



---

# CUESTIONES Y PROBLEMAS DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

---

## VI. ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

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.	<a href="#">Cuestiones de estructura atómica</a>	1
2.	<a href="#">Problemas de estructura atómica</a>	191
3.	<a href="#">Cuestiones de sistema periódico</a>	219
4.	<a href="#">Problemas de sistema periódico</a>	367



## 1. CUESTIONES de ESTRUCTURA ATÓMICA

1.1. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) y Ni(II) son, respectivamente:

- Iones [Ar] 3d<sup>5</sup> y [Ar] 3d<sup>7</sup>.
- Ambos iones son [Ar] 3d<sup>5</sup>.
- Iones [Ar] 3d<sup>5</sup> y [Ar] 3d<sup>8</sup>.
- Iones [Ar] 3d<sup>6</sup> y [Ar] 3d<sup>9</sup>.
- Ambos iones son [Ar] 3d<sup>8</sup>.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2014)  
(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura electrónica abreviada del Mn ( $Z = 25$ ) es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>5</sup>, 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 la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El Mn<sup>2+</sup> pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es [Ar] 3d<sup>5</sup>:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

▪ De la misma forma, para Ni ( $Z = 28$ ) la estructura electrónica es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>8</sup>:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El Ni<sup>2+</sup> pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es [Ar] 3d<sup>8</sup>:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la c.

1.2. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?

- Ne y Ar
- F<sup>-</sup> y Cl<sup>-</sup>
- Ne y F<sup>-</sup>
- Na<sup>+</sup> y K<sup>+</sup>
- Na<sup>+</sup> y Na

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2011)  
(O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

▪ Ne → Se trata del neón elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>.



- Ar → Se trata del argón elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^2 3p^6$ .
- $F^-$  → El flúor es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He]  $2s^2 2p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración [He]  $2s^2 2p^6$ .
- $Cl^-$  → El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^2 3p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración [Ne]  $3s^2 3p^6$ .
- $Na^+$  → El sodio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^1$  y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración [He]  $2s^2 2p^6$ .
- $K^+$  → El potasio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar]  $4s^1$  y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración [Ne]  $3s^2 3p^6$ .

De las parejas propuestas, **Ne y  $F^-$ , sí son especies isoelectrónicas ([He]  $2s^2 2p^6$ )**, mientras que el resto, Ne y Ar;  $F^-$  y  $Cl^-$ ;  $Na^+$  y  $K^+$ ;  $Na^+$  y Na, no lo son.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Murcia 2012 se cambian Ne y Ar por He y Ar).

1.3. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:

- a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
- b) La masa del protón es igual a la del electrón.
- c) La masa del electrón es cero.
- d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a-b) Falso. J.J. Thomson (1897), comparando la carga específica (m/e) de los rayos catódicos (electrones) y la de los rayos canales del hidrógeno (protones), propuso que la masa de estos últimos era 1837 veces mayor que la de los electrones.

c) Falso. Según descubrió J.J. Thomson (1896), los rayos catódicos (electrones) eran desviados por un campo magnético, lo que indicaba que se trataba de partículas materiales y no de ondas electromagnéticas.

d) **Verdadero**. Los neutrones son partículas con una masa ligeramente superior a la de los protones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.4. El número atómico de un elemento viene dado por:

- a) El año en que fue descubierto ese elemento.
- b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
- c) Su masa atómica.
- d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con la ley periódica de H. Moseley (1914), el **número atómico** de un elemento viene dado por el **número de cargas positivas, protones**, que existen en su núcleo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

- Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
- Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
- Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.6. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

- |    | $n$ | $l$ | $m_l$ |
|----|-----|-----|-------|
| a) | 1   | 0   | 0     |
| b) | 3   | 1   | 2     |
| c) | 4   | 3   | 1     |
| d) | 2   | 1   | 0     |

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 1, 0, -1.

La respuesta correcta es la **b**.

1.7. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:

- Compatibles siempre.
- Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
- Compatibles para un número cuántico  $n > 6$ .
- Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El **modelo atómico** propuesto por **N. Bohr** (1913) habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

▪ El **principio de indeterminación o incertidumbre** propuesto por **W. Heisenberg** (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”

Ambas propuestas son **incompatibles**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.8. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:

- Determinar la masa del protón y neutrón.
- Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
- Establecer la carga del electrón.
- Medir la longitud del enlace C-C de los existentes en la molécula de aceite.
- Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
- Medir la constante de Planck.
- La relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

La experiencia de la gota de aceite realizada por R. Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón,  $e = -4,77 \cdot 10^{-10}$  uee ( $-1,592 \cdot 10^{-19}$  C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, obteniéndose,  $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$  C.

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias ocasiones combinando diferentes respuestas posibles).

1.9. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- El número atómico de los iones  $\text{Na}^+$  es igual al del Ne.
- El número de electrones del ion  $\text{Na}^+$  es igual al del Ne.
- Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne son isótopos.
- Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos de Ne reaccionan entre sí.
- El número de protones del ion  $\text{Na}^+$  es igual al del Ne.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Si el elemento Ne precede al elemento Na en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ne tiene un protón y un electrón menos que el Na.

a-f) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  tiene un protón más que el átomo de Ne, es decir, tienen diferente número atómico.

b) **Verdadero**. El ion  $\text{Na}^+$  tiene un electrón menos que el átomo de Na y por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ne.

c) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne tienen el mismo comportamiento químico ya que poseen idéntica configuración electrónica, son especies isoelectrónicas.

d) El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).

e) Falso. El ion  $\text{Na}^+$  y el átomo de Ne tienen idéntica configuración electrónica externa,  $2s^2 2p^6$ , de gas noble que les confiere gran estabilidad e inercia química.

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. Señale la proposición correcta:

- La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
- La transición  $n = 1$  a  $n = 3$  en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición  $n = 2$  a  $n = 5$ .
- Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.
- Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10.000 nm).
- Las energías de los electrones de H y  $\text{He}^+$  son iguales si el número cuántico  $n$  es el mismo.
- Cuando un electrón pasa de la primera a la tercera órbita emite energía.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

a) Falso. La longitud de onda asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación de Louis de Broglie (1924):

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

b) **Verdadero.** La energía asociada a una transición electrónica, en kJ, se calcula mediante la expresión de Bohr (1913):

$$\Delta E = 1.312 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Las energías asociadas a las transiciones electrónicas propuestas son:

$$\left. \begin{aligned} \Delta E_{1 \rightarrow 3} &= 1.312 \cdot \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1.166 \text{ kJ} \\ \Delta E_{2 \rightarrow 5} &= 1.312 \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 276 \text{ kJ} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E_{1 \rightarrow 3} > \Delta E_{2 \rightarrow 5}$$

c) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Las energías correspondientes a un fotón de 200 nm y de 400 nm son, respectivamente:

$$E_{(200 \text{ nm})} = \frac{h c}{200} \quad E_{(400 \text{ nm})} = \frac{h c}{400}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 400 nm es:

$$2 E_{(400 \text{ nm})} = 2 \frac{h c}{400} = \frac{h c}{200}$$

Como se puede observar:

$$E_{(200 \text{ nm})} = 2 E_{(400 \text{ nm})}$$

d) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto el fotón de luz visible (500 nm) tiene mayor energía que el fotón de luz infrarroja (10.000 nm).

e) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

Las estructuras electrónicas del H y He<sup>+</sup> son idénticas, 1s<sup>1</sup>, se trata de especies isoelectrónicas en las que n = 1, sin embargo el número atómico Z es diferente para ambas, 1 para el H y 2 para el He.

Las energías de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} E_{(H)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{1^2}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \\ E_{(He^+)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{2^2}{1^2} = -8,72 \cdot 10^{-18} \text{ J} \end{array} \right\} \rightarrow E_{(He^+)} > E_{(H)}$$

f) falso. Cuando un electrón salta de una órbita con menor valor de  $n$  a otra con mayor valor de  $n$  absorbe energía que se corresponde a una línea en el espectro de absorción.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Baleares se cambian las propuestas b y e por f).

1.11. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- 19, 20, 19
- 19, 39, 20
- 19, 19, 39
- 19, 19, 20
- 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El isótopo  ${}_{19}^{39}\text{K}$  está integrado por  $\left\{ \begin{array}{l} 19 \text{ protones} \\ 19 \text{ electrones} \\ 20 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.

1.12. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para  $n, l, m_l, m_s$ , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

- |    | $n$ | $l$ | $m_l$ | $m_s$          |
|----|-----|-----|-------|----------------|
| a) | 2   | 0   | 3     | $-\frac{1}{2}$ |
| b) | 2   | 0   | 0     | $\frac{1}{2}$  |
| c) | 2   | 1   | -1    | $\frac{1}{3}$  |
| d) | 4   | 2   | 3     | $-\frac{1}{2}$ |
| e) | 5   | 6   | 1     | $\frac{1}{2}$  |

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0.

b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

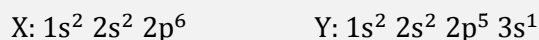
c) Prohibido. El valor de  $m_s$  solo puede ser  $+\frac{1}{2}$  ó  $-\frac{1}{2}$ .

d) Prohibido. Si  $l = 2$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -2, -1, 0, 1, 2.

e) Prohibido. Si  $n = 5$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0, 1, 2, 3 y 4.

La respuesta correcta es la **b**.

1.13. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



- La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
- Para pasar de X a Y se consume energía.
- La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
- Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Almería 2005)  
(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Murcia 2015)

a-c-d) Falso. El sodio es un elemento perteneciente al grupo 1 del sistema periódico, que está integrado por los elementos: Li ( $n = 2$ ), Na ( $n = 3$ ), K ( $n = 4$ ), Rb ( $n = 5$ ), Cs ( $n = 6$ ) y Fr ( $n = 7$ ).

El sodio se encuentra en el grupo 1 y periodo 3, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  o, de forma abreviada, [Ne]  $3s^1$ . Sumando el número de electrones se observa que tiene 11.

La configuración electrónica propuesta para el átomo Y cuenta con 10 electrones, un electrón menos que el sodio, y además, el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior a la del orbital 2p, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del segundo periodo.

La estructura electrónica propuesta para el átomo X corresponde a la de su estado fundamental o de mínima energía.

b) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 10 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo tanto, para pasar de X a Y se necesita aportar energía.

e) Falso. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de  $n$  y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E (J) = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

siendo  $Z$ , la carga nuclear efectiva de la especie química.

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. Señale la proposición correcta:

- El número de electrones de los iones  $\text{Na}^+$  es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.
- El número atómico de los iones  $\text{Na}^+$  es igual al del gas noble Ne.
- Los iones  $\text{Na}^+$  y los átomos del gas noble Ne son isótopos.
- El número de protones de los iones  $^{23}\text{Na}^+$  es igual al de los átomos de  $^{22}\text{Ne}$ .
- La masa atómica de los iones  $^{23}\text{Na}^+$  es igual al de los átomos de  $^{22}\text{Ne}$ .

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. País Vasco 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- Isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones).

a) **Verdadero**. La estructura electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es la del átomo de sodio (grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico)  $[\text{Ne}] 3s^1$  pero con un electrón menos,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ; y la estructura electrónica del **Ne** (grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico) es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , como se puede observar, **ambas tienen 10 electrones**, por lo que son especies isoelectrónicas.

b-d) Falso. De acuerdo con las estructuras electrónicas escritas en el apartado anterior, el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion  $\text{Na}^+$  es 11, mientras que del Ne es 10.

c) Falso.  $\text{Na}^+$  y Ne son especies químicas con diferente número de protones, 11 y 10 respectivamente, y su número de neutrones no se puede calcular al no conocer los números másicos de las especies propuestas.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas, por lo tanto,  $^{22}\text{Ne}$  y  $^{23}\text{Na}^+$  tienen una masa aproximada de 22 y 23 u, respectivamente.

La respuesta correcta es la **a**.

1.15. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru(II) tiene una configuración periódica:

- a)  $d^9$
- b)  $d^7$
- c)  $d^8$
- d)  $d^5$
- e)  $d^6$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Fe y Ru son elementos que pertenecen al grupo 8 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^2 (n-1)d^6$ . Para el Fe ( $n=4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ru ( $n=5$ ) ya que se encuentra en el quinto.

La estructura electrónica abreviada del Ru es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$ , y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Ru(II) cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^6$ .

La respuesta correcta es la **e**.

1.16. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- a) La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
- b) No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
- c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- d) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O. Q.L. Murcia 2014)

El **primer postulado de Bohr** (1913) establece que:

**“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.**

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

$n$  es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3, ...,  $\infty$ ) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

La respuesta correcta es la c.

1.17. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  es imposible para el electrón de un átomo?

	$n$	$l$	$m_l$
a)	4	2	0
b)	5	3	-3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Prohibido**. Si  $l = 3$ , el valor de  $m$  solo puede ser 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

1.18. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:

- Salta de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
- Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
- Salta de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
- Salta de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Cuando los **electrones** de un átomo energéticamente excitado **caen a un nivel cuántico inferior** (de menor energía) emiten la diferencia de energía existente entre los dos niveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una **línea en el espectro de emisión**.

$$\Delta E = h \nu \quad \rightarrow \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la c.

1.19. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:

- Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
- Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
- Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
- Bombardeó una pantalla de sulfuro de zinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El experimento de Rutherford realizado por H. Geiger y E. Marsden en 1907, que permitió demostrar la existencia del núcleo atómico, consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa y medir la gran desviación de unas pocas partículas al "chocar" contra la lámina metálica.

Rutherford explicó la desviación de estas partículas suponiendo la existencia en el átomo de un **núcleo central, pequeño, másico y positivo** que repelía a las partículas alfa cargadas positivamente.

La respuesta correcta es la c.



1.20. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
- Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
- Si el electrón está descrito por el orbital 1s, su movimiento está restringido a una esfera.
- No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

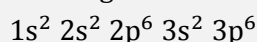
Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición de un electrón, tampoco es posible conocer su trayectoria.

La respuesta correcta es la **d**.

1.21. La configuración electrónica:



no puede corresponder a la siguiente especie química:

- ${}_{18}\text{Ar}$
- ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$
- ${}_{17}\text{Cl}^-$
- ${}_{16}\text{S}^{2+}$
- ${}_{16}\text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- ${}_{18}\text{Ar}$  → Se trata del argón elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Ca}^{2+}$  → El potasio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$  y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- ${}_{17}\text{Cl}^-$  → El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- ${}_{16}\text{S}^{2-}$  → El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$  y si capta dos electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Todas estas especies tienen la configuración electrónica propuesta,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

- ${}_{16}\text{S}^{2+}$  → Si el azufre cede dos electrones del orbital 3p adquiere la configuración  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Esta configuración electrónica **no coincide con la propuesta**.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla y León 1997 la pregunta es afirmativa y se cambian  $\text{Cl}^-$  y  $\text{S}^{2+}$  por Na y  $\text{Se}^{2-}$ ).

1.22. Un orbital atómico es:

- a) Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- c) Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
- d) Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un **orbital atómico** es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una **función matemática** llamada función de onda,  $\Psi$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.23. Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 1$ . Como consecuencia se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en un orbital 3d.
- b) Se encuentra en un orbital 3p.
- c) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de  $n$  y  $l$ .
- d) Se encuentra en un orbital 3s.
- e) En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con esos mismos valores de  $n$  y  $l$ .

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

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- a) Falso. Para un orbital 3d ( $n = 3$  y  $l = 2$ ).
- b) **Verdadero**. Para un orbital 3p ( $n = 3$  y  $l = 1$ ).
- c) Falso. Es imposible ya que los orbitales del mismo nivel se diferencian en el valor del número cuántico  $l$ .
- d). Falso Para un orbital 3s ( $n = 3$  y  $l = 0$ ).
- e) Verdadero. En nivel cuántico  $n = 3$  existen tres orbitales 3p que tienen el mismo número cuántico  $l = 1$ , y en cada uno de ellos caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.

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

1.24. El ion  $\text{Ca}^{2+}$  tiene:

- a) Dos protones más que un átomo de calcio neutro.
- b) Una masa de 40,1 g (40,1 es la masa atómica relativa del calcio).
- c) Una configuración electrónica de gas noble.
- d) Electrones desapareados.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

- a) Falso. Un átomo y su ion tienen el mismo número de protones.

b) Falso. Aunque la masa del electrón es mucho más pequeña que la del protón y el neutrón, la masa de un catión es ligeramente inferior que la del átomo del que procede.

c) **Verdadero**. La estructura electrónica abreviada del calcio es  $[\text{Ar}] 4s^2$  y si pierde los dos electrones situados en el orbital 4s adquiere **estructura electrónica de gas noble**  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  y se transforma en el ion  $\text{Ca}^{2+}$ .

d) Falso. Como se observa en la distribución de los electrones en los orbitales, el ion  $\text{Ca}^{2+}$  no presenta electrones desapareados.

