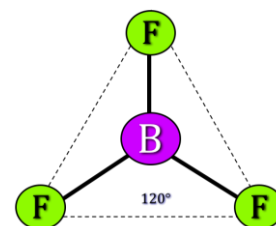
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



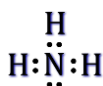
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



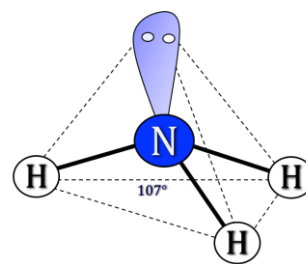
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



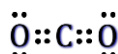
- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



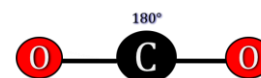
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

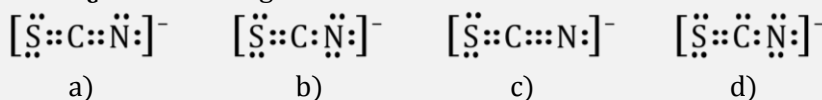


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



La respuesta correcta es la **b**.

1.113. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la más adecuada para el ion tiocianato, SCN^- ?



(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2015)

a-c) Falso. Las estructuras de Lewis son incorrectas ya que en ellas el átomo de carbono no cumple la regla del octeto, se encuentra rodeado de 6 y 10 electrones, respectivamente.

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

Las cargas formales en las dos estructuras restantes son:

átomo	estructura b	estructura d
S	carga = $6 - 4 - 2 = 0$	carga = $6 - 4 - 2 = 0$
C	carga = $4 - 0 - 0 = 0$	carga = $4 - 2 - 3 = -1$
N	carga = $5 - 4 - 2 = -1$	carga = $5 - 6 - 1 = -2$

b) **Verdadero**. Se trata de la estructura de Lewis con menos cargas formales.

d) Falso. Tiene más cargas formales que las que muestra la imagen.

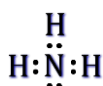
La respuesta correcta es la **b**.

1.114. Habida cuenta de las características del enlace en el amoníaco, puede deducirse que este compuesto presenta las siguientes propiedades:

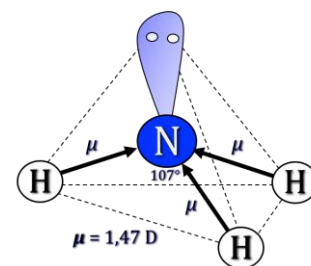
- La molécula es polar, es base de Lewis y tiene alta constante dieléctrica.
- La molécula es apolar, es base de Lewis y forma enlaces de hidrógeno.
- La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
- Es un compuesto iónico, se disocia en medio acuoso y es base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



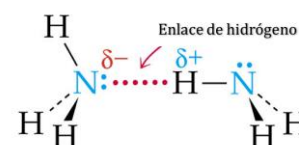
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ Es una **base de Lewis**, ya que el nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir con un ácido.

▪ Tiene **enlace intermolecular de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ La existencia de este tipo de enlace es responsable de que sea un disolvente polar y tenga una **constante dieléctrica elevada** ($\epsilon = 22$) aunque no tan grande como la del agua ($\epsilon = 80$).

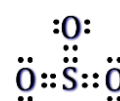
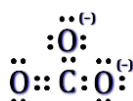
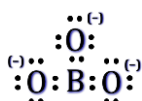
La respuesta correcta es la **a**.

1.115. Los aniones borato, carbonato y la molécula de trióxido de azufre tienen:

- Mismo número de átomos, igual carga y tres enlaces sencillos elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de electrones, diferente orden de enlace elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de átomos, diferente número de electrones.
- Diferente estructura, igual número de átomos, igual número de electrones.

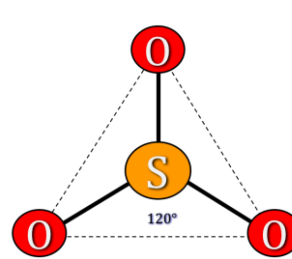
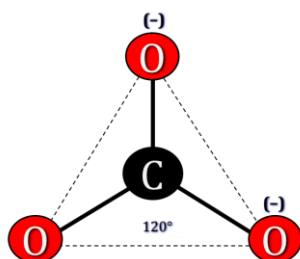
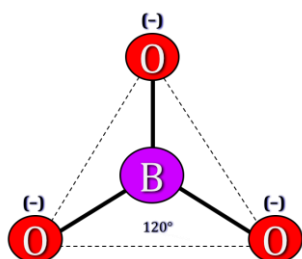
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las estructuras de Lewis de los iones **borato**, **carbonato** y de la molécula de **trioxido de azufre** son:



Las tres especies **poseen 4 átomos y 24 electrones** en su capa de valencia.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BO_3^{3-} , CO_3^{2-} y SO_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana** en la que los ángulos de enlace son de 120° .



Las tres especies tienen **diferente orden de enlace X-O**:

- orden 1 (todos los enlaces sencillos) en el BO_3^{3-}

- orden $1\frac{1}{3}$ (dos enlaces sencillos y uno doble) en el CO_3^{2-}
- orden 2 (una de las estructuras resonantes con todos los enlaces dobles) en el SO_3

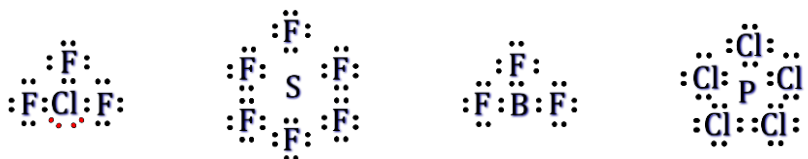
La respuesta correcta es la **b**.

1.116. ¿En qué especie el átomo central tiene uno o más pares de electrones solitarios?

- ClF_3
- SF_6
- BF_3
- PCl_5

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de las cuatro especies propuestas son:



Como se observa, la única especie en la que el átomo central tiene pares de electrones solitarios es ClF_3 .

La respuesta correcta es la **a**.

1.117. De las siguientes moléculas covalentes, ¿cuáles son polares?

- BeCl_2
- PH_3
- CO_2
- CHCl_3
- AlCl_3
- BF_3

- 1, 2 y 3
- 1, 4, 5 y 6
- 2 y 4
- 2, 3 y 4

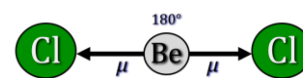
(O.Q.L. Madrid 2008)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

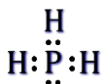


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

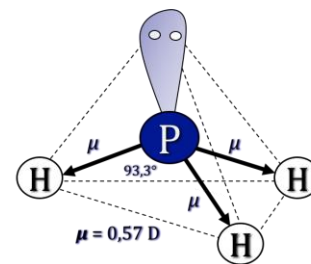
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



2. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

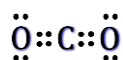


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



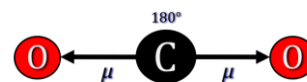
Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

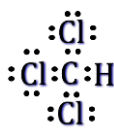


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

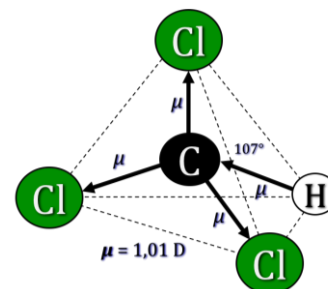
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



4. La estructura de Lewis de la molécula de **triclorometano o cloroformo** es:

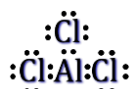


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

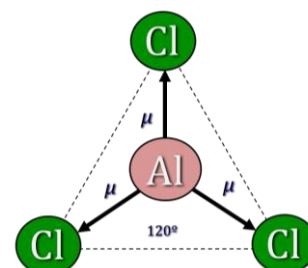


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

5. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de aluminio es:

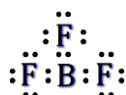


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

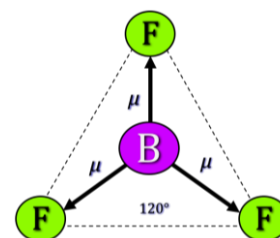


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

6. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

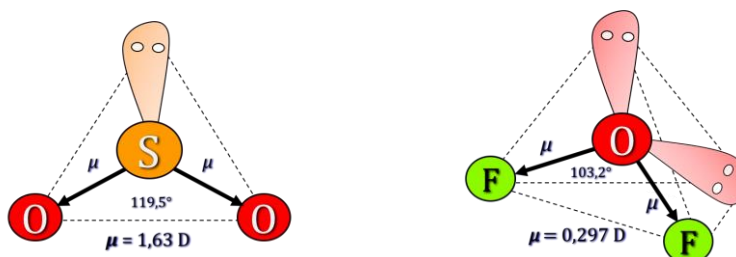
La respuesta correcta es la c.

1.118. Considerando moléculas triatómicas del tipo AB_2 se puede asegurar:

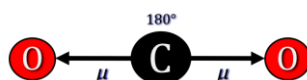
- Si la molécula es angular no tendrá momento dipolar.
- Que si la molécula es lineal no tendrá momento dipolar.
- Que siempre serán polares.
- Que no tienen en ningún caso momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2008)

a) Falso. Una molécula AB_2 con uno o dos pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría angular debido a la repulsión que ejercen los pares solitarios sobre los otros dos pares de electrones de enlace A–B. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar.



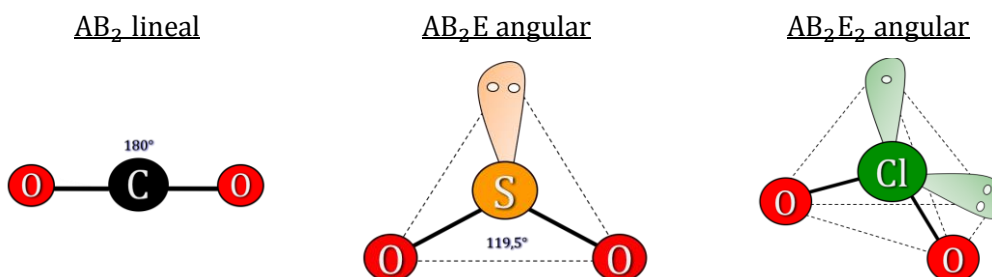
b) **Verdadero**. Una molécula AB_2 sin pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría **lineal**. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



c) Falso. AB_2 indica únicamente la relación estequiométrica existente entre los elementos A y B. Según el modelo RPECV una molécula con esa estequiometría puede tener o no pares solitarios sobre el átomo central y ser del tipo:

- AB_2 a la que corresponde una geometría lineal (por ejemplo, CO_2)
- AB_2E a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, SO_2)
- AB_2E_2 a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, ClO_2)

donde E indica el número de pares de electrones solitarios sobre el átomo A.



d) Falso. Tal como se ha explicado en los apartados a) y c).

La respuesta correcta es la **b**.

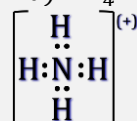
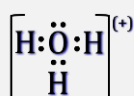
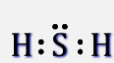
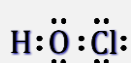
1.119. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

a) HClO

b) H_2S

c) H_3O^+

d) NH_4^+



(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c-d) Correcto. Las estructuras de Lewis de las especies HClO , H_3O^+ y NH_4^+ son correctas ya que tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

b) **Incorrecto**. Como se puede observar, la estructura de Lewis de la molécula H_2S está mal escrita ya que falta un par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.

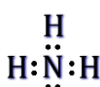
La respuesta correcta es la **b**.

1.120. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

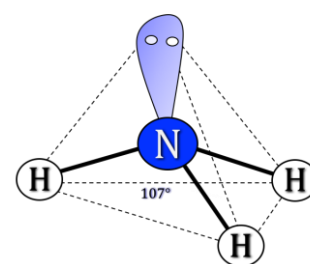
- La molécula de amoníaco es piramidal.
- La molécula de metano es tetraédrica.
- La molécula de dióxido de azufre es lineal.
- La molécula de dióxido de carbono es lineal.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

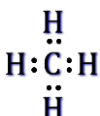
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



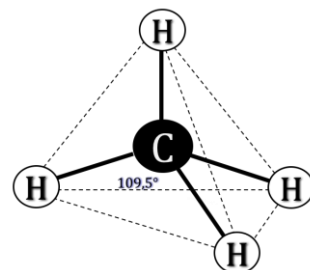
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



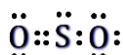
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



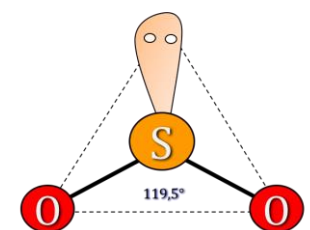
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



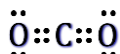
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



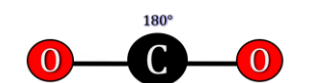
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



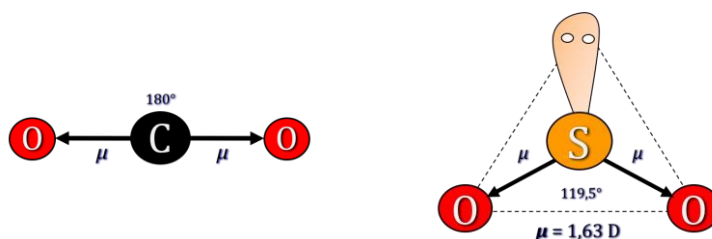
La respuesta correcta es la **c**.

1.121. Al comparar dos moléculas muy semejantes CO_2 y SO_2 , se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cuál de las siguientes respuestas justifica esta diferencia?

- Porque el átomo de carbono presenta hibridación sp , mientras que el azufre sp^2 .
- Porque el carbono y el oxígeno tienen electronegatividades muy similares, mientras que en el caso del azufre y el oxígeno son muy diferentes.
- Porque el carbono pertenece al segundo periodo del sistema periódico y el azufre, al tercer periodo.
- Porque el átomo de carbono presenta hibridación sp^2 , mientras que el azufre sp .

(O.Q.L. Canarias 2008)

a) **Verdadero.** El átomo de **carbono presenta una hibridación sp** que al ser lineal determina que aunque los enlaces $\text{C}=\text{O}$ son polares, los dipolos $\text{O} \leftarrow \text{C} \rightarrow \text{O}$ se anulen y den un momento dipolar nulo ($\mu = 0$). Sin embargo, el átomo de **azufre presenta hibridación sp^2** que al ser triangular plana determina que los enlaces $\text{S} \rightarrow \text{O}$, que son polares, formen un ángulo de unos 120° y el momento dipolar resultante no es nulo ($\mu = 1,63 \text{ D}$).



b) Falso. Las electronegatividades del C ($\chi = 2,55$) y del S ($\chi = 2,58$) son similares y muy diferentes de la del O ($\chi = 3,44$).

c) Falso. La polaridad de la molécula no depende del periodo al cual pertenecen los elementos.

d) Falso. Por lo indicado en el apartado b).

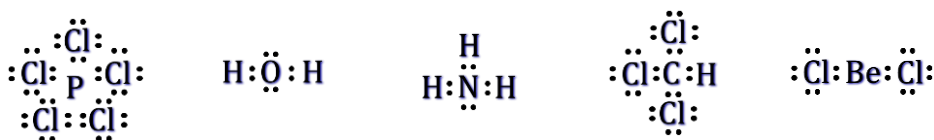
La respuesta correcta es la c.

1.122. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- PCl_5
- H_2O
- NH_3
- CHCl_3
- BeCl_2

(O.Q.L. Ávila 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a-d-e) Falso. PCl_5 , CHCl_3 y BeCl_2 son moléculas que no poseen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b) Falso. El H_2O es una molécula que posee dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero.** El NH_3 es una molécula que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la c.

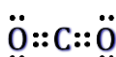
1.123. ¿Cuáles de las siguientes moléculas son polares?

1. CO₂ 2. BF₃ 3. PH₃ 4. CCl₄ 5. PCl₅

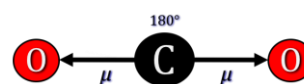
- a) Solo 3
b) 1 y 2
c) 3 y 4
d) 3, 4 y 5
e) 3 y 5

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

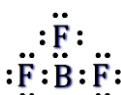


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

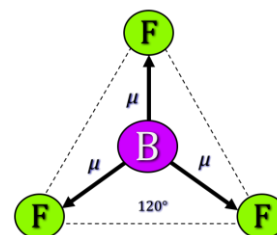


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

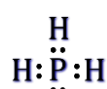


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

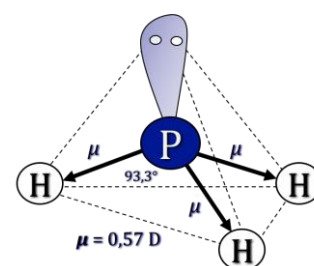


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

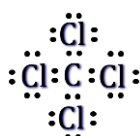


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



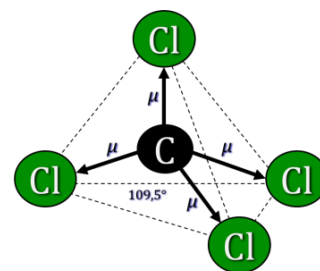
Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

4. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

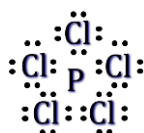


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

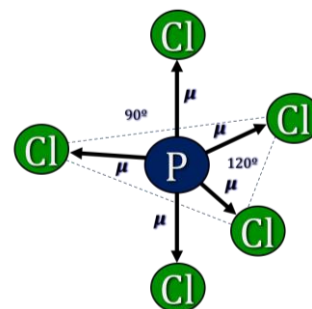
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



5. La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipirámide triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2008 y Castellón 2008).

1.124. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos pueden formar una molécula polar?

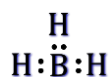
- a) H y H
- b) H y Br
- c) H y B
- d) Na y Br

(O.Q.L. Murcia 2009)

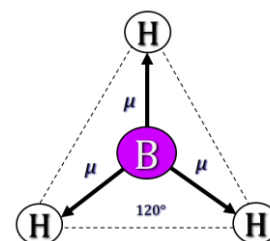
a) Falso. La combinación H y H se descarta, ya que al ser dos los átomos iguales es imposible que se cree un dipolo.

b) **Verdadero**. La combinación de H y Br forma la molécula de HBr en la que el átomo de Br es más electronegativo que el de H. Por este motivo, se crea un único dipolo que hace que la molécula sea **polar**.

c) Falso. La combinación de H y B forma la molécula de borano cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con el modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d) Falso. La combinación de Na y Br forma el compuesto NaBr . Como Br (no metal con tendencia a ganar un electrón) es bastante más electronegativo que Na (metal con tendencia a ceder un electrón) se forman iones que dan lugar a una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

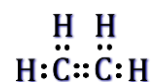
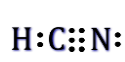
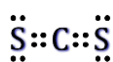
La respuesta correcta es la **b**.

1.125. ¿En cuál de las siguientes moléculas no existen enlaces múltiples?

- a) CS₂
- b) H₂S
- c) HCN
- d) C₂H₄

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que tiene todos sus enlaces simples es H₂S.

La respuesta correcta es la **b**.

1.126. Un compuesto tipo AX₃ no tiene momento dipolar, mientras que otro tipo EX₃ sí que lo tiene, en ambos casos X es un halógeno. Con estos datos indique cuál de las siguientes respuestas es correcta:

- a) El compuesto AX₃ tiene un doble enlace.
- b) La molécula AX₃ no debe tener una forma plana con ángulos de enlace de 120°.
- c) El átomo E del compuesto EX₃ debe tener electrones sin compartir.
- d) El átomo A es más electronegativo que el átomo E.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a-b) Falso. Si el compuesto AX₃ no tiene momento dipolar es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por tanto:

- su disposición y geometría es triangular plana
- con enlaces sencillos y con ángulos de enlace de 120°
- sin pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

De acuerdo con esto, A tiene tres electrones de valencia por lo que este elemento debe pertenecer al grupo 13 del sistema periódico.

c) **Verdadero**. Si el compuesto EX₃ sí tiene momento dipolar es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula:

- AX₃E → número estérico (m+n) = 4 → geometría piramidal (α = 109,5°)
- AX₃E₂ → número estérico (m+n) = 5 → geometría "forma de T" (α = 90° y 120°)

A estas estructuras les que corresponden **uno o dos pares de electrones solitarios sobre el átomo E**, respectivamente. De acuerdo con esto, E tiene siete electrones de valencia por lo que también es un halógeno como el cloro.

d) Falso. Los elementos del grupo 17 (halógenos) son más electronegativos que los del grupo 13.

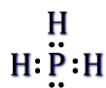
La respuesta correcta es la **c**.

1.127. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

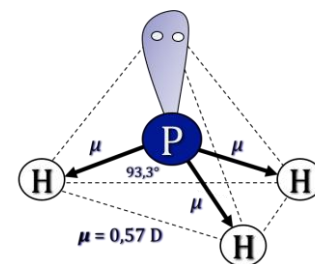
- a) Fosfano
- b) Dióxido de azufre
- c) Dióxido de carbono
- d) Clorometano

(O.Q.L. Madrid 2009)

- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

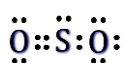


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

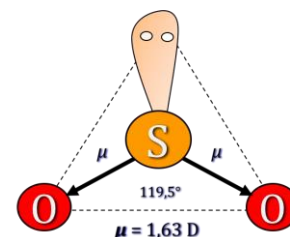


Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,57 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

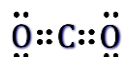


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



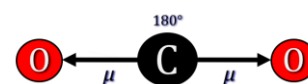
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

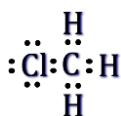


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

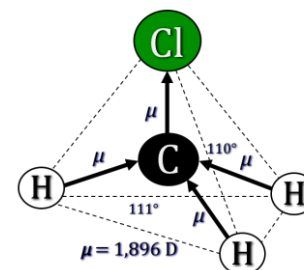
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

1.128. ¿Cuál es el orden de enlace N–H en la molécula de NH₃ y N₂?

- Uno y dos respectivamente.
- Dos y uno respectivamente.
- Uno y tres respectivamente.
- Uno en las dos moléculas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las dos moléculas propuestas:



se deduce que los órdenes de enlace son, respectivamente, **uno** y **tres**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.129. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?

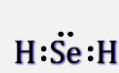
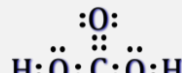
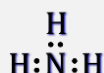
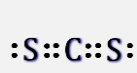
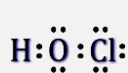
i) HClO

ii) CS₂

iii) NH₃

iv) (OH)₂CO

v) H₂Se



- Solamente ii y v
- Solamente i, ii y v
- Solamente ii y iv
- Solamente ii, iv y v

(O.Q.L. La Rioja 2009)

En la estructura de Lewis de la molécula CS₂, falta un par de electrones solitarios sobre cada átomo de S, por lo tanto, es **incorrecta**.

En la estructura de Lewis de la molécula H₂Se, falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas HClO, NH₃ y (OH)₂CO, son correctas ya que átomos están dispuestos en el orden adecuado y tienen todos los electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

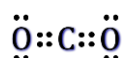
1.130. ¿Cuál de las siguientes moléculas se puede describir mediante una hibridación sp^2 del átomo central?

- CO₂
- NH₃
- CBr₄
- BCl₃
- H₂S

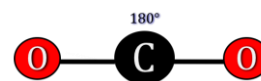
(O.Q.L. País Vasco 2009)

En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones situados en tres orbitales híbridos separados 120° por lo que la geometría de la molécula es **triangular**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

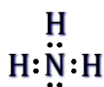


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

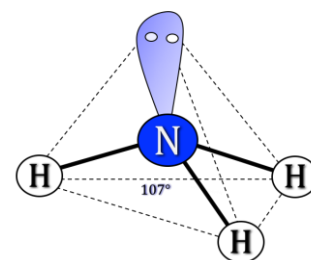


central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

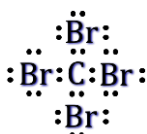
- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



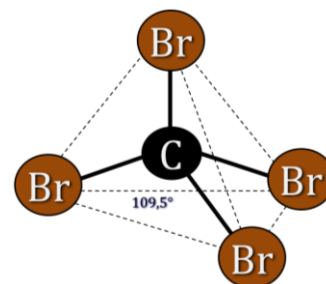
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



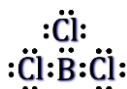
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrabromuro de carbono es:



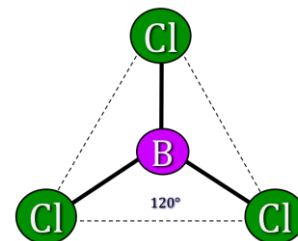
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CBr_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



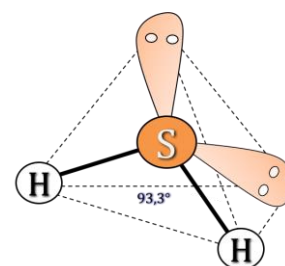
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 3$** por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **d**.

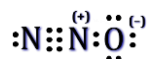
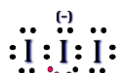
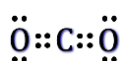
1.131. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?

1. CO_2 2. I_3^- 3. N_2O 4. C_2H_2 5. SiO_2

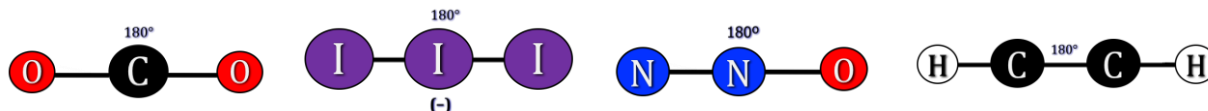
- a) Solo 2
b) 1 y 2
c) 2 y 3
d) Solo 3
e) Solo 5

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

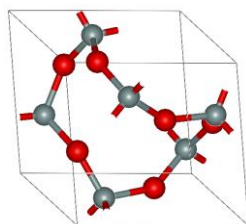
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV estas cuatro especies corresponden a sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



El caso del SiO_2 es completamente distinto, ya que aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino una **red covalente** en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).



La respuesta correcta es la **e**.

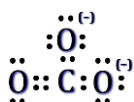
(En Alcalá 2016 omiten CO_2 y cambian N_2O por NO_2 así que no hay ninguna respuesta correcta).

1.132. Los ángulos de enlace $\text{O}-\text{C}-\text{O}$ en el ion carbonato (CO_3^{2-}) son aproximadamente:

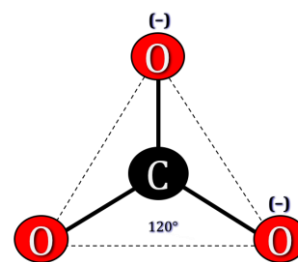
- a) Todos de 120°
- b) Todos de 180°
- c) Todos de $109,5^\circ$
- d) Todos de 90°
- e) Dos de 90° y uno de 180°

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La estructura de Lewis del ion **carbonato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



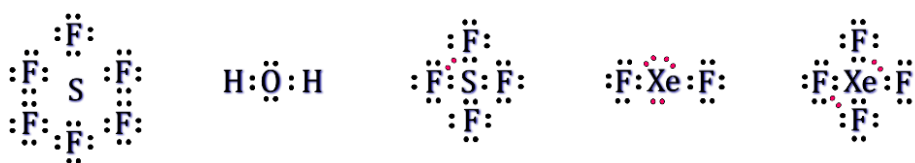
La respuesta correcta es la **a**.

1.133. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- a) SF_6
- b) H_2O
- c) SF_4
- d) XeF_2
- e) XeF_4

(O.Q.N. Sevilla 2010) O.Q.L. Cantabria 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_6 es una molécula que no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b-e) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, H_2O y XeF_4 son moléculas que poseen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_4 es una molécula que posee **un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central**.

d) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el XeF_2 es una molécula que posee tres pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la c.

1.134. La polaridad de los enlaces covalentes de los siguientes compuestos disminuye en el orden:

- b) $\text{NH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{PH}_3$
 c) $\text{PH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{NH}_3$
 d) $\text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3 > \text{NH}_3$
 d) $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Será más polar aquel en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada uno de los enlaces propuestos son:

$$\Delta\chi_{(\text{N-H})} = 3,04 - 2,20 = 0,84$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-P})} = 2,20 - 2,19 = 0,01$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-As})} = 2,20 - 2,18 = 0,02$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-Sb})} = 2,20 - 2,05 = 0,15$$

Por lo tanto, el orden decreciente de polaridad del enlace es:



La respuesta correcta es la d.

1.135. Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_4 y C_2H_2 , señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:

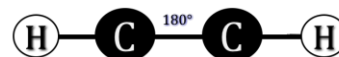
- a) La molécula de C_2H_2 es angular.
 b) El átomo de carbono en la molécula de CH_4 posee hibridación sp^3 .
 c) Los dos átomos de carbono de la molécula C_2H_4 poseen hibridación sp .
 d) La molécula de CH_4 tiene estructura cuadrada plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:

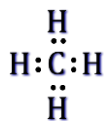


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares

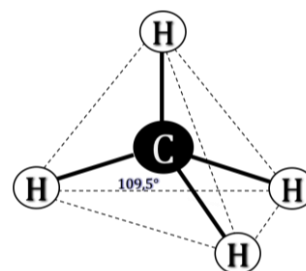


de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición es lineal.

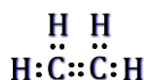
b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



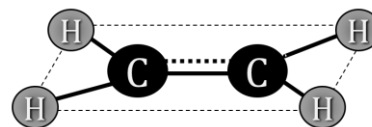
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular. Un átomo que presenta esta disposición, tiene 3 orbitales híbridos sp^2 .



d) Falso. Según se ha demostrado en el apartado b).

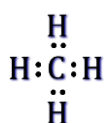
La respuesta correcta es la **b**.

1.136. La geometría de las especies $BeCl_2$, CH_4 , H_2O y NO_3^- es, respectivamente:

- Angular, tetraédrica, angular, triangular.
- Lineal, tetraédrica, angular, cuadrado plana.
- Lineal, tetraédrica, angular, triangular.
- Angular, tetraédrica, triangular, triangular plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es

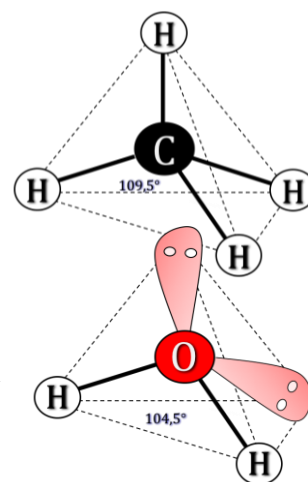


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es



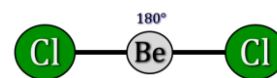
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



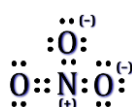
- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es



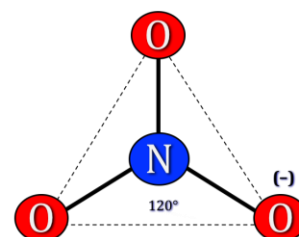
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- La estructura de Lewis del ion **nitrato** es



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es **triangular**.



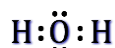
La respuesta correcta es la **c**.

1.137. ¿En qué serie están las moléculas ordenadas según un ángulo de enlace creciente?

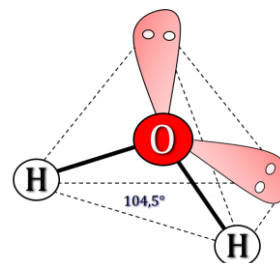
- H_2O , NH_3 , CH_4
- CH_4 , NH_3 , H_2O
- H_2O , CH_4 , NH_3
- NH_3 , CH_4 , H_2O

(O.Q.L. La Rioja 2010)

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

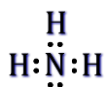


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

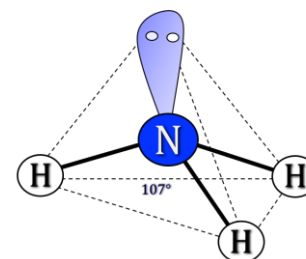


Los ángulos de enlace son **menores de $109,5^\circ$** debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

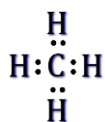


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

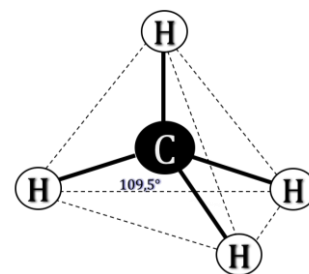


Los ángulos de enlace son **algo menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de nitrógeno.

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



El orden creciente de ángulos de enlace es:



La respuesta correcta es la **a**.

1.138. ¿Cuál es la forma de una molécula de ClF_3 ?

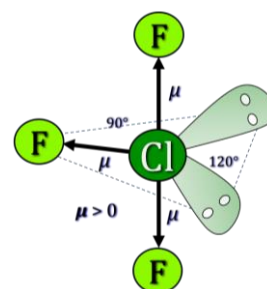
- Trigonal plana
- Piramidal trigonal
- En forma de T
- Tetraédrica

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120° .



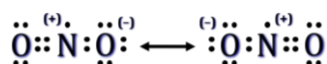
La respuesta correcta es la **c**.

1.139. La fórmula de Lewis del NO_2 es:



(O.Q.L. Valencia 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



Se trata de una molécula uno de cuyos enlaces es doble por lo que presenta resonancia.

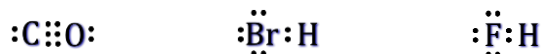
La respuesta correcta es la **a**.

1.140. Ordene las siguientes moléculas en función de su momento dipolar nulo.

- $\text{CO} < \text{HBr} < \text{HF} < \text{CCl}_4$
- $\text{CCl}_4 < \text{CO} < \text{HBr} < \text{HF}$
- $\text{HF} < \text{HBr} < \text{CCl}_4 < \text{CO}$
- $\text{HBr} < \text{CO} < \text{HF} < \text{CCl}_4$

(O.Q.L. Baleares 2010)

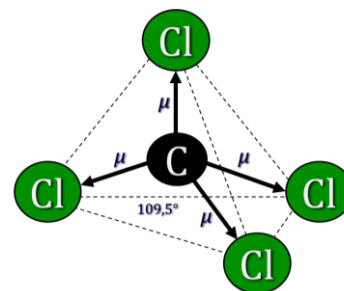
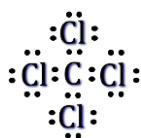
Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono, bromuro de hidrógeno y fluoruro de hidrógeno son:



Las moléculas de CO, HF y HBr son moléculas lineales ya que están formadas solo por dos átomos. También se trata de moléculas polares ya que como los elementos que las forman tienen diferente valor de la electronegatividad, en cada una de ellas existe un dipolo dirigido hacia el elemento más electronegativo.

- $\text{CO} \rightarrow \Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ (enlace triple muy corto)
- $\text{HBr} \rightarrow \Delta\chi = 2,96 - 2,20 = 0,76$ (un enlace sencillo)
- $\text{HF} \rightarrow \Delta\chi = 3,98 - 2,20 = 1,78$ (enlace sencillo)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

El orden creciente de los momentos dipolares es:



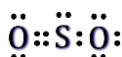
La respuesta correcta es la **b**.

1.141. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

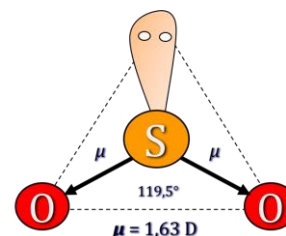
- a) La molécula de dióxido de azufre es apolar.
- b) El azufre de la molécula de dióxido de azufre tiene hibridación sp^3 .
- c) La molécula de dióxido de azufre es lineal.
- d) El dióxido de azufre es líquido a 298 K y 1 atm.
- e) La molécula de dióxido de azufre es angular y la hibridación del azufre es sp^2 .

(O.Q.L. Madrid 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- El átomo de azufre presenta hibridación sp^2 por lo que se rodea de **tres orbitales híbridos** que forman entre sí ángulos de 120°
- El SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de **fuerzas de dispersión de London** y **dipolo-dipolo**. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a 298 K y 1 atm es gaseoso.

La respuesta correcta es la **e**.

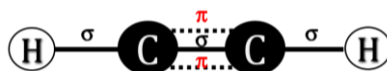
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2004).

1.142. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay en una molécula de etino (acetileno)?

- Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- Cuatro enlaces σ y un enlace π .
- Un enlace σ y dos enlaces π .
- Tres enlaces σ y dos enlaces π .
- Cuatro.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La molécula de etino o acetileno, $CH\equiv CH$, presenta dos enlaces sencillos $C-H$ que son enlaces σ y un enlace triple $C\equiv C$ formado por un enlace σ y dos enlaces π . En total, son **tres enlaces σ** y **dos enlaces π** .



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

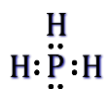
1.143. ¿Cuál de las siguientes moléculas se espera que sea plana?

- PH_3
- BF_3
- CH_4
- H_2O

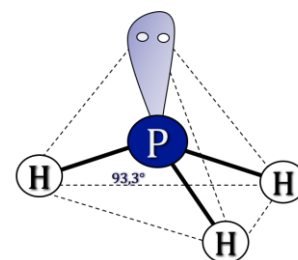
- 1, 2 y 4
- 2 y 3
- 1 y 2
- 2 y 4
- 2

(O.Q.L. País Vasco 2010)

1. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



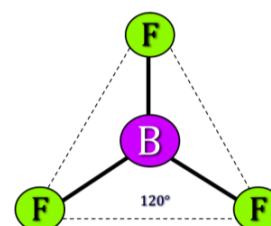
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



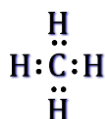
2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



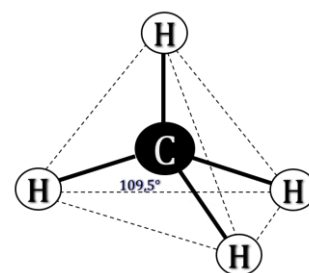
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



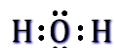
3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



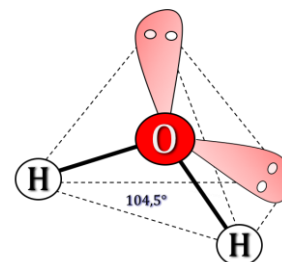
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es tetraédrica.



4. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



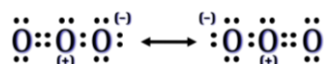
La respuesta correcta es la e.

1.144. ¿Cuántas estructuras resonantes presenta la mejor estructura de Lewis de la molécula de O_3 ? ¿Cuál es su orden de enlace?

- a) 1 y 1
- b) 1 y 1,5
- c) 2 y 1
- d) 2 y 1,5
- e) 2 y 2

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La molécula de O_3 se representa mediante **dos estructuras resonantes**:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso, en el que existe resonancia, uno de los pares de electrones del doble enlace se reparte entre los dos átomos de oxígeno exteriores, por tanto, **el orden de enlace es $1\frac{1}{2}$** . En todas las estructuras que presenten resonancia el orden de enlace nunca será un número entero.

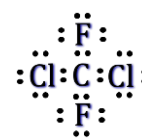
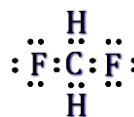
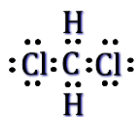
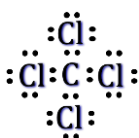
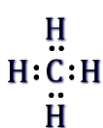
La respuesta correcta es la d.

1.145. ¿Cuál de las siguientes series de moléculas está ordenada de la más a la menos polar?

- a) $\text{CH}_4 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2$
- b) $\text{CH}_4 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2$
- c) $\text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CH}_4 = \text{CCl}_4$
- d) $\text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CH}_4 = \text{CCl}_4$
- e) $\text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CH}_4$

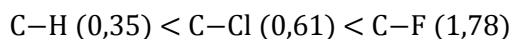
(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Baleares 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV las cinco moléculas tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Las electronegatividades, según Pauling, de los elementos que integran estas moléculas son $\chi_F = 3,98$; $\chi_{Cl} = 3,16$; $\chi_C = 2,55$ y $\chi_H = 2,20$; por lo tanto, todos los enlaces son polares, tanto más cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad $\Delta\chi$:

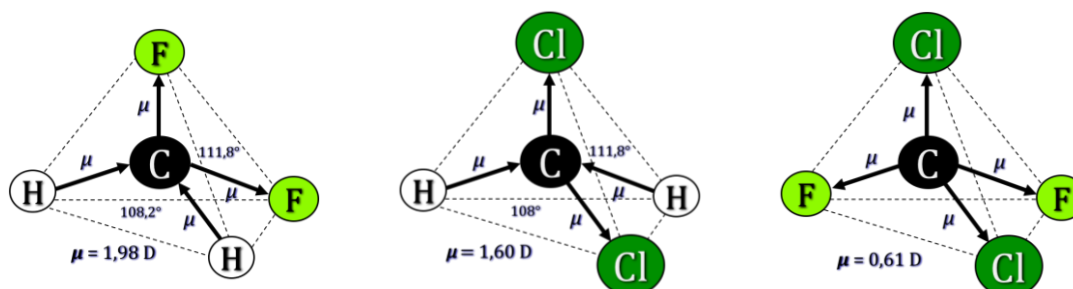


En el caso de las moléculas de CH_4 y CCl_4 , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales, la resultante de los mismos en cada una de las moléculas es nula por lo que ambas son **no polares**.



En el caso de las moléculas de CF_2H_2 , CCl_2H_2 y CF_2Cl_2 , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales dos a dos, la resultante de los mismos en cada una de ellas no es nula y por ello las tres son **polares**.

Teniendo en cuenta la geometría, el módulo y sentido de los vectores momento dipolar, es de esperar que la molécula de CF_2H_2 sea la más polar y la de CF_2Cl_2 sea la menos polar de las tres.

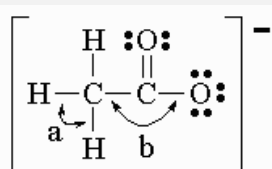


El orden correcto de polaridad decreciente es:



La respuesta correcta es la **d**.

1.146. ¿Cuáles son los valores aproximados de los ángulos de enlace a y b, en el ion acetato que se muestra a continuación?



- | | a | b |
|----|-------|-------|
| a) | ~90° | ~90° |
| b) | ~109° | ~109° |
| c) | ~109° | ~120° |
| d) | ~120° | ~109° |
| e) | ~90° | ~180° |

(O.Q.N. Valencia 2011)

El átomo de **carbono** que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta hibridación sp^3 por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, **109°**.

- El átomo de **carbono** que tiene el **enlace doble** presenta hibridación sp^2 por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 120° .

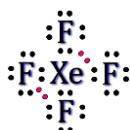
La respuesta correcta es la **c**.

1.147. ¿Cuántos pares de electrones rodean al xenón y cuál es la geometría molecular de la molécula de XeF_4 ?

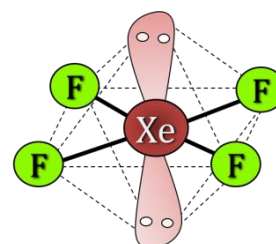
- 4, plana
- 4, piramidal
- 6, plana
- 6, piramidal
- 6, octaédrica

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de la molécula **tetrafluoruro de xenón** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría molecular **plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



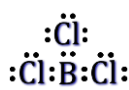
La respuesta correcta es la **c**.

1.148. ¿Qué molécula no tiene momento de dipolo permanente?

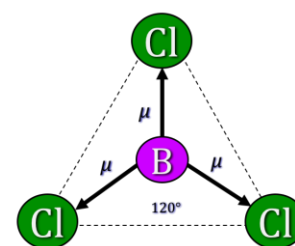
- BCl_3
- NCl_3
- $CHCl_3$
- PCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:

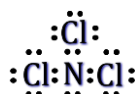


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

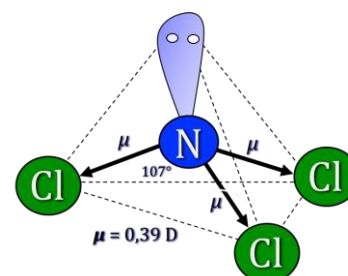


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:



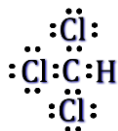
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde



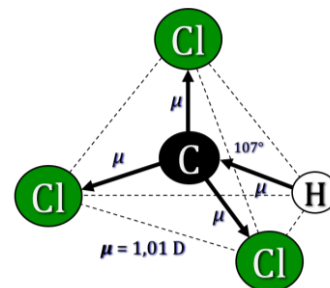
un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,39$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

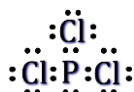


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

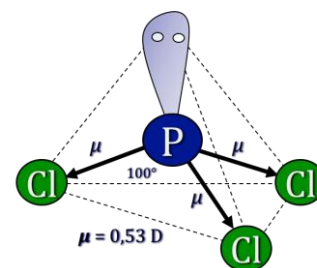


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es polar.

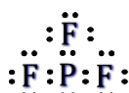
La respuesta correcta es la a.

1.149. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará una geometría trigonal plana?

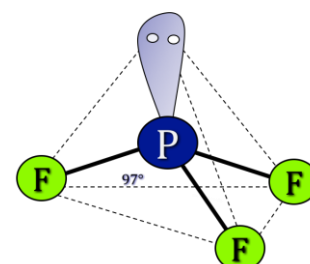
- PF_3
- CO_2
- SeO_2
- BCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011)

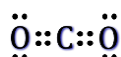
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:



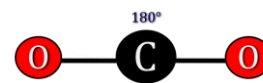
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



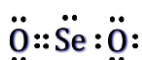
- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



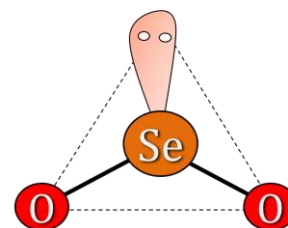
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



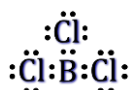
- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de selenio es:



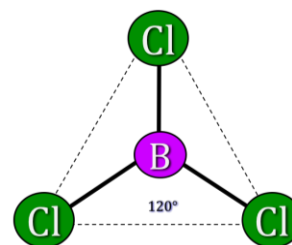
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SeO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



La respuesta correcta es la **d**.

1.150. Teniendo en cuenta que los valores de la electronegatividad según la escala de Pauling de H, O, Na, S y Cl son 2,1; 3,5; 0,9; 2,5 y 3,0; respectivamente, ¿cuál de los siguientes enlaces es más polar?

- H–O
- H–Na
- H–S
- H–Cl

(O.Q.L. Murcia 2011)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(\text{O}-\text{H})} = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

$$\Delta\chi_{(\text{H}-\text{Na})} = 2,1 - 0,9 = 1,2$$

$$\Delta\chi_{(\text{S}-\text{H})} = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

$$\Delta\chi_{(\text{Cl}-\text{H})} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Por lo tanto, el enlace más polar, es **H–O**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.151. El trifluoruro de boro, BF_3 , es una molécula no polar, a pesar de que la diferencia de electronegatividades entre el B y F es considerable. Esto se debe a que:

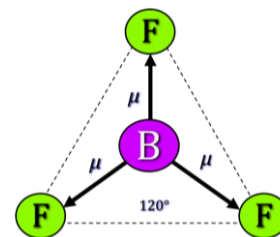
- La suma de los momentos dipolares es menor que cero.
- El átomo de boro tiene una hibridación sp^3 .
- Los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí.
- La electronegatividad y el momento dipolar no están relacionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- a) Falso. Como se observa en la imagen, la suma de los vectores momento dipolar es nula.
- b) Falso. En las estructuras con forma o disposición triangular el átomo central tiene hibridación sp^2 .
- c) **Verdadero**. Como se observa en la figura, la suma de los vectores momento dipolar es nula.
- d) Falso. El momento dipolar de un enlace aparece como consecuencia de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace.

La respuesta correcta es la **c**.

1.152. En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar y la otra apolar:



Indique cuáles son las moléculas polares de cada grupo.

- a) HI, BF_3 y BeCl_2
 b) I_2 , BF_3 y BeCl_2
 c) HI, NH_3 y BeCl_2
 d) HI, NH_3 y H_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de **yoduro de hidrógeno** es:



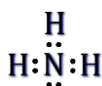
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HI** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y como el yodo ($\chi = 2,66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son **polares** ($\mu = 0,45 \text{ D}$).

- La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:



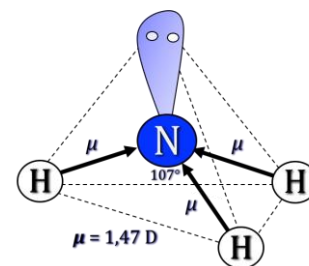
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos, y como ambos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

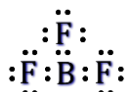


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

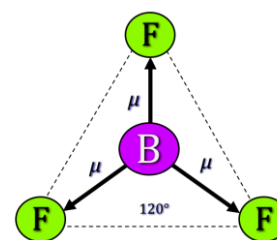


La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

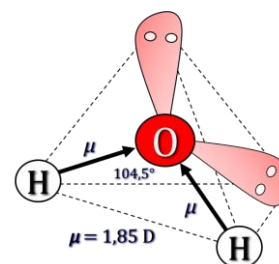


La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

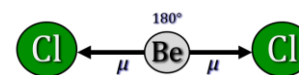
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

El grupo de moléculas polares está formado por: HI , NH_3 y H_2O .

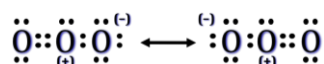
La respuesta correcta es la **d**.

1.153. El concepto de resonancia es utilizado para describir estructuras moleculares que:

- Oscilan entre dos estructuras.
- Tienen imágenes especulares.
- Pueden ser aisladas en diferentes isómeros.
- Tienen más de una posible estructura de Lewis.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Por ejemplo, la estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces O–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir **dos estructuras de Lewis** en las que se cambia la posición del enlace doble.

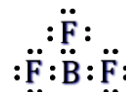
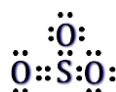
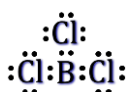
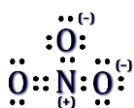
La respuesta correcta es la **d**.

1.154. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría trigonal plana?

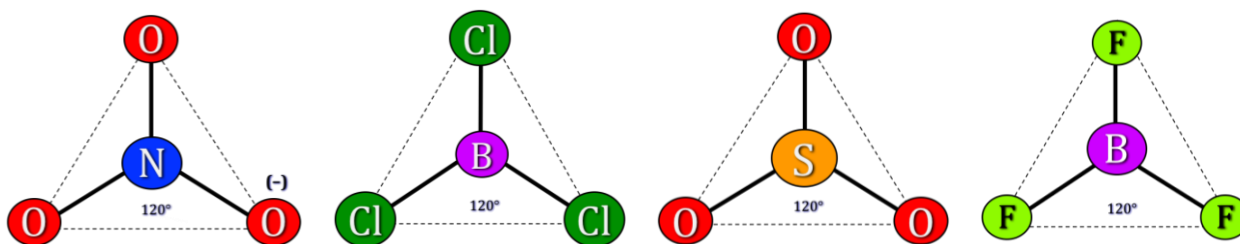
- NO_3^-
- BCl_3
- SO_3
- BF_3
- ICl_3

(O.Q.L. Valencia 2011)

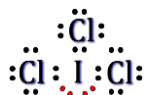
Las estructuras de Lewis de las especies NO_3^- , BCl_3 , SO_3 y BF_3 son:



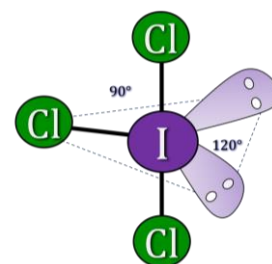
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_3^- , BCl_3 , SO_3 y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es trigonal plana.



La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de yodo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal su geometría molecular de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de yodo.



La respuesta correcta es la **e**.

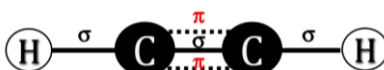
1.155. El átomo de carbono en el acetileno o etino:

- Utiliza orbitales híbridos sp para formar un enlace σ y dos enlaces π entre los átomos de carbono.
- Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
- Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

En la molécula de acetileno, $\text{CH}\equiv\text{CH}$, los átomos de carbono presentan **dos orbitales híbridos sp** y dos orbitales atómicos p_x y p_y . Los orbitales híbridos se utilizan **para formar un enlace σ entre los átomos de carbono y dos enlaces σ entre los átomos de carbono y de hidrógeno**. Los orbitales atómicos se utilizan para formar los dos enlaces π restantes del enlace triple.

Una molécula en la que los átomos tienen hibridación sp presenta geometría **lineal**.



La respuesta correcta es la **c**.

1.156. El orden de polaridad creciente de los siguientes enlaces $\text{Cl}-\text{H}$, $\text{S}-\text{H}$, $\text{P}-\text{H}$, $\text{Si}-\text{H}$ es:

- $\text{Cl}-\text{H} < \text{S}-\text{H} < \text{P}-\text{H} < \text{Si}-\text{H}$
- $\text{Si}-\text{H} < \text{Cl}-\text{H} < \text{S}-\text{H} < \text{P}-\text{H}$
- $\text{Cl}-\text{H} < \text{P}-\text{H} < \text{S}-\text{H} < \text{Si}-\text{H}$
- $\text{S}-\text{H} < \text{Si}-\text{H} < \text{Cl}-\text{H} < \text{P}-\text{H}$
- $\text{Si}-\text{H} < \text{P}-\text{H} < \text{S}-\text{H} < \text{Cl}-\text{H}$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Se trata de cuatro elementos consecutivos del tercer periodo, la electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga efectiva del elemento, por lo tanto, será máxima en el cloro ($Z = 17$) y mínima en el silicio ($Z = 14$).

El orden creciente de diferencias de electronegatividad (en valor absoluto) y de polaridad de los enlaces es:



La respuesta correcta es la **e**.

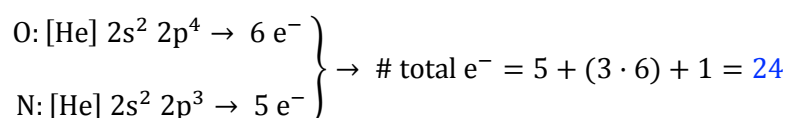
1.157. Una de las estas especies no es isoelectrónica con el ion nitrato (trioxidonitrato(-1)):

- CO_3^{2-}
- HCO_3^-
- NF_3
- SO_2
- BO_3^{3-}

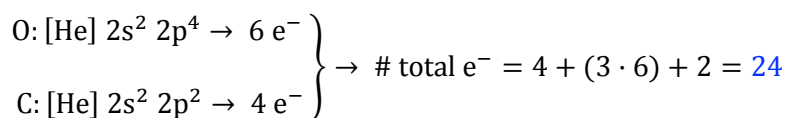
(O.Q.N. El Escorial 2012)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones.

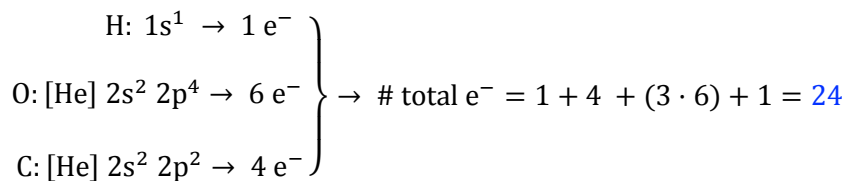
Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_3^- son:



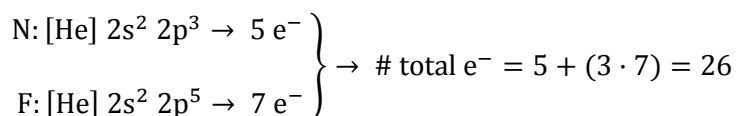
- Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie CO_3^{2-} son:



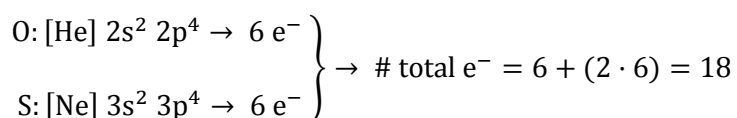
b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie HCO_3^- son:



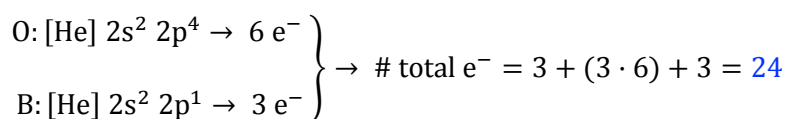
c) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NF_3 son:



d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 son:



e) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie BO_3^{3-} son:



Las respuestas correctas son **c y d**.

1.158. La especie con mayor orden de enlace entre el átomo central y el oxígeno es:

- a) NO_3^-
- b) CO
- c) SO_3^{2-}
- d) PO_4^{3-}
- e) NO
- f) SO_2
- g) CO_2

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Valencia 2013)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las especies propuestas:

	$:\text{C}::\text{O}:$			$:\text{N}::\ddot{\text{O}}:$
Orden de enlace $1\frac{1}{3}$	Orden de enlace 3	Orden de enlace $1\frac{1}{3}$	Orden de enlace $1\frac{1}{4}$	Orden de enlace 2
	Orden de enlace 2		Orden de enlace $1\frac{1}{2}$	

La respuesta correcta es la **b**.

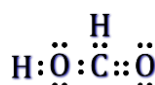
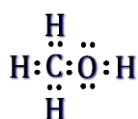
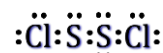
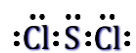
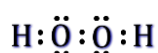
(En Valencia 2013 se reemplazan SO_3^{2-} y PO_4^{3-} por SO_2 y CO_2).

1.159. De los siguientes grupos de moléculas, indique en cuál de ellos, todas sus moléculas tienen un doble enlace:

- H_2O_2 , C_2H_2
- P_2 , SCl_2 , S_2Cl_2
- H_2CO , CH_3OH , HCOOH
- HCHO , HCOOH
- SCl_2 , S_2Cl_2

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con las estructuras de Lewis, las únicas moléculas que contienen un doble enlace son **HCHO** y **HCOOH**.

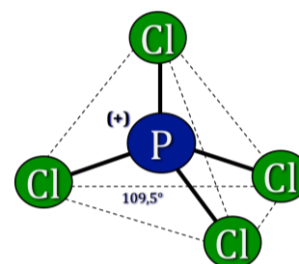
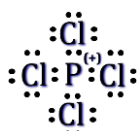
La respuesta correcta es la **d**.

1.160. La geometría molecular del ion PCl_4^+ es:

- Cúbica
- Octaédrica
- Cuadrada
- Bipiramidal trigonal
- Tetraédrica

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La estructura de Lewis del ion **tetraclorurofósforo(1+)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_4^+ es un ion que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición y geometría **tetraédrica**.

La respuesta correcta es la **e**.

1.161. Indique cuál de los siguientes haluros, en estado gaseoso, no posee momento dipolar permanente:

- HI
- BCl_3
- HCl
- SCl_2

(O.Q.L. Murcia 2012)

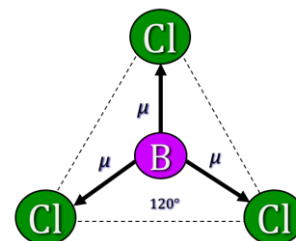
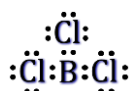
Las estructuras de Lewis de las moléculas de yoduro de hidrógeno y cloruro de hidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, HI y HCl son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos.

Como el yodo ($\chi = 2,66$) y el cloro ($\chi = 3,16$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los respectivos enlaces son polares y las moléculas también lo son.

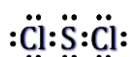
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



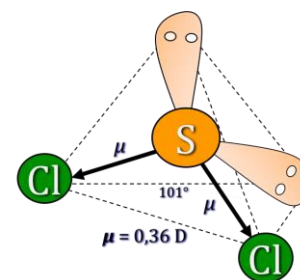
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,36 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

1.162. Si una molécula AX_3 tiene momento dipolar nulo, se puede decir que la hibridación del átomo A es:

- a) sp^3
- b) sp^2
- c) sp
- d) spd

(O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de una molécula de AX_3 es:



De acuerdo con dicha estructura, A tiene tres electrones de valencia por lo que debe ser un elemento del grupo 13 y X que tiene siete electrones un elemento del grupo 17.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AX_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se corresponde con un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana. Los tres vectores momento dipolar que son idénticos se anulan debido a esa geometría y la molécula es no polar.

Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta hibridación sp^2 .

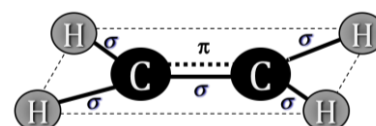
La respuesta correcta es la **b**.

1.163. ¿Qué enlaces se forman por un átomo de carbono con hibridación sp^2 ?

- a) 4 enlaces π
- b) 2 enlaces π y 2 enlaces σ
- c) 1 enlaces π y 3 enlaces σ
- d) 4 enlaces σ
- e) 3 enlaces π y 1 enlace σ

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

En la molécula de etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, el átomo de carbono presenta hibridación sp^2 , tiene tres orbitales híbridos de este tipo y un orbital atómico p. Esto le permite formar tres enlaces:



- dos enlaces sencillos que son **enlaces σ**
- un enlace doble $\text{C}=\text{C}$ formado por **un enlace σ** y **un enlace π** .

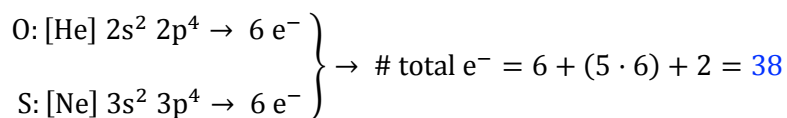
La respuesta correcta es la **c**.

1.164. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el anión SO_5^{2-} ?

- a) 32
- b) 34
- c) 36
- d) 38

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el SO_5^{2-} son:



La respuesta correcta es la **d**.

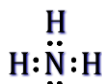
1.165. ¿Cuáles de las siguientes moléculas se espera que sean planas?

1. NH_3 2. BF_3 3. CH_4 4. XeF_4

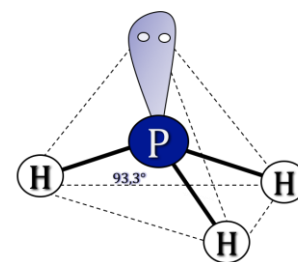
- a) 1, 2 y 3
- b) 2 y 3
- c) 2 y 4
- d) 3 y 4

(O.Q.L. País Vasco 2012)

1. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



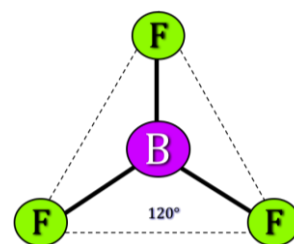
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



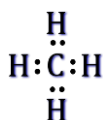
2. La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



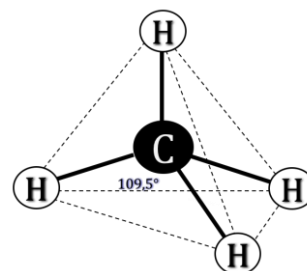
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



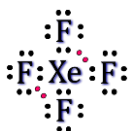
3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



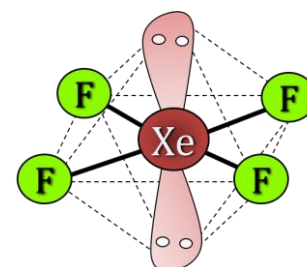
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



4. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con el modelo RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **cuadrado plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la c.

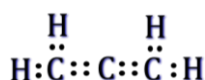
(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2010).

1.166. ¿Qué afirmación describe mejor la estructura de la molécula de aleno, $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{CH}_2$?

- Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en un plano perpendicular a los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los cuatro átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los dos grupos CH_2 son perpendiculares entre sí.

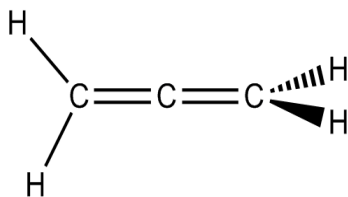
(O.Q.L. Madrid 2012)

La estructura de Lewis de la molécula de aleno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV cada uno de los carbonos de los extremos tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular plana.

con ángulos de 120° , mientras que el átomo de carbono del centro se ajusta a la fórmula AX_2 , por lo que los tres átomos de carbono se encuentran en la misma línea con ángulo entre ellos de 180° , sin embargo, los grupos CH_2 son **perpendiculares** entre sí debido a la existencia de los dos dobles enlaces consecutivos.



La respuesta correcta es la **d**.

1.167. Indique la respuesta correcta. Todas las moléculas de fórmula AB_4 son:

- Cuadradas planas (A en el centro y B en los vértices del cuadrado).
- Tetraédricas (A en el centro y B en los vértices del tetraedro).
- Piramidales (A en el centro y B en los vértices de la pirámide).
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Valencia 2012)

De acuerdo con el modelo RPECV, las moléculas con fórmula AB_4 se pueden clasificar en los siguientes tipos:

Tipo	Estructura de Lewis	Número estérico	Disposición	Geometría
AB_4		4	Tetraédrica	 Tetraédrica
AB_4E		5	Bipirámide trigonal	 Balancín
AB_4E_2		6	Bipirámide cuadrada	 Cuadrada plana

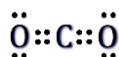
La respuesta correcta es la **d**.

1.168. De las moléculas, CO_2 , CH_4 , NH_3 y BeCl_2 , ¿cuál es polar?

- a) CO_2
- b) BeCl_2
- c) CH_4
- d) NH_3
- e) Ninguna

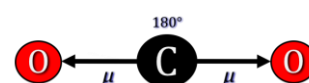
(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

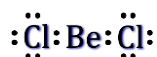


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

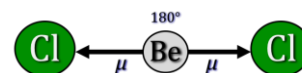


- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

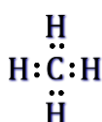


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

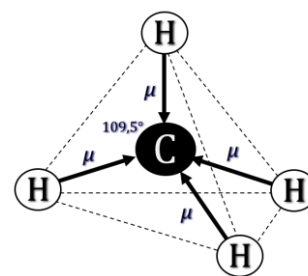
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

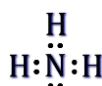


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

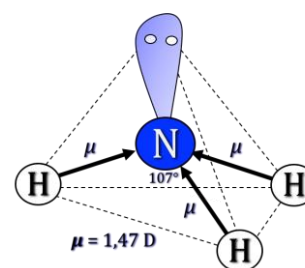


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



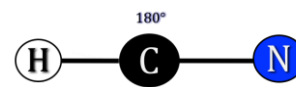
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



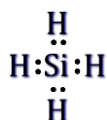
- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



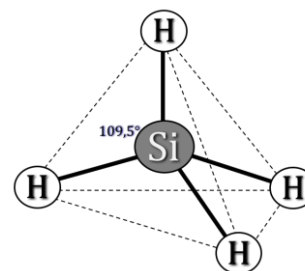
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCN** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central y el ángulo de enlace es 180° .



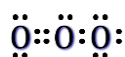
- La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **SiH₄** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.

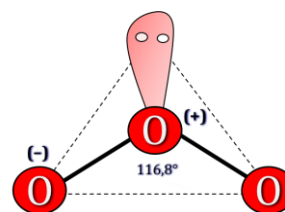


- La estructura de Lewis de la molécula de **ozono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **O₃** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo existen dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es **menor de 120°** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de oxígeno.



Las respuestas correctas son **a** y **f**.

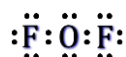
(En Alicante 2013 se reemplazan I_3^- y SiH_4 por HCN y todas tienen el mismo ángulo).

1.170. ¿Qué esquema de hibridación es el adecuado para explicar la geometría de la molécula de OF_2 ?

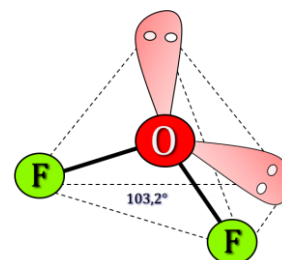
- sp
- sp^2
- sp^3
- sp^3d^2
- Ninguno

(O.Q.L. Valencia 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **difluoruro de oxígeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **OF₂** es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 4 orbitales híbridos sp^3 .



La respuesta correcta es la c.

1.171. ¿Qué molécula es polar?

- a) I₂
- b) PF₅
- c) SF₆
- d) XeF₄
- e) SO₂

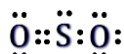
(O.Q.L. Valencia 2013)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:

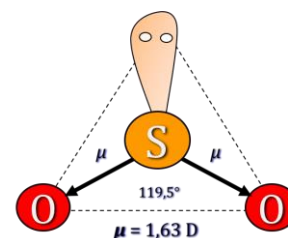


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

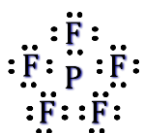


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

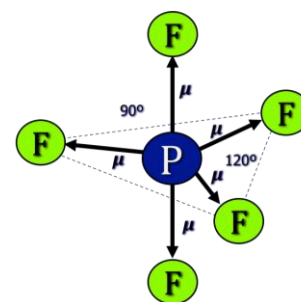


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:

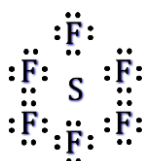


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF₅ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₅ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

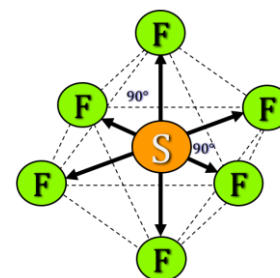


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



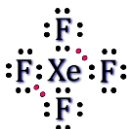
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF₆ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo



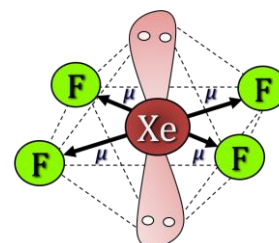
central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y geometría cuadrada plana ya que solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,6$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

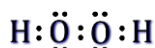
La respuesta correcta es la e.

1.172. Entre las siguientes moléculas: C_2H_2 , H_2O_2 , CH_4 , XeF_4 , BF_3 , NH_3 , hay una lineal, otra tetraédrica y otra triangular. Señale la respuesta correcta.

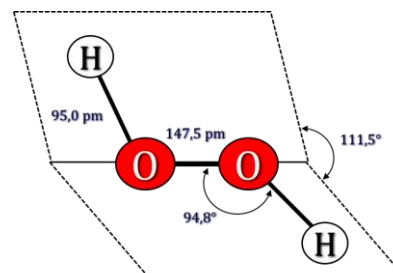
	lineal	tetraédrica	triangular
a)	C_2H_2	XeF_4	NH_3
b)	C_2H_2	CH_4	BF_3
c)	H_2O_2	XeF_4	NH_3
d)	H_2O_2	XeF_4	NH_3
e)	C_2H_2	CH_4	NH_3

(O.Q.L. Valencia 2013)

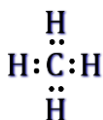
▪ La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



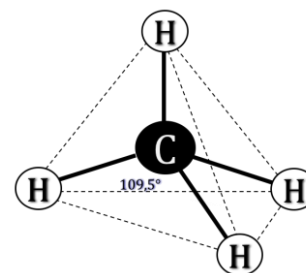
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y su geometría es "forma de libro" ya que solo hay un átomo hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno.



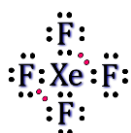
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



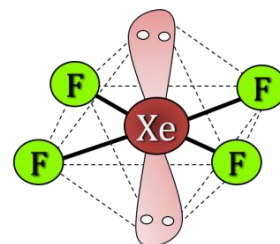
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



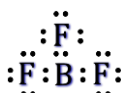
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



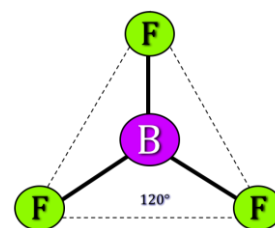
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es cuadrada plana ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central.



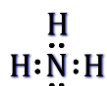
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



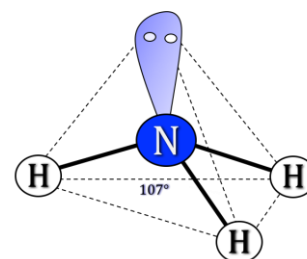
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



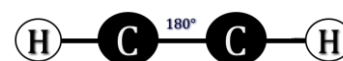
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo existen tres átomos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



La respuesta correcta es la **b**.

1.173. ¿Qué molécula es un ácido de Lewis?

- H_2O
- CH_4
- PF_5
- BH_3
- NCl_3

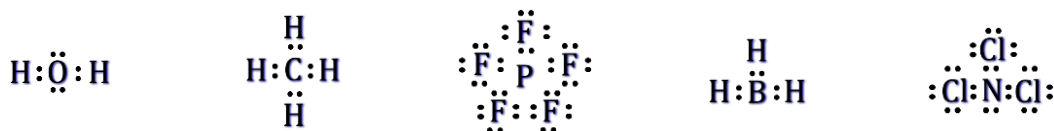
(O.Q.L. Valencia 2013)

De acuerdo con la teoría ácido-base propuesta por Lewis:

- Ácido** es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base.

- **Base** es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de **ceder un par de electrones** a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las cinco moléculas propuestas son:



A la vista de dichas estructuras, la única sustancia que puede clasificarse como **ácido** es BH_3 .

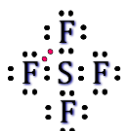
La respuesta correcta es la **d**.

1.174. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría plana?

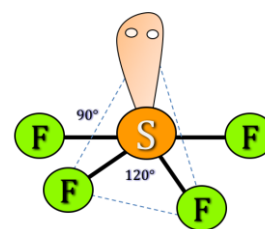
- SF_4
- ClF_3
- BCl_3
- XeF_4
- ICl_4^-

(O.Q.L. Valencia 2013)

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



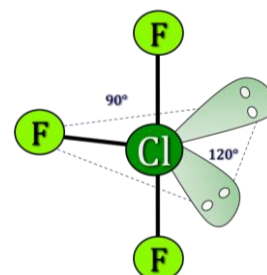
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es "balancín" en la que **todos los átomos no están en el mismo plano**.



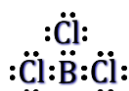
- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:



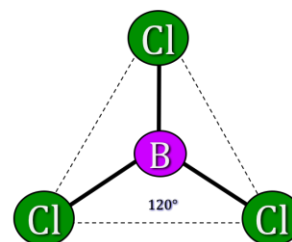
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es de "forma de T" en la que todos los átomos están en el mismo plano.



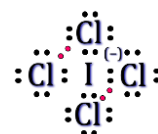
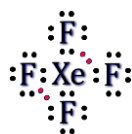
- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



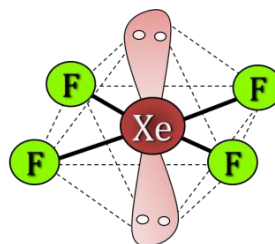
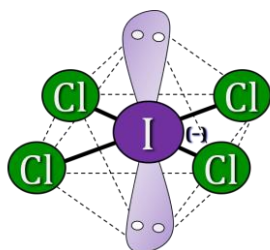
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Las estructuras de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón y del ion tetracloruroyodato (1-) son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl_4^- y XeF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es cuadrada plana.



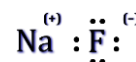
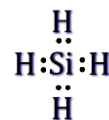
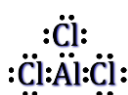
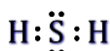
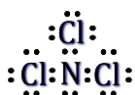
La respuesta correcta es la a.

1.175. ¿En qué compuesto todos los átomos no cumplen la regla del octeto?

- NCl_3
- H_2S
- AlCl_3
- SiH_4
- NaF

(O.Q.L. Valencia 2013)

Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son:



La única sustancia en la que todos los átomos **no cumplen la regla del octeto** es AlCl_3 . En el caso del NaF , se considera que el ion sodio tiene estructura electrónica de gas noble y por ello cumple la regla del octeto.

La respuesta correcta es la c.

1.176. En las siguientes moléculas: O_2 , N_2 , Br_2 y BrCl , ¿qué enlace es de esperar que tenga mayor longitud?

- El enlace $\text{O}-\text{O}$ del O_2 .
- El enlace $\text{N}-\text{N}$ del N_2 .
- El enlace $\text{Br}-\text{Br}$ del Br_2 .
- El enlace $\text{Br}-\text{Cl}$ del BrCl .

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Cuanto mayor es el orden de enlace menor es la longitud del enlace.

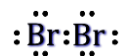
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



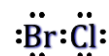
Orden de
enlace 2



Orden de
enlace 3



Orden de
enlace 1



Orden de
enlace 1

Las dos moléculas que tienen orden de enlace 1 están formadas por halógenos. El enlace de mayor longitud le corresponde a la que esté formada por átomos de elementos con más capas electrónicas. El bromo tiene mayor tamaño que el cloro, ya que el bromo pertenece al quinto periodo mientras que el cloro es un elemento del tercero.

La molécula con **mayor longitud de enlace** es BrCl.

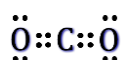
La respuesta correcta es la **d**.

1.177. El CO_2 es una molécula:

- a) Apolar
- b) Polar
- c) Poco polar
- d) No es una molécula.

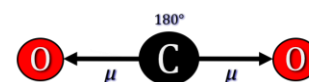
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



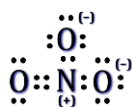
La respuesta correcta es la **a**.

1.178. ¿Qué tipo de hibridación utiliza el átomo central en el ion nitrato, NO_3^- ?

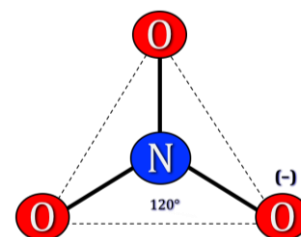
- a) sp
- b) sp^2
- c) sp^3
- d) Utiliza un orbital p_z .

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis del ion **nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**, por este motivo el átomo de nitrógeno presenta 3 orbitales híbridos sp^2 .



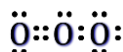
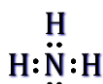
La respuesta correcta es la **b**.

1.179. En comparación con el momento dipolar del NH_3 el del O_3 es:

- a) Mayor
- b) Menor
- c) Aproximadamente igual
- d) El O_3 es apolar

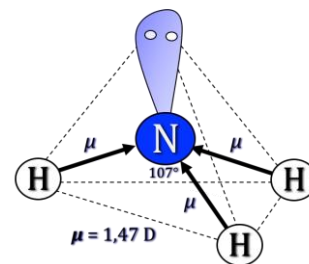
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoníaco y ozono son:



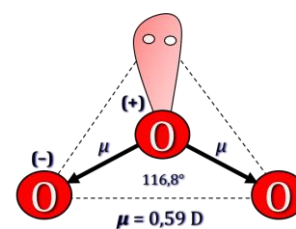
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como se puede observar en la figura, la molécula presenta un único dipolo debido a la asimétrica distribución de la carga por lo que la molécula es polar ($\mu = 0,53 \text{ D}$).



Mientras que la molécula de O_3 presenta un único dipolo, la de NH_3 presenta tres, por lo tanto, el **momento dipolar** resultante debe ser **mayor en el NH_3** .

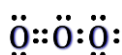
La respuesta correcta es la **b**.

1.180. ¿Cuál es la forma geométrica del ozono, O_3 ?

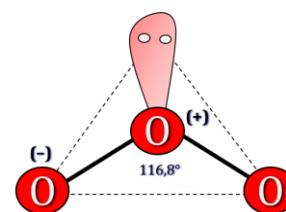
- Triangular
- Angular
- Piramidal
- Lineal

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **ozono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular, pero como solo hay dos ligandos unidos al átomo central su geometría es **angular**.



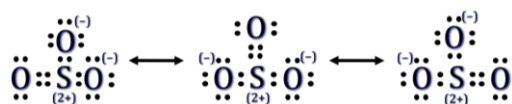
La respuesta correcta es la **b**.

1.181. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta formas resonantes en su estructura de Lewis?

- SO_3
- NH_3
- Cl_2
- Na_2O

(O.Q.L. La Rioja 2013)

a) **Verdadero**. Como se deduce de la estructura de Lewis, sin considerar capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre, sí presenta **resonancia** ya que uno de los enlaces entre el azufre y el oxígeno es múltiple:



b-c) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoníaco y dicloro son:



Como se puede observar en las estructuras de Lewis, estas dos moléculas no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

d) Falso. El compuesto Na_2O presenta enlace predominantemente iónico por lo que no puede presentar resonancia.

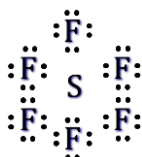
La respuesta correcta es la **a**.

1.182. La hibridación del átomo de azufre en la molécula de SF_6 es:

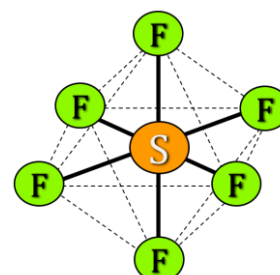
- a) sp^3
- b) sp^3d^2
- c) sp^3d
- d) sp^2

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6E_0 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 6 orbitales híbridos sp^3d^2 .



La respuesta correcta es la **b**.

1.183. Indique la proposición correcta:

- a) Un orbital molecular del tipo π puede formarse por combinación de un orbital p_x de un átomo con el orbital p_x de otro átomo, cuando los dos átomos se unen según la dirección del eje x .
- b) Un enlace triple equivale a dos enlaces σ y uno π .
- c) La energía de un enlace covalente es mayor cuanto mayor sea la superposición de los orbitales atómicos que los forman.
- d) La energía de un enlace doble $\text{O}=\text{O}$ es justamente el doble que la energía del enlace simple $\text{O}-\text{O}$.

(O.Q.L. Baleares 2013)

a) Falso. Cuando dos orbitales atómicos p_x se unen según la dirección del eje x forman un orbital molecular σ .

b) Falso. Un enlace triple está constituido por un enlace σ y dos enlaces π .

c) **Verdadero**. Cuánto más electronegativos sean los átomos que forman un enlace covalente mayor será la atracción que ejerce el núcleo de cada uno sobre la nube electrónica del otro, lo que ocasiona mayor solapamiento de orbitales y que por ello el enlace formado sea más fuerte, es decir, que su energía sea mayor.

d) Falso. Un enlace doble está constituido por un enlace σ y un enlace π , y como ambos tienen diferente energía, la energía del enlace doble nunca podrá ser la que la energía del enlace sencillo.

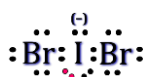
La respuesta correcta es la **c**.

1.184. ¿Cuál es la geometría del ion IBr_2^- ?