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

1.25. Indique cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) pueden asignarse a algún electrón:

- a) 2, 0, 1,  $\frac{1}{2}$
- b) 2, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, 1,  $\frac{1}{2}$
- d) 2, 2, -1,  $\frac{1}{2}$
- e) 2, 2, 2,  $-\frac{1}{2}$

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

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0.

b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 2s.

c-d-e) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

1.26. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es  $1s^2 2s^1$  y por tanto:

- a) El Li es un elemento del grupo 12 (II b).
- b) El átomo de Li tiene propiedades diamagnéticas.
- c) La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con  $n = 2$ .
- d) La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.
- e) Esta configuración podría ser  $1s^2 2p^1$  ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.
- f) El Li es un elemento del grupo 2.
- g) Reacciona fácilmente con el cloro.
- h) El átomo de Li tiene propiedades paramagnéticas.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.N. Alcalá 2016)

a-f) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li es un elemento que tiene un electrón en su última capa,  $2s^1$ , y los elementos con un único electrón externo pertenecen al grupo 1 del sistema periódico.

b) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li tiene un electrón desapareado. Los átomos o iones que presentan electrones desapareados son especies **paramagnéticas** que crean un campo magnético que hace que sean atraídas por un campo magnético externo. La atracción aumenta con el número de electrones desapareados que presentan.

c) Falso. Según el modelo de Bohr (1913), la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E (J) = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde  $Z$  es el número atómico y  $n$  el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el Li tiene tres electrones ( $Z = 3$ ).

d) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E (J) = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde  $Z$  es el número atómico y  $n$  el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

De acuerdo con sus estructuras electrónicas, H y Li tienen diferente valor de  $Z$ , respectivamente, 1 y 3, así que aunque el valor de  $n$  sea el mismo (2 por tratarse del orbital 2s), las energías serán diferentes.

e) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2p^1$  no correspondería al estado fundamental sería un estado excitado del Li ya que se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

Además, el orbital 1s no se encuentra energéticamente degenerado.

g) **Verdadero**. El litio tiende a ceder un electrón y formar el ion  $\text{Li}^+$  con estructura electrónica, muy estable, de gas noble  $1s^2$ .

El cloro es un elemento del grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que le tiene una estructura electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$  y si capta un electrón completa el orbital 3p y adquiere estructura electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  que corresponde al ion  $\text{Cl}^-$ . Los iones  $\text{Li}^+$  y  $\text{Cl}^-$  se atraen y forman un enlace iónico.

h) Verdadero. Según se ha discutido en el apartado b).

Las respuestas correctas son **g y h**.

(En Murcia 2006 a) y b) se reemplazan por f) y g), y el resto repartidas entre las diferentes olimpiadas).

1.27. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.

- a)  $3,3 \cdot 10^{-12}$  Hz
- b)  $3,3 \cdot 10^8$  Hz
- c)  $3,0 \cdot 10^9$  Hz
- d)  $3,0 \cdot 10^{11}$  Hz
- e)  $3,0 \cdot 10^{10}$  Hz

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{0,10 \text{ cm}} \cdot \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 3,00 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.28. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr(III) y Co(III) son respectivamente:

- $d^5$  los dos iones
- $d^4$  y  $d^6$
- $d^6$  los dos iones
- $d^3$  y  $d^6$
- $d^3$  y  $d^7$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2011)

La estructura electrónica abreviada del Cr ( $Z = 24$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , 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				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El  $\text{Cr}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran uno de ellos en el orbital 4s y otros dos en el orbital 3d, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^3$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑		

▪ De la misma forma, para Co ( $Z = 27$ ) la estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ :

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

El  $\text{Co}^{3+}$  pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran dos de ellos en el orbital 4s y otro en el orbital 3d, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$ :

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

1.29. Para la especie iónica  $\text{O}^-$ , ( $Z = 8$ ) se puede afirmar que:

- Su número atómico es el mismo que el del elemento situado a continuación en el mismo período de la tabla periódica.
- Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el mismo período.
- Tiene dos electrones desapareados.
- Su número másico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
- No tiene propiedades paramagnéticas.
- Su número atómico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
- Su configuración electrónica es igual a la del elemento que le precede en el mismo período.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Baleares 2017)

La estructura electrónica del ion  $\text{O}^-$  es  $1s^2 2s^2 2p^5$  ya que tiene un electrón más que el átomo de O. Aunque tiene 9 electrones su número atómico  $Z$  es 8.

a) Falso. Un elemento se diferencia del inmediato anterior en que su número atómico es una unidad superior y por tanto tiene un protón y un electrón más.

b) **Verdadero**. El ion  $O^-$  y el elemento que le sigue en el mismo periodo,  ${}_{9}F$ , tienen la misma estructura electrónica,  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Se trata de especies isoelectrónicas.

c-e) Falso. 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”,

al ion  $O^-$  le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, tiene un único electrón desapareado.

Las especies químicas con electrones desapareados se denominan **paramagnéticas** y son aquellas que interactúan con un campo magnético.

d) Falso. Dos elementos situados en diferentes periodos tienen números atómicos diferentes (tienen diferente número de capas electrónicas). Al crecer el número atómico (protones) también crece el número de neutrones, por lo tanto, ambos elementos tienen números másicos distintos.

f) Falso. El número atómico  $Z$  es característico de cada elemento.

g) Falso. El ion  $O^-$  y el elemento que le precede en el mismo periodo,  ${}_{7}N$ , tienen diferente estructura electrónica, ya que poseen diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

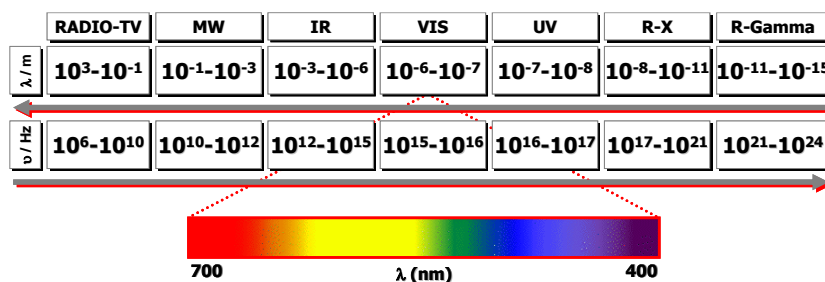
(Las propuestas están repartidas entre las diferentes olimpiadas).

1.30. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?

- a) Rayos cósmicos
- b) Microondas
- c) Rayos X
- d) Rayos  $\gamma$
- e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Barcelona 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Extremadura 2003)  
(O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La figura adjunta muestra las diferentes ondas que componen el espectro electromagnético (EEM), ordenadas de mayor a menor longitud:



De acuerdo con la figura, las ondas más largas (de menor frecuencia) son las **microondas (MW)**.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Barcelona 2001, Extremadura 2005 y Murcia 2010 se pregunta cuáles son las que tienen menor frecuencia).

1.31 ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	$n$	$l$	$m_l$
a)	5	0	1
b)	3	1	-1
c)	5	3	-2
d)	3	1	0

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) **Prohibido**. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0.

b-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **a**.

1.32. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?

- a)  $S^{2-}$  y Fe
- b) K y  $Mg^{2+}$
- c)  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$
- d)  $Cl^-$  y  $Mg^{2+}$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Galicia 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- $S^{2-}$  → El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^4$  y si capta dos electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- Fe → El hierro es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 3d^6$ .
- K → El potasio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ .
- $Mg^{2+}$  → El magnesio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$  y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración  $[He] 2s^2 2p^6$ .
- $Ca^{2+}$  → El calcio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2$  y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- $Cl^-$  → El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .

De las parejas propuestas,  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$ , sí son especies isoelectrónicas ( $[Ne] 3s^2 3p^6$ ), mientras que el resto,  $S^{2-}$  y Fe; K y  $Mg^{2+}$ ;  $Cl^-$  y  $Mg^{2+}$ , no lo son.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

1.33. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?

- a) 6s
- b) 3f
- c) 8p
- d) 4d
- e) 5g

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos  $n$  y  $l$  de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f} \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital g}$$

- a) Correcto. Orbital 6s ( $n = 6, l = 0$ ).
- b) **Incorrecto**. Orbital 3f ( $n = 3, l = 3$ ). Combinación prohibida.
- c) Correcto. Orbital 8p ( $n = 8, l = 1$ ).
- d) Correcto. Orbital 4d ( $n = 4, l = 2$ ).
- e) Correcto. Orbital 5g ( $n = 5, l = 4$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

(En Castilla-La Mancha 2014 y Valencia 2015 se cambian 6s por 1s y 5s, respectivamente, y 8p por 2p; y en Valencia 2015 se cambia 4d por 5g).

1.34. Las especies químicas  $\text{H}^-$  y He:

- a) Reaccionan entre sí para formar HeH.
- b) Son isotópicas.
- c) Son isotónicas.
- d) Son isoeletricas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las dos especies tienen la misma configuración electrónica,  $1s^2$ , por lo son **isoeletricas** o **isoelectrónicas**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.35.Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta. Dos átomos son isótopos si tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- b) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- d) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Murcia 2016)

Isótopos son átomos con  $\left\{ \begin{array}{l} \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual número de protones} \\ \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual estructura electrónica} \\ \text{distinto número másico} \rightarrow \text{diferente número de neutrones} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.



1.36. Los cuatro números cuánticos de un electrón cuya notación es  $4d^6$  son:

- a)  $n = 3; l = 4; m_l = -1; m_s = +\frac{1}{2}$
- b)  $n = 4; l = 2; m_l = +2; m_s = -\frac{1}{2}$
- c)  $n = 4; l = 2; m_l = -2; m_s = -\frac{1}{2}$
- d)  $n = 4; l = 2; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

A un electrón que se encuentre en un orbital  $4d$  le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía  $d$ )
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel  $d$  está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel  $d$  tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Teniendo en cuenta que los cinco orbitales  $3d$  son degenerados, es decir, tienen el mismo valor de la energía, es indiferente cuál sea el valor del número cuántico  $m_l$  que se les asigne. Además, el electrón  $d^6$  tiene espín negativo, por lo tanto, las combinaciones de números cuánticos propuestas en **b**, **c** y **d** son correctas.

1.37. Solo una de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en un mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
- b) Un electrón desapareado es aquel que se encuentra aislado en un orbital.
- c) El  $Ne_2$  existe.
- d) El número cuántico secundario  $l$  varía desde 0 hasta  $(n - 1)$ .

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un mismo orbital se encuentran como máximo dos electrones apareados con diferente número cuántico de espín.

b) Verdadero. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, si en un mismo orbital solo hay un electrón este se encuentra desapareado.

c) **Falso**. Los gases nobles tienen configuración electrónica  $s^2p^6$ , por lo que tienen su octeto completo y no forman enlaces, motivo por el cual **no existe la molécula de  $Ne_2$** .

d) Verdadero. El número cuántico secundario  $l$  toma los valores  $0, 1, 2, \dots, (n - 1)$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.38. Se conoce que el número de electrones de un átomo en estado fundamental es 11 y por tanto se trata de un elemento químico:

- a) Gas noble
- b) Halógeno
- c) Alcalinotérreo
- d) Alcalino

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Un átomo con 11 electrones posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Un elemento que tiene un único electrón en un orbital s es un **alcalino**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. El titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. La relativa inercia del titanio lo hace también eficaz en la fabricación de prótesis en traumatología. La configuración electrónica del titanio es:

- a) [Ar]  $4s^2 3d^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
- c) [He]  $3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^3$
- f)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Murcia 2001)

El elemento titanio de símbolo Ti pertenece al grupo 4 del sistema periódico, que está integrado por los elementos: titanio ( $n = 4$ ), circonio ( $n = 5$ ), hafnio ( $n = 6$ ) y rutherfordio ( $n = 7$ ). Como se encuentra en el periodo 4, su estructura electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$  o, de forma abreviada, [Ar]  $4s^2 3d^2$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.40. Indique cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son aceptables:

Un orbital atómico es:

- a) Una zona del espacio en la que se encuentran dos electrones.
- b) Una zona del espacio en la que se encuentra un electrón.
- c) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para cualquier átomo.
- d) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.
- e) El cuadrado de una función de onda de un electrón que expresa una probabilidad de presencia.

(O.Q.L. Valencia 1998)

a) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada y que si hay dos, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, deben tener los espines opuestos.

b) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada.

c-d) No aceptable. La ecuación de Schrödinger (1925) describe el movimiento de los electrones considerados como ondas y no como partículas.

e) **Aceptable**. El **cuadrado de la función de onda**,  $\Psi^2$ , **representa la probabilidad de encontrar al electrón** en una región determinada, es decir, el "orbital": región del espacio en la que hay una máxima probabilidad de encontrar al electrón.

La respuesta correcta es la **e**.

1.41. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:

X:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Y:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$

- a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.
- b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- c) La configuración de Y representa a un metal de transición.
- d) Para pasar de X a Y se consume energía.
- e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Asturias 2009)

a-b-c-e) Falso. La configuración electrónica propuesta para ambos átomos cuenta con 12 electrones, y además, en el caso del átomo Y, el último electrón se encuentra en un orbital 3p con energía superior a la del orbital 3s, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la **estructura de Y** corresponde a un **estado excitado** de un elemento del tercer periodo al que **costará más arrancar un electrón**.

La estructura electrónica abreviada en el estado fundamental [Ne] 3s<sup>2</sup> pertenece a un elemento del grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico. Este grupo (metales alcalinotérreos) está integrado por los elementos Be ( $n = 2$ ), Mg ( $n = 3$ ), Ca ( $n = 4$ ), Sr ( $n = 5$ ), Ba ( $n = 6$ ) y Ra ( $n = 7$ ). El valor de  $n = 3$  indica que la estructura electrónica de **X** **corresponde al Mg**, y la de **Y**, al **Mg en un estado energético excitado**, ya que incumple el principio de mínima energía al pasar un electrón del orbital 3s al 3p.

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 12 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo tanto, **para pasar de X a Y se consume energía**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.42. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:

- Un espectro continuo.
- Serie de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.
- Un conjunto de series de cuatro líneas.
- Serie de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.
- Serie de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.

(O.Q.N. Almería 1999)

Un espectro atómico se define como un conjunto discontinuo de líneas de diferentes colores con espaciado entre estas que disminuye al disminuir la longitud de onda o lo que es lo mismo al aumentar el número de ondas ( $1/\lambda$ ) y es característico para cada elemento.

Por ejemplo, para la serie de Lyman (1906):

Salto	$\lambda$ (nm)	$1/\lambda$ (nm <sup>-1</sup> )	$\Delta\lambda$ (nm)
2 → 1	121,5	$8,23 \cdot 10^{-3}$	
3 → 1	102,5	$9,75 \cdot 10^{-3}$	19,0
4 → 1	97,2	$1,02 \cdot 10^{-2}$	5,3
5 → 1	94,9	$1,05 \cdot 10^{-2}$	2,3
6 → 1	93,7	$1,07 \cdot 10^{-2}$	1,2

La respuesta correcta es la **d**.

1.43. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:

- 6, 1, 1,  $\frac{1}{2}$
- 6, 0, 1,  $\frac{1}{2}$
- 6, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$
- 6, 1, 0,  $\frac{1}{2}$
- 6, 2, 1,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. La Rioja 2011)  
(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

El cesio es un elemento perteneciente al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico. Le corresponde una estructura electrónica abreviada [Xe] 6s<sup>1</sup>. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$  (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$  (se trata del subnivel s)

$m_l = 0$  (se trata de un orbital s)

$m_s = \pm \frac{1}{2}$  (según cuál sea el spin del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

1.44. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

	$n$	$l$	$m_l$
a)	2	3	0
b)	4	2	1
c)	3	2	-2
d)	3	1	-1

(O.Q.L. Murcia 1999)

El elemento de símbolo Sc es el escandio y se encuentra en el grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ . Los números cuánticos correspondientes al electrón  $3d^1$  son:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión  $E_n (\text{J}) = 2,18 \cdot 10^{-18} / n^2$ , donde  $n$  indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde  $n = 2$  hasta  $n = 4$ ?

- a)  $0,082 \text{ ciclos s}^{-1}$
- b)  $6,023 \cdot 10^{23} \text{ Hz}$
- c)  $6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- d)  $1,09 \cdot 10^{18} \text{ Hz}$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Preselección 2015)

La energía asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La energía absorbida para la transición electrónica  $2 \rightarrow 4$  es:

$$\Delta E_{2 \rightarrow 4} = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

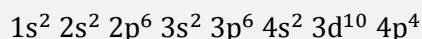
$$\Delta E = h \nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.46. La distribución electrónica:



corresponde:

- a) Al ion  $\text{Ga}^+$ .
- b) Al ion  $\text{Br}^-$ .
- c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.
- d) A un átomo de Hg excitado.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El elemento con símbolo Ga es el galio y pertenece al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ , y si pierde el electrón del orbital 4p se convierte en el del ion  $\text{Ga}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ .

b) Falso. El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si capata un electrón y completa el orbital 4p se convierte en el ion  $\text{Br}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

c) **Verdadero**. El elemento con símbolo Se es el selenio y pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$  que coincide con la propuesta.

d) Falso. El elemento con símbolo Hg es el mercurio y pertenece al grupo 12 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ .

Para que se encuentre en un estado excitado basta con que uno de sus electrones no cumpla el principio de mínima energía o el de máxima multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la **c**.

1.47. El deuterio:

- a) Está formado por dos átomos de uterio.
- b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.
- c) Tiene configuración electrónica de gas noble.
- d) Tiene su número atómico igual a 2.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2011)

El deuterio es un isótopo del hidrógeno ( $^2\text{H}$ ) que tiene un neutrón en su núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.48. Considere las siguientes afirmaciones:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- 3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- 4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de protones más neutrones.
- 5) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en la posición de los electrones en las distintas órbitas.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) Solo la 1 y 2 son falsas.
- b) 1 y 4 son ciertas.
- c) Solo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La masa atómica relativa de un elemento se calcula a partir de las masas atómicas de los diferentes isótopos naturales de ese elemento y de sus abundancias relativas.

- 1-4bis) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones.  
 2-3) Falso. El número de electrones de un átomo no afecta prácticamente al valor de su masa.  
 4) Falso. La suma de protones y neutrones de un elemento proporciona su número másico.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla y León 2001 la propuesta 5 reemplaza a la 4).

1.49. Cuando se somete a un átomo a los efectos de un campo magnético intenso, el nivel de número cuántico  $l = 3$  se desdobra en:

- a) 2 niveles  
 b) 3 niveles  
 c) 7 niveles  
 d) 6 niveles

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de valores diferentes del número cuántico magnético,  $m_l$ , debidos a la presencia de un campo magnético exterior es de  $(2l + 1)$ . Si  $l = 3$ , entonces,  $m_l = 7$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. La función de onda  $\Psi(2, 2, 0)$  representa:

- 1) El orbital 2p  
 2) El orbital 3p  
 3) El orbital 2d  
 4) No representa ningún orbital.

Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- a) Solo la 3 es falsa.  
 b) Solo la 4 es cierta.  
 c) Solo la 2 es cierta.  
 d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1, por tanto, la función de onda propuesta no corresponde a ningún orbital atómico.

La respuesta correcta es la **b**.

1.51. En el estado fundamental del Mn ( $Z=25$ ) ¿cuántos electrones tienen el número cuántico magnético  $m_l = 0$ ?

- a) 14  
 b) 13  
 c) 8  
 d) 2

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La estructura electrónica del manganeso ( $Z=25$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ .

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico  $m_l = 0$  y en cada orbital dos electrones, excepto en el último que solo hay uno. Como hay 7 orbitales diferentes, uno de ellos incompleto, el número de electrones con el número cuántico  $m_l = 0$  es 13.

La respuesta correcta es la **b**.

1.52. El número atómico de un elemento A es  $Z = 23$ , ¿cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para  $A^{2+}$ ?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
- d) Es un elemento representativo.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

La configuración electrónica del elemento con  $Z = 23$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ , y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital  $4s$  se convierte en el ion  $A^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.53. De los siguientes conceptos sobre los números cuánticos, uno es falso:

- a)  $n$ , número cuántico principal, representa el volumen efectivo del orbital.
- b)  $m$ , número cuántico magnético, representa la orientación del orbital.
- c)  $s$  (representado también como  $m_s$ ), número cuántico de espín, representa las dos orientaciones posibles del movimiento del electrón alrededor de su propio eje.
- d) Los electrones con igual  $n$ ,  $l$  y distinto valor de  $m_l$  están en distinto nivel de energía.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. El tamaño del orbital viene determinado por el valor del número cuántico principal  $n$ .

b) Verdadero. La orientación del orbital respecto a la dirección del campo magnético viene determinado por el valor del número cuántico magnético  $m_l$ .

c) Verdadero. La orientación del momento angular del electrón al girar sobre sí mismo (espín) respecto a la dirección del campo magnético viene determinado por el valor del número cuántico de espín  $m_s$ .

d) **Falso**. Los valores de los números cuánticos principal y secundario,  $n$  y  $l$ , determinan la energía del orbital y, por tanto, del electrón que lo ocupa.

La respuesta correcta es la **d**.

1.54. Del siguiente grupo de números cuánticos para los electrones, ¿cuál es falso?

- a)  $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$
- b)  $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$
- c)  $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$
- d)  $(2, 2, 1, -\frac{1}{2})$

(O.Q.L. Valencia 1999)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n - 1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0,  $-\frac{1}{2}$ ) para un electrón es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.
- b) El conjunto de números cuánticos (2, 1,  $-1$ ,  $\frac{1}{2}$ ) para un electrón es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2p.
- c) El conjunto de números cuánticos (2, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$ ) para un electrón es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital 2s.
- d) El conjunto de números cuánticos (2, 2, 1,  $\frac{1}{2}$ ) para un electrón es falso ya que si el número cuántico  $n = 2$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0 o 1.

La respuesta correcta es la **d**.

1.55. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta. De la famosa ecuación de Schrödinger:

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

se puede decir que:

- a) Esta ecuación diferencial representa el comportamiento de los electrones en los átomos.
- b)  $\Psi$  no tiene sentido físico, sino que simplemente es una función matemática.
- c)  $V$  representa la energía potencial del electrón.
- d)  $E$  representa la energía cinética del electrón.

(O.Q.L. Valencia 1999)

- a) Falso. La ecuación no representa el comportamiento de los electrones, es la función de onda  $\Psi$  la que indica dicho comportamiento.
- b) **Verdadero**. La función de onda  $\Psi$  no tiene significado físico, la interpretación física la proporciona  $\Psi^2$ , que representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada.
- c) **Verdadero**.  $V$  representa la energía potencial del electrón en un átomo.
- d) Falso.  $E$  representa la energía total del electrón en un átomo.

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

1.56. Para el oxígeno ( $Z = 8$ ), conteste verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta:

- |    |   |                          |
|----|---|--------------------------|
| a) | $\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^3 \quad \quad \quad 3s^1}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$ | es un estado prohibido   |
| b) | $\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^5}{\uparrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow}$                             | es un estado prohibido   |
| c) | $\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^4}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\uparrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$                               | es un estado excitado    |
| d) | $\frac{1s^2 \quad 2s^2 \quad \quad \quad 2p^4}{\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow}$                             | es un estado fundamental |

(O.Q.L. Valencia 1999) (O.Q.L. Asturias 2010)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".



- 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”.
- Principio de exclusión de Pauli (1925): “dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

a) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$			$3s^1$
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

corresponde a un **estado excitado** ya que el electrón que se encuentra en el orbital 3s incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en uno de los orbitales 2p y con el spin opuesto.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^1$	$2s^2$	$2p^5$		
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑

corresponde a un **estado excitado** ya que uno de los electrones que se encuentran en el orbital  $2p_x$  o  $2p_y$  incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en el orbital 1s.

c) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

corresponde a un **estado prohibido** ya que uno de los electrones alojado en el orbital 2s incumple el principio de exclusión de Pauli y debería tener el spin opuesto al otro electrón del orbital.

d) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un **estado fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

La respuesta correcta es la **d**.

1.57. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:

- Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.
- Los electrones no tienen aceleración por estar en órbitas estables.
- Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.
- Los electrones pueden pasar a una órbita superior emitiendo energía.
- Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
- Los electrones tienen una velocidad diferente en cada órbita.
- Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
- Los electrones pueden adoptar cualquier valor de la energía.
- Los electrones excitados no están descritos por este modelo.
- Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Murcia 2013)  
(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

a) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor  $v^2/r$  es la aceleración normal del electrón.

b) Falso. Según se ha visto en la propuesta anterior.

c) Falso. En el átomo de Bohr solo existen órbitas circulares asociadas con el número cuántico principal  $n$ .

Cuando los electrones ganan energía y quedan excitados, saltan a una órbita circular con mayor energía ( $n$  mayor).

d) Falso. Cuando los electrones pasan a una órbita superior deben ganar energía. Cuando la emiten caen a una órbita inferior ( $n$  menor).

e) Falso. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y solo depende del valor del número cuántico principal  $n$  de acuerdo con la expresión:

$$v \text{ (km s}^{-1}\text{)} = \frac{2.220}{n}$$

f) **Verdadero**. Según se ha visto en la propuesta anterior.

g) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.

h) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal  $n$  que solo puede tomar valores de números enteros.

i) Falso. Los electrones excitados son los responsables de los saltos electrónicos y por tanto de la aparición de las rayas en los espectros.

La respuesta correcta es la **a**.

1.58. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:

- a) Tiene una energía igual a 0.
- b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.
- c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.
- d) Podría encontrarse en el orbital 2s.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. La energía del electrón del átomo de hidrógeno solo puede tener valor 0 cuando este se encuentra a una distancia infinita del núcleo, es decir, fuera de dicho átomo.

b) Falso. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una alta probabilidad de encontrar un electrón. Dicha posición no puede determinarse con exactitud.

c) **Verdadero**. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón.

d) Falso. El electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental se encuentra en el orbital 1s.

La respuesta correcta es la **c**.

1.59. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
a)	0	0	0	$\frac{1}{2}$
b)	1	1	0	$\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	2	1	-2	$\frac{1}{2}$
e)	2	2	-2	$\frac{1}{2}$
f)	3	2	0	0

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2011)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. El número cuántico  $n$  no puede ser 0.
- b) Prohibido. Si  $n = 1$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0.
- c) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- d) Prohibido. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -1, 0, 1.
- e) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  puede ser 0 o 1 y el valor de  $m_l$  solo puede ser 0 (si  $l = 0$ ) y -1, 0, 1 (si  $l = 1$ ).
- f) Prohibido. El número cuántico  $m_s$  no puede ser 0.

La respuesta correcta es la **c**.

(En País Vasco 2011 se cambia a por f).

1.60. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

- a) 4  
b) 5  
c) 8  
d) 10  
e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Desde el nivel  $n = 5$  el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel  $n = 4$  hasta el nivel 1 se producen 3 líneas más; desde  $n = 3$  se obtienen 2 líneas más; y desde el nivel  $n = 2$  otra línea. En total aparecen  $(4 + 3 + 2 + 1) = 10$  líneas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.61. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:

- a)  $6,62 \cdot 10^{-34}$  J  
b)  $1,01 \cdot 10^{-24}$  J  
c)  $4,34 \cdot 10^{-43}$  J  
d)  $3,03 \cdot 10^{-9}$  J  
e)  $3,03 \cdot 10^{-19}$  J

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la variación de energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{656,3 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 3,027 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.62. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?

- a)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los spines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un **estado excitado** ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar del 6p.

La respuesta correcta es la **c**.

1.63. Si [Ar] representa la estructura electrónica de un átomo de argón ( $Z = 18$ ), el ion titanio(II) ( $Z = 22$ ) puede entonces representarse por:

- a) [Ar]  $4s^1 3d^1$
- b) [Ar]  $4s^2$
- c) [Ar]  $3d^2$
- d) [Ar]  $3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La estructura electrónica abreviada del Ti ( $Z = 22$ ) es [Ar]  $4s^2 3d^2$ , y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s se convierte en el ion el  $Ti^{2+}$  cuya estructura electrónica es [Ar]  $3d^2$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.64. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?

- a)  $^{12}_6\text{C}$  y  $^{24}_{12}\text{Mg}$
- b)  $^{19}_9\text{F}$  y  $^{20}_{10}\text{Ne}$
- c)  $^{23}_{11}\text{Na}$  y  $^{39}_{19}\text{K}$
- d)  $^{59}_{27}\text{Co}$  y  $^{59}_{28}\text{Ni}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con los conceptos de:

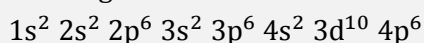
- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ( $A - Z$ ).

- a)  $C \rightarrow (12 - 6) = 6$  neutrones                       $Mg \rightarrow (24 - 12) = 12$  neutrones  
 b)  $F \rightarrow (19 - 9) = 10$  neutrones                       $Ne \rightarrow (20 - 10) = 10$  neutrones  
 c)  $Na \rightarrow (23 - 11) = 12$  neutrones                       $K \rightarrow (39 - 19) = 20$  neutrones  
 d)  $Co \rightarrow (59 - 27) = 32$  neutrones                       $Ni \rightarrow (59 - 28) = 31$  neutrones

La respuesta correcta es la **b**.

1.65. La configuración electrónica:



corresponde a la especie química:

- a) Xe  
 b)  $Sr^+$   
 c)  $Rb^+$   
 d)  $Y^{2+}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- Xe  $\rightarrow$  El xenón es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ .
- $Sr^+$   $\rightarrow$  El estroncio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Kr] 5s^2$  y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración  $[Kr] 5s^1$ .
- $Rb^+$   $\rightarrow$  El rubidio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Kr] 5s^1$  y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .
- $Y^{2+}$   $\rightarrow$  El itrio es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 3d^1 4s^2$  y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración  $[Ar] 3d^1$ .

De las especies dadas la que tiene la configuración electrónica idéntica a la propuesta,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ , es  $Rb^+$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.66. Al hablar de isótopos se está refiriendo a:

- a) Átomos de la misma masa atómica.  
 b) Átomos con distinto número de electrones.  
 c) Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.  
 d) Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

**Isótopos** son átomos de un mismo elemento con el **mismo número atómico** (número de protones) y distinto número másico (**distinto número de neutrones**).

La respuesta correcta es la **c**.

1.67. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?

- 1)  $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$       2)  $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$       3)  $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$       4)  $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$

- a) Solo 1 y 4.  
b) Solo 2 y 3.  
c) Solo 4.  
d) Ninguno es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2-3) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

4) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

1.68. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ( $Z = 8$ ) son ciertas:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  es un estado prohibido  
2)  $1s^2 2s^2 2p^5$  es un estado prohibido  
3)  $1s^2 2s^2 2p^4$  es un estado excitado  
4)  $1s^2 2s^2 2p^4$  es un estado fundamental

- a) 1 y 2 son ciertas.  
b) Solo 3 es falsa.  
c) Solo 1 y 3 son falsas.  
d) Solo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene tres electrones más.

2) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^5$  no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene un electrón más.

3) Falso. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^4$  no corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) **Verdadero**. La estructura  $1s^2 2s^2 2p^4$  corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **d**.

1.69. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital de tipo d.

- a)  $n = 1; l = 0$   
b)  $n = 2; l = 1$   
c)  $n = 2; l = 2$   
d)  $n = 3; l = 2$   
e)  $n = 4; l = 4$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (Murcia 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Los diferentes valores que puede tomar el número cuántico secundario  $l$  van desde 0 hasta  $(n - 1)$ .

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario,  $l = 2$ .

Hay dos parejas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario  $l$ . Una de ellas es (2, 2) que sería incorrecta, ya que si  $n = 2$ , el número cuántico secundario  $l$  solo puede valer 0 o 1. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2).

La respuesta correcta es la **d**.

1.70. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

- a) 1 MHz
- b) 900 MHz
- c) 300 MHz
- d)  $1,10 \cdot 10^{10}$  MHz
- e)  $1,10 \cdot 10^9$  MHz

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{300 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 1,0 \cdot 10^9 \text{ MHz}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.71. Respecto a los iones  $\text{Cl}^-$  y  $\text{K}^+$ , señale la opción correcta:

- a) Poseen el mismo número de electrones.
- b) Poseen el mismo número de protones.
- c) Son isótopos.
- d) El ion  $\text{K}^+$  es mayor que el ion  $\text{Cl}^-$ .
- e) Tienen propiedades químicas semejantes.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2016)

▪ El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , y si capta un electrón y completa el orbital 3p se convierte en el ion  $\text{Cl}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

▪ El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ , y si cede el electrón de su capa más externa se convierte en el ion  $\text{K}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

a) **Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 18 electrones.

b) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

c) Si son elementos diferentes no pueden nunca ser isótopos.

d) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.

e) Falso. Aunque tengan la misma configuración electrónica, sus propiedades son completamente distintas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.72. Para el átomo de hidrógeno en el estado fundamental la energía del electrón es  $-13,6$  eV, ¿cuál de los siguientes valores corresponde a la energía del electrón para el ion hidrogenoide  $\text{Li}^{2+}$ ?

- a)  $+27,2$  eV
- b)  $-27,2$  eV
- c)  $-122,4$  eV
- d)  $+122,4$  eV
- e)  $+10,6$  eV

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Según el modelo de Bohr (1913) para un átomo hidrogenoide, la energía, en eV, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

donde  $Z$  es el número atómico y  $n$  el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón. En el caso del Li,  $Z = 3$  y  $n = 1$ , sustituyendo se obtiene:

$$E = -13,6 \cdot \frac{3^2}{1^2} = -122,4 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.73. Por definición, el número de masa o “número másico” de un átomo indica:

- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
- b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
- c) El número de neutrones presentes en el átomo.
- d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001)

De acuerdo con el concepto de número másico, la respuesta correcta es la **b**.

1.74. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?

- a)  $1s^2 2s^3 2p^6$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 2p^8 3s^2 3p^6 3d^7$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^4$
- d)  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos; y el subnivel 2p, triplemente degenerado, tiene tres orbitales por lo que caben seis electrones y no ocho. Además, se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3d debería haberse completado el orbital 4s.

c) **Verdadero**. Se trata de un **estado fundamental** ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

d) Falso. Se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el orbital 3s debería haberse completado el orbital 2p.

La respuesta correcta es la **c**.



1.75. Los átomos de un elemento X tienen en su núcleo 20 protones. Los estados de oxidación más comunes de este elemento deben ser:

- a) 0 y +2
- b) -1, 0 y +1
- c) 0, +1 y +2
- d) 0, +2, +4 y +6

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura electrónica abreviada de un elemento X con 20 protones en su núcleo es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Si pierde los dos electrones del orbital 4s adquiere una estructura electrónica estable de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  y se convierte en el ion  $X^{2+}$ , por lo que su estado de oxidación será +2.

La respuesta correcta es la **a**.

1.76. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:

- a) El átomo de magnesio.
- b) El ion más estable del flúor.
- c) El átomo de neón.
- d) El átomo de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2017)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

El sodio es un elemento del grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 3s queda con una estructura muy estable, de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  y se convierte en el  $\text{Na}^+$ .

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- $\text{Mg}$  → El magnesio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .
- $\text{F}^-$  → El flúor es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$  y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{Ne}$  → El neón es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{Na}$  → El sodio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

De las especies propuestas,  $\text{F}^-$  y  $\text{Ne}$ , son isoelectrónicas ( $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ) con  $\text{Na}^+$ .