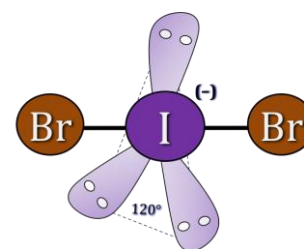
- a) Lineal
- b) Angular, con un ángulo de enlace de 90° .
- c) Angular, con un ángulo de enlace de 109° .
- d) Angular, con un ángulo de enlace de 120° .

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La estructura de Lewis del ion **dibromuroyodato(1-)** es:

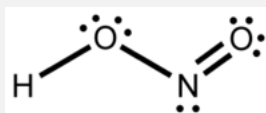


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IBr_2^- es un ion que se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría **lineal** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **a**.

1.185. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura,



¿cuál es la carga formal del nitrógeno?

- a) -1
- b) 0
- c) +1
- d) +3

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 2 - 3 = 0$$

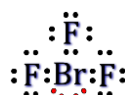
La respuesta correcta es la **b**.

1.186. ¿Cuál es la geometría molecular del BrF_3 ?

- a) Tetraédrica
- b) En forma de T
- c) Trigonal plana
- d) Pirámide trigonal

(O.Q.L. Madrid 2013)

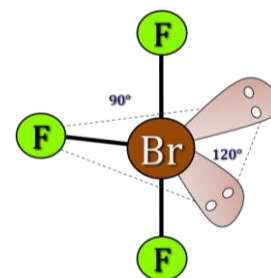
La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de bromo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y al átomo central su geometría “forma de T”, debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de bromo, en la que los ángulos de enlace aproximados son de 90° y 120° .

La respuesta correcta es la c.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2010 se pregunta el ClF_3).



1.187. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?

- BeCl_2
- CO_2
- CH_4
- SF_6
- SO_2

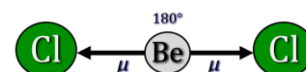
(O.Q.N. Asturias 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

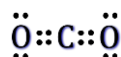


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

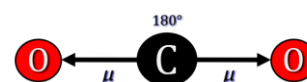


▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

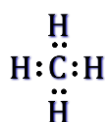


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

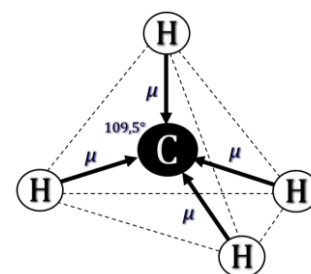
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

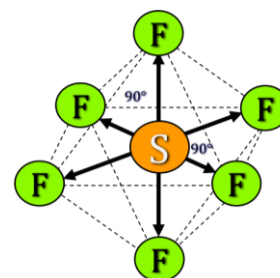
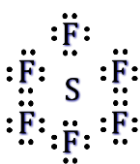


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

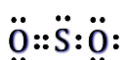
- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

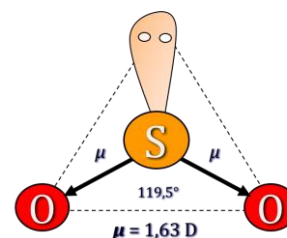
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.



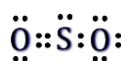
La respuesta correcta es la e.

1.188. La estructura de la molécula de SO_2 es:

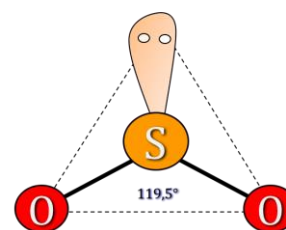
- $\text{O}-\text{S}-\text{O}$ Angular
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Lineal
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Angular
- $\text{O}-\text{S}-\text{O}$ Lineal
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Cíclica

(O.Q.N. Asturias 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la a.

1.189. Para la molécula de SF_4 la geometría es:

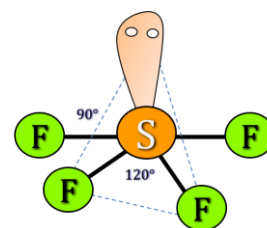
- Lineal
- Plano cuadrada
- Tetraédrica
- Pirámide triangular
- Ninguna de las citadas

(O.Q.N. Asturias 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es de “**balancín**”.



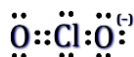
La respuesta correcta es la **e**.

1.190. La geometría molecular de la especie ClO_2^- es:

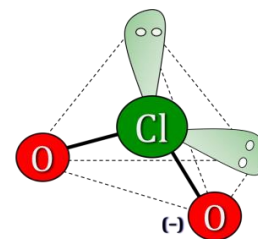
- Lineal
- Angular
- Tetraédrica
- Pirámide trigonal
- La especie no existe.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La estructura de Lewis del ion **clorito** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_2^- es un ion que se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición tetraédrica y geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **b**.

1.191. ¿En cuál de las siguientes especies se necesita recurrir a estructuras electrónicas resonantes para describirlas adecuadamente?

- H_2O
- NO_3^-
- H_2S
- NH_3
- PCl_3
- O_3

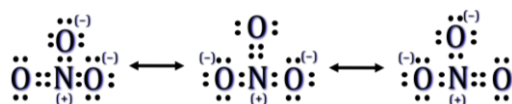
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de H_2O , H_2S , NH_3 y PCl_3 son:

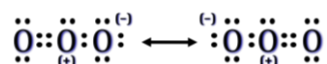


Como se puede observar en las estructuras, estas sustancias no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

▪ El ion NO_3^- se representa mediante **tres estructuras resonantes**:



▪ La molécula de O_3 se representa mediante **dos estructuras resonantes**:



Las respuestas correctas son **b** y **f**.

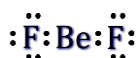
(En Valencia 2016 se cambia NO_3^- por O_3).

1.192. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?

- a) BeF_2
- b) PF_3
- c) SiCl_4
- d) BF_3
- e) CS_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la moléculas de difluoruro de berilio es:

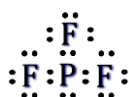


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

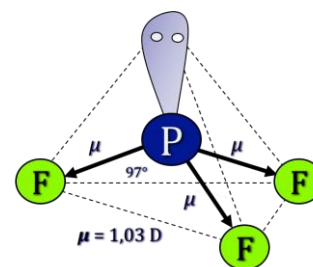
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de fósforo es:

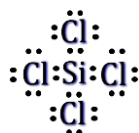


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

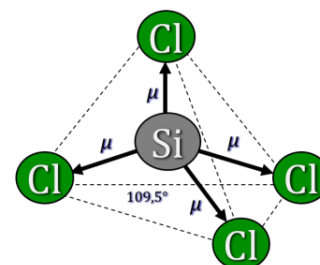


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la moléculas de tetracloruro de silicio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

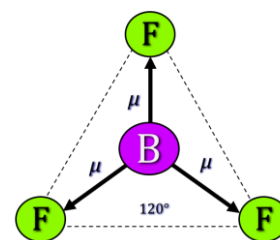


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de boro es:

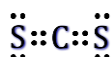


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



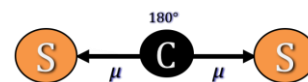
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la moléculas de disulfuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



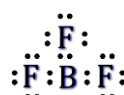
La respuesta correcta es la **b**.

1.193. El trifluoruro de boro es una molécula cuya forma geométrica es:

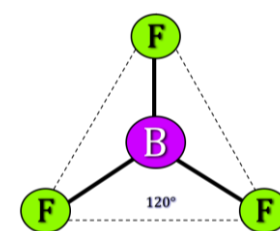
- Lineal
- Plana triangular
- Tetraédrica
- Piramidal
- Cuadrangular
- Forma de T

(O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



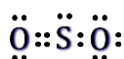
La respuesta correcta es la **b**.

1.194. Los orbitales híbridos que utiliza el átomo de azufre en los enlaces sigma con los átomos de oxígeno del dióxido de azufre se denominan:

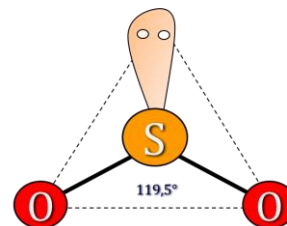
- sp
- sp^2
- sp^3
- dsp^2

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta hibridación sp^2 .



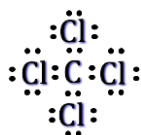
La respuesta correcta es la **b**.

1.195. Ordene las siguientes sustancias por orden de polaridad decreciente:

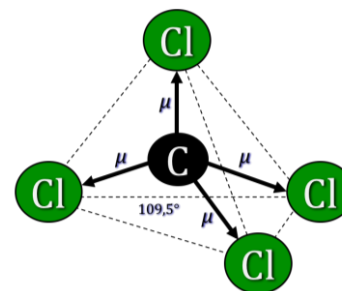
- $\text{Cl}_2 > \text{HCl} > \text{NaCl} > \text{CCl}_4$
- $\text{HCl} > \text{Cl}_2 > \text{CCl}_4 > \text{NaCl}$
- $\text{NaCl} > \text{HCl} > \text{CCl}_4 > \text{Cl}_2$
- $\text{NaCl} > \text{CCl}_4 > \text{HCl} > \text{Cl}_2$

(O.Q.L. Baleares 2014) (O.Q.L. Baleares 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



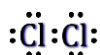
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,11 \text{ D}$).

La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



El Cl_2 es una molécula con enlace predominantemente covalente formada por dos átomos iguales. Por este motivo no se forma ningún dipolo entre los átomos y la molécula es no polar.

El NaCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad existente en los elementos que la integran, $\chi_{\text{Cl}} = 3,16$ y $\chi_{\text{Na}} = 0,93$. Por este motivo, el enlace entre ambos elementos es muy polar ($\mu = 9,00 \text{ D}$)

El orden correcto de polaridad decreciente (creciente) es:



La respuesta correcta es la c.

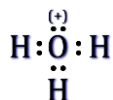
(En la cuestión propuesta en Baleares 2014 se pregunta polaridad creciente).

1.196. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones no presenta geometría tetraédrica?

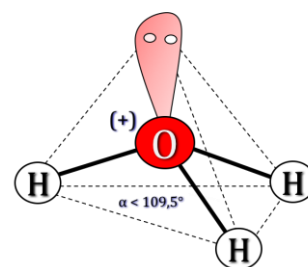
- a) H_3O^+
- b) SF_4
- c) AlCl_4^-
- d) CF_4

(O.Q.L. La Rioja 2014)

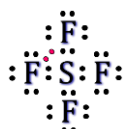
La estructura de Lewis del ion **oxidanio** es:



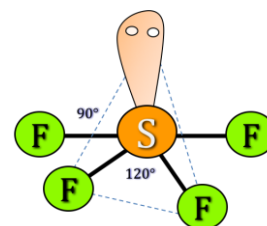
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica pero como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es **piramidal**.



La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



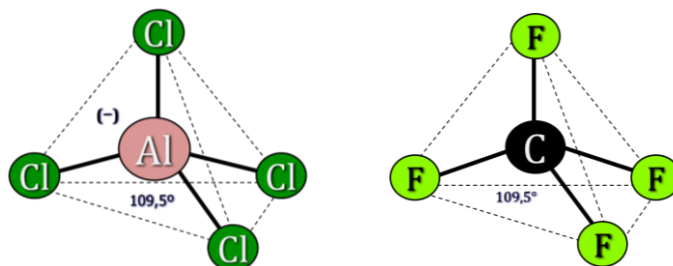
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de **balancín** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



Las estructuras de Lewis del ion tetracloruroaluminato(1-) y de la molécula de tetrafluoruro de carbono son:



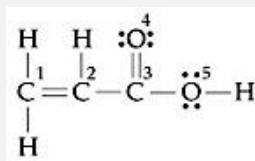
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, AlCl_4^- y CF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Las respuestas correctas son a y b.

1.197. ¿Cuál la hibridación de los átomos de carbono 1, 2 y 3, respectivamente, en la estructura de la figura?

- a) sp^3 , sp , sp^2
 b) sp^2 , sp , sp^2
 c) sp^3 , sp^2 , sp^2
 d) sp^2 , sp^2 , sp^2



(O.Q.L. La Rioja 2014)

- El átomo de carbono que tiene todos los enlaces sencillos presenta hibridación sp^3 .
- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace doble** presenta **hibridación sp^2** .
- El átomo de carbono que tiene un enlace triple presenta hibridación sp .

Los tres átomos de la molécula tienen un doble enlace, por lo tanto, **todos presentan hibridación sp^2** .

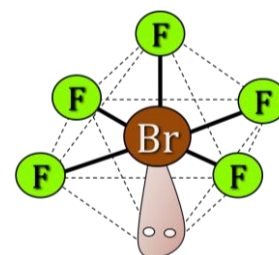
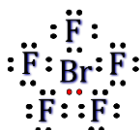
La respuesta correcta es la **d**.

1.198. La geometría molecular de la molécula de BrF_5 es:

- a) Bipirámide trigonal
 b) Octaédrica
 c) Pirámide de base cuadrada distorsionada
 d) Pentagonal plana

(O.Q.L. Valencia 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de bromo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es de **pirámide de base cuadrada distorsionada** ya que solo hay cinco ligandos unidos al átomo central.

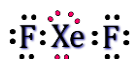
La respuesta correcta es la **c**.

1.199. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar no nulo?

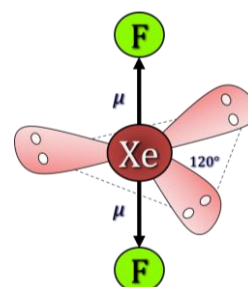
- a) XeF_2
 b) ClF_3
 c) $HgCl_2$
 d) $GeCl_4$

(O.Q.L. Valencia 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

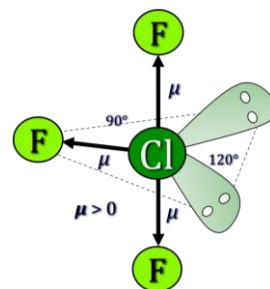


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,60$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:

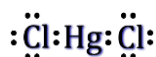


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.



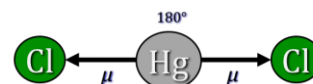
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu > 0$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de mercurio** es:

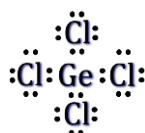


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HgCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

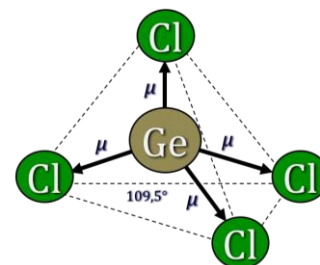
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el mercurio ($\chi = 2,00$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de germanio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2,01$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

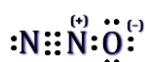
La respuesta correcta es la **b**.

1.200. ¿Cuál de la siguientes especies presenta algún electrón desapareado?

- N_2O
- NO^+
- CN^-
- NO

(O.Q.L. Valencia 2014)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La molécula de **NO** presenta un electrón desapareado, se trata de una especie paramagnética.

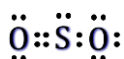
La respuesta correcta es la **d**.

1.201. Las moléculas SO_2 , SO_3 , NH_3 , CH_4 y PCl_5 se pueden clasificar en dos grupos: polares y apolares. Señale la respuesta correcta:

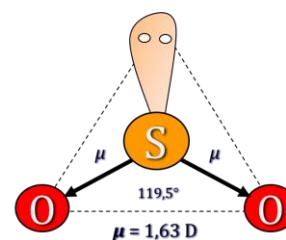
- | | |
|--|--|
| a) Polares: SO_2 , NH_3 | Apolares: SO_3 , CH_4 , PCl_5 |
| b) Polares: SO_2 , SO_3 , NH_3 | Apolares: CH_4 , PCl_5 |
| c) Polares: SO_2 , NH_3 , PCl_5 | Apolares: SO_3 , CH_4 |
| d) Polares: SO_2 , SO_3 | Apolares: NH_3 , CH_4 , PCl_5 |

(O.Q.L. Valencia 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

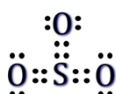


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

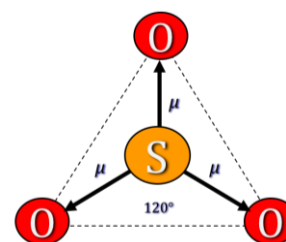


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trioxido de azufre** es:

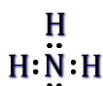


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

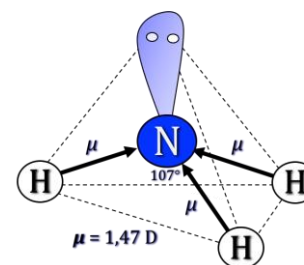


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

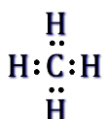


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

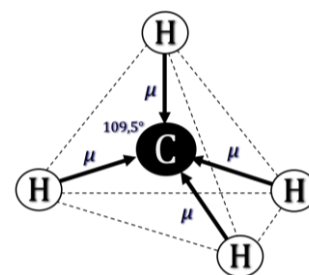


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:

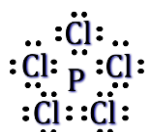


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

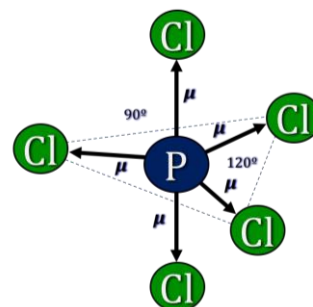


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.



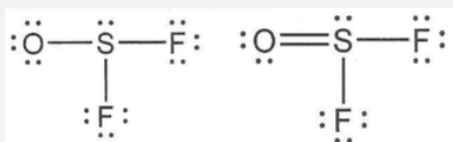
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2008, Castellón 2008 y Ávila 2009).

1.202. ¿Qué relación existe entre las dos estructuras químicas mostradas a continuación?

- Son isómeros geométricos
- Son enantiómeros
- Son formas resonantes
- Son isómeros estructurales
- Son estereoisómeros



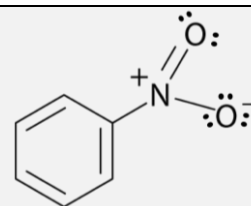
(O.Q.L. Madrid 2014)

Las dos estructuras propuestas para el compuesto de fórmula SOF_2 son **formas resonantes** ya que solo cambia en ellas un par de electrones solitario del oxígeno que se convierte en un par de enlace.

La respuesta correcta es la **c**.

1.203. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura, ¿cuál es la carga formal del nitrógeno?

- 1
- 0
- +1
- +3
- +5



(O.Q.L. País Vasco 2014)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 0 - 4 = +1$$

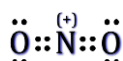
La respuesta correcta es la c.

1.204. ¿Cuál es la especie, entre las siguientes, que presenta el mayor ángulo de enlace?

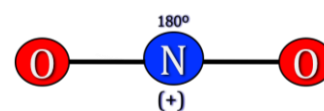
- a) NO_2^+
- b) NO_2
- c) NO_2^-
- d) NO_3^-
- e) NO_4^{3-}

(O.Q.L. País Vasco 2014)

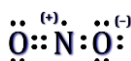
▪ La estructura de Lewis del ion **dioxidonitrógeno(1+)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** con un ángulo de enlace de 180° .

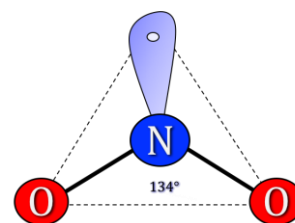


▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

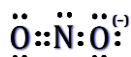


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado que hay sobre el átomo de nitrógeno.

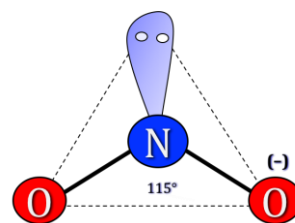


▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:

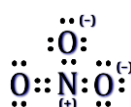


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.



▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:

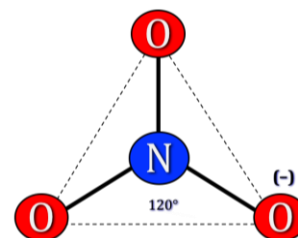


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde

un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .

- La especie NO_4^{3-} no puede existir ya que implicaría que el átomo de nitrógeno se rodease de más de ocho electrones, lo que no es posible para un elemento del segundo periodo.

La respuesta correcta es la **a**.



1.205. ¿Cuál de la siguientes especies moleculares tiene momento dipolar distinto de cero?

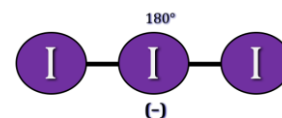
- I_3^-
- AlF_3
- SF_6
- PCl_5
- ClF_3

(O.Q.N. Madrid 2015)

- La estructura de Lewis del ion **triioduro** es:

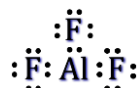


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

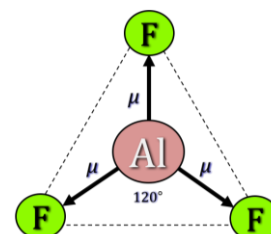


Esta especie no es molecular, es iónica, y por ese motivo es **polar** ya que tiene carga eléctrica neta.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de aluminio es:

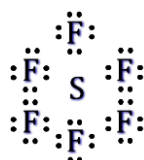


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



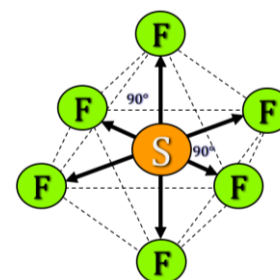
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

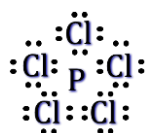


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

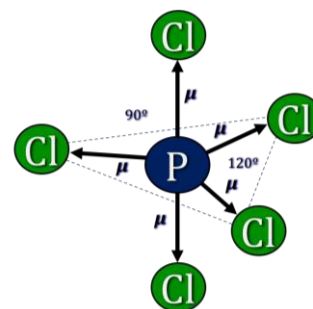
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

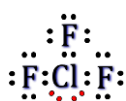


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.

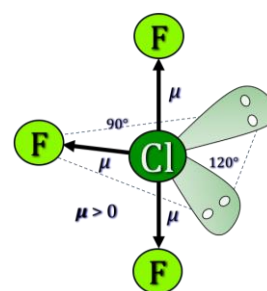


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro.

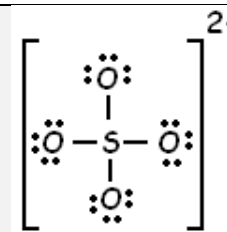


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es no nula ($\mu > 0$) y la molécula es **polar**.

La respuesta correcta es la **e**.

1.206. Las cargas formales sobre los átomos de S y O en la siguiente estructura de Lewis son, respectivamente:

- +6, -2
- 0, 0
- 2, 0
- +2, 0
- +2, -1



(O.Q.N. Madrid 2015) (O.Q.L. La Rioja 2016)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

Las cargas formales sobre ambos elementos son:

átomo	carga
S	$6 - 0 - 4 = +2$
O	$6 - 6 - 1 = -1$

La respuesta correcta es la **e**.

1.207. ¿Cuál de las siguientes especies el átomo central sigue la regla del octeto?

- XeF_4
- SF_4
- SiF_4
- ClF_4^-

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se observa en la estructuras de Lewis, la única especie que **cumple la regla del octeto** es SiF₄.

La respuesta correcta es la **c**.

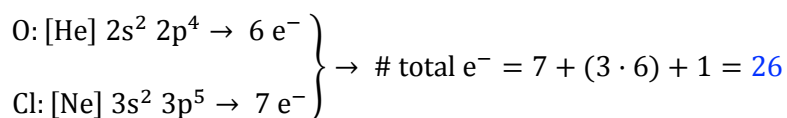
(Cuestión similar a Castilla y León 1998 y 1999, Extremadura 2003 y 2013).

1.208. ¿Cuál es el número de electrones de valencia del ion ClO₃⁻?

- a) 24
- b) 26
- c) 28
- d) 32

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran esta especie son:



La respuesta correcta es la **b**.

1.209. La hibridación que presentan los átomos de carbono en la molécula:



- a) $sp, sp, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2$
- b) $sp^3, sp^3, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2$
- c) $sp, sp, sp^3, sp^3, sp^2, sp^2$
- d) $sp, sp, sp^3, sp^2, sp^2, sp^3$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

- El átomo de **carbono** que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta **hibridación sp^3** .
- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace doble** presenta **hibridación sp^2** .
- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace triple** presenta **hibridación sp** .

La hibridación que presenta cada uno de los átomos de la molécula, de izquierda a derecha, es: **$sp, sp, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2$** .

La respuesta correcta es la **b**.

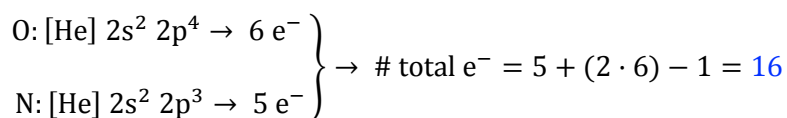
1.210. ¿Cuál de las siguientes especies es isoelectrónica con NO₂⁺?

- a) N₂O
- b) NO₂⁻
- c) NH₂⁻
- d) SO₂

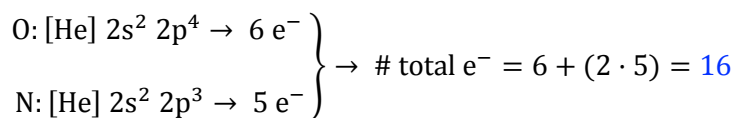
(O.Q.L. La Rioja 2015)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones.

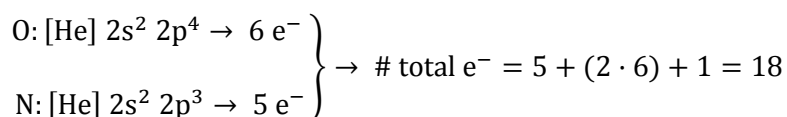
Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO₂⁺ son:



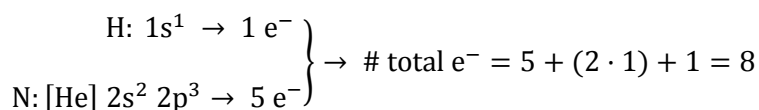
a) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie N_2O son:



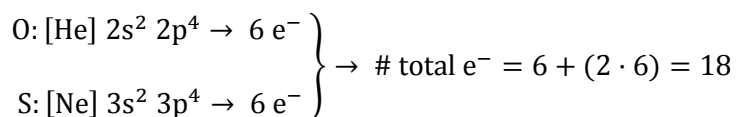
b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_2^- son:



c) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NH_2^- son:



d) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 son:



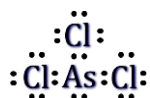
La respuesta correcta es la **a**.

1.211. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para la molécula de AsCl_3 :

- Es una molécula polar y con geometría tetraédrica.
- La hibridación del átomo de As es sp^3 y su geometría es tetraédrica.
- Es una molécula apolar con una hibridación sp^2 para el As y su geometría es trigonal plana.
- El As presenta una hibridación sp^3 y la molécula es polar y con geometría piramidal trigonal.

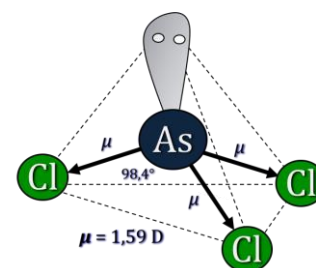
(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **piramidal trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

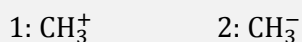
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,59 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



Una molécula que acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico igual a 4 su átomo central presenta **hibridación sp^3** y tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.212. Según el MRPECV, ¿cuál de las siguientes especies tiene todos los átomos en el mismo plano?



- a) Solo la 1.
b) Solo la 2.
c) Tanto 1 como 2.
d) Ninguna de las dos.

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de ambas especies son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV la **especie 1** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es **triangular**.

▪ La **especie 2** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica pero su geometría es **piramidal** ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

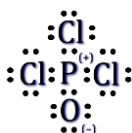
La respuesta correcta es la **a**.

1.213. La forma geométrica de la molécula POCl_3 es:

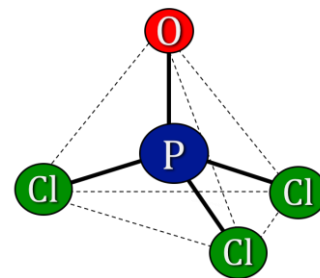
- a) Cuadrada plana
b) Tetraédrica
c) Triangular
d) Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de **triclorurooxidofósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el POCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es **tetraédrica**.



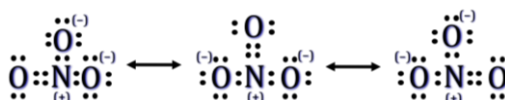
La respuesta correcta es la **b**.

1.214. ¿Cuántas formas resonantes pueden escribirse para el anión nitrato, NO_3^- ?

- a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Se trata de una especie que presenta resonancia y que tiene **3 estructuras** de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":



La respuesta correcta es la c.

1.215. ¿En cuál de las siguientes moléculas es menor el ángulo de enlace F-X-F:

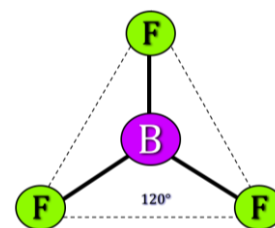
- a) BF_3
- b) CF_4
- c) NF_3
- d) OF_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

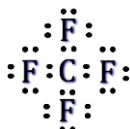
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



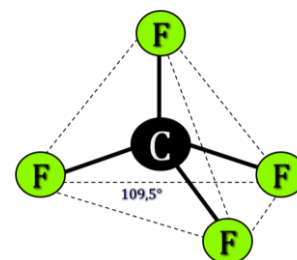
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace de 120° .



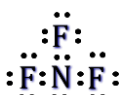
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



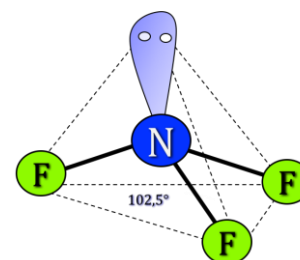
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



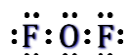
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



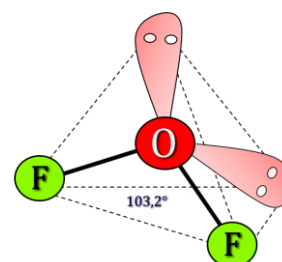
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay dos ligandos unidos al átomo central su geometría es angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



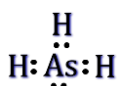
La respuesta correcta es la **d**.

1.216. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?

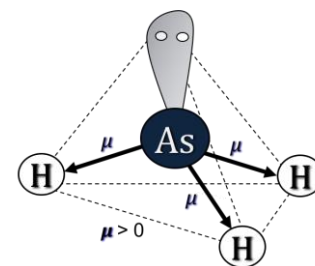
- a) AsH_3
- b) CCl_4
- c) PF_5
- d) CO_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de **arsano** es:

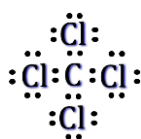


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

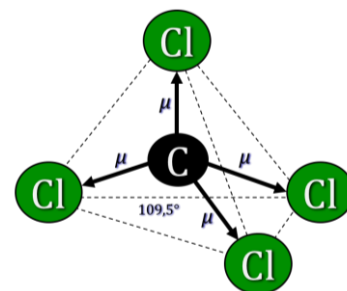


Como el arsénico ($\chi = 2,18$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu > 0$) y la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

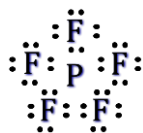


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

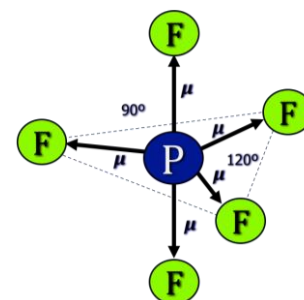


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:

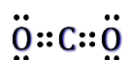


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



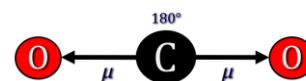
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



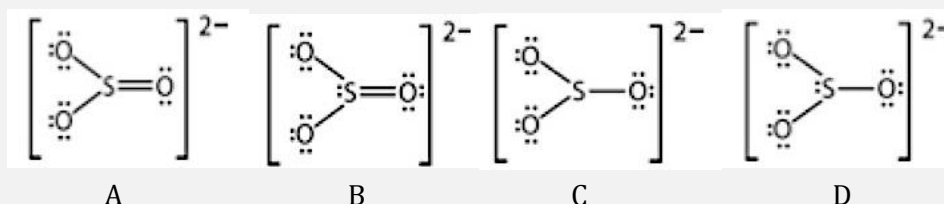
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el carbono ($\chi = 2,55$) es menos electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3,44$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **a**.

1.217. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión sulfito, SO_3^{2-} ?



- A
- B
- C
- D

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión sulfito puede escribirse de dos formas distintas, una considerando la capa de valencia expandida (izquierda) y otra considerando octeto completo (derecha):



Los datos experimentales sugieren que la correcta es la que presenta la capa de valencia expandida, aunque se suele considerar que existe resonancia entre ambas estructuras.

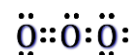
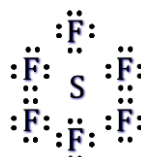
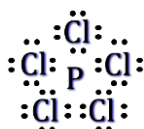
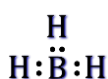
Las respuestas correctas son **b y d**.

1.218. ¿Cuál de las siguientes moléculas cumple la regla del octeto?

- BH_3
- PCl_5
- SF_6
- O_3

(O.Q.L. Valencia 2015)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:

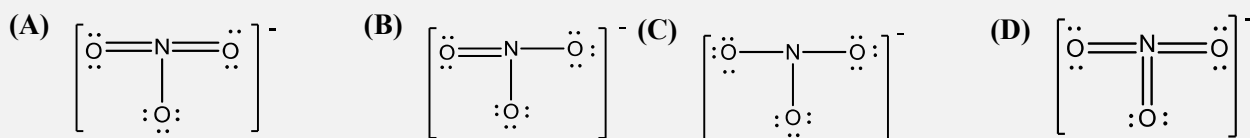


La única molécula que **cumple la regla del octeto** es O_3 .

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a Castilla y León 1998 y 1999, Extremadura 2003 y 2013).

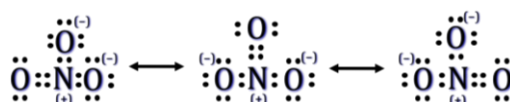
1.219. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión nitrato, NO_3^- ?



- a) A
b) B
c) C
d) D

(O.Q.L. Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión nitrato, que presenta tres formas resonantes, es:



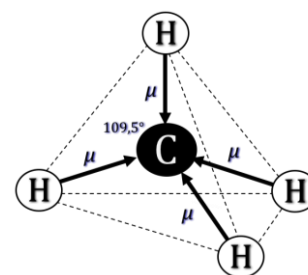
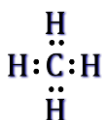
La respuesta correcta es la **b**.

1.220. De las siguientes especies solo una tiene momento dipolar:

- a) CH_4
b) BF_3
c) BeH_2
d) H_2S

(O.Q.L. Valencia 2015)

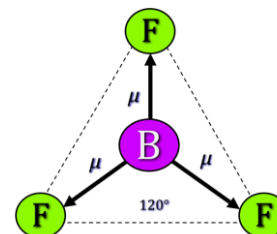
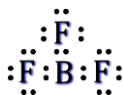
La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

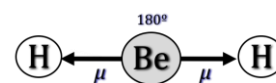
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:

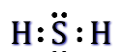


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

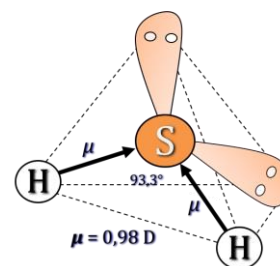
Como el berilio ($\chi = 1,57$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,98 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

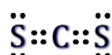
La respuesta correcta es la **d**.

1.221. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta geometría lineal?

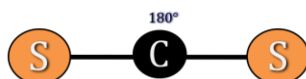
- SO_2
- CS_2
- O_3
- NO_2

(O.Q.L. Valencia 2015)

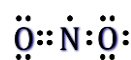
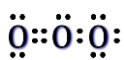
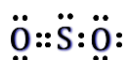
La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



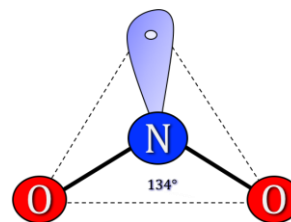
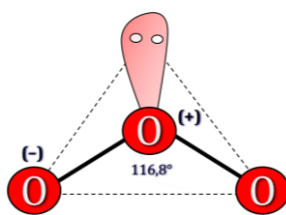
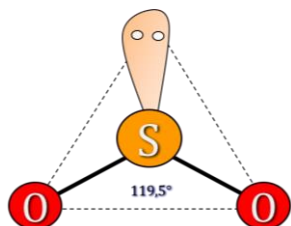
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



Las estructuras de Lewis de las moléculas de dióxido de azufre, ozono y dióxido de nitrógeno son:

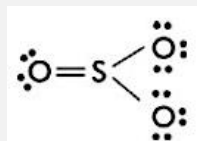


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 , O_3 y NO_2 , son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

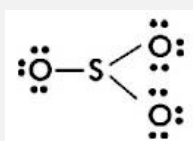


La respuesta correcta es la **b**.

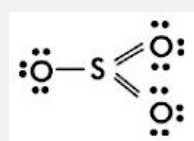
1.222. ¿Cuál de las siguientes es la estructura de Lewis del trióxido de azufre?



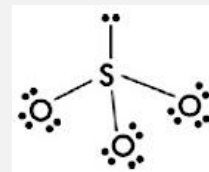
a)



b)



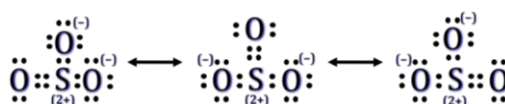
c)



d)

(O.Q.L. Murcia 2015)

La molécula de SO_3 presenta resonancia y, sin considerar la capa de valencia expandida, tiene tres estructuras de Lewis que constituyen un “híbrido de resonancia”:



La respuesta correcta es la **a**.

1.223. En base a la geometría molecular, ¿cuál de las siguientes opciones es la correcta?

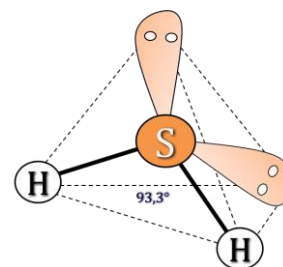
- a) H_2S : lineal
- b) SiH_4 : pirámide trigonal
- c) AsH_3 : plana trigonal
- d) CO_2 : lineal

(O.Q.L. Murcia 2015)

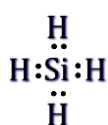
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de hidrógeno** es:



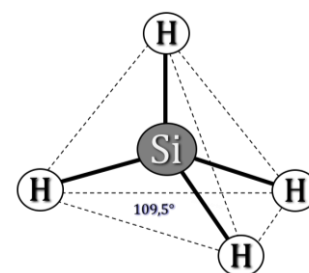
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que hay solo dos ligandos unidos al átomo central.



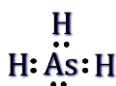
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



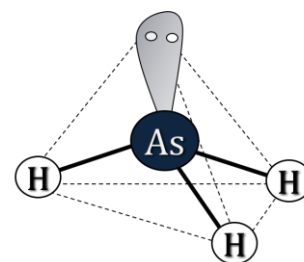
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



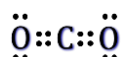
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **arsano** es:



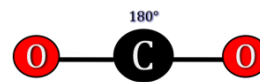
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



La respuesta correcta es la **c**.

1.224. Dos especies alotrópicas del oxígeno son el oxígeno molecular, O_2 , y el ozono, O_3 . Ambas moléculas cumplen la regla del octeto, adquiriendo todos los átomos de oxígeno la configuración de gas noble en ambas moléculas. De las siguientes afirmaciones, una de ellas es falsa:

- La geometría del O_2 es lineal.
- La geometría del O_3 es angular.
- Según la estructura de Lewis, el átomo central en el ozono tiene carga nula.
- El orden de enlace en la molécula de O_2 es 2.
- La molécula de ozono puede describirse a través de dos estructuras resonantes.

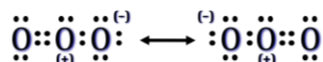
(O.Q.L. País Vasco 2015)

- El **oxígeno molecular** es una sustancia cuya estructura de Lewis es:

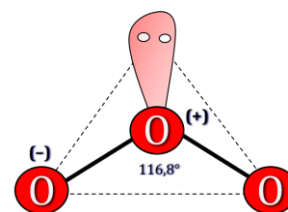


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** ya que está formada por solo dos átomos. Su **orden de enlace es 2** ya que ambos átomos están unidos por dos pares de electrones.

- El **ozono** es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. Su **orden de enlace es $1\frac{1}{2}$** ya que esta molécula presenta resonancia.



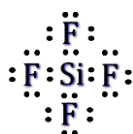
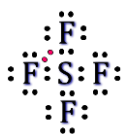
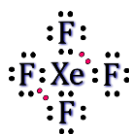
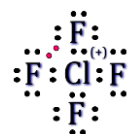
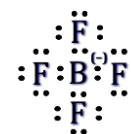
La respuesta correcta es la **c**.

1.225. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma distribución electrónica alrededor del átomo central de la molécula de SiF_4 ?

- SF_4
- XeF_4
- ClF_4^+
- BF_4^-

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las estructuras de Lewis y las fórmulas, según el modelo RPECV, para las especies propuestas son:

AX₄AX₄EAX₄E₂AX₃E₂AX₄

El BF_4^- es la única especie cuya distribución electrónica coincide con la del SiF_4 .

La respuesta correcta es la **d**.

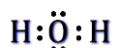
1.226. Dado el siguiente grupo de sustancias: H_2O , Li_2O , CO_2 , HCN y KOH , indique cuál es la afirmación verdadera:

- El H_2O y el HCN son moléculas angulares.
- El Li_2O y el KOH son moléculas polares.
- El CO_2 y el H_2O son moléculas apolares.
- Ninguna de las anteriores es cierta.

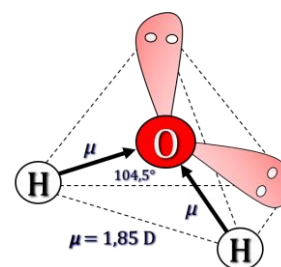
(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las sustancias Li_2O y KOH contienen metales alcalinos por lo que su enlace es predominantemente iónico y no forman moléculas sino redes cristalinas iónicas.

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

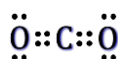


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



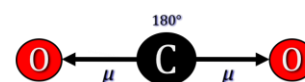
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

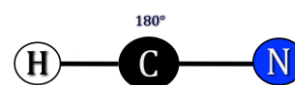
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es **lineal**.



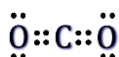
La respuesta correcta es la **d**.

1.227. ¿Cuáles de los siguientes grupos de moléculas son lineales?

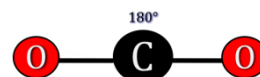
- a) SO_2 , CO_2 , HCN , OF_2
- b) CS_2 , CO_2 , HCN , N_2
- c) SO_2 , H_2O , HClO , OF_2
- d) SO_2 , CO , SiO_2 , N_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

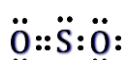
- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



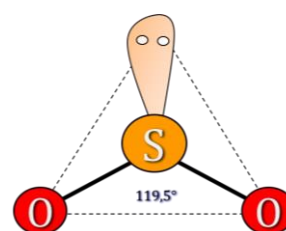
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



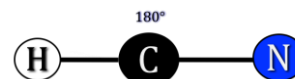
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



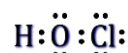
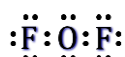
- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



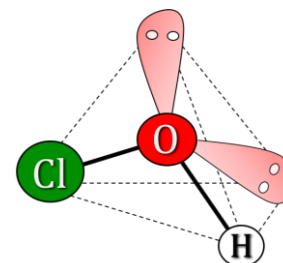
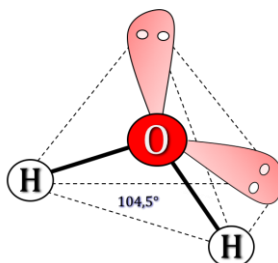
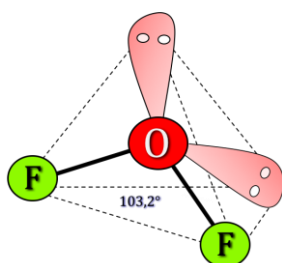
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es **lineal**.



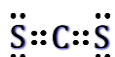
- Las estructuras de Lewis de las moléculas de **difluoruro de oxígeno**, **agua** y **ácido hipocloroso** son:



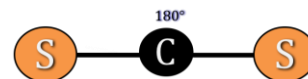
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, OF_2 , H_2O y HClO son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

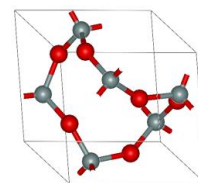


Las estructuras de Lewis de las moléculas de **dinitrógeno** y **monóxido de carbono** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, N_2 y CO son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** ya que están formadas por solo dos átomos.

El caso del SiO_2 es completamente distinto, ya que aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino una red covalente en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).



Ninguna respuesta es correcta.

1.228. ¿Qué molécula es más polar, la de metano o la de amoníaco?

- Las dos son iguales de polares ya que los enlaces C–H y N–H son polares.
- La de metano porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
- La de amoníaco porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
- Ninguna porque sus estructuras son simétricas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoníaco son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, en ambas moléculas la distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición tetraédrica. En el caso del metano la geometría es tetraédrica, pero para el amoníaco la geometría es piramidal ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.

Como el carbono ($\chi = 2,55$) y el nitrógeno ($\chi = 3,04$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), **los enlaces de ambas moléculas son polares** pero con geometría tetraédrica del metano hace que la resultante de los vectores momento dipolar sea nula y la molécula no polar. Sin embargo, en el caso del **amoníaco**, su geometría piramidal hace la resultante de los vectores momento dipolar no se anule ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula sea **polar**.



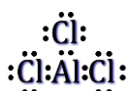
La respuesta correcta es la c.

1.229. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, en relación con las moléculas de CCl_4 , PCl_3 , AlCl_3 y SiCl_4 , no es correcta?

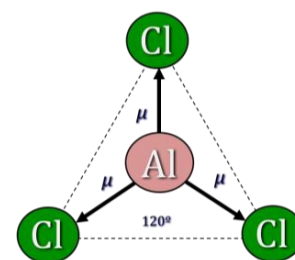
- El ángulo Cl-C-Cl es menor que el Cl-Al-Cl.
- El CCl_4 y el SiCl_4 poseen estructura tetraédrica.
- El PCl_3 y AlCl_3 son moléculas polares.
- Todas las moléculas poseen enlaces polarizados.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de aluminio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular** en la que los ángulos de enlace son de 120° .

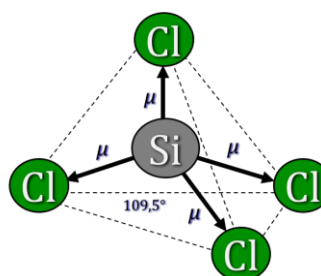
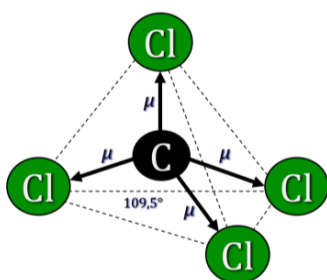


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- Las estructuras de Lewis de las moléculas de **tetracloruro de carbono** y de **tetracloruro de silicio** son:

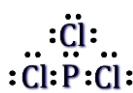


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y SiCl_4 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** en la que los **ángulos de enlace son de $109,5^\circ$** .

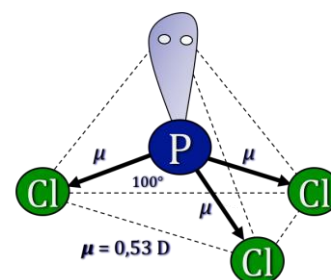


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que silicio ($\chi = 1,90$), en ambos casos, existen cuatro vectores momento dipolar dirigidos hacia el cloro pero con esa geometría la resultante de los mismos es nula y las moléculas son **no polares**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es **polar**.

- a) Correcto. El ángulo Cl-C-Cl ($109,5^\circ$) es menor que el Cl-Al-Cl (120°).
- b) Correcto. CCl_4 y SiCl_4 , de acuerdo con el modelo RPECV son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica
- c) **Incorrecto**. PCl_3 es una molécula **polar**, mientras que AlCl_3 es una molécula **no polar**.
- d) Todas las moléculas poseen enlaces polarizados ya que los elementos que forman cada enlace tienen diferente electronegatividad.

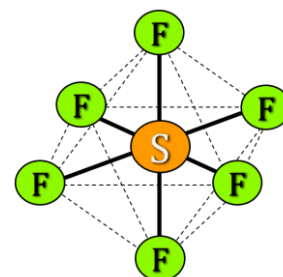
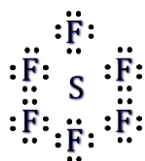
La respuesta incorrecta es la **c**.

1.230. El hexafluoruro de azufre es un gas empleado para la fabricación de pelotas de tenis debido a sus propiedades químicas, que permiten retener la presión en el interior de las pelotas.

- a) La geometría de esta molécula es de pirámide pentagonal.
- b) La geometría de esta molécula es octaédrica.
- c) La geometría de esta molécula es tetraédrica.
- d) Presenta una geometría diferente que la del anión hexafluoruro de antimonio.
- e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es **octaédrica**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.231. Con respecto a las moléculas de difluoruro de berilio y difluoruro de oxígeno es cierto que:

- a) Be-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.
- b) O-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
- c) Be-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
- d) O-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.

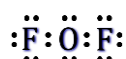
(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

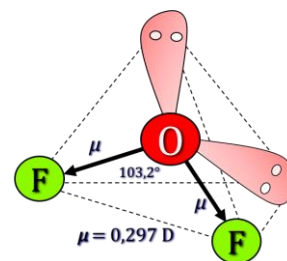
Compuesto	OF_2	BeF_2
$\Delta\chi$	$(3,98 - 3,44) = 0,54$	$(3,98 - 1,57) = 2,41$

- Aunque el enlace O-F es polar, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el enlace entre ambos elementos es predominantemente covalente.
- El **enlace Be-F** es **muy polar** y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el enlace entre ambos elementos es predominantemente **iónico**, por tanto, **es incorrecto hablar de la molécula de BeF_2** ya que se trata de una sustancia que forma una red cristalina iónica.

La estructura de Lewis de la molécula de **difluoruro de oxígeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor es más electronegativo que el oxígeno los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es **polar** ($\mu = 0,297 \text{ D}$).

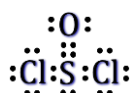
La respuesta correcta es la **c**.

1.232. En el cloruro de tionilo, SOCl_2 , el ángulo Cl-S-Cl tiene un valor:

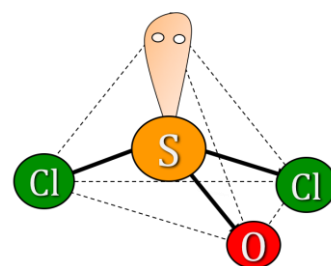
- Entre 109° y 120°
- Entre 120° y 180°
- Entre 90° y 109°
- Menor que 90°

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SOCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su forma geométrica es piramidal en la que los **ángulos de enlace son menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.



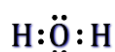
La respuesta correcta es la **c**.

1.233. ¿Cuál de las opciones contiene solo moléculas apolares?

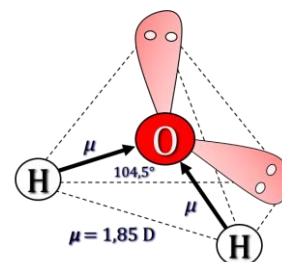
- H_2O , BeCl_2 y BF_3
- I_2 , BF_3 y BeCl_2
- HI , I_2 y NH_3
- HI , H_2O y NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



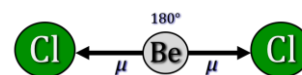
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **diyodo** es:

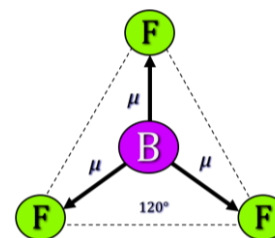


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que está formada por solo dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



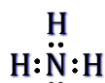
Como el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **yoduro de hidrógeno** es:

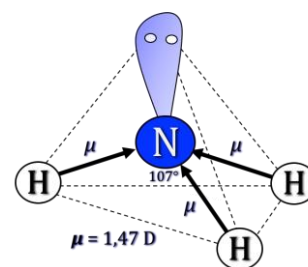


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HI es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que está formada por solo dos átomos y como el yodo ($\chi = 2,66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son polares.

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoníaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

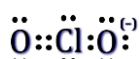
La respuesta correcta es la **b**.

1.234. La forma geométrica del anión clorito es:

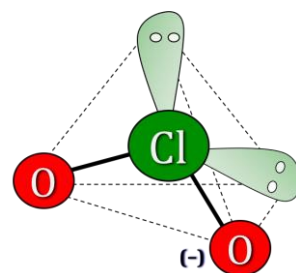
- a) Angular
- b) Lineal
- c) Triangular
- d) Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion **clorito** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



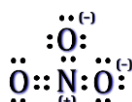
La respuesta correcta es la **a**.

1.235. La geometría más probable del ion nitrato es:

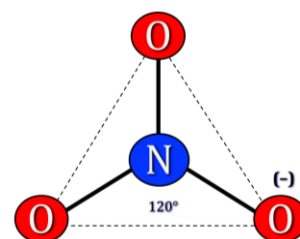
- a) Angular
- b) Tetraédrica
- c) Triangular
- d) Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion **nitrato** es:



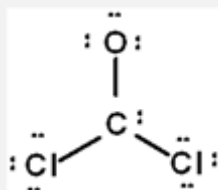
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



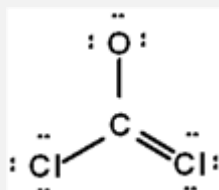
La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

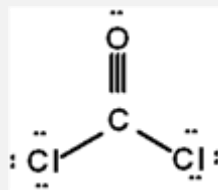
1.236. La estructura de Lewis correcta para el COCl_2 es:



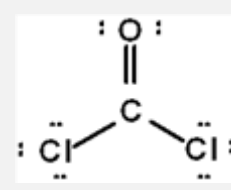
a)



b)



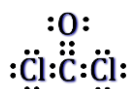
c)



d)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:



▪ Las estructuras a) y b) son incorrectas ya que tienen 26 electrones de valencia, 2 más que la estructura correcta.

▪ La estructura c) es incorrecta ya que presenta 10 electrones de valencia alrededor del átomo de C.

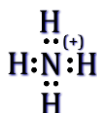
La respuesta correcta es la **d**.

1.237. En la estructura de Lewis para el catión amonio, NH_4^+ , el número de pares de electrones solitarios alrededor del N es:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis del catión amonio, NH_4^+ , es:



En la misma se observa que **no existen pares de electrones solitarios** situados **sobre el átomo de N**.

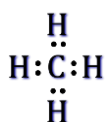
La respuesta correcta es la **a**.

1.238. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará un ángulo de enlace más pequeño entre dos átomos de hidrógeno adyacentes?

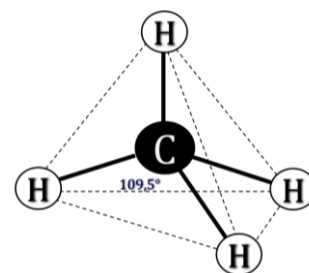
- a) CH_4
- b) H_2O
- c) BH_3
- d) PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

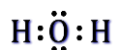
▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



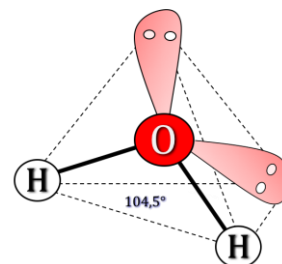
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



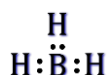
▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



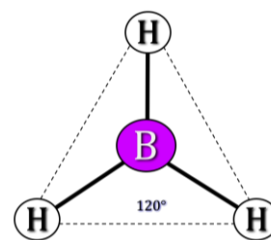
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal con ángulos de enlace menores que $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares solitarios situados sobre el átomo de O.



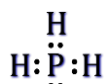
- La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



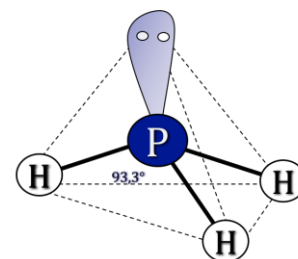
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana con ángulos de enlace de 120° .



- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal con ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



Como el H_2O presenta dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de oxígeno mientras que el PH_3 solo presenta uno sobre el átomo de fósforo se tendería a pensar que estos pares de electrones son los responsables de que el ángulo de enlace fuera menor en el H_2O . Sin embargo, el fósforo para formar los orbitales híbridos sp^3 usa los orbitales 3s mientras que el oxígeno utiliza los 2s y, la contribución del ns al híbrido sp^3 , disminuye al aumentar el número cuántico principal, con lo que **para el PH_3 el ángulo ($93,3^\circ$) es bastante menor que el H_2O ($104,5^\circ$)**.

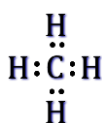
La respuesta correcta es la **d**.

1.239. Indique, de las siguientes moléculas, la que tiene momento dipolar permanente:

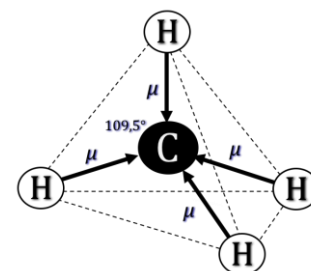
- CH_4
- BeCl_2
- SO_2
- CO_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



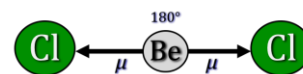
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

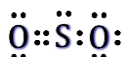


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

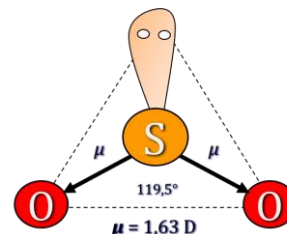
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

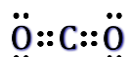


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



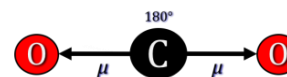
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



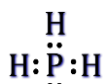
La respuesta correcta es la **c**.

1.240. La molécula de PH_3 tiene:

- Tres pares de enlace y un par solitario.
- Tres pares de enlace y ningún solitario.
- Tres pares de enlace y dos pares solitarios.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



Como se observa, existen **3 pares de enlace y un par solitario** situados sobre el átomo de P.

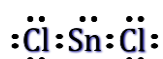
La respuesta correcta es la **a**.

1.241. La geometría molecular del SnCl_2 es:

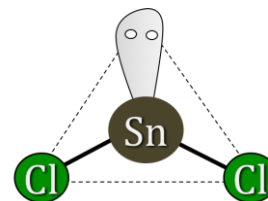
- Lineal
- Angular
- Trigonal plana
- Tetraédrica

(O.Q.L. Madrid 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de estaño** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SnCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



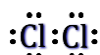
La respuesta correcta es la **b**.

1.242. De las siguientes moléculas, indique la de mayor momento dipolar:

- Cl_2
- HCl
- PCl_3
- PCl_5

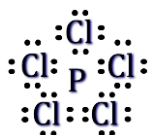
(O.Q.L. Murcia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

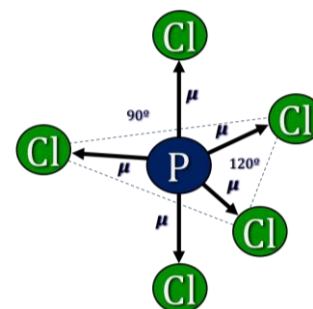


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

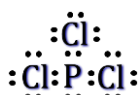


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

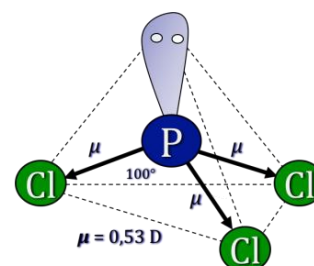


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) existen cinco dipolos dirigidos hacia el cloro. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son polares ($\mu = 1,11$ D).

La diferencia de electronegatividad existente entre H y Cl y entre P y Cl es similar, esto motiva que sea la molécula de HCl, que tiene un único dipolo, la que presente **mayor momento dipolar**.

La respuesta correcta es la **b**.

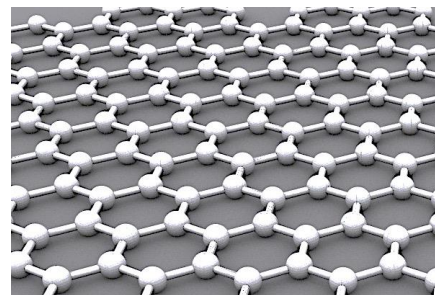
1.243. ¿Qué tipo de hibridación tienen los átomos de carbono en el grafeno?

- a) sp
- b) sp^2
- c) sp^3
- d) sp^3d

(O.Q.L. Madrid 2016)

El grafeno es una sustancia formada por carbono puro, con una estructura similar a la del grafito solo que con el espesor de un único átomo.

Los átomos de carbono de la capa se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando una red de hexágonos. Para conseguir esta estructura es necesario que los átomos de carbono presenten **hibridación sp^2** con ángulos de enlace de 120°.



Fue descubierto por Andrey Gueim y Konstantin Novosiolov, por lo que fueron galardonados con el Premio Nobel de Física de 2010.

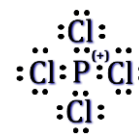
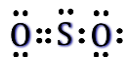
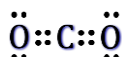
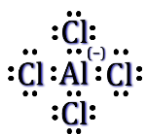
La respuesta correcta es la **b**.

1.244. ¿En cuál de estas especies el átomo central tiene uno o más pares solitarios?

- a) AlCl_4^-
- b) CO_2
- c) SO_2
- d) PCl_4^+

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se observa, la única especie que presenta **pares solitarios sobre el átomo central** es el SO_2 .

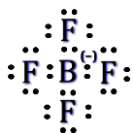
La respuesta correcta es la **c**.

1.245. ¿Cuál es la geometría de los átomos de flúor alrededor del átomo de boro en BF_4^- ?

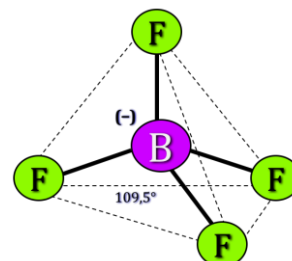
- Plana
- Balancín (see-saw)
- Tetraédrica
- Piramidal triangular

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La estructura de Lewis del ion **tetrafluoroborato(1-)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que tiene disposición y geometría **tetraédrica**.



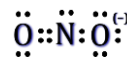
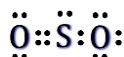
La respuesta correcta es la **c**.

1.246. ¿Para cuál de estas especies la geometría de pares de electrones alrededor del átomo central de la estructura de puntos de Lewis es la misma que la geometría de los átomos?

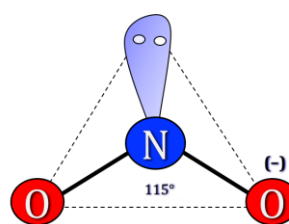
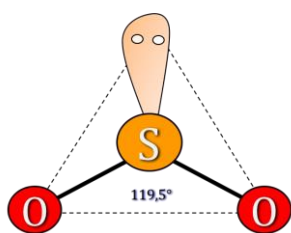
- SO_2
- NO_2^-
- BrO_2^-
- CO_2

(O.Q.L. La Rioja 2016)

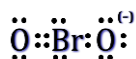
Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:



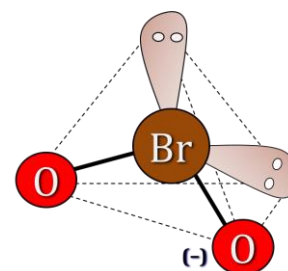
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



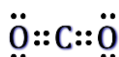
La estructura de Lewis del ion bromito es:



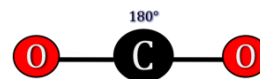
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

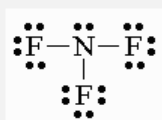


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su **disposición y geometría es lineal**.

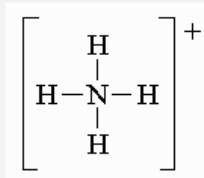


La respuesta correcta es la **d**.

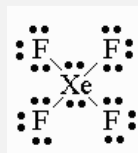
1.247. ¿Cuál de las siguientes especies químicas es plana?



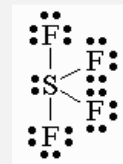
a)



b)



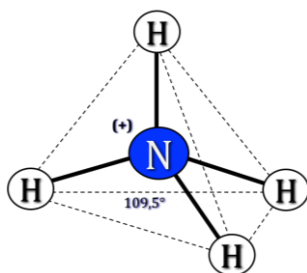
c)



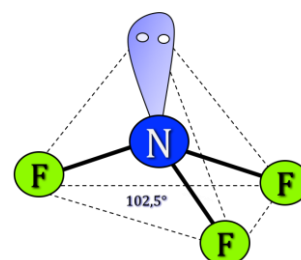
d)

(O.Q.L. Valencia 2016)

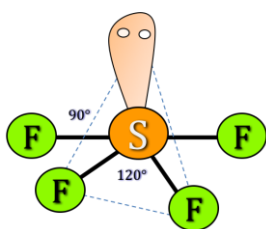
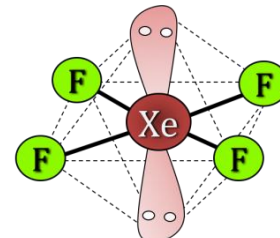
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ su disposición y geometría tetraédrica.



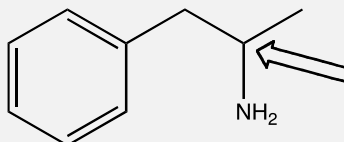
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **cuadrada plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

1.248. ¿Cuál es la mejor manera de describir la geometría alrededor del C señalado (con una flecha) en la estructura de la anfetamina?



- Tetraédrica
- Forma de T
- Trigonal plana
- Angular

(O.Q.L. Valencia 2016)

Se trata de un átomo de carbono con todos sus enlaces sencillos por lo que posee hibridación sp^3 y forma cuatro enlaces con ángulos de $109,5^\circ$ por lo que le corresponde geometría **tetraédrica**.

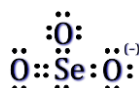
La respuesta correcta es la **a**.

1.249. En la estructura electrónica de Lewis del anión SeO_3^{2-} , ¿cuántos pares de electrones solitarios rodean al átomo central?

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3

(O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis del ion selenito es:



Como se observa, existe **1 par de electrones solitario** sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **b**.

1.250. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene un momento dipolar nulo?

- a) HCN
- b) CH_2Cl_2
- c) SO_2
- d) CO_2

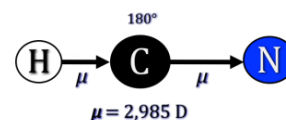
(O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

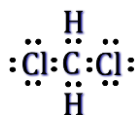


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

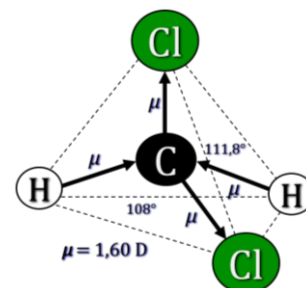
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

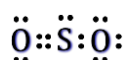


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula que tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

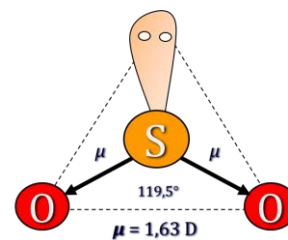


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

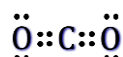


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



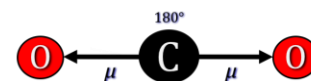
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



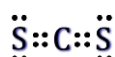
La respuesta correcta es la **d**.

1.251. En la estructura de Lewis más estable para el CS_2 :

- No contiene pares de electrones no compartidos.
- Todos los enlaces son dobles.
- El átomo central no está rodeado de ocho electrones.
- Uno de los átomos de azufre debe ser el central para que la estructura sea estable.

(O.Q.L. Asturias 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



Como se puede observar, todos los átomos cumplen la regla del octeto, los átomos de azufre tienen pares de electrones no compartidos, **el átomo de carbono**, que es el menos electronegativo, ocupa el centro de la molécula y **forma un enlace doble con cada átomo de azufre**.

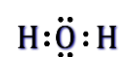
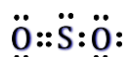
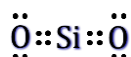
La respuesta correcta es la **b**.

1.252. ¿Cuál de las siguientes moléculas/especies cumple con "la regla del octeto" según la notación de Lewis?

- SiO_2
- H_2S
- SO_2
- H_2O

(O.Q.L. El Escorial 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Todas las especies cumplen la regla del octeto.

Ninguna respuesta es correcta.

1.253. ¿Cuál/es de las siguientes especies es polar o son polares?

I. SF₂

II. SF₄

III. SF₆

a) I

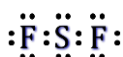
b) III

c) I y II

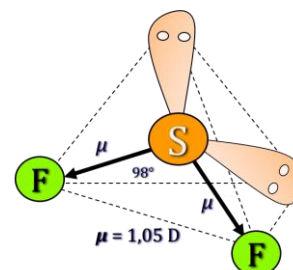
d) II y III

(O.Q.N. El Escorial 2017)

I. La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:

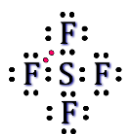


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

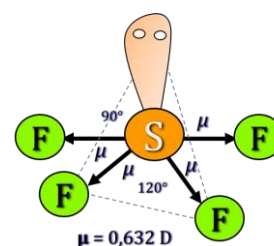


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,05$ D) y la molécula es **polar**.

II. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:

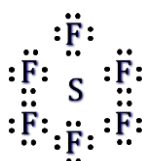


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

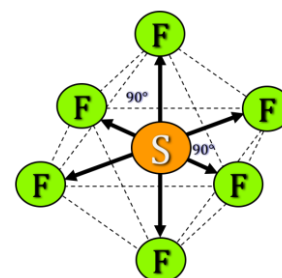


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,632$ D) y la molécula es **polar**.

III. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF₆ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₆ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6 por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

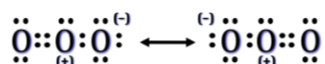
La respuesta correcta es la c.

1.254. Respecto del ozono, O_3 , ¿qué afirmación es correcta?

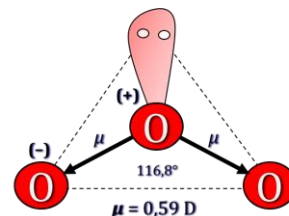
- Es una molécula con número impar de electrones.
- Es una molécula lineal.
- Es una molécula con orden de enlace 1,5.
- Es una molécula apolar.

(O.Q.L. Preslección Valencia 2017)

El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. Su orden de enlace es $1\frac{1}{2}$ ya que esta molécula presenta resonancia.



Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\mu = 0,53$ D).

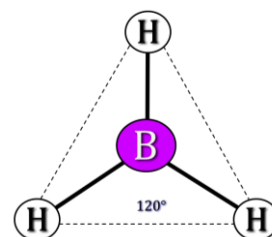
La respuesta correcta es la c.

1.255. La molécula de BH_3 tiene tres pares de electrones de enlace y no tiene pares de electrones solitarios alrededor del átomo central, ¿cuál es la forma de la molécula?

- Angular
- Pirámide trigonal
- En forma de T
- Triangular plana

(O.Q.L. Preslección Valencia 2017)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana** con ángulos de enlace de 120° .



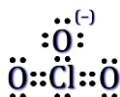
La respuesta correcta es la d.

1.256. ¿Cuál es la geometría molecular del anión clorato, ClO_3^- ?

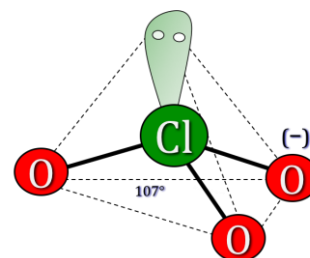
- Triangular plana
- Pirámide trigonal
- En forma de T
- Silla de montar (disfenoidal)
- Lineal
- Angular

(O.Q.L. Preslección Valencia 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis del ion clorato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie que se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición tetraédrica y geometría de **pirámide trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la b.

1.257. ¿Cuál de las siguientes moléculas no presenta momento dipolar?

- a) HCN
- b) CH₂Cl₂
- c) O₃
- d) BCl₃

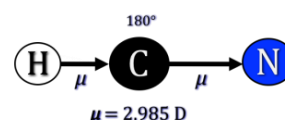
(O.Q.L. Preslección Valencia 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

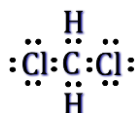


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.

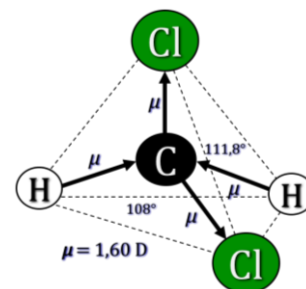


b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

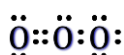


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₂Cl₂ es una molécula que tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

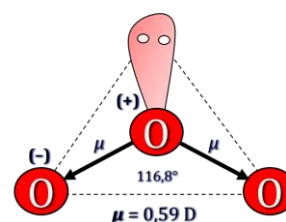
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:

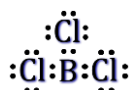


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

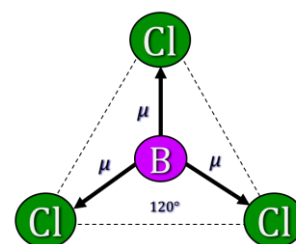


Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\mu = 0,53 \text{ D}$).

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



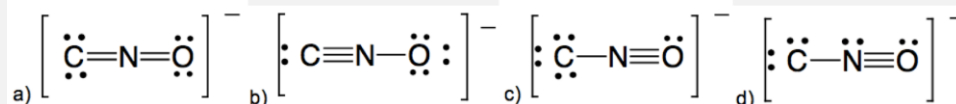
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.258. ¿Qué estructura electrónica de Lewis es más probable para el anión CNO^- ?



(O.Q.L. Preslección Valencia 2017)

Se trata del anión fulminato y la estructura de Lewis correcta será la que menos cargas formales soporte.

Estructura	Carga formal = carga del "core" - # solitarios - # ½ electrones compartidos		
	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno
a	$4 - 4 - 2 = -2$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 4 - 2 = 0$
b	$4 - 2 - 3 = -1$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 6 - 1 = -1$
c	$4 - 6 - 1 = -3$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 2 - 3 = +1$
d	$4 - 4 - 1 = -1$	$5 - 2 - 4 = -1$	$6 - 2 - 3 = +1$

Las estructuras que menos cargas formales soportan son la b) y la d), pero **la distribución de las mismas es mejor en la b)** ya que la carga negativa se sitúa en los extremos y la positiva en el centro.

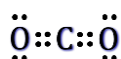
La respuesta correcta es la **b**.

1.259. La molécula de dióxido de carbono, CO_2 , es

- Es un compuesto iónico.
- Tiene enlace covalente apolar.
- No tiene momento dipolar.
- Es una molécula de estructura angular.

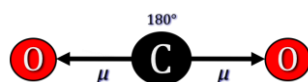
(O.Q.L. Extremadura 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



Muestra que existe compartición de electrones entre los átomos de carbono y oxígeno por lo que el enlace predominante **es covalente**.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y **geometría es lineal**.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) **los enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y **la molécula es no polar**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.260. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene menor ángulo de enlace F—E—F?

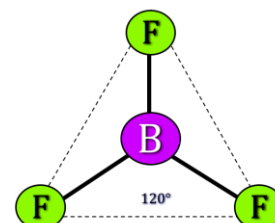
- a) BF_3
- b) CF_4
- c) BeF_2
- d) OF_2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

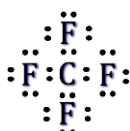
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



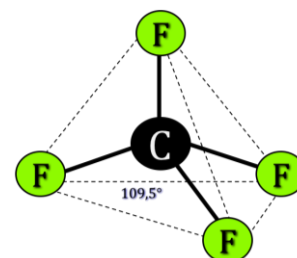
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



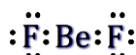
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



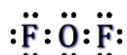
▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:



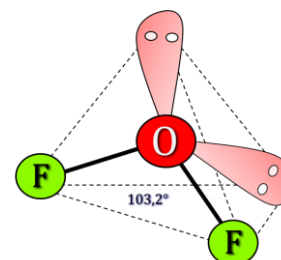
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° .



▪ La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de oxígeno con un **ángulo teórico de enlace de $109,5^\circ$** ; aunque **la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, $103,2^\circ$** según la bibliografía.



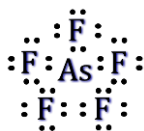
La respuesta correcta es la **d**.

1.261. La hibridación del As en AsF_5 que mejor describe la geometría molecular es:

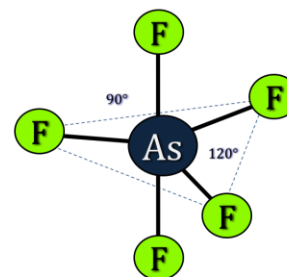
- a) sp^3
- b) sp^4
- c) sp^3d
- d) sp^3d^2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, **tiene 5 orbitales híbridos sp^3d** .



La respuesta correcta es la c.

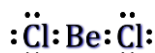
(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

1.262. ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar?

- a) BeCl_2
- b) PCl_3
- c) CCl_4
- d) BCl_3

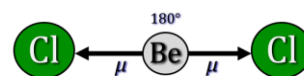
(O.Q.L. La Rioja 2017)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

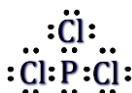


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

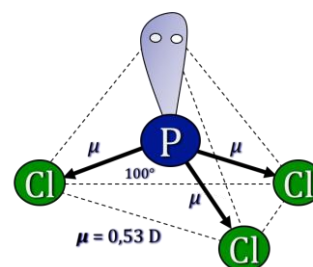
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

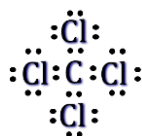


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

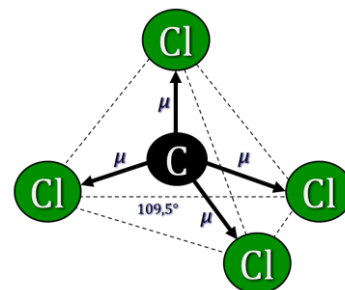


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

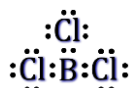


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

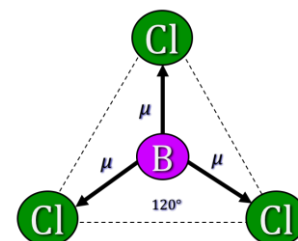


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

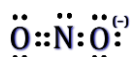
La respuesta correcta es la **d**.

1.263. El ángulo de enlace O–N–O del ion nitrito, NO_2^- , es cercano a:

- 180°
- 150°
- 120°
- 109°

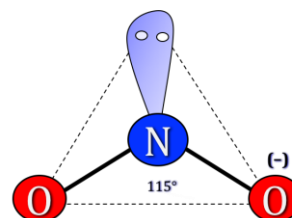
(O.Q.L. La Rioja 2017)

La estructura de Lewis del ion nitrito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

El **ángulo de enlace es algo menor de 120°** debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.



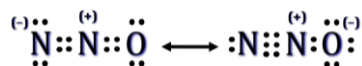
La respuesta correcta es la **c**.

1.264. ¿Cuál de las siguientes formas resonantes es la que más contribuye a la estructura del N_2O ?

- a) $\overset{\ominus}{\ddot{N}}::N::\overset{\ominus}{O}$ b) $:N::N::\overset{\ominus}{\ddot{O}}$ c) $\overset{\ominus}{\ddot{N}}::N::\overset{\ominus}{\ddot{O}}$ d) $\overset{\ominus}{\ddot{N}}::\overset{\ominus}{\ddot{N}}::\overset{\ominus}{\ddot{O}}$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



La forma resonante que más contribuye al híbrido de resonancia es la b), ya que sitúa la carga negativa sobre el átomo de oxígeno que es el más electronegativo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.265. Los ángulos de enlace ClSCl y ClPCl en las moléculas de SCl_2 y PCl_3 tienen, respectivamente, valores aproximados a:

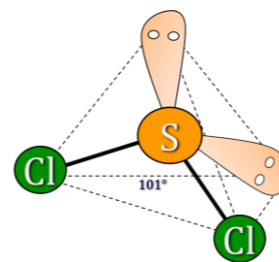
- a) 90° y 120°
 b) 180° y 109°
 c) 109° y 109°
 d) 180° y 120°

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

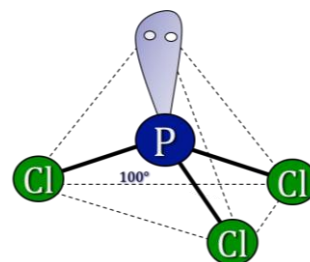
Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de azufre y tricloruro de fósforo son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central con un **ángulo de enlace algo menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provocan los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de azufre.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central con **ángulos de enlace algo menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.



La respuesta correcta es la **c**.

1.266. ¿Qué tipo de hibridación tiene el átomo de carbono en el diamante?

- a) sp^3
 b) sp^2
 c) sp
 d) sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El diamante es un sólido reticular en el que cada átomo de carbono se encuentra unido covalentemente a otros cuatro átomos por lo que de acuerdo con el modelo de RPECV cada átomo de carbono presenta

una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica en la que los átomos de carbono tienen **hibridación sp^3** .

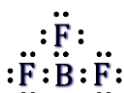
La respuesta correcta es la **a**.

1.267. Para las moléculas BeF_2 , BF_3 , CF_4 y SF_6 es cierto que:

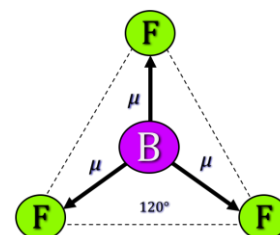
- Todas son polares.
- Todas son apolares.
- Solo es polar la molécula de SF_6 .
- Solo es apolar la molécula de SF_6 .