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

1.77. Suponga dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr  $n = 1$  y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr  $n = 3$ . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) El electrón en  $n = 1$  representa el estado fundamental.
- b) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  tiene mayor energía cinética.
- c) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  tiene mayor energía potencial.
- d) El átomo de hidrógeno con el electrón en  $n = 3$  es un estado excitado.
- e) La energía total del electrón situado en  $n = 3$  es superior a la energía del electrón en  $n = 1$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. Si el electrón se encuentra en el nivel de energía más bajo,  $n = 1$ , se encuentra en su estado fundamental.

b) **Falso**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \varepsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ . Por tanto la energía cinética en el nivel  $n = 3$  es menor que en el nivel  $n = 1$ .

c) Verdadero. La energía potencial de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$E_p = -\frac{m e^4}{4 h^2 \varepsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía potencial del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar  $n$ . Por tanto la energía cinética en el nivel  $n = 3$  es mayor que en el nivel  $n = 1$ .

d) Verdadero. Si el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía  $n = 3$ , se encuentra en un estado excitado.

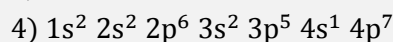
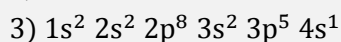
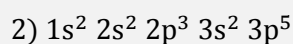
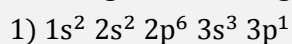
e) Verdadero. La energía total de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{m e^4}{8 h^2 \varepsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar  $n$ . Por tanto la energía en el nivel  $n = 3$  es mayor que en el nivel  $n = 1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.78. De las siguientes configuraciones electrónicas:



¿Cuáles son compatibles con el estado de menor energía de algún átomo?

- a) 2, 3 y 4
- b) Todas
- c) Solo 2
- d) 1, 2 y 3
- e) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice:

“dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

- 1) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^1$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en el orbital  $3s$  solo caben dos electrones.
- 2) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^5$  corresponde a un **estado excitado**, ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel  $3s$  debería haberse completado el  $2p$ .
- 3) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^5 4s^1$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital  $p$  solo caben dos electrones.
- 4) La estructura  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1 4p^7$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital  $p$  solo caben dos electrones.

La respuesta correcta es la **e**.

1.79. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:

- a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de  $n$ .  
 b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de  $n$ .  
 c) El momento angular del electrón  $= n \pi / 2h$ .  
 d) El electrón al girar tiene tendencia a salirse de la órbita.  
 e) Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la ecuación que permite calcular el radio de la órbita, no del orbital, es:

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón. El radio aumenta al aumentar  $n$ .

b) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ .

c) Falso. El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = n \frac{h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular,  $m v r$ , es un múltiplo entero de  $nh/2\pi$ .

d) Falso. El electrón gira con aceleración normal constante, por tanto, describe una órbita circular alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.80.Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de “degeneración energética orbital”:

- a) Orbitales de la misma simetría.
- b) Orbitales de la misma energía.
- c) Orbitales con el mismo número cuántico  $l$ .
- d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La degeneración energética de orbitales se refiere a orbitales con idéntico valor de la energía. El número cuántico magnético,  $m_l$ , hace referencia a esta degeneración.

El número de orbitales degenerados que hay en cada subnivel de energía viene dado por el número de valores del número cuántico magnético,  $m_l$ , que su vez depende del valor del número cuántico secundario,  $l$ .

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad \longrightarrow \quad (2l + 1) \text{ orbitales degenerados.}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.81. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion  $\text{Fe}^{2+}$  en estado gaseoso ( $Z = 26$ ) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital  $4s$ , se convierte en  $\text{Fe}^{2+}$  y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$ .

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 observa, el  $\text{Fe}^{2+}$  presenta **4 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.82. El número total de neutrones, protones y electrones del  $^{35}\text{Cl}^-$ :

- a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones
- b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones
- d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones
- e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones

(O.Q.N. Oviedo 2002)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 17 electrones y por lo tanto, **17 protones** y  $(35 - 17) =$  **18 neutrones**. Como la especie  $^{35}\text{Cl}^-$ , anión cloruro, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, **18 electrones**.

La respuesta correcta es la **e**.

1.83. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia  $5,50 \cdot 10^{15}$  Hz se necesitan para proporcionar 1 kJ de energía?

- a)  $3,64 \cdot 10^{-18}$  fotones
- b)  $2,74 \cdot 10^{20}$  fotones
- c)  $4,56 \cdot 10^{-4}$  fotones
- d)  $1,65 \cdot 10^{44}$  fotones
- e)  $3,64 \cdot 10^{-16}$  fotones

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = h \nu$$

El valor de la energía del fotón es:

$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (5,50 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$1 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ fotón}}{3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,74 \cdot 10^{20} \text{ fotones}$$

Las respuestas a, c y e son absurdas ya que el número de fotones no puede ser menor que la unidad.

La respuesta correcta es la **b**.

1.84. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de  $6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . ¿Cuál es la velocidad de la luz?

- a)  $2,89 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$
- b)  $2,89 \cdot 10^{17} \text{ m s}^{-1}$
- c)  $1,33 \cdot 10^{12} \text{ m s}^{-1}$
- d)  $1,33 \cdot 10^{21} \text{ m s}^{-1}$
- e)  $7,52 \cdot 10^{-22} \text{ m s}^{-1}$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La frecuencia y longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación,  $c = \lambda \nu$ .

El valor de la velocidad de la luz es:

$$c = 466 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} \cdot 6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,89 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.85. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:

- a) La difracción de electrones mediante cristales.
- b) Difracción de rayos X por cristales.
- c) Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
- d) El espectro visible.
- e) Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

Los **espectros atómicos de líneas** son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal  $n$ , cuyos valores son números enteros, 1, 2, 3, ...,  $\infty$ .

La respuesta correcta es la **e**.

1.86. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?

- a) H
- b) Li
- c) Be
- d) B
- e) C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es H y número atómico 1 es el hidrógeno cuya configuración electrónica es  $1s^1$

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

b) El elemento cuyo símbolo es Li y número atómico 3 es el litio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

c) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Be y número atómico 4 es el berilio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ .

2s
↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo tanto, **sí es una especie diamagnética**.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es B y número atómico 5 es el boro cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑		

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

e) Falso. El elemento cuyo símbolo es C y número atómico 6 es el carbono cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ .

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 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **c**.

1.87. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde  $n = 3$  a  $n = 2$  en un átomo de hidrógeno de Bohr?

- a) 18,3
- b) 657
- c) 547
- d) 152
- e) 252

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El valor del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.677,6 \text{ cm}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 15.233 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{15.233 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 656,47 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.88. Calcule la longitud de onda de De Broglie para una pelota de 125 g de masa y una velocidad de  $90 \text{ m s}^{-1}$ .

- a) 0,59 m
- b)  $5,9 \cdot 10^{-31} \text{ m}$
- c)  $5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$
- d) 590 nm
- e)  $1,7 \cdot 10^{34} \text{ m}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(125 \text{ g}) \cdot (90 \text{ m s}^{-1})} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck,  $h$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.89. Un átomo del isótopo radiactivo carbono-14 ( $^{14}_6\text{C}$ ) contiene:

- a) 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones
- b) 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones
- c) 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones
- d) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El átomo de carbono-14 tiene **6 protones**, por tanto su número atómico,  $Z = 6$ . Como la especie  $^{14}\text{C}$  es neutra tiene **6 electrones** y,  $(14 - 6) = 8$  **neutrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Madrid 2005 y 2011 y Valencia 2014 solo se pregunta el número de neutrones).

1.90. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?

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

(O.Q.L. Murcia 2002)

Un orbital atómico viene determinado por **tres** números cuánticos ( $n, l, m_l$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

1.91. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polielectrónico?

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1)	2	1	0	$\frac{1}{2}$
2)	3	2	0	$-\frac{1}{2}$
3)	3	3	2	$-\frac{1}{2}$
4)	3	2	3	$\frac{1}{2}$

- a) 1, 2 y 4
- b) 1 y 4
- c) 1 y 2
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

3) Prohibido. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0, 1 y 2.

4) Prohibido. Si  $l = 2$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.



La respuesta correcta es la **c**.

1.92. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es  $-2,28 \cdot 10^{-18}$  J, y la del electrón excitado al nivel energético  $n = 5$  es  $-8,72 \cdot 10^{-20}$  J. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde  $n = 5$  a  $n = 1$ ?

- a)  $3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- b)  $3,57 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
- c)  $2,19 \cdot 10^{-18} \text{ s}^{-1}$
- d) No puede calcularse porque los electrones no saltan.

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía emitida en la transición electrónica  $5 \rightarrow 1$  es:

$$\Delta E_{5 \rightarrow 1} = (-2,28 \cdot 10^{-18} \text{ J}) - (-8,72 \cdot 10^{-20} \text{ J}) = -2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo menos de la energía se debe a que se trata de energía desprendida pero para cálculos posteriores se usa el valor absoluto de la energía.

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión  $\Delta E = h \nu$ .

El valor de la frecuencia de la radiación emitida en dicho salto electrónico es:

$$\nu = \frac{2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.93. El espectro atómico de un elemento es consecuencia de:

- a) La eliminación de protones (neutrones) al aportar energía.
- b) La eliminación de neutrones como consecuencia del aporte energético.
- c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.
- d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.
- e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los espectros atómicos son consecuencia de los **saltos electrónicos entre los niveles cuánticos de energía** existentes en el átomo.

Cuando el electrón absorbe energía salta a un nivel cuántico superior y produce una línea en el espectro de absorción. Si este electrón que se encuentra energéticamente excitado libera energía cae un nivel cuántico inferior y produce una o varias líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.

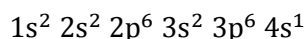
1.94. Dada la configuración electrónica de un elemento  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ , indique la respuesta incorrecta:

- a) Su número atómico es 19.
- b) Se trata de un estado excitado.
- c) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- d) Este elemento pertenece al quinto periodo del Sistema Periódico.
- e) El elemento ha absorbido energía para alcanzar esta configuración.

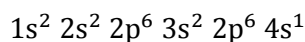
(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2016)

a) Verdadero. Si se trata de un átomo neutro, sumando los electrones que tiene su estructura electrónica se obtiene que hay 19, lo que  $Z$  (número atómico) tiene ese valor.

b) Verdadero. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel 5s que el 4s y los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 4s siendo la estructura electrónica en el estado fundamental:



c) Verdadero. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



Por tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 1 del sistema periódico que es el de los llamados metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^1$ .

d) Falso. Se trata de un **elemento que pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ )** lo que pasa es que se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. Se trata de elemento que pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) lo que pasa es que ha absorbido energía y se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **d**.

1.95. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion  $Mn^{2+}$ , sabiendo que  $Z = 25$ ?

- a) [Ar]  $4s^2 3d^3$
- b) [Ar]  $4s^1 3d^4$
- c) [Ar]  $4s^0 3d^3 4p^3$
- d) [Ar]  $4s^2 4p^5$
- e) [Ar]  $4s^0 3d^5$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2013)

La estructura electrónica abreviada del Mn ( $Z = 25$ ) es [Ar]  $4s^2 3d^5$ , y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s se convierte en  $Mn^{2+}$  y su estructura electrónica es [Ar]  $3d^5$ .

La respuesta correcta es la **e**.

1.96. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es  $109.678 \text{ cm}^{-1}$ , el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:

- a) 912 Å
- b) 3.647 Å
- c) 4.683 Å
- d) 6.565 Å
- e) 8.206 Å

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El límite de convergencia de la serie de Balmer corresponde al salto electrónico desde el nivel  $n = 2$  hasta el nivel  $n = \infty$ .

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.678 \text{ cm}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty} \right) = 27.419 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{27.419 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 3.647,1 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.97. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico  $n = 4$  es:

- a) 8
- b) 18
- c) 32
- d) 50
- e) 6

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007)

El número máximo de electrones (elementos) de un periodo es igual a  $2n^2$ . Si  $n = 4$ , entonces el número de electrones es **32**.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2006 se pregunta para  $n = 3$ ).

1.98. La longitud de onda de una radiación electromagnética:

- a) Es proporcional a su energía.
- b) Es proporcional al número de ondas.
- c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
- d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
- e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

b) Falso. Absurdo ya que el número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

c-d) Falso. La radiación X y la UV tienen menor longitud de onda que las microondas.

e) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación

$$c = \lambda \nu$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.99. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:

- a) s
- b) p
- c) s y p
- d) p y d
- e) d

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los **metales de transición**, que envían su electrón diferenciador a un **orbital d**, se llaman así porque al estar colocados en el sistema periódico entre los metales alcalinos y alcalinotérreos, que envían su electrón diferenciador a un orbital s, y los no metales, que envían su electrón diferenciador a un orbital p, tienen propiedades que van variando de forma paulatina desde las de los metales hasta las de los no metales.

La respuesta correcta es la **e**.

1.100. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- a) La energía que posee un electrón del orbital 3s es diferente de la que posee un electrón del orbital 2s.
- b) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de espín.
- c) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.
- d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con el diagrama de Moeller, la energía del orbital 2s es inferior a la del orbital 3s.

b) **Falso**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un mismo orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos.

c) Verdadero. Si los electrones de un átomo cumplen el principio "aufbau" o de construcción, integrado por:

- Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

"dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

- 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".

se dice que el átomo se encuentra en su estado fundamental.

d) **Falso**. La estructura electrónica abreviada del O ( $Z=8$ ) es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund tiene la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados.

Las respuestas incorrectas son la **b** y la **d**.

1.101. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:

- a)  $(4, 1, -1, \frac{1}{2})$
- b)  $(4, 0, -1, -\frac{1}{2})$
- c)  $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$
- d)  $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

(O.Q.L. Murcia 2003)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico  $Z=20$  es  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

Al electrón más energético,  $4s^2$ , le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$  (cuarto nivel de energía)

$l = 0$  (subnivel s)

$m_l = 0$  (el subnivel de energía  $s$  no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital  $s$ )

$m_s = +\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$  (puede tomar indistintamente cualquiera de los dos valores)

La respuesta correcta es la **d**.

1.102. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?

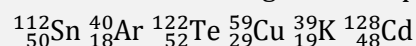
- a)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Si un elemento tiene la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  y pierde tres electrones, adquiere una estructura muy estable de gas noble,  $1s^2 2s^2 2p^6$ , y queda con una carga eléctrica de +3.

La respuesta correcta es la **b**.

1.103. Considerando las siguientes especies químicas:



se puede afirmar que el:

- a)  ${}^{128}_{48}\text{Cd}$  posee el menor número de neutrones.
- b)  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$  es la especie de menor masa atómica.
- c)  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$  posee el menor número de electrones.
- d)  ${}^{112}_{50}\text{Sn}$  posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia ( $A - Z$ ) proporciona el número de neutrones.

Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente 1 u, y que la masa del electrón es despreciable frente a la de los anteriores, el número másico da la masa aproximada de un átomo.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas y la masa atómica aproximada de cada una de las especies propuestas:

	${}^{112}_{50}\text{Sn}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$	${}^{122}_{52}\text{Te}$	${}^{59}_{29}\text{Cu}$	${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{128}_{48}\text{Cd}$
Protones	50	18	52	29	19	48
Electrones	50	18	52	29	19	48
Neutrones	62	22	70	30	20	72
Masa aprox.	112	40	122	59	39	120

- a) Falso. La especie con menor número de neutrones es  ${}^{39}_{19}\text{K}$ .
- b) Falso. La especie con menor masa atómica es  ${}^{39}_{19}\text{K}$ .
- c) **Verdadero**. La especie con menor número de electrones es  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ .
- d) Falso. La especie con mayor número de protones es  ${}^{122}_{52}\text{Te}$ .

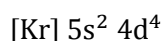
La respuesta correcta es la **c**.

1.104. La estructura electrónica del ion Mo(IV) responde a:

- a) [Kr] 4d<sup>2</sup>
- b) [Kr] 4d<sup>5</sup> 5s<sup>1</sup>
- c) [Kr] 4d<sup>1</sup> 5s<sup>1</sup>
- d) [Kr] 4d<sup>1</sup>

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El elemento de símbolo Mo, molibdeno, pertenece al grupo 6 del sistema periódico, que está integrado por los elementos: Cr ( $n = 4$ ), Mo ( $n = 5$ ), W ( $n = 6$ ) y Sg ( $n = 7$ ). Como el Mo se encuentra en el periodo 5, su estructura electrónica abreviada es:



pero 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:

5s	4d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El Mo<sup>4+</sup> pierde cuatro electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran uno de ellos en el orbital 5s y tres en el orbital 4d, y su estructura electrónica es [Kr] 4d<sup>2</sup>:

5s	4d				
	↑	↑			

La respuesta correcta es la **a**.

1.105. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- b) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
- d) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual  $Z$ ) por lo que tienen idéntica estructura electrónica.

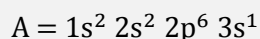
b) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual  $Z$ ) por lo que tienen idéntico número de protones.

c) **Verdadero**. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual  $Z$  y diferente  $A$ ) por lo que tienen diferente número de neutrones.

d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual  $Z$  y diferente  $A$ ) por lo que tienen diferente composición del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.106. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- Se necesita menos energía para arrancar un electrón a B que de A.
- A y B representan átomos de elementos distintos.
- B corresponde a un estado excitado.
- Para pasar de A a B se necesita energía.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a) Verdadero. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de  $n$  (3 en A y 6 en B) y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

siendo  $Z$ , la carga nuclear efectiva de la especie química.

b) **Falso**. Las configuraciones electrónicas de A e B cuentan con 11 electrones por lo que son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior.

c-d) Verdadero. B corresponde a un estado excitado y A a un estado fundamental del mismo elemento, por lo que para pasar de A a B se necesita aportar energía.

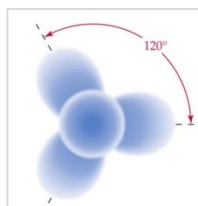
La respuesta correcta es la **b**.

1.107. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:

- Los orbitales p tienen simetría esférica.
- Los orbitales p tienen forma de tetraedro regular.
- Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
- Los orbitales  $sp^2$  están dirigidos según los vértices de un tetraedro.

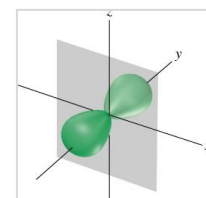
(O.Q.L. Baleares 2003)

a-b) Falso. Los orbitales p tienen forma lobular. En la figura de la derecha se muestra la forma que tiene el orbital atómico  $p_y$ .



c) **Verdadero**. El tamaño del orbital aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .

d) La hibridación  $sp^2$  es trigonal. En la figura de la izquierda se muestran los tres orbitales híbridos  $sp^2$  que se encuentran dirigidos hacia los vértices de un triángulo.



La respuesta correcta es la **c**.

1.108. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  no corresponden a un orbital?

- |    | $n$ | $l$ | $m_l$ |
|----|-----|-----|-------|
| a) | 2   | 1   | 0     |
| b) | 2   | 2   | 1     |
| c) | 3   | 1   | -1    |
| d) | 1   | 0   | 0     |

(O.Q.L. Baleares 2003)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

1.109. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con  $n = 2$  y  $l = 1$ ?

- a) 3
- b) 6
- c) 4
- d) 8

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

- El número cuántico  $n = 2$  indica que se trata del segundo nivel de energía.
- El número cuántico  $l = 1$  indica que se trata de un subnivel de energía p.
- Si el número cuántico  $l = 1$ , los valores posibles del número cuántico magnético  $m_l$ , son 0, 1 y -1, lo que indica que el subnivel de energía p se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 3 orbitales 2p.
- Como el número cuántico  $m_s$  solo puede tener los valores  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos.

Por lo tanto, el **número total de electrones** que caben en el subnivel 2p es **6**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.110. ¿Cuál es la energía en  $\text{J mol}^{-1}$  de los fotones asociados a la luz de longitud de onda  $7,00 \cdot 10^2 \text{ nm}$ ?

- a)  $2,56 \cdot 10^{-19}$
- b)  $1,71 \cdot 10^5$
- c)  $4,72 \cdot 10^{-43}$
- d)  $2,12 \cdot 10^{42}$

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

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{7,00 \cdot 10^2 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J fotón}^{-1}$$

Expresando este valor en  $\text{J mol}^{-1}$ :

$$\frac{2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} = 1,71 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.



1.111. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- La radiación emitida por una transición electrónica,  $n = 4 \rightarrow n = 2$ , tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica,  $n = 5 \rightarrow n = 2$ , para un mismo átomo.
- Un subnivel con  $l = 3$  tiene una capacidad de 14 electrones.
- Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.
- Para un mismo valor de  $n$ , la energía de un electrón d es siempre mayor que la de uno p.
- La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales 1s, 2p, 3p, 4s, 5s y 4f.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Verdadero. La longitud de onda correspondiente a la radiación emitida en un salto electrónico se calcula mediante la ecuación:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Para los saltos electrónicos  $4 \rightarrow 2$  y  $5 \rightarrow 2$ , respectivamente:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \rightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} = \frac{5,33}{R_H} \text{ m} \\ \frac{1}{\lambda} &= R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) \rightarrow \lambda_{(5 \rightarrow 2)} = \frac{4,76}{R_H} \text{ m} \end{aligned} \right\} \rightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} > \lambda_{(5 \rightarrow 2)}$$

b) Verdadero. El número cuántico  $l = 3$  se corresponde con el subnivel f. Este subnivel tiene 7 orbitales f y en cada uno de los orbitales caben 2 electrones, en total 14.

c) Verdadero. Los halógenos tienen 7 electrones en su capa de valencia distribuidos de forma que presenta un electrón desapareado:

$ns$	$np$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$

d) Verdadero. Los electrones d se llaman electrones internos, mientras que los electrones p son llamados externos o de valencia. Los internos están más cerca del núcleo y por ello tienen más energía y cuestan más de arrancar a diferencia de los p que al ser externos tienen menos energía son más fáciles de eliminar.

e) **Falso**. De acuerdo con el diagrama de Moeller de subniveles de energía en la secuencia propuesta 1s 2p 3p 4s 5s 5f, faltan los orbitales 2s, 3s, 4s, 3d, 4p, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 6d y 7p.

La respuesta correcta es la **e**.

1.112. ¿Cuál es la longitud de la onda asociada a la sonda Rosetta de 3 t que viaja a una velocidad de  $37.080 \text{ km h}^{-1}$ ?

- $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ mm}$
- $2,14 \cdot 10^{-35} \text{ km}$
- $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ nm}$
- $2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$
- $2,14 \cdot 10^{-32} \text{ m}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(3 \text{ t}) \cdot (37.080 \text{ km h}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ t}}{10^3 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck,  $h$ .

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

1.113. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5.000 Å?

- a)  $2,3 \cdot 10^{-31} \text{ cal}$
- b)  $4,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}$
- c)  $2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$
- d)  $2,3 \cdot 10^{-26} \text{ kJ}$
- e)  $2,3 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

(Datos.  $\lambda_{\text{crítica Cs}} = 6.600 \text{ \AA}$ )

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left( \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

El valor de la energía es:

$$E_k = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot \left( \frac{1}{5.000 \text{ \AA}} - \frac{1}{6.600 \text{ \AA}} \right) \cdot \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 9,63 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Cambiando unidades:

$$9,63 \cdot 10^{-20} \text{ J} \cdot \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} = 2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.114. Los átomos que se denominan isótopos:

- a) Difieren en el número atómico pero tienen la misma masa atómica.
- b) Difieren en la masa atómica pero tienen el mismo número atómico.
- c) Solo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Marie Curie.
- d) Desvían la luz polarizada en distinta dirección.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones) y por tanto, distinta masa atómica.

a) Falso. De acuerdo con la definición de isótopo.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la definición de isótopo.

c) Falso. De los elementos no sintéticos de la tabla periódica solo hay 21 que no tengan isótopos naturales. Los isótopos son definidos por F. Soddy en 1911.

d) Falso. La luz polarizada solo la pueden desviar los compuestos que tienen actividad óptica.

La respuesta correcta es la **b**.

1.115. Los rayos X tienen:

- a) Longitudes de onda muy pequeñas.
- b) Frecuencias muy pequeñas.
- c) Energías muy pequeñas.
- d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de muy pequeña longitud de onda y elevada frecuencia y energía.

La respuesta correcta es la **a**.

1.116. La configuración electrónica que se utiliza habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales (s, p, d, f,...) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?

- a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.
- b) En ambos los electrones están girando en torno al núcleo, aunque solo en los orbitales s las trayectorias son circulares.
- c) La energía del orbital 1s del átomo de H coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.
- d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. Las órbitas son las trayectorias descritas por los electrones alrededor del núcleo en el modelo de Bohr-Sommerfeld y los orbitales son zonas del espacio con una determinada energía en las que existe una elevada probabilidad (> 90 %) de encontrar a un electrón.

b) Falso. No tiene sentido hablar de trayectorias en el modelo de probabilidad o de orbitales.

c) **Verdadero**. Las energías del electrón en la primera órbita de Bohr y del orbital 1s para el átomo de hidrógeno coinciden y son -13,6 eV.

d) Falso. Un estado atómico excitado se obtiene cuando un electrón pasa a una órbita o nivel de energía superior (modelo de Bohr) o bien cuando un electrón salta a un orbital de energía superior (modelo de orbitales).

La respuesta correcta es la **c**.

1.117. El litio es un metal blando, ligero y reactivo. Su estructura electrónica es  $1s^2 2s^1$ . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la estructura  $1s^2 2s^2$ .
- b)  $2s^1$  representa el electrón de valencia.
- c) El ion litio es  $1s^2 2s^3$ .
- d) Su máximo grado de oxidación es +3.
- e) Cuando se forma el ion litio gana un electrón y alcanza la estructura  $1s^2 2s^2$ .
- f) El ion litio es  $1s^2 2s^1$ .
- g) Todos los electrones participan en la formación de compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. El litio al formar un enlace iónico cede un electrón y adquiere la estructura electrónica  $1s^2$ .

b) **Verdadero**. El electrón  $2s^1$  es un electrón externo o de valencia.

c-d-e-f) Falso. El ion litio es  $Li^+$  y se forma cuando el átomo de Li cede un electrón con lo que su estructura electrónica es  $1s^2$  y su único grado de oxidación es +1.

g) En la formación de compuestos de litio solo participa el electrón externo  $2s^1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

(Las diferentes propuestas están repartidas entre ambas olimpiadas).

1.118. La configuración electrónica externa del As es:

- a)  $4s^2 4p^3$
- b)  $4s^2 4p^5$
- c)  $4s^2 4d^3$
- d)  $5s^2 5p^4$

(O.Q.L. Murcia 2004)

El elemento de símbolo As, arsénico, pertenece al grupo 15 del sistema periódico, que está integrado por los elementos: N ( $n = 2$ ), P ( $n = 3$ ), As ( $n = 4$ ), Sb ( $n = 5$ ) y Bi ( $n = 6$ ). Como el As se encuentra en el periodo 4 su estructura electrónica abreviada es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.119. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico  $m_l = 0$ ?

- a) 5
- b) 17
- c) 11
- d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

El rubidio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ .

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico  $m_l = 0$  y en cada uno de esos orbitales hay dos electrones, excepto en el último que solo hay uno. Como hay 9 orbitales diferentes y uno de ellos está incompleto, el número de electrones que tienen número cuántico  $m_l = 0$  es 17.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1999).

1.120. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, excepto:

- a) Tiene los orbitales 3d completos.
- b) Está situado en la cuarta fila de la tabla periódica.
- c) Es un metal de transición.
- d) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya estructura electrónica sería la de un gas noble.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico  $Z = 33$  es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ .

a) Verdadero. Tiene los orbitales 3d completos.

b) Verdadero. El valor máximo de  $n = 4$  indica que este elemento se encuentra en cuarto periodo del sistema periódico.

c) **Falso**. Para que se tratase de un metal de transición no debería haberse comenzado a llenar el subnivel 4p.

d) Verdadero. Si un átomo de este elemento capta tres electrones forma un anión trivalente y adquiere una estructura electrónica muy estable de gas noble,  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.121. Indique los valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 31:

- a) 4, 1, -2
- b) 4, 1, -1
- c) 4, 2, 1
- d) 3, 1, -1

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura electrónica abreviada del elemento de número atómico  $Z = 31$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ . El electrón más externo se encuentra en un orbital 4p por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

1.122. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos,  $n = 2$  y  $m_s = \frac{1}{2}$  es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

Si el número cuántico  $n = 2$  indica que se trata de un átomo de un elemento del segundo periodo o nivel de energía. Por lo tanto, tiene completo el primer nivel de energía con 2 electrones.

Si además,  $m_s = \frac{1}{2}$ , quiere decir que ha podido completar el orbital 2s por lo que tiene 2 electrones. El número total de electrones que tiene es **4**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.123. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es  $-13,6$  eV. ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?

- a)  $-3,4$  eV
- b)  $-6,8$  eV
- c)  $+13,6$  eV
- d)  $+27,2$  eV

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2008)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{13,6}{n^2}$$

El valor correcto de la energía será el que corresponda a un valor entero de  $n$ :

$$-3,4 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 2$$

$$-6,8 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 1,4$$

Los otros dos valores son absurdos ya que se trata de energías positivas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.124. ¿Cuáles de las siguientes especies se espera que sean diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?

Na                      Mg                      Cl<sup>-</sup>                      Ag

- a) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, paramagnética  
 b) Diamagnética, paramagnética, paramagnética, paramagnética  
 c) Paramagnética, diamagnética, diamagnética, paramagnética  
 d) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, diamagnética

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

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:



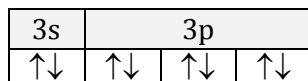
Presenta un electrón desapareado, por lo tanto, es una especie **paramagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:



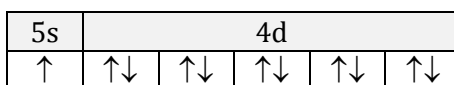
No presenta electrones desapareados, por lo tanto, es una especie **diamagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>, y si capta un electrón completa el orbital 3p se convierte en el ion Cl<sup>-</sup> cuya configuración electrónica es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:



No presenta electrones desapareados, por lo tanto, es una especie **diamagnética**.

- El elemento cuyo símbolo es Ag es la plata que pertenece al grupo 11 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>1</sup> 4d<sup>10</sup>. La distribución de los electrones en los orbitales 5s y 4d es:



Presenta un electrón desapareado, por lo tanto, es una especie **paramagnética**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.125. La mayor parte de la luz procedente de una lámpara de sodio tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

- a)  $7,05 \cdot 10^{13}$  Hz
- b)  $3,04 \cdot 10^{15}$  Hz
- c)  $2,50 \cdot 10^{14}$  Hz
- d)  $5,09 \cdot 10^{14}$  Hz

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

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la frecuencia es:

$$\nu = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{589 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.126. ¿Con que ecuaciones llegó Louis de Broglie al principio dual de la materia?

- a) Ecuación de Einstein de la energía y relación de energía de Planck.
- b) Ecuación de Einstein de la energía y la ecuación de incertidumbre de Heisenberg.
- c) Relación de energía de Planck y la ecuación de energía de los orbitales de Bohr.
- d) Relación de energía de Planck y ecuación de incertidumbre de Heisenberg.

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

Combinando la ecuación de Einstein de la energía:

$$E = m c^2$$

con la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

se obtiene la ecuación del principio dual de la materia de Louis de Broglie (1924):

$$\frac{h c}{\lambda} = m c^2 \quad \rightarrow \quad \lambda = \frac{h}{m \nu}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.127. Escriba un símbolo adecuado para la especie que contiene 29 protones, 34 neutrones y 27 electrones.

- a)  ${}_{29}^{61}\text{Cu}$
- b)  ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$
- c)  ${}_{29}^{63}\text{Cu}$
- d)  ${}_{29}^{61}\text{Cu}^{2+}$

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

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.





$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}}}{470 \text{ nm}} = 1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal}$$

Relacionando esta energía con la energía recibida por el colector se obtiene el número de fotones que impactan en él por unidad de área y tiempo:

$$\frac{0,430 \text{ cal}}{1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal fotón}^{-1}} = 4,26 \cdot 10^{18} \text{ fotón}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.131. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?

- a)  ${}_{35}^{45}\text{Br}^+$
- b)  ${}_{35}^{80}\text{Br}^-$
- c)  ${}_{35}^{80}\text{Br}^+$
- d)  ${}_{35}^{45}\text{Br}^-$
- e)  ${}_{36}^{45}\text{Br}^-$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si tiene 35 protones su número atómico debe ser 35.

El número de electrones debería ser el mismo que el de protones, pero al tener 36 electrones debe poseer una carga negativa.

Si tiene 45 neutrones, su número másico es  $(35 + 45) = 80$ .

Se trata de la especie  ${}_{35}^{80}\text{Br}^-$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.132. La carga nuclear efectiva del sodio es:

- a)  $< 11 \text{ y } > 10$
- b)  $< 10 \text{ y } > 9$
- c)  $< 2 \text{ y } > 1$
- d)  $< 1 \text{ y } > 0$
- e) 0

(O.Q.N. Luarca 2005)

La carga efectiva de un átomo,  $Z_{\text{ef}}$ , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Z = \text{carga nuclear} \\ \sigma = \text{constante de apantallamiento} \end{cases}$$

La constante de apantallamiento se calcula mediante las reglas de Slater (1930) que dicen:

1. Escriba la configuración electrónica del elemento y agrupe los subniveles de la siguiente forma (1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d, 4f) (5s, 5p) ...

2. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones situados **a la derecha del grupo** ( $ns, np$ ) es **0**.

3. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones del mismo grupo es 0,35; excepto para el 1s que es 0,31.

▪ Si el electrón considerado es  $ns$  o  $np$ :

4. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno los electrones con  $n$  inferior en una unidad al electrón considerado es 0,85.

5. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones con  $n$  inferior en dos unidades al electrón considerado es 1,00.

▪ Si el electrón considerado es  $nd$  o  $nf$  se mantienen las reglas 1,2 y 3 pero las reglas 4 y 5 se sustituyen por la regla 6:

6. La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones de los grupos situados a la izquierda del electrón considerado es 1,00.

El sodio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es  $(1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^1)$ .

El valor de la constante de apantallamiento,  $\sigma$ , para su último electrón es:

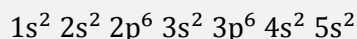
$$\sigma = 8 (0,85) + 2 (1,00) = 8,80$$

El valor de la carga efectiva,  $Z_{ef}$  es:

$$Z_{ef} = 11 - 8,80 = 2,20$$

Como se observa, ninguna de las propuestas coincide.

1.133. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:

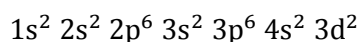


se puede afirmar que:

- Se encuentra en su estado fundamental de energía.
- Si un electrón 5s pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- Si un electrón 4s pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

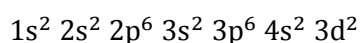
a) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 3d y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



b) **Verdadero.** Cuando un electrón situado en el subnivel 5s cae a subnivel de energía inferior, emite la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

c) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel 4s sube a subnivel de energía superior, debe absorber la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

d) Falso. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



Por lo tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 4 (sumando los superíndices de los subniveles 4s y 3d) del sistema periódico.

Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^2$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.134. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:

- a) No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.
- b) No sufren aceleración.
- c) Se paran rápidamente.
- d) Curvan su trayectoria.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Según experimentó J.J. Thomson con el tubo de rayos catódicos (1896), cuando los rayos atravesaban un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria, [la trayectoria de estos se curvaba](#). Este hecho era prueba de que los rayos catódicos no eran partículas cargadas, ya que los campos eléctricos son capaces de desviar a las partículas cargadas, sin embargo, no ejercen ningún efecto sobre las ondas electromagnéticas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.135. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:

- a) La carga del electrón es el doble que la del protón.
- b) La masa del electrón es mucho menor que la del protón.
- c) El color del electrón es más oscuro que el del protón.
- d) Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.
- e) Los protones no saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
- f) Los protones saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
- g) El electrón forma parte del núcleo.
- h) En el átomo el protón se mueve a mayor velocidad que el electrón.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. El protón y el electrón tienen la misma carga,  $1,6 \cdot 10^{-19}$  C, solo que la del protón es positiva y la del electrón negativa.

b) **Verdadero**. La masa del electrón es aproximadamente 1837 veces menor que la del protón:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \approx 1837$$

c-e-f-g-h) Falso. Son propuestas absurdas.

d) Falso. Protones y electrones son partículas elementales comunes a los átomos de todos los elementos.

La respuesta correcta es la **b**.

(Las propuestas están repartidas entre las diferentes olimpiadas).

1.136. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:

- a) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
- b) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
- c) Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
- d) Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con el segundo postulado de Bohr (1913), los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía,  $h\nu$ , existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.

La energía asociada a cada uno de estos saltos cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una línea del espectro.

La respuesta correcta es la **c**.

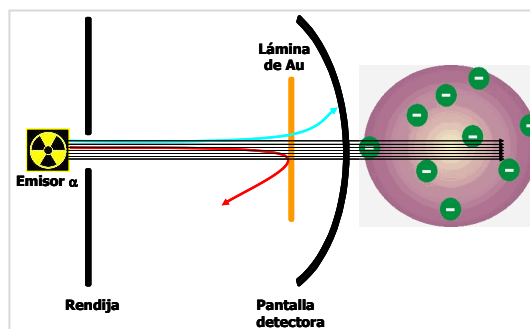
1.137. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, distintos chorros de partículas  $\alpha$  ( $\text{He}^{2+}$ ) se observa que:

- La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
- La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
- La mayoría de ellas rebota.
- En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2016)

En el llamado experimento de Rutherford, realizado por H. Geiger y E. Marsden, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación dada por Rutherford a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.

La respuesta correcta es la **a**.



1.138. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:

- Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.
- Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.
- A la misma velocidad en el vacío.
- Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las ondas de radio y los rayos X son ondas electromagnéticas que se propagan con velocidad constante,  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ , en el vacío y en cualquier medio material.

La respuesta correcta es la **c**.

1.139. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.
- En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
- Los electrones giran a velocidad constante.
- Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) Falso. El modelo de Bohr no habla para nada de orbitales.

b) **Verdadero**. Se trata del principio de exclusión de Pauli (1925).

c) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ .

d) Falso. Contradice el segundo postulado de Bohr (1913) que dice:

“los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía,  $h\nu$ , existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición”.

La respuesta correcta es la **b**.

1.140. Considerando el átomo de Ne y el catión  $Mg^{2+}$ :

- a) Ambos tienen el mismo número de protones.
- b) Los dos tienen el mismo número de electrones.
- c) El tamaño del catión  $Mg^{2+}$  es mayor que el del átomo de Ne.
- d) Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

▪ El elemento con símbolo Ne es el neón y pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ , y si pierde dos electrones del orbital 3s se convierte en  $Mg^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 2s^2 2p^6$ .

a) Falso. Se trata de especies procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

b) **Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 10 electrones.

c) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.

d) Falso. Tienen el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas) pero diferente número de protones (elementos diferentes).

La respuesta correcta es la **b**.

1.141. Un átomo tiene de número atómico 23. Sería incorrecto decir que:

- a) Su configuración electrónica externa es  $4s^2 3d^3$ .
- b) Corresponde a un elemento de transición.
- c) Tiene 3 electrones desapareados.
- d) Está situado en el grupo 13 (3B) de la tabla periódica.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico 23 es  $[Ar] 4s^2 3d^3$ . 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				
↑↓	↑	↑	↑		

a) Verdadero. La estructura electrónica externa es  $4s^2 3d^3$ .

b) Verdadero. Los elementos de transición tienen estructura electrónica externa  $ns^2 (n - 1)d$ .

- c) Verdadero. El átomo en su estado fundamental tiene 3 electrones desapareados.
- d) **Falso**. El elemento presenta 5 electrones en su última capa por lo que pertenece al grupo 5 (anteriormente llamado 5B).

La respuesta correcta es la **d**.

1.142. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:

- a) Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.  
 b) Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.  
 c) Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.  
 d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a-b) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

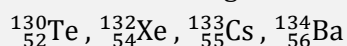
donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ .

c) **Verdadero**. Si la radiación electromagnética tiene la energía suficiente, puede obtenerse un átomo excitado con un electrón en la cuarta órbita o cuarto nivel cuántico de energía.

d) Falso. Según lo expresado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

1.143. Los elementos siguientes:



poseen una característica común a todos ellos. Indique cuál de todas las propuestas es la verdadera:

- a) Pertenecen todos al mismo periodo.  
 b) Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.  
 c) Los cuatro elementos son isótopos entre sí.  
 d) El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Canarias 2008)

▪ El telurio pertenece al grupo 16 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: O ( $n = 2$ ), S ( $n = 3$ ), Se ( $n = 4$ ), Te ( $n = 5$ ), Po ( $n = 6$ ) y Lv ( $n = 7$ ). Como para el telurio  $n = 5$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$  o, de forma abreviada,  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$ . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es  $Z = 52$ .

▪ El xenón pertenece al grupo 18 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: He ( $n = 1$ ), Ne ( $n = 2$ ), Ar ( $n = 3$ ), Kr ( $n = 4$ ), Xe ( $n = 5$ ), Rn ( $n = 6$ ) y Og ( $n = 7$ ). Como para el xenón  $n = 5$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$  o, de forma abreviada,  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es  $Z = 54$ .

▪ El cesio pertenece al grupo 1 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: Li ( $n = 2$ ), Na ( $n = 3$ ), K ( $n = 4$ ), Rb ( $n = 5$ ), Cs ( $n = 6$ ) y Fr ( $n = 7$ ). Como para el cesio  $n = 6$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$  o, de forma abreviada,  $[\text{Xe}] 6s^1$ . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es  $Z = 55$ .

▪ El bario pertenece al grupo 2 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: Be ( $n = 2$ ), Mg ( $n = 3$ ), Ca ( $n = 4$ ), Sr ( $n = 5$ ), Ba ( $n = 6$ ) y Ra ( $n = 7$ ). Como para el bario  $n = 6$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$  o, de forma abreviada,  $[\text{Xe}] 6s^2$ . Sumando el número de electrones se obtiene que su número atómico es  $Z = 56$ .

a) Falso. Como se observa a partir de las respectivas estructuras electrónicas, Te y Xe pertenecen al quinto periodo, mientras que, Cs y Ba son elementos del sexto periodo.

b) **Verdadero**. Sabiendo que:

- Número atómico ( $Z$ )  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico ( $A$ )  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico ( $A - Z$ ) proporciona el número de neutrones.

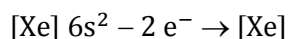
Así para las especies dadas:

Especie	$^{130}_{52}\text{Te}$	$^{132}_{54}\text{Xe}$	$^{133}_{55}\text{Cs}$	$^{134}_{56}\text{Ba}$
$A$	130	132	133	134
$Z$	52	54	55	56
neutrones	78	78	78	78

c) Falso. Isótopos son elementos que tienen igual número atómico (número de protones) y diferente número másico (número de neutrones).

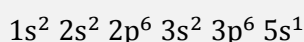
Como se ha visto en el apartado anterior, con los cuatro elementos ocurre lo contrario, tienen igual número de neutrones y diferente número de protones.

d) Falso. Solo el Ba tiene el estado de oxidación +2 ya que si pierde los 2 electrones del orbital 6s adquiere estructura muy estable de gas noble.



La respuesta correcta es la **b**.

1.144. Un elemento Z tiene la siguiente configuración electrónica:

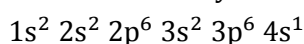


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- 1) El átomo Z se encuentra en su estado fundamental de energía.
  - 2) El átomo Z se encuentra en un estado excitado.
  - 3) Al pasar un electrón desde el orbital 4s al 5s se emite energía luminosa que da lugar a una línea del espectro de emisión.
  - 4) El elemento Z pertenece al grupo de los metales alcalinos.
  - 5) El elemento Z pertenece al 5º periodo del sistema periódico.
- a) 1, 2 y 3  
 b) 2, 3 y 5  
 c) 2 y 4  
 d) 2, 4 y 5  
 e) 2 y 5

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

1) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 4s y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



2) **Verdadero**. Ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel 5s que el 4s.

3) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel 4s sube al subnivel 5s de energía superior, absorbe la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

4) **Verdadero**. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Por lo tanto, pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y grupo 1 del sistema periódico llamado de los metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^1$ .

5) Falso. Se trata de elemento que pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) lo que pasa es que se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **c**.

1.145. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la radiación cuya energía es  $550 \text{ kJ mol}^{-1}$ ?

- a) 0,217
- b) 0,419
- c) 157
- d) 218

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotón}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}}}{550 \text{ kJ mol}^{-1}} = 218 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.146. La configuración electrónica del  $\text{Cu}^+$  ( $Z = 29$ ) es:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

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

La configuración electrónica del Cu ( $Z = 29$ ) debería ser  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ :

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes,

pero 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”,

se consigue una estructura electrónica  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ :



4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que presenta el orbital 3d lleno, con menos energía y por ello más estable.

El  $\text{Cu}^+$  pierde un electrón, el más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de  $n$  y que se encuentra en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ :

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

1.147. Para que un electrón se encuentre en un orbital 3d, los valores posibles de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  son:

- a)  $n = 3$      $l = 1$      $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2 -3$   
 b)  $n = 3$      $l = 2$      $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$   
 c)  $n = 3$      $l = 0$      $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$   
 d)  $n = 3$      $l = 3$      $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2 -3$

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

A un electrón que se encuentre en un orbital 3d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{x^2-y^2}$ ,  $d_{z^2}$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

1.148. Diga si alguno de estos iones,  $\text{Cu}^+$  o  $\text{Cu}^{2+}$  es paramagnético.

- a) Ninguno  
 b)  $\text{Cu}^{2+}$   
 c)  $\text{Cu}^+$   
 d) Los dos iones.

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

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

El elemento de símbolo Cu es el cobre que pertenece al grupo 11 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: Cu ( $n = 4$ ), Ag ( $n = 5$ ), Au ( $n = 6$ ) y Rg ( $n = 7$ ). Como para el cobre  $n = 4$  su estructura electrónica debería ser  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ :

La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

▪ El ion  $\text{Cu}^+$  pierde un electrón del orbital más externo 4s y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El ion  $\text{Cu}^{2+}$  pierde dos electrones, uno del orbital más externo 4s otro del orbital 3d, y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

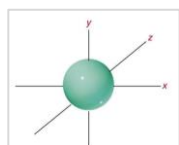
La respuesta correcta es la **b**.

1.149. ¿En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital: i) s, ii)  $p_x$ , iii)  $d_{xy}$ ?

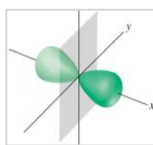
- |                            |                 |   |
|----------------------------|-----------------|---|
| a) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en los ejes x e y                    |
| b) i) en el eje x          | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y                    |
| c) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en las bisectrices de los ejes x e y |
| d) i) en todas direcciones | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y                    |

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

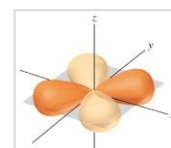
- El orbital s es esférico, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón es la misma en todas las direcciones.
- El orbital  $p_x$  tiene dos lóbulos según el eje x, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.
- El orbital  $d_{xy}$  tiene cuatro lóbulos según las bisectrices de los ejes x e y, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esas direcciones.



orbital s



orbital  $p_x$



orbital  $d_{xy}$

La respuesta correcta es la **c**.

1.150. Determine la carga de cada uno de los siguientes iones:

- un ion níquel con 26 electrones
- un ion fósforo con 18 electrones
- un ion hierro con 23 electrones.

- |                     |                 |                  |
|---------------------|-----------------|------------------|
| a) $\text{Ni}^+$    | $\text{P}^-$    | $\text{Fe}^{2+}$ |
| b) $\text{Ni}^{2+}$ | $\text{P}^{3-}$ | $\text{Fe}^{2+}$ |
| c) $\text{Ni}^{2+}$ | $\text{P}^{2-}$ | $\text{Fe}^{3+}$ |
| d) $\text{Ni}^{2+}$ | $\text{P}^{3-}$ | $\text{Fe}^{3+}$ |

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

▪ El **níquel** es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: Ni ( $n = 4$ ), Pd ( $n = 5$ ), Pt ( $n = 6$ ) y Ds ( $n = 7$ ). Como para el níquel  $n = 4$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones. Si el ion tiene 26 electrones le corresponde una carga de **+2**.

▪ El **fósforo** es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: N ( $n = 2$ ), P ( $n = 3$ ), As ( $n = 4$ ), Sb ( $n = 5$ ), Bi ( $n = 6$ ) y Mc ( $n = 7$ ). Como para el fósforo  $n = 3$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 15 electrones. Si el ion tiene 18 electrones le corresponde una carga de **-3**.

▪ El **hierro** es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico que está integrado por los siguientes elementos: Fe ( $n = 4$ ), Ru ( $n = 5$ ), Os ( $n = 6$ ) y Hs ( $n = 7$ ). Como para el hierro  $n = 4$  su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 26 electrones. Si el ion tiene 23 electrones le corresponde una carga de **+3**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.151. Cuál de los siguientes números cuánticos determina:

- i) La forma de un orbital.
- ii) Las propiedades del espín de un electrón.
- iii) La orientación espacial de un orbital.

- a) i)  $m_l$     ii)  $m_s$     iii)  $n$
- b) i)  $m_l$     ii)  $m_s$     iii)  $l$
- c) i)  $l$         ii)  $m_s$     iii)  $n$
- d) i)  $l$         ii)  $m_s$     iii)  $m_l$

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

- El número cuántico  $l$  determina la **forma del orbital**.
- El número cuántico  $m_s$  determina las **propiedades del espín del electrón**.
- El número cuántico  $m_l$  determina la **orientación espacial del orbital**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.152. ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H tenga un electrón en un orbital 4p? ¿Y para un átomo de Ca?

- a) Es posible en ambos casos.
- b) Es solo posible en el átomo de Ca.
- c) No es posible en ninguno de los dos átomos.
- d) Es solo posible en el átomo de H.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las estructuras electrónicas de los átomos de H y Ca son, respectivamente,  $1s^1$  y  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Por lo tanto, para ambos átomos, un electrón puede ocupar un orbital 4p si se incumple el principio de mínima energía, dando lugar a un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

1.153. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del  $\text{O}_2$ . ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación?

- a)  $9,232 \cdot 10^{-10}$  J
- b)  $8,196 \cdot 10^{-19}$  J
- c)  $9,133 \cdot 10^{-21}$  J
- d)  $8,214 \cdot 10^{-21}$  J

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

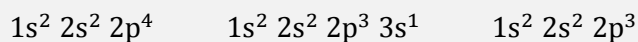
$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{242,4 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 8,195 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.154. De las siguientes configuraciones:



¿Cuál o cuáles están relacionadas con el elemento de número atómico  $Z = 8$ ?

- La primera y la segunda.
- Las tres.
- Ninguna.
- La segunda y la tercera.

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

- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 8$  en el estado fundamental.
- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 8$  en un estado excitado.
- La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^3$  le corresponde a un átomo con número atómico  $Z = 7$  en el estado fundamental.

La respuesta correcta es la **a**.

1.155. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por

- Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.
- Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.
- Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.
- Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas.
- Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.

(O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

- Falso. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- Verdadero.** Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- Falso. La masa es una propiedad física, por lo tanto, la propuesta es una contradicción.

La respuesta correcta es la **b**.

1.156. ¿Cuál es la configuración electrónica del flúor en estado fundamental?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 1p^6 2s^1$
- $1s^2 2p^7$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con principio de mínima energía, la configuración electrónica del flúor ( $Z = 9$ ) en el estado fundamental, es  $1s^2 2s^2 2p^5$ .

La respuesta correcta es la c.

1.157. De las siguientes configuraciones electrónicas para distintos átomos, indique cuál es imposible:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^7$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Posible. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería completarse el orbital 2p antes de comenzar a llenarse el orbital 3s.

b) Posible. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$  corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3p en lugar del 3d.

c) **Imposible.** La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^7$  corresponde a un **estado prohibido** ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos, y en uno de los orbitales 2p hay tres electrones.

d) Posible. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$  corresponde a un estado fundamental ya que los electrones han ido ocupando los orbitales de acuerdo con el principio de mínima energía.

La respuesta correcta es la c.

1.158. Si solamente dos electrones se colocan en los orbitales 3p lo harán:

- a) En el mismo orbital con espines paralelos.
- b) En el mismo orbital con espines antiparalelos.
- c) En distintos orbitales con espines paralelos.
- d) En distintos orbitales con espines antiparalelos.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

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**”.

La distribución de los dos electrones en los orbitales 3p sería:

3p		
↑	↑	

La respuesta correcta es la c.