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de boro es:

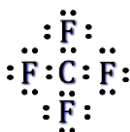


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

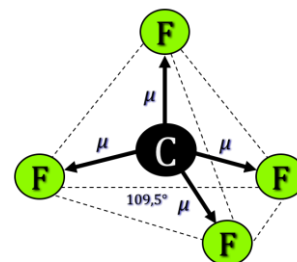


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:

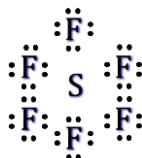


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

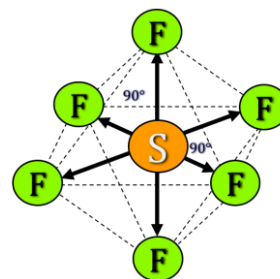


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

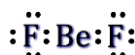


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.



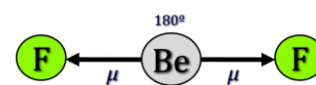
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la moléculas de difluoruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



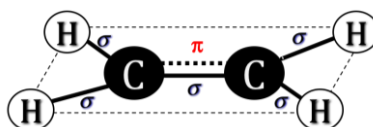
La respuesta correcta es la **b**.

1.268. ¿Qué enlaces puede formar un átomo de carbono cuando presenta hibridación sp^2 ?

- Cuatro enlaces σ .
- Tres enlaces σ y un enlace π .
- Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- Un enlace σ y tres enlaces π .
- Cuatro enlaces π .

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La molécula de eteno o etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, es el ejemplo habitual de átomo de carbono con hibridación sp^2 . Como se puede observar, **cada átomo de carbono** presenta dos enlaces sencillos C-H que son enlaces σ y un enlace doble C=C formado por un enlace σ y un enlace π . En total, son **tres enlaces σ** y **un enlace π** .



La respuesta correcta es la **b**.

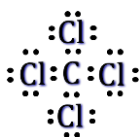
(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.269. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

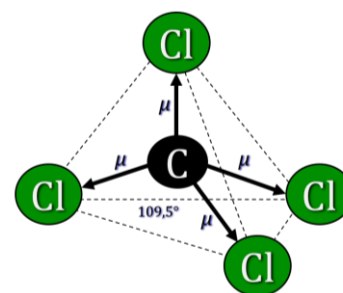
- El tetracloruro de carbono es polar.
- El dietiléter es polar.
- El eteno es polar.
- El hexafluorobenceno es polar.
- Los enlaces C-F en el hexafluorobenceno son apolares.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

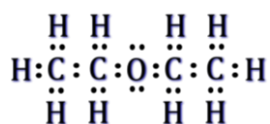


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

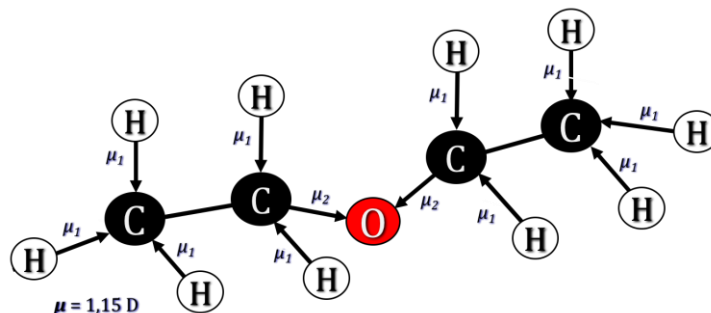


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Como los cuatro dipolos son iguales y la geometría tetraédrica, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de **dietiléter** es:

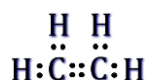


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo carbono se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica.

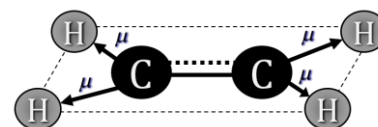


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y el hidrógeno ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es **polar** ($\mu = 1,15 \text{ D}$).

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:

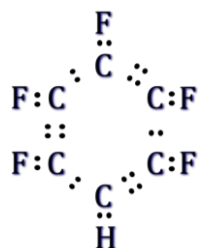


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



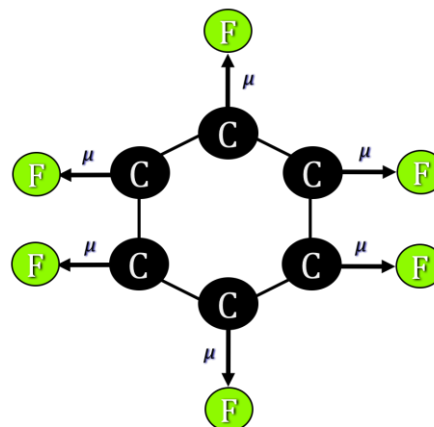
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d-e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluorobenceno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6F_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

Como el flúor ($\chi = 39,8$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



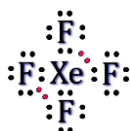
La respuesta correcta es la **b**.

1.270. La especie molecular XeF_4 adopta una geometría:

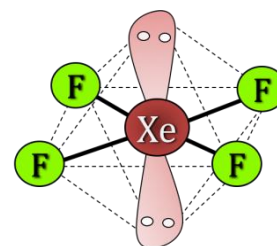
- Octaédrica
- Plano cuadrada
- Tetraédrica
- Bipirámide Trigonal
- Piramidal

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La estructura de Lewis de la molécula **tetrafluoruro de xenón** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría molecular **plano cuadrada** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



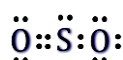
La respuesta correcta es la **b**.

1.271. Uno de los gases más habituales en las erupciones volcánicas que puede alcanzar la estratosfera es el óxido de azufre(IV). Este, en presencia de oxígeno y agua, se oxida inicialmente a óxido de azufre(VI) y posteriormente forma aerosoles (gotas microscópicas de ácido sulfúrico) afectando al clima terrestre. Según la "teoría de repulsión de pares de electrones de valencia":

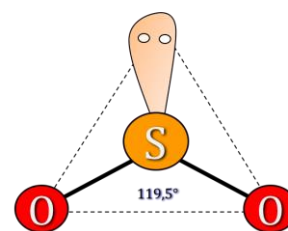
- La geometría del SO_2 es lineal.
- La geometría del SO_3 es de pirámide trigonal.
- La geometría del anión sulfato, SO_4^{2-} , es plana cuadrada.
- La geometría de todos los anteriores derivados es tetraédrica.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

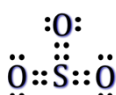
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



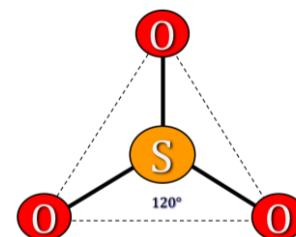
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



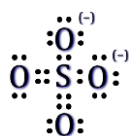
b) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trío xido de azufre** es:



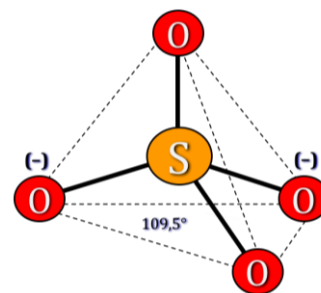
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



c) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, del ion **sulfato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



d) Falso. De acuerdo con lo expuesto en los apartados anteriores.

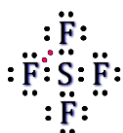
La respuesta correcta es la e.

1.272. ¿Cuál de las siguientes especies presenta una geometría aproximadamente tetraédrica?

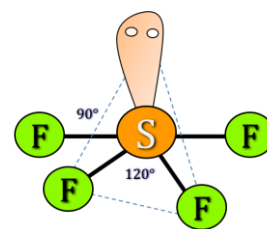
- a) SF_4
- b) SO_2Cl_2
- c) ClF_3
- d) ICl_4^-

(O.Q.L. Valencia 2017)

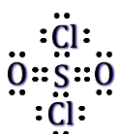
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



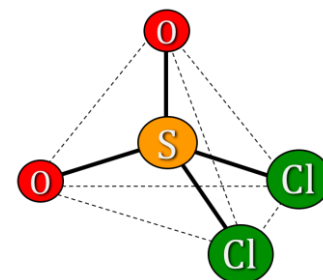
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es “balancín” en la que todos los átomos no están en el mismo plano.



▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **dicloruro de sulfurilo o dicloruro dioxidoazufre** es:



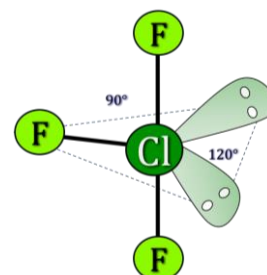
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

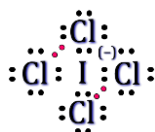


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay

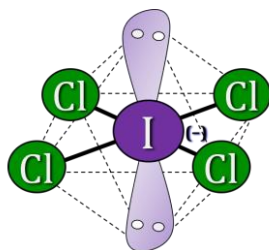


tres ligandos unidos al átomo central su geometría es de “forma de T” en la que todos los átomos están en el mismo plano.

- La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato (1^-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es cuadrada plana.



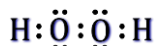
La respuesta correcta es la **b**.

1.273. ¿Cuál de las siguientes sustancias está formada por moléculas lineales a 25 °C y 1 atm?

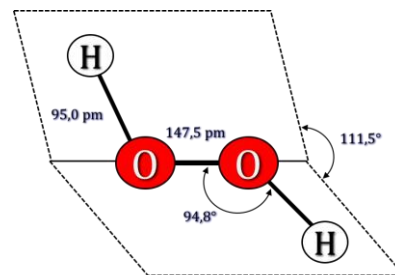
- H_2O_2
- SO_2
- CO_2
- NaCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

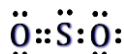
- La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



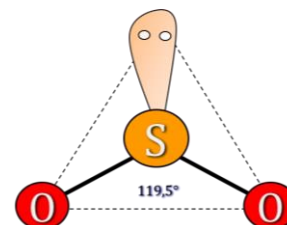
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y su geometría es “forma de libro” ya que solo hay un átomo hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno.



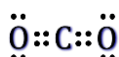
- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



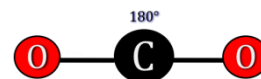
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



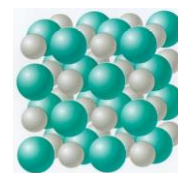
- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



▪ El caso del NaCl es completamente distinto, ya que se trata de una sustancia en la que existen enlaces iónicos entre los átomos de cloro y sodio y no forma moléculas sino una red iónica en la que cada átomo de cloro (color verde) se encuentra unido a seis átomos de sodio (color gris).



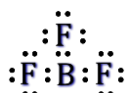
La respuesta correcta es la **c**.

1.274. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene mayor ángulo de enlace?

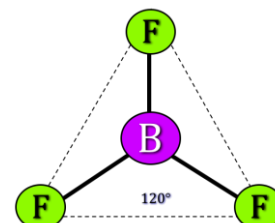
- BF_3
- NH_3
- PCl_3
- H_2O

(O.Q.L. Valencia 2017)

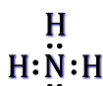
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



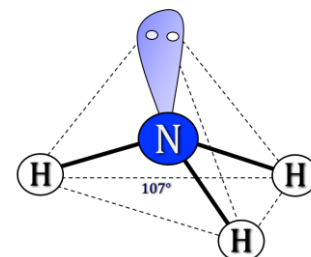
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los **ángulos de enlace son de 120°** .



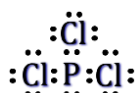
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



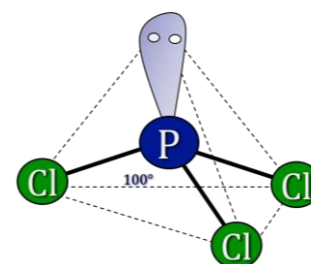
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo existen tres átomos unidos al átomo central y con ángulos de enlace algo menores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



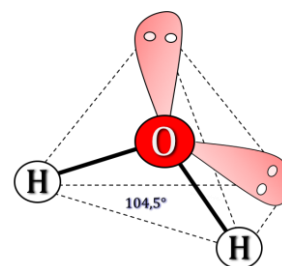
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central con ángulos de enlace algo menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.



- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



El mayor ángulo de enlace corresponde al BF_3 ($\alpha = 120^\circ$).

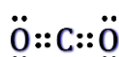
La respuesta correcta es la **a**.

1.275. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?

- CO_2
- SCO
- XeF_2
- CS_2

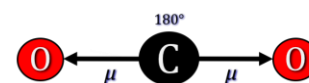
(O.Q.L. Valencia 2017)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

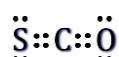


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

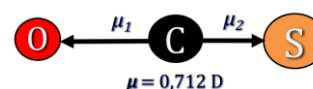


- La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de carbonilo u óxidosulfurocarbono** es:

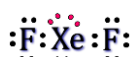


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

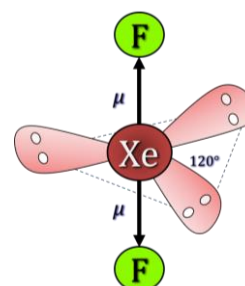
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que y el carbono ($\chi = 2,55$) el que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,712 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:

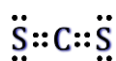


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



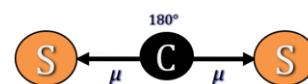
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,60$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



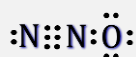
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre $\text{C} \rightarrow \text{S}$. Como ambos dipolos son iguales y la geometría angular, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la **b**.

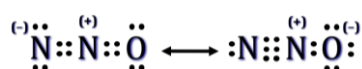
1.276. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es compatible con la siguiente estructura de Lewis?



- La molécula es lineal y no tiene momento dipolar permanente.
- La molécula es lineal y tiene momento dipolar.
- La carga formal en el átomo central es cero.
- La molécula es angular y tiene momento dipolar permanente.

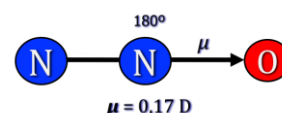
(O.Q.L. Valencia 2017)

El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula nula ($\mu = 0,712 \text{ D}$) y la molécula es polar.



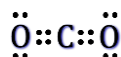
La respuesta correcta es la **b**.

2. PROBLEMAS de ENLACE QUÍMICO y GEOMETRÍA MOLECULAR

2.1. Escriba las estructuras de Lewis de las moléculas de CO_2 y H_2O . ¿Serán compuestos polares?

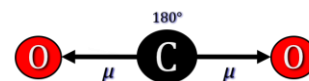
(Canarias 1996)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

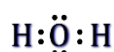


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

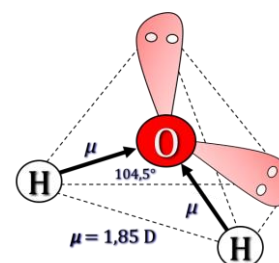
Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como ambos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, su resultante es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

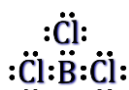


Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como ambos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, su resultante no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

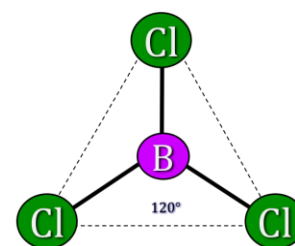
2.2. Explique la geometría molecular del tricloruro de boro, etano y etino.

(Canarias 1996)

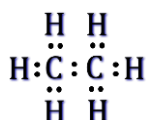
- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



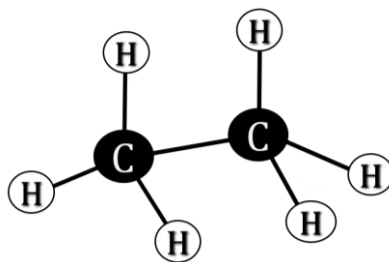
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana** en la que los ángulos de enlace son de 120° .



- La estructura de Lewis de la molécula de **etano** es:



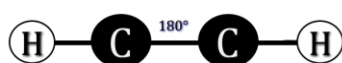
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** en la que los ángulos de enlace son de, aproximadamente, $109,5^\circ$.



- La estructura de Lewis de la molécula de **etino** o **acetileno** es:



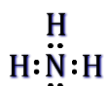
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** en la que los ángulos de enlace son de 180° .



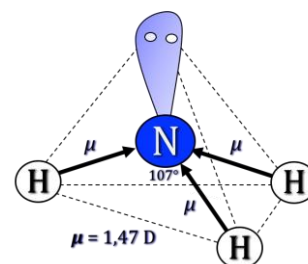
2.3. El NH_3 y el BF_3 son dos compuestos del tipo AX_3 , sin embargo, el primero tiene un momento dipolar de $4,97 \cdot 10^{-30} \text{ C m}$, mientras que el del segundo es cero. ¿Cómo se interpreta estos datos?

(Canarias 1998)

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la molécula presenta una geometría molecular **piramidal** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, 107° según la bibliografía.

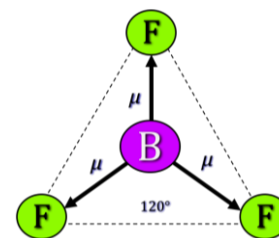


Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, su resultante no es nula (según la bibliografía, $\mu = 4,97 \cdot 10^{-30} \text{ C m}$), por lo tanto, la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el boro, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular plana** con ángulos de enlace de 120° .

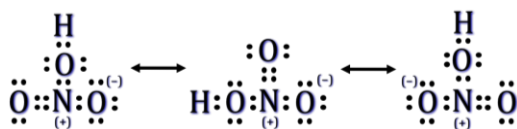


Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, $B \rightarrow F$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, su resultante es nula y la molécula es **no polar**.

2.4. Describa las formas resonantes para la molécula de HNO_3 .

(Canarias 1998)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la molécula de ácido nítrico son:

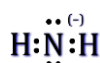


2.5. Ordene las siguientes especies por orden creciente de ángulo de enlace:

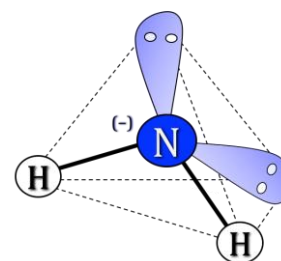


(Canarias 1998)

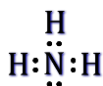
▪ La estructura de Lewis del ion **azanuro** es:



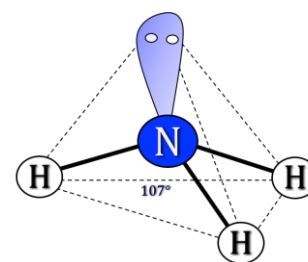
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_2^- es una especie del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **angular** con ángulos de enlace **menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejercen los pares de electrones solitarios.



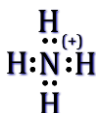
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **amoníaco** es:



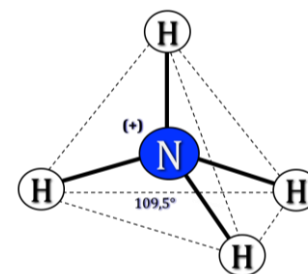
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la molécula presenta una geometría molecular **piramidal** con ángulos de enlace teóricos de $109,5^\circ$ aunque la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, **107°** según la bibliografía.



▪ La estructura de Lewis del ion **amonio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_4^+ es una especie del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, coinciden la distribución y forma de la especie, por lo tanto esta presenta una geometría molecular **tetraédrica** con ángulos de enlace de **$109,5^\circ$** .

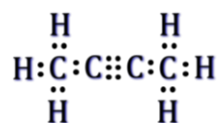


El orden creciente de ángulos de enlace es, $\text{NH}_2^- < \text{NH}_3 < \text{NH}_4^+$.

2.6. Indique cuántos enlaces σ y π tiene la molécula de 2-butino. ¿De qué tipo son los enlaces σ ?

(Extremadura 1998)

La estructura de Lewis de la molécula de 2-butino es:



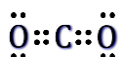
Los enlaces sencillos, 6 C-H y 1 C-C, son enlaces covalentes σ , y el enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$, está formado por 1 enlace σ y 2 enlaces π . La molécula tiene, en total, 8 enlaces σ y 2 enlaces π .

2.7. Indique, dentro de cada pareja de especies, cuál de ellas presenta un mayor ángulo de enlace O-X-O.

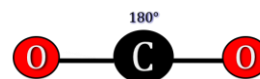
- NO_2^- y NO_3^-
- CO_2 y SO_2
- SO_3^{2-} y SO_4^{2-}
- ClO_3^- y ClO_4^-
- SO_2 y SO_3
- SO_3^{2-} y NO_3^-

(Valencia 1999)

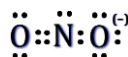
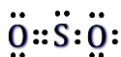
La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



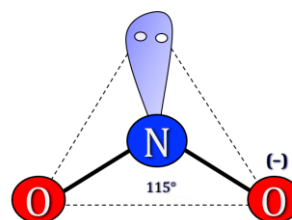
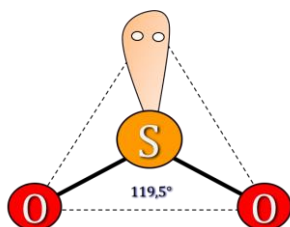
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y forma geométrica es lineal con un ángulo de enlace de 180° .



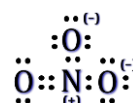
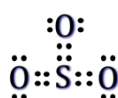
Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos azufre y de nitrógeno.



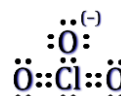
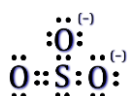
Las estructuras de Lewis de la molécula de trióxido de azufre y del ion nitrato son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana** con ángulos de enlace de 120° .



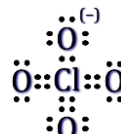
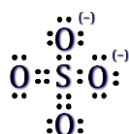
Las estructuras de Lewis de los iones **sulfito** y **clorato** son:



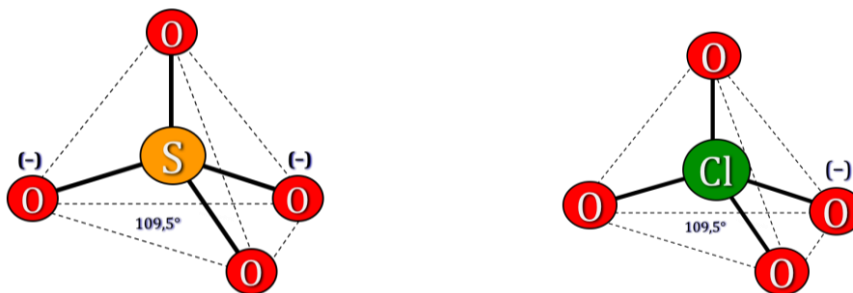
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3^{2-} y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo **menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos de azufre y cloro.



Las estructuras de Lewis de los iones **sulfato** y **perclorato** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



De acuerdo con lo anteriormente expuesto:

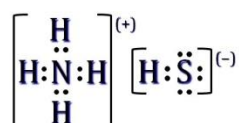
a) El ángulo O–N–O es **mayor en el NO_3^-** que en el NO_2^- .

- b) El ángulo O–X–O es **mayor en el CO₂** que en el SO₂.
- c) El ángulo O–S–O es **mayor en el SO₄²⁻** que en el SO₃²⁻.
- d) El ángulo O–Cl–O es **mayor en el ClO₄⁻** que en el ClO₃⁻.
- e) El ángulo O–S–O es **mayor en el SO₃** que en el SO₂.
- f) El ángulo O–X–O es **mayor en el NO₃⁻** que en el SO₃²⁻.

2.8. Dibuje el diagrama de Lewis de la molécula de NH₄HS y explique si sigue la regla del octeto y qué tipos de enlaces existen.

(Galicia 2000)

Como se observa en la estructura de Lewis:



todos los átomos de la molécula **cumplen la regla del octeto** (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con solo 2 electrones).

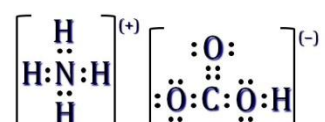
Respecto a los enlaces existentes:

- Entre los iones amonio (NH₄⁺) e hidrogenosulfuro (HS⁻) existe un **enlace iónico**.
- Dentro del ion amonio, los enlaces N–H son **enlaces covalentes** con la particularidad de que uno de ellos es **covalente coordinado o dativo**.
- El enlace H–S existente en el ion hidrogenosulfuro es un **enlace covalente**.

2.9. Dibuje el diagrama de Lewis de la molécula de NH₄HCO₃ y explique si sigue la regla del octeto y qué tipos de enlaces existen.

(Galicia 2001)

Como se observa en la estructura de Lewis:

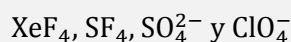


todos los átomos de la molécula **cumplen la regla del octeto** (es preciso señalar que el átomo de hidrógeno llena su única capa con solo 2 electrones).

Respecto a los enlaces existentes:

- Entre los iones amonio (NH₄⁺) e hidrogenocarbonato (HCO₃⁻) existe un **enlace iónico**.
- Dentro del ion amonio, los enlaces N–H son **enlaces covalentes** con la particularidad de que uno de ellos es **covalente coordinado o dativo**.
- Los enlaces C–O y H–O existentes en el ion hidrogenocarbonato son **enlaces covalentes**.

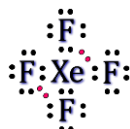
2.10. De las siguientes moléculas o iones:



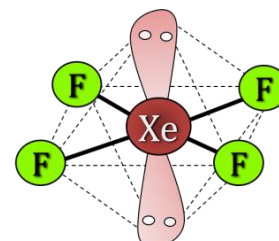
indique las que tienen geometría tetraédrica.

(Valencia 2001)

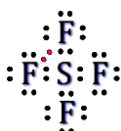
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



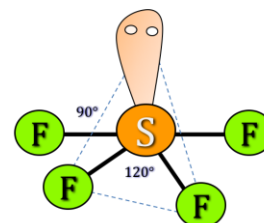
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



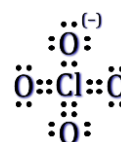
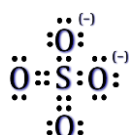
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



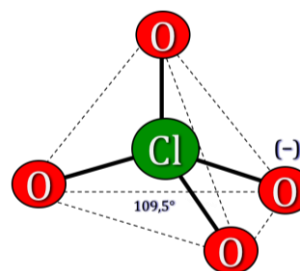
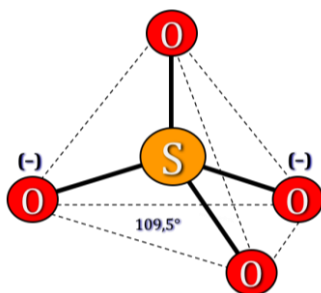
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



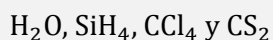
▪ Las estructuras de Lewis de los iones **sulfato** y **perclorato** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



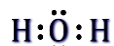
2.11. En las moléculas que se indican:



señale las que tienen momento dipolar permanente.

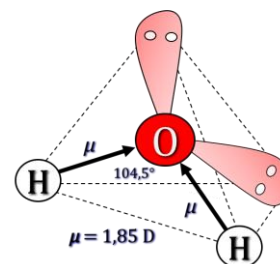
(Valencia 2002)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

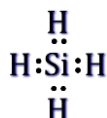


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como ambos dipolos son iguales y la geometría angular, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

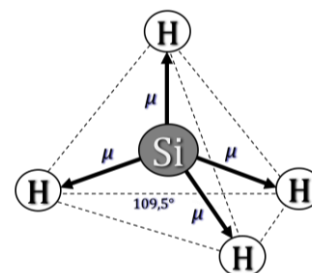


▪ La estructura de Lewis de la molécula de silano es:

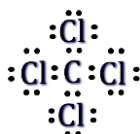


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno $\text{Si} \rightarrow \text{H}$. Como los cuatro dipolos son iguales y la geometría tetraédrica, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

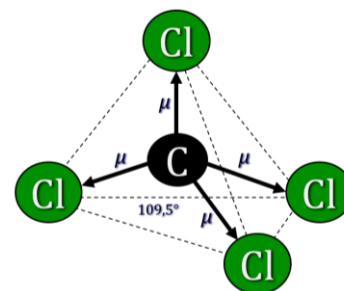


▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

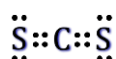


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

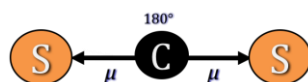
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Como los cuatro dipolos son iguales y la geometría tetraédrica, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

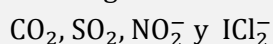


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre $\text{C} \rightarrow \text{S}$. Como ambos dipolos son iguales y la geometría angular, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

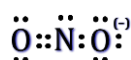
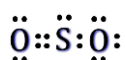
2.12. De las siguientes moléculas o iones:



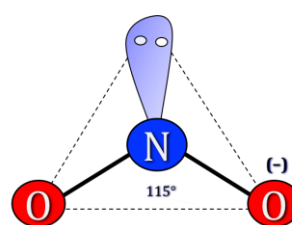
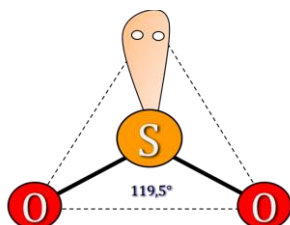
indique cuáles son lineales justificando la respuesta.

(Valencia 2002)

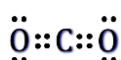
- Las estructuras de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** y del ion **nitrito** son:



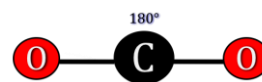
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo **menor de 120°** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomos azufre y de nitrógeno.



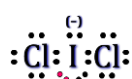
- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



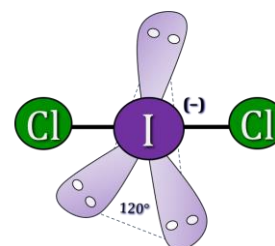
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- La estructura de Lewis del ion **dicloruroyodato(1-)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría **lineal** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre pares solitarios y los pares enlazantes.



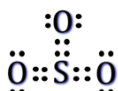
2.13. De las siguientes moléculas:



indique cuáles son polares justificando la respuesta.

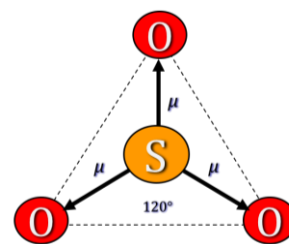
(Valencia 2002)

- La estructura de Lewis, considerado capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:

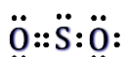


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen tres dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

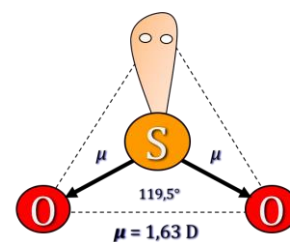


- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

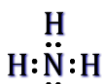


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

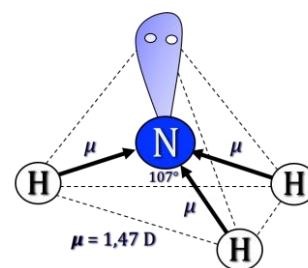


- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

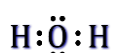


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno la molécula presenta una geometría molecular piramidal.

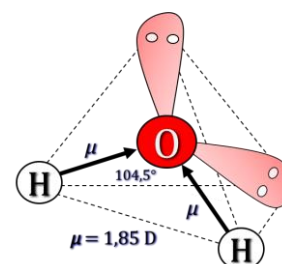
Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



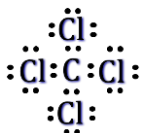
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número



estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

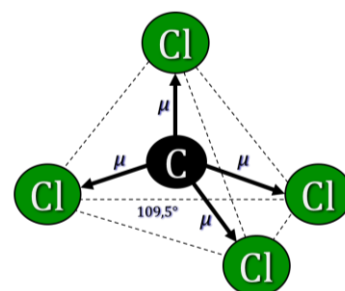
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $H \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

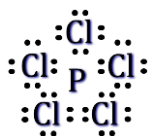


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $C \rightarrow Cl$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

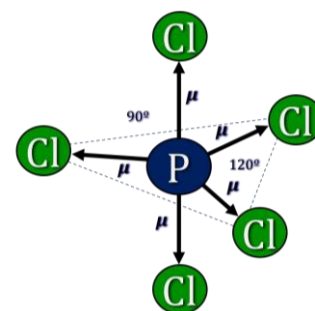


▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:

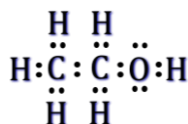


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

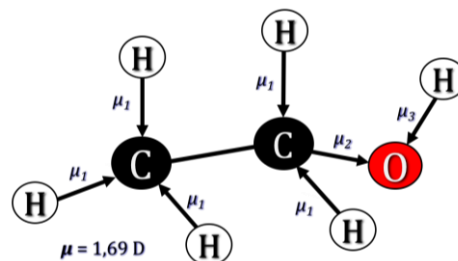
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) existen cinco dipolos dirigidos hacia el cloro $P \rightarrow Cl$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de etanol es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3CH_2OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen siete dipolos dirigidos, cinco hacia el carbono $H \rightarrow C$ y dos hacia el oxígeno $H \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,69$ D) y la molécula es **polar**.

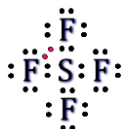
2.14. De las siguientes moléculas o iones:



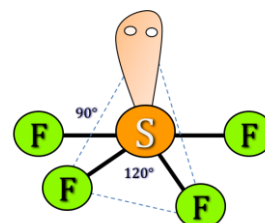
indique las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

(Valencia 2003) (Valencia 2005)

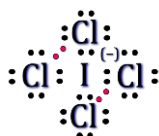
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



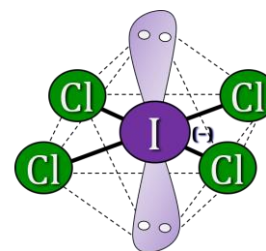
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



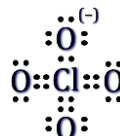
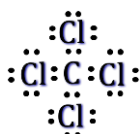
▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato(1-) es:



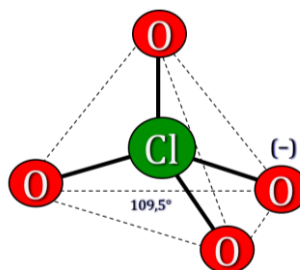
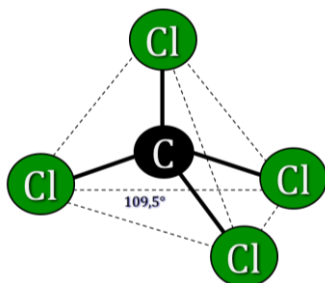
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono y del ion perlorato son:



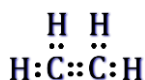
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y ClO_4^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



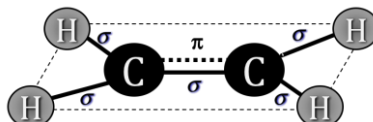
2.15. Explique la molécula de eteno indicando la hibridación de los átomos de carbono, la geometría que presenta y los enlaces σ y π realizando un diagrama de los mismos.

(Canarias 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **etileno** es:

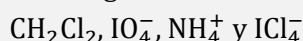


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición es triangular.



Ambos átomos de carbono presentan **hibridación sp^2** y forman tres enlaces con ángulos de 120° por lo que la molécula resultante tiene geometría **plana**, en la que existen 4 enlaces sencillos, C-H, que son **enlaces σ** , y un enlace doble C=C, que está formado por un **enlace σ** y un **enlace π** .

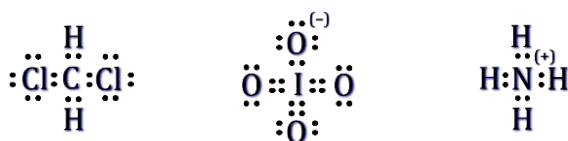
2.16. De las siguientes moléculas o iones:



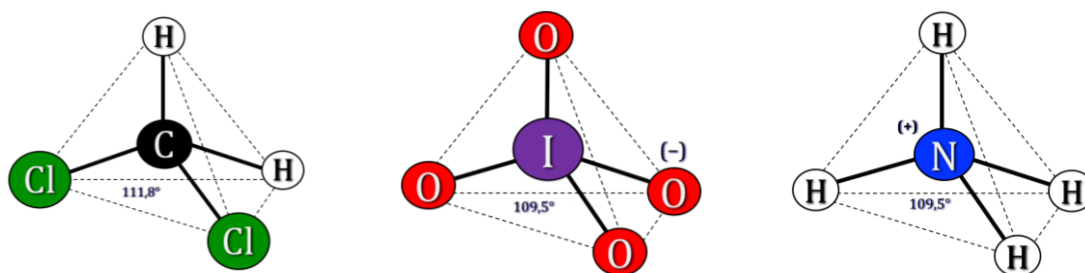
indique las que son tetraédricas, justificando la respuesta.

(Valencia 2004)

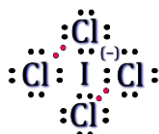
Las estructuras de Lewis de la molécula de **diclorometano** y de los iones **periyodato** y **amonio** son:



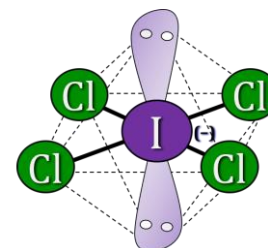
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_2Cl_2 , IO_4^- y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



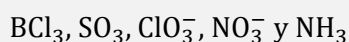
La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato(1-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 6 por lo que su disposición es octaédrica y su geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



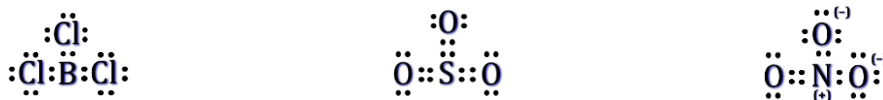
2.17. De las siguientes moléculas o iones:



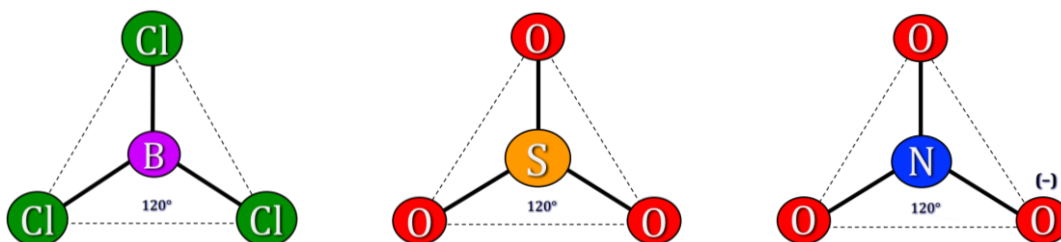
indique justificando la respuesta, las que son piramidales.

(Valencia 2004) (Valencia 2007)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de tricloruro de boro, trióxido de azufre y del ion nitrato son:



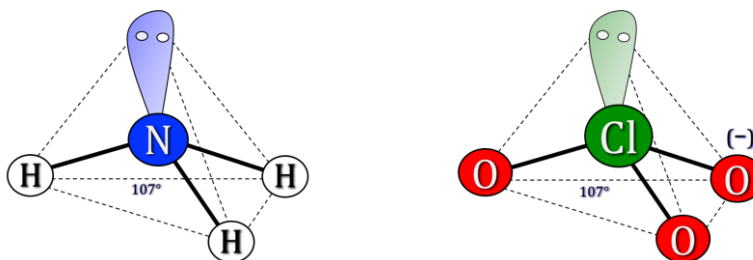
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV BCl_3 , SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



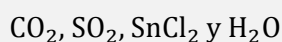
Las estructuras de Lewis de la molécula de amoníaco y del ion clorato son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_3 y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



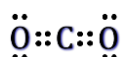
2.18. De las siguientes moléculas:



indique las que son polares, justificando la respuesta.

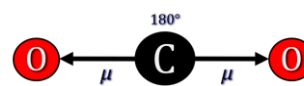
(Valencia 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

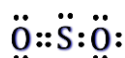


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición su geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $C \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

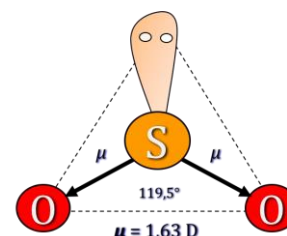


La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

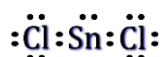


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $S \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63$ D) y la molécula es polar.

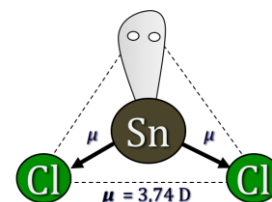


La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de estaño es:

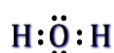


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $SnCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el estaño ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $Sn \rightarrow Cl$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 3,74$ D) y la molécula es polar.

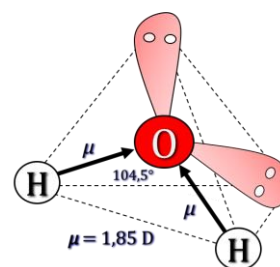


La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

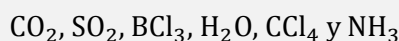


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $H \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.



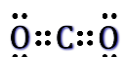
2.19. De las siguientes moléculas:



indique, justificando la respuesta, las que son polares y las que son apolares.

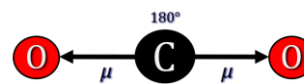
(Valencia 2005) (Valencia 2007)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

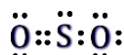


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición su geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

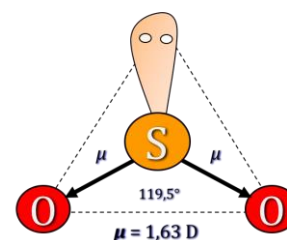


La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

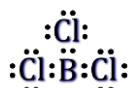


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

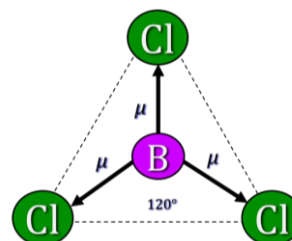


La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:

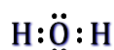


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{B} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

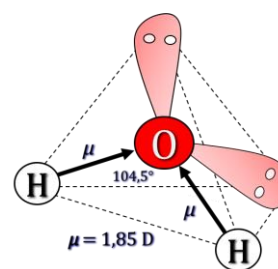


La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

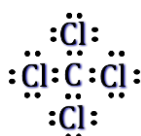


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

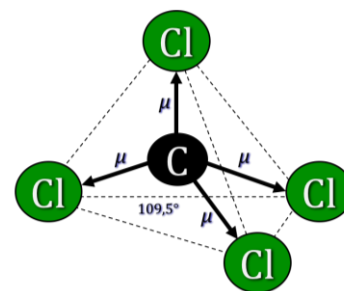


La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:

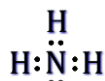


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

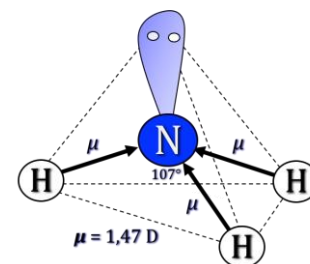


La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

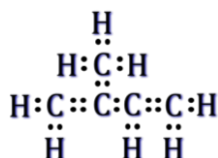
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



2.20. El isopreno (2-metil-1,3-butadieno) es un monómero que se emplea en la fabricación de cauchos. Indique qué tipo de hibridación presenta cada átomo de carbono y mediante un esquema representa los enlaces σ y π que existen.

(Canarias 2005)

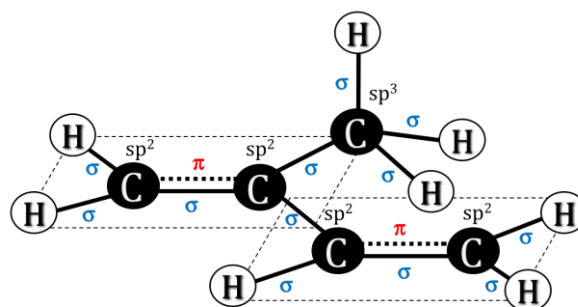
La estructura de Lewis de la molécula de isopreno es:



El átomo de **carbono** con todos los **enlaces sencillos** (grupo metilo) presenta **hibridación sp^3** y forma cuatro enlaces con ángulos de $109,5^\circ$.

Los átomos de **carbono** con **doble enlace** presentan **hibridación sp^2** y forman tres enlaces con ángulos de 120° .

Los **enlaces sencillos**, 8 C-H y 1 C-C, son enlaces σ , y los dos **dobles enlaces** C=C, están formados por **1 enlace σ** y **1 enlace π** .



2.21. Dados los compuestos:

1) OF_2

2) NaF

3) BF_3

a) Indique de forma razonada el tipo de enlace que presenta cada uno.

b) Indique la hibridación del átomo central en los compuestos que sean covalentes y haga una estimación del valor del ángulo de enlace.

(Canarias 2006)

a) Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

Compuesto	OF_2	NaF	BF_3
$\Delta\chi$	$(3,98 - 3,44) = 0,54$	$(3,98 - 0,93) = 3,05$	$(3,98 - 2,04) = 1,94$

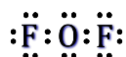
▪ Aunque el enlace O-F es polar, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el enlace entre ambos elementos es predominantemente covalente.

▪ El enlace Na-F es muy polar y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el enlace entre ambos elementos es predominantemente iónico.

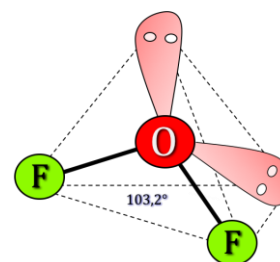
▪ Aunque el enlace B-F es bastante polar, la diferencia de electronegatividad está comprendida entre 1 y 2, por lo que el enlace entre ambos elementos es parcialmente covalente.

b) Los compuestos con enlace predominantemente covalente son difluoruro de oxígeno y trifluoruro de boro.

▪ La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:



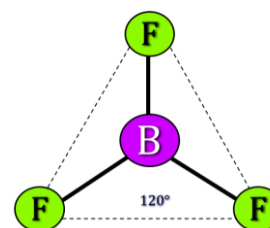
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de oxígeno. Un átomo con esa distribución presenta hibridación sp^3 y tiene ángulos teóricos de enlace de $109,5^\circ$; aunque la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, $103,2^\circ$ según la bibliografía.



▪ La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de boro. Un átomo con esa distribución presenta hibridación sp^2 y tiene ángulos de enlace de 120° .



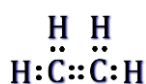
2.22. Sabiendo que el eteno tiene una estructura plana y el que el etino es lineal:

a) Indique la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de dichos compuestos.

b) Haga un esquema de cada uno de los compuestos indicando los ángulos de enlace, así como los tipos de enlace σ y π presentes.

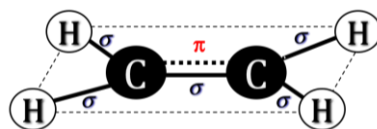
(Canarias 2006)

a) Las estructuras de Lewis de las moléculas de etileno y acetileno son:

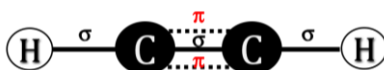


- En el C_2H_4 los átomos de carbono presentan **hibridación sp^2** y forman tres enlaces con ángulos de 120° .
 - En el C_2H_2 los átomos de carbono presentan **hibridación sp** y forman dos enlaces con ángulos de 180° .
- b) En ambos compuestos, los **enlaces sencillos C–H**, son **enlaces σ** .

- En el C_2H_4 el **doble enlace C=C** está formado por $\begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 1 \text{ enlace } \pi \end{cases}$



- En el C_2H_2 el **triple enlace C≡C** está formado por $\begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 2 \text{ enlaces } \pi \end{cases}$

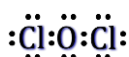


2.23. Dadas las siguientes moléculas: OCl_2 , $AsCl_3$ y F_2CO .

- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría molecular.
- Explique si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

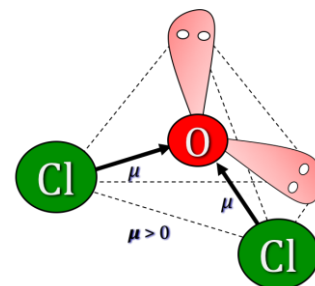
(Preselección Valencia 2006)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de oxígeno** es:

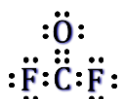


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $Cl \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,83 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

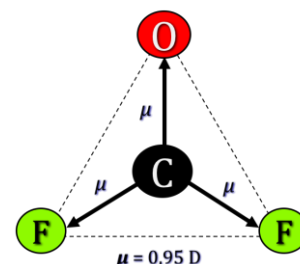


- La estructura de Lewis de la molécula de **difluoruro de carbonilo o difluorurooxidocarbono** es:

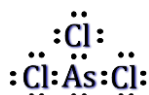


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) y el oxígeno ($\chi = 3,44$) son más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$) existen tres dipolos dirigidos dos hacia el flúor $C \rightarrow F$ y otro dirigido hacia el oxígeno $C \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,95 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

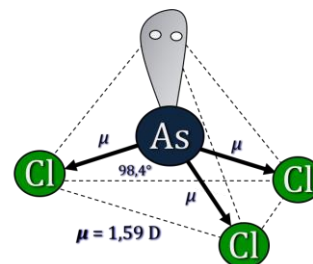


- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

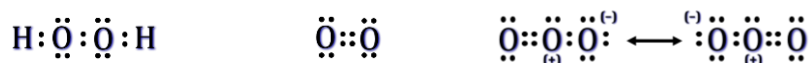
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$) existen tres dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{As} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,59 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



2.24. Justifique en cuál de las siguientes moléculas: H_2O_2 , O_2 , O_3 , cabe esperar un enlace O–O más corto.

(Valencia 2006)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de peróxido de hidrógeno, dióxigeno y ozono son:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace y está relacionado con la longitud de dicho enlace que es tanto más corto cuantos más pares de electrones formen dicho enlace ya que mayor atracción existirá entre los átomos.

- El **orden de enlace** entre los átomos de oxígeno en la molécula de H_2O_2 es **1**, ya que el enlace está formado por un único par de electrones.
- El **orden de enlace** entre los átomos de oxígeno en la molécula de O_2 es **2**, ya que el enlace está formado por dos pares de electrones.
- El **orden de enlace** entre los átomos de oxígeno en la molécula de O_3 es **1½**, ya que esta molécula presenta resonancia. Esto consiste en que, experimentalmente, la longitud del enlace O–O está comprendida entre la longitud del enlace sencillo y la del doble, no es tan corto como este ni tan largo como el sencillo.

Por tanto, el **enlace O–O más corto corresponde a la molécula de O_2** . Consultando la bibliografía se confirma que las longitudes de los enlaces O–O (pm) son:



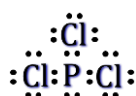
2.25. Indique la hibridación del átomo central en cada uno de los siguientes compuestos, así como, la geometría de cada molécula:

- PCl_3
- BeCl_2
- SiF_4
- H_2S

(Canarias 2007)

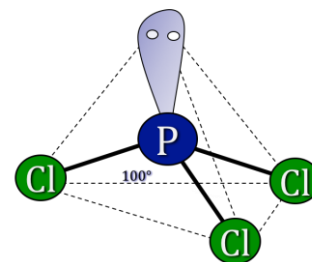
Para poder determinar la hibridación del átomo central de una molécula, es preciso dibujar su estructura de Lewis y a partir de la misma ver el número de pares de electrones que rodean al átomo central. Aplicando el modelo RPECV se determina su geometría molecular.

a) La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:

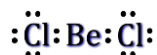


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PCl_3 es una molécula del tipo AX_3E con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de fósforo lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como existe un par de electrones solitario sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal** con unos ángulos de enlace **menores que los de un tetraedro (109,5°)** debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 100°.

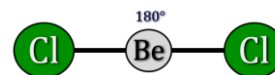


b) La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:

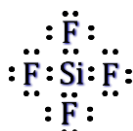


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeCl_2 es una molécula del tipo AX_2 con número estérico $(m+n) = 2$, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de berilio lo que supone la formación de **2 orbitales híbridos sp** .

Al no existir pares de electrones solitarios sobre el berilio, coinciden la distribución de pares electrones sobre el átomo central y la geometría molecular es **lineal** con unos ángulos de enlace de 180°.

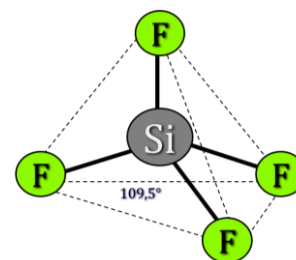


c) La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de silicio** es:

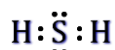


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SiF_4 es una molécula del tipo AX_4 con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de silicio lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como no existen pares de electrones solitarios sobre el silicio, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es **tetraédrica**, con ángulos de enlace de **109,5°**.

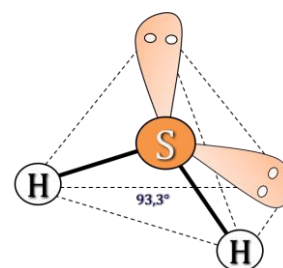


d) La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de azufre lo que supone la formación de **4 orbitales híbridos sp^3** .

Como existen dos pares de electrones solitarios sobre el azufre, la geometría molecular es **angular** con ángulos de enlace **menores que los de un tetraedro (109,5°)** debido a la repulsión provocada por los dos pares solitarios.

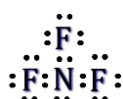


2.26. Dadas las siguientes moléculas: NF_3 , GeH_4 y trans-dicloroetano:

- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría molecular.
- Indique si son o no moléculas polares, justificando la respuesta.

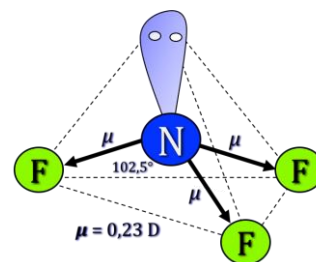
(Preselección Valencia 2007)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de nitrógeno** es:

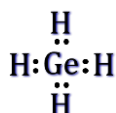


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unido al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,235 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

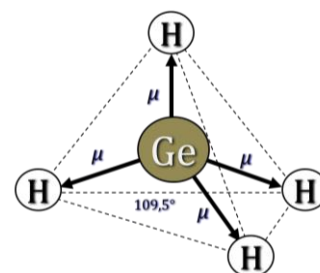


▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tetrahidruro de germanio** es:

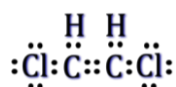


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2,01$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el hidrógeno $\text{Ge} \rightarrow \text{H}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

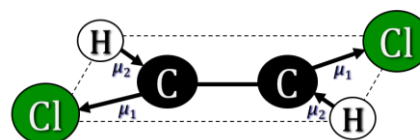


▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dicloroetileno** es:

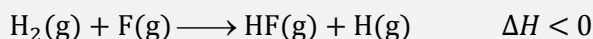


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono, al que se considera como central, se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, dos dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ y otros dos dirigidos hacia el carbono $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



2.27. En la reacción entre el flúor atómico y el hidrógeno molecular se libera energía:



Indique de forma razonada qué enlace es más fuerte, el H-H o el H-F.

(Canarias 2008)

La reacción implica la rotura de un enlace H-H y la formación de un enlace H-F. Si se tiene en cuenta que el proceso es exotérmico, esto indica que la energía desprendida en la formación del enlace H-F es mayor que la que hay que aportar para romper el enlace H-H.

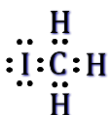
Por lo tanto, se puede afirmar que **el enlace H-F es más fuerte que el enlace H-H**.

2.28. Dadas las siguientes moléculas: CH_3I , CS_2 y AsF_3 .

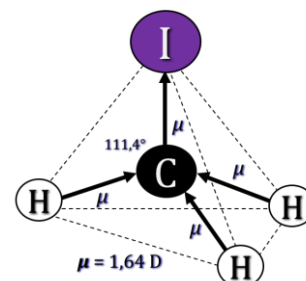
- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría molecular.
- Explique si estas moléculas tienen o no momento dipolar.

(Preselección Valencia 2008)

- La estructura de Lewis de la molécula de **yodometano** es:

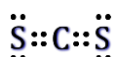


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3I es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

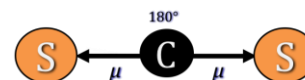


Como el yodo ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y este que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el carbono $\text{H} \rightarrow \text{C}$ y el otro dirigido hacia el yodo $\text{C} \rightarrow \text{I}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,64 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:

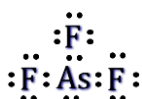


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



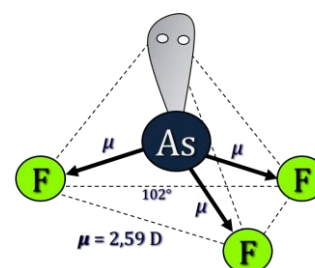
Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre $\text{C} \rightarrow \text{S}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{As} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,59 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

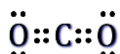


2.29. Justifique, dentro de cada pareja de especies, las diferencias en el ángulo de enlace O–X–O.

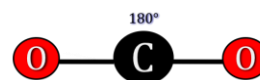
- SO_3 y SO_3^{2-}
- NO_2^- y NO_3^-
- NO_2^- y CO_2
- NO_3^- y ClO_3^-

(Valencia 2008)

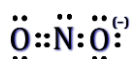
- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



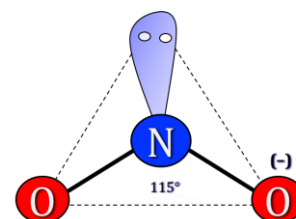
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y forma geométrica es **lineal** con un ángulo de enlace de 180° .



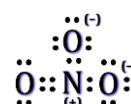
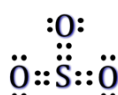
- La estructura de Lewis del ion **nitrito** es:



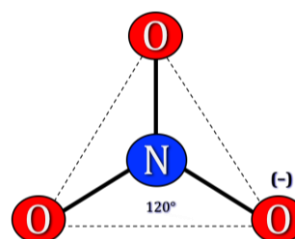
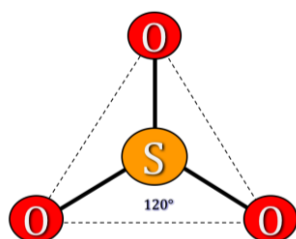
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. El ángulo de enlace es algo **menor de 120°** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de nitrógeno.



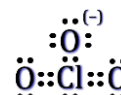
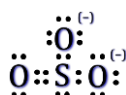
- Las estructuras de Lewis de la molécula de **trióxido de azufre** y del ion **nitrato** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 y NO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana** con ángulos de enlace de 120° .



- Las estructuras de Lewis de los iones **sulfito** y **clorato** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3^{2-} y ClO_3^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal**.

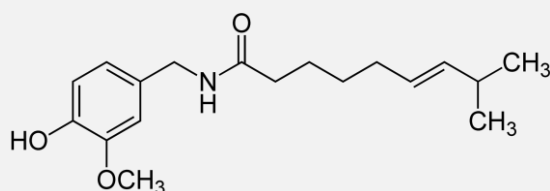
ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Los ángulos de enlace son algo **menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre los átomo de azufre y cloro.



De acuerdo con lo anteriormente expuesto:

- El ángulo O-S-O es **mayor en el SO_3** que en el SO_3^{2-} .
- El ángulo O-N-O es **mayor en el NO_3^-** que en el NO_2^- .
- El ángulo O-X-O es **mayor en el CO_2** que en el NO_2^- .
- El ángulo O-X-O es **mayor en el NO_3^-** que en el ClO_3^- .

2.30. Los pimientos rojos disponen de compuestos químicos que además de transmitir su sabor picante también son capaces de matar bacterias. Uno de los componentes químicos aislados del pimiento rojo es la capsaicina cuya estructura se indica:



En la estructura de la capsicina, indique:

- ¿Cuántos carbonos con hibridación sp^3 hay?
- ¿Cuántos enlaces pi (π)?
- La configuración del doble enlace de la cadena carbonada ¿es cis o trans?

(Canarias 2009)

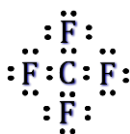
- Los átomos de carbono que solo tienen enlaces simples presentan hibridación sp^3 . En este caso hay **nueve átomos de carbono con hibridación sp^3** .
- Los enlaces π se dan entre átomos que se unen mediante un doble o triple enlace. En este caso hay cinco dobles enlaces, tres en el anillo bencénico, uno en el grupo carbonilo y otro entre átomos de carbono C3 y C4 de la cadena carbonada. Hay en total **cinco enlaces π** .
- Como los átomos de hidrógeno que se encuentran unidos a los átomos de carbono que forman el doble enlace se encuentran en posiciones alejadas, la configuración es **trans**.

2.31. De acuerdo con el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) deduzca la forma geométrica de las siguientes especies químicas:

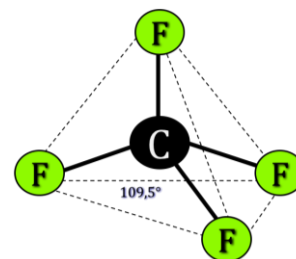
- CF_4
- GeBr_2
- NH_2^-

(Canarias 2009)

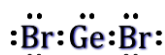
- La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de carbono** es:



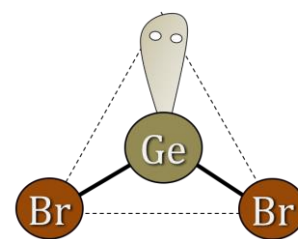
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



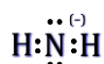
b) La estructura de Lewis de la molécula de **dibromuro de germanio** es:



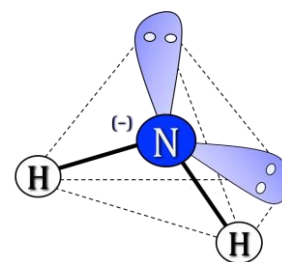
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeBr_2 es una molécula del tipo AX_2E , con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el germanio, la especie presenta una geometría molecular **angular** con un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.



c) La estructura de Lewis del ion **azanuro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_2^- es una especie del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir dos pares de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **angular** con un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los pares de electrones solitarios.



2.32. Dados los siguientes enlaces: $\text{Al}-\text{Cl}$; $\text{Cl}-\text{Cl}$; $\text{K}-\text{Cl}$.

- ¿Cuál de ellos es no polar (o apolar)?
- Solo uno de ellos representa un enlace iónico.
- Ordene los enlaces por orden de polaridad creciente.

(Canarias 2009)

El orden creciente de la electronegatividad, según Pauling, para los elementos propuestos es:

$$\chi_{(\text{K})} (0,82) < \chi_{(\text{Al})} (1,61) < \chi_{(\text{Cl})} (3,16)$$

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

Compuesto	Cl_2	AlCl_3	KCl
$\Delta\chi$	0,00	1,55	2,34

- El **enlace $\text{Cl}-\text{Cl}$ es covalente no polar**, ya que se trata de un enlace entre átomos de un mismo elemento.
- El **enlace $\text{K}-\text{Cl}$ es predominantemente iónico**, ya que se trata de un enlace entre átomos de elementos con muy diferente electronegatividad, $\chi_{(\text{K})} (0,82) \ll \chi_{(\text{Cl})} (3,16)$.
- Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace, tanto más polar es este, por lo tanto, el orden de polaridad creciente de los enlaces dados es:

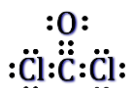


2.33. Dadas las siguientes moléculas COCl_2 , CHCl_3 y HCHO :

- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría molecular.
- Explique si tienen o no momento dipolar.

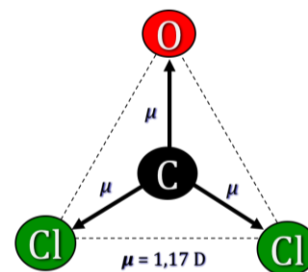
(Preselección Valencia 2009)

a) La estructura de Lewis de la molécula de **fosgeno o diclorurooxidocarbono** es:

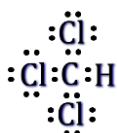


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el COCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) y el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y uno hacia oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,17 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

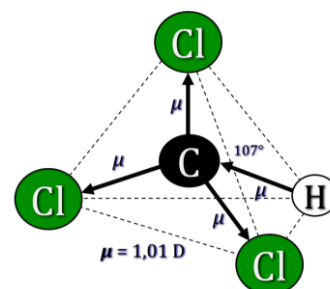


▪ La estructura de Lewis de la molécula de **triclorometano o cloroformo** es:

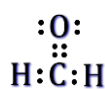


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y uno hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

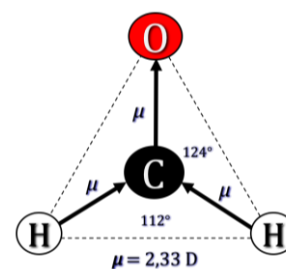


▪ La estructura de Lewis de la molécula de **formaldehído o metanal** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.

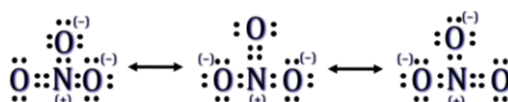
Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$, y uno hacia oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,33 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



- 2.34. En el anión nitrato, NO_3^- , todas las distancias de enlace N–O son idénticas y su valor es 121,8 pm.
- Escriba las estructuras de Lewis del anión nitrato, indicando las posibles formas resonantes y las cargas formales sobre cada átomo.
 - Utilizando las estructuras de Lewis, argumente por qué las distancias N–O son todas iguales.
 - Describa la geometría del anión nitrato e indique el sentido de las desviaciones de los ángulos respecto de los valores ideales.

(Valencia 2009)

a) Como se trata de una especie que presenta resonancia tiene varias estructuras de Lewis que constituyen un “híbrido de resonancia”:



La carga formal de un átomo es una especie se calcula mediante la siguiente expresión:

$$c = \text{carga del core} - \# \text{ electrones solitarios} - \frac{1}{2} \# \text{ electrones compartidos}$$

La carga del core de un átomo $\# \text{ electrones solitarios}$

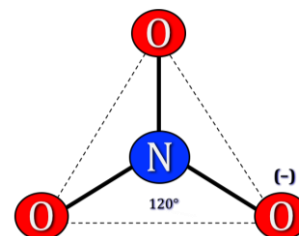
$$\text{carga del core} = Z - \# \text{ electrones internos} = \# \text{ electrones de valencia}$$

La carga de los átomos de la especie es:

$$c(\text{O}_{0-0}) = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1 \quad c(\text{O}_{0=0}) = 6 - 4 - \frac{1}{2}(2) = 0 \quad c(\text{N}) = 5 - 0 - \frac{1}{2}(8) = +1$$

b) Las diferentes estructuras resonantes indican que el doble enlace puede estar entre cualquiera de los átomos de O y el de N. El orden de enlace en una estructura indica el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso al existir resonancia, **el orden de enlace N–O es $1\frac{1}{3}$** ya que uno de los pares de electrones compartidos se encuentra repartido entre los tres enlaces. Esto quiere decir que, en realidad, **los tres enlaces N–O tienen la misma longitud**.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular** con un **ángulo de enlace de 120°** que no experimenta ninguna desviación respecto de los valores ideales.

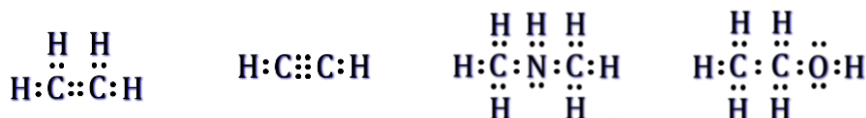


2.35. Explique el tipo de hibridación utilizado por cada átomo de carbono, nitrógeno y oxígeno en los compuestos:

- $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
- $\text{CH}\equiv\text{CH}$
- $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$

(Valencia 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) De acuerdo con el modelo RPECV el C_2H_4 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular. Un átomo que presenta esta disposición, tiene **3 orbitales híbridos sp^2** .

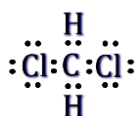
b) De acuerdo con el modelo RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición es lineal. Un átomo que presenta esta disposición, tiene **2 orbitales híbridos sp** .

c-d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV $CH_3-NH-CH_3$ y CH_3-CH_2OH son sustancias en las que los átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición tetraédrica. Un átomo que presenta esta disposición, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

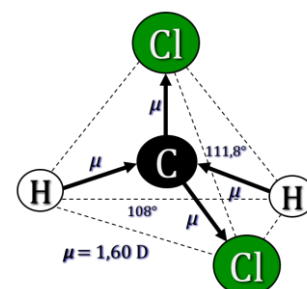
2.36. Justifique si las siguientes moléculas: CH_2Cl_2 , SCl_2 , HCN y $AsCl_3$ son polares o apolares.

(Preselección Valencia 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **diclorometano** es:

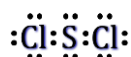


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

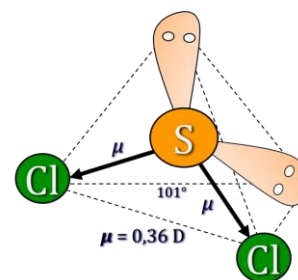


Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$, y otros dos hacia el carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60$ D), por lo tanto, la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



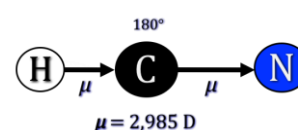
Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, $As \rightarrow Cl$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,36$ D) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:

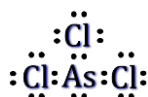


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Al ser el nitrógeno ($\chi = 3,04$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos, uno hacia el nitrógeno, $C \rightarrow N$, y otro hacia carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985$ D) por lo tanto, la molécula es **polar**.

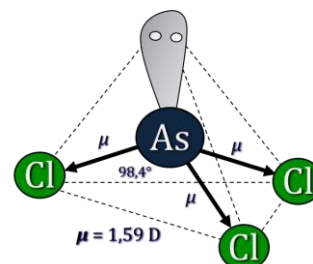


- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$) la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro $\text{As} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,59 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

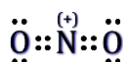


2.37. Dadas las siguientes especies químicas NO_2^+ , NH_2^- , NO_2^- y H_3O^+ .

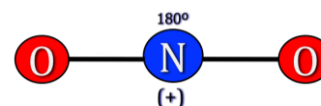
- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría.

(Preselección Valencia 2010)

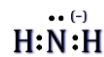
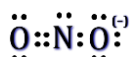
- La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:



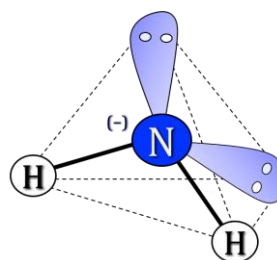
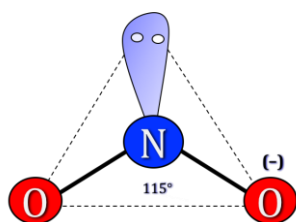
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es una especie del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría **lineal** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



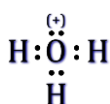
- Las estructuras de Lewis de los iones **nitrito** y **azanuro** son:



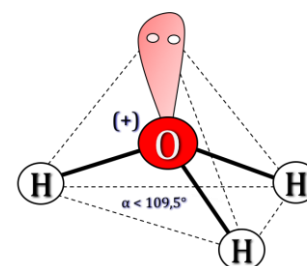
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_2^- y NH_2^- son especies del tipo AX_2E , con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central y como, en ambas especies, solo hay dos ligandos unidos al átomo de nitrógeno presentan una geometría molecular **angular**.



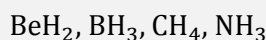
- La estructura de Lewis del ion **oxidanio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_3O^+ es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central y como solo hay tres ligandos unidos al átomo de oxígeno presenta una geometría molecular **piramidal**.



2.38. Ordene las siguientes moléculas:



en función del grado creciente de sus ángulos de enlace:

(Canarias 2010)

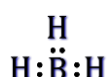
- La estructura de Lewis de la molécula de **dihidruro de berilio** es:



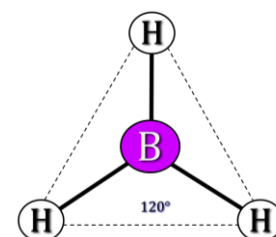
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeH_2 es una molécula del tipo AX_2 a la que corresponde un número estérico 2 a la que corresponde una distribución **lineal** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con **ángulos de enlace de 180°** .



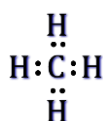
- La estructura de Lewis de la molécula de **borano** es:



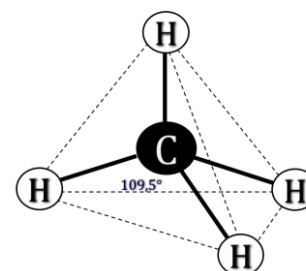
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana** con **ángulos de enlace de 120°** .



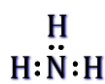
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



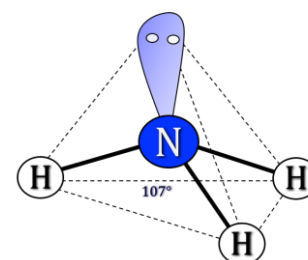
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** con **ángulos de enlace de $109,5^\circ$** .



- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



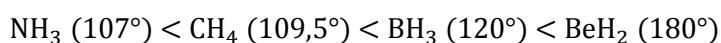
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** con **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



El orden creciente de ángulos de enlace es:



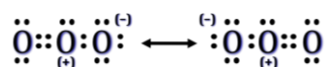
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los ángulos de enlace son:



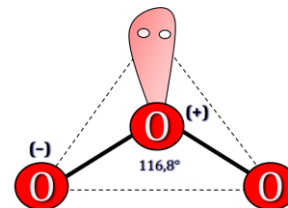
2.39. De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de valencia, ¿cuál sería la estructura geométrica posible de la molécula de ozono, O_3 ?

(Canarias 2010)

El **ozono** es una sustancia que presenta resonancia y la estructura de Lewis de la molécula es:



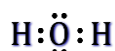
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



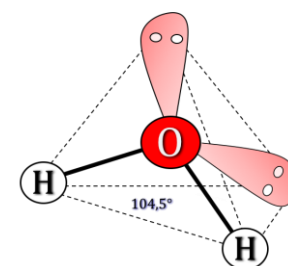
2.40. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies: H_2O , CH_4 , BCl_3 , NH_3 y NH_4^+ , de mayor a menor ángulo de enlace.

(Valencia 2010)

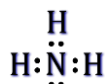
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



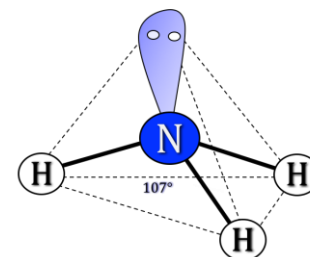
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** con **ángulos de enlace menores que $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejercen los dos pares solitarios situados sobre el átomo de O.



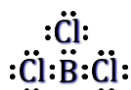
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



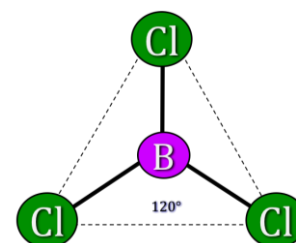
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **piramidal** con **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



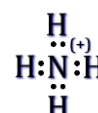
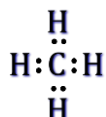
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana** con **ángulos de enlace de 120°** .



▪ Las estructuras de Lewis de la molécula de **metano** y del ion **amonio** son:



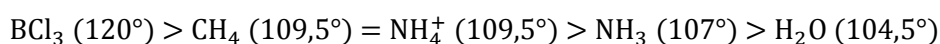
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH_4 y NH_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** con **ángulos de enlace de $109,5^\circ$** .



El orden decreciente de ángulos de enlace es:



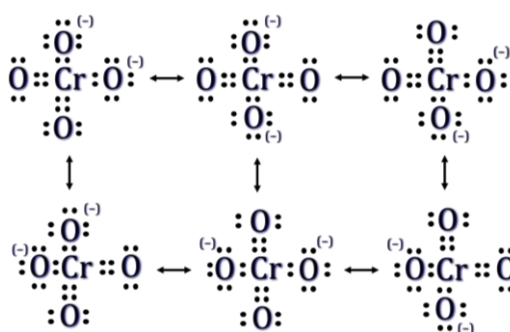
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los ángulos de enlace son:



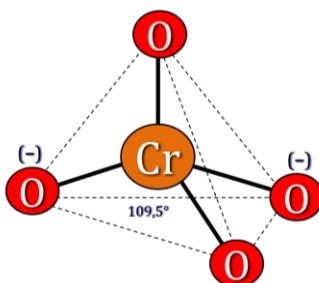
2.41. El cromo es un elemento que presenta gran variedad de colores en sus compuestos, de ahí su nombre. Por ejemplo, el ion cromato es de color amarillo y su fórmula es CrO_4^{2-} . Represente la fórmula de Lewis de este ion. Indique su geometría y represente las estructuras resonantes.

(Valencia 2010)

El ion **cromato** es una especie que presenta resonancia y las estructuras de Lewis de las formas resonantes, considerando capa de valencia expandida, son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CrO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



2.42. De acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) escriba la estructura de Lewis e indique la geometría de las siguientes especies químicas:

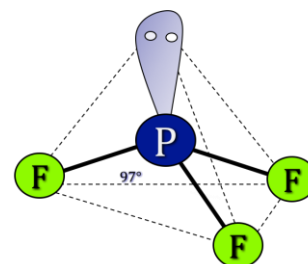
- a) PF_3
b) AlCl_4^-

(Canarias 2011)

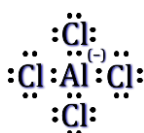
- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de fósforo** es:



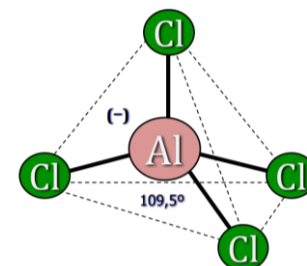
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PF_3 es una molécula del tipo AX_3E con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones solitario sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios y la elevada electronegatividad del flúor. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 97° .



- La estructura de Lewis del ion **tetracloruroaluminato(-1)** es:



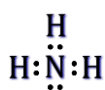
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el AlCl_4^- es una especie del tipo AX_4 con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde una distribución y geometría molecular **tetraédrica** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



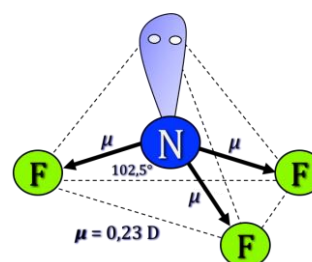
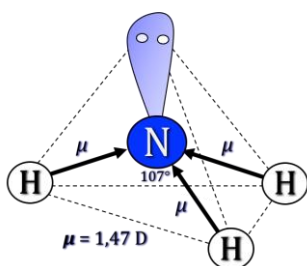
2.43. Las moléculas de amoníaco y trifluoruro de nitrógeno ¿son polares o apolares? Si son polares ¿cuál de ellas tendrá mayor momento dipolar?

(Canarias 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de **amoníaco** y **trifluoruro de nitrógeno** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 y NF_3 son moléculas del tipo AX_3E con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones solitario sobre el átomo central, la geometría molecular de ambas es **piramidal** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones solitarios que existe sobre el átomo de nitrógeno.



▪ En la molécula de NH_3 , como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ En la molécula de NF_3 , el nitrógeno es menos electronegativo ($\chi = 3,04$) que el flúor ($\chi = 3,98$), y aquí los tres dipolos están dirigidos hacia el flúor, $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Por la misma razón que antes, esta molécula es también **polar** ($\mu = 0,23 \text{ D}$).

El motivo de que tenga **mayor momento dipolar la molécula de NH_3** es debido a que presenta mayor diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

2.44. Dadas las siguientes especies químicas: NO_2^+ , NO_3^- , NO_2^- y NO^+ .

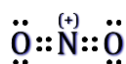
a) Escriba su estructura de Lewis.

b) Describa su geometría.

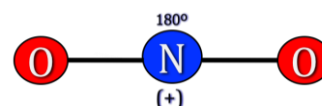
c) Ordénelas de mayor a menor longitud de enlace.

(Preselección Valencia 2011)

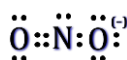
▪ La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:



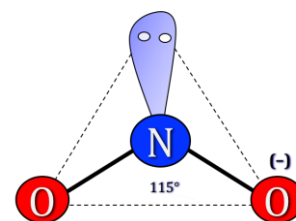
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es una especie del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría **lineal** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



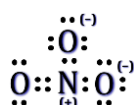
▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:



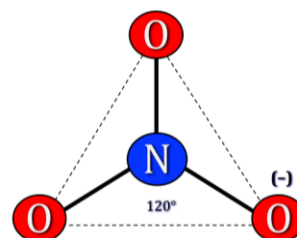
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie del tipo AX_2E , con número estérico 3, a las que corresponden una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central y como solo hay dos ligandos unidos al átomo de nitrógeno presenta una geometría molecular **angular** en la que el ángulo de enlace menores de $109,5^\circ$ debidos a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios..



▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:



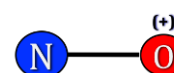
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría molecular es **triangular plana** con ángulos de enlace de 120° .



▪ La estructura de Lewis del ion monoxidonitrógeno(1+) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO^+ es una especie del tipo AXE , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución y geometría **lineal** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



Para clasificar los diferentes enlaces N–O por su longitud, es preciso definir el concepto de orden de enlace como el número de pares de electrones que constituyen ese enlace. En caso de especies que presenten resonancia el par de electrones se reparte entre los átomos de oxígeno enlazados al átomo de nitrógeno. El enlace será más corto cuantos más pares de electrones formen ese enlace y más largo en el caso contrario.

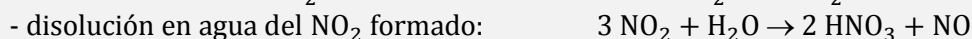
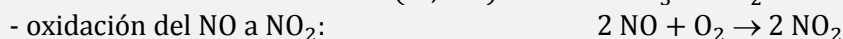
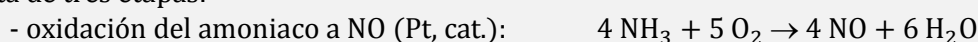
En la siguiente tabla se muestran los órdenes de enlace de las especies propuestas:

Especie	NO_2^+	NO_3^-	NO_2^-	NO^+
Orden de enlace	2	$1\frac{1}{3}$	$1\frac{1}{2}$	3

Las especies ordenadas por orden decreciente de la longitud del enlace N–O son:



2.45. El método Ostwald para obtener ácido nítrico consiste en la combustión catalítica del amoníaco. Consta de tres etapas:



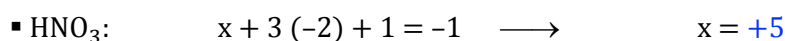
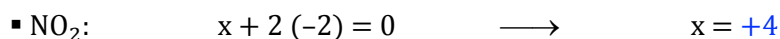
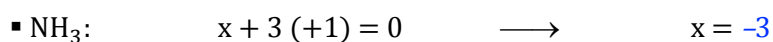
a) Indique el estado de oxidación del nitrógeno en todos los compuestos donde aparece

b) Dibuje las estructuras de Lewis de todos los compuestos de nitrógeno utilizados

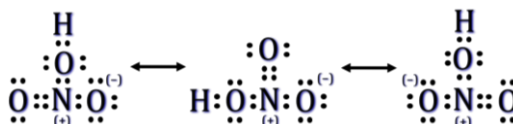
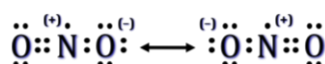
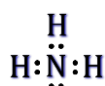
c) Discuta comparativamente el ángulo de enlace O–N–O en los aniones NO_2^- y NO_3^- .