1.159. Un electrón que se caracteriza por tener los números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 2$ . En relación a ese electrón se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en un orbital 2p.
- b) Se encuentra en un orbital 3p.
- c) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de seis.
- d) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de diez.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- a) Falso. Para un orbital 2p ( $n = 2$  y  $l = 1$ ).
- b) Falso. Para un orbital 3p ( $n = 3$  y  $l = 1$ ).
- c) Falso. En nivel cuántico  $n = 3$  existen cinco orbitales 3d que tienen el mismo número cuántico  $l = 2$ , y en cada uno de ellos caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.
- d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

1.160. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?

- a) Desde  $n = 2$  a  $n = 1$   
 b) Desde  $n = 4$  a  $n = 2$   
 c) Desde  $n = 6$  a  $n = 4$   
 d) Desde  $n = 6$  a  $n = 2$   
 e) Desde  $n = 6$  a  $n = 3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía, en  $\text{kJ mol}^{-1}$ , asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tratarse de energía emitida, el signo de todas ellas debe ser negativo.

Corresponde menor energía a la transición que tenga para un mayor valor de  $n_1$  y un menor de  $n_2$ , manteniendo la condición de que  $n_1 < n_2$ , es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
2 → 1	0,750
4 → 2	0,188
6 → 4	0,0347
6 → 2	0,222
6 → 3	0,083

Se trata de la **transición electrónica 6 → 4** es:

$$\Delta E_{6 \rightarrow 4} = 1.312 \text{ kJ} \cdot 0,0347 = 45,5 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.161. El número cuántico  $m_l$  para un electrón en el orbital 3p es:

- a) 2  
 b) 3  
 c) Puede tener cualquier valor entre +3 y -3  
 d) Puede ser  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$   
 e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital 3p son:

- $n = 3$  (se trata del tercer nivel de energía)
- $l = 1$  (se trata de un subnivel p)
- $m_l = -1, 0, 1$
- $m_s = +\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **e**.

1.162. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?

- a)  $2,0 \cdot 10^{-5}$  m
- b) 350 nm
- c)  $1.800 \text{ cm}^{-1}$
- d) 400 MHz
- e)  $4.800 \text{ \AA}$

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Cambiando todas las unidades a m:

b) Falso.

$$\lambda = 350 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = 3,50 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

c) Falso. Dado el número de ondas, la longitud de la onda es:

$$\lambda = \frac{1}{1.800 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

d) **Verdadero**. La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{400 \text{ MHz}} \cdot \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 0,750 \text{ m}$$

e) Falso.

$$\lambda = 4.800 \text{ \AA} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^{10} \text{ \AA}} = 4,800 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.163. El modelo atómico de Bohr:

- a) Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
- b) Indica que cuando  $n = 2$  se pueden encontrar orbitales s y p.
- c) Explica que en el orbital 3s del K los electrones giran alrededor del núcleo.
- d) Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero**. El modelo atómico propuesto por Bohr (1913) permite obtener la ecuación con la que se calcula la longitud de onda correspondiente a las líneas del espectro del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \rightarrow \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ n_1 = 2 \text{ (para la serie de Balmer)} \end{cases}$$

Los resultados obtenidos con esta ecuación son concordantes con los obtenidos por Balmer con su ecuación:

$$\lambda = \frac{3.645,6}{n^2 - 4} \rightarrow n \geq 3$$

b-c) Falso. En el modelo de Bohr no se habla para nada de orbitales.

d) Falso. El modelo de Bohr se basa en la mecánica cuántica de Planck cuya constante aparece en todas las ecuaciones del modelo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.164. La constante de Planck relaciona:

- a) El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.
- b) La energía con la frecuencia de una radiación.
- c) La electronegatividad con el radio iónico.
- d) La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la hipótesis propuesta por Planck (1900):

“la energía absorbida o liberada por un cuerpo solo puede hacerse en forma de radiación electromagnética, en cantidades discretas denominadas cuantos de energía cuyo valor se calcula mediante la expresión:

$$E = h \nu \rightarrow \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.165. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos ( $n$ ,  $l$  y  $m_l$ ) corresponden a un orbital d:

- a) (3, 1, -1)
- b) (4, 1, 0)
- c) (4, 2, 3)
- d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario,  $l = 2$ .

Los diferentes valores que puede tomar el número cuántico secundario  $l$  son 0, 1, 2, ..., ( $n - 1$ ).

Hay dos ternas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario  $l$ . Una de ellas es (4, 2, 3) que sería incorrecta, ya que si  $l = 2$ , el número cuántico magnético  $m_l$  solo puede valer -2, -1, 0, 1 y 2. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2, 1).

La respuesta correcta es la **d**.

1.166. Puede decirse que:

- a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.
- b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ( $Z = 8$ ) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.
- d) Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con los conceptos de:



- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

a) **Verdadero**. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa o capa de valencia de un átomo. Los iones  $^{23}\text{Na}^+$  y  $^{24}\text{Na}^+$  solo se diferencian en el número de neutrones, en el primero,  $(23 - 11) = 12$ , y en el segundo,  $(24 - 11) = 13$ .

b) Falso. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo.

La estructura electrónica abreviada de cada ion es:



Como se observa ambos tienen diferente número de electrones de valencia, por tanto, diferente comportamiento químico.

c) Falso. Los isótopos  $^{16}\text{O}$  y  $^{18}\text{O}$  tienen el mismo número de electrones ya que tienen el mismo número atómico ( $Z = 8$ ). Sin embargo, poseen un diferente número de neutrones, en el primero,  $(16 - 8) = 8$ , y en el segundo,  $(18 - 8) = 10$ .

d) Falso. Los isótopos  $^{23}\text{Na}$  y  $^{24}\text{Na}$  tienen el mismo número de protones ya que tienen el mismo número atómico ( $Z = 11$ ).

La respuesta correcta es la **a**.

1.167. El tritio es:

- a) Un trióxido de azufre.
- b) Un ciclo con tres azufres.
- c) Un isótopo del hidrógeno
- d) Un compuesto formado por tres átomos de itrio (Y).
- e) Un trímero que contiene titanio y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Baleares 2017)

El tritio,  $^3\text{H}$ , es un isótopo artificial del hidrógeno que tiene dos neutrones en su núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.168. Para los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$ , indique la frase correcta:

- a) El ion  $\text{Mg}^{2+}$  tiene 14 protones y 12 electrones.
- b) Ambos tienen 10 electrones.
- c) El ion  $\text{O}^{2-}$  tiene 6 protones y 8 electrones.
- d) Ambos tienen el mismo número de protones.

(O.Q.L. Asturias 2006)

▪ El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 3s se convierte en  $\text{Mg}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 2p se convierte en  $\text{O}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

a) Falso. El ion magnesio tiene 12 protones y 10 electrones.

b) **Verdadero**. Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 10 electrones.

c) Falso. El ion óxido tiene 8 protones y 10 electrones.

d) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

La respuesta correcta es la **b**.

1.169. ¿Cuál de los siguientes subniveles posee mayor energía para un átomo de  $Z = 42$ ?

- a) 4p
- b) 5s
- c) 4d
- d) 3d

(O.Q.L. Asturias 2006)

La configuración electrónica abreviada del elemento de  $Z = 42$  en su estado fundamental es  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$ , y en ella el subnivel de mayor energía es el **4d**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.170. De las siguientes configuraciones electrónicas, indique las que corresponden a estados excitados:

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 2)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- 3)  $1s^2 2s^2 2p^6$
- 4)  $1s^2 3d^3$
- 5)  $1s^2 2s^2 3p^7$
- 6)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

- a) 4, 6
- b) 4, 5, 6
- c) 2, 4, 5, 6
- d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

1) La configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

2) La configuración  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  corresponde a un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debería haberse completado el 2p.

3) La configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) La configuración  $1s^2 3d^3$  corresponde a un **estado excitado**, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debería haberse completado el 2s y comenzado a llenarse el 2p.

5) La configuración  $1s^2 2s^2 3p^7$  corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 2p y no el 3p y además en este subnivel solo caben seis electrones y no siete.

6) La configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$  corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 3s y no el 2d que no existe.

La respuesta correcta es la **d**.

1.171. Bohr, en su modelo atómico, establece que:

- a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.
- b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.
- c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- a) Falso. Un átomo cuando está en un estado estacionario no emite ni absorbe energía, solo lo hace cuando pasa de un estado estacionario a otro distinto.
- b) Falso. Un átomo cuando pasa de un estado estacionario a su estado fundamental o de mínima energía, emite la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.
- c) Falso. Si un átomo cuando pasa de un estado estacionario a otro estado estacionario de mayor energía, absorbe la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

La respuesta correcta es la **d**.

1.172. Los elementos de transición del cuarto periodo, desde el Sc hasta el Zn, se caracterizan porque van llenando de electrones, sucesivamente, sus orbitales:

- a) 4d  
b) 3d  
c) 4p  
d) 5d

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008)

Los elementos de transición se caracterizan porque colocan sus electrones en orbitales d. Estos orbitales d existen a partir del cuarto periodo en el que de, acuerdo con el diagrama de Moeller de orden de llenado de orbitales según energías crecientes, se encuentran los orbitales **3d**.

En el quinto periodo se encuentran los orbitales 4d, en el sexto los 5d, y así sucesivamente.

La respuesta correcta es la **b**.

(En La Rioja 2008 se cambia el cuarto por el quinto periodo del sistema periódico).

1.173. Indique la configuración electrónica que corresponde al átomo de cromo ( $Z = 24$ ):

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$   
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$   
d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$   
e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^4$   
f)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$   
g)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Valencia 2014)

La estructura electrónica abreviada del Cr ( $Z = 24$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , 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 la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

(En Valencia se cambia la opción a) por la e) y en Murcia no están a) y e)).

1.174. La longitud de onda de luz absorbida en una transición electrónica de  $n = 2$  a  $n = 5$  en un átomo de hidrógeno es:

- a) 434,1 nm
- b)  $6,38 \cdot 10^7$  m
- c) 460 nm
- d) 1.100 nm

(Dato.  $R_H = 2,179 \cdot 10^{-18}$  J)

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Cambiando la constante de Rydberg,  $R_H$ , a las unidades adecuadas:

$$R_H = \frac{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 434,1 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.175. En la estratosfera, el ozono se forma a partir de una compleja reacción fotoquímica que globalmente se resume en  $3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ O}_3$ . Para que la reacción tenga lugar, la luz del sol debe romper el doble enlace  $\text{O}=\text{O}$  cuya energía es  $498 \text{ kJ mol}^{-1}$ . ¿Cuál será la máxima longitud de onda de la luz solar capaz de producir la rotura de las moléculas de oxígeno?

- a) 2  $\mu\text{m}$
- b) 240 nm
- c) 100 Å
- d) 400 nm
- e)  $4,163 \cdot 10^6$  m

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2014)

La energía para romper el enlace  $\text{O}=\text{O}$  es:

$$498 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 240 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Madrid 2014 se detalla más el enunciado y se cambian algunos valores propuestos).

1.176. ¿Qué tipo de orbital designan los números cuánticos  $n = 4$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = -2$ ?

- a) Orbital 4f
- b) Orbital 3d
- c) Orbital 4p
- d) Orbital 4d

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- a) Falso. Para un orbital 4f ( $n = 4$ ,  $l = 3$ ,  $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ ).
- b) Falso. Para un orbital 3d ( $n = 3$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ ).
- c) Falso. Para un orbital 4p ( $n = 4$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = -1, 0, 1$ ).
- d) **Verdadero**. Para un **orbital 4d** ( $n = 4$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

1.177. ¿Qué proposición es correcta?:

La promoción del átomo de magnesio ( $Z = 12$ ) al primer estado excitado corresponde al proceso:

- a)  $2p^2 \rightarrow 2p \ 3p$
- b)  $3s^2 \rightarrow 3s \ 3p$
- c)  $2p^4 \rightarrow 2p \ 3p^3$
- d)  $2p^2 \ 3s^2 \rightarrow 2p \ 3s \ 3p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La estructura electrónica abreviada del Mg ( $Z = 12$ ) en el estado fundamental es  $[\text{Ne}] \ 3s^2$ .

Si un átomo de magnesio en el estado fundamental promociona su electrón más externo al siguiente sub-nivel de energía para formar el primer estado excitado, su estructura electrónica abreviada pasa a ser  $[\text{Ne}] \ 3s^1 \ 3p^1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.178. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento químico.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento químico.
- d) Dos cationes de distinto elemento químico.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

- a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente estructura electrónica.

- b) Falso. Dos cationes del mismo elemento con diferente carga tienen diferente estructura electrónica.
- c) Falso. Dos aniones del mismo elemento tienen diferente estructura electrónica.
- d) **Verdadero.** Dos cationes de diferente elemento si pueden tener la misma estructura electrónica siempre que tengan diferente carga. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$  son especies isoelectrónicas, ya que tienen la misma estructura electrónica,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.179. Un átomo X tiene un número atómico igual a 8 y un número másico igual a 18. Se puede decir:

- a) El elemento químico X es un isótopo del oxígeno.  
 b) Tiene 8 neutrones por átomo.  
 c) Un átomo de X tiene 10 protones.  
 d) Un átomo de X tiene 10 electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El isótopo  $^{18}_8\text{X}$  está integrado por

{	8 protones
	8 electrones
	10 neutrones

Se trata de un isótopo del elemento oxígeno cuyo número atómico es 8.

La respuesta correcta es la **a**.

1.180. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos  $(n, l, m_l)$ , indique cuál es correcto:

- a) (2, 1, 0)  
 b) (2, 2, -1)  
 c) (2, 1, 2)  
 d) (0, 0, 0)  
 e) (5, 4, 5)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f} \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital g}$$

- a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0) es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital 2p.
- b) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1) es incorrecto ya que si el número cuántico  $n = 2$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0 o 1.
- c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es incorrecto ya que si el número cuántico  $l = 1$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer -1, 0, 1.

d) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es incorrecto ya que el número cuántico  $n$  debe valer por lo menos 1.

e) El conjunto de números cuánticos (5, 4, 5) es incorrecto ya que si el número cuántico  $l = 4$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer  $\pm 4, \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.181. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:

- a) -13,6 eV; -3,4 eV; -1,5 eV
- b) -13,6 eV; -54,4 eV; -122,4 eV
- c) 13,6 eV; 3,4 eV; 1,51 eV
- d) -13,6 eV; -6,8 eV; -3,4 eV
- e) 13,6 eV; 54,4 eV; 122,4 eV

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La energía, en eV, del electrón del átomo de hidrógeno en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$

Los valores de la energía para los tres primeros niveles cuánticos son, respectivamente:

$$E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = -13,6 \text{ eV} \quad E_2 = -\frac{13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV} \quad E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.182. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.

- | <u>Electrón 1</u>                             | <u>Electrón 2</u>                           |
|---|---|
| a) $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$  |
| b) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$ |
| c) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{3}{4}$ | $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{3}{4}$ |
| d) $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$ |
| e) $n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$ | $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$ |

(O.Q.N. Córdoba 2007)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f} \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital g}$$

Para que dos electrones estén apareados es necesario que se encuentren en el mismo orbital. Para ello solo se deben diferenciar en el número cuántico de espín (principio de exclusión de Pauli) y deben tener idénticos los números cuánticos principal, secundario y magnético.

a) Falso. Los cuatro números cuánticos son idénticos, se trata del mismo electrón.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	0	1	$\frac{1}{2}$
2	1	0	1	$\frac{1}{2}$

b) Falso. Se trata de electrones que solo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	1	1	$\frac{1}{2}$
2	1	1	1	$-\frac{1}{2}$

c) Falso. Se trata de electrones que solo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor de este número es incorrecto.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	1	1	1	$\frac{3}{4}$
2	1	0	1	$-\frac{3}{4}$

d) **Verdadero.** Se trata de electrones apareados en un orbital 3d.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	3	2	0	$\frac{1}{2}$
2	3	2	0	$-\frac{1}{2}$

e) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en los números cuánticos magnético y de espín, pero además, el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
1	2	2	0	$\frac{1}{2}$
2	2	2	1	$-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

1.183. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.

- El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.
- El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.
- Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.
- Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.
- La intensidad de la corriente producida solo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left( \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica, y eso se cumple si:

$$\lambda < \lambda_0 \quad \text{o} \quad \nu > \nu_0$$

a) **Verdadero.** La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Ya que se cumple que:



$$\lambda_{\text{azul}} < \lambda_{\text{rojo}} \quad \longrightarrow \quad E_{\text{azul}} > E_{\text{rojo}}$$

independientemente del valor de la intensidad de cada luz.

Si la luz roja fuera capaz de producir el efecto fotoeléctrico emitiría más electrones ya que su intensidad es mayor que la de la luz azul.

d) Falso. La velocidad con que los electrones son emitidos depende del valor de  $E_k$  que a su vez depende de la diferencia  $(\lambda - \lambda_0)$ .

e) Falso. El tipo de luz incidente determina la longitud de onda (frecuencia) de la radiación para arrancar electrones, no su intensidad que es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.184. Una configuración  $4s^2 3d^9 5s^1$ :

- a) No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.
- b) Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.
- c) Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.
- d) Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Se trata de un estado excitado de un átomo cuya estructura electrónica externa en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$ .

b) Falso. Si la estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$ :

- el valor  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo
- la suma de los superíndices  $(2 + 10) = 12$  indica que el elemento pertenece al grupo 12

por lo tanto, no se trata de un metal alcalino.

c) **Verdadero**. La estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es  $4s^2 3d^{10}$  que corresponde a un elemento del grupo 12 del sistema periódico. Como  $n = 4$ , [se trata del zinc, un metal de transición](#).

d) Falso. La distribución de los electrones en los orbitales en el zinc es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la estructura no presenta electrones desapareados, por lo que el zinc es un átomo diamagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

1.185. Se conoce como efecto Zeeman el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético. Este hecho experimental no queda descrito por el modelo atómico de Bohr. Sommerfeld perfeccionó este modelo:

- a) Considerando el peso atómico del átomo para calcular la velocidad de los protones.
- b) Incluyendo la cuantización de la energía en el modelo atómico de Bohr.
- c) Aumentando hasta tres los números cuánticos necesarios para describir un átomo.
- d) Incluyendo la posibilidad de que las órbitas fuesen elípticas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Para poder explicar la existencia de más líneas en los espectros, es decir, la posibilidad de más saltos electrónicos es preciso que haya más "sitios" entre los que saltar.