(Valencia 2011)

a) Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es –2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

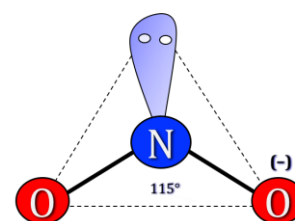


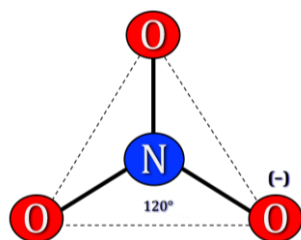
b) Las estructuras de Lewis de las moléculas implicados en este proceso son:



Las estructuras del NO_2 y HNO_3 corresponden a formas resonantes de las respectivas moléculas.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie el tipo AX_2E , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir un par de electrones solitarios sobre el nitrógeno, la especie presenta una geometría molecular **angular** con un **ángulo de enlace menor de 120°** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.





▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución y geometría **triangular** de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central con **ángulos de enlace de 120°** .

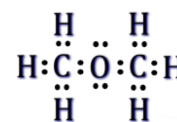
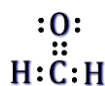
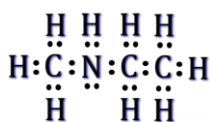
Teniendo en cuenta lo anteriormente expuesto, el ángulo de enlace del NO_3^- es mayor que el del NO_2^- .

2.46. Explique el tipo de hibridación utilizado por los átomos de carbono, nitrógeno y oxígeno de los siguientes compuestos:

- Etino, $\text{CH}\equiv\text{CH}$
- Etilmetilamina, $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$
- Metanal, CH_2O
- Dimetiléter, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

(Valencia 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}\equiv\text{CH}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición lineal. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **2 orbitales híbridos sp** .

b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y nitrógeno) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición tetraédrica. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

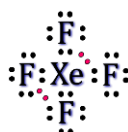
c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular plana. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **3 orbitales híbridos sp^2** .

d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central (carbono y oxígeno) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

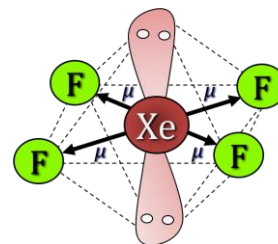
2.47. Escriba la estructura de Lewis del XeF_4 . De acuerdo con la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) prediga cuál será la geometría de dicho compuesto. ¿Será polar o apolar?

(Canarias 2012)

La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de xenón** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **cuadrada plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

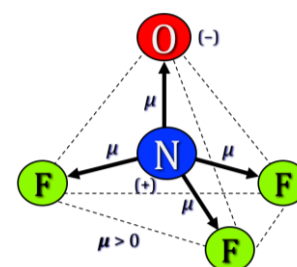
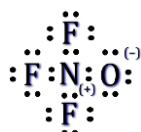


Como el flúor es más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el hidrógeno ($\chi = 2,6$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el flúor, $\text{Xe} \rightarrow \text{F}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es cuadrada plana la resultante es nula y la molécula es **no polar**.

2.48. Dadas las siguientes especies químicas: NOF_3 , CHCl_3 , SOCl_2 , explique si son o no polares.

(Preselección Valencia 2012)

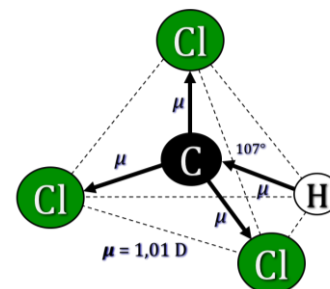
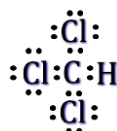
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluorurooxidonitrógeno** es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NOF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

Al ser el flúor ($\chi = 3,98$) y el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativos que el nitrógeno ($\chi = 3,04$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el flúor, $\text{N} \rightarrow \text{F}$, y uno hacia oxígeno, $\text{N} \rightarrow \text{O}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu \neq 0$) y la molécula es **polar**.

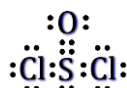
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **triclorometano o cloroformo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

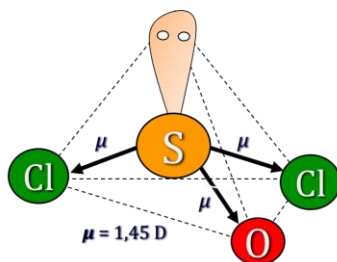
Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y uno hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SOCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) y el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativos que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $S \rightarrow Cl$, y uno hacia oxígeno, $S \rightarrow O$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,45$ D) y la molécula es **polar**.

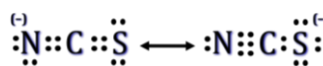
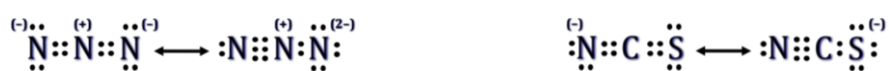


2.49. Dadas las siguientes especies químicas NOF_3 , N_3^- , SOCl_2 y NCS^- :

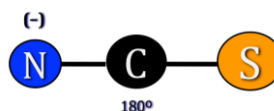
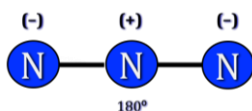
- Escriba su estructura de Lewis.
- Describa su geometría.

(Preselección Valencia 2012)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son, respectivamente:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, N_3^- y NCS^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que la disposición y geometría de ambas es **lineal**.



Las especies NOF_3 y SOCl_2 ya se han descrito en el ejercicio anterior.

3. CUESTIONES de ENLACE QUÍMICO y PROPIEDADES

3.1. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

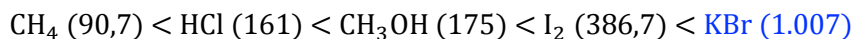
- a) KBr
- b) CH₄
- c) I₂
- d) HCl
- e) CH₃OH

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2012)
(O.Q.L. Cantabria 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **KBr**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- **CH₄** e **I₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán mucho más intensas en el I₂ debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable.
- **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.
- **HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.2. La molécula HBr:

- a) No tiene momento dipolar.
- b) Tiene un enlace covalente polar.
- c) Tiene un enlace covalente no polar.
- d) Tiene un enlace doble.
- e) Tiene un enlace iónico.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

La molécula de HBr tiene enlace covalente ya que el bromo tiene siete electrones en su última capa, [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵, mientras que el hidrógeno solo posee uno, 1s¹, y tanto el bromo como el hidrógeno poseen un elevado valor de la electronegatividad, $\chi(\text{Br}) = 2,96$ y $\chi(\text{H}) = 2,20$, y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa, con ocho electrones el bromo y con dos el hidrógeno es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

Además, la molécula presenta momento dipolar permanente ($\mu = 0,76 \text{ D}$) ya que los dos elementos tienen diferente valor de la electronegatividad.

La respuesta correcta es la **b**.

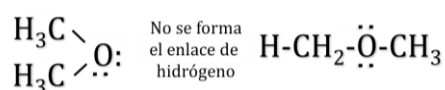
3.3. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno con otras del mismo compuesto?

- a) Éter metílico
- b) Etanol
- c) Agua
- d) Amoníaco

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), agua (H_2O) y amoníaco (NH_3) sí que cumplen la condición propuesta, mientras que el **éter metílico** (CH_3OCH_3) no la cumple, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento bastante menos electronegativo que el oxígeno.



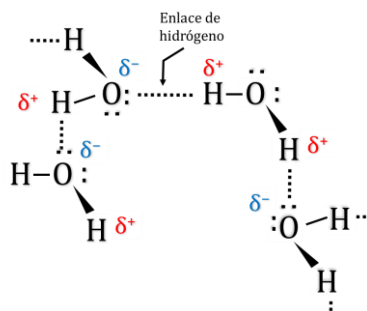
La respuesta correcta es la **a**.

3.4. El número máximo de enlaces de hidrógeno en los que puede participar una molécula de agua es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Murcia 1996)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La molécula de agua es capaz de formar **4 enlaces de hidrógeno**, dos por medio de los átomos de hidrógeno, y otros dos por medio de los pares de electrones solitarios del átomo de oxígeno.

La respuesta correcta es la **d**.

3.5. El enlace en el BrF es:

- a) Covalente puro.
- b) Metálico.
- c) Covalente, con cierto carácter iónico.
- d) Iónico.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La molécula de BrF tiene enlace covalente, ya que tanto el flúor como el bromo tienen siete electrones en su última capa ($ns^2 np^5$) y la única forma de completar el octeto es compartiendo, cada uno de ellos, el electrón que tienen desapareado.

Como los dos elementos tienen diferente valor de la electronegatividad, $\chi(\text{Br}) = 2,96$ y $\chi(\text{F}) = 3,98$; el enlace formado es covalente polar, es decir, que tiene un cierto carácter iónico parcial, tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad.

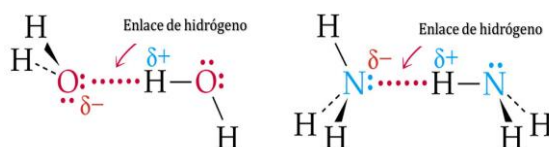
La respuesta correcta es la **c**.

3.6. Los enlaces de hidrógeno:

- Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
- Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
- Aparecen en moléculas como H_2O , NH_3 y CH_4 .
- Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.
- Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un **átomo muy electronegativo y pequeño** (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **d**.

3.7. Para los siguientes compuestos:



¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- $\text{H}_2\text{O} > \text{KI} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{O} > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S}$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{O} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

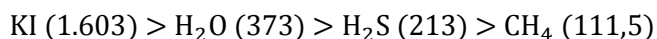
- El mayor punto de ebullición le corresponde al **KI**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- H₂O** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. **Su punto de ebullición será bastante más alto que el resto de los compuestos binarios que forman los elementos de su grupo con el hidrógeno.**
- H₂S** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar pero que a diferencia con el H₂O no puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, ya que el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo **dipolo-dipolo** y del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Por este motivo, esta sustancia presenta un **punto de ebullición menor que el agua.**

▪ CH_4 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de ebullición será el más bajo de todos.

Por lo tanto, los compuestos propuestos ordenados por punto de ebullición decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los puntos de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **c**.

(En Almería 2005 se reemplaza KI por KCl y en Córdoba 2011 no aparece H_2S y se pregunta el de mayor y menor punto de ebullición).

3.8. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2 , aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:

- Fuerzas ion-dipolo
- Fuerzas de London
- Fuerzas coulombicas
- Fuerzas dipolo-dipolo
- Enlace de hidrógeno

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Las moléculas de los halógenos no presentan momento dipolar permanente debido a que, al ser ambos átomos idénticos, no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los calores molares de vaporización son menores en el flúor y mayores en el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma la justificación dada:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / \text{g mol}^{-1}$	$\Delta_{\text{vap}}H / \text{kJ mol}^{-1}$
F_2	71	38,0	3,27
Cl_2	99	71,0	10,20
Br_2	114	159,8	15,44
I_2	133	253,8	20,75

La respuesta correcta es la **b**.

3.9. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.

- OF^+
- NO^-
- CF^+
- NF
- O_2

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

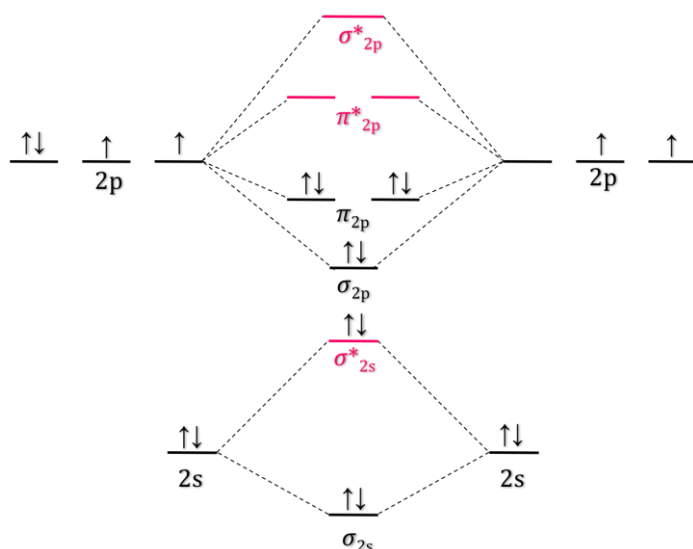
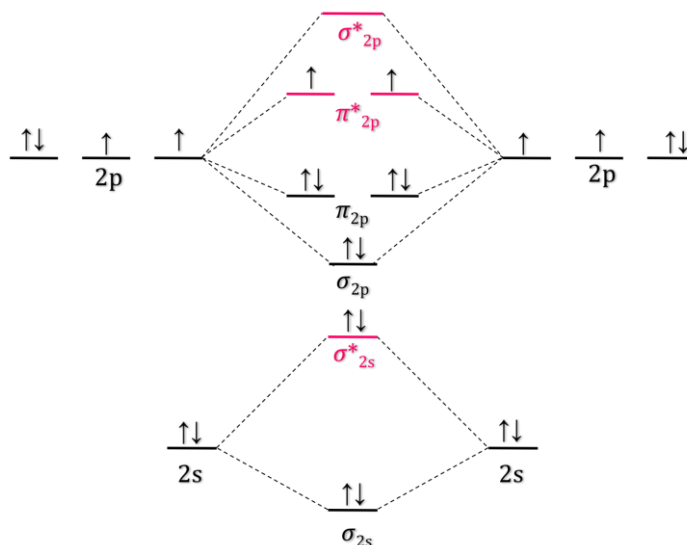
$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá **mayor energía de enlace** la especie que presente un **mayor orden de enlace**.

a-b-d-e) Falso. Las especies OF^+ , NO^- , NF y O_2 son isoelectrónicas, ya que todas poseen 12 electrones de valencia. Sus diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares son similares. Como se observa en este, se forman dos enlaces, uno σ y otro π .

Todas estas especies tienen **orden de enlace 2**.

No obstante, la longitud del enlace aumenta con la carga negativa, lo que hace disminuir la energía del mismo.



c) **Verdadero**. La especie CF^+ presenta 10 electrones de valencia. Como se observa en el diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares, se forman tres enlaces, uno σ y dos π .

El **orden de enlace es 3**. La presencia de la carga positiva hace disminuir la longitud del enlace, lo que hace aumentar la energía del mismo.

La respuesta correcta es la c.

3.10. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?

- Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- Son dúctiles y maleables.
- Se cargan fácilmente al frotarlas.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

Las características principales de las **sustancias iónicas en estado sólido** son:

- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Elevada dureza** debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **rígidos**, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.
- Son **malos conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

- Presentan **elevada solubilidad en agua** ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

La respuesta correcta es la **d**.

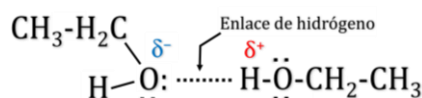
3.11. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?

- Propanona (acetona)
- Etanol
- Etanal
- Etano

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Baleares 2007)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- Acetona (CH_3COCH_3), etanal (CH_3CHO) y etano (CH_3CH_3) no cumplen la condición propuesta, ya que en todas estas sustancias sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento que no tiene la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.
- En el caso del **etanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) ocurre lo contrario, ya que presenta un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.



La respuesta correcta es la **b**.

3.12. La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:

- $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$
- $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^-(\text{s})$

¿En cuál o en cuáles se libera energía?

- 1
- 2
- 3
- 1 y 3
- En todas.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

- La **etapa 1** corresponde a la sublimación del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.
- La **etapa 2** corresponde a la ionización del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.
- La **etapa 3** corresponde a la formación de la red de cloruro de sodio y la energía asociada a la misma es la energía reticular, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por lo tanto, se trata de un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.13. Señale cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- Se precisa el doble de energía para producir la ruptura de un doble enlace C=C que para uno sencillo C-C.
- El N₂ posee una energía de enlace superior al O₂.
- Añadir un electrón a un átomo neutro siempre requiere aportar energía.
- El I₂ no se disuelve en agua y el CH₃OH sí.
- Una molécula será polar siempre que tenga enlaces polares.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El enlace sencillo C-C es un enlace σ , mientras que el enlace doble C=C está formado por dos enlaces, uno σ y otro π . Como ambos enlaces tienen diferente energía, la energía del enlace C=C no es el doble de la energía del enlace C-C.

b) **Verdadero**. A la vista de las estructuras de Lewis de ambas sustancias:

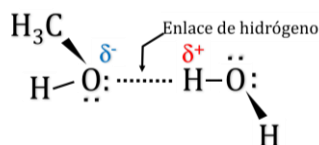


Se observa que la molécula de O₂ tiene un enlace doble, mientras que en el N₂ el enlace es triple. Por lo tanto, la energía de enlace del N₂ es superior.

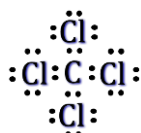
c) Falso. Cuando un átomo capta un electrón desprende una energía que se llama afinidad electrónica.

d) **Verdadero**. La molécula de I₂ es no polar y no puede interactuar con las moléculas de agua, por lo tanto, no puede disolverse en ella.

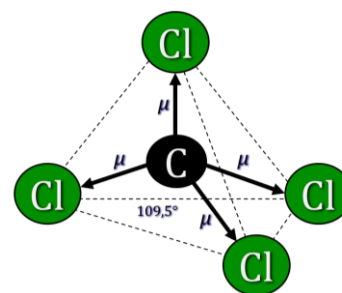
La molécula de CH₃OH sí que es soluble en agua ya que puede formar con esta enlaces de hidrógeno.



e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl₄ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro, C → Cl. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

3.14. Señale cuál o cuáles de las siguientes especies químicas serán conductoras de la electricidad:

- NaCl(s)
- KI(l)
- Rb
- I₂
- SiO₂

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

- Los **sólidos iónicos** como NaCl y KI, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los **sólidos covalentes reticulares** como SiO₂, y los **sólidos covalentes moleculares** como I₂, **no conducen la corriente eléctrica** en ningún tipo de estado de agregación.
- Los **sólidos metálicos** como Rb presentan una estructura en que existen electrones libres que los hace **conductores de la corriente eléctrica**.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

3.15. De las siguientes afirmaciones señale las que son correctas:

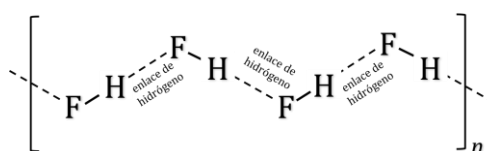
- El CO₂ es más duro que el SiO₂.
- El HF se halla asociado mediante enlaces de hidrógeno.
- El PH₃ tiene una temperatura de fusión superior al NH₃.
- El CH₃OCH₃ tiene mayor temperatura de fusión que el CH₃CH₂OH.
- Todos los metales son duros.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El CO₂ es un compuesto con enlace covalente que forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO₂ forma redes cristalinas covalentes sólidas cuyos enlaces son más fuertes, motivo por el que es más duro.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

b) **Verdadero**. El **fluoruro de hidrógeno sí que presenta enlace de hidrógeno**, ya que cumple la condición de que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario de una molécula cercana situado sobre un átomo muy electronegativo y pequeño como es el fúor.



c) Falso. El PH₃ no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH₃ sí los forma. Por este motivo, la temperatura de fusión del NH₃ es superior a la del PH₃.

d) Falso. El CH₃OCH₃ no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el CH₃CH₂OH sí los forma. Por este motivo, la temperatura de fusión del CH₃CH₂OH es superior a la del CH₃OCH₃.

e) Falso. La temperatura de fusión en un metal es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular. A su vez esta es más elevada cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño del metal. Los metales alcalinos cumplen esta condición por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son débiles por lo que se trata de metales blandos (se les puede cortar con un cuchillo).

La respuesta correcta es la **b**.

Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01$ D) y la molécula es polar.

La solubilidad se debe a la formación de enlaces intermoleculares del tipo dipolo - dipolo inducido entre ambas moléculas.

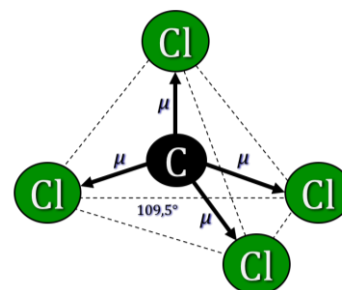
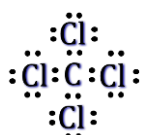
b) Falso. El agua no es un compuesto iónico, es un compuesto covalente. El motivo por el que es un excelente disolvente de compuestos iónicos se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. El metano no forma enlaces de hidrógeno ya para que se forme este tipo de enlace el átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo muy electronegativo y el átomo de carbono no lo es.

d) Falso. El agua no es un elemento es un compuesto.

e) **Verdadero**. El **potasio** es un excelente **reductor** ya que tiene una marcada tendencia para ceder su electrón más externo y adquirir una estructura electrónica, de gas noble, muy estable.

f) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La disolución del I_2 en CCl_4 , sustancias ambas no polares, se explica mediante la formación entre ellas de enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.

g) Falso. El mercurio conduce la corriente eléctrica porque tiene enlace metálico.

Las respuestas correctas son **e-f**.

3.18. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?

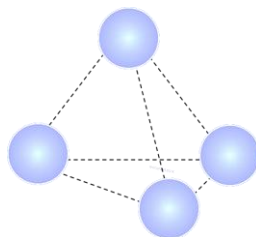
- Aluminio
- Carbono (diamante)
- Fósforo (blanco)
- Potasio

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

▪ Si el elemento es un sólido no conductor de la corriente eléctrica quiere decir que se trata de una sustancia que no presenta enlace metálico, lo que descarta a los elementos aluminio y potasio.

▪ Si el elemento es un sólido de baja temperatura de fusión, se descarta al carbono (diamante) que forma una red covalente con una elevada energía reticular por lo que para romper la misma se necesita una elevada temperatura.

- El **fósforo blanco** es un **sólido no conductor de la corriente eléctrica**, con **baja temperatura de fusión** y que **forma moléculas** integradas por cuatro átomos (P_4).



La respuesta correcta es la c.

3.19. A 25 °C y 1 atm de presión se puede afirmar que:

- Todos los metales son sólidos, conductores y de altos puntos de fusión.
- El SiO_2 , como el CO_2 , es un gas.
- El H_2O es líquido y el H_2S es gaseoso.
- El diamante es un sólido molecular.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. En las condiciones propuestas:

- todos los metales no son sólidos, mercurio, galio y cesio son líquidos.
- todos los metales son conductores de la corriente eléctrica.
- todos los metales no tienen altos puntos de fusión, los metales alcalinos funden a temperaturas bajas (K):

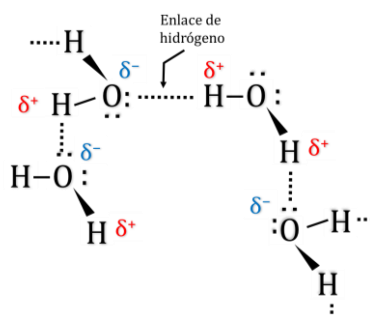
Li (453,7); Na (370,9); K (336,5); Rb (312,5); Cs (301,6)

b) Falso. En esas condiciones, el CO_2 forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO_2 forma redes cristalinas covalentes sólidas.

c) **Verdadero**. Tanto H_2O como H_2S son sustancias que tienen enlace covalente y que presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, ya que cumple la condición de que este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario de una molécula cercana situado sobre un átomo muy electronegativo y pequeño como es el oxígeno.

El H_2S no puede formar este tipo enlace, ya que el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno y además es más voluminoso. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**.

Por tanto, H_2O es líquida a temperatura ambiente y presenta un punto de ebullición bastante más alto que el correspondiente al H_2S en las mismas condiciones es gas.



d) Falso. En las condiciones dadas, el diamante es un sólido que forma redes cristalinas covalentes de átomos carbono unidos formando tetraedros.

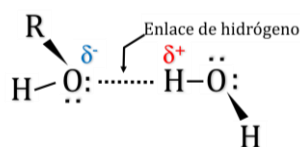
La respuesta correcta es la c.

3.20. El alcohol etílico (etanol) se mezcla con el agua en cualquier proporción. Ello es debido a que:

- Lo dice la "ley de semejanza" (semejante disuelve a semejante).
- El alcohol etílico es hiperactivo.
- Ambos líquidos, alcohol y agua, son incoloros.
- Se establecen enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias al mezclarlas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las moléculas de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la d.

3.21. De las siguientes afirmaciones, indique la que debe considerarse totalmente correcta:

- La energía reticular de un compuesto iónico es independiente de la carga de los iones que lo forman.
- Los sólidos iónicos subliman con facilidad y son muy solubles en agua.
- Los compuestos iónicos son conductores en cualquier estado físico.
- Las temperaturas de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos son altas o muy altas.
- Los compuestos iónicos son dúctiles y maleables.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

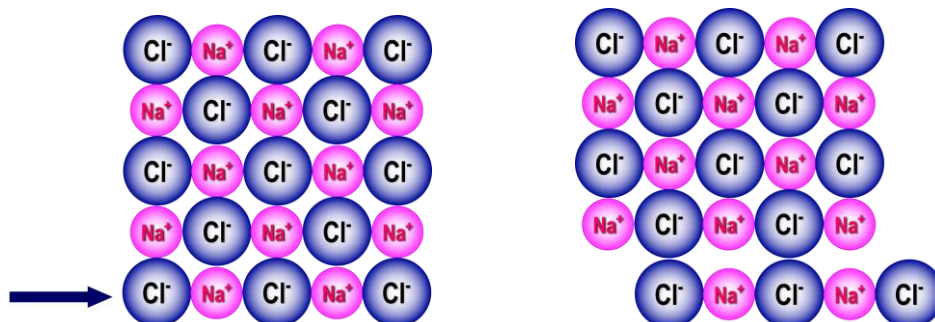
b) Falso. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

Por otra parte, los compuestos iónicos son muy solubles en agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

d) **Verdadero.** Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

e) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y con ello la fractura del cristal.



La respuesta correcta es la **d**.

3.22. Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de van der Waals generalmente:

- Tienen puntos de fusión bajos.
- Forman enlaces de hidrógeno.
- Cristalizan fácilmente.
- Ninguna de las anteriores.
- Son gases.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las moléculas que forman los **sólidos moleculares** se encuentran unidas mediante enlaces de van der Waals del tipo **fuerzas de dispersión de London** que son las más débiles de todas las interacciones moleculares posibles, por lo que son las más fáciles de romper para permitir que las moléculas del sólido pasen a la fase de líquida, lo que motiva que estas sustancias tengan **puntos de fusión bajos**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.23. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta respecto a que conduzcan la corriente eléctrica:

- Tetracloruro de carbono en agua.
- Cloruro de sodio añadido a un recipiente que contiene benceno.
- Cloruro de zinc fundido.
- Dióxido de silicio sólido.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Para que una sustancia pueda conducir la corriente eléctrica debe presentar una estructura que permita el paso de los electrones a través de ella.

- Falso. La mezcla de CCl_4 y H_2O forma dos fases líquidas inmiscibles que no permiten el paso de los electrones a través de ellas.
- Falso. El NaCl no es soluble en benceno, por lo tanto, no se disocia en iones y no permite el paso de los electrones.
- Verdadero**. El ZnCl_2 es un sólido iónico que al ser fundido deja libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de ellos.
- Falso. El SiO_2 forma una red cristalina en la que cada átomo de silicio se une de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que no permite el paso de los electrones a través de la misma.

La respuesta correcta es la **c**.

3.24. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- a) LiF
- b) I₂
- c) HBr
- d) BeO
- e) C₆H₅COOH

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al **LiF** y **BeO**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

La temperatura de fusión de un sólido iónico está relacionada con su energía reticular, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la temperatura de fusión.

Respecto a las cargas, son mayores en CaO (+2 y -2) que en LiF (+1 y -1); mientras que respecto a la distancia interiónica, como todos son elementos del segundo periodo, será menor en BeO ya que contiene un catión con mucha carga, Be²⁺, lo que lo hace muy pequeño. Por tanto, $U_{\text{BeO}} > U_{\text{LiF}}$, lo que motiva que la **temperatura de fusión del BeO sea la más elevada**.

▪ **C₆H₅COOH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma enlaces intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno** y **fuerzas de dispersión de London**. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo, aunque algo mayor que el del I₂.

▪ **I₂** es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es bajo aunque mayor que el del HBr ya que por su elevado tamaño el I₂ es muy polarizable.

▪ **HBr** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. Por tanto, su punto de fusión es el más bajo de todos.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión de las sustancias propuestas (K) son:

$$\text{HBr (186)} < \text{I}_2 \text{ (387)} < \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH (396)} < \text{LiF (1.118)} < \text{BeO (2.780)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996, Sevilla 2004, Castilla y León 2011 y 2012).

3.25. Se tienen tres sustancias A, B y AB, siendo A un metal alcalino y B un halógeno. Por tanto es cierto que:

- B y A son conductores de la corriente eléctrica en estado fundido.
- Los sólidos A y AB son conductores de la corriente eléctrica.
- El sólido A es conductor de la corriente eléctrica y el sólido AB lo es cuando está fundido.
- El sólido A es un aislante.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

- Si A es un metal alcalino tiene tendencia a ceder un electrón y formar el catión A^+ . Los metales tienen una excelente conductividad eléctrica.
- Si B es un halógeno tiene tendencia a captar un electrón y formar el anión B^- .
- Ambos iones se unen mediante un enlace iónico para formar el compuesto AB y forman una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

Entre las propiedades de los compuestos iónicos está que son excelentes conductores de la corriente eléctrica en estado líquido, ya que se rompe la red y los iones quedan libres permitiendo el paso de los electrones.

La respuesta correcta es la c.

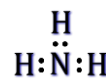
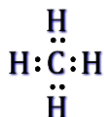
3.26. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- El carbono elemental puede cristalizar en forma de una red cristalina no metálica.
- El CH_4 tiene una temperatura de ebullición mayor que el NH_3 .
- En el enlace metálico el número de coordinación de cada átomo es elevado.
- El diamante es aislante.

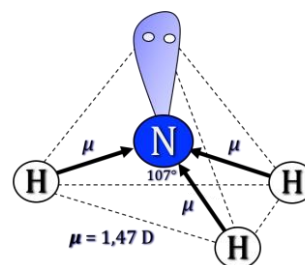
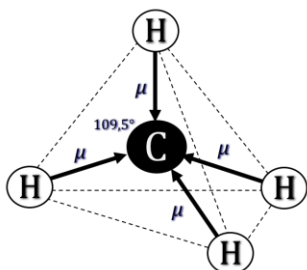
(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016)

a) Verdadero. El carbono, en sus formas diamante y grafito, es un sólido que forma redes cristalinas covalentes donde cada átomo de carbono se encuentra unido a cuatro y tres átomos, respectivamente.

b) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoníaco son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4 y NH_3 son moléculas del tipo AX_3E y AX_3E , respectivamente con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. El metano tiene geometría molecular tetraédrica, pero como en el amoníaco solo hay tres ligandos unidos al átomo central la geometría molecular es piramidal.



- En el caso del metano, al ser el carbono ($\chi = 2,55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ En la molécula de amoníaco, como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $H \rightarrow N$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

Esta polaridad del amoníaco y el hecho de que, además, pueda formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno es lo que motiva que la temperatura de ebullición del CH_4 sea más baja que la del NH_3 .

c) Verdadero. En los metales, el número o índice de coordinación que presentan los átomos en la red cristalina es elevado. Suele ser 8 o 12.

d) Verdadero. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

3.27. Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser malos conductores eléctricos.
- b) Tomar fácilmente electrones del oxígeno del aire.
- c) Ceder electrones cuando hay alguien capaz de aceptárselos.
- d) Tener todos una temperatura de fusión muy elevada.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen muy bien la corriente ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.

b) Falso. Los elementos metálicos se caracterizan por tener bajas energías de ionización lo que hace que cedan fácilmente electrones.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos no tienen una temperatura de fusión elevada como el resto de los metales.

La respuesta correcta es la **c**.

3.28. ¿Cuál de los siguientes datos no es indicativo de la presencia de enlace de hidrógeno en el sistema?

- a) Temperatura de congelación.
- b) Entalpía de vaporización.
- c) Temperatura de ebullición.
- d) Masa molecular.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La existencia de este enlace adicional entre las moléculas es responsable del [aumento de la temperatura de ebullición](#) y el [descenso de la temperatura de congelación](#), así como del [aumento de la entalpía de vaporización](#) de la sustancia.

La respuesta correcta es la **d**.

3.29. Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta:

- La conductividad del KCl es grande en estado sólido.
- Los metales tienen una temperatura de ebullición baja.
- El diamante es soluble en disolventes polares.
- El $(\text{HF})_n$ tiene una temperatura de ebullición más baja que la del agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

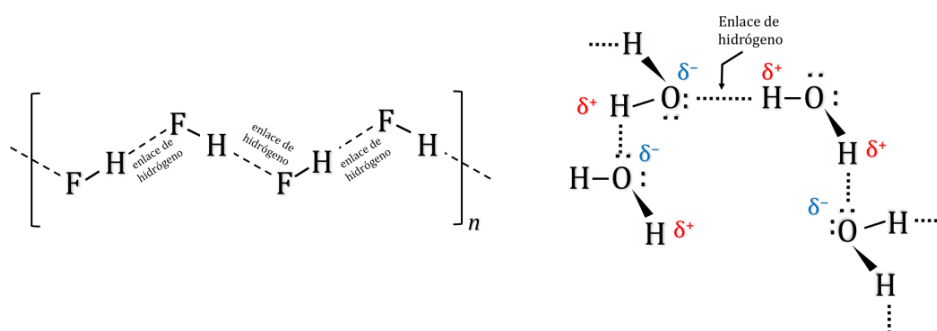
a) Falso. Los sólidos iónicos como KCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Falso. En los casi todos los metales los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones. Para separar los átomos y dejarlos en estado gaseoso se necesita gran cantidad de energía lo que hace la temperatura de ebullición sea elevada.

c) Falso. El diamante, C, no es soluble en disolventes polares como el agua ya que al ser un sólido atómico las fuertes atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.

d) **Verdadero.** HF y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser.

A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno, y por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran cambiar más la temperatura de ebullición del HF que la del H_2O , esta anomalía se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H_2O puede formar cuatro, tal como muestra la imagen.



La respuesta correcta es la **d**.

3.30. Solo una de las siguientes afirmaciones es cierta:

- Si la afinidad electrónica de un elemento químico es menor que el potencial de ionización de otro elemento químico, entre ellos no se puede formar un sólido iónico.
- El enlace iónico, lo mismo que el covalente, es direccional.
- Los sólidos iónicos son volátiles.
- El elemento químico B ($Z = 5$) tiene más tendencia que el elemento químico C ($Z = 6$) a formar compuestos iónicos, con un determinado halógeno.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. El enlace iónico se da entre un elemento muy electronegativo con valores altos de la afinidad electrónica y energía de ionización y otro poco electronegativo que posee bajos valores de la afinidad electrónica y energía de ionización.

b) Falso. El enlace iónico no es direccional ya que la atracción entre iones se produce en todas las direcciones del espacio.

c) Falso. Las fuerzas electrostáticas existentes en los sólidos iónicos son muy intensas, por tanto, se requiere una gran cantidad de energía (energía reticular) para convertirlos en iones en estado gaseoso.

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos con números atómicos 5 y 6 son, respectivamente, $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ y $[\text{He}] 2s^2 2p^2$. Como se observa, B tiene tres electrones de valencia y C, cuatro. Por este motivo, la tendencia a formar compuestos iónicos con un halógeno es mayor por parte del elemento B, aunque esta tendencia sea baja debido a la dificultad que presenta para ceder electrones por tener pocas capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.31. De las parejas de elementos químicos que se presentan ¿cuál formaría el enlace más iónico?

- a) B y N
- b) H y Cl
- c) K y Cl
- d) C y O

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
B - N	$3,04 - 2,04 = 1,00$	covalente
H - Cl	$3,16 - 2,20 = 0,94$	covalente
K - Cl	$3,16 - 0,82 = 2,34$	iónico
C - O	$3,44 - 2,55 = 0,89$	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

3.32. Una de las siguientes afirmaciones sobre el enlace iónico es falsa, ¿cuál es?

- a) Se basa en la transferencia de electrones.
- b) Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
- c) Se forma con un elemento químico de elevada electroafinidad y otro de bajo potencial de ionización.
- d) Es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. El **enlace iónico se da entre elementos con elevada diferencia de electronegatividad**, de forma que el átomo menos electronegativo le transfiere electrones al más electronegativo.

b) **Falso**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Verdadero. El elemento más electronegativo tiene elevada electroafinidad y el menos electronegativo bajo potencial de ionización.

d) Verdadero. Este enlace tiene lugar entre iones lo que motiva que las fuerzas electrostáticas sean muy intensas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.33. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) Los cationes son más pequeños que los aniones.
- b) El sodio tiene una temperatura de fusión mayor que el magnesio.
- c) El sodio metal se puede cortar con un cuchillo.
- d) El CH_2Cl_2 es polar.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. En los cationes al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo del que procede. En los aniones, ocurre lo contrario, al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede. Generalmente, los cationes son más pequeños que los aniones.

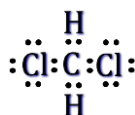
b) Falso. La temperatura de fusión en un sólido metálico es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular. A su vez esta es más elevada cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño del metal.

Como el sodio tiene menor carga y es más grande que el magnesio, su energía reticular es menor y su temperatura de fusión también lo es.

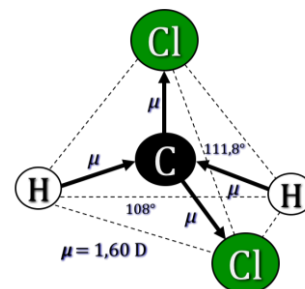
Consultando la bibliografía se obtiene que las temperaturas de fusión (K) son: Na (370,9) y Mg (923,1).

c) Verdadero. Tal como se ha justificado en el apartado anterior, el sodio es un metal con gran tamaño y poca carga por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son débiles lo que motiva que el sodio se pueda cortar con un cuchillo.

d) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución y geometría tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otros dos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.34. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es soluble en CCl_4 , ligeramente soluble en agua y no conduce la electricidad. Esta sustancia probablemente es:

- Un sólido covalente o atómico.
- Un metal.
- SiO_2
- Un sólido iónico.
- Un sólido molecular.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Valencia 2006) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- no conducir la electricidad
- ser soluble en CCl_4
- ser poco soluble en agua

debe tener un **enlace covalente** y formar un **sólido molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2 .

La respuesta correcta es la **e**.

(En Baleares se proponen las respuestas yodo, hierro y cloruro de sodio).

3.35. El aumento progresivo de los puntos de fusión del cloro ($-103\text{ }^{\circ}\text{C}$), bromo ($-7\text{ }^{\circ}\text{C}$) y yodo ($114\text{ }^{\circ}\text{C}$) puede explicarse porque:

- Las fuerzas de van der Waals se hacen más fuertes a medida que aumenta la masa molecular.
- El cloro y bromo forman sólidos moleculares, mientras que el yodo da origen a un sólido atómico.
- El cloro forma un sólido molecular, el bromo un sólido atómico y el yodo un sólido metálico.
- Los tres sólidos son moleculares, pero, a diferencia de los otros, en el yodo actúan fuerzas de tipo dipolo-dipolo.
- La electronegatividad disminuye del cloro al yodo.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Las moléculas de los **halógenos** no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son **más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular**, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los puntos de fusión son menores en el cloro y mayores en el yodo.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / \text{g mol}^{-1}$	estado
Cl_2	99	71	gaseoso
Br_2	114	160	líquido
I_2	133	254	sólido

La respuesta correcta es la **a**.

3.36. De las siguientes afirmaciones sobre el CsCl (s), un sólido iónico, solo una es cierta:

- La unión CsCl es covalente.
- En estado sólido, su red está formada por iones y es un buen conductor de la corriente eléctrica.
- Presenta bajos puntos de fusión y ebullición.
- Es frágil.
- Como el catión es pequeño y el anión grande su índice de coordinación es pequeño.
- Las moléculas se unen y forman una red por medio de fuerzas de van der Waals.
- Ninguna de las otras propuestas es válida.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 20015) (O.Q.L. País Vasco 2015)

El **CsCl** es una sustancia con enlace predominantemente **iónico**. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:

- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **malos conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.
- Tanto el **catión Cs^+** como el **anión Cl^-** tienen **tamaños similares**, 169 y 181 pm, respectivamente, por tanto se empaquetan muy bien y el **índice de coordinación es elevado, 8:8**.
- Los sólidos iónicos no forman moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.37. Solo uno de los siguientes conceptos es falso:

- a) Cuando dos iones de signo contrario se aproximan la energía potencial del sistema disminuye; el proceso de agregación continúa hasta formar el sólido iónico, cuando los iones se colocan a distancia mínima la energía potencial alcanzará su valor mínimo y se llama energía reticular.
- b) La energía reticular es la energía que se desprende cuando los iones en estado gaseoso se unen para formar un sólido iónico.
- c) Índice de coordinación es el número de iones de un signo que rodea a otro ion de signo contrario.
- d) Al aumentar la distancia entre iones la energía reticular aumenta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La energía de enlace, reticular en los sólidos iónicos, es aquella que se desprende cuando se forma un mol de sustancia a partir de los iones en estado gaseoso. Para que esto ocurra, los iones deben situarse en la red a una distancia mínima llamada distancia de enlace o interiónica, momento en el que se registra un mínimo de energía potencial en el sistema.

Existen varios modelos matemáticos para evaluar la energía reticular de una sustancia. Uno de ellos se debe a Born-Mayer:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En la expresión se puede ver que la energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos.

La respuesta correcta es la **d**.

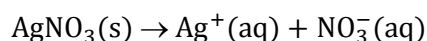
3.38. El compuesto AgNO_3 es francamente soluble en:

- a) CS_2
- b) CCl_4
- c) Benceno
- d) Agua
- e) Ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2015)

El AgNO_3 es una sustancia con enlace predominantemente iónico que se disuelve muy bien en disolventes polares como el H_2O y no se disuelve prácticamente en disolventes no polares como CS_2 , CCl_4 y C_6H_6 .

Se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



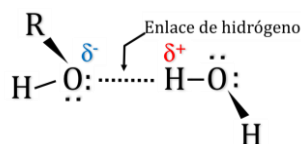
La respuesta correcta es la **d**.

3.39. ¿Cuál de las siguientes especies químicas será la más insoluble en agua?

- a) CCl_4
- b) CsBr
- c) LiOH
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

(O.Q.L. Murcia 1999)

- Los compuestos CsBr y LiOH tienen enlace predominantemente iónico y en agua se disocian fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$). Posteriormente, los iones se ven atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.
- Las moléculas de CH₃CH₂OH (etanol) se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



- Las moléculas de CCl₄ tienen enlace covalente pero no presentan momento dipolar permanente por lo que no puede existir ningún tipo de interacción entre las moléculas de CCl₄ y las de H₂O, por lo tanto, ambas sustancias son inmiscibles entre sí.

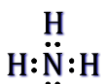
La respuesta correcta es la **a**.

3.40. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

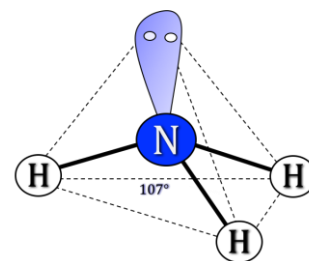
- La molécula de amoníaco es plana.
- En la molécula de CS₂ hay dos enlaces dobles.
- La temperatura de fusión del cloro es mayor que la del cloruro de sodio.
- Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado líquido.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2007)

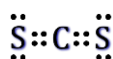
- Falso. La estructura de Lewis de la molécula es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- Verdadero.** La estructura de Lewis de la molécula de CS₂ muestra que existen un enlace doble entre el átomo de carbono y cada átomo de azufre.



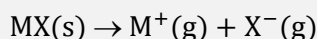
- Falso. La molécula de cloro tiene enlace covalente y no presenta momento dipolar permanente. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. En este caso estas fuerzas son de poca intensidad debido al pequeño tamaño del cloro (99 pm), por tanto, esta sustancia es gaseosa a temperatura ambiente y presenta una baja temperatura de fusión (160 K).

El cloruro de sodio es una sustancia que tiene enlace iónico y forma redes cristalinas en las que los iones se mantienen fuertemente unidos mediante fuerzas coulombianas. Por motivo, estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente y tienen una elevada temperatura de fusión (1 074 K).

d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y a temperatura ambiente son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **b**.

3.41. Si se entendiese por energía reticular la correspondiente al proceso endotérmico:



¿En cuál de los siguientes conjuntos de sustancias están los tres compuestos ordenados de menor a mayor energía reticular?

- a) NaF NaCl NaBr
 b) LiCl NaCl KCl
 c) LiI RbBr RbI
 d) CsF CsCl CsBr
 e) LiBr LiCl LiF

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2014)

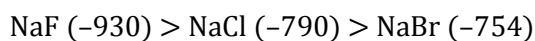
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d , es decir de los tamaños de iones. Resumiendo a menor valor de d , mayor valor de la energía reticular, U .

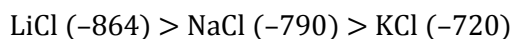
a) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaF, NaCl, NaBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



b) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiCl, NaCl, KCl es decreciente, ya que el ion litio es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion potasio es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

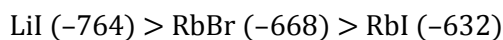
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



c) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiI, RbBr, RbI no es creciente, ya que en el caso de las sales de rubidio, ion bromuro es de menor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) que el ion yoduro (tiene cinco capas electrónicas).

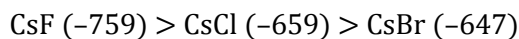
En el caso de las sales de yodo, ion litio es de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) que el ion rubidio (tiene cinco capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



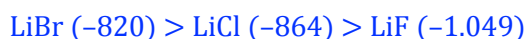
d) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: CsF, CsCl, CsBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



e) **Verdadero**. El orden de energías reticulares propuesto: LiBr, LiCl, LiF es creciente, ya que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) mientras que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



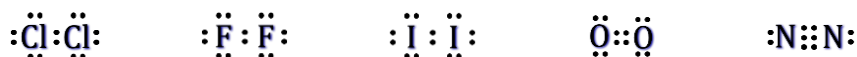
La respuesta correcta es la **e**.

3.42. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para disociarse en sus átomos constituyentes?

- Cl_2
- F_2
- I_2
- N_2
- O_2

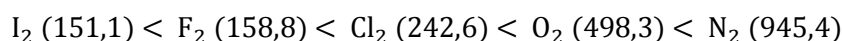
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

A la vista de las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas:



se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace, por lo que la energía necesaria para romperlo debe ser mayor que en el resto de las moléculas propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de disociación (kJ mol^{-1}) para las moléculas propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

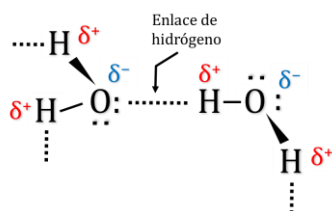
3.43. Indique la causa por la que el punto de ebullición del agua es mucho mayor que el de los correspondientes hidruros de los elementos de su grupo.

- Porque disminuye al bajar en el grupo.
- Porque aumenta con el carácter metálico.
- Por la existencia de fuerzas de van der Waals.
- Por la existencia de uniones por enlace de hidrógeno.
- Porque el oxígeno no tiene orbitales d.

(O.Q.N. Murcia 2000)

Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 del sistema periódico tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo (unos 200 °C mayor) con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

La respuesta correcta es la **d**.

3.44. Indique, de las siguientes sustancias, cuál de ellas es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la electricidad ni en estado sólido ni en disolución:

- Hierro
- Sal común
- Diamante
- Sacarosa

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las cuatro sustancias propuestas son sólidos cristalinos con diferentes propiedades físicas. El hierro forma un cristal metálico, la sal común (NaCl) es un sólido iónico, el diamante (C) es un sólido covalente y, finalmente, la sacarosa es un sólido molecular.

- El que sea frágil descarta al hierro (Fe) que, por ser un metal, es dúctil y maleable.
- El que sea soluble en agua descarta al C (diamante) que al ser un sólido atómico las atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.
- El que no sea conductor de la corriente eléctrica ni en estado sólido ni en disolución descarta a la sal común (NaCl) que por ser un sólido iónico al disolverlo en agua quedan libres los iones que permiten el paso de los electrones a través de ellos.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	Fe (hierro)	NaCl (sal común)	C (diamante)	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (Sacarosa)
Frágil	✗	✓	✓	✓
Soluble en agua	✗	✓	✗	✓
No Conductor de electricidad	✗	✗	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades dadas es la **sacarosa**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.45. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- Explican la interacción entre iones.
- Describen la atracción del núcleo sobre los electrones deslocalizados.
- Miden las acciones mutuas entre las partículas nucleares.
- Justifican que el yodo sea un sólido a 0 °C, mientras que el cloro es un gas a la misma temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos.

La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, a la temperatura de 0 °C, el cloro, Cl₂, (radio = 99 pm) es un gas, mientras que, el yodo, I₂, (radio = 133 pm) es un sólido molecular.

La respuesta correcta es la **d**.

3.46. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, de alto punto de fusión y ebullición y siempre conductores de la electricidad.
- b) El enlace covalente no es muy fuerte, razón por la que el oxígeno, en su estado natural, es un gas.
- c) Todos los metales son sólidos y tienen brillo.
- d) Los compuestos iónicos se forman a partir de átomos de elementos con muy diferente electronegatividad.

(O.Q.L. Murcia 2000)

a) Falso. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la electricidad.

b) Falso. En el caso del enlace covalente como el que se da, por ejemplo, entre los átomos de carbono en el grafito y el diamante, se forma una red cristalina atómica con fuertes enlaces entre los átomos de carbono.

c) Falso. El brillo es una propiedad característica de los metales, sin embargo, no todos los metales son sólidos, el mercurio es líquido a temperatura ambiente y el cesio también lo es a una temperatura ligeramente superior (301,6 K).

d) **Verdadero**. Por lo general, el enlace iónico se da entre elementos de muy diferente electronegatividad. Los metales son poco electronegativos y gran tendencia a ceder electrones y formar cationes, mientras que los no metales son bastante electronegativos y gran tendencia a captar electrones y formar aniones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.47. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:

- 1) El término enlace describe todas las interacciones que mantienen unidos los átomos en una molécula estable.
- 2) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
- 3) En todo enlace covalente cada elemento cede un electrón para que sea compartido.
- 4) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.

- a) Solo 2 y 4 son ciertas.
- b) 1 y 3 son falsas.
- c) 1, 2 y 4 son ciertas.
- d) Solo 1 y 2 son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. El término enlace hace referencia a todas las interacciones, tanto atractivas como repulsivas, existentes entre dos átomos que se encuentran a una determinada distancia llamada distancia de enlace.

2) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus espines antiparalelos y se dice que esos electrones se encuentran apareados”.

3) Falso. Los átomos implicados en un enlace covalente comparten electrones, no los ceden.

4) **Verdadero**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus spines antiparalelos”

En el caso de que un electrón se encuentre solo en ese orbital se dice que está desapareado.

La respuesta correcta es la **c**.

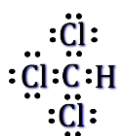
3.48. Indique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones no son verdaderas:

- 1) La molécula de triclorometano es polar.
- 2) El cloruro de potasio es más soluble que el cloruro de sodio.
- 3) El cloruro de sodio sólido conduce la electricidad por ser iónico.
- 4) El punto de fusión del cloruro de litio es mayor que el del cloruro de potasio.

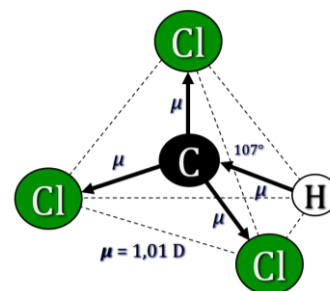
- a) 1
- b) 1 y 3
- c) 2 y 3
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y uno hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

2) Verdadero. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de la energía reticular de este. A menor energía reticular mayor solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KCl y NaCl las constantes son idénticas ya que ambos cloruros cristalizan en retículo cúbico centrado en las caras. Sin embargo, el tamaño del ion potasio es mayor que el del ion sodio debido a que el primero tiene una capa más de electrones, por este motivo, $U_{\text{KCl}} < U_{\text{NaCl}}$, por ello, su solubilidad en agua será mayor.

3) Falso. El cloruro de sodio es un sólido iónico a temperatura ambiente y, por tanto, los iones ocupan posiciones fijas y determinadas en el retículo cristalino. Los iones no gozan de movilidad y es imposible la conducción eléctrica. Al elevar la temperatura, se derrumba el edificio cristalino y los iones gozan de movilidad en el sólido fundido.

4) Falso. El punto de fusión de un compuesto cristalino iónico depende del valor de la energía reticular de este. A mayor energía reticular mayor punto de fusión.

En el caso de LiCl y KCl las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico. Además, el tamaño del Li^+ es menor que el del Na^+ debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{LiCl}} < U_{\text{KCl}}$, por ello, su punto de fusión también lo es.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa, se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y, por lo tanto, disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

La respuesta correcta es la **d**.

3.49. Los siguientes elementos son semiconductores excepto uno que es:

- a) Si
- b) As
- c) Sn
- d) Ge

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Los **elementos semiconductores** son aquellos que no son conductores o sí pueden serlo a elevadas temperaturas o cuando se combinan con una pequeña cantidad de algunos otros elementos. Los elementos semiconductores más característicos son Si, Ge, As, Sb, Se y Te. El **Sn** no se encuentra entre ellos.

La respuesta correcta es la **c**.

3.50. El compuesto nitrato de sodio es muy soluble en:

- a) Sulfuro de carbono
- b) Agua
- c) Etanol
- d) En ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El **agua** es un excelente disolvente de compuestos iónicos ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

El nitrato de sodio, NaNO_3 , es un compuesto iónico que forma una red cristalina, sólida a temperatura ambiente, en la que los iones se mantienen fuertemente unidos mediante fuerzas colombianas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.51. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición las siguientes sustancias?

- a) Agua, metanol, dimetiléter
- b) Metanol, agua, dimetiléter
- c) Dimetiléter, agua, metanol
- d) Dimetiléter, metanol, agua

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Madrid 2010)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el agua, H_2O , y en el metanol, CH_3OH .



Como la molécula de agua tiene más átomos de hidrógeno puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol lo que motiva que el punto de ebullición de la primera será mayor.

Los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición creciente son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.52. El punto de ebullición de los cuatro primeros alcoholes de cadena normal es:

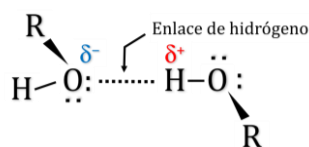
Alcohol	$T_{\text{eb}}(^{\circ}\text{C})$
CH_3OH (metanol)	65
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol)	78
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ (propanol)	98
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ (butanol)	117

Este aumento gradual al crecer el número de átomos de carbono se debe principalmente a que:

- Aumenta la fuerza del enlace de hidrógeno.
- Es mayor el número de enlaces covalentes.
- Aumentan las fuerzas de van der Waals.
- La hibridación de los orbitales atómicos es cada vez mayor.
- Aumenta la polaridad de la molécula.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2017)

Las moléculas de alcohol se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Además de los enlaces de hidrógeno, existen entre las moléculas de alcohol fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas **aumenta con el volumen atómico y el peso molecular**, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la temperatura de fusión es mínima en el metanol y máxima en el butanol.

La respuesta correcta es la **c**.

3.53. Un cierto cristal no conduce la electricidad en estado sólido pero sí en estado fundido y también en disolución acuosa. Es duro, brillante y funde a temperatura elevada. El tipo de cristal es:

- Cristal molecular.
- Cristal de red covalente.
- Cristal metálico.
- Cristal iónico.
- No se da suficiente información.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2011)

- El que sea duro y que funde a temperatura elevada descarta al cristal molecular.
- El que conduzca la electricidad fundido descarta al cristal de red covalente.
- El que conduzca la electricidad en disolución acuosa descarta al cristal metálico.
- El que no conduzca la electricidad en estado sólido confirma al cristal metálico.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	Cristal molecular	Cristal red covalente	Cristal metálico	Cristal iónico
Conductor de electricidad en estado sólido	✗	✓	✓	✗
Conductor de electricidad fundido	✗	✗	✓	✓
Conductor de electricidad en disolución acuosa	✗	✗	✗	✓
Duro	✗	✓	✓	✓
Brillante	✓	✓	✓	✓
Temperatura de fusión elevada	✗	✓	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades dadas es el **cristal iónico**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.54. El cloruro de cesio cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación, es decir, el número de iones más próximos, que están en contacto alrededor de cada ion en la red es:

- 2
- 4
- 6
- 8
- 12

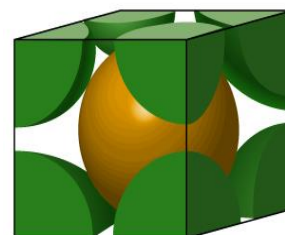
(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Galicia 2014)

El índice de coordinación en un cristal iónico se define como el número máximo de iones que rodean a otro de carga opuesta.

En una red iónica con estructura centrada en el cuerpo un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.

El **índice de coordinación** en la red de cloruro de cesio es **8:8**.

La respuesta correcta es la **d**.



3.55. De acuerdo a los valores de electronegatividades de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente?

- WV
- XU
- YT
- ZX

(O.Q.L. Murcia 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
WV	$3,04 - 0,93 = 2,14$	iónico
XU	$2,55 - 1,00 = 1,55$	covalente
YT	$2,96 - 2,04 = 0,92$	covalente
ZX	$2,55 - 2,20 = 0,35$	covalente

La menor la diferencia de electronegatividad le corresponde al compuesto ZX (0,35), por lo tanto, le corresponde el mayor carácter covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

3.56. El hecho de que el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelva bien tanto en disolventes polares como en algunos no polares debe achacarse a que:

- La unión entre los átomos de ambos elementos es covalente polar.
- Existe entre las moléculas enlace por puente de hidrógeno.
- Aparecen uniones por fuerzas de van der Waals entre las moléculas.
- Es una molécula resonante.

(O.Q.L. Murcia 2001)

La molécula de HCl presenta enlace covalente polar ya que los elementos que la integran presentan diferente electronegatividad.

Esta polaridad es la responsable que se pueda disolver en disolventes polares, como H_2O , mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo, y en disolventes no polares, como C_6H_6 , mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo inducido.

La respuesta correcta es la **d**.

3.57. Dadas las siguientes afirmaciones:

- El compuesto químico NaCl es 100 % iónico.
- Cuanto mayor es el radio del anión más se polariza por el efecto del catión.
- El catión Na^+ polariza más que el Be^{2+} al anión Cl^- .
- Para compuestos químicos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye la temperatura de fusión.

La propuesta correcta es:

- 1 y 3
- 1 y 4
- 2 y 4
- 2 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

1) Falso. De acuerdo con la propuesta de Pauling, el porcentaje de carácter iónico de una sustancia está relacionado con la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Esta diferencia no es máxima en el NaCl, por tanto, no es posible que dicho porcentaje sea del 100 %.

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión.

2) **Verdadero**. Los aniones grandes y de carga elevada son blandos, es decir, muy polarizables.

3) Falso. Los cationes pequeños y de carga elevada son los más polarizantes.

4) **Verdadero**. Es necesario tener en cuenta la presencia de **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**, tal como ocurre, por ejemplo, en los compuestos CF_4 y CCl_4 :

Compuesto	$\Delta\chi$	T_{fus} (K)
CF_4	$3,98 - 3,16 = 0,82$	89,4
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 1,59$	250,2

El porcentaje de carácter covalente es mayor en el CF_4 ya que presenta menor diferencia de electronegatividad y su temperatura de fusión es menor.

La respuesta correcta es la **c**.

3.58. De los siguientes compuestos, señale aquél cuyo comportamiento iónico sea más acusado:

- a) CCl_4
- b) BeCl_2
- c) TiCl_4
- d) CaCl_2

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
BeCl_2	$3,16 - 1,57 = 1,59$	covalente
TiCl_4	$3,16 - 1,54 = 1,62$	covalente
CaCl_2	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico

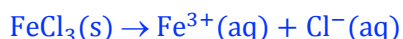
La respuesta correcta es la **d**.

3.59. Al disolver $\text{FeCl}_3(\text{s})$ en agua se forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. La ecuación que mejor representa dicho proceso:

- a) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{s})$
- b) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cl}_3^{-}(\text{aq})$
- c) $\text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cl}_3^{-}(\text{aq})$
- d) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- e) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq})$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El FeCl_3 se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

3.60. La constante de Madelung, en la ecuación de la U_0 , es un factor que está relacionado con:

- 1) Las cargas
- 2) La distancia entre los iones
- 3) La relación de radios r_c / r_a
- 4) El índice de coordinación

Se considera correcta la propuesta:

- a) 3 y 4
- b) 1
- c) 1, 2 y 3
- d) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La constante de Madelung, A , depende de la estequiometría de la sustancia, es decir, de la relación r_c / r_a y del índice de coordinación existente en la red cristalina.

La respuesta correcta es la a.

3.61. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) Los sólidos covalentes son malos conductores de la corriente eléctrica ya que tienen átomos en posiciones fijas.
- b) El enlace metálico solo se da en estado sólido.
- c) Los compuestos iónicos fundidos conducen la corriente eléctrica.
- d) Los sólidos metálicos son conductores porque los electrones se desplazan alrededor de los núcleos positivos.
- e) En general, la energía de enlace de la interacción dipolo instantáneo - dipolo inducido es menor que en la interacción dipolo-dipolo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Falso.** Los sólidos covalentes, como por ejemplo el SiO_2 , no poseen electrones deslocalizados en su estructura, por tanto, no permiten el paso de los electrones a través de la misma.

b) **Falso.** El mercurio tiene enlace metálico y es líquido a temperatura ambiente.

c) Verdadero. Entre las propiedades de los compuestos iónicos está que son excelentes conductores de la corriente eléctrica en estado líquido, ya que se rompe la red y los iones quedan libres permitiendo el paso de los electrones.

d) Verdadero. Los enlaces intermoleculares dipolo instantáneo- dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London) son más débiles que los enlaces intermoleculares dipolo-dipolo.

e) Verdadero. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen la corriente ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.

Las respuestas correctas son a y b.

3.62. Suponga un líquido cuyas moléculas se encuentren unidas por las fuerzas indicadas a continuación, ¿cuál de ellos debe tener un punto de ebullición más bajo?

- Enlaces iónicos.
- Fuerzas de dispersión de London.
- Enlaces de hidrógeno.
- Enlaces metálicos.
- Enlaces de red covalente.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más débiles.

Las **fuerzas de dispersión de London** son, de todas las propuestas, las más débiles y, por tanto, las más fáciles de romper para que las moléculas del líquido pasen a la fase de vapor.

La respuesta correcta es la **b**.

3.63. Un metal cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras. El número de átomos por celdilla unidad es:

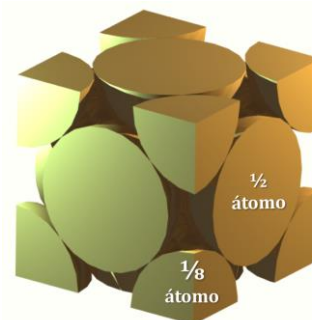
- | | |
|------|----------------------------------|
| a) 2 | f) 10 |
| b) 4 | g) 13 |
| c) 6 | h) Faltan datos para resolverse. |
| d) 8 | |
| e) 9 | |

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2017)

Según se observa en la figura, el número de átomos que integran una red cúbica centrada en las caras es:

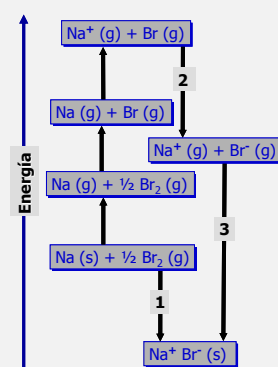
$$\left. \begin{array}{l} \frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} \\ \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} \end{array} \right\} \rightarrow 4 \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **b**.



3.64. En la figura adjunta se representa el diagrama entálpico del ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de sodio. ¿Qué etapa o etapas determina(n) la entalpía o energía reticular?

- 1
- 2
- 3
- 2+3



(O.Q.L. Murcia 2002)

- La **etapa 1** corresponde a **la entalpía de formación del NaBr(s)**, un **proceso exotérmico**, ya que se forma un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en condiciones estándar.
- La **etapa 2** corresponde a **la afinidad electrónica del Br(g)**, un **proceso exotérmico**, ya que se libera energía cuando un átomo de bromo gaseoso capta un electrón.

▪ La **etapa 3** corresponde a la **formación de la red de NaBr(s)** y la energía asociada a la misma es la **energía reticular**, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por tanto se trata de un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.65. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

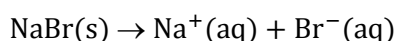
- La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
- El diamante no conduce la corriente eléctrica.
- El bromuro de sodio es soluble en agua.
- La temperatura de fusión del agua es anormalmente baja si se compara con la que corresponde a los hidruros de los otros elementos del grupo 16.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) Correcto. Las fuerzas de dispersión de London son más intensas en el I_2 que el Br_2 , ya que al ser más voluminoso es más polarizable, lo que determina que su temperatura de fusión sea mayor.

b) Correcto. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

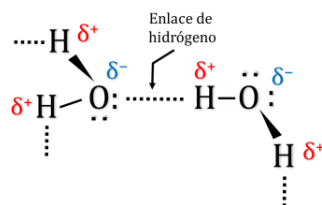
c) Correcto. El NaBr es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico que se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



d) Correcto. Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 del sistema periódico tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo (unos $100\text{ }^\circ\text{C}$ mayor) con respecto al resto de los compuestos del grupo 16.



Todas las respuestas son correctas.

3.66. Entre las moléculas cloro ordenadas en un cristal molecular existen fuerzas:

- Iónicas
- Covalentes
- van der Waals
- Dipolo-dipolo

(O.Q.L. Baleares 2002)

La molécula de Cl_2 es no polar, lo que determina que las únicas fuerzas que puedan existir entre las mismas son las de "van der Waals" llamadas **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.67. Indique que frase no es cierta:

- a) El cloruro de sodio y el dióxido de silicio no son conductores de la corriente eléctrica bajo ninguna condición.
- b) Los compuestos iónicos son, en general, solubles en disolventes polares.
- c) El óxido de aluminio posee un punto de fusión elevado.
- d) El sodio se puede estirar fácilmente en hilos.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Falso.** El SiO_2 forma una red covalente, que bajo ninguna condición es capaz de conducir la corriente eléctrica ya que no permite el paso de electrones a través de ella.

El NaCl forma una red iónica, que fundida o en disolución acuosa deja los iones libres lo que permite el paso de electrones a través de ella.

b) Verdadero. Los compuestos iónicos son, generalmente, sustancias muy polares lo que hace que sean solubles en disolventes polares.

c) Verdadero. El Al_2O_3 es una sustancia con enlace predominantemente iónico con iones pequeños con carga elevada. La expresión de Born-Mayer permite calcular la energía reticular de un sólido iónico. Esta es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Esto determina que la energía reticular sea elevada y, por lo tanto, el punto de fusión también lo será.

d) Verdadero. El sodio es un metal alcalino muy dúctil y maleable.

La respuesta correcta es la **a**.

3.68. Indique cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor carácter iónico:

- a) CCl_4
- b) SbCl_3
- c) CaCl_2
- d) ZrCl_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
SbCl_3	$3,16 - 2,05 = 1,11$	covalente
CaCl_2	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico
ZrCl_4	$3,16 - 1,33 = 1,83$	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

3.69. De las siguientes especies químicas: N_2 , N_2^+ , N_2^- :

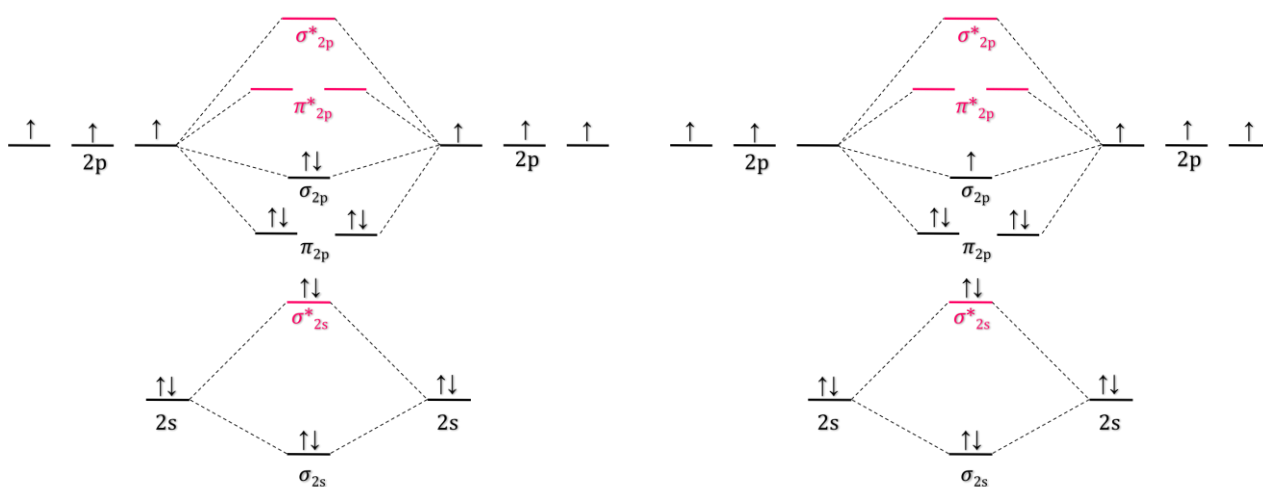
- La que tiene mayor energía de enlace es N_2^- porque tiene mayor número de electrones.
- La que tiene menor distancia de enlace es N_2^+ .
- Las tres tienen la misma energía de enlace ya que son isoelectrónicas.
- El orden de enlace mayor es el de N_2^+ ya que el nitrógeno es muy electronegativo.
- La distancia de enlace del N_2 es menor que la del N_2^+ , N_2^- .

(O.Q.N. Tarazona 2003)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

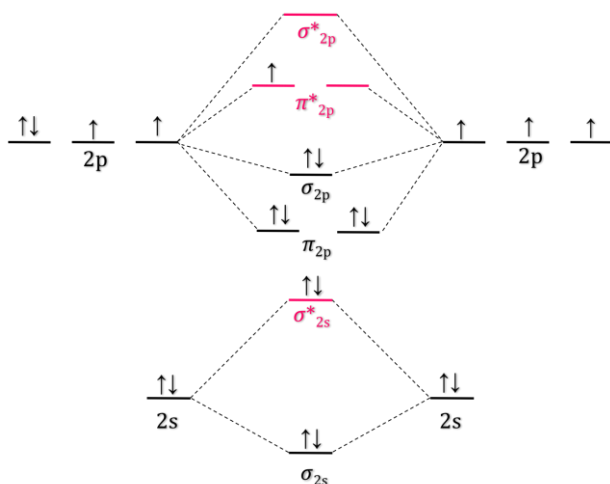
$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá mayor energía de enlace y menor longitud de enlace la especie que presente un mayor orden de enlace.



$$\text{orden de enlace } N_2 = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$

$$\text{orden de enlace } N_2^+ = \frac{1}{2} (7 - 2) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } N_2^- = \frac{1}{2} (8 - 3) = 2,5$$

La respuesta correcta es la e.

3.70. ¿Cuál de las siguientes series de especies químicas se encuentra en orden creciente de su punto de ebullición?

- a) H_2 N_2 NH_3
- b) H_2 NH_3 N_2
- c) NH_3 N_2 H_2
- d) NH_3 H_2 N_2
- e) H_2 NH_3 N_2

(O.Q.N. Tarazona 2003)

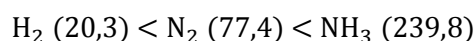
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ H_2 y N_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el N_2 debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico, por tanto será más polarizable. Por esto, aunque ambas tienen **puntos de ebullición bajos**, el del H_2 es mucho más bajo.

▪ NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su **punto de ebullición es más alto**.

El orden correcto de puntos de ebullición creciente para las sustancias propuestas es, $H_2 < N_2 < NH_3$.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.71. Los cinco primeros hidrocarburos lineales son metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) y pentano (C_5H_{12}).

- a) El primero forma un sólido atómico y los demás son moleculares.
- b) Todos ellos son sólidos atómicos.
- c) Los puntos de fusión son anormalmente elevados por la existencia de enlaces de hidrógeno.
- d) El de mayor punto de fusión es el metano, ya que sus moléculas se empaquetan mejor.
- e) El de mayor punto de fusión es el pentano.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Se trata de compuestos con enlace covalente no polar que forman moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Las fuerzas que existen entre las moléculas de hidrocarburo son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas **augmenta con el volumen atómico y el peso molecular**, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la **temperatura de fusión más alta le corresponde al pentano, C_5H_{12}** .

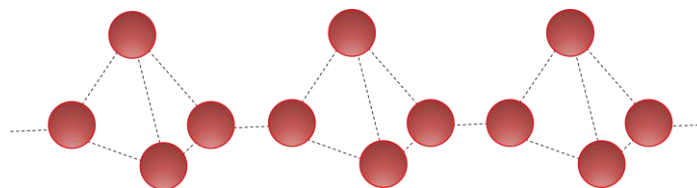
La respuesta correcta es la **e**.

3.72. El fósforo rojo es insoluble en disulfuro de carbono, tiene un intervalo de punto de fusión amplio, una presión de vapor baja y no conduce la electricidad. Estas evidencias sugieren que la sustancia probablemente:

- a) Es cristalina y metálica.
- b) Es un cristal de unidades moleculares P_4 .
- c) Es amorfa y polimérica.
- d) Consiste en unidades P_4 en un "mar" de electrones.
- e) Está formada por átomos de P no enlazados en un empaquetamiento cúbico compacto.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2012)

El fósforo es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas (P_4) en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a $300\text{ }^\circ\text{C}$, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P–P por cada tetraedro y así los fragmentos resultantes se unen formando largas cadenas lo que determina su comportamiento polimérico.



La respuesta correcta es la **c**.

3.73. ¿En cuál de las siguientes sustancias cabe esperar que exista una mayor interacción molecular?

- $F_2(g)$
- $H_2(g)$
- $H_2S(g)$
- $HF(g)$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2013)

- H_2 y F_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el F_2 debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico. Estas interacciones intermoleculares son las más débiles que existen.
- H_2S es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo**. Esta interacción tiene una intensidad algo mayor que la anterior.
- HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

3.74. ¿Qué tipo de enlace es característico de los compuestos orgánicos?

- Polar
- Insaturado
- Electrovalente
- Covalente
- Covalente coordinado

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los compuestos orgánicos están formados, fundamentalmente, por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno elementos con electronegatividades elevadas y similares, con tendencia a no ceder electrones y sí a compartirlos, lo que determina que el enlace predominante en estos compuestos sea **covalente**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.75. ¿Cuál de estas sustancias tiene un punto de fusión más elevado?

- $NaBr$
- Br_2
- SO_2
- NaF

(O.Q.L. Baleares 2003)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ Los mayores puntos de fusión les corresponden al **NaBr** y **NaF**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son las mismas en las ambas sustancias (+1 y -1). Respecto a los radios iónicos, es mayor el del bromo elemento del cuarto periodo y menor en el flúor elemento del primer periodo. Teniendo en cuenta lo dicho, $U_{\text{NaF}} > U_{\text{NaBr}}$, por lo tanto, la **temperatura de fusión del NaF es mayor que del NaBr**.

▪ **Br₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán muy intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y por tanto será muy polarizable. Por esto, tiene un punto de fusión bajo.

▪ **SO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y de **dispersión de London**. Por tanto, su punto de fusión es más bajo que el del Br₂ ya que es una molécula menos voluminosa y por ello menos polarizable.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión de las sustancias propuestas (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.76. La reacción entre un elemento Q ($Z = 16$) y otro elemento M ($Z = 19$), con mayor probabilidad formará:

- Un compuesto iónico de fórmula MQ.
- Un compuesto iónico de fórmula MQ₂.
- Un compuesto iónico de fórmula M₂Q.
- Un compuesto covalente de fórmula M₂Q.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

▪ El elemento Q ($Z = 16$) tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s² 3p⁴ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a ceder dos electrones y formar el ion S²⁻.

▪ El elemento M ($Z = 19$) tiene una configuración electrónica abreviada [Ar] 4s¹ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 4$ indica que es el **potasio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion K⁺.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de M (potasio) con un átomo de Q (azufre) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es M_2Q con **enlace predominantemente iónico**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.77. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la disolución de diversas sustancias en agua es correcta?

- El cloroformo ($CHCl_3$) es soluble en agua ya que, al igual que le ocurre al NaCl, se disocia completamente en disolución.
- El I_2 es más soluble en agua que el NaCl ya que, por ser un sólido molecular, la interacción entre sus moléculas es más débil.
- El CH_4 y todos los hidrocarburos ligeros son muy solubles en agua por su capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el disolvente.
- El butanol no es completamente soluble en agua debido a la cadena apolar.
- El CH_3OH es completamente soluble en agua por su capacidad de formar enlace de hidrógeno con este disolvente.
- Todas las sales iónicas son muy solubles en agua.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

a-b-c) Incorrecto. El $CHCl_3$ es una sustancia con enlace covalente polar y, I_2 y CH_4 son sustancias con enlace covalente no polar. Ninguna de las tres, a diferencia del NaCl, se disocian en iones en contacto con el H_2O , lo que determina que su solubilidad sea muy baja.

d-e) **Correcto**. Las moléculas de alcohol se unen a las moléculas de H_2O mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Conforme aumenta el número de átomos de carbono del alcohol disminuye su solubilidad ya que la parte hidrofóbica de la cadena se hace más grande.

f) Correcto. De acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, las sales iónicas, que son compuestos son muy polares, son muy solubles en agua que es un disolvente muy polar.

Las respuestas correctas son **d, e y f**.

3.78. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el carácter iónico del enlace:

- LiCl
- $SbCl_3$
- $CaBr_2$
- $ZrCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
$SbCl_3$	$3,16 - 2,05 = 1,11$	covalente
$CaBr_2$	$2,96 - 1,00 = 1,96$	covalente-iónico
$ZrCl_4$	$3,16 - 1,33 = 1,83$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

3.79. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Todos los compuestos iónicos son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- b) Los compuestos covalentes moleculares se presentan siempre en estado gaseoso.
- c) Los sólidos de red covalente tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
- d) El agua es un mal disolvente de los compuestos iónicos.
- e) Los compuestos covalentes homopolares se disuelven fácilmente en disolventes polares.
- f) Los compuestos son siempre compuestos orgánicos.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Incorrecto. Los compuestos iónicos solo son buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa.

b) Incorrecto. Los compuestos covalentes moleculares también se presentan como líquidos volátiles o sólidos blandos debido a la existencia de fuerzas intermoleculares.

c) **Correcto.** Los sólidos de red covalente tienen sus átomos unidos mediante fuertes enlaces covalentes lo que determina que los valores de sus energías de red sean elevados y, por lo tanto, también lo sean sus puntos de fusión y ebullición.

d) Incorrecto. El H_2O es una sustancia muy polar y por ello es un excelente disolvente de los compuestos iónicos que también son muy polares.

e) Incorrecto. Los compuestos covalentes homopolares carecen de momento dipolar permanente por lo que no se pueden disolver en disolventes polares.

f) Incorrecto. Los compuestos covalentes también pueden ser inorgánicos, por ejemplo, H_2O .

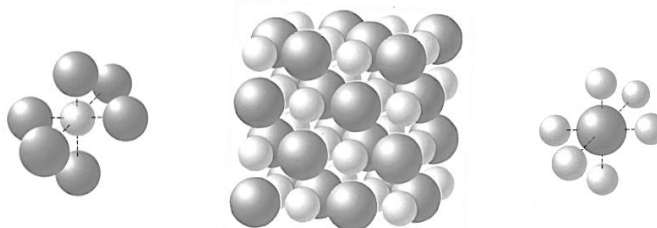
La respuesta correcta es la c.

3.80. ¿Cuántos iones de un signo son los más próximos a otro de carga contraria en una red cristalina cúbica centrada en las caras?

- a) 4
- b) 6
- c) 8
- d) 12

(O.Q.L. Murcia 2004)

Según se observa en la figura, en una red cúbica centrada en las caras cada ion se rodea de otros 6 de carga opuesta, por tanto, se dice que el índice de coordinación que presenta este tipo de estructura cristalina es 6:6.



La respuesta correcta es la b.

3.81. El enlace entre dos átomos A y B será iónico si las:

- a) Energías de ionización de ambos son pequeñas.
- b) Electronegatividades de ambos son muy diferentes.
- c) Energías de ionización de ambos son parecidas.
- d) Respectivas afinidades electrónicas son muy altas.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El **enlace iónico** se da entre átomos que se transfieren electrones de uno a otro. Para ello es preciso que los **elementos** que se unen tengan **electronegatividades muy diferentes**.

Uno de los elementos debe tener una electronegatividad muy baja, de forma que tenga una elevada tendencia a ceder electrones y formar un catión. Por el contrario, el otro elemento debe tener una electronegatividad muy alta, de forma que tenga una elevada tendencia a captar electrones y formar un anión. Una vez que se han formado los iones, estos se atraen mediante fuerzas colombianas formando una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

3.82. El carbono origina un gran número de compuestos debido a:

- a) Su carácter muy electronegativo.
- b) La existencia de la fuerza vital.
- c) Su carácter muy electropositivo.
- d) Su capacidad para formar enlaces consigo mismo.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El carbono es un elemento cuya electronegatividad es relativamente alta (2,55) y que tiene cuatro electrones de valencia, de forma que no tiene una marcada tendencia a captar o ceder electrones y sí a compartirlos con el fin de conseguir completar su última capa y conseguir una estructura electrónica de gas noble muy estable.

Una posibilidad es **formar enlaces covalentes entre átomos de carbono** formando cadenas lineales o ramificadas, abiertas o cerradas. Esto determina la existencia de un gran número de compuestos a base de carbono.

La respuesta correcta es **d**.

3.83. Señale la opción que considere correcta:

- a) Temperatura de fusión del cobre = 18 °C.
- b) Temperatura de ebullición del SO₂ = 40 °C.
- c) Temperatura de fusión del cloruro de sodio = 102 °C.
- d) Temperatura de ebullición del etanol = 78 °C.

(O.Q.L. Murcia 2004)

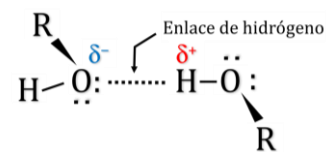
Presentará mayor punto de fusión y de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión y de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) Falso. **Cu** es una sustancia que tiene **enlace metálico** y forma una **red cristalina metálica**, sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por lo tanto, no es posible que su temperatura de fusión sea 18 °C.

b) Falso. **SO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Se trata de una sustancia que es gaseosa a temperatura ambiente, por lo tanto, no es posible que su temperatura de ebullición sea 40 °C.

c) Falso. **NaCl** es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper. Por lo tanto, no es posible que su temperatura de fusión sea 120 °C.

d) **Verdadero**. El **etanol** es una sustancia que presenta enlace covalente polar y, además, sus moléculas se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Se trata de una sustancia que es líquida a temperatura ambiente, por lo tanto, es posible que **su temperatura de ebullición sea 78 °C**.



La respuesta correcta es la **d**.

3.84. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- Se pueden dar entre moléculas con enlaces covalentes.
- Se pueden encontrar entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
- No son suficientemente fuertes para ser responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
- Son suficientemente fuertes para ser las responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
- Aparecen en las interacciones entre electrones y núcleo de átomos con peso atómico alto.
- Aunque son débiles son las responsables del estado líquido del agua a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016)

Los compuestos con enlace covalente forman estructuras moleculares que, generalmente, son gaseosas a temperatura ambiente.

Además de los enlaces covalentes, se dan entre las moléculas otro tipo de interacciones conocidas como “fuerzas de van der Waals” y son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **d**.

3.85. ¿Qué compuesto en fase líquida será mejor disolvente de un cristal iónico?

- HF
- BF₃
- SF₆
- CO₂

(O.Q.L. Baleares 2004)

Los cristales iónicos son estructuras formadas por iones, de acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, los mejores disolventes para dichos cristales son aquellos que sean muy polares.

De las cuatro sustancias propuestas, la única que presenta un momento dipolar permanente y, además, elevado es el **HF**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.86. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El punto de fusión del LiCl es mayor que el del KCl.
- El punto de fusión del SrCl₂ es mayor que el del BaCl₂.
- El punto de fusión del CaCl₂ es mayor que el del CaF₂.
- En la fusión se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) Falso. En el caso de LiCl y KCl las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico. Además, el tamaño del ion litio es menor que el del ion sodio debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{LiCl}} > U_{\text{KCl}}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y por lo tanto disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

b) Falso. En el caso de SrCl₂ y BaCl₂, respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias (+2 y -1). Respecto a los radios iónicos, el tamaño del ion estroncio es menor que el del ion bario debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{SrCl}_2} > U_{\text{BaCl}_2}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son SrCl₂ (1.141) y BaCl₂ (1.236). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y por lo tanto disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

c) Falso. En el caso de CaCl₂ y CaF₂, respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias (+2 y -1). Respecto a los radios iónicos, el tamaño del ion fluoruro es menor que el del ion cloruro debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{CaF}_2} > U_{\text{CaCl}_2}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo. Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son CaCl₂ (1.045) y CaF₂ (1.691).

d) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las responsables del cambio en el estado de agregación en sustancias moleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

3.87. Indique que frase no es cierta:

- a) El aluminio y el diamante son insolubles en agua y benceno.
- b) Los metales son frágiles, dúctiles y maleables.
- c) El naftaleno y el yodo son solubles en benceno.
- d) Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Los metales tienen una estructura cristalina que les confiere la propiedad de ser dúctiles y maleables a diferencia de otro tipo de estructuras cristalinas, iónicas o covalentes que son frágiles.

La respuesta correcta es la **b**.

3.88. De las siguientes proposiciones señale la respuesta correcta:

- Todos los halógenos pueden actuar con valencias covalentes 1, 3, 5 y 7.
- En el diamante todos los enlaces son covalentes puros.
- Algunos enlaces del grafito son iónicos, lo que le hace ser un buen conductor eléctrico.
- El anión sulfuro (S^{2-}) es un oxidante moderado.
- La molécula de CO_2 es angular y apolar.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Murcia 2013)

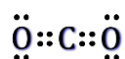
a) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo del sistema periódico y tiene siete electrones en su capa de valencia. Ningún elemento es capaz de quitarle electrones, por tanto, su único número de oxidación es -1 .

b) **Verdadero**. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que se constituye un sólido atómico cristalino.

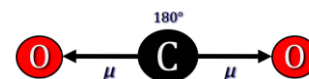
c) Falso. Cada uno de los átomos de carbono que forman el grafito se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes formando una red cristalina en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) Falso. El azufre del anión S^{2-} tiene el estado de oxidación más bajo posible en este elemento de forma que solo puede oxidarse lo que implica que actúa como **reductor**.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.89. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

- La molécula de cloruro de hidrógeno presenta polaridad.
- El potasio es un elemento diamagnético.
- El H_2 es una molécula.
- El agua presenta enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

a) Correcto. La molécula de HCl está formada por dos elementos de diferente electronegatividad, por tanto, presenta un único dipolo dirigido hacia el cloro que es el elemento más electronegativo de los dos.

b) **Incorrecto**. La configuración electrónica abreviada del potasio es $[Ar] 4s^1$. Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que es una especie **paramagnética**.

c) Correcto. La molécula de H_2 es la más sencilla que existe. En ella, los dos átomos de hidrógeno se encuentran enlazados mediante un enlace covalente puro.

d) Correcto. Las moléculas de H_2O se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares denominados enlaces de hidrógeno. Son responsables de las anómalas temperaturas de fusión y ebullición del agua.

La respuesta correcta es la **b**.

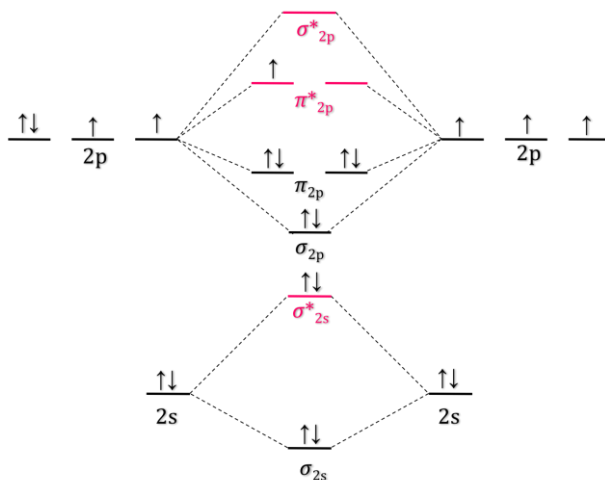
3.90. ¿Cuál es el orden de enlace de la especie O_2^+ ?

- a) 2
b) 1,5
c) 1
d) 2,5

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2004)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$



$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (8 - 3) = 2,5$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.91. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el punto de fusión más alto, KI, CaO, H_2O ?

- a) KI
b) CaO
c) KI y CaO son iguales
d) H_2O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **CaO** y **KI**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

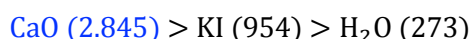
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que el KI (+1 y -1). Respecto a la distancia interiónica, es menor en el CaO ya que está formada por elementos con menos capas electrónicas que el KI. Por este motivo, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{KI}}$, lo que hace que el **punto de fusión del CaO es mayor que el del KI**.

▪ H_2O es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del punto de fusión (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.92. Dadas las siguientes especies: HF, Cl_2 , CH_4 , I_2 , KBr, identifique:

- Gas covalente formado por moléculas tetraédricas.
- Sustancia con enlaces de hidrógeno.
- Sólido soluble en agua que, fundido, conduce la corriente eléctrica.

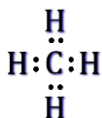
- CH_4 ii) HF iii) I_2
- i) HF ii) CH_4 iii) Cl_2
- i) CH_4 ii) HF iii) KBr
- i) CH_4 ii) HF iii) Cl_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

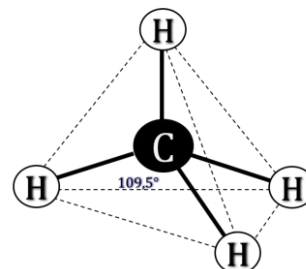
▪ **HF** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

▪ **KBr** es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma redes cristalinas iónicas. Este tipo de sustancia es sólida a temperatura ambiente, muy soluble en agua y fundida conduce la corriente eléctrica.

▪ **CH_4** . La estructura de Lewis de la molécula es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

▪ Cl_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace **covalente no polar** y que presentan **fuerzas de dispersión de London** entre sus moléculas. El Cl_2 es gaseoso a temperatura de ambiente, pero el I_2 , más voluminoso, es sólido debido a que es más polarizable por lo que estas fuerzas son más intensas.

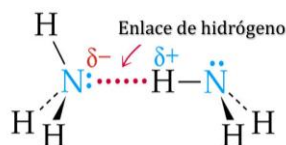
La respuesta correcta es la **c**.

3.93. Sobre el amoníaco se puede afirmar:

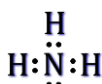
- Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.
- Su molécula es octaédrica.
- Su molécula es apolar.
- Es un compuesto iónico.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

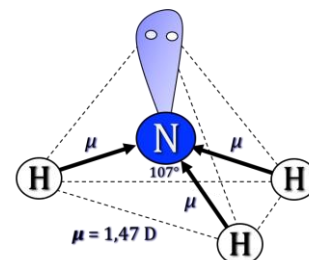
a) **Verdadero**. Las moléculas de amoníaco se encuentran unidas por **enlaces de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



b-c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

d) Falso. Se trata de una molécula formada por dos elementos muy electronegativos, por tanto, tiene un enlace predominantemente covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

3.94. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

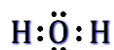
- El cambio del estado sólido a vapor se denomina sublimación.
- El cambio del estado vapor a sólido se denomina congelación.
- El yodo es una sustancia que sublima con facilidad.
- El agua es una molécula polar.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

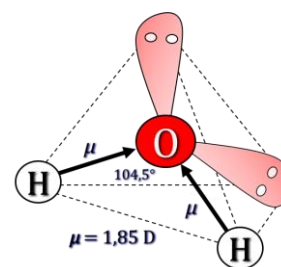
a-c) Verdadero. El cambio estado de sólido a vapor se denomina sublimación y en él se produce la rotura de enlaces intermoleculares débiles del tipo fuerzas de dispersión de London, como ocurre en el caso del $\text{I}_2(\text{s})$.

b) **Falso**. El cambio estado de vapor a sólido se denomina condensación o deposición y en él se forman enlaces intermoleculares débiles del tipo fuerzas de dispersión de London.

d) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de H_2O es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno es más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

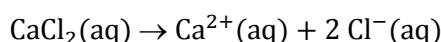
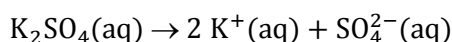
3.95. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es peor conductor eléctrico?

- a) K_2SO_4 0,5 M
- b) $CaCl_2$ 0,5 M
- c) HF 0,5 M
- d) CH_3OH 0,5 M
- e) NH_3 0,5 M

(O.Q.N. Lueca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013)

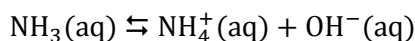
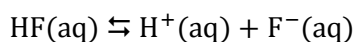
La sustancia que en disolución presente menos iones será la peor conductora de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de K_2SO_4 y $CaCl_2$, compuestos con enlace iónico, son:



Son excelentes conductores de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de HF y NH_3 , compuestos con enlace covalente polar son:



Se trata, respectivamente, de un ácido y una base débil que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociados en iones, y son buenos conductores de la corriente eléctrica.

▪ El CH_3OH es un compuesto con enlace covalente polar que no se disocia en iones, por tanto, será el peor conductor.

La respuesta correcta es la **d**.

3.96. Señale cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno en fase condensada:

- | | |
|-------------------------|------------------|
| a) Sulfuro de hidrógeno | f) Ácido acético |
| b) Etanol | g) Metanol |
| c) Agua | h) HF |
| d) Metilamina | i) Dimetiléter |
| e) Acetona | j) HI |

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ El etanol (CH_3CH_2OH), metanol (CH_3OH), ácido acético (CH_3COOH), agua (H_2O), fluoruro de hidrógeno (HF) y metilamina (CH_3NH_2) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno en los primeros y nitrógeno en el que resta, por lo que pueden dar este tipo de enlace.

▪ El **sulfuro de hidrógeno (H_2S)**, **acetona (CH_3COCH_3)**, **dimetiléter (CH_3OCH_3)** y **yoduro de hidrógeno (HI)** no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que **no pueden formar enlace de hidrógeno**.

Las respuestas correctas son **a, e, i y j**.

3.97. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals:

- Se dan entre cualquier tipo de estructuras moleculares.
- Permiten explicar que algunas sustancias apolares sean sólidas.
- Su energía de enlace es menor que la de los enlaces de hidrógeno.
- Todas las anteriores son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals se dan además de los enlaces covalentes típicos de las estructuras moleculares y son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La energía asociada a este tipo de enlace intermolecular es menor que la correspondiente a los enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

3.98. El diamante y el grafito:

- Tienen una composición química diferente.
- El diamante tiene enlace covalente y el grafito lo tiene iónico ya que este conduce la corriente eléctrica.
- Ambos tienen enlace iónico ya que los dos tienen puntos de fusión elevados.
- Ambos tienen enlace covalente.

(O.Q.L. Baleares 2005)

Los átomos de carbono que forman el diamante y el grafito se encuentran unidos mediante fuertes **enlaces covalentes** con una disposición tetraédrica o triangular, respectivamente, de forma que en ambos casos se constituye un **sólido atómico cristalino**. La robustez de estos enlaces provoca que ambas sustancias presenten grandes energías de red y, por tanto, puntos de fusión elevados.

En la red del grafito existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica a través de la misma.

La respuesta correcta es **d**.

3.99. Los hidruros de la familia del nitrógeno presentan los siguientes puntos de ebullición:

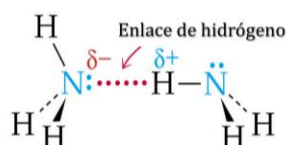
SbH ₃	AsH ₃	PH ₃	NH ₃
-17°C	-55°C	-87°C	-33°C

El amoníaco no presenta la tendencia de disminución del punto de ebullición por la presencia de:

- Enlace iónico.
- Enlace metálico.
- Enlace de hidrógeno.
- Fuerzas de van der Waals.
- Masa molecular más baja.
- Enlaces covalentes fuertes entre los átomos.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La anomalía que presenta el **amoníaco** en su punto de ebullición respecto al resto de los hidruros del grupo 15 del sistema periódico se debe a que sus moléculas se encuentran unidas mediante **enlace de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León no se dan las temperaturas y las opciones a y b se reemplazan por e y f).

3.100. Entre las siguientes sustancias, CaO, CO₂, SiO₂ y O₂, ¿cuántas forman una red iónica?

- a) Una
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Baleares 2005)

- CaO es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una **red cristalina iónica**.
- CO₂ y O₂ son sustancias que tienen enlace covalente no polar y forman moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- SiO₂ es una sustancia que tiene enlace covalente, pero en la que cada átomo de silicio se une covalentemente a cuatro átomos de oxígeno dando lugar a una red cristalina covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

3.101. ¿Qué compuesto, en fase líquida, será mejor disolvente para un cristal iónico?

- a) Ácido clorhídrico
- b) Trifluoruro de boro
- c) Pentacloruro de fósforo
- d) Dióxido de carbono

(O.Q.L. Baleares 2005)

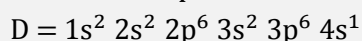
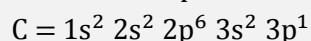
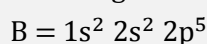
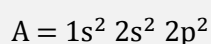
Los cristales iónicos son estructuras formadas por iones, de acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, los mejores disolventes para dichos cristales son aquellos que sean muy polares.

De las cuatro sustancias propuestas, la única que presenta un momento dipolar permanente, y además elevado es el **ácido clorhídrico**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2004 cambiando dos compuestos).

3.102. Cuatro elementos distintos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



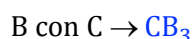
¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con todos los demás?

- a) AB₄, CB₃ y DB
- b) AB₂, CB y DB
- c) A₄B, C₃B y D₂B
- d) AB₄, CB y DB₂

(O.Q.L. Asturias 2005)

- El **elemento A** tiende a **ganar o compartir cuatro electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento B** tiende a **ganar un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento C** tiende a **ceder tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento D** tiende a **ceder un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.

Las combinaciones de B con el resto de los elementos cumpliendo la condición de electroneutralidad son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.103. Indique la frase incorrecta:

- a) En un periodo de la tabla periódica, la electronegatividad de los elementos aumenta de izquierda a derecha, siendo máxima en los halógenos y en cada grupo disminuye a medida que se desciende.
- b) El radio de un catión es menor que el de su correspondiente átomo neutro.
- c) Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes polares.
- d) Las representaciones de Lewis explican la estructura geométrica de la molécula.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Correcto. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

b) Correcto. Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo del que procede.

c) Correcto. Los compuestos iónicos están formados por elementos de muy diferente electronegatividad por lo que son muy polares, y de acuerdo con el aforismo "lo semejante disuelve a lo semejante" serán muy solubles en disolventes polares.

d) **Incorrecto**. Las representaciones de Lewis solo indican el número y tipo de pares de electrones que rodean a cada átomo dentro de una especie química. Para conocer la geometría es preciso aplicar el modelo de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

La respuesta correcta es la **d**.

3.104. Una sustancia presenta las siguientes propiedades:

- 1) Bajo punto de fusión
- 2) Soluble en tetracloruro de carbono
- 3) No conduce la corriente eléctrica

Esta sustancia es:

- a) Diamante
- b) Cobre
- c) Sílice
- d) Cloruro de sodio
- e) Yodo

(O.Q.L. Almería 2005)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- no conducir la electricidad
- ser soluble en CCl_4

debe tener un enlace **covalente** y formar un **compuesto molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**, características que cumple el **yodo, I_2** .

La respuesta correcta es la **e**.

3.105. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de fusión más alto?

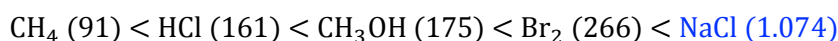
- a) Br₂
- b) NaCl
- c) HCl
- d) CH₃OH
- e) CH₄

(O.Q.L. Almería 2005)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **NaCl**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- **CH₄** e **Br₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el Br₂ debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable. Por esto, aunque ambas tienen puntos de fusión bajos, el del Br₂ es más alto que el del CH₄.
- **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión es bajo, pero superior al del CH₄ y HCl.
- **HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Por tanto, el punto de fusión del HCl es bajo.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 reemplazando KBr e I₂ por NaCl y Br₂).

3.106. Dados los conceptos siguientes, uno de ellos es falso:

- a) Electrólito es una sustancia que, en disolución acuosa, conduce la corriente eléctrica.
- b) Una disolución implica una reacción química en la que hay ruptura y formación de enlaces.
- c) Las disoluciones acuosas de HCl, KOH y NH₃ pueden ser consideradas como electrolitos fuertes.
- d) En la disolución de un electrolito débil coexisten iones y moléculas.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

- a) Verdadero. Coincide con el concepto de electrolito.
- b) Verdadero. En una reacción química se rompen enlaces en los reactivos y se forman en los productos.
- c) **Falso**. HCl y KOH son, respectivamente, ácido y base fuerte, y por ello en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones, es decir, son electrolitos fuertes. Sin embargo, NH₃ es base débil, por lo que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada en iones y no se comporta como un electrolito fuerte.
- d) Verdadero. Un electrolito débil es aquel que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociada en iones por lo que también hay presencia de moléculas sin disociar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.107. Dadas las siguientes afirmaciones indique cuál de ellas es verdadera:

- a) En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.
- B) El agua se evapora siempre a 100 °C.
- C) Al dejar abierto un recipiente con alcohol, este desaparece porque ha habido una combustión.
- D) Cuando el agua se evapora no se produce una reacción química.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Falso. En una reacción química los átomos rompen los enlaces que los mantienen unidos en una sustancia inicial y forman enlaces nuevos en una sustancia final.
- b) Falso. Una sustancia hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior. Cuando el agua se evapora a 100 °C es que la presión exterior es de 1 atm.
- c) Falso. El alcohol (etanol) se evapora en un recipiente abierto porque se rompen los enlaces intermoleculares de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de alcohol.
- d) **Verdadero**. La evaporación es un cambio de estado, no es una reacción química.

La respuesta correcta es la **d**.

3.108. Entre los compuestos dados a continuación: MgO, NF₃, CaCl₂, SrBr₂, SF₂, hay:

- a) Tres compuestos iónicos y dos covalentes.
- b) Tres compuestos covalentes y dos iónicos.
- c) Un compuesto covalentes y cuatro iónicos.
- d) Un compuesto iónico y cuatro covalentes.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
MgO	3,44 - 1,31 = 2,13	iónico
NF ₃	3,98 - 3,04 = 0,94	covalente
CaCl ₂	3,16 - 1,00 = 2,16	iónico
SrBr ₂	2,96 - 0,95 = 2,01	covalente-iónico
SF ₂	3,98 - 2,58 = 1,40	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

3.109. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones referidas al compuesto cloruro de cesio son verdaderas o falsas?

- i) Presenta puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.
- ii) Su red está constituida por iones y en estado sólido es un buen conductor de la corriente eléctrica.
- iii) Las moléculas de CsCl están unidas entre sí por fuerzas de van der Waals.

- a) i) falsa ii) verdadera iii) falsa
- b) i) verdadera ii) falsa iii) falsa
- c) i) falsa ii) verdadera iii) verdadera
- d) i) falsa ii) falsa iii) falsa

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

El **CsCl** es una sustancia con enlace predominantemente **iónico** por lo que forma moléculas. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:

- a) Falso. Presenta **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

ii) Falso. En **estado sólido** es un **mal conductor de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

iii) Falso. En una sustancia que presenta enlace iónico **no puede tener fuerzas de van der Waals**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.110. Una difracción de segundo orden de $67,0^\circ$; producida por rayos X de longitud de onda de 0,141 nm, está relacionada con una distancia interplanar de:

- a) 0,153 nm
- b) 0,0766 nm
- c) 0,306 nm
- d) 0,175 nm
- e) 0,131 nm

(O.Q.N. Vigo 2006)

La ecuación de Bragg (1913) para difracción de RX por estructuras cristalinas es:

$$n \lambda = 2d \operatorname{sen} \theta \quad \rightarrow \quad \begin{cases} n = \text{orden de difracción} \\ d = \text{distancia interplanar} \\ \lambda = \text{longitud de onda de RX} \\ \theta = \text{ángulo de RX con el cristal} \end{cases}$$

El valor de la distancia interplanar es:

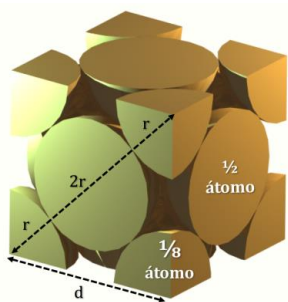
$$d = \frac{2 \cdot 0,141 \text{ nm}}{2 \cdot \operatorname{sen} 67,0^\circ} = 0,153 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.111. El níquel cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es $8,94 \text{ g cm}^{-3}$ a 20°C . ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- a) 340 pm
- b) 352 pm
- c) 372 pm
- d) 361 pm
- e) 392 pm

(O.Q.N. Vigo 2006)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo (D) está integrada por cuatro radios atómicos.

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{58,71 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{8,94 \text{ g}} = 6,757 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{6,757 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,52 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{12} \text{ pm}}{1 \text{ m}} = 352 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.112. Teniendo en cuenta los diagramas de orbitales moleculares para moléculas diatómicas y la multiplicidad de los enlaces, ordene la energía de disociación de las siguientes moléculas: H_2 , He_2 , He_2^+ , O_2 y N_2 :

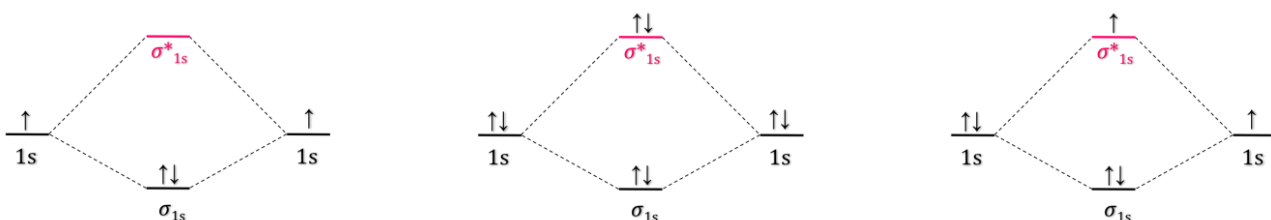
- $\text{H}_2 < \text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2$
- $\text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2$
- $\text{He}_2^+ < \text{He}_2 < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2$
- $\text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{H}_2 < \text{O}_2 < \text{N}_2$
- $\text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2 < \text{He}_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

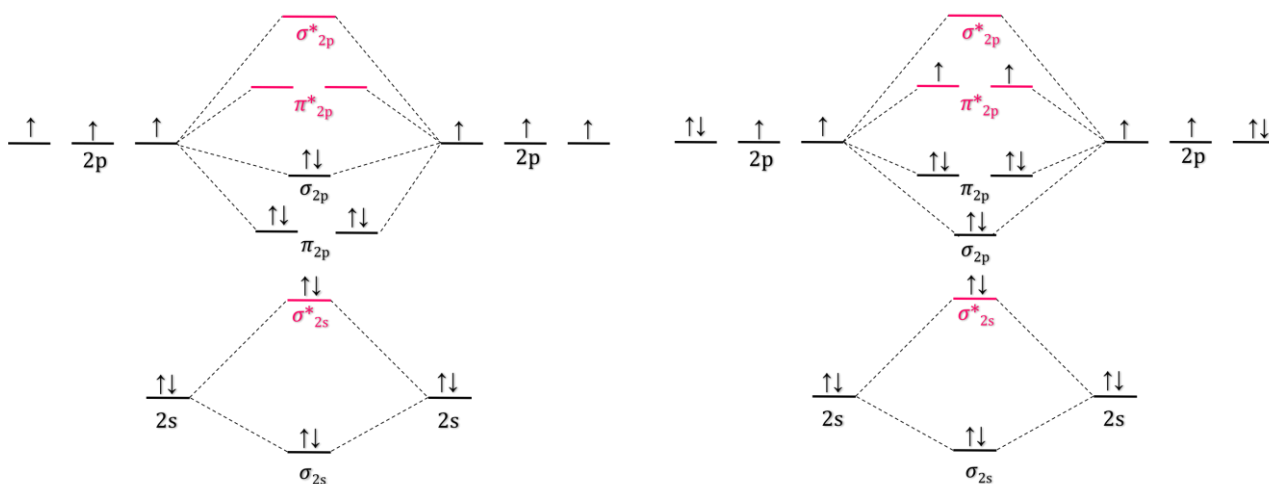
A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá mayor energía de enlace la especie que presente un mayor orden de enlace.



$$\text{ord. enlace } \text{H}_2 = \frac{1}{2}(2 - 0) = 1 \quad \text{ord. enlace } \text{He}_2 = \frac{1}{2}(2 - 2) = 0 \quad \text{ord. enlace } \text{He}_2^+ = \frac{1}{2}(2 - 1) = 0,5$$



$$\text{orden de enlace } \text{N}_2 = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$$

$$\text{orden de enlace } \text{O}_2 = \frac{1}{2}(8 - 4) = 2$$

El orden correcto de energías de enlace es:



La respuesta correcta es la **d**.

3.113. Clasifique las siguientes sustancias iónicas en orden creciente de energía de red: MgCl_2 , CaCl_2 , MgF_2 .

- $\text{MgCl}_2 < \text{MgF}_2 < \text{CaCl}_2$
- $\text{MgCl}_2 < \text{CaCl}_2 < \text{MgF}_2$
- $\text{CaCl}_2 < \text{MgCl}_2 < \text{MgF}_2$
- $\text{CaCl}_2 < \text{MgF}_2 < \text{MgCl}_2$
- $\text{MgF}_2 < \text{CaCl}_2 < \text{MgCl}_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

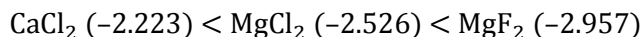
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en las tres sustancias (+2 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaCl_2 con elementos del cuarto y tercer periodo, más pequeños en MgF_2 con elementos del tercero y segundo periodo, y finalmente, intermedios en MgCl_2 donde ambos elementos pertenecen al tercer periodo.

Teniendo en cuenta lo dicho, los valores de U deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.114. Un elemento A de número atómico 12 se combina formando un enlace iónico con otro B de número atómico 17. La fórmula del compuesto iónico formado es:

- AB
- AB_2
- A_2B_5
- A_5B_2

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

- El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 2. El valor de $n = 3$ indica que es el **magnesio**. Tiene tendencia a ceder dos electrones y formar el ion Mg^{2+} .
- El **elemento B** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el **cloro**. Tiene tendencia a captar un electrón y formar el ion Cl^- .

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de B (cloro) con un átomo de A (magnesio) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es AB_2 con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

3.115. Para disolver I_2 en alcohol se deben romper:

- Enlaces iónicos.
- Enlaces covalentes.
- Fuerzas de van der Waals.
- Enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2011)

El $I_2(s)$ es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por **fuerzas de dispersión de London** por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

El alcohol (etanol), C_2H_5OH , es una sustancia que tiene enlace covalente polar, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

Las moléculas de alcohol presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I_2 , inducirán en estas un dipolo de forma que existirán **interacciones dipolo permanente-dipolo inducido (fuerzas de van der Waals)**.

La respuesta correcta es la c.

3.116. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponde al diamante?

- Tiene un punto de ebullición bajo y es soluble en benceno.
- Es soluble en agua y conduce la electricidad.
- No es soluble en agua y tiene un punto de ebullición elevado.
- Es frágil y blando.

(O.Q.L. Asturias 2006)

- El **diamante es un sólido atómico cristalino** que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro átomos formando tetraedros unidos entre sí.
- Los **enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes** por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que **solo se rompe a temperaturas superiores a 3.500 K**.
- Cualquier tipo de **disolvente es incapaz de romper dicha red**.
- Es la sustancia **más dura de la naturaleza**.

La respuesta correcta es la c.

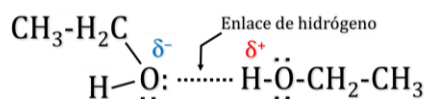
3.117. De las siguientes afirmaciones, todas ciertas, ¿cuál tendría su explicación en la existencia de enlaces de hidrógeno?

- El etano tiene el punto de ebullición superior al metano.
- El punto de ebullición del CO es ligeramente superior al del N_2 .
- El H_2Te tiene punto de ebullición superior al del H_2Se .
- El punto de ebullición del etanol es superior al del éter etílico.

(O.Q.L. Murcia 2006)

El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El **etanol (CH_3CH_2OH)** sí forma enlace de hidrógeno ya que posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (oxígeno).



- El **éter etílico** (CH_3OCH_3) no forma enlace de hidrógeno ya que no posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (oxígeno).



El **etanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) tiene mayor punto de ebullición que el **éter etílico** (CH_3OCH_3) ya que si puede formar enlaces de hidrógeno.

- CO , N_2 , H_2Se y H_2Te tampoco cumplen las condiciones para formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

3.118. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la electricidad en estado sólido?

- MgO
- NaCl
- SiO_2
- C (grafito)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012)

- Los sólidos iónicos como **MgO** y **NaCl**, **no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los sólidos covalentes reticulares como **SiO_2** , forman una red en la que los átomos de silicio se unen de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que **no permite el paso de los electrones** a través de la misma en ningún tipo de estado de agregación.
- En los sólidos atómicos reticulares como **C (grafito)**, los átomos de carbono se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición triangular, de forma que se constituye un sólido atómico cristalino. Esta estructura presenta electrones deslocalizados, lo que **permite el paso de la corriente eléctrica** a través de la misma.

La respuesta correcta es la **d**.

3.119. Para fundir uno de las siguientes sustancias es necesario vencer las fuerzas debidas al enlace covalente. Indique de qué sustancia se trata:

- C (diamante)
- Na_2O
- Zn
- H_2O

(O.Q.L. Murcia 2006)

En los sólidos atómicos reticulares como **C (diamante)**, los átomos de carbono se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición tetraédrica, de forma que se constituye un sólido atómico cristalino.

La respuesta correcta es la **a**.

3.120. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de fusión?

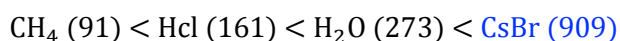
- H_2O
- CH_4
- HCl
- CsBr

(O.Q.L. Murcia 2006)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El **mayor punto de fusión** le corresponde al **CsBr**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- **H₂O** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo, pero superior al del resto de las sustancias propuestas.
- **Hcl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London.
- **CH₄** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es el más bajo de todas las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

3.121. Los dióxidos de carbono, azufre y silicio tienen fórmulas empíricas análogas. A presión atmosférica, el CO₂ sublima a -78 °C, el SO₂ hierve a -10 °C y el SiO₂ funde a 1 600 °C. Teniendo en cuenta estos hechos, indica la proposición correcta:

- a) El CO₂ y SO₂ forman sólidos moleculares y su diferente comportamiento se debe a la diferencia en los momentos dipolares de sus moléculas.
- b) Los tres óxidos forman redes covalentes.
- c) En estado sólido, el CO₂ es molecular, el SO₂ y SiO₂ forman redes covalentes.
- d) El elevado punto de fusión del SiO₂ se explica porque el momento dipolar de sus moléculas es muy grande.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- **CO₂** es una sustancia que tienen enlace **covalente no polar** y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London** que hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.
- **SO₂** es una sustancia que tiene enlace **covalente polar**, por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.
- **SiO₂** es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une a cuatro átomos de oxígeno mediante un **enlace covalente** de forma que a temperatura ambiente se forme un sólido cristalino que se llama **red covalente**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.122. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos tendrá un punto de ebullición más bajo?

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Las sustancias anteriores no son hidrocarburos alifáticos.

(O.Q.L. Baleares 2006)

Los **hidrocarburos alifáticos** son compuestos moleculares con enlace **covalente no polar**. Las fuerzas que existen entre las moléculas de hidrocarburo son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la **temperatura de ebullición más baja le corresponde al metano**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.123. Solo una de las afirmaciones siguientes es cierta:

- a) El anión bromuro tiene un radio menor que el del átomo de bromo.
- B) Un compuesto químico iónico tiene grandes posibilidades de ser soluble en agua.
- C) El agua es líquida porque se trata de un compuesto químico covalente.
- D) La unión entre dos átomos de sodio es de tipo covalente.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. El ion bromuro, Br^- , tiene un electrón más que el átomo de bromo. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión bromuro es mayor que el del átomo de bromo.

b) **Cierto**. Los **compuestos iónicos** presentan **elevada solubilidad en agua** ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. El agua es líquida debido a la existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua.

d) Falso. El sodio tiene un único electrón en la capa de valencia, por tanto mediante la unión dos átomos de sodio de forma covalente no consiguen ambos completar su octeto.

La respuesta correcta es la **b**.

3.124. De las afirmaciones siguientes indique la que es falsa:

- a) Para el ácido nítrico el número de oxidación del nitrógeno es +5.
- B) El ion amonio del sulfato de amonio es un catión monovalente.
- C) El ion cloruro presenta menor radio que el átomo de cloro.
- d) Las moléculas con enlace covalente son malas conductoras de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

- a) Verdadero. Sabiendo que los números de oxidación del H y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, para el HNO_3 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+1) + x + 3(-2) = 0 \quad \longrightarrow \quad x = +5$$

b) Verdadero. El ion amonio, NH_4^+ , es un ion con carga +1.

c) **Falso**. El ion cloruro, Cl^- , tiene un radio mucho mayor que el del átomo de cloro, ya que al tener un electrón más aumenta la constante de apantallamiento por lo que disminuye la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear.

D) Verdadero. Las moléculas con enlace covalente no permiten el paso de los electrones por ellas lo que las hace malas conductoras de la electricidad.

La respuesta correcta es la **c**.

3.125. ¿Cuáles de las siguientes disoluciones acuosas 10^{-3} M, tendrán la misma conductividad?

- 1) $C_6H_{12}O_6$ (glucosa) 2) NaCl 3) Na_2SO_4 4) CH_3COOH
 a) 1 y 4
 b) 2 y 3
 c) 2, 3 y 4
 d) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Presentarán la misma conductividad las disoluciones cuyos solutos al disociarse proporcionen el mismo número de partículas, n .

- 1) $C_6H_{12}O_6$ es un compuesto covalente que no se disocia en iones. ($\alpha = 0$) $n = 1$
 2) $NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 2$
 3) $Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2 Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 3$
 4) CH_3COOH es un ácido débil poco disociado en iones. ($\alpha \approx 0$) $n = 1$

La respuesta correcta es la **d**.

3.126. El cesio está a la izquierda en la tabla periódica y el cloro a la derecha, lo que implica que sea falso:

- a) El cloruro de cesio es un sólido iónico.
 B) El cloro del cloruro de cesio es un anión.
 C) El radio del cesio del compuesto y el del cesio como elemento químico son diferentes.
 D) La temperatura de fusión del compuesto químico ha de ser baja.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico que forma redes iónicas sólidas a temperatura ambiente.

B) Verdadero. El cloro que forma el compuesto es el ion cloruro, Cl^- .

C) Verdadero. El cesio que forma el compuesto es el ion Cs^+ que tiene un radio mucho menor que el del átomo de cesio.

D) Falso. El CsCl presenta un **elevado punto de fusión debido** a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

La respuesta correcta es la **d**.

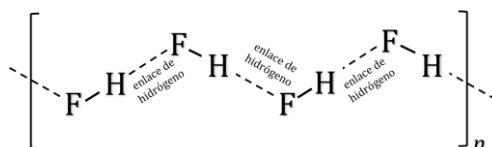
3.127. Para los siguientes compuestos, HF, HCl, HBr y HI ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- A) $HBr > HI > HCl > HF$
 b) $HI > HBr > HF > HCl$
 c) $HI > HBr > HCl > HF$
 d) $HF > HI > HBr > HCl$
 e) $HF > HCl > HBr > HI$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

Los **cuatro compuestos** tienen enlace **covalente polar** y presentan enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. No obstante, el HF presenta, además, enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno** por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.

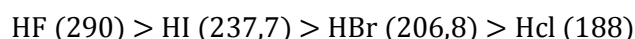


De los tres compuestos restantes, las **fuerzas de dispersión de London** son **más intensas** a medida que **crece el volumen** de la molécula.

Los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición decrecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) de los compuestos propuestos son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Galicia 2012 y Madrid 2012 se pregunta cuál tiene punto de ebullición más bajo).

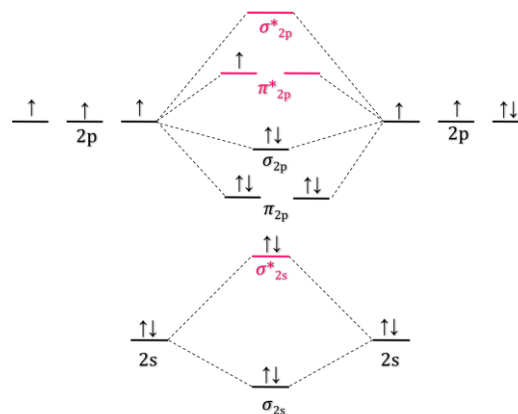
3.128. Indique cuál de las siguientes especies es diamagnética:

- NO
- O_2
- O_2^{2+}
- O_2^-
- O_2^{2-}

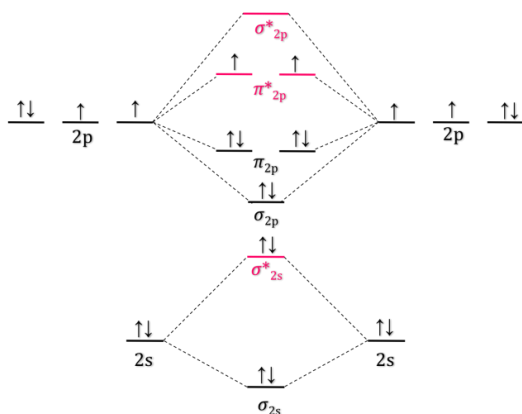
(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

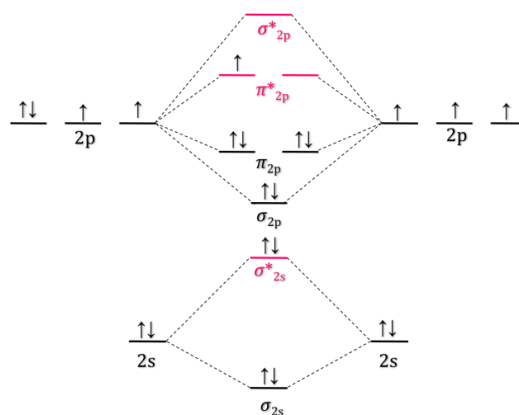
- Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de NO se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética.



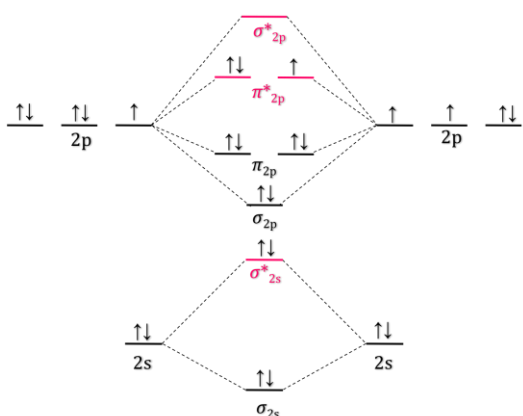
- Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O_2 se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética.



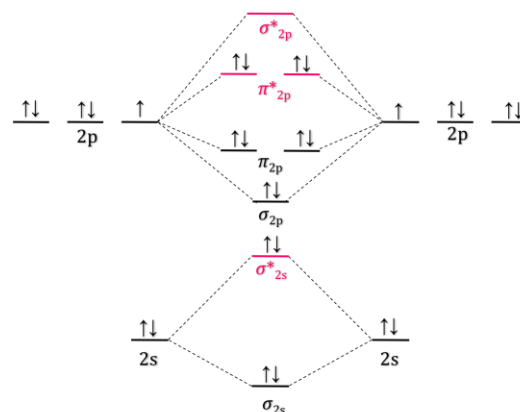
c) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^+ se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética.



d) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^- se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética.



e) Verdadero. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^{2-} se observa que no presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.



La respuesta correcta es la e.

3.129. Indique cuáles de los siguientes compuestos son gases a temperatura ambiente y 1 atm de presión:

- 1) HCl 2) CO_2 3) I_2 4) KCl 5) NH_3

- a) 2 y 5
 b) 2, 3 y 5
 c) 1, 2 y 5
 d) 1, 2 y 4
 e) 1, 3 y 5

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

1) HCl es una sustancia que tiene enlace covalente polar que presenta enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque a temperatura ambiente sus moléculas están en estado gaseoso.

2) CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y sus moléculas están en estado gaseoso a temperatura ambiente.

3) KCl es una sustancia que tiene enlace iónico y sus iones se mantienen unidos por intensas fuerzas coulombianas que hacen que a temperatura ambiente forme una red iónica sólida.

4) I₂ es una sustancia que tiene enlace covalente covalente no polar y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London tan fuerte que a temperatura ambiente sus moléculas están en estado sólido.

5) NH₃ es una sustancia que tiene enlace covalente polar, que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, aunque a temperatura ambiente sus moléculas están en **estado gaseoso**.

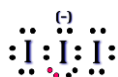
La respuesta correcta es la c.

3.130. Entre las siguientes proposiciones hay una falsa, indíquela:

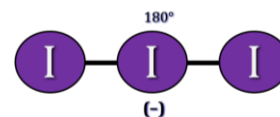
- a) La estructura del ion I₃⁻ es lineal.
- B) El SO₃ es una molécula coplanaria y sus 3 ángulos O-S-O son iguales.
- C) El orden de enlace de la molécula Li₂ es +1.
- D) CN y NO son dos moléculas paramagnéticas.
- e) El momento dipolar del CS₂ es mayor que el del SO₂.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

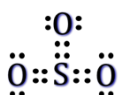
a) Verdadero. La estructura de Lewis del ion triyoduro es:



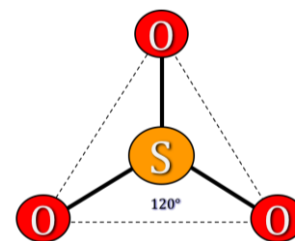
De acuerdo con la notación del modelo RPECV el I₃⁻ es un ion cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligando unidos al átomo central.



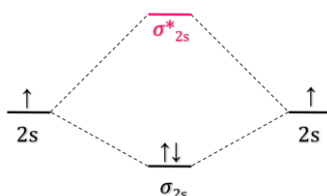
b) Verdadero. La estructura de Lewis con capa de valencia expandida de la molécula de trióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría molecular es triangular plana.



c) Verdadero. El diagrama de orbitales moleculares de la molécula de Li₂ es:



El orden de enlace en una molécula se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{electrones enlazantes} - \text{electrones antienlazantes}) = \frac{1}{2} (2 - 0) = 1$$

d) Verdadero. Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de nitrógeno y cianuro de hidrógeno son:



Se trata de especies con número impar de electrones por lo que deben tener al menos uno de ellos desapareado.

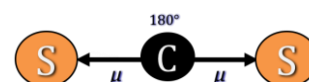
Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados lo que le hace interactuar débilmente con un campo magnético.

e) **Falso**. Las estructuras de Lewis de las moléculas de disulfuro de carbono y dióxido de azufre son:



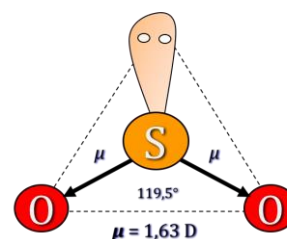
▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CS_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



La respuesta correcta es la **e**.

3.131. En el diagrama de la tabla periódica se indican algunos elementos cuyas letras no se corresponden con las de sus símbolos. Con respecto a estos elementos, indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

X	Y																		J	
																			T	
Q				R																

- Q y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.
- X y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.
- R y T forman el compuesto de mayor carácter covalente.
- R y J forman el compuesto de mayor carácter covalente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

De acuerdo con la situación en el sistema periódico:

- Los elementos X y Q pertenecen al grupo 1: X es Li (litio) y Q es K (potasio).
- El elemento Y pertenece al grupo 2: Y es Be (berilio).
- El elemento R pertenece al grupo 5: R es V (vanadio).
- El elemento T pertenece al grupo 16: T es S (azufre).
- El elemento J pertenece al grupo 17: J es F (flúor).

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, y dentro de un grupo, aumenta conforme disminuye el número de capas electrónicas n del elemento.

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
QJ (KF)	$3,98 - 0,82 = 3,16$	iónico
XJ (LiF)	$3,98 - 0,98 = 3,00$	iónico
RT (V_2S_5)	$2,58 - 1,63 = 0,95$	covalente
RJ (VF_5)	$3,98 - 1,63 = 2,41$	iónico

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace mayor aumenta el carácter iónico del compuesto. El **mayor porcentaje de carácter iónico** le corresponde al **QJ (KF)**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.132. ¿Cuál de las siguientes sustancias conducirá la corriente eléctrica tanto en estado sólido como líquido?

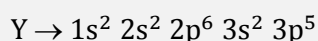
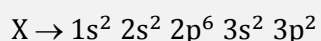
- Sodio
- Fluoruro de litio
- Sulfuro de amonio
- Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2007)

- En los **sólidos metálicos** como **Na**, los átomos de sodio se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones, lo que **permiten el paso de la corriente eléctrica**. Cuando se funde esa red, los cationes mantienen la tendencia a seguir rodeados por los electrones. En esta estructura existe un mar de electrones deslocalizados que **permiten el paso de la corriente eléctrica** a través de la misma.
- Los sólidos iónicos como LiF, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los sólidos moleculares como $(NH_4)_2S$ y los sólidos covalentes reticulares como SiO_2 , no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.

La respuesta correcta es la **a**.

3.133. Dos átomos X e Y tienen las configuraciones electrónicas:



el compuesto más probable a formar entre ellos será:

- Iónico, con fórmula X_2Y .
- Iónico, con fórmula XY_2 .
- Covalente, con fórmula XY_4 .
- Covalente, con fórmula X_2Y_5 .

(O.Q.L. Murcia 2007)

- El **átomo X** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2 3p^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 14. El valor de $n = 3$ indica que es el **silicio**.
- El **átomo Y** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2 3p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el **cloro**.

Ambos elementos tienen 4 y 7 electrones de valencia, respectivamente, por lo que ninguno de ellos tiene tendencia a ceder electrones. Por este motivo el compuesto formado por ambos tiene carácter **covalente**.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combina un átomo de X (silicio) con cuatro átomos de Y (cloro) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es XY_4 ($SiCl_4$).

La respuesta correcta es la **c**.

3.134. Las partículas constituyentes y las fuerzas de enlace que las unen definen las características y el tipo de sustancia que es posible encontrar a nuestro alrededor. Así:

- a) Las fuerzas de van der Waals dan lugar a sustancias de bajo punto de fusión.
- b) Las sustancias constituidas por iones son blandas.
- c) Las sustancias llamadas metálicas están formadas por moléculas.
- d) Las sustancias llamadas moleculares conducen muy bien la electricidad.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) **Verdadero**. Las fuerzas de van der Waals son enlaces intermoleculares débiles, por tanto, las sustancias que los poseen necesitan poca energía para que sus moléculas puedan romper estos enlaces y escapar a otra fase, es por ello, que los puntos de fusión deben ser bajos.

b) Falso. Si están constituidos por iones de diferente carga forman redes cristalinas iónicas que son duras ya que los enlaces entre estos son fuertes.

c) Falso. En los metales los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red cristalina formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones.

d) Falso. Los sólidos moleculares no conducen la corriente eléctrica ya que no presentan en su estructura electrones deslocalizados que se puedan mover la misma.

La respuesta correcta es la **a**.

3.135. El agua se evapora más rápidamente a $90\text{ }^\circ\text{C}$ que a $45\text{ }^\circ\text{C}$, debido a que:

- a) A temperatura elevada las moléculas están más separadas entre sí.
- b) A temperatura elevada las moléculas poseen mayor energía potencial.
- c) Al aumentar la temperatura disminuye la intensidad de las fuerzas atractivas intermoleculares.
- d) El proceso $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ es exotérmico.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a-b) Falso. Si el agua permanece en estado líquido las moléculas aumentan su velocidad y su energía cinética al hacerle la temperatura.

c) **Verdadero**. Las fuerzas atractivas intermoleculares de orientación, que se dan entre dipolos permanentes, como es el caso del agua, son inversamente proporcionales a la temperatura. En una primera aproximación, la energía potencial de atracción entre dos moléculas del tipo dipolo-dipolo es:

$$E = -\frac{2\mu_1\mu_2}{3r^6kT}$$

donde μ_1 y μ_2 son los momentos dipolares de las moléculas que interactúan, que, en este caso, son iguales y r es la distancia entre moléculas.

d) Falso. El proceso de vaporización del agua es endotérmico, ya que se deben romper las fuerzas intermoleculares de enlaces de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.136. Los compuestos iónicos:

- a) Son muy volátiles a temperatura ambiente.
- b) Son buenos conductores de la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- c) Tienen un punto de fusión elevado.
- d) Son poco solubles en disolventes polares puros.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y son sólidos a temperatura ambiente.

b) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

c) **Verdadero**. Las **elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos** determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen **elevadas temperaturas de fusión**.

d) Falso. Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes muy polares como el agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

La respuesta correcta es la **c**.

3.137. Cuando aumenta la temperatura de un sólido:

- a) Disminuye el volumen.
- b) Aumenta la densidad.
- c) Disminuye la densidad.
- d) Aumenta la masa.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Cuando se **aumenta la temperatura** de un sólido, este se dilata y **aumenta su volumen**, por tanto, **disminuye la densidad**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.138. Dadas las especies químicas siguientes, indique cuál conduce la corriente eléctrica en esas condiciones:

- a) Cloruro de sodio añadido en un recipiente que contiene benceno.
- b) Dióxido de silicio sólido.
- c) Bromuro de potasio añadido en un recipiente que contiene agua.
- d) Cera sólida añadida en un recipiente que contiene agua destilada.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. El NaCl es un compuesto iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. No es posible disolverlo en benceno, disolvente no polar. Al no romperse la red los iones no quedan libres y la corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

b) Falso. El SiO₂ es un compuesto covalente que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esta estructura no presenta electrones deslocalizados por lo que la corriente eléctrica no puede atravesarla.

c) **Verdadero**. El **KBr** es un compuesto iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Cuando se rompe la red al disolver en agua esta sustancia los iones quedan libres lo que **permite el paso de los electrones** a través de ellos.

d) Falso. Las ceras son, generalmente, hidrocarburos saturados de elevado peso molecular. Los hidrocarburos presentan enlace covalente no polar y no se disuelven en agua. La corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

La respuesta correcta es la c.

3.139. En uno de los compuestos que se proponen, el comportamiento como compuesto iónico es más acusado que en el resto. Indique cuál de ellos es:

- a) CCl_4
- b) SbCl_3
- c) CaCl_2
- d) SnCl_4

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
SbCl_3	$3,16 - 2,05 = 1,11$	covalente
CaCl_2	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico
SnCl_4	$3,16 - 1,96 = 1,20$	covalente

La respuesta correcta es la c.

3.140. Indique la proposición cierta:

- a) Al aumentar la temperatura aumenta la conductividad de un metal.
- b) Los metales son sólidos cuyos átomos se unen por enlace covalente aportando cada átomo un electrón.
- c) Si las moléculas de CCl_4 se unen en el estado sólido lo hacen por fuerzas de van der Waals.
- d) Los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica al tener los iones en posiciones fijas.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.

b) Falso. Los metales forman una estructura reticular en la que los nudos de la red están ocupados por cationes rodeados de un "mar de electrones". Las fuerzas coulombianas existentes entre los cationes y los electrones son las que mantienen unidas a todas las partículas que forman a red.

c) **Verdadero.** CCl_4 es una sustancia que tienen enlace **covalente no polar** y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London** que hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.

d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y a temperatura ambiente son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

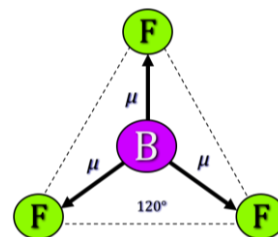
La respuesta correcta es la c.

3.141. ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante en el BF_3 ?

- a) Enlace de hidrógeno
- b) Iónica
- c) Dipolo-dipolo
- d) Dispersión de London

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

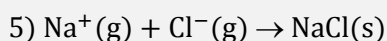
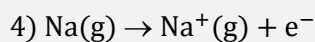
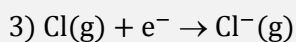
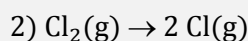
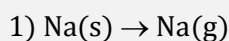


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en una sustancia que no presenta momento dipolar permanente son las fuerzas de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.142. Las siguientes reacciones están implicadas en el ciclo de Born-Haber para el NaCl. ¿Cuál o cuáles serán exotérmicas?



- a) 3
b) 3 y 5
c) 2 y 3
d) 1 y 2

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

- La **etapa 1** corresponde a la sublimación del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.
- La **etapa 2** corresponde a la disociación de la molécula de cloro, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de cloro.
- La **etapa 3** corresponde a la afinidad electrónica del cloro, un **proceso exotérmico**, ya que se desprende energía cuando el átomo de cloro capta un electrón.
- La **etapa 4** corresponde a la ionización del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.
- La **etapa 5** corresponde a la formación de la red de cloruro de sodio y la energía asociada a la misma es la energía reticular, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por tanto, se trata de un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.143. Para los siguientes óxidos que tienen la misma estequiometría: CO_2 , SO_2 , SiO_2 , señale la proposición correcta:

- a) Los tres óxidos tienen propiedades básicas.
b) Los tres óxidos forman sólidos moleculares.
c) El SiO_2 forma un sólido de red covalente.
d) La molécula de SO_2 tiene forma lineal.

(O.Q.L. Madrid 2007)

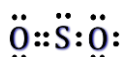
- a) Falso. Los óxidos con esa estequiometría tienen propiedades ácidas.

b) Falso. CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

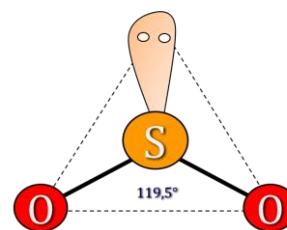
▪ SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

c) **Verdadero.** SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte **enlace covalente** a cuatro átomos de oxígeno lo que hace que a temperatura ambiente forme un **sólido de red covalente**.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la c.

3.144. Indique el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

- | | | | | |
|---|--------------------------------------|--|--|-----------------------------------|
| a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | CH_3COOH |
| b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | CH_3COOH |
| c) CH_3COOH | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ |
| d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | CH_3COOH |

(O.Q.L. Madrid 2007)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etilmetiléter, $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$.

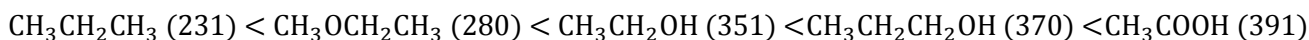
▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido acético, CH_3COOH , y en los alcoholes, etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, y 1-propanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además, el **punto de ebullición aumenta** con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan **al aumentar la longitud de la cadena**.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.145. Los sólidos iónicos se caracterizan por:

- Que sus disoluciones acuosas contienen moléculas.
- Tener bajos puntos de fusión.
- Ser buenos conductores de la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.
- Ser duros, quebradizos y solubles en agua.

(O.Q.L. Baleares 2007)

Las características principales de los **sólidos iónicos** son:

- En **disolución acuosa se disocian fácilmente en iones** debido a que las intensas fuerzas de atracción existentes entre estos se vuelven muy débiles por la presencia del agua debido a que su constante dieléctrica tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).
- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Elevada dureza** debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **rígidos**, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.
- Son **no conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

La respuesta correcta es la **d**.

3.146. Una curiosa propiedad del platino es que:

- Se disuelve en agua fría, pero no en agua caliente.
- En contacto con el agua brilla de forma especial (relámpago de platino).
- En contacto con el agua la descompone, liberando hidrógeno.
- Puede retener hidrógeno en grandes cantidades.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Los metales del grupo del platino (Ni, Pd y Pt) no son solubles en agua fría ni en agua caliente, ni descomponen al agua con desprendimiento de hidrógeno. Sin embargo, tienen la propiedad de ocluir o adsorber hidrógeno. Lo hacen tanto cuando están en forma compacta, finamente dividido (esponja) o disolución coloidal.

La respuesta correcta es la **d**.

3.147. ¿Qué es el acero común?

- Una aleación de hierro con carbono.
- Una aleación de hierro con otros metales.
- Una aleación de hierro con cobre.
- Hierro tratado para hacerlo más dúctil.

(O.Q.L. Murcia 2008)

El **acero es una aleación de hierro** con pequeñas cantidades de carbono (hasta el 1,5 %). Si se añaden a la aleación elementos como Cr, Ni, Mn, V, Mo y W, se pueden conseguir aceros con propiedades especiales.

La respuesta correcta es la **a**.

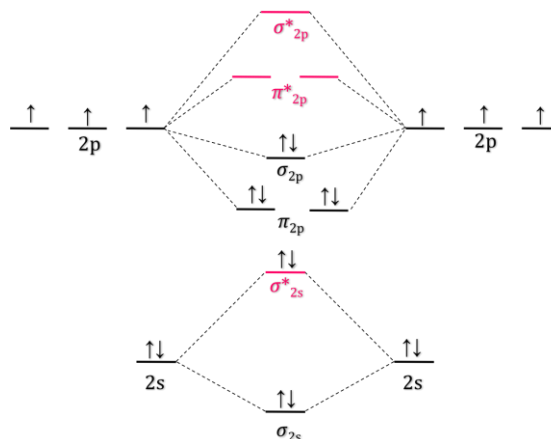
3.148. ¿Cuál es el orden de enlace de la molécula de N_2 ?

- a) 2
- b) 3
- c) 2,5
- d) 6

(O.Q.L. Murcia 2008)

A la vista del diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares de una molécula se define el orden de enlace de la misma como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones en OM enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones en OM antienlace}) = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$



La respuesta correcta es la **b**.

3.149. De las siguientes proposiciones referidas a los sólidos, ¿cuál es cierta?

- a) Los sólidos moleculares nunca son solubles en agua.
- b) La dureza de los sólidos metálicos es siempre elevada.
- c) El carburo de silicio y el cromo son solubles en disolventes polares.
- d) El KCl tiene menor energía reticular que el CaO.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. Los sólidos moleculares están formados por átomos unidos mediante enlaces covalentes y suelen ser poco o nada polares, por tanto, no son solubles en disolventes polares como el agua.

b) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos son blandos.

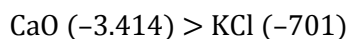
c) Falso. El SiC es un sólido covalente y el Cr un sólido metálico. Ambos tipos de sólidos no son solubles en disolventes polares.

d) **Verdadero**. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La mayor energía de red le corresponde al CaO que tiene cargas mayores que el KCl, y la distancia interiónica es menor también en esta sustancia que está integrada por elementos del cuarto y segundo periodo, mientras que para el KCl pertenecen al tercero y cuarto.

Consultando la bibliografía los valores de las energías reticulares (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.150. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el enlace iónico:

- a) LiCl
- b) CaBr_2
- c) TiCl_4
- d) AsCl_3

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
CaBr_2	$2,96 - 1,00 = 1,96$	covalente-iónico
TiCl_4	$3,16 - 1,54 = 1,62$	covalente
AsCl_3	$3,16 - 2,18 = 0,98$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

3.151. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene enlace iónico?

- a) PCl_5
- b) NH_3
- c) SF_4
- d) Na_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
PCl_5	$3,16 - 2,19 = 0,97$	covalente
NH_3	$3,04 - 2,20 = 0,84$	covalente
SF_4	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente
Na_2O	$3,44 - 0,93 = 2,51$	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

3.152. De las siguientes afirmaciones, en términos generales, una es falsa:

- a) Los puntos de fusión de las sustancias inorgánicas son superiores a los de las orgánicas.
- b) Las sustancias inorgánicas son más volátiles que las orgánicas.
- c) Es más fácil encontrar sustancias con enlace iónico en la química inorgánica que en la orgánica.
- d) Las sustancias inorgánicas se disuelven mejor en agua que las orgánicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Verdadero. Las sustancias orgánicas suelen ser compuestos moleculares con enlace predominantemente covalente. Además, tienen enlaces intermoleculares de van der Waals que son fuerzas bastante débiles que provoca que las temperaturas de fusión sean bajas.

b) Falso. Las **sustancias inorgánicas** suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que forman redes cristalinas sólidas a temperatura de ambiente. Los enlaces que mantienen unidas a las partículas en la red son fuertes, esto hace que las temperaturas de ebullición sean elevadas y, por lo tanto, **poco volátiles**.

c) Verdadero. Según se ha comentado en las propuestas anteriores.

d) Verdadero. Las sustancias inorgánicas suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que tienen elevada polaridad y se disuelven bien en disolventes polares como el agua.

La respuesta correcta es la **b**.

3.153. Si una sustancia está constituida por moléculas independientes de baja masa molecular, tiene:

- a) Un punto de ebullición alto.
- b) Un punto de fusión bajo.
- c) Elevada conductividad eléctrica.
- d) Elevada densidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las **sustancias moleculares** mantienen sus partículas unidas mediante fuerzas intermoleculares de van der Waals. Estos enlaces son bastante débiles por lo que las moléculas necesitan poco energía para romperlos y escapar de la estructura, por tanto, tienen **temperaturas de fusión bajas**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.154. Señale qué compuesto de los propuestos presenta mayor comportamiento iónico:

- a) AlF_3
- b) CF_4
- c) NO
- d) RbF

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

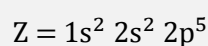
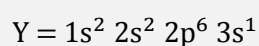
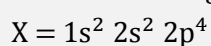
Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
AlF_3	$3,98 - 1,61 = 2,37$	iónico
CF_4	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente
NO	$3,44 - 3,04 = 0,40$	covalente
RbF	$3,98 - 0,79 = 3,19$	iónico

Dos los compuestos con enlace iónico el que presenta mayor diferencia de electronegatividad, **RbF**, es el que tiene **mayor porcentaje de carácter iónico**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.155. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:



se puede afirmar:

- a) Todos los elementos son muy electronegativos.
- b) X forma con Y un compuesto iónico de fórmula YX.
- c) Dos átomos de X se unirán entre sí por un enlace covalente doble.
- d) X forma con Z un compuesto predominantemente covalente de fórmula XZ.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. País Vasco 2012)

- El **átomo X** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que se trata del **oxígeno**.
- El **átomo Y** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que se trata del **sodio**.

▪ El **átomo Z** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 2$ indica que se trata del **flúor**.

a) Falso. El **elemento Y** (sodio) es **muy poco electronegativo**, tiene un único electrón en su capa más externa y tiene una marcada tendencia a cederlo.

b) Falso. Los elementos X (oxígeno) e Y (sodio) tienen electronegatividades muy distintas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter **iónico**. La fórmula de dicho compuesto no será XY ya que el oxígeno necesita dos electrones para completar su octeto cuando el sodio solo puede ceder uno. Por tanto, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser Y_2X (Na_2O).

c) **Verdadero**. Dos átomos del elemento X (oxígeno) comparten dos electrones cada uno y forman una molécula de X_2 (O_2) que presenta un enlace doble. Al tratarse de átomos del mismo elemento, los electrones de enlace son compartidos y el enlace entre átomos es **covalente**.

d) Falso. Los elementos X (oxígeno) e Z (flúor) tienen electronegatividades muy parecidas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter **covalente**.

La fórmula de dicho compuesto no será XZ ya que el oxígeno necesita dos electrones para completar su octeto mientras que el flúor solo necesita uno. Por tanto, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser XZ_2 (OF_2).

La respuesta correcta es la **c**.

3.156. Ordene los siguientes sólidos iónicos según su energía reticular suponiendo que tienen el mismo valor de la constante de Madelung: 1) KBr, 2) CaO, 3) CsBr, 4) CaCl_2 .

- a) $1 < 3 < 4 < 2$
- b) $3 < 1 < 4 < 2$
- c) $3 < 1 < 2 < 4$
- d) $1 < 3 < 2 < 4$
- e) $4 < 1 < 3 < 2$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Valencia 2008) (O.Q.N. Valencia 2011)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

▪ Respecto a las cargas, son las mismas en KBr y CsBr (+1 y -1), en el CaCl_2 (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).

▪ Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CsBr y KBr ya que incluye elementos del sexto y quinto periodo (CsBr) y cuarto y quinto periodo (KBr). A continuación, CaCl_2 con elementos del cuarto y tercer periodo y, finalmente, menores en el CaO con elementos del cuarto periodo y segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por energía reticular creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.157. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene mayor energía de red?

- a) NaCl
- b) MgO
- c) KF
- d) MgCl₂

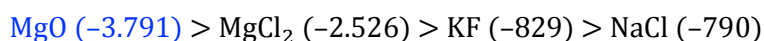
(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La **máxima energía de red** le corresponde al **MgO** ya que tiene las cargas más elevadas (+2 y -2) y, además, la distancia interiónica es la menor de todas ya que está formado por elementos pequeños del tercer y segundo periodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.158. ¿Cuál de los siguientes compuestos forma cristales moleculares en estado sólido?

- a) CaO
- b) Cl₂
- c) SiO₂
- d) BN

(O.Q.L. Madrid 2008)

- El CaO tiene enlace predominantemente iónico por lo que forma una red iónica.
- SiO₂ y BN tienen enlace predominantemente covalente por lo que forman redes covalentes.
- El Cl₂ es una sustancia con enlace predominantemente covalente que, en las condiciones de temperatura y presión adecuadas, puede formar un **cristal molecular**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.159. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de ebullición más bajo?

- a) H₂O
- b) C₂H₆
- c) Cl₂
- d) CH₄

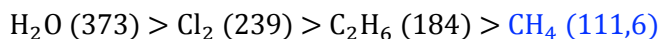
(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2013)

Como todas las sustancias propuestas tienen enlace covalente y forman compuestos moleculares, presentará menor temperatura de ebullición aquella que presente tenga las intermoleculares más débiles.

- H₂O es una molécula polar que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de ebullición es más alta de lo que debería ser.

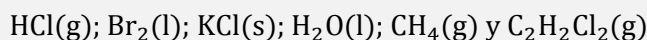
▪ C_2H_6 , Cl_2 y CH_4 son moléculas no polares. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las sustancias con mayor volumen atómico que son más polarizables. Por este motivo, **la menor temperatura de ebullición le corresponde al CH_4** .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.160. Para las sustancias indicadas a continuación:



cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

1. Las moléculas $HCl(g)$ y $H_2O(l)$ son polares
2. En los cristales de $KCl(s)$ hay iones
3. Las moléculas $Br_2(l)$ y $CH_4(g)$ son polares
4. Existe más de una sustancia de fórmula $C_2H_2Cl_2$

- a) 1, 2 y 4
- b) 2 y 4
- c) 1 y 2
- d) 1 y 3

(O.Q.L. Baleares 2008)

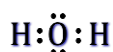
1) **Verdadero.**

La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

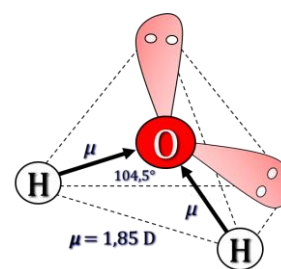


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) tanto el enlace como la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

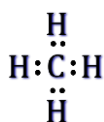


Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia oxígeno, $H \rightarrow O$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular la resultante de ambos vectores no es nula ($\mu = 1,85 D$) y la molécula es **polar**.

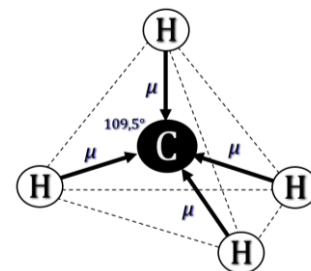
2. **Verdadero.** El KCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esta estructura está formada por iones.

3. Falso.

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



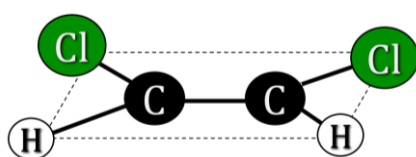
Según el modelo RPECV el CH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



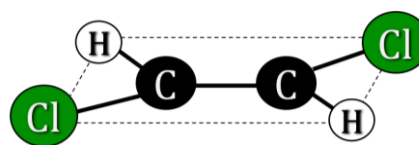
Al ser el carbono ($\chi = 2,55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

La molécula de Br_2 no es polar ya que está integrada por dos átomos idénticos.

4. **Verdadero.** El $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ es una sustancia orgánica que presenta isomería geométrica. Las estructuras de los **dos isómeros** posibles son:



cis-dicloroeteno



trans-dicloroeteno

La respuesta correcta es la **a**.

3.161. A temperatura ambiente el cloro es un gas, el bromo un líquido y el yodo un sólido, aunque todas son sustancias covalentes moleculares. ¿A qué se debe estas diferencias?

- Todos son líquidos a temperatura ambiente.
- Por el aumento de las fuerzas intermoleculares entre dipolos instantáneos.
- Por el aumento de la polaridad de las moléculas.
- Todos son gases a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Baleares 2008)

Los elementos propuestos son halógenos (F, Br, I) y forman moléculas diatómicas (F_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**, que son **más intensas conforme aumenta el tamaño de la molécula**, en este caso el **yodo (I_2)**, lo que hace que se encuentre en estado **sólido** a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

3.162. Indique cuál o cuáles de los siguientes compuestos pueden formar enlace de hidrógeno:
metanol, etilamina, etano, propanona.

- Metanol y etilamina
- Propanona y metanol
- Metanol
- Etano

(O.Q.L. Baleares 2008)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ La propanona o acetona ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$) y el etano (CH_3-CH_3) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

- El **metanol** (CH_3OH) y la **etilamina** ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno y el nitrógeno, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **a**.

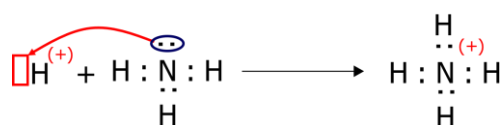
3.163. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en el ion NH_4^+ ?

- 2
- 3
- 4
- 1

(O.Q.L. La Rioja 2008)

El ion amonio, NH_4^+ , se forma cuando se unen por medio de **un** enlace covalente dativo el NH_3 y el ion H^+ .

El NH_3 (base de Lewis) posee un par de electrones solitario que el H^+ (ácido de Lewis) puede aceptar para compartir:



La respuesta correcta es la **d**.

3.164. El carácter covalente de un compuesto iónico es mayor cuando:

- El catión es grande y el anión pequeño.
- El catión es pequeño y el anión grande.
- El catión es grande y el anión grande.
- El catión es pequeño y el anión pequeño.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

- Los **aniones grandes y de carga elevada** son blandos, es decir, **muy polarizables**.
- Los **cationes pequeños y de carga elevada** son los **más polarizantes**.
- Los **cationes de metales de transición y tierras raras** (no tienen configuración de gas noble) son **más polarizantes que los metales alcalinos y alcalinotérreos** ya que sus orbitales d y f se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y por tanto son más fáciles de polarizar, al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

3.165. Cuando se ordenan las siguientes sustancias: CO_2 , BN , C_6H_6 , NaCl en orden creciente de puntos de ebullición, el orden correcto es:

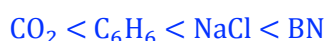
- CO_2 , C_6H_6 , BN , NaCl
- C_6H_6 , CO_2 , BN , NaCl
- CO_2 , C_6H_6 , NaCl , BN
- CO_2 , BN , C_6H_6 , NaCl
- C_6H_6 , CO_2 , NaCl , BN

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Galicia 2014)

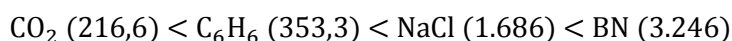
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **BN**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estas sustancias sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estas sustancias también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **C₆H₆** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Como esta sustancia es voluminosa y tiene muchos átomos es muy polarizable y por este motivo, las fuerzas de dispersión de London son muy intensas lo que hace que sea líquida a temperatura ambiente. Su punto de ebullición es bajo.
- **CO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de ebullición será muy bajo y es gaseosa a temperatura ambiente.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por punto de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.166. Las moléculas diatómicas homonucleares, O₂, N₂, F₂, Cl₂, se encuentran ordenadas en sentido creciente de longitud de enlace:

- O₂, N₂, Cl₂, F₂
- Cl₂, N₂, F₂, O₂
- F₂, O₂, Cl₂, N₂
- N₂, O₂, F₂, Cl₂
- O₂, N₂, F₂, Cl₂

(O.Q.N. Ávila 2009)

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:

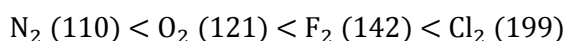


se observa que la molécula de N₂ presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de O₂ que presenta un enlace doble. Las dos moléculas siguientes, F₂ y Cl₂, tienen enlace sencillo. De ambos, es más corto es el enlace del F₂ ya que el átomo de flúor es el más electronegativo de todos y por ello atraerá más intensamente a los electrones de enlace con el otro átomo de flúor.

Las moléculas propuestas ordenadas de forma creciente según la distancia de enlace son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

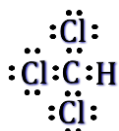
3.167. Cuando se evapora el cloroformo, CHCl_3 , ¿cuáles son las fuerzas intermoleculares que se deben vencer?

I. Fuerzas de dipolo-dipolo II. Fuerzas de dispersión III. Fuerzas de enlace de hidrógeno

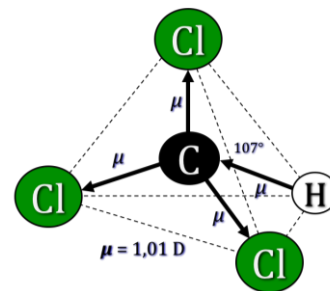
- a) Solo I
b) Solo II
c) Solo III
d) I y II
e) II y III

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo son es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro dirigido hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

Por ser una molécula polar presenta enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**, además, de que todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.168. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene mayor conductividad eléctrica?

- a) Be
b) Al
c) K
d) P
e) C

(O.Q.N. Ávila 2009)

- El fósforo es el elemento de menor conductividad, ya que cristaliza formando tetraedros en los que los átomos de P se sitúan en los vértices y cada átomo se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes. En esta estructura no existen electrones libres que se puedan mover por la misma.
- El C (grafito), forma una red covalente en capas. Cada capa es una red de hexágonos en donde cada C se encuentra unido a otros tres. Cada átomo posee un electrón libre que goza de movilidad en la capa. Se forma una nube de electrones π deslocalizados, por encima y por debajo de cada capa de átomos.
- Al, Be y K, en estado sólido, son metales típicos. Según la teoría del enlace metálico más sencilla, la del "mar de electrones", cuanto mayor sea el número de electrones libres de este "mar", mayor será la conductividad eléctrica. El Al tiene tres electrones libres por átomo, dos el berilio dos y solo uno el potasio.

La mayor conductividad eléctrica le corresponde al Al.

Consultando la bibliografía, los datos de la resistencia específica ($\Omega \text{ m}$), que es la inversa de la conductividad, para los tres metales son:

$$K (7,19 \cdot 10^{-8}) > Be (4,00 \cdot 10^{-8}) > Al (2,65 \cdot 10^{-8})$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.169. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce mejor la corriente eléctrica en condiciones normales de presión y temperatura?

- a) Nitrógeno
- b) Neón
- c) Azufre
- d) Plata

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son los metales y el único de los elementos propuestos que es metal es la **plata**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.170. ¿Cuál de los siguientes sustancias es un ejemplo de estructura sólida?

- a) Dióxido de nitrógeno
- b) Dióxido de azufre
- c) Dióxido de carbono
- d) Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2009)

a-b) Falso. NO_2 y SO_2 son sustancias que tienen enlace covalente, pero que presentan momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. A temperatura ambiente ambas especies son gaseosas.

c) Falso. CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

d) **Verdadero**. SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno formando una **red covalente sólida** a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

3.171. Las fuerzas de van der Waals:

- a) Se dan en los gases ideales.
- b) Solo aparecen en las moléculas asimétricas.
- c) Explican el punto de ebullición del N_2 .
- d) Son las que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2 .

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

c) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London** son las que se dan en moléculas simétricas no polares como el N_2 . La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. En este caso son débiles, por este motivo, la temperatura de ebullición del N_2 (77,3 K) es tan baja y es gas a temperatura ambiente.

b) Falso. Según se ha justificado en la propuesta anterior.

d) Falso. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2 son fuerzas intramoleculares no intermoleculares.

La respuesta correcta es la **c**.

3.172. Señale aquella afirmación que considere incorrecta:

- El NaBr es soluble en agua.
- El diamante es conductor de la electricidad.
- La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
- El agua presenta una temperatura de fusión anormalmente alta comparada con la de los hidruros de los otros elementos de su grupo.

(O.Q.L. Murcia 2009)

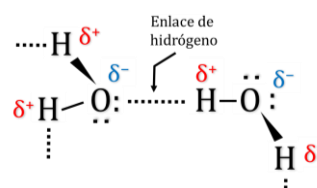
a) Correcto. El NaBr es una sustancia con enlace predominantemente iónico que es soluble en un disolvente muy polar como el agua.

b) **Incorrecto.** El **C (diamante)** forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes por lo que **no conduce la electricidad**.

c) Correcto. Ambos compuestos (I_2 y Br_2) presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes son del tipo de dispersión de London. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia. Por tanto, el punto de fusión del yodo (355,9 K), sólido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, es mayor que el del bromo (265,7 K), líquido en las mismas condiciones y más ligero.

d) Correcto. Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 del sistema periódico tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo (unos 200 K mayor) con respecto al resto de los compuestos del grupo 16.

La respuesta incorrecta es la **b**.

3.173. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?

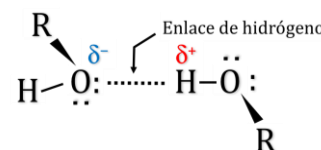
- Etano, CH_3-CH_3
- Sulfuro de hidrógeno, H_2S
- Metanol, CH_3OH
- Acetona, $CH_3-CO-CH_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Tanto etano (CH_3-CH_3), como sulfuro de hidrógeno (H_2S) y acetona ($CH_3-CO-CH_3$), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

El metanol (CH_3OH) es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, en este caso O, se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **c**.

3.174. Cabe esperar que los puntos de fusión más bajos correspondan a:

- a) Sólidos
- b) Sólidos de tipo covalente
- c) Sólidos metálicos elementales
- d) Sólidos con enlace iónico

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los puntos de fusión más bajos corresponderán a los **sólidos** que presenten el enlace más débil que de los propuestos son los de **tipo covalente** en el que las moléculas se encuentran unidas entre sí por **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**. Un ejemplo de este tipo de sustancias es el I_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

3.175. Para separar los componentes de una mezcla formada por etanol y acetona, la técnica experimental más adecuada para realizar esta operación de laboratorio es:

- a) Destilación
- b) Cristalización
- c) Decantación
- d) Filtración
- e) Cromatografía

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Al tratarse de dos líquidos miscibles, la única operación de separación posible para separar ambos es la destilación que se basa en que ambos poseen diferentes.

La **destilación** es una operación unitaria que consiste en la separación de los componentes de una mezcla líquida (en la que todos los compuestos son más o menos volátiles) por evaporación y condensación sucesivas. La separación **se basa en la diferencia entre las volatilidades absolutas de los componentes**, lo que tiene como consecuencia la formación de un vapor de composición diferente a la del líquido del que procede (el vapor será más rico en el componente más volátil, mientras que el líquido será más rico en el menos volátil). Cuanto mayor sea la diferencia de volatilidades mejor será la separación conseguida.

La respuesta correcta es la **a**.

3.176. ¿En cuál de estas cuatro series de compuestos iónicos, se encuentran ordenados por energías reticulares crecientes, en valor absoluto?

- a) NaF NaCl NaBr
- b) RbF RbBr RbI
- c) NaCl NaBr NaI
- d) KF NaF LiF

(O.Q.L. Madrid 2009)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

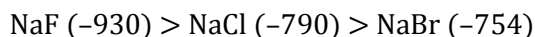
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del

valor de d , es decir de los tamaños de iones. Resumiendo a menor valor de d , mayor valor de la energía reticular, U .

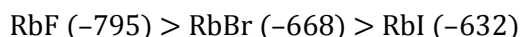
a) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaF, NaCl, NaBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



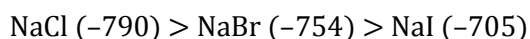
b) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: RbF, RbBr, RbI es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion yoduro es del mayor tamaño (tiene cinco capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



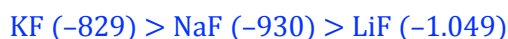
c) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaCl, NaBr, NaI es decreciente, ya que el ion cloruro es del menor tamaño (tiene tres capas electrónicas) mientras que el ion yoduro es del mayor tamaño (tiene cinco capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



d) **Verdadero**. El orden de energías reticulares propuesto: KF, NaF, LiF es creciente, ya que el ion potasio es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) mientras que el ion litio es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

3.177. Dadas las sustancias: CH_2O_2 , CH_4O , CH_4 y $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, el orden de menor a mayor temperatura de ebullición es:

- | | | | |
|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| a) CH_4 | CH_4O | CH_2O_2 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ |
| b) CH_4O | CH_2O_2 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ | CH_4 |
| c) CH_4 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ | CH_4O | CH_2O_2 |
| d) CH_2O_2 | CH_4 | CH_4O | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ |

(O.Q.L. Madrid 2009)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el metano, CH_4 .
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etanal, ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$), CH_3CHO .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido fórmico, (CH_2O_2), HCOOH , y en el metanol,

(CH₄O), CH₃OH. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición (K) crecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

3.178. Indique cuál de los siguientes enunciados es incorrecto:

- La energía de enlace es la energía que se necesita para romper un mol de dichos enlaces.
- En las tablas se encuentran energías medias de enlace, pues la energía de un determinado enlace depende ligeramente de los otros átomos no implicados directamente en el enlace.
- Cuanto más fuerte y estable sea el enlace, menor será su energía de enlace.
- Para romper un enlace se debe adicionar energía, mientras que la formación va acompañada de desprendimiento de energía.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012)

a) Correcto. La energía de enlace es la que se necesita para romper un mol de enlaces, aunque sería más correcto llamarla energía de disociación, llamar energía de enlace a la que se desprende cuando se forman un mol de enlaces.

b) Correcto. Los valores de energías que aparecen en las tablas son valores promedio, ya que el resto de los átomos que aparecen en la estructura ejercen influencia sobre los implicados en el enlace.

c) **Incorrecto.** Cuanto **más fuerte es un enlace**, mayor es la cantidad de energía que se desprende al formarse este y **mayor es el valor de la energía de enlace**.

d) Correcto. Según se ha discutido en el apartado a).

La respuesta correcta es la c.

3.179. El elemento A tiene de número atómico 11 y el elemento B tiene de número atómico 8. El compuesto más probable formado por los elementos A y B será:

- Un sólido conductor de la electricidad.
- Un sólido de bajo punto de fusión.
- Insoluble en agua.
- Conductor de la electricidad cuando está fundido.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

▪ El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s¹ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na⁺.

▪ El **elemento B** tiene una configuración electrónica abreviada [He] 2s² 2p⁴ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que es el **oxígeno**. Tiene tendencia a captar dos electrones y formar el ion O²⁻.

Se combinan dos átomos de A (sodio) con un átomo de B (oxígeno) para formar un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

De las propiedades propuestas la única que se corresponde con este tipo de **sustancia** es que en **estado fundido**, en el que quedan libres los iones, es capaz de **conducir la electricidad**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.180. Cuando se sustituye uno de los átomos de hidrógeno del benceno, C_6H_6 , por otro átomo o grupo de átomos, cambia el punto de ebullición. ¿Cuál es el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias?

- | | | | |
|---------------|------------|------------|------------|
| a) C_6H_6 | C_6H_5Cl | C_6H_5Br | C_6H_5OH |
| b) C_6H_6 | C_6H_5OH | C_6H_5Cl | C_6H_5Br |
| c) C_6H_5Cl | C_6H_5Br | C_6H_6 | C_6H_5OH |
| d) C_6H_6 | C_6H_5OH | C_6H_5Br | C_6H_5Cl |
| e) C_6H_6 | C_6H_5Br | C_6H_5Cl | C_6H_5OH |

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Madrid 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

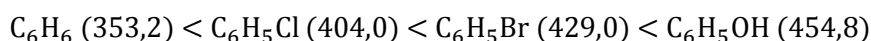
- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el fenol, C_6H_5OH , por lo que a esta sustancia le corresponde el mayor punto de ebullición.

Además el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena o el volumen de los átomos que forman la molécula. Por este motivo, el punto de ebullición del bromobenceno, C_6H_5Br , es mayor que el del clorobenceno, C_6H_5Cl .

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición (K) crecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2007 y 2009. En Castilla-La Mancha es orden decreciente).

3.181. Clasifique entre enlace iónico o covalente las posibles interacciones entre los siguientes elementos:

Li y O; O y O; Na y H; H y O.

- a) Iónico, iónico, covalente, covalente.
- b) Iónico, covalente, iónico, covalente.
- c) Iónico, iónico, iónico, covalente.
- d) Covalente, iónico, covalente, covalente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los enlaces dados:

Enlace	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O–Li	$3,44 - 0,98 = 2,46$	iónico
O–O	$3,44 - 3,44 = 0,00$	covalente
H–Na	$2,20 - 0,93 = 1,27$	iónico-covalente
O–H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	iónico-covalente

Ninguna respuesta es correcta.

3.182. ¿Cuál es la influencia del aumento de temperatura sobre la conductividad eléctrica en los metales y en los semiconductores intrínsecos?

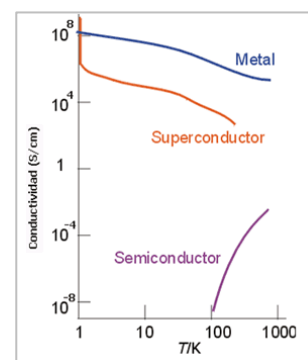
- Aumenta y disminuye la conductividad, respectivamente.
- Aumenta y no afecta la conductividad, respectivamente.
- Disminuye y aumenta la conductividad, respectivamente.
- No afecta ninguno de los dos.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.

- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

La respuesta correcta es la c.



3.183. La energía del enlace más fuerte es:

- H–H
- H–F
- H–Cl
- H–Br
- H–I

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se trata de moléculas diatómicas en las que se forma un enlace covalente sencillo entre un átomo de hidrógeno y un átomo de otro elemento, excepto en el caso del H–H.

Los elementos son los del grupo 17 del sistema periódico (halógenos). En grupo, el tamaño de los átomos aumenta con el periodo, y con ello la longitud de los enlaces. Por otra parte, al aumentar la longitud del enlace disminuye la energía que se desprende cuando este forma.

Por este motivo, exceptuando el caso de la molécula de H₂, en la que a pesar de tratarse del átomo más pequeño que existe, también se trata de átomos idénticos con poca carga nuclear, el flúor es el halógeno de menor tamaño por lo que su **enlace con el hidrógeno** será **el más fuerte**.

Los valores de la distancia y energía de enlace encontrados en la bibliografía son:

Enlace	H–H	F–F	Cl–Cl	H–F	H–Cl	H–Br	H–I
$E / \text{kJ mol}^{-1}$	-436	-158,8	-242,6	-565	-431	-364	-297
d / pm	75	142	199	92	127	141	161

La respuesta correcta es la **b**.

(En Castilla-La Mancha 2012 se reemplazan H-H, H-Br y H-I por Cl-Cl y F-F).

3.184. ¿Qué propiedades de los líquidos aumentan con las fuerzas intermoleculares?

- a) Solo la presión de vapor.
- b) Solo la entalpía de vaporización.
- c) Solo la temperatura de ebullición.
- d) La entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición.
- e) La presión de vapor y la entalpía de vaporización.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Al **aumentar las fuerzas intermoleculares** en un líquido:

- **Aumenta la entalpía de vaporización**, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido → vapor.
- **Disminuye la presión de vapor**, ya que al ser más fuertes los enlaces intermoleculares es más difícil el paso líquido → vapor y existen menos moléculas en este estado.
- **Aumenta la temperatura de ebullición**, ya que se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.

La respuesta correcta es la **d**.

3.185. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido en condiciones normales (1 atm y 25 °C)?

- a) Br
- b) F
- c) He
- d) P
- e) I

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Tres de los elementos propuestos son halógenos (F, Br, I) y forman moléculas diatómicas (F_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas en el elemento con mayor polarizabilidad, en este caso el de mayor tamaño, el **iodo** (I_2), lo que hace que se encuentre en estado **sólido** en condiciones estándar.

Por otra parte, el **fósforo** es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas, P_4 , en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a 300 °C, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P-P por cada tetraedro y así los fragmentos resultantes unen formando largas cadenas.

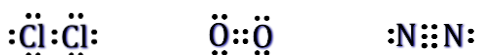
Las respuestas correctas **d** y **e**.

3.186. Las moléculas diatómicas homonucleares O_2 , N_2 y Cl_2 , se encuentran ordenadas en sentido creciente de energía de enlace:

- a) O_2 , N_2 , Cl_2
- b) Cl_2 , N_2 , O_2
- c) Cl_2 , O_2 , N_2
- d) N_2 , O_2 , Cl_2
- e) O_2 , Cl_2 , N_2

(O.Q.N. Sevilla 2010)

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:

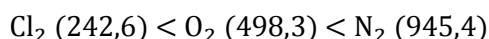


se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que la energía necesaria para romperlo debe ser mayor que en el resto de las moléculas propuestas, a continuación la molécula de O_2 con un enlace doble, y finalmente, la molécula de Cl_2 con un enlace sencillo.

Las moléculas propuestas ordenadas de forma creciente según la energía de disociación son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de disociación (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.187. ¿Cuál de las siguientes fórmulas se refiere a una sustancia molecular?

- a) CaO
- b) CO
- c) Li_2O
- d) Al_2O_3

(O.Q.L. Murcia 2010)

- Las sustancias CaO , Li_2O y Al_2O_3 tienen enlace predominantemente iónico por lo que forman redes cristalinas.
- El **CO** es una sustancia con enlace predominantemente covalente por lo que **forma moléculas**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.188. Sobre el punto de ebullición del H_2O puede decirse que:

- a) Es $100\text{ }^\circ\text{C}$, con independencia de la presión a la que se determine.
- b) Es algo menor que la de los otros hidruros del grupo del oxígeno.
- c) Disminuye al aumentar la presión, por eso en la cima de una montaña será inferior a $100\text{ }^\circ\text{C}$.
- d) Aumenta al aumentar la presión, por lo que en una olla de cocción rápida el agua puede alcanzar una temperatura de ebullición de $115\text{ }^\circ\text{C}$.

(O.Q.L. Murcia 2010)

- a) Falso. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior.
- b) Falso. Es superior, ya que en el agua existen enlaces intermoleculares de hidrógeno que no son posibles en los otros elementos del grupo.
- c) Falso. Disminuye al disminuir la presión exterior, por eso en la cima de una montaña es inferior a $100\text{ }^\circ\text{C}$ por ser la presión exterior menor de 1 atm.
- d) **Verdadero**. Aumenta al aumentar la presión exterior, por eso como en el interior de una olla de cocción rápida al ser la presión superior a 1 atm es posible que la temperatura de ebullición supere los $100\text{ }^\circ\text{C}$

La respuesta correcta es la **d**.

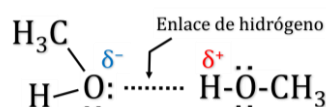
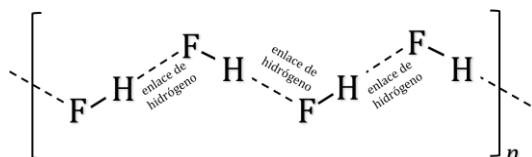
3.189. De los siguientes compuestos: acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol; poseen enlace de hidrógeno:

- a) Fluoruro de hidrógeno y metanol
- b) Acetona, metano y metanol
- c) Fluoruro de hidrógeno
- d) Acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol

(O.Q.L. Murcia 2010)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- Tanto el metano (CH_4), como la acetona ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.
- El **fluoruro de hidrógeno (HF)** y **metanol (CH_3OH)**, sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, flúor y oxígeno, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.



La respuesta correcta es la **a**.

3.190. Cuando se habla de oxígeno y ozono se puede decir que son:

- Isómeros
- Isótopos
- Alótropos
- Isógonos
- Enantiómeros
- Mesómeros

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

El oxígeno molecular (O_2) y el ozono (O_3) son **formas alotrópicas** del elemento oxígeno.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Alcalá 2016 se reemplazan b y d por e y f).

3.191. Señale la afirmación correcta:

- La energía de red del AlCl_3 es mayor que la del MgCl_2 .
- Los ángulos de enlace de las moléculas BH_3 y NH_3 son iguales.
- Se puede asegurar que la longitud del enlace $\text{C}=\text{C}$ es la mitad que la del enlace $\text{C}-\text{C}$.
- El diamante es un sólido covalente, de mediana dureza y frágil.

(O.Q.L. Murcia 2010)

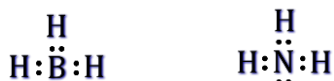
a) **Verdadero**. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga aniónica, el valor de la energía reticular solo depende de los valores de d y Q correspondientes al catión.

La carga del Al es mayor (+3) que la del Mg (+2) y además, el tamaño del primero es menor, ya que el radio en un periodo disminuye al aumentar el número atómico.

b) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de borano y amoniaco son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, BH_3 y NH_3 son moléculas que se ajustan, respectivamente, a la fórmula AX_3 y AX_3E a las que corresponden números estéricos $(m+n) = 3$ y 4 , con una disposición y geometría trigonal plana cuyos ángulos de enlace son de 120° en la primera, y disposición tetraédrica y geometría piramidal cuyos ángulos de enlace son de 107° en la segunda.



c) Falso. La longitud del enlace sencillo $\text{C}-\text{C}$ (enlace σ) no es el doble de la longitud del enlace doble $\text{C}=\text{C}$ (enlaces σ y π).

d) Falso. El diamante es un sólido covalente y frágil, pero es la sustancia que tiene la máxima dureza en la escala de Mohs (10).

La respuesta correcta es la **a**.

3.192. ¿En cuál de estas series los haluros de sodio están ordenados por su energía reticular?

- $\text{NaBr} < \text{NaCl} < \text{NaF}$
- $\text{NaF} < \text{NaCl} < \text{NaBr}$
- $\text{NaCl} < \text{NaF} < \text{NaBr}$
- $\text{NaCl} < \text{NaBr} < \text{NaF}$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

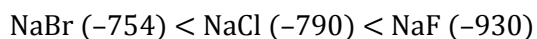
Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d , es decir de los tamaños de iones, en concreto del tamaño del anión, ya que el catión es el mismo en todos. Resumiendo a **menor valor del radio aniónico, mayor valor de la energía reticular, U** .

El ion fluoruro es del menor tamaño (dos capas electrónicas), le sigue el ion cloruro (tres capas electrónicas), siendo el ion bromuro el más grande (cuatro capas electrónicas).

El orden correcto de energías reticulares es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías reticulares (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.193. Un sólido blanco se disuelve en agua para formar una disolución que no conduce la electricidad. ¿Qué tipo de enlace es más probable que exista en el sólido?

- a) Iónico
- b) Metálico
- c) Covalente apolar
- d) Covalente polar

(O.Q.L. La Rioja 2010)

a) Falso. Cuando un sólido iónico se disuelve en agua conduce la electricidad debido a la presencia de iones en la disolución.

b) Falso. Un sólido metálico no se disuelve en agua, en algún caso, es capaz de reaccionar con ella, tal como ocurre con los metales alcalinos.

c) Falso. Un sólido con enlace covalente apolar no se disuelve en agua, ya que hay posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre el sólido covalente y el agua.

d) **Verdadero**. Un sólido con enlace **covalente polar** se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo, entre el sólido covalente y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la no presencia de iones en la disolución. Un ejemplo de este tipo de sustancia podría ser la **sacarosa**, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.194. El orden decreciente de los puntos de fusión de los siguientes compuestos es:

- a) $NaCl > Br_2 > Na > He$
- b) $NaCl > Na > Br_2 > He$
- c) $Na > NaCl > Br_2 > He$
- d) $Br_2 > He > Na > NaCl$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

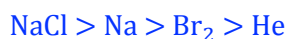
▪ El mayor punto de fusión le corresponde al **NaCl** es un compuesto que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una **red cristalina metálica**. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, no tan alto como el del NaCl, ya que el sodio presenta baja carga nuclear.

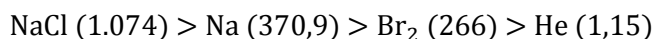
▪ **Br₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular y que por tanto será muy polarizable. Su punto de fusión es bajo.

▪ **He** es un elemento inerte que no forma moléculas y solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es muy bajo ya que se trata de una especie muy poco voluminosa y por ello poco polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos ordenados por puntos de fusión decrecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

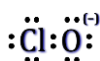
3.195. La energía de los enlaces Cl–O aumenta en el orden:

- $\text{ClO}^- > \text{ClO}_2^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_4^-$
- $\text{ClO}_4^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_2^- > \text{ClO}^-$
- $\text{ClO}_2^- > \text{ClO}^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_4^-$
- $\text{ClO}_2^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_4^- > \text{ClO}^-$

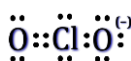
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el **orden de enlace aumenta**, la longitud del enlace decrece y la **energía del enlace aumenta**.

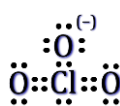
Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



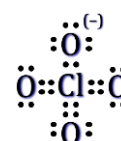
Orden de enlace 1



Presenta resonancia
Orden de enlace $1\frac{1}{2}$



Presenta resonancia
Orden de enlace $1\frac{2}{3}$



Presenta resonancia
Orden de enlace $1\frac{3}{4}$

La energía del enlace Cl–O aumenta en el siguiente orden:



Ninguna respuesta es correcta.

3.196. Alótropos de carbono son:

- El grafito y el cuarzo.
- El cuarzo y el diamante.
- El grafito y el diamante.
- El cuarzo y la hulla.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Alótropos o formas alotrópicas de un elemento son las formas en las que este se presenta en la naturaleza.

Grafito y diamante son formas alotrópicas del elemento carbono.

La respuesta correcta es la **c**.

3.197. Según las reglas de Fajans:

- Los cationes pequeños de baja carga son muy polarizantes.
- Los cationes pequeños de carga elevada son muy polarizantes.
- Los aniones grandes de carga elevada son muy polarizantes.
- Los aniones pequeños de baja carga son muy polarizables.
- Los cationes de metales de transición son menos polarizantes que los cationes de los grupos principales.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

- Los **aniones grandes y de carga elevada** son blandos, es decir, **muy polarizables**.

- Los **cationes pequeños y de carga elevada** son los más **polarizantes**.
- Los **cationes de metales de transición y tierras raras** (no tienen configuración de gas noble) son más **polarizantes** que los metales alcalinos y alcalinotérreos ya que sus orbitales d y f se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y por tanto son más fáciles de polarizar, al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

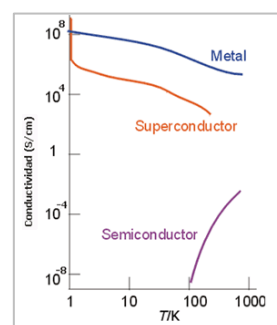
3.198. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

- La conductividad de los conductores, semiconductores y aislantes aumenta con la temperatura.
- La conductividad de los semiconductores aumenta con la temperatura y la de los conductores disminuye.
- La conductividad de los conductores y aislantes aumenta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.
- La conductividad de los conductores y aislantes no se afecta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.

- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.
- Un aislante es aquella sustancia que no posee conductividad eléctrica.



La respuesta correcta es la **b**.

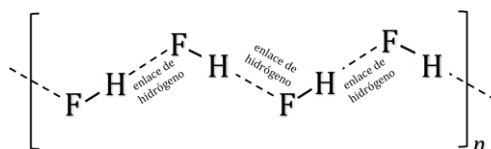
3.199. Indique en cuál o cuáles de las siguientes sustancias están presentes las fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno:

- NaH
- HF
- CHCl₃
- HCl

(O.Q.L. Canarias 2010)

El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El enlace existente en el NaH es un enlace iónico por lo que se forman redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente.
- Las sustancias HF, CHCl₃ y HCl presentan enlace covalente por lo que son compuestos moleculares. Las tres tienen átomos de hidrógeno, pero en el caso de CHCl₃, este se encuentra unido a un átomo poco electronegativo (C); mientras que en las otras dos, el átomo de hidrógeno sí se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (F y Cl), solo que el átomo de cloro no es un átomo tan pequeño como el flúor. Por tanto, de las tres sustancias moleculares propuestas **la única que presenta enlace de hidrógeno es HF**.



La respuesta correcta es la **b**.

3.200. De los compuestos siguientes ¿cuál es de esperar que sea iónico?

- a) CO₂
- b) NH₃
- c) CH₄
- d) Na₂O

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CO ₂	3,44 - 2,55 = 0,89	covalente
NH ₃	3,04 - 2,20 = 0,84	covalente
CH ₄	2,55 - 2,20 = 0,35	covalente
Na ₂ O	3,44 - 0,93 = 2,51	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

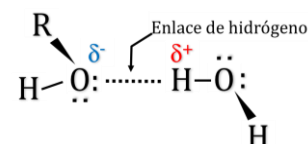
3.201. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más soluble en agua?

- a) C₂H₆
- b) C₂H₅OH
- c) C₂H₄Cl₂
- d) (C₂H₅)₂O

(O.Q.L. Valencia 2010)

Para que una sustancia que tiene enlace covalente se disuelva en agua es preciso que se formen enlaces intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno** entre las moléculas de la sustancia y las de agua.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



De las sustancias propuestas la única que puede formar este enlace con el agua es el **C₂H₅OH**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.202. Dadas las configuraciones electrónicas:

Elemento	Configuración electrónica
A	1s ² 2s ² 2p ⁴
X	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
Y	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²
Z	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³

¿Qué pareja de elementos forman un compuesto con relación estequiométrica 1:2?

- a) A y X
- b) A e Y
- c) X e Y
- d) Y y Z

(O.Q.L. Valencia 2010)

- El **elemento A** tiende a **ganar o compartir dos electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable. Se trata del **oxígeno, O**.
- El **elemento X** tiende a **ceder un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable. Se trata del **sodio, Na**.
- El **elemento Y** tiende a **ceder dos electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable. Se trata del **magnesio, Mg**.
- El **elemento Z** tiende a **ganar o compartir tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable. Se trata del **fósforo, P**.

La única combinación posible con **estequiometría 1:2** en la que se cumple la condición de electroneutralidad se da entre **un átomo del elemento A** (gana dos electrones) y **dos átomos del elemento X** (cede un electrón cada uno).

La respuesta correcta es la **a**.

3.203. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Dos elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar enlace iónico.
- b) En una molécula de H_2O los enlaces son muy polares y por tanto es un ejemplo de enlace iónico.
- c) Cuando se tiene cobre metálico, aunque se escribe Cu no se tienen átomos aislados sino unidos mediante enlace metálico.
- d) La regla del octeto indica que el núcleo de un elemento está rodeado de un número de electrones múltiplo de 8.
- e) Los compuestos de coordinación son siempre gaseosos.

(O.Q.L. País Vasco 2010) (O.Q.L. País Vasco 2011)

- a) Falso. Los elementos con electronegatividades parecidas forman un enlace covalente en el que comparten electrones entre ellos.
- b) Falso. Aunque los enlaces entre los átomos de la molécula de agua sean muy polares la diferencia de electronegatividad entre hidrógeno y oxígeno no es lo suficientemente elevada, por lo que el enlace que presenta el agua es covalente polar y el compuesto que forman es molecular.
- c) **Verdadero**. Los **elementos metálicos**, como el Cu, **forman redes cristalinas integradas por un elevado número de átomos** aunque se representan solo mediante el símbolo del elemento.
- d) Falso. La regla del octeto consiste en un átomo tenga llenos los orbitales de valencia (última capa) con 8 electrones consiguiendo una estructura electrónica de gas noble, $ns^2 np^6$, muy estable.
- e) Falso. Los compuestos de coordinación se forman entre un catión de un metal de transición (ácido de Lewis) y una especie con pares de electrones solitarios para compartir (base de Lewis) y son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **c**.

3.204. ¿En cuáles de las siguientes sustancias las fuerzas de dispersión son significativas a la hora de determinar las temperaturas de ebullición?

I. Cl_2 II. HF III. Ne IV. KNO_2 V. CCl_4

- a) I, III, V
- b) I, II, III
- c) II, IV
- d) II, V
- e) III, IV, V

(O.Q.N. Valencia 2011)

Los enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London** se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- Sustancia (I): Cl_2 presenta un enlace covalente no polar entre los dos átomos de cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.
- Sustancia (II): HF presenta un enlace covalente muy polar entre los átomos de hidrógeno y flúor. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante enlace de hidrógeno.
- Sustancia (III): Ne no forma enlaces intramoleculares ya que se trata de un gas noble que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia. Sus átomos se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.
- Sustancia (IV): KNO_2 es una sustancia con enlace iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente.
- Sustancia (V): CCl_4 presenta un enlace covalente no polar entre los dos átomos de cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.205. ¿Cuál es el orden correcto de puntos de ebullición para KNO_3 , CH_3OH , C_2H_6 , Ne?

- a) $\text{Ne} < \text{CH}_3\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{KNO}_3$
- b) $\text{KNO}_3 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{Ne}$
- c) $\text{Ne} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{KNO}_3 < \text{CH}_3\text{OH}$
- d) $\text{Ne} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{KNO}_3$
- e) $\text{C}_2\text{H}_6 < \text{Ne} < \text{CH}_3\text{OH} < \text{KNO}_3$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al KNO_3 , sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Su punto de ebullición es bajo.
- Ne es un elemento inerte que no forma moléculas y C_2H_6 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Sus puntos de ebullición serán muy bajos, sobre todo en el Ne que al ser una especie menos voluminosa es menos polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por punto de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.206. Se tiene un metal desconocido del que se conocen los siguientes datos:

densidad = $10,5 \text{ g cm}^{-3}$

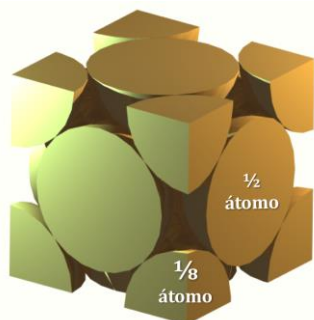
sistema cristalino = cúbico centrada en las caras

longitud de la arista de la celda unidad = 409 pm (determinada por difracción de RX)

¿De qué metal se trata?

- Ag ($A_r = 108$)
- Rh ($A_r = 103$)
- Pt ($A_r = 195$)
- Ir ($A_r = 192$)
- Au ($A_r = 197$)

(O.Q.N. Valencia 2011)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[409 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y densidad del metal se obtiene la masa del metal:

$$\frac{10,5 \text{ g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{4 \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 108,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa obtenida corresponde al metal **Ag**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.207. La temperatura de ebullición de los compuestos: H_2O , NaCl , NH_3 y Cl_2 si se ordenan de mayor a menor es:

- NaCl , H_2O , NH_3 , Cl_2
- NaCl , H_2O , Cl_2 , NH_3
- Cl_2 , NaCl , H_2O , NH_3
- Cl_2 , NaCl , NH_3 , H_2O

(O.Q.L. Asturias 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

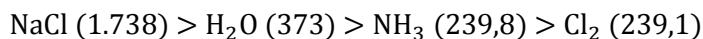
- El mayor punto de ebullición le corresponde al **NaCl** es un compuesto que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- H₂O** y **NH₃** son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor en el H₂O** ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.
- Cl₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia

con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por punto de ebullición decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.208. Para la serie de compuestos: bromuro de magnesio, bromuro de aluminio, bromuro de silicio y bromuro de fósforo, el carácter iónico de los enlaces entre el bromo y el otro elemento disminuye según la secuencia:

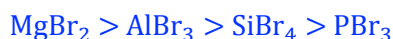
- $\text{MgBr}_2 > \text{AlBr}_3 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3$
- $\text{AlBr}_3 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3 > \text{MgBr}_2$
- $\text{MgBr}_2 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3 > \text{AlBr}_3$
- $\text{AlBr}_3 > \text{MgBr}_2 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3$

(O.Q.L. Asturias 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
MgBr_2	$2,96 - 1,31 = 1,65$	covalente-iónico
AlBr_3	$2,96 - 1,61 = 1,35$	covalente
SiBr_4	$2,96 - 1,90 = 1,06$	covalente
PBr_3	$2,96 - 2,19 = 0,77$	covalente

La secuencia correcta es:



La respuesta correcta es la **a**.

3.209. Un elemento A tiene dos electrones en su última capa, y otro elemento B presenta en su capa de valencia la configuración $3s^2 3p^5$. Si estos elementos se combinan entre sí, la posible fórmula del compuesto que originan será:

- AB
- A_2B
- AB_2
- A_7B_2

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Asturias 2013)

▪ El elemento A tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{X}] ns^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 2, un metal alcalinotérreo que tiende a ceder esos dos electrones de su capa más externa y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento B tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el cloro. Este elemento tiende a captar un electrón para conseguir llenar su capa de valencia y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

El compuesto resultante de la unión entre ambos tiene carácter predominantemente iónico y de acuerdo con la condición de electroneutralidad la fórmula más probable del mismo es AB_2 .

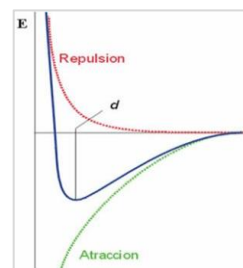
La respuesta correcta es la **c**.

3.210. Con respecto al enlace químico, puede afirmarse:

- La estabilidad de una molécula está directamente relacionada con su contenido energético.
- Una situación antienlazante, las fuerzas repulsivas prevalecen.
- La configuración electrónica de gas noble se corresponde siempre con ocho electrones de valencia.
- La red cristalina del NaCl es un ejemplo de red cúbica centrada en el cuerpo.

(O.Q.L. Murcia 2011)

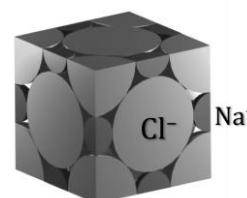
a-b) Verdadero. Como se observa en la gráfica, la formación de una molécula implica un mínimo de energía potencial del sistema y cuando las fuerzas de repulsión superan a las de atracción se produce un aumento en la energía potencial del sistema y con ello una situación antienlazante.



c) Verdadero. La configuración electrónica de un gas noble es $ns^2 np^6$ por lo que tienen su capa de valencia completa con ocho electrones.

d) Falso. El NaCl forma redes cristalinas con una estructura cúbica centrada en las caras. Este tipo de redes se da cuando $r_{\text{catión}}/r_{\text{anión}}$ está comprendido entre 0,414 y 0,732.

El índice de coordinación es 6:6, lo que quiere decir que cada ion se rodea de seis de carga opuesta. La imagen muestra que los iones se sitúan uno en cada vértice y entre ambos otro de carga opuesta a lo largo de cada arista. Además, se coloca un ion en el centro de cada cara y un ion de carga opuesta en el centro del cubo formando un octaedro.



La respuesta correcta es la **d**.

3.211. ¿Cuál de la siguientes afirmaciones es falsa?

- El hierro tiene propiedades magnéticas.
- La molécula de trifluoruro de boro es apolar.
- El agua presenta enlaces de hidrógeno.
- El neón, como todos los gases elementales, presenta moléculas diatómicas.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Verdadero. La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

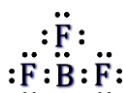
“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

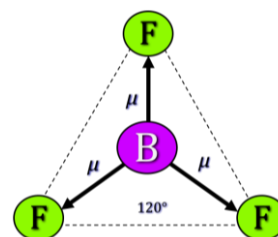
4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, tiene cuatro electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética capaz de interactuar con un campo magnético.

b) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

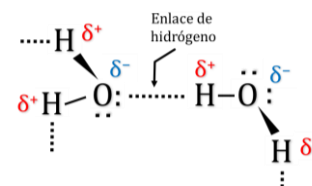


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Al ser el flúor ($\chi = 3,98$) más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia flúor, $B \rightarrow F$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

c) Verdadero El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



d) Falso. Los gases nobles no forman ningún tipo de moléculas ya que tienen su capa de valencia completa con ocho electrones.

La respuesta correcta es la d.

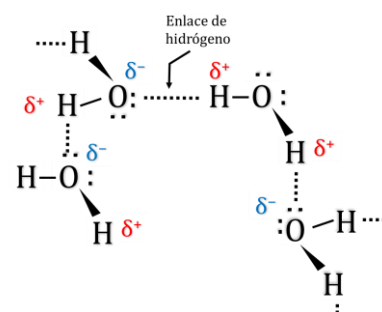
3.212. ¿Qué tipo de enlace hay que romper para fundir el hielo?

- Enlace de hidrógeno.
- Enlace covalente.
- Enlace iónico.
- Ninguno, las moléculas no están enlazadas.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Las moléculas de H_2O que forman el hielo se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**. Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la a.

3.213. Ordene los compuestos HF, H_2O , NH_3 y CH_4 según el punto de ebullición creciente:

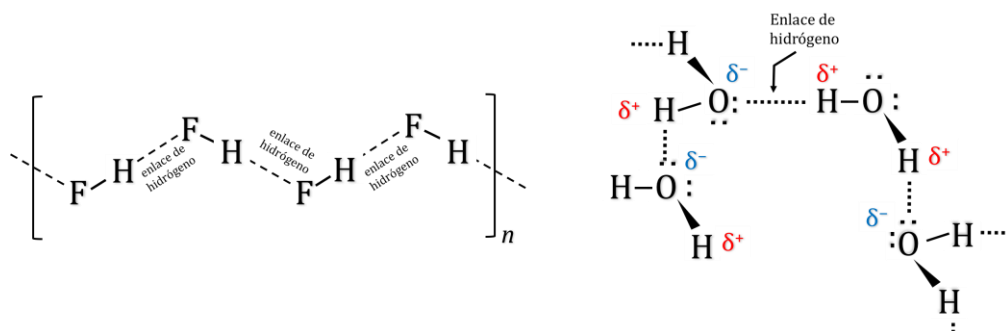
- CH_4 , NH_3 , H_2O , HF
- NH_3 , CH_4 , H_2O , HF
- HF, CH_4 , H_2O , NH_3
- CH_4 , NH_3 , HF, H_2O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

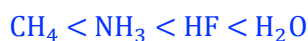
▪ HF, H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. La **temperatura de ebullición es mucho mayor en el H_2O** ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.

A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno, y por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran cambiar más la temperatura de ebullición del HF que la del H_2O , esta anomalía se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H_2O puede formar cuatro, tal como muestra la siguiente figura.

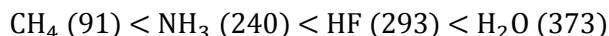


▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. Su **temperatura de ebullición es la más baja** de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias ordenadas por puntos de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.214. Dadas las siguientes sustancias: flúor, fluoruro de sodio, fluoruro de hidrógeno, ordénelas de mayor a menor punto de fusión.

- $\text{NaF} > \text{HF} > \text{F}_2$
- $\text{NaF} > \text{F}_2 > \text{HF}$
- $\text{F}_2 > \text{HF} > \text{NaF}$
- $\text{F}_2 > \text{NaF} > \text{HF}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla León 2016)

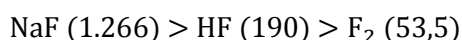
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde **NaF**, sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **HF** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión es bajo.
- **F₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será poco polarizable. Por este motivo, su punto de fusión es el más bajo de las tres sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias ordenadas por puntos de fusión decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.215. ¿Cuál de las siguientes secuencias de sustancias se corresponde con un orden creciente correcto de puntos de ebullición?

- a) Etano < ácido etanoico < etanol
- b) Etano < etanol < ácido etanoico
- c) Ácido etanoico < etanol < etano
- d) Ácido etanoico > etano > etanol

(O.Q.L. País Vasco 2011)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etano, CH_3CH_3 .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido etanoico, CH_3COOH , y en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. El que los puntos de ebullición del ácido sea más alto que el del alcohol se debe a que el ácido forma un dímero estable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

etano < etanol < ácido etanoico

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:

etano (231) < etanol (351) < ácido etanoico (391)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007)

3.216. ¿Qué combinación de átomos puede generar un enlace covalente polar?

- a) H y H
- b) H y Br
- c) N y N
- d) Cs y F

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos dados:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
H - H	$2,20 - 2,20 = 0,00$	covalente no polar
Br - H	$2,96 - 2,20 = 0,76$	covalente polar
N - N	$3,04 - 3,04 = 0,00$	covalente no polar
F - Cs	$3,98 - 0,79 = 2,19$	iónico

La respuesta correcta es la **b**.

3.217. La molécula de amoníaco puede formar enlace covalente coordinado con la siguiente especie:

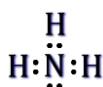
- K^+
- F^-
- BF_3
- H_2O
- Cl^-

(O.Q.N. El Escorial 2012)

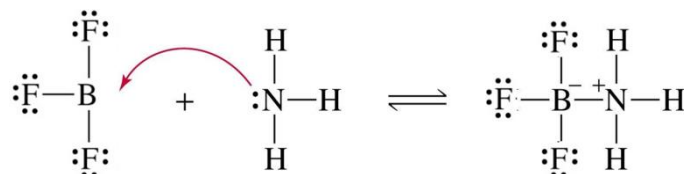
El **enlace covalente coordinado o dativo** es aquel que se produce entre una base y un ácido de Lewis.

Una base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios para compartir; y un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos en los que albergar pares de electrones solitarios.

De acuerdo con la estructura Lewis de la molécula, el **amoníaco, NH_3 , es una base:**



que se podrá unir mediante un enlace covalente coordinado con la especie propuesta que sea un ácido de Lewis. Sus estructuras son:



El K^+ no puede actuar como ácido de Lewis ya que no dispone de orbitales vacíos de baja energía, orbitales d, que puedan aceptar fácilmente pares de electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

3.218. Comparando los siguientes sólidos: yodo, cromo, bromuro de cesio, carburo de silicio y antraceno, los que conducen la electricidad en estado sólido y en disolución acuosa, respectivamente, son:

- Bromuro de cesio y carburo de silicio.
- Cromo y yodo.
- Carburo de silicio y cromo.
- Cromo y bromuro de cesio.
- Carburo de silicio y antraceno.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

- Los **sólidos iónicos** como $CsBr$, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo **presentan conductividad eléctrica** cuando se les funde o **disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de electrones.
- Los **sólidos covalentes reticulares** como SiC , no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.
- Los **sólidos covalentes moleculares** como I_2 y **antraceno** no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.

▪ Los **sólidos metálicos** como **Cr**, de acuerdo con la teoría del enlace metálico más sencilla, la del “mar de electrones”, cuanto mayor sea el número de electrones libres de este “mar”, mayor será la conductividad eléctrica. **Conducen la corriente eléctrica en estado sólido**, pero no son solubles en agua.

La respuesta correcta es la **d**.

3.219. ¿Cuál o cuáles de los siguientes elementos son líquidos a 25 °C y 1 atm?

- a) Flúor y bromo
- b) Cloro
- c) Bromo
- d) Yodo
- e) Bromo y yodo

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Todos los elementos propuestos son halógenos (F, Cl, Br, I) que forman moléculas diatómicas (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas en el elemento con mayor polarizabilidad, en este caso el de mayor tamaño, el yodo, I_2 , lo que hace que se encuentre en estado sólido en condiciones estándar y algo menores en el **bromo**, Br_2 , que por este motivo es **líquido** en las mismas condiciones.

La respuesta correcta es la **c**.

3.220. Ordene las siguientes sustancias de menor a mayor punto de fusión:

- a) Si, KCl, CH_3OH , C_2H_6
- b) Si, KCl, C_2H_6 , CH_3OH
- c) CH_3OH , C_2H_6 , Si, KCl
- d) C_2H_6 , CH_3OH , KCl, Si

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

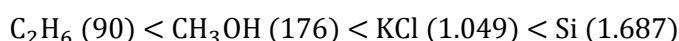
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La temperatura de fusión más alta le corresponde al **Si** que es un metaloide que tiene enlace covalente y forma una **red cristalina atómica**, sólida a temperatura ambiente, muy difícil de romper debido a la fortaleza de estos enlaces.
- **KCl**, sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **CH_3OH** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.
- **C_2H_6** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión el más bajo de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por puntos de fusión creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.221. Los elementos A y B cuyos números atómicos son 8 y 11 forman el compuesto BA_2 que se trata de un sólido:

- Covalente
- Iónico
- Molecular
- Metálico

(O.Q.L. Murcia 2012)

▪ El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que es el **oxígeno**. Tiene tendencia a captar dos electrones y formar el ion O^{2-} .

▪ El **elemento B** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ .

Se combinan dos átomos de A (Na) con un átomo de B (O) para formar un compuesto de fórmula BA_2 (Na_2O) con enlace predominantemente **iónico**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.222. El yodo es un sólido que puede llegar a sublimar con el simple calor de la mano. Este hecho se debe a:

- La debilidad de los enlaces intermoleculares.
- La ruptura de los enlaces covalentes de los átomos.
- Que sus átomos están en equilibrio entre el estado sólido y el gas.
- La presencia del sudor que ejerce de catalizador en la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Las moléculas de yodo, así como las del resto de los halógenos, no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Estas fuerzas son tan **débiles en el yodo** que sublima con poco aporte de energía.

La respuesta correcta es la **a**.

3.223. Las temperaturas de ebullición de cuatro sustancias orgánicas son: $170\text{ }^\circ\text{C}$, $0\text{ }^\circ\text{C}$, $97\text{ }^\circ\text{C}$ y $11\text{ }^\circ\text{C}$. Las sustancias orgánicas son:

A: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ B: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ C: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ D: $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

¿Cuál sería la asignación correcta de las temperaturas de ebullición de cada sustancia?

- A: $0\text{ }^\circ\text{C}$ B: $11\text{ }^\circ\text{C}$ C: $97\text{ }^\circ\text{C}$ D: $170\text{ }^\circ\text{C}$
- A: $11\text{ }^\circ\text{C}$ B: $0\text{ }^\circ\text{C}$ C: $170\text{ }^\circ\text{C}$ D: $97\text{ }^\circ\text{C}$
- A: $97\text{ }^\circ\text{C}$ B: $0\text{ }^\circ\text{C}$ C: $170\text{ }^\circ\text{C}$ D: $11\text{ }^\circ\text{C}$
- A: $170\text{ }^\circ\text{C}$ B: $97\text{ }^\circ\text{C}$ C: $11\text{ }^\circ\text{C}$ D: $0\text{ }^\circ\text{C}$

(O.Q.L. Asturias 2012)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo). Además, el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

▪ La **sustancia A, butano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$** , presenta enlace intermolecular del tipo **fuerzas de dispersión de London** que se da en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. Le corresponde la menor temperatura de ebullición, $0\text{ }^\circ\text{C}$.

- La **sustancia B, etilmetiléter, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$** , tiene enlace covalente polar y presenta enlaces intermoleculares **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. Le corresponde la siguiente temperatura de ebullición más baja, **11 °C**
- Las **sustancias C y D, 1-propanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ y 2-aminoetanol, $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$** , respectivamente, tienen enlace covalente polar y presentan enlace de hidrógeno. Es tipo de enlace intermolecular, que más fuerte que los anteriores, se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O y N) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. La temperatura de ebullición del 2-aminoetanol es más elevada debido a que puede formar más enlaces de hidrógeno que el alcohol. Les corresponden las temperaturas de ebullición, **97 °C** para el 1-propanol (C) y **170 °C** para el 2-aminoetanol (D).

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2007 y 2009).

3.224. En el laboratorio se estudian las propiedades físicas de una sustancia, encontrándose que es soluble en agua, pero no en tolueno, tiene un punto de fusión elevado y no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. Señale de cuál de las siguientes sustancias puede tratarse:

- a) Dióxido de silicio
- b) Permanganato de potasio
- c) Yodo
- d) Cobre

(O.Q.L. Asturias 2012)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta al yodo.
- Es soluble en agua pero no en tolueno → debe tener un enlace muy polar. Esto descarta al dióxido de silicio y cobre.
- No conduce la corriente eléctrica en estado sólido → debe tener una estructura cristalina sin electrones deslocalizados o libres.

La sustancia que posee estas propiedades es un **sólido iónico** como el **permanganato de potasio**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.225. ¿Cuál de las propuestas sobre el CaO es la correcta?

- a) Es un compuesto covalente.
- b) Es una sustancia conductora en estado sólido y líquido.
- c) Los puntos de fusión serán altos y los de ebullición serán bajos.
- d) En los nudos de la red cristalina habrá iones Ca^{2+} y O^{2-} .

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El **CaO** es una sustancia con enlace predominantemente **iónico**. Entre las características principales de las sustancias iónicas se encuentran:

- Presentan elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones que forman la red cristalina sólida.
- Son malos conductores de la corriente eléctrica en estado sólido, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red, sin embargo, conducen muy bien la corriente eléctrica en estado líquido ya que al estar rota la red cristalina los iones están libres y permiten el paso de los electrones.

- Forman **redes cristalinas**, sólidas a temperatura ambiente, **en cuyos nudos se encuentran situados los iones**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.226. De cuatro elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son, respectivamente, 3, 9, 10 y 11 se puede deducir que:

- A es un halógeno.
- BD es un compuesto iónico.
- C es un elemento muy activo.
- AB es un compuesto covalente

(O.Q.L. La Rioja 2012)

- El **elemento $_3A$** tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1 (alcalinos). El valor de $n = 2$ indica que es el **litio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Li^+ .

- El **elemento $_9B$** tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^2 2p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17 (halógenos). El valor de $n = 2$ indica que es el **flúor**. Tiene tendencia a captar un electrón y formar el ion F^- .

- El **elemento $_{10}C$** tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^2 2p^6$ por lo que se trata de un elemento del grupo 18 (gases nobles). El valor de $n = 2$ indica que es el **neón**. No tiene tendencia a ceder o captar electrones.

- El **elemento $_{11}D$** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1 (alcalino). El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ .

a) Falso. A es un alcalino.

b) **Verdadero**. Se combinan un átomo de D (Na) y otro de B (F) forman un **compuesto de fórmula DB** (NaF) con enlace predominantemente **iónico**.

c) Falso. C es un gas noble que no reacciona.

d) Falso. Se combinan un átomo de A (Li) y otro de B (F) forman un compuesto de fórmula AB (LiF) con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

3.227. El punto de fusión del ICl es más alto que el del $Br_2(s)$ debido a que:

- El peso molecular del ICl es algo superior al del Br_2 .
- En el ICl existen enlaces de hidrógeno y en el Br_2 no.
- En el ICl el enlace es covalente polar y en el Br_2 es covalente no polar.
- En el ICl el enlace es covalente no polar y en el Br_2 es covalente polar.

(O.Q.L. La Rioja 2012)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monoclóruo de yodo y de dibromo son:



- De acuerdo con la notación del modelo RPECV, tanto ICl como Br_2 son especies que se ajustan a la fórmula AXE_3 a la que corresponden números estéricos $(m+n) = 4$, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos. La molécula de ICl es polar ya que sus átomos son diferentes, mientras que la de Br_2 es no lo es ya que ambos átomos son iguales.

- Las dos sustancias carecen del elemento hidrógeno y los átomos que las forman son voluminosos y su electronegatividad no es muy elevada, por este motivo ninguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.
- Si los pesos moleculares son similares, ICl (162,5) y Br₂ (160,0), la intensidad de las fuerzas de dispersión de London también lo debe ser.

La única razón que explique que el **punto de fusión del ICl** (300,3 K) **sea mayor que el Br₂** (265,8 K) debe ser la **diferencia de polaridad** existente entre ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

3.228. Los puntos de fusión, ordenados de forma creciente, de los sólidos indicados son:

- BaO, LiF, KBr y MgO
- LiF, KBr, MgO y BaO
- BaO, MgO, LiF y KBr
- KBr, LiF, BaO y MgO

(O.Q.L. Galicia 2012)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

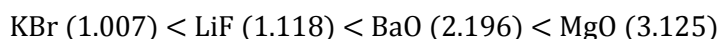
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en KBr y LiF (+1 y -1), y en BaO y MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en KBr y BaO ya que incluye elementos del cuarto y quinto periodo (KBr) y segundo y sexto periodo (BaO). A continuación, MgO con elementos del segundo y tercer periodo y, finalmente, menores en el LiF con elementos del segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares y los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

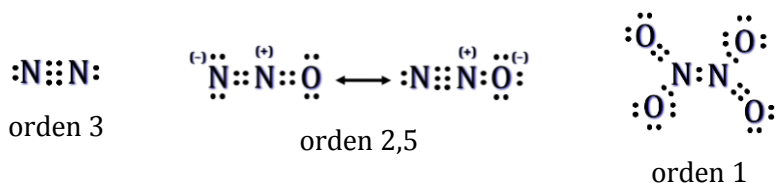
3.229. ¿Cuál es el orden decreciente, según la longitud del enlace NN, en el que se deben de colocar las moléculas N₂, N₂O y N₂O₄?

- N₂O₄, N₂O, N₂
- N₂, N₂O, N₂O₄
- N₂O, N₂, N₂O₄
- N₂, N₂O₄, N₂O

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:

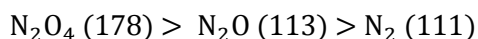


Respecto a la longitud del enlace NN, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de N_2O que por presentar resonancia tiene un enlace cuya longitud está comprendida entre la del enlace doble y el triple. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2O_4 que tiene enlace sencillo.

Las sustancias dadas ordenadas según longitud decreciente del enlace NN son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace NN (pm) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.230. Cuál de las siguientes sustancias será sólida a temperatura ambiente:

- a) Na_2S
- b) HF
- c) NH_3
- d) N_2
- e) H_2O

(O.Q.L. Valencia 2012)

a) **Verdadero.** Na_2S es una sustancia que forma una **red cristalina iónica** que es **sólida** a temperatura ambiente.

b-c-e) Falso. HF, NH_3 y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero que presentan enlace de hidrógeno lo que motiva que presenten temperaturas de ebullición anómalas. En el caso del agua, se forman más de estos enlaces que en las otras sustancias por lo que esta sustancia, a diferencia de las otras, es líquida a temperatura ambiente.

d) Falso. N_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **a**.

3.231. Las sustancias H_2O , CH_3OH , CH_4 , I_2 , Cl_2 , se han ordenado por orden creciente de su punto de ebullición. El orden correcto es:

- a) $\text{H}_2\text{O} < \text{CH}_3\text{OH} < \text{CH}_4 < \text{I}_2 < \text{Cl}_2$
- b) $\text{H}_2\text{O} < \text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{I}_2 = \text{Cl}_2$
- c) $\text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{H}_2\text{O} < \text{Cl}_2 < \text{I}_2$
- d) $\text{CH}_4 < \text{Cl}_2 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{H}_2\text{O} < \text{I}_2$
- e) $\text{CH}_4 < \text{Cl}_2 < \text{I}_2 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Valencia 2012)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La **mayor temperatura de ebullición** le corresponde al I_2 , sustancia que tiene enlace covalente no polar pero que mantiene unidas sus moléculas mediante **fuerzas de dispersión de London**, que son muy intensas ya que es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable. Estas fuerzas tienen tal magnitud que hace esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y su punto de ebullición es superior a los del H_2O y CH_3OH que tienen enlace de hidrógeno.
- H_2O y CH_3OH son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor** en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH_3OH .
- CH_4 y Cl_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Sus moléculas se unen mediante **fuerzas de dispersión de London**, muy débiles ya que estas sustancias tienen pequeño volumen atómico lo que las hace poco polarizables. El mayor volumen del Cl_2 hace que su **temperatura de ebullición sea mucho mayor que la del CH_4** .

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.232. Cuál de las siguientes propuestas referidas a la energía reticular es falsa:

- a) Se define como la energía que se desprende cuando se forma un mol de sólido iónico a partir de sus iones en fase gas.
- b) MgO tiene una energía reticular mayor que $CaCl_2$.
- c) La energía reticular de un sólido con iones cuyas cargas son +2 y -2 es el doble que la de un sólido con iones cuyas cargas son +1 y -1.
- d) MgO tiene una energía reticular mayor que LiF .

(O.Q.L. Valencia 2012)

- a) Verdadera. La propuesta coincide con la definición de energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- b) Verdadero. En el caso de MgO y $CaCl_2$ las cargas iónicas son mayores en el MgO (+2, -2) mientras que en el $CaCl_2$ son (+2, -1). Además, el MgO contiene un ion del segundo periodo (O^{2-}), mientras que el $CaCl_2$ tiene uno del cuarto periodo (Ca^{2+}) que es de mayor tamaño.

- c) **Falso**. Aunque las cargas sean el doble se desconoce el valor de la distancia interiónica, por lo tanto, se puede afirmar que la energía reticular será mayor pero no necesariamente el doble.

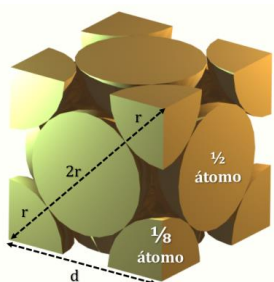
d) Verdadero. En el caso de MgO y LiF las cargas iónicas son mayores en el MgO (+2, -2) mientras que en el LiF son (+1, -1). Además, aunque el MgO contenga un ion del tercer periodo (Mg^{2+}) el factor de las cargas tiene mayor incidencia en el valor de la energía reticular.

La respuesta correcta es la **c**.

3.233. Un metal cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras, y tiene una celda unidad cuya arista mide 408 pm. ¿Cuál es el diámetro de los átomos?

- a) 144 pm
- b) 204 pm
- c) 288 pm
- d) 408 pm
- e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2012)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir de la arista del cubo, d , se puede obtener el valor de la diagonal, D , de la cara:

$$D = \sqrt{d^2 + d^2} = d\sqrt{2} = 577 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **e**.

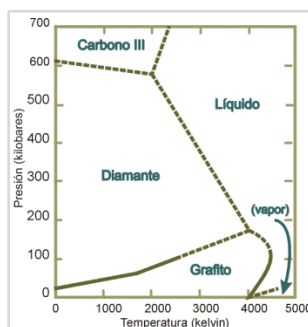
3.234. El grafito y el diamante son dos formas alotrópicas del carbono. El paso de una forma a otra:

- a) Es un cambio de estado a altas temperaturas.
- b) Es una transición de fase a altas presiones.
- c) Es un cambio de estado a altas presiones.
- d) No se puede realizar.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Como se puede observar en el diagrama de fases del carbono, la conversión de grafito en diamante es un **cambio de fase** que tiene lugar a **altas presiones**.

Esta conversión fue conseguida por primera vez por General Electric en 1955 a 2.289 K y 650 kbar.



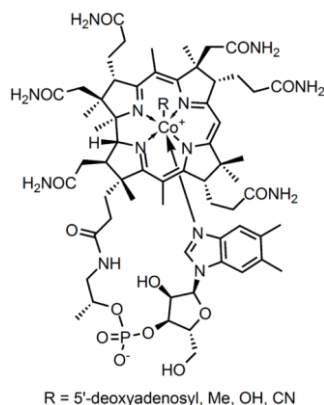
La respuesta correcta es la **b**.

3.235. ¿Qué metal se encuentra en la vitamina B₁₂?

- a) Co
- b) K
- c) Fe
- d) No tiene metales en su estructura.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La vitamina B12 o cianocobalamina es un compuesto que presenta un ion Co^{3+} que se comporta como ácido de Lewis que se encuentra unido mediante un enlace coordinado a un grupo ciano y a un macrociclo corrina que actúan como bases de Lewis.



La respuesta correcta es la **a**.

3.236. El modelo de doble hélice del ADN establece que las bases nitrogenadas de las cadenas se enfrentan y aparecen entre ellas enlaces o uniones del tipo:

- a) Iónico
- b) Covalente polar
- c) Fuerzas de van der Waals
- d) Enlace de hidrógeno

(O.Q.L. Madrid 2012)

Las bases nitrogenadas contienen grupos amino $-\text{NH}_2$ entre los que forman enlaces intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.237. ¿Cuál de los siguientes pares de elementos no formará un enlace iónico?

- a) Cesio y flúor
- b) Calcio y oxígeno
- c) Litio y cloro
- d) Oxígeno e hidrógeno

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Un compuesto se considera que tiene enlace iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es mayor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos dados:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
F - Cs	$3,98 - 0,79 = 2,19$	iónico
O - Ca	$3,44 - 1,00 = 2,44$	iónico
Cl - Li	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
O - H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	covalente polar

La respuesta correcta es la **d**.

3.238. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene menor energía reticular?

- a) LiF
- b) CsI
- c) NaCl
- d) BaO
- e) MgO

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2014)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

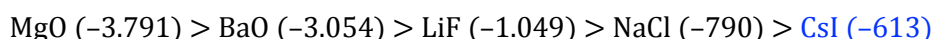
Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía reticular a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Las sustancias BaO y MgO presentarán energías reticulares elevadas por estar formadas por iones divalentes.

Las sustancias LiF, CsI y NaCl son halogenuros alcalinos y por ello están formados por iones monovalentes, por tanto el factor carga no influye para determinar cuál es la sustancia seleccionada. Es el factor distancia interiónica el que indica cuál de las tres posee el mínimo valor de la energía reticular. Esta será menor en la especie que esté formada por iones de mayor tamaño:

- LiF formado por iones de elementos pertenecientes al segundo periodo $\rightarrow U_{\text{máxima}}$
- NaCl formado por iones de elementos pertenecientes al tercer periodo $\rightarrow U_{\text{media}}$
- CsI formado por iones de elementos pertenecientes al sexto periodo $\rightarrow U_{\text{mínima}}$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.239. ¿En cuál de las siguientes series las sustancias se presentan en orden decreciente de sus temperaturas de fusión?

- a) Cl₂, Na, NaCl, SiO₂
- b) Na, NaCl, Cl₂, SiO₂
- c) SiO₂, NaCl, Na, Cl₂
- d) NaCl, SiO₂, Na, Cl₂
- e) SiO₂, Na, NaCl, Cl₂

(O.Q.N. Alicante 2013)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

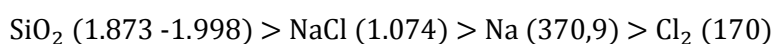
- El mayor punto de fusión le corresponde al SiO₂, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una **red cristalina metálica**. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, no tan alto como el del NaCl, ya que el sodio presenta baja carga nuclear.
- **Cl₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular y que por tanto será muy polarizable. Su punto de fusión es bajo el menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.240. Un determinado sólido es muy duro, tiene una elevada temperatura de fusión y no conduce la corriente eléctrica mientras permanece en ese estado. Se trata de:

- a) I₂
- b) NaCl
- c) CO₂
- d) H₂O
- e) Cu

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Baleares 2016)

- Si una sustancia sólida es muy dura, se descarta a CO₂.
- Si una sustancia sólida tiene una elevada temperatura de fusión, se descarta a I₂ y H₂O.
- Si una sustancia sólida no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, se descarta a Cu.

La sustancia que presenta las características propuestas es **NaCl** que forma una **red cristalina iónica** sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

3.241. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como ejemplo de una red covalente?

- a) S₈(s)
- b) SiO₂(s)
- c) MgO(s)
- d) NaCl(s)
- e) C₂₅H₅₂(s)

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Madrid 2016)

Una sustancia que forme una **red covalente** presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y NaCl.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición, esto descarta a S₈ y C₂₅H₅₂.

La sustancia que cumple las propiedades dadas es SiO_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

3.242. Dadas las siguientes sustancias:

NaCl , Cl_2 , H_2O y C (diamante)

¿en cuál están ordenadas las sustancias según puntos de ebullición creciente?

- a) $\text{NaCl} < \text{Cl}_2 < \text{H}_2\text{O} < \text{C}$ (diamante)
- b) $\text{Cl}_2 < \text{NaCl} < \text{H}_2\text{O} < \text{C}$ (diamante)
- c) $\text{H}_2\text{O} < \text{Cl}_2 < \text{NaCl} < \text{C}$ (diamante)
- d) $\text{Cl}_2 < \text{H}_2\text{O} < \text{NaCl} < \text{C}$ (diamante)
- e) $\text{H}_2\text{O} < \text{Cl}_2 < \text{C}$ (diamante) $< \text{NaCl}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **C (diamante)**, sustancia que forma una **red cristalina atómica** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **H₂O** es una sustancia que tienen enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de ebullición es más alta de lo que debería ser.
- **Cl₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.243. De las siguientes sustancias:

CH_4 , H_2O , CH_3OH , NH_3 , H_2Te y HF

¿en cuál de ellas no se produce enlace de hidrógeno?

- a) CH_4
- b) H_2O
- c) CH_3OH
- d) NH_3
- e) HF
- f) H_2Te

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- H_2O , CH_3OH , NH_3 y HF , sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno, oxígeno, nitrógeno y flúor, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.
- CH_4 y H_2Te no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que **no pueden dar enlace de hidrógeno**.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

(Las diferentes sustancias han sido propuestas en las diferentes olimpiadas).

3.244. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) Al fundir cloruro de sodio se rompen enlaces iónicos.
- b) Al sublimar yodo se rompen fuerzas de van der Waals.
- c) Al fundir oro se rompen enlaces metálicos.
- d) Al fundir hielo se rompen enlaces de hidrógeno y fuerzas de van der Waals.
- e) Al vaporizar C (diamante) se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

- a) Verdadero. El cloruro de sodio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.
- b) Verdadero. El yodo sólido es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular de van der Waals, y son las fuerzas de dispersión de London las que deben romperse para sublimar esta sustancia.
- c) Verdadero. El oro es una sustancia que presenta enlace metálico.
- d) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y los enlaces intermoleculares hidrógeno y fuerzas de van der Waals.
- e) **Falso**. Una sustancia con una temperatura de ebullición tan elevada como el **diamante** (5.100 K) es **imposible** que presente **fuerzas intermoleculares del tipo van der Waals**.

La respuesta correcta es la **e**.

3.245. De las siguientes series de sustancias, ¿en cuál se encuentran ordenadas por punto de fusión creciente?

- a) $\text{SiO}_2 < \text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{NaCl}$
- b) $\text{NH}_3 < \text{SiO}_2 < \text{I}_2 < \text{NaCl}$
- c) $\text{I}_2 < \text{NH}_3 < \text{SiO}_2 < \text{NaCl}$
- d) $\text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{NaCl} < \text{SiO}_2$
- e) $\text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{SiO}_2 < \text{NaCl}$

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Valencia 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **SiO_2** , sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

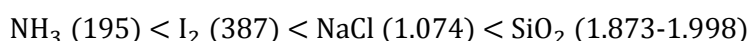
▪ I_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy intensas debido ya que es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es superior a la del amoníaco.

▪ NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.246. ¿Cuál de los siguientes grupos contiene, exclusivamente, compuestos que no son iónicos (moleculares)?

- a) HCN, NO_2 , $Ca(NO_3)_2$
- b) CCl_4 , SF_4 , KOH
- c) HCN, PCl_5 , LiBr
- d) NH_3 , H_2S , CH_2O
- e) NH_3 , NCl_3 , $NaNH_2$

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Los compuestos $Ca(NO_3)_2$, KOH, LiBr y $NaNH_2$ contienen metales alcalinos o alcalinotérreos. Estos tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

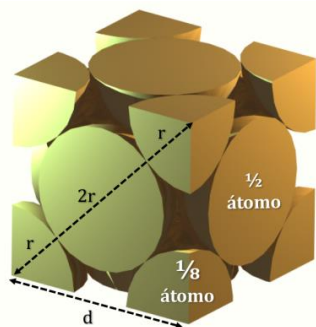
El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado d) NH_3 , H_2S , CH_2O .

La respuesta correcta es la **d**.

3.247. El calcio cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica compacta). El radio atómico del calcio es 197 pm, la arista medirá (en pm):

- a) 590
- b) 279
- c) 394
- d) 557
- e) 390

(O.Q.L. Valencia 2013)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir del radio del átomo se puede obtener la arista del cubo:

$$D = \sqrt{d^2 + d^2} \quad \rightarrow \quad 4r = d\sqrt{2} \quad \rightarrow \quad d = \frac{4 \cdot (197 \text{ pm})}{\sqrt{2}} = 557 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.248. De las siguientes sustancias ¿cuál tiene el punto de ebullición más alto?

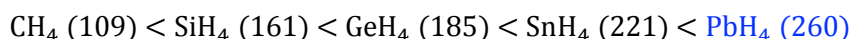
- a) SiH₄
- b) CH₄
- c) PbH₄
- d) SnH₄
- e) GeH₄

(O.Q.L. Valencia 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Se trata de cinco sustancias que presentan enlace covalente polar pero que forman moléculas que no presentan momento dipolar permanente debido a que la geometría tetraédrica que presentan hace que los cuatro vectores momento dipolar se anulen entre sí. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. La molécula de mayor tamaño es **PbH₄**, por tanto, es la que **tiene mayor temperatura de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.249. Señale la respuesta correcta. Las longitudes de enlace X–X en las moléculas de los halógenos son:

- a) F₂ < Cl₂ > Br₂ > I₂
- b) F₂ > Cl₂ > Br₂ > I₂
- c) F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂
- d) F₂ ≈ Cl₂ > Br₂ > I₂
- e) F₂ > Cl₂ > Br₂ ≈ I₂

(O.Q.L. Valencia 2013)

Las moléculas de los halógenos presentan un enlace covalente sencillo cuya longitud depende del tamaño relativo de los átomos. Este tamaño viene determinado por el número de capas electrónicas que tiene el átomo. Los halógenos ordenados según la longitud del enlace X–X son: **F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂**

Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores:

Sustancia	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Periodo	2	3	4	5
radio covalente / pm	71	99	114	133

La respuesta correcta es la **c**.

3.250. ¿Qué significa que un metal es maleable?

- a) Que es duro.
- b) Que se puede rayar.
- c) Que se puede obtener en hojas delgadas.
- d) Que se puede obtener en hilos.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El tipo de enlace que tienen los metales en el que los núcleos se encuentran unidos por medio de una nube de electrones que les rodea, permite que cuando se les somete a fuerzas su estructura **se deforme y adquieran forma de hojas delgadas**. Esta propiedad se denomina **maleabilidad**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.251. De los siguientes compuestos:

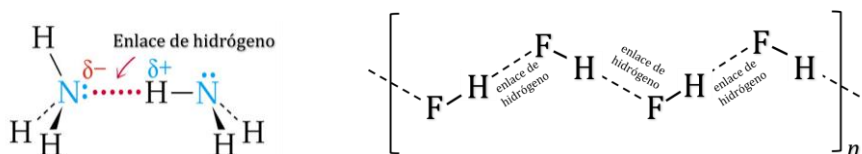


¿en cuáles deben existir enlaces de hidrógeno?

- a) HF y NH_3
- b) HF y PH_3
- c) NH_3 y PH_3
- d) PH_3 y SiH_4

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición, tener un átomo muy electronegativo y pequeño, son NH_3 y **HF**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.252. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más probable que sea un gas a una temperatura de 25 °C y 1 atm de presión?

- a) MgO
- b) $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
- c) LiF
- d) B_2H_6

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Será gas a temperatura ambiente la sustancia que tenga enlace predominantemente covalente y presente débiles fuerzas intermoleculares.

Las únicas de las sustancias de las propuestas que tiene enlace covalente son $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ y B_2H_6 , pero la primera es una sustancia muy voluminosa y por ello muy polarizable, lo que hace que presente fuerzas de dispersión de London muy intensas que hacen cambiar su estado de agregación al estado sólido. Esto no ocurre con el B_2H_6 cuyas fuerzas de este tipo son menos y más débiles, lo que provoca que sea un **gas** en condiciones las condiciones dadas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.253. ¿En cuál de los siguientes estados el etanol podría conducir la electricidad?

- a) Sólido
- b) Líquido
- c) Gas
- d) Ninguno

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Una sustancia conduce la corriente eléctrica cuando permite el paso de los electrones a través de su estructura.

El etanol es una sustancia que presenta enlace predominantemente covalente y cuyas moléculas se encuentran unidas entre sí por fuertes enlaces intermoleculares de hidrógeno lo que hace que sea una sustancia líquida en condiciones ambientales. Este tipo de sustancias, con estos enlaces, **son incapaces de conducir la electricidad** en cualquier estado de agregación.

La respuesta correcta es la **d**.

3.254. Cuando una sustancia que es gaseosa en condiciones normales pasa a estado sólido, formará cristales:

- a) Iónicos
- b) Moleculares
- c) Covalentes
- d) Metálicos

(O.Q.L. Murcia 2013)

Las sustancias que son gaseosas en condiciones tienen enlace predominantemente covalente. Cuando cambian su estado de agregación a sólido, es por la aparición entre las moléculas de estas sustancias de débiles fuerzas intermoleculares del tipo dispersión de London que determinan la formación de un **sólido molecular**. Este es el caso del I_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

3.255. Señale el compuesto iónico binario:

- a) ClO_2
- b) $BaSO_4$
- c) CS_2
- d) Na_2S

(O.Q.L. Murcia 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos descartando el $BaSO_4$ por ser un compuesto ternario:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
ClO_2	$3,44 - 3,16 = 0,28$	covalente
CS_2	$2,58 - 2,55 = 0,03$	covalente
Na_2S	$2,55 - 0,93 = 1,62$	covalente-iónico

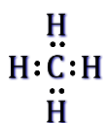
La respuesta correcta es la **d**.

3.256. Dadas las moléculas: NH_3 , H_2S , CH_4 y BH_3 se puede decir:

- a) La hibridación del carbono en el CH_4 es del tipo sp^2 .
- b) La molécula de H_2S es apolar.
- c) La molécula de BH_3 es piramidal.
- d) El NH_3 es el compuesto de mayor temperatura de ebullición.

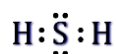
(O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

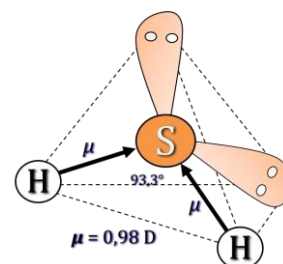


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su átomo central tiene hibridación sp^3 .

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

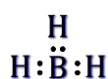


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

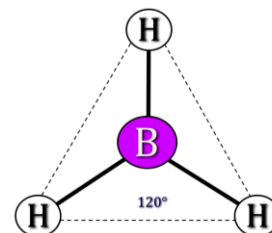


Al ser el azufre ($\chi = 2,58$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia azufre, $\text{H} \rightarrow \text{S}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular la resultante de ambos vectores no es nula ($\mu = 0,98 \text{ D}$) y la molécula es polar.

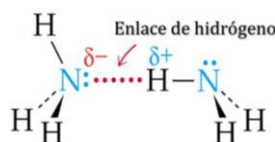
c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



d) **Verdadero**. El NH_3 es la única de las sustancias propuestas que puede formar enlaces intermoleculares de hidrógeno que son los enlaces intermoleculares más fuertes. Esto motiva que su temperatura de ebullición sea superior a la de las otras sustancias propuestas.



La respuesta correcta es la **d**.

3.257. Entre las siguientes sustancias: (A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, (B) CH_3OCH_3 , (C) CH_3COOH , (D) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ y (E) CH_3CHO , las que presentan enlaces de hidrógeno son:

- A y C
- A, C y D
- A, C y E
- B y D

(O.Q.L. Asturias 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición son (A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, (C) CH_3COOH y (D) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.258. A continuación se mencionan afirmaciones relativas a las propiedades de diversas sustancias. Indique la que no es correcta:

- El PH_3 tiene menor punto de ebullición que el NH_3 .
- La sacarosa no es conductora de la electricidad cuando se encuentra disuelta en agua.
- El C (grafito) es conductor de la electricidad.
- El CaO es más soluble en agua que el CsI .

(O.Q.L. Galicia 2013)

a) Verdadero. El PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH_3 sí los forma. Por este motivo, la temperatura de ebullición del PH_3 es inferior a la del NH_3 .

b) Verdadero. La sacarosa es un sólido molecular con enlace covalente polar que se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo, entre el sólido molecular y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la ausencia de iones en la disolución.

c) Verdadero. Cada uno de los átomos de carbono que forman el grafito se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes formando una red cristalina en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) **Falso**. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de la energía reticular de este. A menor energía reticular mayor solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todas las sustancias propuestas tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía reticular a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Respecto a las cargas iónicas:

- CaO carga elevada por estar formado por iones divalentes.
- CsI carga pequeña por estar formado por iones monovalentes.

Respecto a las distancias interiónicas:

- CaO formado por iones pequeños (elementos pertenecientes a los periodos 2 y 4).
- CsI formada por iones grandes (elementos pertenecientes a los periodos 5 y 6).

De acuerdo con lo anterior, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{CsI}}$, por tanto, **CsI es más soluble en agua que CaO .**

La respuesta correcta es la **d**.

3.259. ¿Cuál de los siguientes compuestos es predominantemente iónico?

- CaO
- Cl_2O
- SO_2
- BF_3

(O.Q.L. Extremadura 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CaO	$3,44 - 1,00 = 2,44$	iónico
Cl ₂ O	$3,44 - 3,16 = 0,28$	covalente
SO ₂	$3,44 - 2,58 = 0,86$	covalente
BF ₃	$3,98 - 2,04 = 1,95$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

3.260. ¿Qué compuesto iónico tiene la energía de red más pequeña?

- a) LiI
- b) NaF
- c) MgCl₂
- d) MgO

(O.Q.L. Madrid 2013)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía de red a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Las sustancias MgCl₂ y MgO presentarán energías reticulares elevadas por estar formadas por iones con carga 2.

Las sustancias LiI y NaF son halogenuros alcalinos y por ello están formados por iones monovalentes, por tanto, el factor carga no influye para determinar cuál es la sustancia seleccionada. Es el factor distancia interiónica el que indica cuál de las dos posee el mínimo valor de la energía reticular. Esta será menor en la especie que esté formada por iones de mayor tamaño:

- LiI formado por iones de elementos pertenecientes a los periodos 2 y 5 $\rightarrow U$ menor
- NaF formado por iones de elementos pertenecientes a los periodos 2 y 3 $\rightarrow U$ mayor

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{MgO } (-3.791) > \text{MgCl}_2 (-2.526) > \text{NaF } (-910) > \text{LiI } (-764)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

3.261. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?

- a) H₂O
- b) H₂S
- c) H₂Se
- d) H₂Te

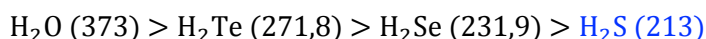
(O.Q.L. Madrid 2013)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares menos intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las cuatro moléculas tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.

De los tres compuestos restantes, las fuerzas intermoleculares son más débiles a medida que decrece el tamaño de la molécula, por tanto, la molécula más pequeña es H_2S ya que el azufre es un elemento del tercer periodo, por lo tanto, le corresponde la **menor temperatura de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.262. El alcanfor sólido es insoluble en agua pero es soluble en aceite vegetal. La mejor explicación para describir este comportamiento es que el alcanfor es un sólido:

- a) Iónico
- b) Metálico
- c) Molecular
- d) Reticular

(O.Q.L. Madrid 2013)

Si una sustancia es insoluble en agua y soluble en aceite vegetal, debe tener un enlace **covalente no polar** y formar un **sólido molecular**, y las fuerzas intermoleculares que explican la solubilidad tienen que ser del tipo de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.263. Cuando las sustancias, Si, KCl, CH_3OH y C_2H_6 , se disponen en orden creciente de sus puntos de fusión, el orden correcto es:

- a) Si, KCl, CH_3OH , C_2H_6
- b) CH_3OH , C_2H_6 , Si, KCl
- c) KCl, Si, C_2H_6 , CH_3OH
- d) C_2H_6 , CH_3OH , KCl, Si

(O.Q.L. País Vasco 2013)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

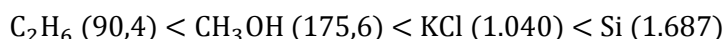
- El mayor punto de fusión le corresponde al **Si**, sustancia que es un metaloide y forma una **red cristalina atómica** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y presente elevado punto de fusión.
- El siguiente punto de fusión le corresponde al **KCl**, una sustancia que tiene enlace iónico y forma una **red cristalina iónica** muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de fusión.
- **CH_3OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero además, se trata de una moléculas polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperaturas de ebullición es más altas de lo que debería ser.
- **C_2H_6** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán bastante débiles debido a que es una sustancia

con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular y que por tanto será poco polarizable. Su punto de fusión es el menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.264. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido:



¿En cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?

- Solo en Ar
- Solo en Ar y CF_3H
- Solo en Ar, CF_3H y PCl_3
- Solo en H_2S y CH_3OH
- Solo en CH_3OH

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- **Ar** no forma enlaces ya que se trata de un elemento inerte que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- **H_2S , CF_3H y PCl_3** son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.
- **CH_3OH** es una molécula polar que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de **enlace de hidrógeno**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.265. Con las siguientes energías de enlace (A, B, C y D son elementos hipotéticos):

Enlace	Energía de enlace (kJ mol^{-1})	Enlace	Energía de enlace (kJ mol^{-1})
A-A	435	A-B	564
B-B	155	A-C	431
C-C	242	A-D	368
D-D	192	B-C	255
		C-D	217

Los dos elementos que tienen valores de electronegatividad más próximos son:

- A y B
- A y C
- A y D
- B y C
- C y D

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Pauling propone que en las moléculas existe una energía de resonancia iónica (ΔE) que mide el carácter iónico parcial de las mismas y que está relacionada con la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) de los elementos que las forman. Las ecuaciones que relacionan estas energías y la diferencia de electronegatividad son:

$$\Delta E = E_{XY} - \sqrt{E_{X_2} \cdot E_{Y_2}} \rightarrow \begin{cases} E_{XY} = \text{energía de enlace de la molécula XY} \\ E_{X_2} = \text{energía de enlace de la molécula } X_2 \\ E_{Y_2} = \text{energía de enlace de la molécula } Y_2 \end{cases}$$

$$\Delta\chi = k \cdot \sqrt{\Delta E} \quad \begin{cases} \Delta E = \text{energía de resonancia iónica} \\ k = \text{constante} \\ \Delta\chi = \text{diferencia de electronegatividad entre X e Y} \end{cases}$$

La molécula que presente menor valor de ΔE tendrá menor valor de $\Delta\chi$.

Los valores de ΔE para las moléculas propuestas son:

▪ Compuesto A–B:

$$\Delta E = 564 - \sqrt{435 \cdot 155} = 304 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Compuesto A–D:

$$\Delta E = 368 - \sqrt{435 \cdot 192} = 79 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Compuesto C–D:

$$\Delta E = 217 - \sqrt{242 \cdot 192} = 1,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Compuesto A–C:

$$\Delta E = 431 - \sqrt{435 \cdot 242} = 106,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ Compuesto B–C:

$$\Delta E = 255 - \sqrt{155 \cdot 242} = 61 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la e.

3.266. La temperatura de ebullición de las sustancias arsano (AsH_3), monocloruro de yodo, monóxido de carbono y silano ordenada de mayor a menor es:

- Arsano, monóxido de carbono, monocloruro de yodo, silano
- Monocloruro de yodo, arsano, silano, monóxido de carbono
- Monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo, silano
- Silano, monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo
- Arsano, monocloruro de yodo, monóxido de carbono, silano

(O.Q.N. Oviedo 2014)

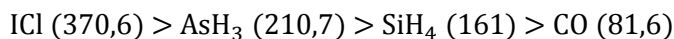
Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **monocloruro de yodo (ICl)**, sustancia que tiene enlace covalente polar y que mantiene sus moléculas unidas mediante **fuerzas de dispersión de London** que fuerzas muy intensas debido que se trata una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable.
- **Monóxido de carbono, CO**, y **arsano, AsH₃**, son sustancias que tienen enlace covalente polar. Sus moléculas se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y, además, **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en el arsano y, muy débiles en el CO debido al pequeño tamaño de esta molécula lo que motiva que esta sustancia le corresponda el menor punto de ebullición.
- **Silano, SiH₄**, es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido al pequeño tamaño del átomo de silicio. Le corresponde una temperatura de ebullición baja.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.267. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?

- a) BF
- b) Na_2SO_4
- c) SO_2
- d) HBr

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos SO_2 y HBr:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
SO_2	$3,44 - 2,58 = 0,86$	covalente
HBr	$2,96 - 2,20 = 0,76$	covalente

- El compuesto K_2SO_4 contiene el elemento potasio, un metal alcalino con elevada tendencia a ceder electrones. Forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente. Esta sustancia tiene un elevado porcentaje de enlace iónico.
- La especie BF no puede ser un compuesto estable, debería ser BF_3 .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

3.268. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias se encuentran ordenadas de menor a mayor temperatura de fusión?

- a) F_2 , CH_3OH , NaCl, SiO_2
- b) CH_3OH , NaCl, F_2 , SiO_2
- c) SiO_2 , CH_3OH , NaCl, F_2
- d) NaCl, SiO_2 , CH_3OH , F_2
- e) SiO_2 , CH_3OH , NaCl, F_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al SiO_2 , sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

- CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.
- F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, y por tanto, muy poco polarizable. Por este motivo le corresponde la temperatura de fusión menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.269. ¿Cuál de las sustancias siguientes tiene una mayor temperatura de ebullición: butano, propano, dimetiléter, etanol?

- a) Butano
- b) Propano
- c) Dimetiléter
- d) Etanol
- e) No se puede saber.

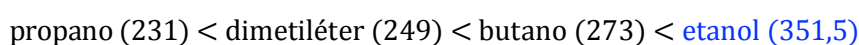
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se dan en los hidrocarburos butano $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, y propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$, siendo más intensas en el primero, que por tener más átomos es más polarizable.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, CH_3OCH_3 .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, por lo tanto, le corresponde la **temperatura de ebullición más alta** de todas las sustancias propuestas.

Además, las temperatura de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.270. Cuál de estas sustancias tiene mayor solubilidad en agua:

- a) NaCl
- b) I₂
- c) CCl₄
- d) CuO

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

▪ La sustancia NaCl tiene enlace predominantemente iónico y en agua se disocian fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$). Posteriormente, los iones se ven atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.

▪ La sustancia CuO no tiene enlace predominantemente iónico ya que, al ser el cobre un metal de transición, la diferencia de electronegatividad entre los elementos que la forman no es lo suficientemente grande para que predomine este tipo de enlace. Por este motivo no se disocia fácilmente en iones al introducirla en agua.

▪ Las sustancias I₂ y CCl₄ tienen enlace covalente pero no presentan momento dipolar permanente por lo no puede existir ningún tipo de interacción entre sus moléculas y las de H₂O, por lo tanto, ambas sustancias son inmiscibles entre sí.

La respuesta correcta es la **a**.

3.271. ¿Cuál de los siguientes compuestos es iónico?

- a) NF₃
- b) NaBr
- c) CCl₄
- d) ICl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
NF ₃	3,98 - 3,04 = 0,94	covalente
NaBr	2,96 - 0,93 = 2,03	iónico
CCl ₄	3,16 - 2,55 = 0,61	covalente
ICl	3,16 - 2,66 = 0,50	covalente

La respuesta correcta es la **b**.

3.272. El punto de ebullición del N₂ es:

- a) Mayor que el del CO.
- b) Menor que el del CO.
- c) Hierven a la misma temperatura.
- d) Ambos son gases a cualquier temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono y de dinitrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, CO y N₂ son especies que se ajustan a la fórmula AXE₃ y a las que corresponden números estéricos (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas solo por dos átomos. La molécula de CO es polar ya que sus átomos son diferentes y la de N₂ es no polar ya que ambos átomos son iguales.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de CO son del tipo dipolo-dipolo que son algo más intensas que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen las moléculas de N₂. Por este motivo el punto de ebullición del N₂ (77,4 K) es algo menor que el de CO (81,6 K).

La respuesta correcta es la **b**.

3.273. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- a) Son responsables del estado sólido del I₂.
- b) Se dan entre las moléculas de los gases con comportamiento ideal.
- c) No existen entre moléculas con enlaces covalentes.
- d) Aparecen entre los electrones y el núcleo de átomos muy electronegativos.

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos. La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, a la temperatura de 0°C, el cloro (99 pm) es un gas, mientras que, el yodo (133 pm) es un sólido molecular.

b) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

c) Falso. Las fuerzas de van der Waals se producen entre moléculas con enlace covalente.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que las fuerzas van der Waals son intermoleculares, no son intra-atómicas.

La respuesta correcta es la **a**.

3.274. Las fuerzas de enlace de hidrógeno (o puentes de hidrógeno):

- a) Son más débiles que las de van der Waals.
- b) Son las que provocan el estado líquido del Br₂.
- c) Se pueden dar entre moléculas con enlaces N–H.
- d) Las encontramos entre moléculas de CH₄.

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

b) Falso. Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de Br₂ son del tipo fuerzas de dispersión de London que son tanto más intensas cuanto más voluminosa sea la especie química.

c) **Verdadero**. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

d) Falso. Según lo expuesto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

3.275. Si se presenta por X un elemento de número atómico 11 y por Y al de número atómico 16, el compuesto formado por ambos será:

- a) X₂Y y de naturaleza iónica.
- b) XY₂ y de naturaleza iónica.
- c) XY₂ y de naturaleza covalente.
- d) X₂Y y de naturaleza covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

- El **elemento X** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na^+ .
- El **elemento Y** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a captar dos electrones y formar el ion S^{2-} .

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de A (sodio) con un átomo de B (azufre) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es X_2Y con enlace predominantemente **iónico**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2006).

3.276. ¿Qué sustancia tendrá el punto de ebullición más alto, Cl_2 o ClF ?

- ClF
- Cl_2
- Será similar en ambas porque están formadas por elementos de la misma naturaleza.
- Para saberlo necesitaríamos conocer la energía de enlace de las mismas.

(O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloro y de monofluoruro de cloro son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, Cl_2 y ClF son moléculas que se ajustan a la fórmula AXE_3 y a las que corresponden números estéricos $(m+n) = 4$, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas por solo dos átomos. La molécula de Cl_2 es no polar ya que ambos átomos son iguales, mientras que la de ClF es polar ya que sus átomos son diferentes.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de ClF son del tipo dipolo-dipolo que son más débiles que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen las moléculas de Cl_2 , que además, son más voluminosas. Por este motivo, el **punto de ebullición del ClF (173,1 K) es menor que el Cl_2 (239,1 K)**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.277. En relación al tipo de enlace de las sustancias: KCl , Cl_2 , Na y NH_3 , es cierto que:

- Todas presentan enlace covalente menos el Na que tiene enlace metálico.
- Todas presentan enlace iónico menos el NH_3 que es covalente.
- Todos son compuestos covalentes menos el KCl que es iónico.
- Cl_2 y NH_3 presentan enlace covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

- **KCl** es una sustancia que tiene **enlace iónico** que forma una red cristalina iónica.
- **Cl_2** es una sustancia que tiene **enlace covalente** no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- **Na** es una sustancia que tiene **enlace metálico** que forma una red cristalina metálica.
- **NH_3** es una sustancia que tiene **enlace covalente** polar y forma moléculas gaseosas que se unen entre sí mediante enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

3.278. De las siguientes sustancias, ¿cuál presenta las fuerzas intermoleculares de atracción más intensas?

- a) H_2
- b) H_2Te
- c) H_2Se
- d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

Excepto la molécula de H_2 , las tres moléculas restantes tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno** que es el enlace intermolecular más fuerte que existe.

La respuesta correcta es la **d**.

3.279. Indique la proposición correcta sobre la energía de un doble enlace carbono-carbono:

- a) Es el doble que la de un enlace sencillo carbono-carbono.
- b) Es más grande que la de un enlace sencillo carbono-carbono pero no el doble.
- c) Es mayor que el doble de la de un enlace sencillo carbono-carbono.
- d) Es menor que la de un enlace sencillo carbono-carbono.

(O.Q.L. Baleares 2014)

El enlace sencillo $C-C$ es un enlace σ , mientras que el enlace doble $C=C$ está formado por un enlace σ y otro π . Como ambos enlaces, σ y π , tienen diferente energía, **la energía del enlace $C=C$ no es el doble de la energía del enlace $C-C$** , pero sí que **es mayor que la energía del enlace $C-C$** .

La respuesta correcta es la **b**.

3.280. Cuál de las siguientes sustancias tiene menor punto de fusión: cloro, sodio, bromuro de cesio y diamante.

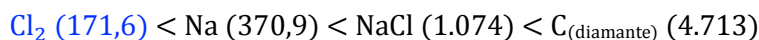
- a) Cloro
- b) Sodio
- c) Bromuro de cesio
- d) Diamante

(O.Q.L. Baleares 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al diamante (C), sustancia que forma una red cristalina atómica con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- CsBr es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- Na es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una red cristalina metálica. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión.
- Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular y que por tanto será poco polarizable. Su **punto de fusión es el más bajo de las sustancias propuestas**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.281. Cuando se ordenan las sustancias MgO, LiF, CaCl₂ y NaCl en orden decreciente de su energía reticular, el orden correcto es:

- LiF > MgO > CaCl₂ > NaCl
- LiF > CaCl₂ > MgO > NaCl
- CaCl₂ > LiF > MgO > NaCl
- MgO > CaCl₂ > LiF > NaCl

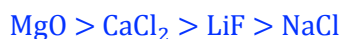
(O.Q.L. Valencia 2014)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

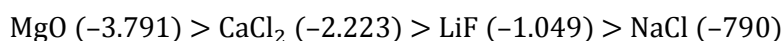
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son iguales en LiF y NaCl (+1 y -1), en CaCl₂ (+2 y -1) y en MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaCl₂ (cuarto y tercer periodo); algo más pequeños en NaCl (ambos del tercer periodo); más pequeños aún en MgO (tercero y segundo periodo); y finalmente, los más pequeños son los de LiF (ambos del segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008 y Valencia 2011).

3.282. El aumento progresivo en los puntos de ebullición de los haluros de hidrógeno, HX:

HCl = -85,1 °C; HBr = -66,8 °C; HI = -35,4 °C, es debido a:

- Las fuerzas entre dipolos aumentan ya que los momentos dipolares aumentan de cloro a yodo.
- El enlace H-X se hace más fuerte de cloro a yodo.
- El enlace de hidrógeno se hace más fuerte de cloro a yodo.
- Las fuerzas de London son más intensas al aumentar la masa molecular de HX.

(O.Q.L. Valencia 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las tres moléculas tienen enlace covalente polar y presentan, además, enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo y **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas conforme aumenta el volumen de la molécula y, también su masa molar, ya que se cambia de periodo.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007 y otras).

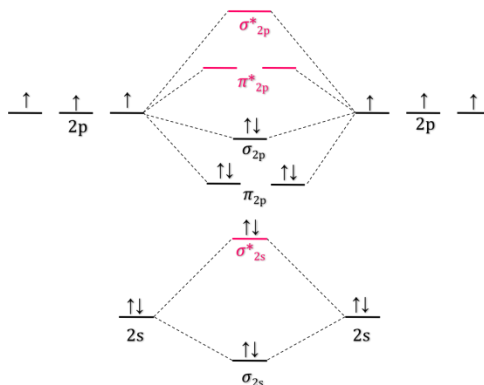
3.283. ¿Cuál de las siguientes especies es paramagnética?

- a) N_2
- b) O_2^-
- c) F_2
- d) O_2^{2-}

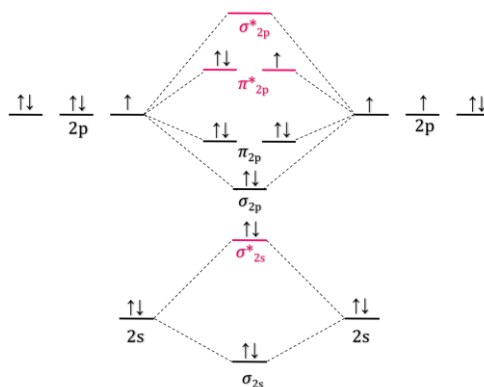
(O.Q.L. Valencia 2014)

Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan débilmente con un campo magnético.

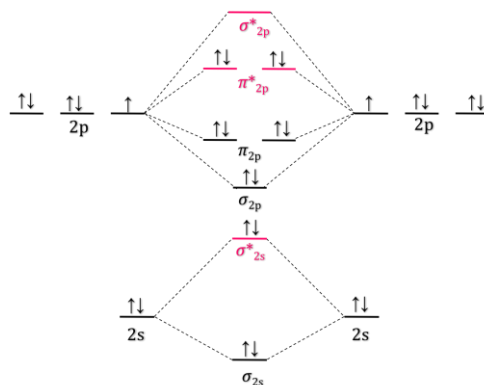
a) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de N_2 se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.



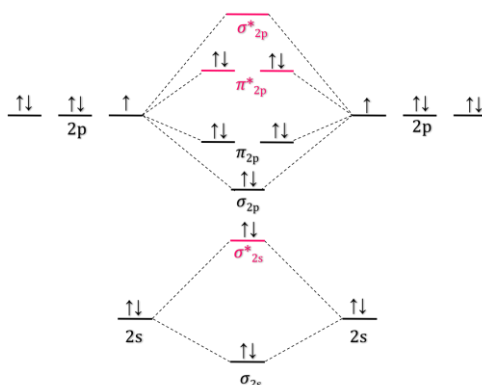
b) **Verdadero.** En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^- se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie **paramagnética**.



c) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie F_2 se observa que no presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.



d) **Verdadero**. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^{2-} se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.

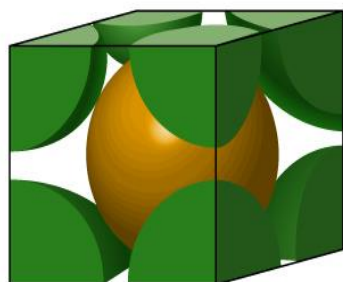


La respuesta correcta es la **b**.

3.284. El cromo ($A = 52 \text{ g mol}^{-1}$) cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo, donde la longitud de la arista de la celda unidad es de 288 pm. La densidad (g cm^{-3}) del cromo es:

- 21,7
- 14,4
- 3,6
- 7,2

(O.Q.L. Valencia 2014)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomos (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[288 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 2,39 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

$$\frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{2,39 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{52 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7,2 \text{ g cm}^{-3}$$

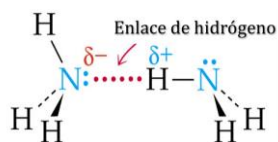
La respuesta correcta es la **d**.

3.285. La razón por la que el punto de ebullición del PH_3 es menor que el del NH_3 es:

- El PH_3 es un compuesto polar y el NH_3 no lo es.
- En el PH_3 no hay enlaces de hidrógeno entre las moléculas y en el NH_3 sí.
- Las fuerzas de van der Waals en PH_3 son más intensas que en NH_3 .
- Las moléculas de PH_3 son de mayor tamaño que las de NH_3 .

(O.Q.L. Asturias 2014)

La razón por la que la temperatura de ebullición del NH_3 es superior a la del PH_3 se debe a que el **PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno**, mientras que el **NH_3 sí los forma**, ya que este tipo de enlace intermolecular solo es posible entre moléculas que tienen un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo que se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **b**.

3.286. Las sustancias Cu, NaI, S₈ y SiO₂ tienen las propiedades citadas en la tabla adjunta.

Sustancia	T _{fusión} (°C)	Conductividad eléctrica	
		sólido	fundido
(1)	1 083	Sí	Sí
(2)	119	No	No
(3)	2 700	No	No
(4)	660	No	Sí

A partir de la misma se pueden identificar las sustancias como:

	(1)	(2)	(3)	(4)
a)	Cu	SiO ₂	S ₈	NaI
b)	Cu	S ₈	SiO ₂	NaI
c)	NaI	S ₈	Cu	SiO ₂
d)	S ₈	NaI	Cu	SiO ₂

(O.Q.L. Asturias 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte.

- Los sólidos covalentes reticulares no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.
- Los sólidos metálicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundidos.
- Los sólidos covalente moleculares presentan enlace covalente entre sus átomos y forman moléculas que se pueden unir entre sí mediante enlaces intermoleculares, pero no presentan ningún tipo de conductividad eléctrica.

1) **Cu** es una sustancia que tiene **enlace metálico** y forma una **red cristalina sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es elevada (**1.083 °C**).

La red metálica del cobre en **estado sólido permite el paso de los electrones** a través de ella, **y cuando se funde**, todavía se mantienen las uniones entre los iones por lo que los electrones pueden seguir circulando a través de ellos

2) **S₈** es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas no polares que se unen entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**. Se trata de una sustancia que es sólida a temperatura ambiente, pero como las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas no son demasiado intensas su temperatura de fusión no es relativamente baja (**119 °C**).

La estructura del azufre no presenta iones ni electrones libres en estado sólido ni líquido por lo que **no permite el paso de los electrones** a través de ella.

3) **SiO₂** es una sustancia que forma una **red covalente sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es muy elevada (**2.700 °C**).

Este tipo de sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido ni fundidos ya que no presenta iones ni electrones libres en estado sólido ni líquido por lo que **no permite el paso de los electrones** a través de ella.

4) NaI es una sustancia que forma una **red iónica sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los iones en la red son intensas, por tanto, su temperatura de fusión es relativamente elevada (660 °C).

Los sólidos iónicos **no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde** o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.287. Los enlaces Si–O en la red de SiO₂ son del tipo:

- a) Covalente coordinado
- b) Iónico
- c) Covalente no polar
- d) Covalente polar

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El enlace existente entre los átomos de Si y O es un enlace del tipo **covalente polar** ya que se trata de elementos con diferente electronegatividad que no tienden a ceder electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.288. ¿Qué enlace es más fuerte?

- a) C=C
- b) C=N
- c) C=O
- d) C=S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Como se trata de enlaces dobles del carbono con diferentes elementos, será más fuerte aquél en el que átomo que se une sea más pequeño. Se descarta el azufre por ser un elemento del tercer periodo. De los otros tres elementos del segundo periodo, el más pequeño es el oxígeno ya que es el que su núcleo posee mayor carga efectiva. Por tanto, el **enlace más fuerte de los propuestos le corresponde al C=O**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.289. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tendrá previsiblemente el punto de fusión más alto?

- a) CaCl₂
- b) LiF
- c) Na₂S
- d) MgO
- e) BaS

(O.Q.L. Madrid 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

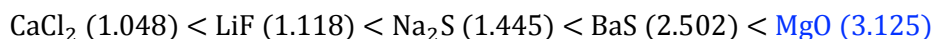
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde mayor energía reticular y, por tanto, mayor punto de fusión, a la sustancia que presente mayores cargas iónicas y menor distancia interiónica.

El MgO presentará la **mayor energía reticular elevada** por estar formada su red por iones con cargas +2 y -2 de elementos del tercer y segundo periodos, que son relativamente pequeños ya que tienen pocas capas electrónicas, por lo tanto su **punto de fusión será el más alto** de todos los de las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.290. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta una estructura de red covalente?

- a) Dióxido de silicio
- b) Dióxido de selenio
- c) Dióxido de titanio
- d) Dióxido de magnesio
- e) Óxido de sodio

(O.Q.L. Madrid 2014)

a) **Verdadero**. El **dióxido de silicio, SiO₂**, es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que hace que a temperatura ambiente forme un **sólido de red covalente**.

b) Falso. El dióxido de selenio, SeO₂, es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

c-d-e) Falso. Dióxido de titanio, TiO₂, dióxido de magnesio, MgO₂, y óxido de sodio, Na₂O, son sustancias que tienen enlace predominantemente iónico por lo que a temperatura ambiente forman un sólido iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

3.291. Cuando los volúmenes iguales de los siguientes pares de líquidos se mezclan agitando fuertemente y se dejan reposar, ¿qué pareja es más probable que separe en dos capas?

- a) Etanol y metanol.
- b) Tetracloruro de carbono y metanol.
- c) Hexano y pentano.
- d) Tetracloruro de carbono y hexano.
- e) Metanol y agua.

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-e) Falso. Las parejas C₂H₅OH-CH₃OH y CH₃OH-H₂O están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas pueden formar entre ellas enlace de hidrógeno, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

b) **Verdadero**. Las especies **CCl₄** y **CH₃OH** presentan enlace covalente siendo no polar la primera y polar la segunda por lo que entre cuyas moléculas no puede existir ningún tipo de interacción, por tanto, ambas sustancias **son inmiscibles y se separan en dos fases líquidas**.

c-d) Falso. Las parejas C₆H₁₄-C₅H₁₂ y CCl₄-C₆H₁₄ están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas son no polares por lo que pueden existir entre ellas fuerzas de dispersión de

London lo suficientemente intensas para mantenerlas unidas, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

La respuesta correcta es la **a**.

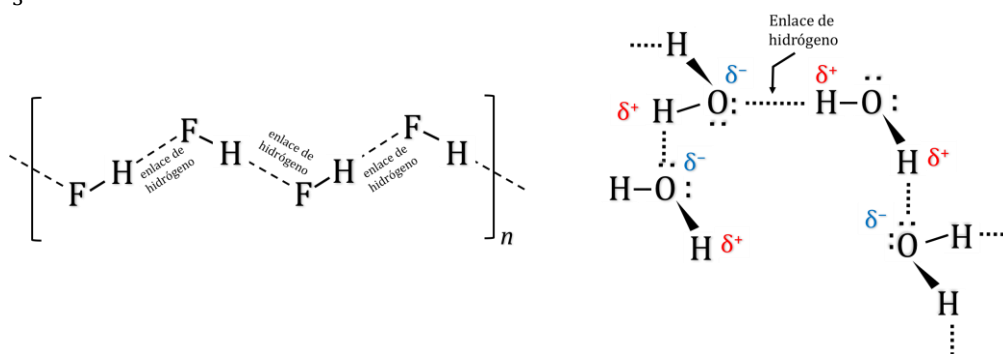
3.292. Cuando los compuestos HF, H₂O, NH₃ y CH₄ se disponen en orden creciente de sus puntos de ebullición, el orden correcto es:

- CH₄ < NH₃ < H₂O < HF
- NH₃ < CH₄ < H₂O < HF
- HF < CH₄ < H₂O < NH₃
- CH₄ < HF < NH₃ < H₂O
- CH₄ < NH₃ < HF < H₂O

(O.Q.L. País Vasco 2014)

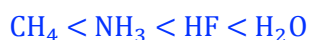
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ H₂O, NH₃ y HF son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor** en el H₂O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que HF, y esta más que NH₃.

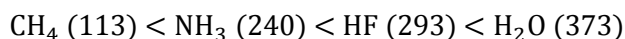


▪ CH₄ es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Sus moléculas se unen mediante **fuerzas de dispersión de London**, muy débiles ya que esta sustancia tiene pequeño volumen atómico lo que la hace poco polarizable.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.293. ¿Qué sólido iónico, entre los siguientes, tiene la mayor energía reticular?

- NaCl
- MgO
- KBr
- SrS
- CsCl

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde mayor energía reticular a la sustancia que presente mayores cargas iónicas y menor distancia interiónica.

El **MgO** presentará la **energía reticular más alta** por estar formada su red por iones con cargas +2 y -2 de elementos del tercer y segundo periodos, que son relativamente pequeños ya que tienen pocas capas electrónicas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol^{-1}) de las sustancias propuestas son:

$$\text{MgO } (-3.791) > \text{CaCl}_2 (-2.223) > \text{LiF } (-1.049) > \text{NaCl } (-790)$$

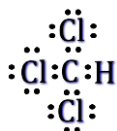
La respuesta correcta es la **b**.

3.294. Cuando se evapora el cloroformo, $\text{CHCl}_3(\text{l})$:

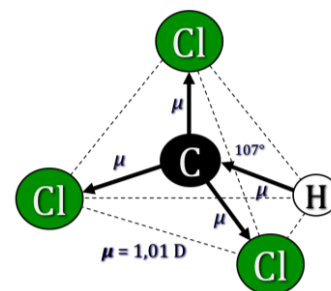
- Se rompen enlaces covalentes.
- Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo.
- Se debilitan las fuerzas de dispersión.
- Se rompen enlaces de hidrógeno.
- Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo y las fuerzas de dispersión.

(O.Q.N. Madrid 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro dirigido hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

Por tratarse de una molécula polar tiene enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y, además, todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de **dispersión de London**. Cuando esta sustancia se vaporiza **estas fuerzas se hacen tan débiles** que no son capaces de mantener unidas a las moléculas en el estado líquido.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

3.295. ¿Cuál de las siguientes especies moleculares tiene una longitud de enlace mayor de acuerdo con la teoría de los orbitales moleculares?

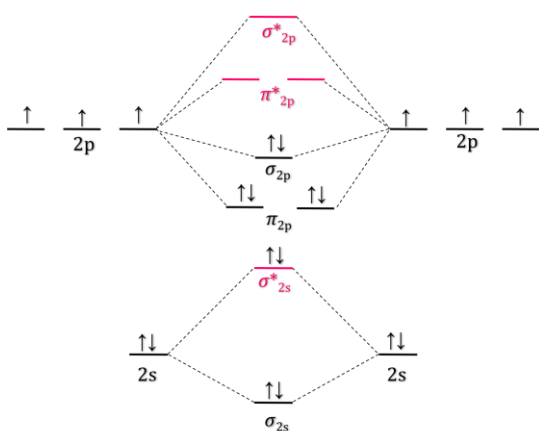
- a) N_2
- b) N_2^+
- c) N_2^-
- d) O_2
- e) O_2^+

(O.Q.N. Madrid 2015)

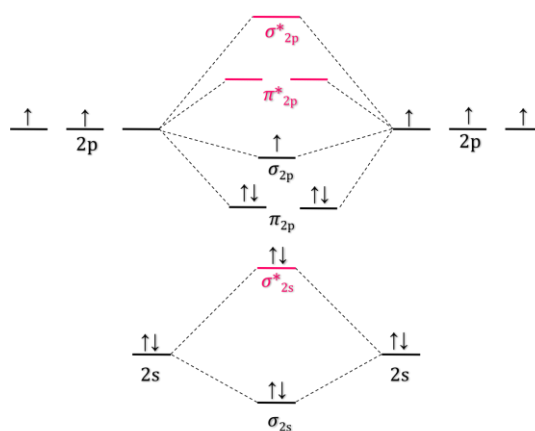
A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2}(\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

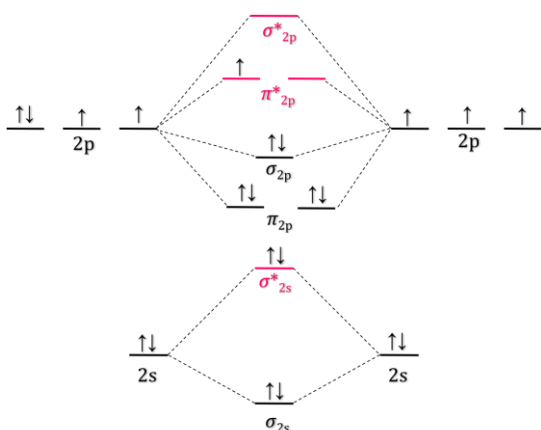
Tendrá mayor longitud de enlace la especie que presente un menor orden de enlace.



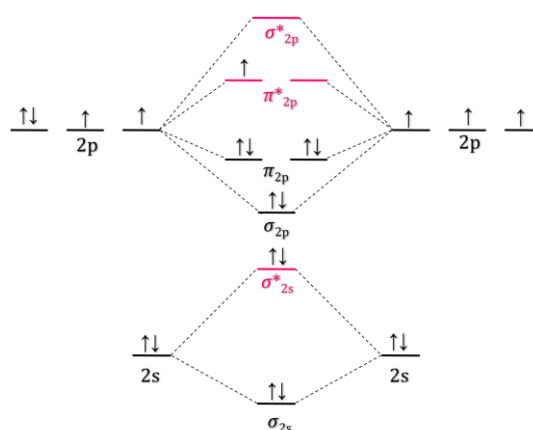
$$\text{orden de enlace } N_2 = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$$



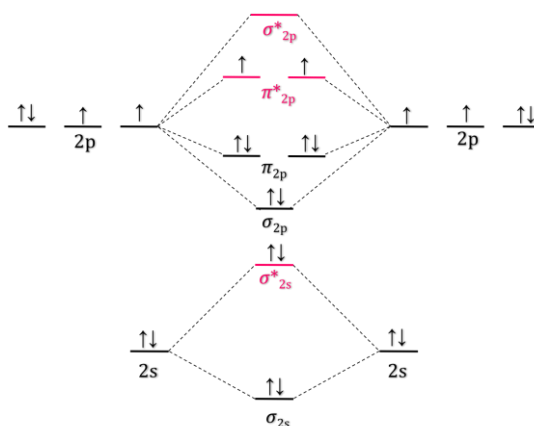
$$\text{orden de enlace } N_2^+ = \frac{1}{2}(7 - 2) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } N_2^- = \frac{1}{2}(8 - 3) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } O_2^+ = \frac{1}{2}(8 - 3) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } O_2 = \frac{1}{2}(8 - 4) = 2,0$$

La mayor longitud de enlace le corresponde al O_2 ya que tiene un orden de enlace menor.

La respuesta correcta es la **d**.

3.296. En el ciclo de Born-Haber para la formación del enlace iónico del NaI, proceso exotérmico siempre es:

- La entalpía de sublimación del sodio.
- La entalpía de disociación del yodo.
- La primera energía de ionización del sodio.
- La afinidad electrónica del yodo.
- La energía reticular del NaI definida como ruptura del retículo cristalino.

(O.Q.N. Madrid 2015)

- Falso. La entalpía de sublimación del sodio es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.
- Falso. La entalpía de disociación del yodo es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de yodo.
- La primera energía de ionización del sodio es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.
- Verdadero.** La afinidad electrónica del yodo es un **proceso exotérmico** ya que se desprende energía cuando el átomo de yodo capta un electrón.
- Falso. La rotura del retículo cristalino del NaI es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper la red y dejar libres a los iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

3.297. ¿Cuál de las siguientes especies puede formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas o iones mismo tipo?

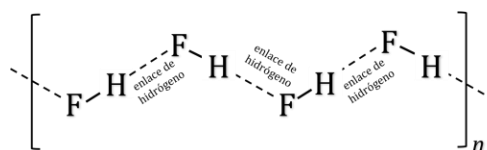
- I. HF II. CH_3F III. NH_4^+

- Solo I
- Solo III
- I y III
- I, II y III

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El **fluoruro de hidrógeno, HF**, sí que cumple la condición propuesta, mientras que fluorometano, CH_3F , y el ion amonio, NH_4^+ , no lo hacen ya que, en el primer caso, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo; y en el segundo caso, en el ion no presenta ningún par solitario sobre el átomo de nitrógeno.



La respuesta correcta es la **a**.

3.298. Indique cuál es el orden correcto de carácter iónico para la siguiente serie de especies:

- a) $\text{SCl}_2 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3 < \text{PCl}_3$
- b) $\text{SCl}_2 < \text{PCl}_3 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3$
- c) $\text{SCl}_2 < \text{SiCl}_4 < \text{PCl}_3 < \text{GaCl}_3$
- d) $\text{SCl}_2 < \text{PCl}_3 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
GaCl_3	$3,16 - 1,81 = 1,37$	covalente
SiCl_4	$3,16 - 1,90 = 1,26$	covalente
PCl_3	$3,16 - 2,19 = 0,97$	covalente
SCl_2	$3,16 - 2,58 = 0,58$	covalente

La secuencia correcta para el carácter iónico de las especies propuestas es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.299. ¿Cuál es la serie de moléculas que solo tienen enlace covalente?

- a) $\text{BCl}_3, \text{SiCl}_4, \text{PCl}_3$
- b) $\text{NH}_4\text{Br}, \text{N}_2\text{H}_4, \text{HBr}$
- c) $\text{I}_2, \text{H}_2\text{S}, \text{NaI}$
- d) $\text{Al}, \text{O}_3, \text{As}_4$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El grupo formado por compuestos que tienen **enlace predominantemente covalente** es $\text{BCl}_3, \text{SiCl}_4, \text{PCl}_3$.

Tienen enlace iónico: NH_4Br y NaI que contienen, respectivamente, iones amonio e iones sodio.

El aluminio presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la **a**.

3.300. Indique el orden correcto de mayor a menor punto de fusión de las siguientes sustancias:

- a) $\text{AlCl}_3 > \text{NaCl} > \text{CaCl}_2 > \text{Si} > \text{CCl}_4$
- b) $\text{Si} > \text{CaCl}_2 > \text{NaCl} > \text{AlCl}_3 > \text{CCl}_4$
- c) $\text{CaCl}_2 > \text{Si} > \text{AlCl}_3 > \text{NaCl} > \text{CCl}_4$
- d) $\text{Si} > \text{NaCl} > \text{CaCl}_2 > \text{AlCl}_3 > \text{CCl}_4$

(O.Q.L. Galicia 2015)

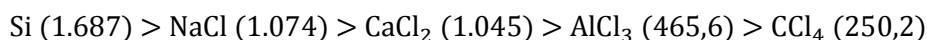
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **Si**, sustancia que es un metaloide y forma una **red cristalina atómica** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y presente elevado punto de fusión.
- **NaCl** y **CaCl₂** son sustancias que tienen enlace iónico y forman **redes cristalinas iónicas** muy difíciles de romper. Estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de fusión. La temperatura del NaCl es algo mayor debido a que el tamaño del ion sodio es menor que el del ion calcio aunque la carga de este sea mayor.
- **AlCl₃** y **CCl₄** son sustancias que tienen enlace covalente, pero al tratarse de sustancias que no tienen momento dipolar permanente, presentan enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London** bastantes más intensas en el AlCl₃ ya que es más voluminosa que el CCl₄ y por ello más polarizable. Sus puntos de fusión serán los más bajos.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.301. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición, las siguientes sustancias?

- Dimetiléter, agua, metanol
- Dimetiléter, metanol, agua
- Metanol, agua, dimetiléter
- Agua, metanol, dimetiléter

(O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016)

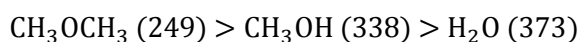
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- **H₂O** y **CH₃OH** son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta temperatura es mucho mayor en el H₂O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH₃OH.
- **CH₃OCH₃** es una sustancia que tienen enlace covalente polar y sus moléculas se encuentran unidas mediante **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas no son tan intensas como las del enlace de hidrógeno por lo que el punto de ebullición de esta sustancia es inferior a los del H₂O y CH₃OH que tienen enlace de hidrógeno.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



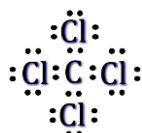
La respuesta correcta es la **b**.

3.302. ¿Cuáles son las fuerzas intermoleculares más fuertes entre moléculas vecinas de tetracloruro de carbono, CCl_4 ?

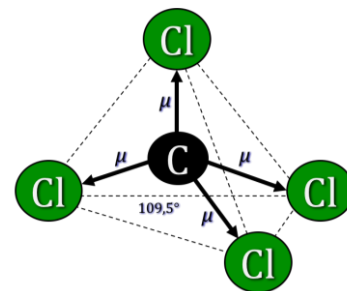
- Fuerzas de dipolo-dipolo
- Fuerzas de dispersión
- Enlaces de hidrógeno
- Enlaces covalentes

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Como los vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

Por tratarse de una molécula no polar los únicos enlaces intermoleculares posibles son [fuerzas de dispersión de London](#).

La respuesta correcta es la **b**.

3.303. El momento dipolar del HBr es 0,79 D y la distancia de enlace Br-H es 1,40 Å. ¿Cuál es el porcentaje de carácter iónico del enlace Br-H?

- 17,6 %
- 11,7 %
- 41,3 %
- 4,9 %

(Datos. 1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C m; carga del electrón = $1,602 \cdot 10^{-19}$ C)

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

El momento dipolar de un enlace se calcula de acuerdo con la expresión:

$$\mu = Q d$$

donde μ es el momento dipolar, Q la carga eléctrica desplazada y d la distancia de enlace.

La carga desplazada en este enlace es:

$$Q = \frac{0,79 \text{ D}}{1,40 \text{ \AA}} \cdot \frac{3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C m}}{1 \text{ D}} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 1,879 \cdot 10^{-20} \text{ C}$$

El porcentaje de carácter iónico de un enlace viene dado por la expresión:

$$\% \text{ carácter iónico} = \frac{Q}{e} \cdot 100$$

Para esta molécula se tiene un porcentaje de carácter iónico:

$$\text{carácter iónico} = \frac{1,879 \cdot 10^{-20} \text{ C}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} \cdot 100 = 11,7 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.304. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?

- a) $\text{KCl} > \text{CaCl}_2 > \text{CaO}$
- b) $\text{KCl} > \text{CaO} > \text{CaCl}_2$
- c) $\text{CaCl}_2 > \text{CaO} > \text{KCl}$
- d) $\text{CaO} > \text{CaCl}_2 > \text{KCl}$

(O.Q.L. Baleares 2015)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

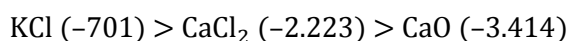
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son en KCl (+1 y -1), en el CaCl_2 (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes KCl (cuarto y tercer periodo), en CaCl_2 (cuarto y tercer periodo); algo menor calcio que potasio; más pequeños aún en CaO (cuarto y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008, Valencia 2011 y Valencia 2014).

3.305. ¿Qué propiedad distingue mejor a los sólidos metálicos de otros sólidos?

- a) Tienen una estructura ordenada tridimensional.
- b) Se funden a bajas temperaturas.
- c) Tienen brillo.
- d) Presentan conductividad eléctrica tridimensional.
- e) Fractura.

(O.Q.L. Madrid 2015)

- Todos los sólidos (iónicos, metálicos y covalentes reticulares atómicos o moleculares) forman estructuras cristalinas tridimensionales que presentan brillo y funden a temperaturas relativamente elevadas
- Los **sólidos metálicos son dúctiles y maleables**, mientras que el resto de sólidos son frágiles y se pueden fracturar.
- Los sólidos metálicos y covalentes reticulares atómicos como el grafito presentan una estructura en que existen electrones libres que permiten el paso de la corriente eléctrica a través de la misma mientras que los sólidos que no los tienen no son conductores.

La respuesta correcta es la **d**.

3.306. La cristalización de un sólido se ve favorecida por:

- a) Eliminación rápida del disolvente, siembra con cristales del sólido y agitación.
- b) Siembra con cristales del sólido, agitación y disoluciones diluidas.
- c) Disoluciones saturadas, eliminación rápida del disolvente y agitación.
- d) Disoluciones saturadas, eliminación lenta del disolvente y agitación.
- e) Eliminación lenta del disolvente, disoluciones saturadas y siembra con cristales del sólido.

(O.Q.L. Madrid 2015)

La **cristalización** de una sustancia implica la formación de enlaces entre los iones que se encuentra en la disolución y requiere tres condiciones:

- Que la **disolución esté saturada**, ya que eso implica que existen muchos iones en la misma.
- La **eliminación lenta de las moléculas de disolvente**.
- Se haga una **siembra de cristales** del sólido que actúen como núcleos de cristalización.

La respuesta correcta es la **e**.

3.307. ¿Cuál de las siguientes sustancia presentará un mayor punto de ebullición?

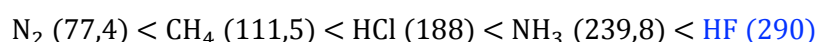
- a) HF
- b) HCl
- c) N₂
- d) CH₄
- e) NH₃

(O.Q.L. Madrid 2015)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- **HF** y NH₃ son sustancias que tienen enlace covalente, pero se trata de especies muy polares que presentan un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus puntos de ebullición son los más altos. Como el HF es el que presenta el enlace más polar y el átomo de F es el más pequeño, los enlaces de hidrógeno existentes entre sus moléculas son los más intensos y, por tanto, es la sustancia con **mayor punto de ebullición**.
- CH₄ y N₂ son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el CH₄ debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico, por tanto será más polarizable. Por esto, aunque ambas tienen puntos de ebullición bajos, el del N₂ es mucho más bajo.
- HCl es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que presenta momento dipolar permanente, presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London y fuerzas dipolo-dipolo. Su punto de ebullición será bajo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.308. El cloro es un gas a temperatura ambiente, pero el yodo es un sólido. La mejor explicación para este hecho es que:

- La molécula de yodo es más pesada por lo que tiene una presión de vapor inferior.
- La molécula de yodo es polar mientras que la de cloro es apolar.
- La molécula de cloro tiene una electronegatividad mayor y por lo tanto actúa más fuertemente con las moleculares polares en la atmósfera.
- La molécula de yodo presenta mayor volumen por lo que las fuerzas de dispersión derivadas de los dipolos inducidos son más intensas.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Las moléculas de los **halógenos** no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son **más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular**, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, el cloro es gas y el yodo sólido.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / \text{g mol}^{-1}$	estado
Cl_2	99	71	gas
I_2	133	254	sólido

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2008).

3.309. ¿Cuál de estas sustancias conducirá mejor la corriente eléctrica?

- $\text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{Na}(\text{s})$
- $\text{NaCl}(\text{s})$
- $\text{NaCl}(\text{l})$

(O.Q.L. Asturias 2015)

▪ Los sólidos iónicos como NaCl , no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.

▪ Los gases como Cl_2 , no conducen la corriente eléctrica.

▪ Los **sólidos metálicos** como Na presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace los **mejores conductores de la corriente eléctrica**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.310. Una sustancia sólida en estado natural, sublima fácilmente, no conduce la corriente eléctrica ni en estado sólido, ni fundida, disuelta en agua. Se sabe de ella que es soluble en disolventes orgánicos. En la sustancia en fase sólida y en fase vapor los tipos de fuerzas intermoleculares y/o enlaces presentes son:

Sólido	Vapor
a) van der Waals + covalente	covalente
b) van der Waals	van der Waals
c) Covalente	covalente
d) Covalente	covalente + van der Waals

(O.Q.L. Asturias 2015)

Si una sustancia sólida posee las siguientes propiedades:

- Sublima fácilmente → sus moléculas se encuentran unidas mediante débiles fuerzas de van der Waals.

- No conduce la corriente eléctrica bajo ningún estado de agregación → presenta enlace covalente y se trata de un sólido covalente molecular.
 - Es soluble en disolventes orgánicos → Se trata de una sustancia que presenta enlace covalente no polar.
- En resumen, la sustancia es cuestión tiene **enlace covalente** y forma un **sólido molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2 .

La respuesta correcta es la **a**.

3.311. Respecto a los elementos A ($Z = 12$) y D ($Z = 16$):

1. El volumen atómico de A es menor que el de D.
2. D forma fácilmente iones negativos.
3. D podría presentar la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$.
4. Se unen formando un compuesto de fórmula AD.

Son ciertas las afirmaciones:

- a) 1 y 2
- b) 2 y 3
- c) 2, 3 y 4
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

- El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 2. El valor de $n = 3$ indica que es el **magnesio**. Tiene tendencia a ceder dos electrones para adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion Mg^{2+} .
 - El **elemento D** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2 3p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a captar dos electrones para adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion S^{2-} .
1. Falso. Se trata de dos elementos del mismo periodo, y en un periodo el volumen disminuye conforme aumenta el número atómico, Z .
 2. **Verdadero**. Según se ha comentado anteriormente.
 3. **Verdadero**. D podría presentar la configuración electrónica $[Ne] 3s^1 3p^5$ si se trata de un estado excitado.
 4. **Verdadero**. De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan un átomo de A (Mg) con un átomo de B (S) para formar un compuesto de fórmula AD (MgS) con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **c**.

3.312. ¿Qué especie tiene solo enlace covalente?

- a) LiH
- b) H_2SO_4
- c) NH_4NO_3
- d) $K_2Cr_2O_7$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- La especie LiH es una es un hidruro alcalino con enlace predominantemente iónico.
- Las especies NH_4NO_3 y $K_2Cr_2O_7$ son oxosales que tienen enlace predominantemente iónico.
- La especie H_2SO_4 esta formada por no metales y tiene enlace predominantemente **covalente**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.313. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) Al fundir cloruro de potasio se rompen enlaces iónicos.
- b) Al sublimar yodo se rompen enlaces covalentes.
- c) Al fundir sodio se rompen enlaces metálicos.
- d) Al fundir hielo se rompen fundamentalmente enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- a) Verdadero. El cloruro de potasio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.
- b) **Falso**. El yodo sólido es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular de van der Waals, y son las fuerzas de dispersión de London las que deben romperse para sublimar esta sustancia.
- c) Verdadero. El sodio es una sustancia que presenta enlace metálico.
- d) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y los enlaces intermoleculares hidrógeno y fuerzas de van der Waals.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

3.314. Las sustancias que se indican tienen masas molares muy parecidas ($\pm 2 \text{ g mol}^{-1}$). ¿Cuál de ellas tiene el menor punto de ebullición?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- b) CH_3OCH_3
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- d) CH_3CHO

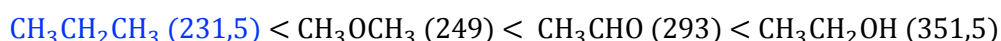
(O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, CH_3OCH_3 , y el etanal, CH_3CHO .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Las fuerzas más débiles son las de dispersión de London presentes en el propano, , por tanto, a esta sustancia le corresponde el menor punto de ebullición.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



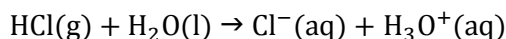
La respuesta correcta es la **d**.

3.315. ¿Cuál de las siguientes propuestas es correcta?

- El cloruro de hidrógeno disuelto en agua no conduce la corriente eléctrica.
- El cloruro de sodio es una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.
- El diamante no presenta estructura tridimensional.
- El HCl es una sustancia molecular que presenta enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

a) Falso. El cloruro de hidrógeno al disolverse en agua forma ácido clorhídrico, ácido fuerte, que se encuentra completamente disociado en iones y por ello conduce la corriente eléctrica:



- b) **Verdadero.** Los **sólidos iónicos** como NaCl, **no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.
- c) Falso. El diamante es una sustancia formada únicamente por carbono, en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando una red covalente atómica.
- d) Falso. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. El cloro es un átomo demasiado grande para dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **b**.

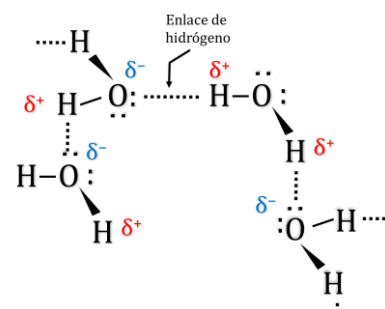
3.316. Señale cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- El enlace del hielo es de tipo iónico.
- Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces covalentes.
- Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces de hidrógeno.
- Para fundir hielo hay que romper enlaces covalentes.

(O.Q.L. Cantabria 2015)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

3.317. De las siguientes sustancias y disoluciones, ¿cuáles son conductoras de la electricidad?

I. $\text{CH}_3\text{OH(l)}$ II. Ni(s) III. KF(s) IV. KF(aq) V. $\text{SiO}_2(\text{s})$ VI. KF(l)

- I, II, IV, V, VI
- II, III, IV, V, VI
- II, IV, V, VI
- II, IV, VI

(O.Q.L. Valencia 2015)

- Los sólidos iónicos como KF, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.
- Los sólidos covalentes reticulares como SiO₂, no conducen la corriente eléctrica.
- Los **sólidos metálicos** como Ni presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace **conductores de la corriente eléctrica**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.318. Señale la afirmación correcta respecto a los sólidos mencionados:

- La energía reticular del NaCl es mayor que la del NaF.
- La energía reticular del CaCl₂ es mayor que la del NaCl.
- La energía reticular del CaO es menor que la del NaF.
- La energía reticular del KCl es menor que la del NaF.

(O.Q.L. Valencia 2015)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son en NaF, NaCl y KCl (+1 y -1), en el CaCl₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes KCl (cuarto y tercer periodo), en CaCl₂ (cuarto y tercer periodo); algo menor calcio que potasio; menores en NaCl (tercer periodo ambos), más pequeños aún en CaO (cuarto y segundo periodo), y los menores de todos en NaF (tercer y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo dicho:

- Falso. $U_{\text{NaCl}} < U_{\text{NaF}}$, ya que las cargas de ambos son iguales pero el radio del F es menor.
- Verdadero.** $U_{\text{CaCl}_2} > U_{\text{NaCl}}$, ya que aunque el radio del Ca es mayor que el del Na su carga es doble.
- Falso. $U_{\text{CaO}} > U_{\text{NaF}}$, ya que aunque el radio del Ca sea elevado las cargas del CaO son el doble que las del NaF.
- Falso. $U_{\text{NaF}} > U_{\text{KCl}}$, ya que las cargas de ambos son iguales pero los radios son mayores en KCl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías reticulares (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{KCl} (-701) < \text{NaCl} (-769) < \text{NaF} (-910) < \text{CaCl}_2 (-2.223) < \text{CaO} (-3.414)$$

La respuesta correcta es la **b**.

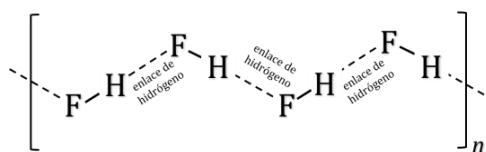
3.319. ¿En cuál de las siguientes sustancias hay enlace de hidrógeno entre sus moléculas?

- CH₃OCH₃
- CH₃F
- C₂H₂
- HF

(O.Q.L. Valencia 2015)

El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Todas las sustancias propuestas presentan enlace covalente por lo que son compuestos moleculares. Las cuatro tienen átomos de hidrógeno, pero solo el flúor es un átomo muy electronegativo y pequeño. Por lo tanto, **la única que presenta enlace de hidrógeno es HF**.



La respuesta correcta es la **b**.

3.320. Solo uno de los conceptos es falso:

- Las moléculas de CCl_4 se unen en estado sólido por fuerzas de van der Waals.
- El punto de ebullición del HF es mayor que el del HCl.
- Las fuerzas de van der Waals son de tipo electrostático.
- Los elementos que pueden formar enlace de hidrógeno deben presentar elevada electronegatividad y pequeño tamaño.
- Las fuerzas de van der Waals disminuyen con el tamaño de las moléculas.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. El CCl_4 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, lo suficientemente intensas, que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

b) Verdadero. Las moléculas de HF se pueden unir entre sí mediante enlaces de hidrógeno mientras que las de HCl no son capaces de hacerlo. Esto motiva que el punto de ebullición del HF sea mayor que el del HCl. Consultando la bibliografía se comprueba que $T_{\text{eb}} \text{HF(g)} (292,6 \text{ K}) > T_{\text{eb}} \text{HCl(g)} (188,1 \text{ K})$.

c) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las que se dan entre moléculas polares y entre moléculas no polares fácilmente polarizables, y en ambos casos son de naturaleza electrostática.

d) Verdadero. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

e) **Falso**. Las **fuerzas intermoleculares de van der Waals** conocidas como fuerzas de dispersión de London son las que se dan en moléculas simétricas no polares, y **la intensidad** de las mismas **aumenta con el volumen atómico** y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables.

La respuesta correcta es la **c**.

3.321. ¿Cuál de estas cuatro secuencias no contiene especies iónicas?

- OF_2 , NH_4Cl , H_2S
- CO_2 , Cl_2 , CCl_4
- BF_3 , AlF_3 , TlF_3
- CH_3Cl , CaO , I_2

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las especies NH_4Cl , AlF_3 , TlF_3 y CaO contienen el ion amonio o metales. Estos tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado b) CO_2 , Cl_2 , CCl_4 .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

3.322. El cloruro de hierro(III) funde a $282\text{ }^\circ\text{C}$, el cloruro de potasio a $776\text{ }^\circ\text{C}$, mientras que el cloruro de aluminio lo hace a $192\text{ }^\circ\text{C}$. Basándose en sus puntos de fusión, ¿cuál de ellos tendrá mayor carácter iónico?

- a) KCl
- b) FeCl_3
- c) AlCl_3
- d) El punto de fusión no es un indicativo del carácter iónico.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- KCl es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma redes cristalinas iónicas muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión.
- AlCl_3 y FeCl_3 son sustancias que tienen enlace predominantemente covalente, pero al tratarse de sustancias que no tienen momento dipolar permanente, presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London bastantes más intensas en el FeCl_3 ya que es más voluminosa que el AlCl_3 y por ello más polarizable, lo que motiva que su punto de fusión sea más alto.

La respuesta correcta es la **a**.

3.323. De los siguientes elementos químicos, indique el mejor conductor eléctrico:

- a) Cs
- b) Ge
- c) As
- d) O_2

(O.Q.L. Murcia 2016)

De los cuatro elementos propuestos, el único que es un metal y, que por ello es un excelente **conductor de la corriente eléctrica** es el Cs .

Ge y As son metaloides y se comportan como semiconductores, y O_2 es un no metal que no conduce la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **a**.

3.324. La energía reticular de un compuesto iónico se define como:

- a) La energía desprendida en la formación de un mol de un compuesto iónico cristalino a partir de los iones que lo constituyen en estado gaseoso.
- b) La energía de formación de un mol de un compuesto iónico a partir de los elementos que lo componen en estado normal.
- c) La energía necesaria para disolver un mol de un compuesto iónico en sus elementos.
- d) La energía almacenada en los iones gaseosos de un sólido cristalino en su red fundamental.

(O.Q.L. Murcia 2016)

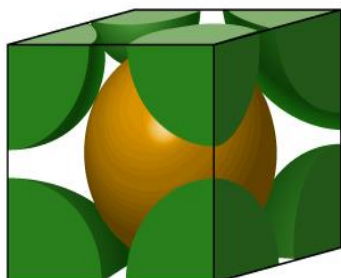
La propuesta a) coincide con la definición de energía reticular.

La respuesta correcta es la **a**.

3.325. El sodio cristaliza en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. Si la arista de la celda unidad mide 424 pm, ¿cuál es la densidad (g cm^{-3}) del sodio?

- a) 2,00
- b) 1,00
- c) 0,50
- d) 1,50

(O.Q.L. Valencia 2016)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[424 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 7,62 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

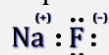
$$\frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{7,62 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{23,0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,935 \text{ g cm}^{-3}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2014).

3.326. Solo uno de los siguientes conceptos sobre el enlace iónico es falso:

- a) Está basado en la transferencia de electrones.
- b) Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
- c) Se forma con un elemento de elevada afinidad electrónica y otro de baja energía de ionización.
- d) La estructura de Lewis para un enlace iónico se puede representar como:



- e) El enlace iónico es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

a) Verdadero. En el enlace iónico el elemento menos electronegativo cede electrones al más electronegativo.

b) **Falso**. El **enlace iónico** se da entre elementos cuya **diferencia de electronegatividad** sea, generalmente, **superior a 2**.

c) Verdadero. En el enlace iónico el elemento con elevada afinidad electrónica capta electrones que le cede el elemento con baja energía de ionización.

d) Verdadero. La estructura de Lewis para un compuesto iónico se representa escribiendo las estructuras de Lewis del catión y del anión.

e) Verdadero. Por ser el catión y el anión especies químicas con carga eléctrica neta, las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos son las más intensas.

La respuesta falsa es la **b**.

3.327. ¿Qué combinación de átomos, entre las siguientes, puede generar un enlace covalente polar?

- a) H y H
- b) H y O
- c) Cl y Cl
- d) Cs y Cl
- e) Cs y Cs

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 1,0 e inferior a 2,0. Teniendo en cuenta que los casos a) y c) corresponden a elementos no metálicos idénticos, que forman entre ellos un enlace covalente no polar y que en el caso e) se trata de elementos metálicos idénticos, que forman entre ellos un metálico, en los dos casos restantes se tiene:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O y H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	covalente polar
Cl y Cs	$3,16 - 0,79 = 2,37$	iónico

La respuesta correcta es la **b**.

3.328. Solo uno de los siguientes conceptos es cierto:

- a) Los sólidos moleculares son duros.
- b) Los sólidos moleculares son buenos conductores.
- c) Los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica ya que tienen los átomos en posiciones fijas.
- d) Al aumentar la temperatura, aumenta la conductividad de un metal.
- e) El enlace metálico es más fuerte que el enlace covalente normal.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

a) Falso. Los sólidos moleculares son blandos ya que las fuerzas de van der Waals que mantienen unidas a las moléculas son débiles.

b) Falso. Los sólidos moleculares no son conductores de la corriente eléctrica ya que no presentan electrones deslocalizados que puedan moverse libremente por toda la estructura.

c) Falso. Los sólidos iónicos no tiene átomos en posiciones fijas de la red cristalina, tienen iones.

d) **Cierto**. Al **aumentar la temperatura**, aumenta la velocidad con la que se mueven los electrones por la red cristalina metálica lo que motiva que **aumenta la conductividad eléctrica**.

e) Falso. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en un enlace covalente normal son más intensas que las existen entre los átomos en el enlace metálico.

La respuesta correcta es la **d**.

3.329. Una de las siguientes frases referidas al silicio es falsa:

- a) Es un sólido.
- b) Es un metaloide.
- c) Se comporta como un semiconductor cuando es puro.
- d) Es muy raro en la corteza terrestre.
- e) Tiene un radio menor que el del aluminio.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Verdadero. El silicio es un elemento sólido a temperatura ambiente.

b) Verdadero. El silicio es un elemento metaloide situado en el grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico.

c) Verdadero. El silicio puro es un elemento semiconductor de la corriente eléctrica.

d) **Falso**. El **silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre** con una abundancia del 28,2 %.

e) Verdadero. El silicio ($Z=14$) tiene un radio menor que el del aluminio ($Z=13$), ya que en un periodo el radio decrece al aumentar el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

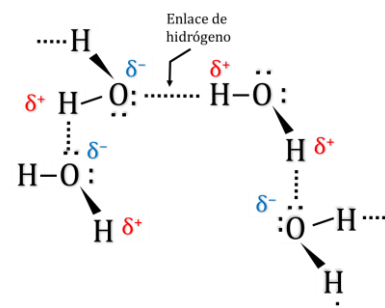
3.330. El elevado punto de ebullición observado para las moléculas de agua comparado con los puntos de ebullición de compuestos análogos del grupo 16, tales como H_2S , H_2Se y H_2Te , se debe principalmente a:

- Enlaces intramoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.
- Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo London.
- Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo-dipolo.
- Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo permanente-dipolo inducido.
- Enlaces intermoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.

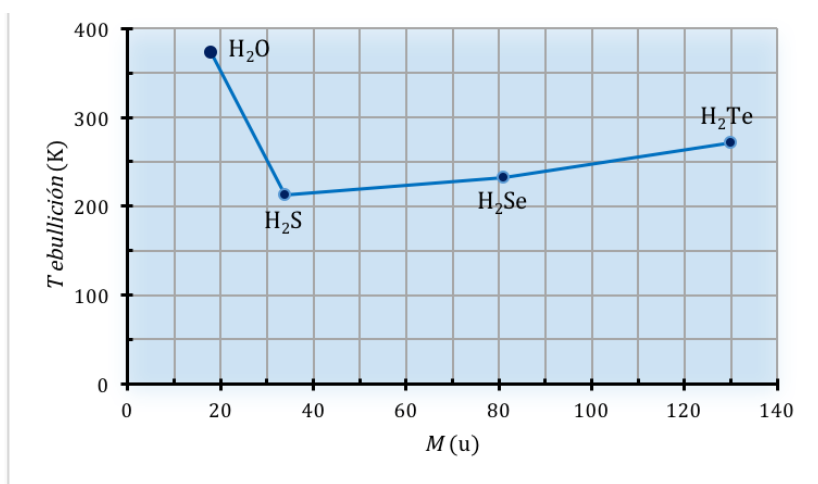
(O.Q.L. País Vasco 2016)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.



La respuesta correcta es la **e**.

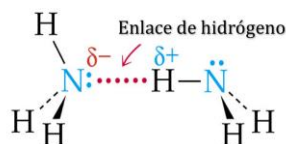
3.331. Sean las siguientes moléculas: BH_3 , CH_4 , NH_3 y PH_3 :

- El PH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición por tener la mayor masa molecular.
- El NH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición debido a la formación de enlaces de hidrógeno.
- El BH_3 presenta la menor temperatura de ebullición dado que a temperatura ambiente es un gas.
- El CH_4 presenta la mayor temperatura de ebullición al tener el mayor número de enlaces covalentes.
- El CH_4 puede formar enlaces de hidrógeno con el NH_3 .

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, los enlaces de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las cuatro sustancias propuestas, la única que cumple las condiciones para **formar enlace de hidrógeno es NH₃** ya que tiene átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo, nitrógeno en este caso, que se van a ver atraídos por el par de electrones solitario de uno de estos átomos de una molécula vecina.



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **b**.

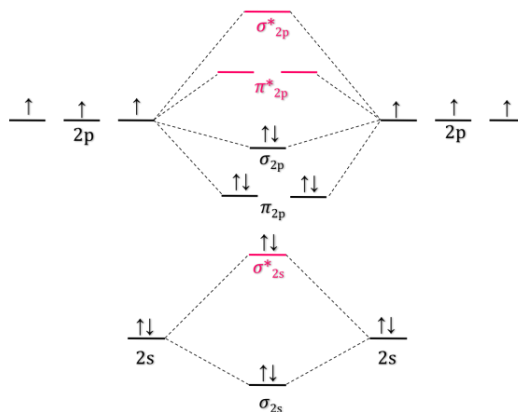
3.332. ¿Cuál es el orden de enlace en la molécula de dinitrógeno, N₂?

- a) Uno
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\begin{aligned} \text{orden de enlace} &= \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace}) = \\ &= \frac{1}{2} (8 - 2) = 3 \end{aligned}$$



La respuesta correcta es la **c**.

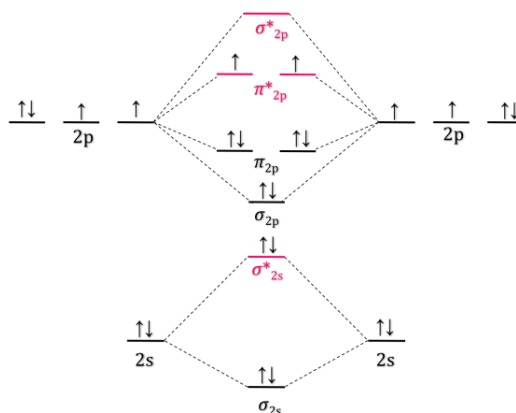
3.333. La molécula de dióxígeno, O₂, tiene:

- a) Un electrón desapareado.
- b) Dos electrones desapareados.
- c) Tres electrones desapareados.
- d) Es diamagnética.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O_2 se observa que presenta **dos electrones desapareados** por lo que se trata de una especie paramagnética.



La respuesta correcta es la **b**.

3.334. El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias cloro (Cl_2), cloruro de sodio (NaCl) y óxido de calcio (CaO) es:

- CaO < NaCl < Cl_2
- Cl_2 < CaO < NaCl
- CaO < Cl_2 < NaCl
- Cl_2 < NaCl < CaO

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, la menor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ Las mayores temperaturas de fusión les corresponden al **CaO** y **NaCl**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que en el NaCl (+1 y -1).

Respecto a los radios iónicos, son mayores en NaCl que está formado por elementos del tercer periodo, que en CaO ya que está formado por elementos del segundo y cuarto periodo del sistema periódico.

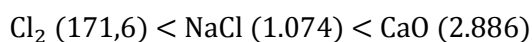
De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{CaO} > U_{NaCl}$, por tanto, la **temperatura de fusión del CaO es mayor que la del NaCl**.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y por tanto será poco polarizable. Por esto, tiene una temperatura de fusión baja.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.335. La temperatura de fusión del NaF es:

- Mayor que la del MgO.
- Menor que la del MgO.
- Aproximadamente igual que la del MgO.
- El NaF se descompone antes de fundir.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De las dos sustancias, presentará mayor temperatura de fusión la que forme una red cristalina más fuerte. Para determinarlo, es necesario determinar el valor su energía reticular.

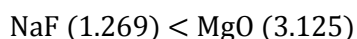
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son mayores en el MgO (+2 y -2) que en el NaF (+1 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, no existirá gran diferencia en ambas parejas, ya que están formadas por elementos consecutivos del segundo y tercer periodo del sistema periódico.

De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{\text{NaF}} < U_{\text{MgO}}$, por tanto, la **temperatura de fusión del NaF es menor que del MgO**.

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontradas en la bibliografía son:



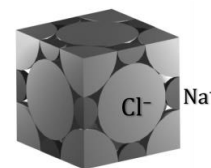
La respuesta correcta es la **b**.

3.336. En relación con un cristal de NaCl:

- Se trata de un sólido molecular.
- Los iones de Na y Cl están ordenados periódicamente en el espacio.
- Solo los iones de Na están ordenados periódicamente en el espacio.
- Cristaliza en el sistema hexagonal.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El NaCl cristaliza según una red cúbica centrada en las caras, en la que **los iones de Na y Cl se ordenan de forma periódica** y se puede suponer que los Cl^- se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los Na^+ ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.



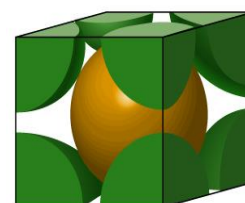
La respuesta correcta es la **b**.

3.337. ¿Cuál es la fórmula más sencilla para un sólido que contiene átomos de A y de B en una red tridimensional en la que los átomos de A ocupan los vértices y un átomo de B está situado en el centro del cubo que constituye la unidad de repetición?

- a) AB
- b) A_8B
- c) A_4B
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Se trata de una red iónica con **estructura centrada en el cuerpo** un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.



Una estructura de ese tipo se conoce con el nombre de red tipo cloruro de cesio a la que corresponde la **fórmula AB**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.338. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?

- a) HF
- b) O_2
- c) NH_3
- d) Cl_2

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares menos intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las cuatro moléculas tienen enlace covalente y dos ellas, HF y NH_3 , presentan, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que les corresponde las temperaturas de ebullición más altas.

En los dos restantes, las fuerzas intermoleculares son del tipo dispersión de London, que son más débiles a medida que decrece el tamaño de la molécula, por lo tanto, como la molécula más pequeña es O_2 , le corresponde la **menor temperatura de ebullición**.

Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:

$$\text{HF} (290) > \text{NH}_3 (240) > \text{Cl}_2 (238,6) > \text{O}_2 (77)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.339. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Los sólidos iónicos:

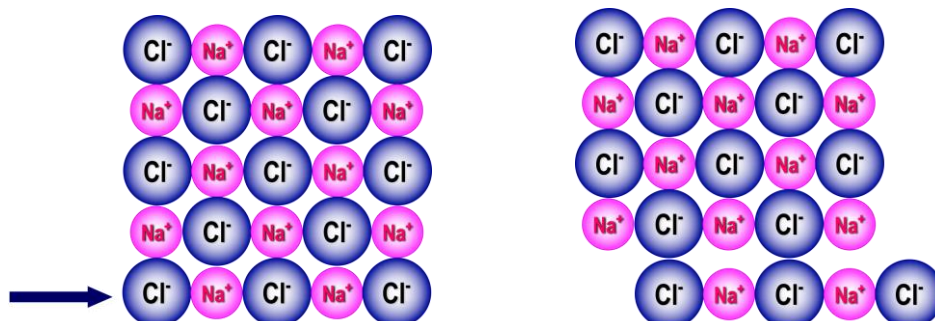
- a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- b) Son dúctiles y maleables.
- c) Se cargan fácilmente al frotarlos.
- d) Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se

rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y con ello la fractura del cristal.



c) Falso. La estructura interna de los compuestos iónicos no permite que adquieran electricidad por frotamiento.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998 y 2005).

3.340. ¿Qué par de átomos formarán el enlace más iónico?

- a) Al y As
- b) Al y N
- c) Al y Se
- d) Al y O

(O.Q.L. Valencia 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
As - Al	$2,18 - 1,61 = 0,57$	covalente
N - Al	$3,04 - 1,61 = 1,43$	covalente
Se - Al	$2,55 - 1,61 = 0,94$	covalente
O - Al	$3,44 - 1,61 = 1,83$	iónico-covalente

La respuesta correcta es la **d**.

3.341. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?

- a) $\text{NaCl} < \text{CaO} < \text{NaF} < \text{CaF}_2$
- b) $\text{NaCl} < \text{NaF} < \text{CaO} < \text{CaF}_2$
- c) $\text{NaCl} < \text{NaF} < \text{CaF}_2 < \text{CaO}$
- d) $\text{CaO} < \text{CaF}_2 < \text{NaF} < \text{NaCl}$

(O.Q.L. Valencia 2016)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

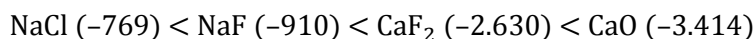
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son en NaF, NaCl (+1 y -1), en el CaF₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaO y CaF₂ (cuarto y segundo periodo), pero algo menores en CaF₂, más pequeños en NaCl (tercer periodo ambos), y los menores de todos en NaF (tercer y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.342. Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares en una sustancia:

- Mayor es su calor de vaporización.
- Más se desvía del comportamiento ideal.
- Mayor es su presión de vapor a determinada temperatura.
- Mayor es su punto de fusión.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, menos se desvía del comportamiento ideal y es más fácil es romper estos enlaces y hacerle cambiar su estado de agregación, por tanto, menores son su presión de vapor a determinada temperatura y su punto de fusión. Sin embargo, es **mayor su presión de vapor** a determinada temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

3.343. ¿Qué sustancia tiene mayor temperatura de fusión?

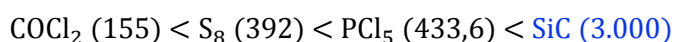
- SiC
- PCl₅
- S₈
- COCl₂

(O.Q.L. Valencia 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **SiC**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.
- PCl₅, S₈ y COCl₂ son sustancias que tienen enlace covalente polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las dos primeras debido a que se trata de una sustancias con elevado volumen atómico, y por tanto, muy polarizables. Por este motivo son sólidas a temperatura ambiente y les corresponde mayor temperatura de fusión, que al COCl₂ que es la menos voluminosa y es gaseosa en las mismas condiciones.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la temperatura de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.344. De las siguientes afirmaciones referidas a compuestos del silicio seleccione la que sea correcta:

	I. SiF ₄	II. SiCl ₄	III. SiBr ₄	IV. SiI ₄	V. SiO ₂
p. f. (°C)	- 90,2	- 68,8	+ 5,4	+ 120,5	1.710

- a) I y V son sustancias iónicas, II, III y IV son moleculares.
 b) I, II y III son sustancias moleculares y V es iónica.
 c) I, II, III, IV, son sustancias moleculares y V es una red covalente polarizada.
 d) I, II, III, son sustancias moleculares y IV y V son iónicas.

(O.Q.L. Valencia 2016)

La pequeña diferencia de electronegatividad existente en todos los compuestos propuestos, indica que se trata de sustancias con enlace predominantemente covalente.

- Los bajos puntos de fusión que muestran SiF₄, SiCl₄, SiBr₄ y SiI₄, ponen de manifiesto que se trata de sustancias moleculares.
- El elevado punto de fusión que muestra SiO₂ indica que se trata de una sustancia que forma una red covalente polarizada.

La respuesta correcta es la **c**.

3.345. ¿Cuál de los siguientes hidruros no metálicos tiene mayor temperatura de ebullición?

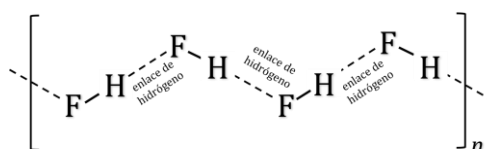
- a) H₂S
 b) HCl
 c) HF
 d) CH₄

(O.Q.L. Valencia 2016)

Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

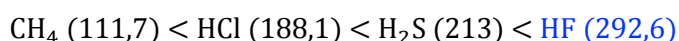
La pequeña diferencia de electronegatividad existente en todos los compuestos propuestos, indica que se trata de sustancias con enlace predominantemente covalente.

- HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motiva le corresponde la temperatura de ebullición más elevada.



- H₂S y HCl son sustancias que tienen enlace covalente polar y enlaces intermoleculares dipolo-dipolo, mientras que el CH₄ es una sustancia con enlace covalente no polar. En todas ellas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de enlace son más débiles que los enlaces de hidrógeno, por lo tanto, sus temperaturas de ebullición son más bajas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la temperatura de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.346. Una sustancia sólida es un buen aislante eléctrico, con un punto de fusión elevado y ligeramente soluble en agua, esta sustancia podrá ser:

- a) BaSO_4
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- c) PCl_5
- d) SiO_2

(O.Q.L. Asturias 2016)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Es un buen aislante eléctrico → Ninguna de las sustancias propuestas conduce la corriente eléctrica.
- Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta al PCl_5 que es líquido y $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Es ligeramente soluble en agua → Esto descarta al SiO_2 que es una red covalente que no presenta electrones deslocalizados.

La sustancia que posee estas propiedades es BaSO_4 .

La respuesta correcta es la **a**.

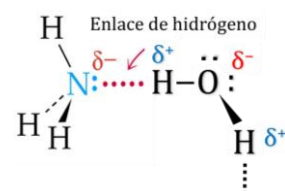
3.347. El compuesto A es 3.000 veces más soluble en agua que el compuesto B. Los compuestos A y B son respectivamente:

- a) Hexano y 2-metilpentano
- b) 2-metilpentano y hexano
- c) Fosfano y amoniacó
- d) Amoniacó y fosfano

(O.Q.L. Asturias 2016)

▪ Los compuestos hexano y 2-metilpentano están descartados ya que se trata de sustancias moleculares insolubles en agua.

▪ El amoniacó (compuesto A) es mucho más soluble en agua que el fosfano (compuesto B) ya que el primero es capaz de formar enlaces intermoleculares de hidrógeno con el agua y el segundo no.



La respuesta correcta es la **d**.

3.348. Las siguientes sustancias son líquidas a 25 °C. Indique la que tendrá mayor presión de vapor a 25 °C:

- a) Pentano
- b) 1-butanol
- c) Butanal
- d) Ácido propanoico

(O.Q.L. Asturias 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

▪ Ácido propanoico y 1-butanol son sustancias capaces de formar enlaces de hidrógeno. Estos enlaces son fuertes por lo que las presiones de vapor será bajas.

- Butanal es una sustancia con enlace covalente polar por lo que forma enlaces dipolo-dipolo además de enlaces por fuerzas de dispersión de London. Su presión de vapor será baja, pero mayor que la de las sustancias anteriores.
- **Pentano** es una sustancia con enlace covalente no polar por lo que solo presenta enlaces por fuerzas de dispersión de London que son los más débiles de todas las fuerzas intermoleculares. Su **presión de vapor es la menor** de todas las sustancias propuestas.

La respuesta correcta es la **a**.

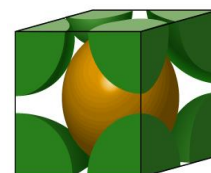
3.349. El sodio metálico tiene una celda unidad cúbica centrada en el cuerpo. ¿Cuántos átomos están contenidos en la celda unidad?

- a) 5
- b) 2
- c) 4
- d) 9

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 2 \text{ átomos}$$



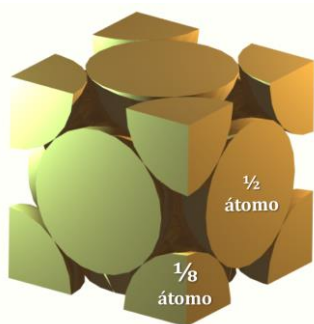
La respuesta correcta es la **b**.

3.350. El níquel se ordena en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es $8,90 \text{ g cm}^{-3}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- a) 340 pm
- b) 372 pm
- c) 352 pm
- d) 330 pm

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Según se observa en la imagen, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$8 \text{ átomos (vértices)} \cdot \frac{1}{8} + 6 \text{ átomos (caras)} \cdot \frac{1}{2} = 4 \text{ átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

$$\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Cu}}{8,90 \text{ g Cu}} \cdot \frac{58,7 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} = 4,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{4,38 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{10^{10} \text{ pm}}{1 \text{ cm}} = 353 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Valencia 2010 se pregunta para el cobre y no en forma de cuestión multirrespuesta).

3.351. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor presión de vapor a 25 °C:

- a) Metanol (CH_3OH)
- b) Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
- c) 1-Propanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)
- d) 1-Butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

Los cuatro alcoholes presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London que son más débiles en las sustancias con menor volumen molecular (mayor masa molar) lo que las hace menos polarizables. De las sustancias propuestas, el **metanol**, es el que tiene menor masa molar, por lo que será más fácil que sus moléculas pasen de la fase líquida a la fase vapor y con ello aumente la presión de vapor.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2016).

3.352. ¿Cuáles de los siguientes compuestos orgánicos en su forma líquida:

I. Éteres II. Alcoholes III. Cetonas IV. Ácidos carboxílicos V. Aminas primarias

- a) 1, 2, 4 y 5
- b) 2, 3 y 4
- c) 1, 2 y 5
- d) 2, 4 y 5

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición son **alcoholes, ácidos carboxílicos y aminas primarias**.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2013).

3.353. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido:

Br_2 , Ar, CO, SO_2 y PCl_3

¿En cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?

- a) Solo en Br_2 y PCl_3
- b) Solo en Br_2 y SO_2
- c) Solo en Br_2 y Ar
- d) Solo en PCl_3 y Ar

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- **Ar** no forma enlaces ya que se trata de un elemento inerte que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- **Br₂** es una molécula no polar y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- **CO**, **SO₂** y **PCl₃** son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2014).

3.354. ¿Cuál de las siguientes sustancias forma un sólido tridimensional de red covalente?

- a) CaO
- b) SiC
- c) MgO
- d) PH₃

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Una sustancia que forme una **red covalente** presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente, esto descarta al PH₃ que es un compuesto covalente que forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y CaO que son sólidos iónicos.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

La única de las sustancias propuestas que cumple las propiedades dadas es **SiC**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.355. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias, estas se encuentran ordenadas por temperatura de fusión creciente?

- a) F₂ < SiO₂ < NaCl < Hg
- b) F₂ < Hg < NaCl < SiO₂
- c) F₂ < SiO₂ < Hg < NaCl
- d) F₂ < Hg < SiO₂ < SiO₂

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

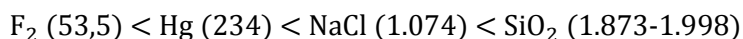
- La mayor temperatura de fusión le corresponde al **SiO₂**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados temperaturas de fusión.
- **Hg** es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son tan débiles, debido a la poca participación de los electrones 6s² en el enlace metálico, que determina que la red cristalina que forman es líquida a temperatura ambiente.

▪ F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles debido ya que es una sustancia con un volumen atómico muy pequeño, y por tanto, poco polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es la menor de todas las propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.356. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en el estado físico que se indica, presenta menor conductividad eléctrica?

- a) $CH_3OH(l)$
- b) $Cu(s)$
- c) $KBr(l)$
- d) $KBr(aq)$

(Preselección Valencia 2017)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

▪ El $CH_3OH(l)$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura en estado líquido por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

▪ El $Cu(s)$ forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por lo tanto, sí que conduce la corriente eléctrica en estado sólido.

▪ El $KBr(s)$ forma una red iónica que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego $KBr(l)$ y $KBr(aq)$ sí son especies conductoras de la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la **a**.

3.357. La temperatura de fusión del NaF es:

- a) La densidad del hielo es mayor que la del agua.
- b) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye al aumentar la temperatura.
- c) El punto de ebullición del HI es mayor que el del HBr debido a que el HI forma enlaces de hidrógeno más fuertes.
- d) La energía reticular del KBr es mayor que del $CaCl_2$.

(Preselección Valencia 2017)

a) Falso. La densidad del hielo es menor que el del agua líquida, ya que el empaquetamiento de los átomos en el hielo sólido es mejor que el agua líquida.

b) **Verdadero**. La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

“a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido”.

Su expresión matemática es:

$$c = k p \rightarrow \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas y la temperatura del líquido y es mayor cuanto menor es esta, por lo tanto, **la solubilidad es mayor a menor temperatura.**

c) Falso. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Ninguna de las dos sustancias propuestas es capaz de formar enlaces de hidrógeno, ya que no cumplen las condiciones propuestas para formar este tipo de enlaces.

d) Falso. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son mayores en el CaCl_2 (+2 y -1) que en el KBr (+1 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son mayores en KBr , ya que este compuesto está formado por un catión alcalino y un anión de un halógeno del cuarto periodo, mientras que en el CaCl_2 hay un catión alcalinotérreo de menor tamaño que el alcalino y un anión de un halógeno del tercer periodo del sistema periódico.

De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{\text{KBr}} < U_{\text{CaCl}_2}$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.358. Indique la opción en la que la energía reticular (U_r) de los compuestos NaF , CaO , KF y MgCl_2 se encuentra ordenada correctamente:

- a) $U_r(\text{KF}) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{MgCl}_2)$
- b) $U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF}) > U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{CaO})$
- c) $U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF})$
- d) $U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF})$

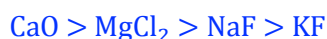
(O.Q.L. Madrid 2017)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

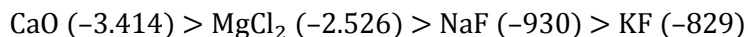
$$U_r = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son iguales en NaF y KF (+1 y -1), en MgCl_2 (+2 y -1) y en CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaO y KF (cuarto y segundo periodo), MgCl_2 (tercer periodo); algo más pequeños en NaF (tercero y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008, Valencia 2011 y Madrid 2014).

3.359. La Química Relativista es la rama de la Química que estudia las implicaciones de la Teoría de la Relatividad Especial en los compuestos químicos. En determinados átomos de gran número atómico las fuerzas coulombicas ejercidas por el núcleo aceleran los electrones hasta velocidades cercanas a las de la luz, produciéndose un fenómeno denominado contracción relativista de orbitales en los orbitales s. Los orbitales afectados (o contraídos) tienen mayores dificultades para solapar y dar lugar a enlaces. Conociendo esto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El mercurio es un metal líquido al tener un enlace metálico débil por la contracción relativista de orbitales.
- El flúor es un elemento poco reactivo debido a la contracción de relativista orbitales.
- El oro es un metal muy reactivo por culpa de la contracción de relativista orbitales.
- Todas las anteriores son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2017)

El mercurio es un elemento metálico que es líquido a temperatura ambiente, ya que presenta un débil enlace metálico entre sus átomos lo que es debido a la poca participación en el enlace de los electrones situados en los orbitales 6s por la contracción relativista de estos.

La respuesta correcta es la **a**.

3.360. ¿El valor de qué propiedad disminuye con el aumento de las fuerzas intermoleculares?

- Viscosidad
- Presión de vapor
- Tensión superficial
- Temperatura de ebullición

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al **aumentar las fuerzas intermoleculares** en un líquido:

- **Disminuye la presión de vapor**, ya que al ser más fuertes los enlaces intermoleculares es más difícil el paso líquido \rightarrow vapor y existen menos moléculas en este estado.
- Aumenta la temperatura de ebullición, ya que se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.
- Aumentan la tensión superficial y la viscosidad ya que aumenta la dificultad de las capas de sustancia a deslizarse entre ellas-

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

3.361. Ordene las siguientes moléculas CH_4 , C_2H_6 , CH_3OH y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ de acuerdo con la entalpía de vaporización creciente:

- CH_4 , C_2H_6 , CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, C_2H_6 , CH_3OH , CH_4
- CH_4 , CH_3OH , C_2H_6 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_3OH , C_2H_6 , CH_4

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en una sustancia aumenta la entalpía de vaporización, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido \rightarrow vapor.

Presentará mayor entalpía de vaporización aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el metano, CH_4 , y etano, C_2H_6 , siendo más intensas en este último por tratarse de una sustancia más voluminosa y con más átomos.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el metanol, CH_3OH , y el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Además, hay que tener en cuenta las fuerzas de dispersión de London, y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, las moléculas propuestas ordenados por entalpía de vaporización creciente son:



La respuesta correcta es la a.

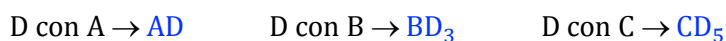
3.362. Los elementos A, B, C y D se encuentran en el tercer periodo y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuáles serán las fórmulas de los compuestos que forme D con A, B y C?

- DA, D_3B y D_5C
- AD, B_3D y C_5D
- AD, BD_3 y CD_5
- DA, DB_3 y DC_5

(O.Q.L. La Rioja 2017)

- El **elemento A**, cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$, tiende a ceder un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento B**, cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, tiende a ceder tres electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento C**, cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$, tiende a ganar o compartir **tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.
- El **elemento D**, cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, tiende a ganar o compartir **un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble muy estable.

Las combinaciones de D con el resto de los elementos cumpliendo la condición de electroneutralidad son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2005).

3.363. De entre los siguientes compuestos iónicos: CsBr, NaF, KCl, KF y CaF₂, ¿cuáles tienen mayor y menor punto de fusión?

- CaF₂ el mayor y KCl el menor.
- KF el mayor y CsBr el menor.
- NaF el mayor y KF el menor.
- CaF₂ el mayor y CsBr el menor.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en CsBr, NaF, KCl y KF (+1 y -1), y en CaF₂ (+2 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CsBr ya que incluye elementos del sexto y cuarto periodo y más pequeños en NaF con elementos del tercer y segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, **la energía reticular y el punto de fusión mayor** le corresponden al **CaF₂** y el **menor** a **CsBr**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:

$$\text{CsBr (909)} < \text{KCl (1.044)} < \text{KF (1.131)} < \text{NaF (1.269)} < \text{CaF}_2 \text{ (1.691)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.364. La molécula de dióxigeno, O₂, tiene:

- Es polar.
- Dos electrones desapareados.
- Es diamagnética.
- Tiene orden de enlace igual a 1.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

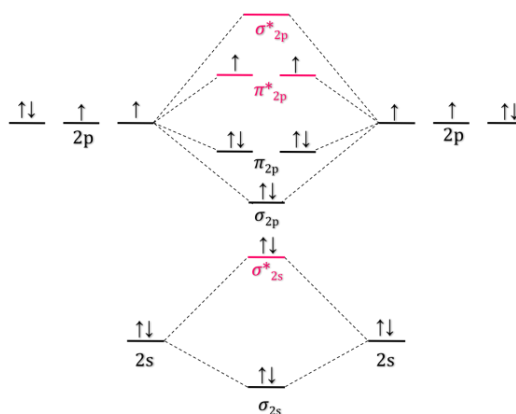
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de O₂ es:



Se trata de una molécula que esta formada por dos átomos idénticos por lo que es lineal y no polar.

b) **Verdadero**. Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O₂ se observa que presenta **dos electrones desapareados** por lo que se trata de una especie paramagnética.



c) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior.

d) Falso. A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\begin{aligned} \text{orden de enlace} &= \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace}) = \\ &= \frac{1}{2} (6 - 2) = 2 \end{aligned}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

3.365. El orden creciente de las longitudes de enlace entre los átomos de nitrógeno en las moléculas N_2 , N_2H_2 y N_2H_4 es:

- $N_2 < N_2H_2 < N_2H_4$
- $N_2H_4 < N_2H_2 < N_2$
- $N_2 < N_2H_4 < N_2H_2$
- $N_2H_2 < N_2H_4 < N_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

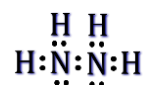
A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



orden 3



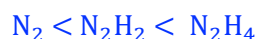
orden 2



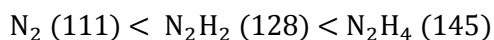
orden 1

Respecto a la longitud del enlace NN, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de N_2H_2 que presenta un enlace doble en los átomos de nitrógeno. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2H_4 que tiene unidos a los átomos de nitrógeno mediante un enlace sencillo.

Las sustancias propuestas ordenadas según longitud creciente del enlace NN son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace NN (pm) son:



La respuesta correcta es la **a**.

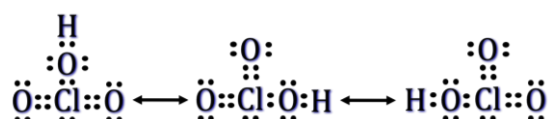
(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012 y Madrid 2012).

3.366. Las distancias Cl–O en el ácido clórico:

- Son todas iguales.
- Son todas diferentes.
- Hay una más corta y dos más largas.
- Hay una más larga y dos más cortas.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis del HClO_3 es:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

Como se observa se trata de una especie que presenta resonancia, con un orden de enlace $1\frac{2}{3}$ por lo que **todos los enlaces Cl–O tienen la misma longitud**, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

La respuesta correcta es la **a**.

3.367. Para la serie de sustancias: cloro, cloruro de potasio, óxido de magnesio y oxígeno, el orden creciente de sus temperaturas de fusión es:

- $\text{Cl}_2 < \text{O}_2 < \text{KCl} < \text{MgO}$
- $\text{O}_2 < \text{Cl}_2 < \text{KCl} < \text{MgO}$
- $\text{O}_2 < \text{Cl}_2 < \text{MgO} < \text{KCl}$
- $\text{Cl}_2 < \text{O}_2 < \text{MgO} < \text{KCl}$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ O_2 y Cl_2 son sustancias que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en el cloro debido ya que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por lo tanto, más polarizable. Por este motivo la temperatura de fusión del Cl_2 es superior a la del O_2 .

▪ NaCl y MgO son sustancias que tienen enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión. De las dos, la mayor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

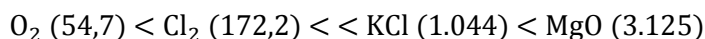
- Respecto a las cargas, son en KCl (+1 y -1), y en MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en KCl ya que incluye elementos del cuarto tercer periodo y más pequeños en MgO con elementos del tercer y segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, **la energía reticular y la temperatura de fusión mayor** le corresponde al MgO y la **menor al KCl**.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

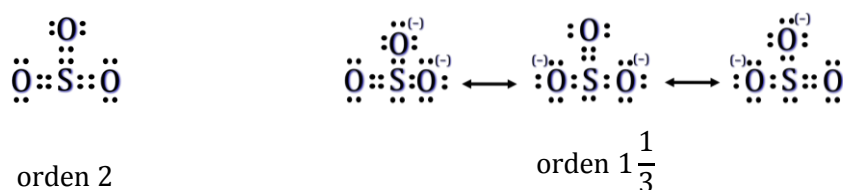
3.368. La distancia S—O:

- Es mayor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
- Es menor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
- Es la misma en las dos especies.
- Es mayor en la especie que tiene menos electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

Considerando que la estructura de Lewis del trióxido de azufre con capa de valencia expandida, las estructuras de ambas especies son:



De acuerdo con lo expuesto, la longitud de enlace **la distancia S—O en el trióxido de azufre es menor que en el ion sulfito**.

Consultando la bibliografía se confirma que las distancias de enlace (pm) son para el SO₃ (141,8) y para el HSO₃⁻ (150,6) que está comprendida entre la longitud de un enlace sencillo y uno doble lo que es coherente para una especie que presenta resonancia.

La respuesta correcta es la **b**.

3.369. ¿Qué elemento, entre los siguientes, es líquido a la temperatura del cuerpo humano?

- a) As
- b) Ca
- c) Ga
- d) Ge
- e) Zn

(O.Q.L. País Vasco 2017)

El **galio (Ga)** es un elemento metálico que posee una temperatura de fusión muy baja, 28,6 °C, por lo que basta el calor del cuerpo humano para fundirlo.

La respuesta correcta es la **c**.

3.370. Dadas las siguientes parejas de átomos, ¿cuáles pueden formar enlaces covalentes polares entre sí?

- a) N y N
- b) F y C
- c) Cl y Cl
- d) Na y I
- e) Fe y N.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es inferior a 2,0 y ambos son no metal. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
N - N	$3,04 - 3,04 = 0,00$	covalente no polar
F - C	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente polar
Cl - Cl	$3,16 - 3,16 = 0,00$	covalente no polar
I - Na	$2,66 - 0,93 = 1,73$	covalente polar - iónico
N - Fe	$3,04 - 1,83 = 1,21$	covalente polar - iónico

La respuesta correcta es la **b**.

3.371. Considerando las siguientes moléculas: NaF, CH₃OH y CH₄, ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?

- a) El fluoruro de sodio y el metanol son solubles en agua.
- b) El punto de ebullición del metanol es el mayor de todos debido a los enlaces de hidrógeno intermoleculares que se originan.
- c) El metanol posee una distribución asimétrica de los electrones.
- d) Estas moléculas poseen diferentes tipos de enlace químico.
- e) Ninguna de las anteriores es incorrecta.

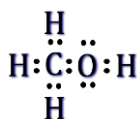
(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Correcto. NaF y CH₃OH son sustancias solubles en agua. La solubilidad se explica en:

- El NaF al poseer enlace iónico se ioniza fácilmente en agua y se establece enlace intermolecular ion-dipolo con las moléculas de agua.
- El CH₃OH al formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

b) **Incorrecto**. De las sustancias propuestas, **el punto de ebullición más elevado le corresponde al NaF** ya que las fuerzas que mantienen unidas a los iones son tan intensas que forman un red cristalina sólida a temperatura ambiente.

c) Correcto. En la estructura de Lewis del CH₃OH se observa la distribución asimétrica de los electrones:



d) Correcto. NaF posee enlace iónico ya que está formado por un metal y un no metal con elevada diferencia de electronegatividad entre ellos.

CH₃OH y CH₄ poseen enlace covalente ya que está formado por dos no metales con baja diferencia de electronegatividad entre ellos.

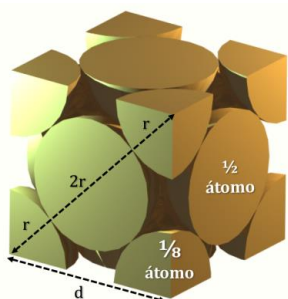
La respuesta correcta es la **b**.

3.372. El platino cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto). y su a 20 °C. ¿Cuál es el radio metálico, en pm, del platino?

- a) 90,1 pm
- b) 87,3 pm
- c) 110,1 pm
- d) 138,6 pm

(Dato. densidad = 21,50 g cm⁻³)

(O.Q.L. Valencia 2017)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo (D) está integrada por cuatro radios atómicos.

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{195,1 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{21,50 \text{ g}} = 6,028 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{6,028 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,921 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{12} \text{ pm}}{1 \text{ m}} = 392,1 \text{ pm}$$

A partir de la arista d se puede obtener el radio del átomo r :

$$(4r)^2 = 2d^2 \rightarrow r = \frac{392,1 \text{ pm}}{2\sqrt{2}} = 138,6 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.373. De las siguientes sustancias químicas en fase condensada, CH₃COOH, CH₃F, H₂S y NH₃ presentan enlace de hidrógeno:

- a) CH₃COOH
- b) CH₃COOH y NH₃
- c) CH₃COOH, CH₃F y NH₃
- d) Todas presentan enlace de hidrógeno.

(O.Q.L. Valencia 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El ácido acético (CH_3COOH) y amoníaco (NH_3) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno en el primero y nitrógeno en el segundo, por lo que **pueden dar enlace de hidrógeno**.
- El sulfuro de hidrógeno (H_2S) y fluorometano (CH_3F) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **b**.

3.374. De las siguientes sustancias químicas, HCl, CH_4 , LiCl y H_2O_2 , a temperatura ambiente, ¿cuál/es se encuentran en fase gaseosa y disuelta/s en agua origina/n una disolución acuosa conductora de la electricidad?

- a) LiCl
- b) HCl y CH_4
- c) HCl y H_2O_2
- d) HCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas será/n conductora/s de la electricidad aquella/s sustancia/s gaseosa a temperatura ambiente que en disolución acuosa permita/n el libre movimiento de los electrones por su estructura.

La única de todas las propuestas que cumple esa condición es el **HCl** que a temperatura ambiente es un compuesto molecular gaseoso pero que al disolverla en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos.

La respuesta correcta es la **d**.

3.375. De las siguientes afirmaciones referidas a trihaluros del galio seleccione la que sea correcta:

	I. GaF_3	II. GaCl_3	III. GaBr_3	IV. GaI_3
p. f. (°C)	+950	+78	+122	+212

- a) Sólo II es una sustancia molecular.
- b) I y IV son sustancias iónicas.
- c) II y III son sustancias moleculares y IV es iónica.
- d) II, III y IV son sustancias moleculares.

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas las que tienen un punto de fusión relativamente bajo, **GaCl_3 , GaBr_3 y GaI_3** , y que, además presentan una diferencia de electronegatividad menor que 2 entre los halógenos que las forman y el galio, son sustancias con enlace predominantemente covalente, por lo tanto, serán **sustancias moleculares**. Por otra parte, **GaF_3** que tiene un punto de fusión relativamente alto y que, además presenta una diferencia de electronegatividad mayor que 2 entre galio y flúor, es una sustancia con **enlace predominantemente iónico**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.376. El orden decreciente de las temperaturas de fusión para las sustancias: Al, BF_3 , N_2 y SiC es:

- a) $\text{Al} > \text{SiC} > \text{N}_2 > \text{BF}_3$
- b) $\text{SiC} > \text{Al} > \text{BF}_3 > \text{N}_2$
- c) $\text{Al} > \text{BF}_3 > \text{N}_2 > \text{SiC}$
- d) $\text{BF}_3 > \text{SiC} > \text{Al} > \text{N}_2$

(O.Q.L. Asturias 2017)

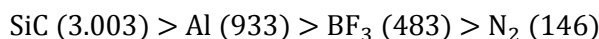
Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiC, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.
- Al es una sustancia que tiene enlace metálico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es elevada, aunque no tanto como la de la red covalente.
- N₂ y BF₃ son sustancias que tiene enlace covalente. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el trifluoruro de boro debido ya que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por lo tanto, más polarizable. Por este motivo la temperatura de fusión del BF₃ es superior a la del N₂.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.377. Los elementos X e Y pueden formar óxidos y cloruros. En las condiciones de laboratorio (1 atm y 298,15 K), XCl₂ es un líquido que hierve a 59 °C mientras que el YCl₂ es un sólido que funde a 775 °C. Indique la afirmación más acertada coherente con la naturaleza de los cloruros:

- a) X forma un óxido de naturaleza básica (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza ácida (YO).
- b) X forma un óxido de naturaleza básica (XO₂), mientras que Y forma dos óxidos de naturaleza ácida (YO y YO₂).
- c) X forma dos óxidos de naturaleza ácida (XO y XO₂), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO₂).
- d) X forma un óxido de naturaleza ácida (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO).

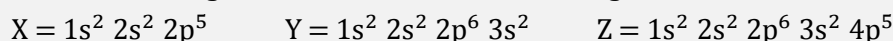
(O.Q.L. Asturias 2017)

Dado que el XCl₂ es un líquido, muy probablemente exista entre los átomos un enlace predominantemente covalente, mientras que al ser YCl₂ un sólido esta sustancia tenga un enlace predominantemente iónico. Por lo tanto, X será un no metal e Y un metal.

Cuando se unan al oxígeno, X dará un óxido de naturaleza ácida, mientras que Y lo dará de naturaleza básica. Como tanto X como Y tienen número de oxidación +2 (se unen a dos cloros), las fórmulas de los óxidos serán YO y XO.

La respuesta correcta es la **d**.

3.378. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:



se puede afirmar que:

- a) X no puede unirse con Z ya que Z está en un estado excitado.
- b) La unión de X e Y generará un compuesto sólido con una temperatura de fusión relativamente baja.
- c) X forma con Z una sustancia muy dura.
- d) Cuando Y se une con otros átomos de Y, la sustancia que se obtiene es conductora en fase fundida.

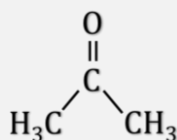
(O.Q.L. Asturias 2017)

El estado fundamental del átomo Z es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, X e Y están en estado fundamental; además X y Z son dos no metales que les falta un electrón para completar la última capa de valencia e Y es un metal que cederá dos electrones de la capa de valencia.

- a) Falso. Las características de Z para combinarse no se verán alteradas porque Z esté en un estado excitado.
- b) Falso. Al unirse X (no metal) con Y (metal) lo harán con un enlace predominantemente iónico por lo que si puede ser cierto que el compuesto YX_2 que se forma será sólido tendrá un punto de fusión alto.
- c) Falso. Al ser X y Z no metales, el compuesto ZX, tendrá un enlace predominantemente covalente por lo que, aun en estado sólido, será blando o con una dureza muy pequeña.
- d) **Verdadero**. Los átomos de Y se unirán con un **enlace metálico**, por lo que **será conductor tanto en fase fundida como sólida**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.379. Para la molécula representada en la figura, ¿qué fuerzas intermoleculares puede presentar?



1. Fuerzas de dispersión de London
2. Fuerzas dipolo-dipolo
3. Enlace de hidrógeno

- a) 1
b) 2
c) 1 y 2
d) 2 y 3

(O.Q.L. Asturias 2017)

No podrá haber enlace de hidrógeno al no estar unido el hidrógeno a un elemento muy electronegativo.

La acetona se trata de una sustancia polar por lo que existen **fuerzas dipolo-dipolo** que siempre están acompañadas de **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **c**.

4. PROBLEMAS de ENLACE QUÍMICO y PROPIEDADES

4.1. Dadas las sustancias cloro (Cl_2), amoníaco (NH_3), formaldehído (H_2CO) y cloroformo (HCCl_3), conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escriba las fórmulas de Lewis para cada una de ellas.
- ¿Cuáles de estas moléculas son polares?
- ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno?
- ¿Cuál presentará mayor punto de ebullición? ¿Y cuál menor?

(Valencia 1998)

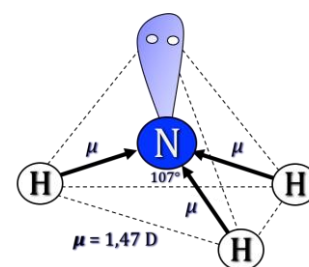
a) Las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas propuestas son:



b) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal al estar formada solo por dos átomos. Al tratarse de átomos idénticos no cabe la posibilidad de formación de dipolos permanentes por lo que la molécula es no polar.

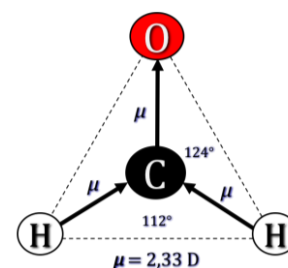
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Al ser el nitrógeno ($\chi = 3,04$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores son iguales y la geometría es piramidal la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



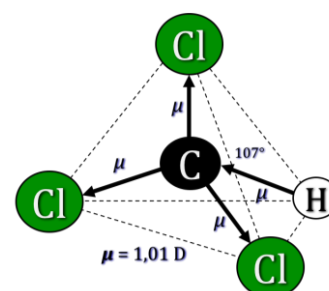
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos, dos dirigidos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$, y otro hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los tres vectores no son iguales y la geometría es triangular la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,33 \text{ D}$) y la molécula es polar.

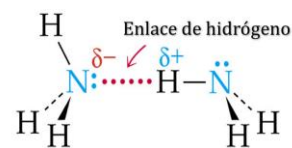


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3,14$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como los cuatro vectores no son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.



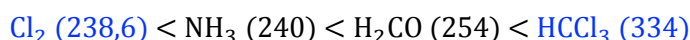
c) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las cuatro sustancias propuestas, la única que cumple las condiciones para **formar enlace de hidrógeno es NH_3** ya que tiene átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo, nitrógeno en este caso, que se van a ver atraídos por el par de electrones solitario de uno de estos átomos de una molécula vecina.



d) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

- Cl_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será muy poco polarizable. Por esto, debe ser de las sustancias propuestas la que posee **menor punto de ebullición**.
- NH_3 es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Además tiene enlace de hidrógeno. Por lo tanto, esta sustancia será la que presente el siguiente mayor punto de ebullición.
- HCCl_3 y H_2CO son sustancias que presentan enlace covalente polar. Pueden presentar fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en HCCl_3 debido a que se trata sustancia muy voluminosa y con elevado peso molecular. Por lo tanto, debe ser la que posee **mayor punto de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la temperatura de ebullición (K) son:



4.2. Una muestra desconocida tiene las siguientes propiedades:

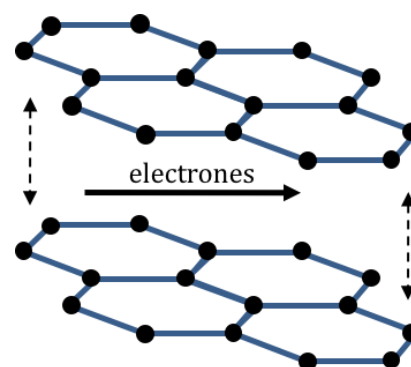
- es un sólido que sublima a $3.500\text{ }^\circ\text{C}$ en el vacío
- no es soluble de forma apreciable en agua
- tampoco es soluble de forma apreciable en disolventes orgánicos
- conduce la corriente eléctrica, pero solo cuando se coloca de determinada manera entre los bornes de una pila, mientras que no la conduce de forma apreciable cuando se coloca perpendicularmente a la orientación anterior
- se rompe en láminas con cierta facilidad.

¿Qué clase de sustancia es? ¿Qué sustancia concreta podría ser? Explique brevemente la relación entre la estructura de la sustancia y las propiedades derivadas.

(Valencia 1998)

Se trata de **sólido molecular** o reticular. En concreto es el **grafito**, que sublima a $3.500\text{ }^\circ\text{C}$ y que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres átomos formando planos de hexágonos.

- Los enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que solo se rompe (sublima) a 3.915 K (según la bibliografía). Cualquier tipo de disolvente es incapaz de romper dicha red.
- Los enlaces entre los planos son más largos y débiles que los existentes entre los átomos de carbono del plano lo que motiva que el grafito se rompa en láminas con cierta facilidad.



- Los átomos de carbono del plano presentan hibridación sp^2 por lo que tiene electrones deslocalizados que pueden moverse libremente en la dirección del plano, es decir conduce la corriente eléctrica, pero no lo hace en la dirección perpendicular entre planos.

4.3. Conteste verdadero o falso a las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:

- La glucosa se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- El naftaleno se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- La glucosa se disuelve en agua destilada, la disolución no conduce la corriente eléctrica.
- El KNO_3 se disuelve en benceno, la disolución conduce la corriente eléctrica.
- El naftaleno se disuelve en agua destilada, la disolución conduce la corriente eléctrica.

(Valencia 1999)

a) Falso. La glucosa no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

b) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que prácticamente no se intercambia calor ($\Delta H \approx 0$), pero sí que aumenta el desorden ($\Delta S > 0$), por tanto, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ por lo que es proceso espontáneo. Puede decirse que se cumple el aforismo, lo semejante disuelve a lo semejante.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

c) **Verdadero**. Sí que es cierto que la glucosa se disuelve en agua destilada ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de glucosa y las de agua.

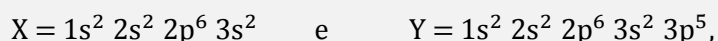
La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

d) Falso. El KNO_3 no se disuelve en benceno. Como el benceno es no polar, no existe posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre ambas sustancias.

e) Falso. Sí que es cierto que el naftaleno se disuelve en benceno ya que se trata de un proceso en el que se forman enlaces intermoleculares por fuerzas de dispersión de London entre ambas sustancias.

La disolución formada no conduce la corriente eléctrica ya que los electrones no tienen libertad de movimiento en la misma.

4.4. Dados los átomos:



justifique qué tipo de compuesto formarán al unirse e indique alguna de las propiedades del mismo.

(Extremadura 1998)

Si el átomo X cede los dos electrones del orbital 3s adquiere una configuración electrónica muy estable de gas noble $[He] 2s^2 2p^6$ y se transforma en el ion X^{2+} .

Si el átomo Y capta un electrón completa el subnivel 3p y adquiere una configuración electrónica muy estable de gas noble $[Ne] 3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion Y^- .

De acuerdo con la condición de electroneutralidad entre ambos iones forman **un compuesto iónico de fórmula X_2Y** .

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

- elevada solubilidad en agua
- altos puntos de fusión y ebullición
- buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa

- duros y frágiles.

4.5. De los siguientes sólidos ¿cuáles serán conductores de la electricidad?

- a) NaCl
- b) SiO₂
- c) Fe
- d) C (grafito)

(Valencia 2001)

a) El NaCl(s) forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego NaCl(l) y NaCl(aq) **sí son especies conductoras de la corriente eléctrica**.

b) El SiO₂(s) forma una red covalente que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.

c) El Fe(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, **conduce la corriente eléctrica** tanto en estado sólido como fundido.

d) El C(grafito) forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres de forma que uno de los enlaces es doble. Esto hace que existan electrones de valencia deslocalizados por lo que esta estructura **sí conduce la corriente eléctrica**.

4.6. Justifique, dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de ebullición:

- a) H₂O y H₂S
- b) CO₂ y SiO₂
- c) Etano y propano
- d) Etano y etanol
- e) Cloro y bromo
- f) Etanol y metanol
- g) Cloruro de hidrógeno y yoduro de hidrógeno.

(Valencia 2002) (Valencia 2007)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) H₂O es una sustancia que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ H₂S es una sustancia que también presenta enlace covalente y dipolo permanente, pero a diferencia del H₂O se trata de una sustancia que no puede formar un enlace de hidrógeno ya que en este caso los átomos de hidrógeno no se encuentran unidos a un átomo muy electronegativo (en este caso S).

Por lo tanto, **el punto de ebullición del H₂O (373 K) es mayor que el del H₂S (213 K)**.

b) CO₂ es una sustancia que tiene un punto de ebullición muy bajo, ya que presenta enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar el único enlace intermolecular que puede dar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil.

▪ SiO₂ es un compuesto que también presenta enlace covalente pero a diferencia del anterior forma una **red covalente**. Estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de ebullición.

Por lo tanto, el **punto de ebullición del SiO₂ (2 503 K)** es mucho mayor que el del CO₂ (217 K).

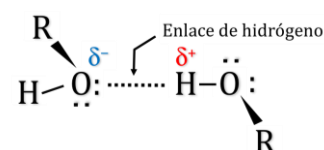
c) Etano – propano

Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tienen son del tipo de **dispersión de London**. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por lo tanto, el **punto de ebullición del propano (231 K)**, más voluminoso y pesado, es mayor que el del etano (184 K).

d) C₂H₆ (etano) presenta enlace covalente y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo de **fuerzas de dispersión de London** que son las más débiles de todas.

▪ C₂H₅OH (etanol) es un compuesto que presenta enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Por lo tanto, el **punto de ebullición C₂H₅OH (351 K)** es mayor que el del C₂H₆ (184 K).

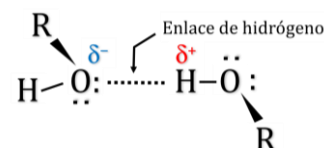
e) Cloro – bromo

Ambos compuestos presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes son del tipo de **dispersión de London**. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia.

Por lo tanto, el **punto de ebullición del bromo (339,1 K)**, líquido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, es mayor que el del cloro (238,6 K), gas a temperatura ambiente y más ligero.

f) Etanol – metanol

Ambos alcoholes, C₂H₅OH y CH₃OH, (etanol y metanol, respectivamente) son compuestos que presentan enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Además del enlace de hidrógeno, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son **mayores en el etanol** que tiene mayor peso molecular. Por lo tanto, el **punto de ebullición del C₂H₅OH (351 K)** es mayor que el del CH₃OH (338 K).

g) Cloruro de hidrógeno – yoduro de hidrógeno

HCl y HI son compuestos que tienen enlace covalente, pero como se trata de sustancias con momento dipolar permanente presentan fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, en ambas sustancias se dan fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Fuerzas que aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia y tienen preponderancia sobre las fuerzas dipolo-dipolo cuando se trata de compuestos con masas molares muy diferentes.

Por lo tanto, el **punto de ebullición del HI (239 K)**, más voluminoso y pesado, **es mayor que el del HCl (188 K)**.

4.7. Indique si las siguientes sustancias:

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\text{NaCl}(\text{s})$, $\text{NaCl}(\text{l})$, $\text{NaCl}(\text{aq})$, $\text{SiO}_2(\text{s})$, $\text{Fe}(\text{s})$, $\text{CO}_2(\text{s})$, (nieve carbónica)

si son o no conductores de la corriente eléctrica:

(Valencia 2003)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.
- $\text{NaCl}(\text{s})$ forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego $\text{NaCl}(\text{l})$ y $\text{NaCl}(\text{aq})$ **sí conducen la corriente eléctrica**.
- $\text{SiO}_2(\text{s})$ forma una red covalente que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes.
- $\text{Fe}(\text{s})$ forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí es una sustancia que **conduce la corriente eléctrica** tanto en estado **sólido** como **fundido**.
- $\text{CO}_2(\text{s})$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London que no permite el movimiento de los electrones por su estructura por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

4.8. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes sustancias:

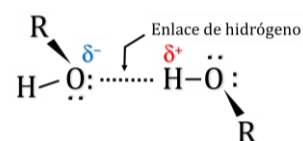
CO_2 , CH_3OH , RbF , CH_3Br

por valores crecientes de su punto de ebullición.

(Valencia 2003)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

- CO_2 es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia no polar, el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil.
- CH_3Br es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia polar puede formar un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo** y además forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. La combinación de ambos enlaces intermoleculares hace que esta sustancia presente un punto de ebullición mayor que la anterior.
- CH_3OH es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores.

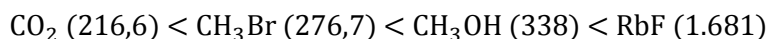


▪ **RbF** es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene **enlace iónico** por lo que forma redes cristalinas iónicas, sólidas a temperatura ambiente.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



4.9. Algunos compuestos alifáticos organoclorados (como el cloruro de metilo, tricloroetano y tricloroetileno) se utilizan con profusión en el desengrasado de metales, lavado en seco, aerosoles, pinturas, adhesivos, etc. Se calcula que cerca del 70 % de estos productos se escapan hacia la troposfera, donde intervienen en numerosas reacciones radicalarias, algunas de consecuencias todavía desconocidas.

Un compuesto organoclorado dió los siguientes porcentajes en su composición: 24,2 % de carbono, 4,1 % de hidrógeno y 71,7 % de cloro. Además, 1,00 L de dicho compuesto en estado gaseoso, medido a 745 mmHg y 110 °C, tiene una masa de 3,10 g.

Deduzca las fórmulas empírica y molecular de dicho compuesto.

b) Establecida la fórmula molecular, indique el tipo de isomería que presenta dicho compuesto. Escriba y nombre los isómeros posibles.

c) Sabiendo que este compuesto presenta un momento dipolar neto, determine su fórmula desarrollada.

d) ¿Qué compuesto presentará un punto de ebullición más alto, el cloruro de metilo o tricloroetano? Razone la respuesta.

e) Establezca las estructuras de Lewis del tricloroetano. ¿Qué tipo de radicales generaría el tricloroetano al irradiarlo con una energía ($h\nu$) adecuada?

(Sevilla 2004)

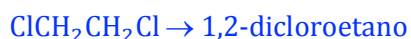
a) Considerando comportamiento ideal, la masa molar de la sustancia problema (X) es:

$$M = \frac{(3,10 \text{ g X}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \cdot (110 + 273,15) \text{ K}}{745 \text{ mmHg} \cdot 1,00 \text{ L}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 99,3 \text{ g mol}^{-1}$$

Relacionando los contenidos de cada elemento con la masa molar:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{24,2 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{71,7 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \\ \frac{4,1 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{99,3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmulas} \left\{ \begin{array}{l} \text{molecular: } \text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_4 \\ \text{empírica: } (\text{CClH}_2)_n \end{array} \right.$$

b) Se trata de un hidrocarburo de 2 carbonos que no presenta insaturaciones, luego la única **isomería** posible es **de posición** de los átomos de cloro. Los dos únicos isómeros posibles son:



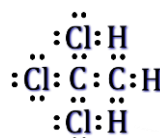
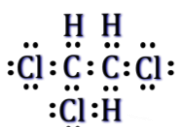
c) Las fórmulas desarrolladas del 1,1-dicloroetano y 1,2-dicloroetano son:



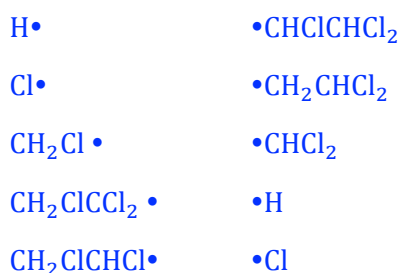
d) Presentará un punto de ebullición más elevado la sustancia que sea más voluminosa (tenga mayor masa molar), ya que en ella existirán más **fuerzas intermoleculares tipo dispersión de London**.

Sustancia	Fórmula	M (g mol ⁻¹)
Tricloroetano	Cl ₃ CCH ₃	133,5
cloruro de metilo	CH ₃ Cl	50,5

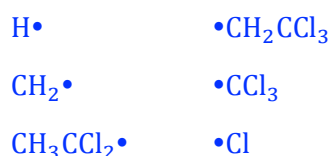
e) Las estructuras de Lewis de los dos isómeros del tricloroetano son:



▪ En el caso del 1,1,2-tricloroetano se pueden dar 5 posibles roturas con estos radicales:



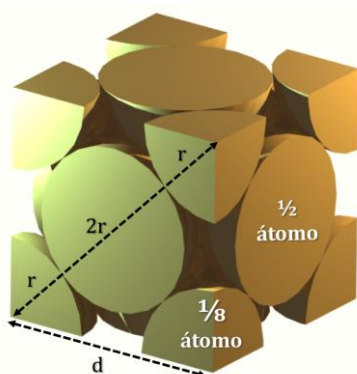
▪ En el caso del 1,1,1-tricloroetano se pueden dar 3 posibles roturas con estos radicales:



4.10. Determine la densidad del oro metálico, sabiendo que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y que su radio atómico es 0,144 nm.

(Valencia 2004) (Valencia 2007) (Valencia 2015)

Como se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos. Además, la diagonal de una cara del cubo equivale a cuatro radios atómicos. A partir de este valor se puede obtener la arista del cubo, d , y con ella, el volumen del mismo.



$$\frac{8 \text{ átomos (vértices)}}{8} + \frac{6 \text{ átomos (caras)}}{2} = 4 \text{ átomos}$$

$$d^2 + d^2 = (4r)^2 \quad \longrightarrow \quad d = 2\sqrt{2}r$$

$$d = 2\sqrt{2} \cdot (0,144 \text{ nm}) \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^7 \text{ nm}} = 4,07 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$V = d^3 = (4,07 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 = 6,757 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{197 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cubo}}{6,757 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 19,4 \text{ g cm}^{-3}$$

(En Valencia 2015 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

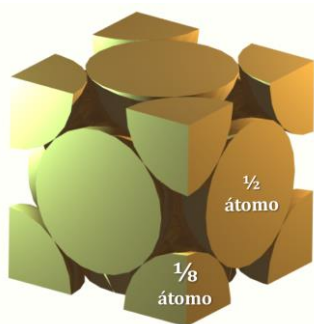
4.11. El rodio cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica centrada de empaquetamiento compacto).

- a) Describa esta estructura e indica el número de coordinación de cada átomo de rodio.
b) Indique, explicando la respuesta, el número de átomos de rodio de la celda unidad.

(Valencia 2005) (Valencia 2008)

a) Como se observa en la figura, una estructura cúbica centrada en las caras tiene un átomo en el centro de cada cara y un átomo en cada vértice del cubo. El **número de coordinación** o número de átomos que rodean a otro es **12**.

b) La aportación que realizan a la celda unidad los átomos de los vértices y del centro de cada cara es:



$$8 \text{ átomos (vértices)} \cdot \frac{1}{8} + 6 \text{ átomos (caras)} \cdot \frac{1}{2} = 4 \text{ átomos}$$

(En 2008 se cambia el átomo de rodio por el de níquel).

4.12. Indique, justificando la respuesta, para las siguientes sustancias:

Cu(s) , $\text{CH}_3\text{OH(s)}$, $\text{CH}_3\text{OH(l)}$, NaF(s) , NaF(l) , NaF(aq) , C(diamante)

si son conductores o no de la corriente eléctrica.

(Valencia 2005) (Preselección Valencia 2006) (Preselección Valencia 2012)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- El Cu(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por tanto, sí que **conduce la corriente eléctrica** tanto en estado **sólido** como **fundido**.
- El $\text{CH}_3\text{OH(s)}$ y $\text{CH}_3\text{OH(l)}$ tienen enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura ni en estado sólido ni líquido por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.
- El NaF(s) forma una red iónica que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego NaF(l) y NaF(aq) sí son especies **conductoras de la corriente eléctrica**.
- El C(diamante) forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.

(En 2006 se reemplaza NaF por KF y Cu por Ni, y en 2012 NaF por KBr).

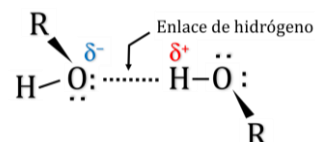
4.13. Se disuelve yodo (s) utilizando metanol como disolvente. Explique:

- Tipos de fuerzas que hay que romper en el yodo para que se disuelva.
- Tipos de interacciones que hay que romper entre las moléculas de metanol para que interactúen con el yodo disuelto.
- Tipos de interacciones existentes entre el yodo disuelto y las moléculas de disolvente.

(Valencia 2005) (Valencia 2009)

a) $I_2(s)$ es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por **fuerzas de dispersión de London** por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

b) CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Para que las moléculas de **metanol interactúen con las de yodo** disuelto es preciso romper los **enlaces de hidrógeno** que existen entre las moléculas de metanol.

c) Las moléculas de CH_3OH presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I_2 , inducirán en estas un dipolo de forma que existirán **interacciones dipolo permanente-dipolo inducido**.

(En Valencia 2014 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

4.14. Justifique la variación en los puntos de ebullición de los siguientes compuestos:

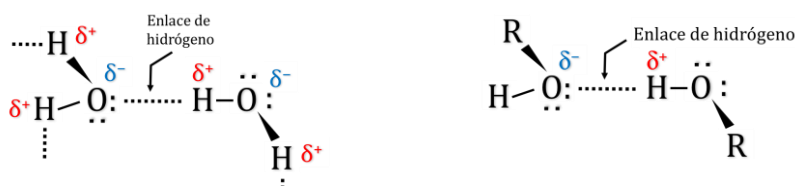
H_2O (100 °C)

CH_3OH (65 °C)

CH_3-O-CH_3 (-24 °C).

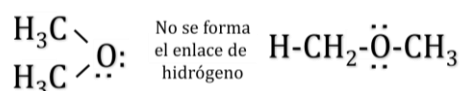
(Valencia 2006)

■ Agua, H_2O , y metanol, CH_3OH , son compuestos con enlace covalente, pero se trata de sustancias con momento dipolar permanente que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



El que el punto de ebullición del agua sea superior al del metanol se debe a que la molécula de agua al tener dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol que solo tiene uno.

■ En el caso del dimetiléter, CH_3OCH_3 , no se cumple esa condición debido a que el enlace C-H es muy poco polar, ya que el átomo de carbono no es muy electronegativo y, por tanto, **no se forman enlaces de hidrógeno** entre las moléculas, a pesar de la existencia de un par de electrones solitario sobre un átomo muy electronegativo y pequeño (el oxígeno):

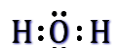


4.15. Responda, justificando las respuestas, a las siguientes cuestiones:

- ¿Es el agua una sustancia polar o apolar?
- Indique cuáles de las siguientes sustancias son polares y cuáles apolares: Cl_2 , HCl , CO_2 , H_2S .
- ¿Cuáles de las sustancias que se indican en el apartado b) son solubles en agua.
- ¿Por qué el H_2O es un líquido en condiciones normales mientras que el H_2S es un gas? (Tenga en cuenta las fuerzas intermoleculares).

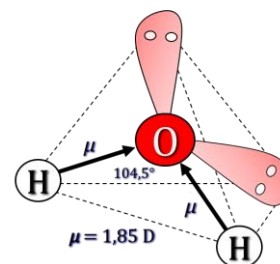
(Canarias 2007)

a) La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

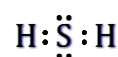
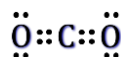
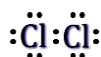


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central.

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como ambos vectores son iguales y la geometría es angular la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



b) Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



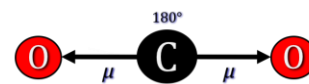
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el Cl_2 y HCl son moléculas del tipo AXE_3 , con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central. Al existir solo dos átomos unidos presentan una geometría molecular **lineal**.

En el caso del Cl_2 , se trata de dos átomos idénticos y no cabe la existencia de un dipolo, por lo tanto, la molécula es **no polar**.

En el caso del HCl , al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta un dipolo dirigido hacia el cloro, $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ y la molécula es **polar** ($\mu = 1,11 \text{ D}$).

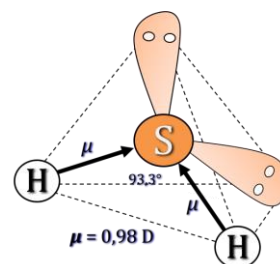
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico $(m+n) = 2$, a la que corresponde una distribución y geometría molecular lineal de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula y la molécula es **no polar**.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico $(m+n) = 4$, a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular angular ya que solo existen dos ligandos unidos al átomo central.

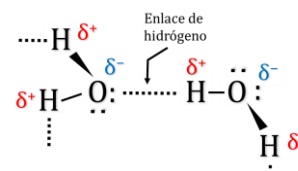
Al ser el azufre más electronegativo ($\chi = 2,58$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el azufre, $\text{H} \rightarrow \text{S}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos no es nula ($\mu = 0,98 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



c) De las sustancias propuestas en el apartado anterior, solo serán solubles en agua aquellas que sean polares, ya que el agua es un disolvente muy polar. Por tanto, se disolverán en agua HCl y H₂S formado respectivamente, los ácidos clorhídrico y sulfhídrico. Esta solubilidad se debe a la formación de **fuerzas intermoleculares de van der Waals tipo dipolo-dipolo** entre las moléculas de las sustancias propuestas y las de agua. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la polaridad de las sustancias.

d) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Teniendo en cuenta su posición dentro del grupo 16 del sistema periódico, el oxígeno es más pequeño y electronegativo ($r = 73$ pm y $\chi = 3,44$) que el azufre ($r = 104$ pm y $\chi = 2,58$). Este hecho determina que el H₂O pueda formar enlaces de hidrógeno y quedar en estado líquido, mientras que en el caso de H₂S eso no es posible.



4.16. El clorometano (CH₃Cl), el metano (CH₄) y el ácido acético (CH₃COOH) forman sólidos moleculares.

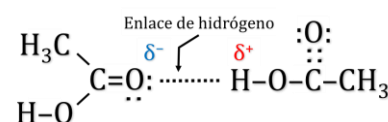
- ¿Qué tipo de fuerzas mantienen juntas a estas moléculas en el sólido molecular?
- Ordénalas en orden creciente de su punto de fusión.

(Preselección Valencia 2007)

a) Se trata de tres compuestos que presentan covalente.

- **Metano, CH₄**, es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo **dispersión de London**. Esto motiva que de las tres sustancias propuestas sea a la que le corresponda menor punto de fusión.
- **Clorometano, CH₃Cl**, es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** además de las del tipo de **dispersión de London**. Esto motiva que tenga una temperatura de fusión superior a la del hidrocarburo con igual número de carbonos (CH₄).

▪ **Ácido acético, CH₃COOH**, es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene fuerzas intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno** ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

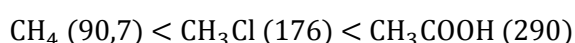


Como estas fuerzas intermoleculares son las más fuertes de las tres citadas, el ácido acético es de las tres sustancias la que tiene mayor temperatura de fusión.

b) Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



4.17. Justifique, dentro de cada pareja, la sustancia que presenta mayor punto de fusión:

- NaCl y KCl
- NaCl y NaBr
- CaO y NaCl

(Valencia 2007)

El punto de fusión de un sólido iónico aumenta al hacerlo su energía reticular, U , que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina a partir de los iones en estado gaseoso. Por tanto, para romper la red y dejar libres los iones habrá que comunicar una energía igual.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) NaCl – KCl

- Respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias, Na^+ y K^+ (+1) y Cl^- (-1), por lo que este factor no influye a la hora de discutir que sustancia posee mayor energía reticular.
- Respecto a los radios iónicos, son menores en el NaCl que en el KCl, ya que el sodio, elemento del segundo periodo, tiene menos capas electrónicas que el potasio, elemento del tercer periodo.

La energía reticular y, por lo tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mayor en el NaCl** que en el KCl, ya que es la sustancia que posee menor tamaño de las dos.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol ⁻¹	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1.074
KCl	318	701	1.044

b) NaCl – NaBr

- Respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias, Na^+ (+1) y Cl^- y Br^- (-1), por lo que este factor no influye a la hora de discutir que sustancia posee mayor energía reticular.
- Respecto a los radios iónicos, son menores en el NaCl que en el NaBr, ya que el cloro, elemento del tercer periodo, tiene menos capas electrónicas que el bromo, elemento del cuarto periodo.

La energía reticular y, por lo tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mayor en el NaCl** que en el NaBr, ya que es la sustancia que posee menor tamaño de las dos.

Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol ⁻¹	T_{fus} / K
NaCl	282	769	1.074
NaBr	297	732	1.020

c) CaO – NaCl

- Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que en el NaCl (+1 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, deben ser algo menores en el CaO ya que incluye un elemento del segundo periodo (O), muy pequeño, y otro del cuarto periodo (Ca), mientras que el NaCl está formado por dos elementos del tercer periodo (Na y Cl).

La energía reticular y, por lo tanto, el **punto de fusión**, debe ser **mucho mayor en el CaO** que en el NaCl, ya que es la sustancia que posee mayor carga de las dos y además tiene menor tamaño.

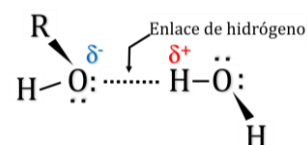
Los valores de la distancia interiónica, energía reticular y punto de fusión encontrados en la bibliografía son:

Sustancia	d / pm	$-U$ / kJ mol^{-1}	T_{fus} / K
CaO	240	3401	3.262
NaCl	282	790	1.074

4.18. Explique por qué el propanol es más soluble en agua que el butano.

(Canarias 2008)

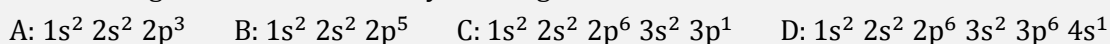
▪ El **propanol**, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, es una sustancia que tiene covalente molecular, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La formación de **enlaces de hidrógeno** entre las moléculas de propanol con las de agua explica la solubilidad del propanol en agua.

▪ El **butano**, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, presenta enlace covalente molecular y no tiene momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo **dispersión de London** y no existe la posibilidad de que interaccionen con las moléculas de agua que por el contrario son muy polares.

4.19. Dados los siguientes elementos cuyas configuraciones son:



a) ¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con A, C y D?

b) ¿Qué tipo de enlace se produce en la formación de los compuestos del apartado anterior? Justifique la respuesta.

(Canarias 2008)

▪ El elemento B cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^5$, tiene 7 electrones en la capa más externa le hace falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble.

El elemento A cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^3$, tiene 5 electrones en la capa más externa en consecuencia tiene que compartir 3 electrones con otros tantos átomos del elemento B, luego la fórmula sería AB_3 y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **covalente**.

▪ Por su parte el elemento C cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, tiene 3 electrones en la capa de valencia y puede cederlos para adquirir la configuración muy estable de gas noble y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento B tiene de fórmula CB_3 y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

▪ Finalmente, el elemento D cuya configuración es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, tiene un electrón en la capa más externa y tiende a cederlo para adquirir la configuración muy estable de gas noble y, por tanto, el compuesto que puede formar con el elemento D tiene de fórmula DB y se trataría de un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

4.20. Explique el tipo de interacciones atractivas que existen en las siguientes sustancias:



y ordénelas de menor a mayor punto de ebullición, justificando la respuesta.

(Preselección Valencia 2008)

Se trata de tres compuestos con único átomo de carbono que presentan covalente y otro que tiene enlace iónico. Los tres con enlace covalente son:

▪ El $\text{CO}(\text{s})$ es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** además de las del tipo **dispersión de London**. Esto motiva que de las tres sustancias dadas sea la que le corresponda menor punto de ebullición.

▪ El $\text{CH}_3\text{OH}(\text{s})$ es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente. Tiene fuerzas intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno** ya que cumple la condición para este tipo de enlace: tener un átomo de hidrógeno que se encuentre unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Como estas fuerzas intermoleculares son más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo, el metanol tiene un punto de ebullición superior al del CO.

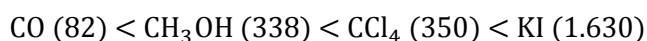
▪ El $\text{CCl}_4(\text{s})$ es una sustancia que no presenta momento dipolar permanente por lo que las fuerzas intermoleculares que tiene son del tipo **dispersión de London**. Estas fuerzas son más intensas cuanto mayor es el tamaño y el peso molecular de la sustancia. Como este valor es muy elevado en esta molécula, esto motiva que de las tres sustancias con enlace covalente sea la que tiene mayor punto de ebullición.

▪ El $\text{KI}(\text{s})$ es una sustancia que forma una **red cristalina iónica** en la que los iones K^+ e I^- se atraen mediante intensas **fuerzas electrostáticas** que hace que esta sustancia presente estado sólido a temperatura ambiente. Como este tipo de enlace es mucho más fuerte que los enlaces intermoleculares, de las todas sustancias propuestas es la que tiene mayor punto de ebullición.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:

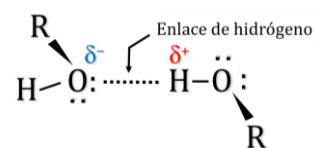


4.21. Prediga en cada caso la sustancia con mayor punto de ebullición, justificando la respuesta:

- a) CH_3OH (metanol) y CH_3SH (metilmercaptano).
 b) CH_3COCH_3 (acetona) y $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ (metilpropano).

(Valencia 2008)

a) CH_3OH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ CH_3SH es una sustancia que presenta enlace covalente con momento dipolar permanente pero que a diferencia de la anterior, no es capaz de formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno debido a que el átomo de azufre es menos electronegativo y de mayor tamaño que el átomo de oxígeno. El tipo de enlace intermolecular que presenta es **dipolo-dipolo**.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son mayores en el CH_3SH que tiene mayor peso molecular aunque el enlace de hidrógeno es el que más contribuye al **punto de ebullición** por lo que este valor **es mayor en el CH_3OH** .

En la siguiente tabla se muestran los valores de la temperatura de ebullición y momento dipolar encontrados en la bibliografía:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3SH	279	1,53
CH_3OH	338	1,69

b) CH_3COCH_3 y $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ son sustancias que presentan enlace covalente con un fuerte momento dipolar permanente que hace formen un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo**.

Además de los enlaces citados, existen en ambas sustancias **fuerzas de dispersión de London** que son mayores en el CH_3COCH_3 que tiene mayor peso molecular. Por todo esto, el **punto de ebullición del CH_3COCH_3 es mayor que el del $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$** .

En la siguiente tabla se muestran los valores de la temperatura de ebullición y momento dipolar encontrados en la bibliografía:

Sustancia	T_{eb} / K	μ / D
CH_3COCH_3	330	2,88
$\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$	261	0,44

4.22. El análisis elemental de una determinada sustancia orgánica da el siguiente resultado:

C = 52,17 %; H = 13,04 %; O = 34,79 %. Se pide:

- Determine la fórmula empírica de dicho compuesto.
- ¿Qué dato nos haría falta para poder establecer la fórmula molecular? Podría indicar algún método que permita su determinación.
- Si la fórmula empírica coincide con la molecular indique las posibles estructuras del compuesto y nombres.
- ¿Cuál de ellas tendría el mayor punto de ebullición?

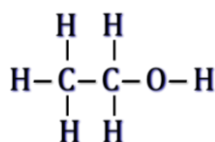
(Canarias 2009)

a) Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con los del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

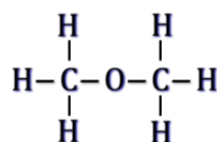
$$\left. \begin{array}{l} 52,17 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 4,348 \text{ mol C} \\ 13,04 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 13,04 \text{ mol H} \\ 34,79 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2,174 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{4,348 \text{ mol C}}{2,174 \text{ mol O}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{13,04 \text{ mol H}}{2,174 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$$

b) Para conocer la fórmula molecular sería necesario conocer la **masa molar** de la sustancia problema. Un método para la determinación de la misma, sería **medir la densidad de la sustancia en fase vapor**.

c) Si la fórmula molecular de la sustancia es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, dos posibles estructuras para la misma serían:

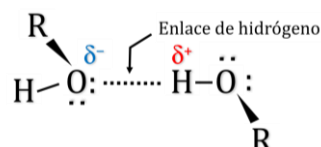


Etanol o alcohol etílico



Metoximetano o dimetiléter

d) El compuesto con **mayor punto de ebullición** es el **etanol** ya que sus moléculas son capaces de unirse entre sí mediante **enlaces de hidrógeno**.



El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

4.23. Explique, justificando la respuesta, si los siguientes compuestos pueden formar o no enlace de hidrógeno:

a) NH_3

b) H_2S

c) CH_3OH

d) CH_3COCH_3

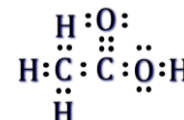
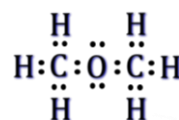
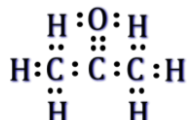
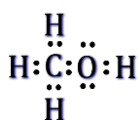
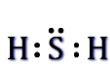
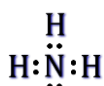
e) CH_3OCH_3

f) CH_3COOH

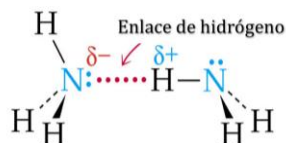
(Preselección Valencia 2009)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno:

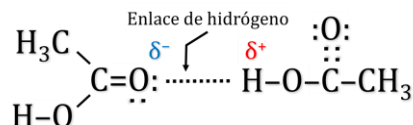
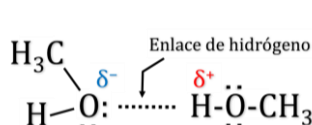


a) NH_3 **sí forma enlace de hidrógeno** ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, que es un elemento muy electronegativo.



b) H_2S **no forma enlace de hidrógeno** ya que presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo azufre, pero este no es un elemento muy electronegativo.

c-f) CH_3OH y CH_3COOH **sí forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.



d-e) CH_3COCH_3 y CH_3OCH_3 **no forman enlace de hidrógeno** ya que no presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno, que es un elemento muy electronegativo.

4.24. Explique, justificando la respuesta, si las moléculas de los siguientes compuestos pueden formar con otras del mismo compuesto enlace de hidrógeno:

a) PH_3

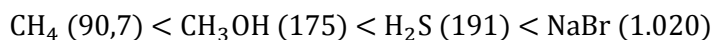
b) CH_3CHO

c) NH_3

d) H_2S

e) CH_3OCH_3

(Preselección Valencia 2010)

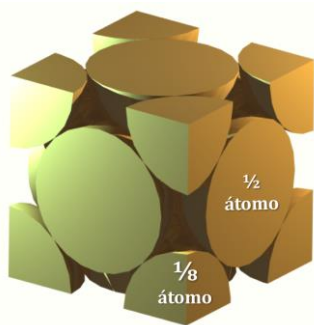


Ante la pequeña diferencia entre las temperaturas de fusión de CH_3OH y H_2S resulta problemático ordenar ambas sustancias.

4.26. El cobre cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto) y su densidad es de $8,95 \text{ g cm}^{-3}$ a 20°C . ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

(Valencia 2010)

Según se observa en la imagen, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$8 \text{ átomos (vértice)} \cdot \frac{1}{8} + 6 \text{ átomos (cara)} \cdot \frac{1}{2} = 4 \text{ átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

$$\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Cu}}{8,95 \text{ g Cu}} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} = 4,72 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{4,72 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,61 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{10^7 \text{ nm}}{1 \text{ cm}} = \mathbf{0,361 \text{ nm}}$$

4.27. Ordene las siguientes sustancias:

KF, HF, CO y Ne

según el orden creciente de sus puntos de ebullición.

(Canarias 2010)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

- **Ne** es un elemento que presenta el menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que por ser un gas noble no forma moléculas, y el único enlace intermolecular que puede presentar es del tipo **fuerzas de dispersión de London** que es muy débil. Le corresponde **el punto de fusión más bajo de todas las sustancias propuestas**.
- **CO** es el compuesto que presenta menor punto de ebullición de todas las sustancias propuestas, ya que tiene enlace covalente y, además, al ser una sustancia polar, presenta enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo** que es algo más fuerte que las fuerzas de dispersión de London. Por este motivo, su **punto de fusión es muy bajo**.
- **HF** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores. Por este motivo, su **punto de fusión es bajo**.

▪ **KF** es el compuesto que presenta mayor punto de ebullición de todos, ya que tiene **enlace iónico** por lo que forma una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un **elevado punto de fusión**, el más alto de las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



4.28. Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- ¿Por qué el punto de ebullición del I_2 es mayor que el del F_2 ?
- ¿Por qué el O_2 es gas a temperatura ambiente?
- ¿Por qué el HF tiene un punto de ebullición $200\text{ }^\circ\text{C}$ más alto que el F_2 ?
- ¿Por qué el NH_3 y el H_2O tienen un punto de ebullición anormalmente elevado si se les compara con los otros hidruros de los grupos 15 y 16?
- ¿Por qué el CO tiene un punto de ebullición más alto que el N_2 a pesar de tener la misma masa molecular?

(Canarias 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

a) F_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el I_2 debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable.

b) O_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será poco polarizable y por ello a temperatura ambiente en la formación de este enlace no se desprende la suficiente energía como para que cambie el estado de agregación de la sustancia.

c) F_2 y HF son sustancias que tienen enlace covalente. En el F_2 las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London** que son bastante débiles. El HF presenta **enlace de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es mucho más fuerte que las fuerzas de dispersión de London y es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.

d) NH_3 y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente polar. Ambas presentan fuerzas intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El resto de los elementos de los grupos citados son poco electronegativos y/o muy voluminosos lo que impide que presenten este tipo de enlace. Esto determina que sus puntos de ebullición no sean tan anormalmente elevados como los del amoníaco y el agua.



e) **CO** es una sustancia que presenta enlace covalente polar. Sus moléculas se unen mediante fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. **N₂** es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles son del tipo **fuerzas de dispersión de London**.

Las fuerzas dipolo-dipolo son más fuertes que las de dispersión de London, por este motivo **el punto de ebullición del CO es mayor que el del N₂**.

4.29. ¿Qué compuestos presentan enlace de hidrógeno? Justifique la respuesta.

a) CH₃CHO

b) C₆H₅OH

c) NaH

d) PH₃

e) HI

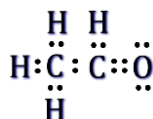
f) C₆H₅NH₂

(Preselección Valencia 2011)

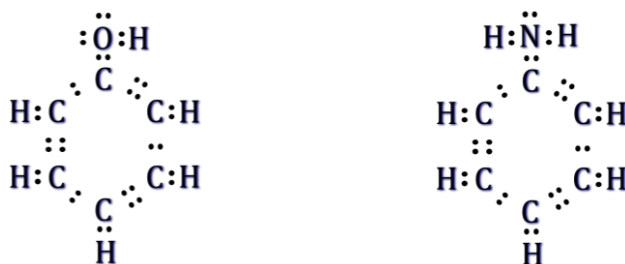
El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas permiten ver si cumplen la condición necesaria para formar enlace de hidrógeno.

a) **CH₃CHO no forma enlace de hidrógeno** ya que no presenta un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno.



b-f) **C₆H₅OH** y **C₆H₅NH₂ sí forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo de oxígeno y de nitrógeno, respectivamente, que son elementos muy electronegativos.



c) **NaH** tiene enlace predominantemente **iónico** y por ello forma redes cristalinas y moléculas aisladas.

d-e) **PH₃** y **HI no forman enlace de hidrógeno** ya que presentan un átomo de hidrógeno unido a un átomo fósforo y de yodo, respectivamente, pero estos no son elementos muy electronegativos.



4.30. Sitúe los elementos N, O, F y S en el sistema periódico.

- Indique el número atómico de cada elemento.
- Escriba la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental.
- Escriba las configuraciones electrónicas de los aniones: N^{3-} , O^{2-} , S^{2-} , F^- .
- Ordene los iones anteriores por su tamaño decreciente.
- Escriba la fórmula de la molécula que cada elemento forma con el hidrógeno.
- Discuta comparativamente la geometría de las moléculas anteriores.
- Ordene las moléculas anteriores por su punto de ebullición creciente.

(Valencia 2011)

a-b-c) El elemento de **símbolo N** es el **nitrógeno** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$. La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 7**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **segundo periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 15** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion N^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

▪ El elemento de **símbolo O** es el **oxígeno** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^4$. La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 8**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **segundo periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 16** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion O^{2-} es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

▪ El elemento de **símbolo F** es el **flúor** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$. La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 9**.

El valor de $n = 2$ indica que es un elemento del **segundo periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 17** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

La configuración electrónica del ion F^- es $1s^2 2s^2 2p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 2p.

▪ El elemento de **símbolo S** es el **azufre** cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. La suma de los superíndices indica que su **número atómico es 16**.

El valor de $n = 3$ indica que es un elemento del **tercer periodo** y la suma de los superíndices de la capa de valencia indica que pertenece al **grupo 16** (en este periodo no aparecen aún los 10 electrones correspondientes al subnivel d).

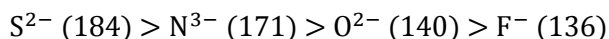
La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que gana tres electrones y completa el orbital 3p.

d) El mayor radio le corresponde al ion S^{2-} ya que el azufre tiene una capa más que los tres restantes. Estos a su vez tienen la misma estructura electrónica, se trata de especies isoelectrónicas, y en ellas, la que posee mayor Z (mayor Z_{ef}) atrae más con más fuerza a los electrones de valencia, por tanto es la que tiene menor tamaño.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los radios de los elementos propuestos deben tener el siguiente orden decreciente:

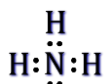


Consultando la bibliografía se confirma que los radios iónicos (pm) son:

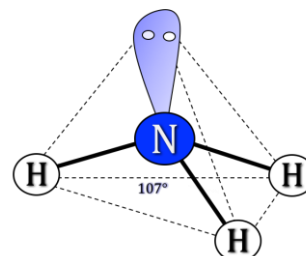


e-f) Las fórmulas de los compuestos binarios con hidrógeno son: NH_3 , H_2O , HF y H_2S .

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



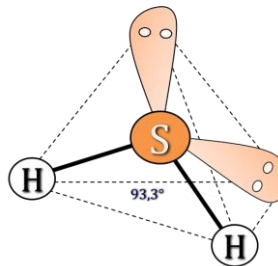
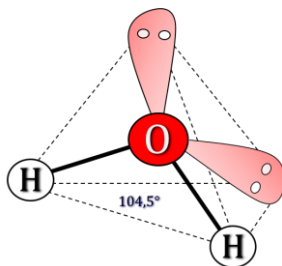
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de agua y sulfuro de dihidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, H_2O y H_2S son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



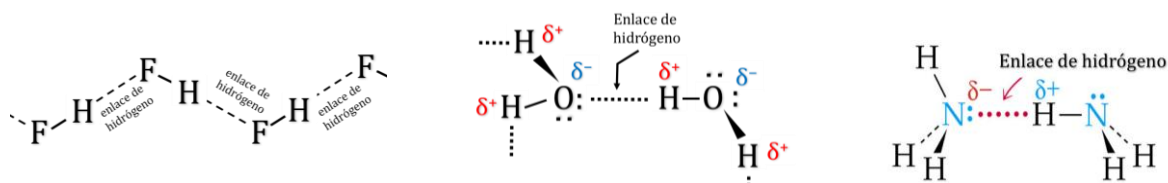
▪ La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, HF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **lineal** ya que solo hay dos átomos.

g) Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

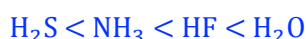
▪ HF , H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente. Además, las tres presentan **enlace de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Este enlace es más fuerte en el agua que forma cuatro enlaces de este tipo, mientras que en el HF forma solo dos dando lugar a una estructura cerrada.



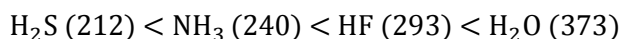
El enlace de hidrógeno es el responsable de la anomalía en las temperaturas de ebullición.

▪ En el caso de H_2S el átomo de hidrógeno se encuentra unido al azufre, un elemento que no es muy electronegativo. Esto determina que su punto de ebullición no sea tan anormalmente elevado como los de las otras sustancias.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:

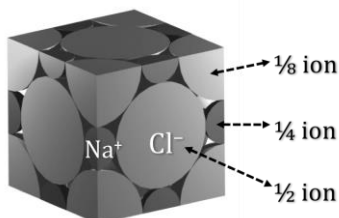


4.31. El cloruro de sodio es un sólido iónico que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras de aniones, con los cationes ocupando los huecos octaédricos.

- Dibuje la celda unidad.
- Indique el índice de coordinación del catión y del anión y su poliedro de coordinación.
- Explique la razón por la que se asigna al cloruro de sodio la fórmula NaCl .
- Justifique la fórmula que corresponde a la celda unidad.
- Los radios de los iones Na^+ y Cl^- son $0,95 \cdot 10^{-8}$ y $1,81 \cdot 10^{-8}$ cm, respectivamente. Calcule la densidad del cloruro de sodio.
- En los sólidos iónicos es frecuente la existencia de defectos reticulares, y como consecuencia, la no estequiometría. ¿Cuántos aniones cloruro faltan, por mol de compuesto, en un cristal que tiene de fórmula $\text{NaCl}_{0,98}$? ¿Cuál será la fórmula de una muestra de cloruro de sodio en la que faltan 13 mil millones de cationes sodio por cada mol de aniones cloruro?

(Valencia 2011)

a-c) En un empaquetamiento de esferas según una red cúbica centrada en las caras, las esferas que definen el retículo cristalino se sitúan en los vértices y centro de las caras de un cubo. En el caso de un sólido iónico, un tipo de iones, el que define el retículo (cationes o aniones, pues las posiciones catiónicas y aniónicas son intercambiables), se sitúa en estas posiciones y, el otro tipo de iones, ocupará la totalidad de huecos octaédricos, que coinciden con los centros de las aristas y el centro del cristal.



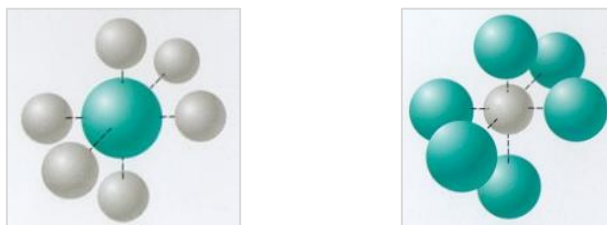
Por ejemplo, en el caso del NaCl , se puede suponer que los aniones cloruro se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los cationes sodio ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.

La fracción de cada ion en una estructura cúbica depende de la posición que ocupe en esta. En el caso del NaCl el número de iones por celda unidad es:

aniones	total	cationes	total
8 aniones (vértice) $\cdot \frac{1}{8} = 1$	4	12 cationes (arista) $\cdot \frac{1}{4} = 3$	4
6 aniones (cara) $\cdot \frac{1}{2} = 3$		1 catión (centro)	

b) El índice de coordinación del catión y del anión es 6 : 6. El poliedro de coordinación es un **octaedro**.

Por lo tanto, **se asigna al cloruro de sodio la fórmula NaCl**, porque un cristal ideal de cloruro de sodio está formado por un empaquetamiento compacto de iones, con igual número de cationes y de aniones. En los sólidos iónicos la fórmula corresponde, por tanto, a la fórmula empírica. No es una fórmula molecular, pues en los sólidos iónicos, como el cloruro de sodio, no existe una unidad discreta, con existencia real, "una molécula", formada por un catión sodio y un anión cloruro.



d) Como se ha visto en el apartado anterior, **la fórmula de la celda unidad es Na₄Cl₄**.

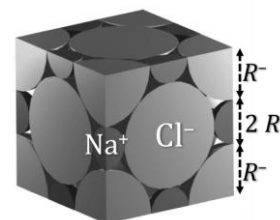
e) Para calcular la densidad, es necesario determinar previamente el volumen de la celdilla unidad, y para conocer este, la longitud de la arista.

Como los iones situados en una arista se encuentran tangentes, la longitud de la arista viene determinada por dos veces el radio del anión y dos veces el radio del catión:

$$a = 2 (R^+ + R^-)$$

$$a = 2 \cdot (0,95 \cdot 10^{-8} + 1,81 \cdot 10^{-8}) \text{ cm} = 5,52 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$V = a^3 = (5,52 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 = 1,68 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$$



Relacionando masa y volumen:

$$\frac{58,5 \text{ g mol}^{-1}}{1,68 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3 \text{ celda}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones}} \cdot \frac{8 \text{ iones}}{\text{celda}} = 2,31 \text{ g cm}^{-3}$$

f) La cantidad de iones Cl⁻ que faltan en un mol del compuesto NaCl_{0,98}:

$$0,02 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 1,2 \cdot 10^{22} \text{ iones Cl}^-$$

La cantidad de iones Na⁺ que faltan:

$$1,3 \cdot 10^{10} \text{ iones Na}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol Na}^+}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones Na}^+} = 2,16 \cdot 10^{-14} \text{ mol Na}^+$$

La fórmula que se obtiene es:

$$\frac{(1 - 2,16 \cdot 10^{-14}) \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Cl}^-} = \frac{0,999\,999\,999\,9998 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Cl}^-} \rightarrow \text{Fórmula empírica: Na}_{0,999}\text{Cl}$$

No obstante, la fórmula empírica es **NaCl** ya que deberían faltar muchos más iones Na⁺ para que no se cumpliera la estequiometría 1:1.

4.32. Ordene las siguientes sustancias:



según sus puntos de ebullición crecientes indicando las fuerzas intermoleculares que actúan.

(Canarias 2012)

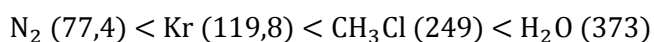
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

- N_2 y Kr son sustancias que presentan enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que presentan ambos son del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Estas son más intensas en el kriptón que, por ser de mayor tamaño que el nitrógeno, es más polarizable. Por este motivo, la temperatura de ebullición del kriptón es mayor.
- CH_3Cl (clorometano) es una sustancia que sí presenta momento dipolar permanente por lo que tiene fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** además de las del tipo **dispersión de London**. Esto motiva que tenga una temperatura de ebullición superior a la de los anteriores.
- H_2O es una sustancia que tiene enlace covalente polar. Presenta fuerzas intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno**. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Es el enlace intermolecular más fuerte de todos.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



4.33. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes sustancias:



de menor a mayor punto de fusión.

(Preselección Valencia 2012)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

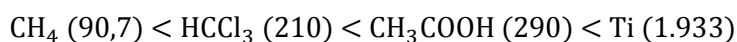
- CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares que puede presentar son **fuerzas de dispersión de London**, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, por tanto será poco polarizable. **Le corresponde el punto de fusión más bajo de todas las sustancias propuestas.**
- HCCl_3 es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente por lo que puede presentar fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Por tanto, **el punto de fusión es bajo pero superior al del CH_4 .**
- CH_3COOH es una sustancia que tiene enlace covalente con momento dipolar permanente, que puede presentar enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares que le permite formar un dímero estable. Por este motivo, **su punto de fusión también es bajo pero superior al de los anteriores compuestos covalentes.**

▪ **Ti** es una sustancia que tiene enlace metálico y a diferencia del resto, forma una **red cristalina metálica** muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un **elevado punto de fusión**, mucho mayor que el resto de las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:

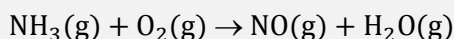


4.34. En el aire hay una cantidad enorme de nitrógeno elemental, N_2 , alrededor de $4 \cdot 10^{18}$ kg, más que suficiente para satisfacer todas nuestras necesidades. El problema es transformar el elemento en "nitrógeno fijado", es decir, en compuestos que pueden ser utilizados por las plantas para elaborar proteínas.

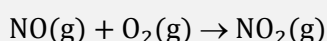
Este mes se cumplieron 85 años del fallecimiento de Friedrich Wilhelm Ostwald (Premio Nobel de 1909) quién descubrió un procedimiento de preparación del ácido nítrico por oxidación del amoníaco, facilitando la producción masiva de fertilizantes y explosivos en Alemania durante la I Guerra Mundial. Este proceso se asocia históricamente al desarrollado por el químico alemán Fritz Haber (proceso Haber) que proporciona la materia prima indispensable, el amoníaco.

Desde el momento en que se pone en marcha la síntesis de Haber-Bosch para la fabricación del amoníaco, el ácido nítrico se prepara por el método Ostwald. El proceso consta de tres etapas:

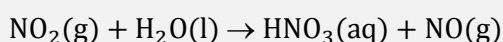
Primera. Se hacen pasar vapores de amoníaco y aire previamente calentados a $800\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm por una malla de platino con un 10 % de rodio (catalizador). La combustión catalítica del amoníaco para formar monóxido de nitrógeno, NO:



Segunda. Este gas, NO, pasa a unas torres metálicas de absorción donde, con un nuevo aporte de aire se produce la siguiente reacción de oxidación:



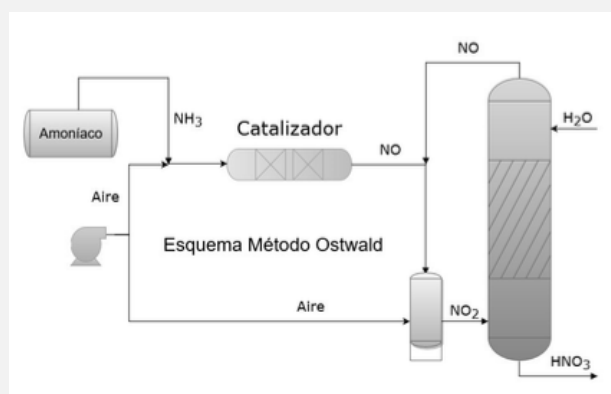
Tercera. En presencia de agua el dióxido de nitrógeno, NO_2 , se dismuta en ácido nítrico, HNO_3 y NO. El proceso tiene lugar al ponerse en contacto con agua el NO_2 , en torres de lavado:



El NO producido se oxida a NO_2 y sigue las mismas transformaciones.

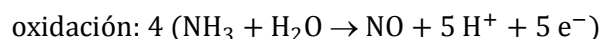
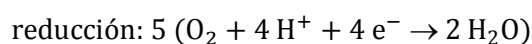
- Escriba las reacciones ajustadas de las tres etapas y la global entre la segunda y tercera etapa.
- Escriba una reacción química ajustada correspondiente al proceso global. Considere que el vapor de agua producido en la etapa (a) condensa en la torre de lavado y toda el agua es líquida.
- Indique el estado de oxidación del nitrógeno y dibuje las estructuras de Lewis de los compuestos anteriores y su forma, justificando los ángulos de enlace en los compuestos: NH_3 , NO, NO_2 , HNO_3 .
- En la planta de Avilés, se introduce una corriente gaseosa (aire + amoníaco) en el reactor de $175.300\text{ m}^3\text{ h}^{-1}$ y una densidad de $1,012\text{ kg m}^{-3}$ a 1 atm y $60\text{ }^\circ\text{C}$. Calcule la masa molar media de dicha corriente gaseosa.
- Conociendo que la la composición volumétrica del aire es 80,0 % N_2 y 20,0 % O_2 , calcule la cantidad de moles por hora que entran en el reactor de amoníaco.

(Galicia 2017)

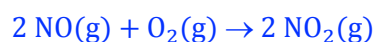


Se trata de reacciones de oxidación-reducción. El ajuste de la ecuación correspondiente a la:

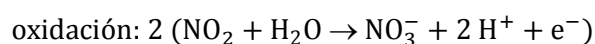
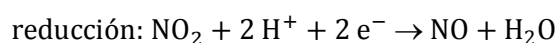
▪ Primera



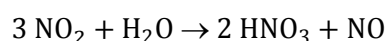
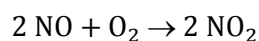
▪ Segunda



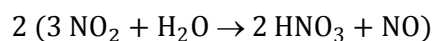
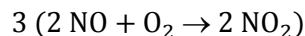
▪ Tercera



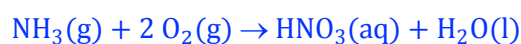
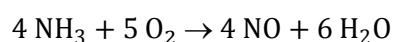
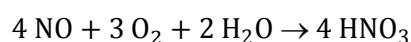
Las ecuaciones químicas correspondientes a las etapas segunda y tercera son:



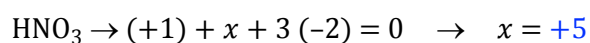
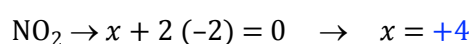
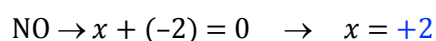
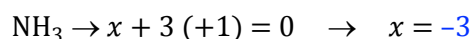
Como la especie NO_2 producida en la segunda reacción se consume en la tercera, si se multiplica cada una de las ecuaciones por el coeficiente adecuado se puede eliminar esta especie de la reacción global. Sumando ambas y simplificando se obtiene:



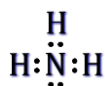
b) Sumando las ecuaciones químicas ajustadas obtenidas para la primera etapa y para las etapas segunda y tercera se obtiene la ecuación química correspondiente a la reacción global del proceso:



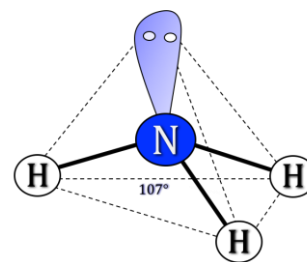
c) En todos los compuestos el número de oxidación del H es +1 y del O es -2 y de acuerdo con esto el estado de oxidación del N en cada uno de ellos es:



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.



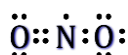
Los **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.

- La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:

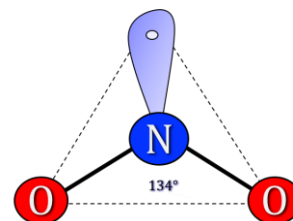


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **lineal** ya que solo hay dos átomos en la especie. El **ángulo de enlace es de 180°** .

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

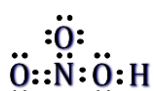


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **angular** ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.

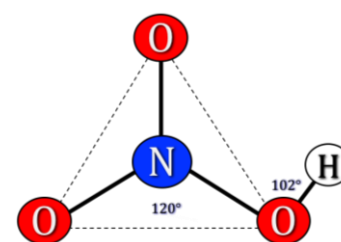


El **ángulo de enlace es superior a 120°** debido a la pequeña repulsión que ejerce el electrón desapareado situado sobre el átomo de nitrógeno.

- La estructura de Lewis de la molécula de ácido nítrico es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HNO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



Los **ángulos de enlace N-O son de 120°** y el **N-O-H menor de $109,5^\circ$** debido a que el átomo de oxígeno tiene número estérico 4 y presenta dos pares de electrones solitarios.

d) Considerando comportamiento ideal, la masa molecular media se puede calcular aplicando la ecuación de estado modificada de los gases ideales:

$$M = \frac{(1,012 \text{ kg m}^{-3}) \cdot (8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (60 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 27,7 \text{ g mol}^{-1}$$

e) Considerando 100 mol de la corriente que se alimenta al reactor con la siguiente composición:

$$x \text{ mol NH}_3, 0,800 \cdot (100 - x) \text{ mol N}_2 \text{ y } 0,200 \cdot (100 - x) \text{ mol O}_2$$

y aplicando el concepto de masa molar:

$$\frac{x \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{17,0 \text{ g}}{\text{mol}} + 0,800 \cdot (100 - x) \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g}}{\text{mol}} + 0,800 \cdot (100 - x) \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g}}{\text{mol}}}{100 \text{ mol}} = 27,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se obtiene, $x = 10,0$ mol.

Por lo tanto, la composición molar de la corriente gaseosa que alimenta el reactor es:

10,0 mol NH₃, 72,0 mol N₂ y 18,0 mol O₂.

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que entran al reactor:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot (175.300 \text{ m}^3 \text{ h}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (60 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 6,42 \cdot 10^6 \text{ mol h}^{-1}$$

A partir del caudal molar obtenido para la corriente gaseosa y de la composición molar de la misma se puede calcular el caudal molar de cada gas que entra en el reactor:

$$6,42 \cdot 10^6 \text{ mol h}^{-1} \cdot \frac{10,0 \text{ mol NH}_3}{100 \text{ mol gas}} = 6,42 \cdot 10^5 \text{ mol NH}_3 \text{ h}^{-1}$$

$$6,42 \cdot 10^6 \text{ mol h}^{-1} \cdot \frac{72,0 \text{ mol N}_2}{100 \text{ mol gas}} = 4,62 \cdot 10^6 \text{ mol N}_2 \text{ h}^{-1}$$

$$6,42 \cdot 10^6 \text{ mol h}^{-1} \cdot \frac{18,0 \text{ mol O}_2}{100 \text{ mol gas}} = 1,16 \cdot 10^6 \text{ mol O}_2 \text{ h}^{-1}$$

(Los apartados de este problema forman parte del problema propuesto en O.Q.N. de Castellón 2008).