El modelo de Bohr (1913) postula solo la posibilidad de saltos electrónicos entre niveles de energía con lo que el número de líneas en el espectro es menor del que aparece con el efecto Zeeman (1896). Cada nivel de energía se corresponde con una órbita circular que se identifica con un valor del número cuántico principal  $n$ .

Sommerfeld (1916) propone que los niveles de energía pueden constar de varios subniveles de energía lo que sí permite mayor número de líneas en el espectro al haber mayor número de saltos entre subniveles de energía. Cada subnivel de energía se corresponde con una órbita elíptica que se identifica con un valor del número cuántico secundario o azimutal  $l$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.186. El ion más estable de aluminio ( $Z = 13$ ) tiene la misma configuración electrónica que:

- a) Fluoruro
- b) Ion berilio
- c) Ion litio
- d) Sodio metálico

(O.Q.L. Murcia 2007)

La configuración electrónica abreviada del aluminio ( $Z = 13$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ , y si cede los tres electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble y se transforma en el ion más estable del aluminio,  $\text{Al}^{3+}$ , cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

a) **Verdadero**. El flúor ( $Z = 9$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . La configuración electrónica del ion fluoruro,  $\text{F}^-$ , es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , ya que si gana un electrón en su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

b) Falso. El berilio ( $Z = 4$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2$ . La configuración electrónica del ion berilio,  $\text{Be}^{2+}$ , es  $1s^2$ , ya que si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

c) Falso. El litio ( $Z = 3$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^1$ . La configuración electrónica del ion litio,  $\text{Li}^+$ , es  $1s^2$ , ya que si cede el electrón de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

d) Falso. El sodio ( $Z = 11$ ) tiene una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.187. Cuando se estudia el espectro de emisión del Cu se observa que es discontinuo porque:

- a) La energía del átomo de Cu está cuantizada.
- b) Este átomo tiene electrones de distinto contenido energético.
- c) Se describe adecuadamente por el modelo atómico de Bohr.
- d) Es un metal dúctil y maleable.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Una característica de los espectros atómicos de emisión es que son discontinuos formados por líneas separadas de color sobre un fondo negro.

Cada una de estas líneas se corresponde con salto electrónico desde un nivel cuántico superior a otro inferior. La energía emitida en este salto está cuantizada y se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta E = h \nu$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.188. Uno de los grandes éxitos del modelo atómico de Bohr fue explicar, por primera vez, de forma satisfactoria:

- a) La cuantización de la energía.
- b) El espectro de emisión del H.
- c) La estructura de los átomos con un modelo planetario.
- d) La existencia de iones.

(O.Q.L. Murcia 2007)

N. Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Esta ecuación concuerda con la obtenida de forma semiempírica por espectroscopistas como J. Balmer y F. Paschen.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.189. Roentgen descubrió los rayos X cuando:

- a) Estudiaba las propiedades de los rayos catódicos.
- b) Verificaba la hipótesis de Avogadro.
- c) Calculaba la constante de Planck.
- d) Comprobaba la teoría de Einstein.

(O.Q.L. Murcia 2007)

En 1895, W. Roentgen descubrió de forma casual los rayos X cuando trabajaba con un tubo de **rayos catódicos**. Los rayos X emitidos por el tubo producían luminiscencia en una muestra de cianoplatinato de bario que había en su laboratorio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.190. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:

- a) Se puede obtener un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
- b) Se puede producir un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- c) Se puede producir una disminución de la velocidad de electrón sin cambiar de órbita.
- d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna manera.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) **Verdadero**. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado.

b-c) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado con lo que su velocidad disminuye, ya que, según el modelo de Bohr (1913), la velocidad de un electrón en un determinado nivel varía según la ecuación:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

d) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente pasa a estar en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

1.191. Indique cuál de las siguientes sales no está formada por aniones y cationes isoelectrónicos:

- a)  $\text{MgF}_2$
- b)  $\text{KCl}$
- c)  $\text{AlF}_3$
- d)  $\text{CaBr}_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de los iones implicados en las sales propuestas son:

- $\text{Mg}^{2+}$  → El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ , y si cede los electrones del orbital 3s se convierte en  $\text{Mg}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{F}^-$  → El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 2p se convierte en  $\text{F}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{K}^+$  → El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ , y si el electrón del orbital 4s se convierte en  $\text{K}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Cl}^-$  → El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 3p se convierte en  $\text{Cl}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Al}^{3+}$  → El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ , y si cede los tres electrones de su capa más externa se convierte en  $\text{Al}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{Ca}^{2+}$  → El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ , y si cede los electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Br}^-$  → El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 4p se convierte en  $\text{Br}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

De las parejas de iones propuestas, son isoelectrónicas  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{F}^-$ ,  $\text{K}^+$  y  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{F}^-$ ; mientras que la pareja  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Br}^-$  no es isoelectrónica.

La respuesta correcta es la **d**.

1.192. El número de neutrones del núcleo de un átomo de  ${}_{92}^{238}\text{U}$  es:

- a) 92
- b) 330
- c) 238
- d) 146

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones. En este caso,  $(238 - 92) = 146$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.193. Dos isótopos se caracterizan por:

- a) Tener igual número másico
- b) Tener distinto número atómico
- c) Tener igual número de neutrones
- d) Tener igual número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a-b-c) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

d) **Verdadero**. Siempre que se trate de átomos neutros, el número de electrones es el mismo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.194. ¿Qué conjunto de números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  que son correctos para definir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 13?

- a)  $n = 3, l = 2, m_l = -1$
- b)  $n = 3, l = 0, m_l = 1$
- c)  $n = 3, l = 1, m_l = -1$
- d)  $n = 2, l = 1, m_l = 1$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La estructura electrónica abreviada del elemento de  $Z = 13$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . El electrón más externo se encuentra situado en un orbital 3p, por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 3$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$  con la misma energía).

La respuesta correcta es la **c**.

1.195. Sabiendo que la energía del enlace F-F es  $159 \text{ kJ mol}^{-1}$ , la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace es:

- a)  $7,53 \cdot 10^{-4} \text{ m}$
- b)  $4,17 \cdot 10^{-39} \text{ m}$
- c)  $4,17 \cdot 10^{-28} \text{ m}$
- d) 752 nm

(O.Q.L. Madrid 2007)

La energía para romper el enlace F-F es:

$$159 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 752 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

1.196. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion  $\text{Ni}^{2+}$  ( $Z = 28$ )?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura electrónica abreviada del Ni ( $Z = 28$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ .

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”,

la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El  $\text{Ni}^{2+}$  pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se puede observar, el  $\text{Ni}^{2+}$  presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.197. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion  $^{58}\text{Ni}^+$ ?

- a) 28, 30 y 27
- b) 26, 32 y 27
- c) 26, 32 y 25
- d) 28, 32 y 24

(O.Q.L. La Rioja 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El níquel es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones, **28 protones** y  $(58 - 28) =$  **30 neutrones**. Como el catión  $\text{Ni}^+$ , tiene una carga positiva, significa que tiene un electrón menos, es decir, **27 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.198. Elija la mejor expresión que complete la frase:  
 “Cuando los electrones se excitan desde el estado fundamental al estado excitado...”

- a) se emite luz
- b) se libera calor
- c) se absorbe energía
- d) se genera un espectro de emisión

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Un estado excitado es un estado en la que los electrones tienen más energía que en el estado fundamental, por tanto, **se absorbe energía**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.199. Los isótopos de un elemento tienen en común:

- a) Su carga iónica.
- b) El número de neutrones.
- c) La suma de protones más neutrones.
- d) El número de protones.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

**Isótopos** son átomos con igual número atómico pero con diferente número másico, por tanto deben tener el **mismo número de protones**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.200. De los siguientes conjuntos de números cuánticos  $(n, l, m_l, m_s)$ , identifique los que están prohibidos en un átomo:

- a)  $(4, 2, -1, +\frac{1}{2})$
- b)  $(5, 0, -1, +\frac{1}{2})$
- c)  $(2, 2, -1, +\frac{1}{2})$
- d)  $(4, 4, -1, +\frac{1}{2})$
- e)  $(6, 0, 0, +\frac{1}{2})$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2007)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- a) El conjunto de números cuánticos  $(4, 2, -1, +\frac{1}{2})$  es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital 4d.
- b) El conjunto de números cuánticos  $(5, 0, -1, +\frac{1}{2})$  está **prohibido** ya que si el número cuántico  $l = 0$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer 0.
- c) El conjunto de números cuánticos  $(2, 2, -1, +\frac{1}{2})$  está **prohibido** ya que si el número cuántico  $n = 2$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0 o 1.
- d) El conjunto de números cuánticos  $(4, 4, -1, +\frac{1}{2})$  está **prohibido** ya que si el número cuántico  $n = 4$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0, 1, 2 o 3.
- e) El conjunto de números cuánticos  $(6, 0, 0, +\frac{1}{2})$  es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital 6s.

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

1.201. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con  $n = 4$ ,  $l = 3$  y  $m_s = -\frac{1}{2}$ ?

- a) 1
- b) 6
- c) 7
- d) 12
- e) 14

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

Si el valor del número cuántico  $l$  es 3 se trata de un orbital f y existen 7 valores diferentes para el número cuántico  $m_l$ , -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, por lo que existirán **7 electrones** con el número cuántico  $m_s = -\frac{1}{2}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.202. Según el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno está situado en unas determinadas "órbitas estacionarias" en las que se cumple que  $m_e v r = nh/2\pi$ , siendo  $m_e v r$  y  $n$  la masa del electrón, su velocidad, el radio de la órbita y el número cuántico principal, respectivamente. Además, en esas órbitas la fuerza de atracción entre el protón y el electrón es igual a la masa del electrón por su aceleración normal, es decir:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r}$$

siendo  $e$  la carga del electrón y  $k$  la constante de Coulomb. Con estos datos, puede demostrarse que a medida que  $n$  aumenta:

- a) La velocidad del electrón y el radio de la órbita aumentan.
- b) La velocidad del electrón y el radio de la órbita disminuyen.
- c) La velocidad del electrón aumenta y el radio de la órbita disminuye.
- d) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón disminuye.
- e) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón se mantiene constante.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Combinando la ecuación correspondiente al primer postulado de Bohr (1913) y la ecuación de Rutherford (1907) que relaciona la fuerza nuclear con la aceleración normal del electrón se obtienen dos ecuaciones que proporcionan el radio de la órbita y la velocidad del electrón en la misma en función de una serie de constantes y del número cuántico principal:

$$r = \frac{h^2}{4 k \pi^2 m_e e^2} \cdot n^2$$

como se observa, el **radio** de la órbita **aumenta** a medida que  **$n$  aumenta**.

$$v_e = \frac{2 k \pi e^2}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

como se observa, la **velocidad** del electrón en la órbita **disminuye** a medida que  **$n$  aumenta**.

La respuesta correcta es la **d**.



1.203. De las especies  $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$ ;  $S^{2-}$ , indique cuáles son paramagnéticas:

- a)  $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$   
 b)  $F^-$ ;  $Ca^{2+}$   
 c)  $F^-$   
 d)  $F^-$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $S^{2-}$   
 e)  $Fe^{2+}$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Madrid 2016)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪  $F^-$  → El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 2p se convierte en  $F^-$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

▪  $Ca^{2+}$  → El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2$ , y si cede los electrones del orbital 4s se convierte en  $Ca^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

▪  $S^{2-}$  → El elemento con símbolo S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^4$ , y si gana dos electrones para completar el orbital 3p se convierte en  $S^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

▪  $Fe^{2+}$  → El elemento con símbolo Fe es el hierro y pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 3d^6$ , y si cede los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $Fe^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ar] 3d^6$ .

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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la **e**.

1.204. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- a) Los niveles energéticos del átomo de Cu.
- b) La energía de ionización del H.
- c) La utilidad de tres números cuánticos en la descripción de un átomo.
- d) El peso atómico de un átomo.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico y cuando este salto es el que se registra entre el estado fundamental,  $n_1 = 1$ , y  $n_2 = \infty$ , la energía necesaria para el mismo es la energía de ionización.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E &= \frac{h c}{\lambda} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Si  $n_2 = \infty$  se obtiene la expresión que proporciona la energía de ionización:

$$E_i(\text{H}) = h c R_H$$

El valor de la energía de ionización es:

$$E_i(\text{H}) = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 13,60 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.205. Elija qué tres formas moleculares están constituidas solo por átomos de hidrógeno:

- a) Hidrógeno, deuterio y ozono.
- b) Hidrógeno, tritio y agua pesada.
- c) Hidrógeno, tritio y deuterio.
- d) Hidrógeno, hidronio y deuterio.

(O.Q.L. Murcia 2008)

**Hidrógeno** ( $^1\text{H}$ ), **deuterio** ( $^2\text{H}$ ) y **tritio** ( $^3\text{H}$ ) son tres isótopos del hidrógeno.

La respuesta correcta es la **c**.

1.206. De los siguientes grupos de números cuánticos que definen a un electrón, solo uno es correcto.

- a)  $n = 2$        $l = 2$        $m_l = 1$        $m_s = +\frac{1}{2}$
- b)  $n = 2$        $l = 1$        $m_l = 2$        $m_s = +\frac{1}{2}$
- c)  $n = 3$        $l = 2$        $m_l = 1$        $m_s = 0$
- d)  $n = 3$        $l = 2$        $m_l = 0$        $m_s = +\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \qquad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \qquad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \qquad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.

b) Prohibido. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0, +1, -1.

c) Prohibido. El valor de  $m_s$  solo puede ser  $\pm\frac{1}{2}$ .

d) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

1.207. ¿Cuál de las siguientes especies tiene una configuración electrónica diferente a las otras?

- a) Ar
- b)  $K^+$
- c)  $Sc^{3+}$
- d)  $Mg^{2+}$

(O.Q.L. Murcia 2008)

- Ar → El elemento con símbolo Ar es el argón y pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- $K^+$  → El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ , y si cede el electrón del orbital 4s se convierte en  $K^+$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- $Sc^{3+}$  → El elemento con símbolo Sc es el escandio y pertenece al grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2 3d^1$ , y si cede los tres electrones de su capa externa se convierte en  $Sc^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- $Mg^{2+}$  → El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ , y si cede los electrones del orbital 3s se convierte en  $Mg^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

La especie que tiene una **configuración electrónica diferente** a las otras es  $Mg^{2+}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.208. A partir de la configuración electrónica del estado fundamental de los iones Fe(II) y Fe(III), ( $Z = 26$ ) se puede deducir que:

- a) El ion  $Fe^{2+}$  es más estable que el ion  $Fe^{3+}$ .
- b) Los dos iones tienen la misma estabilidad.
- c) El ion  $Fe^{2+}$  tiene tendencia a transformarse en el ion  $Fe^{3+}$ .
- d) No se puede deducir la estabilidad de los iones a partir de su configuración electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[Ar] 4s^2 3d^6$ . 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				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

- Si el hierro pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de  $n$  y que se encuentran en el orbital 4s se convierte en  $Fe^{2+}$  cuya estructura electrónica es  $[Ar] 3d^6$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el  $\text{Fe}^{2+}$  pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales 3d se forma el  $\text{Fe}^{3+}$  con una configuración  $[\text{Ar}] 3d^5$ , más estable, ya que aumenta la multiplicidad y disminuye la repulsión entre electrones en ese orbital.

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la c.

1.209. Sabiendo que la energía del enlace Cl–Cl es  $243 \text{ kJ mol}^{-1}$ , calcule la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace.

- a)  $817 \mu\text{m}$
- b)  $4,92 \mu\text{m}$
- c)  $817 \text{ nm}$
- d)  $492 \text{ nm}$

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de un enlace Cl–Cl es:

$$\frac{243 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 492 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006 y 2007).

1.210. Indique cuál de las siguientes afirmaciones sobre la teoría atómica de Bohr es cierta:

- a) El electrón no se mueve alrededor del núcleo.
- b) Al electrón solamente le está permitido moverse en la órbita de menor radio.
- c) La transición del electrón entre distintas órbitas genera las líneas espectrales.
- d) La longitud de onda de las líneas espectrales es directamente proporcional a la constante de Planck.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a-b) Falso. De acuerdo con el primer postulado de Bohr (1913), el electrón se mueve en orbitales circulares alrededor del núcleo. Estas órbitas, llamadas estacionarias cumplen la condición de cuantización de que el momento angular del electrón en ellas es un múltiplo entero de la constante de Planck.

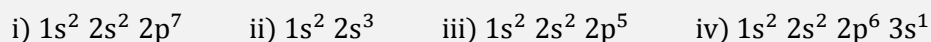
c) **Verdadero**. Cuando un electrón salta de una órbita (nivel de energía) a otra diferente absorbe o emite la diferencia de energía existente entre ambas en forma de radiación electromagnética.

d) Falso. La diferencia de energía correspondiente a un salto electrónico (una línea en el espectro) es inversamente proporcional a la longitud de onda:

$$\Delta E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

La respuesta correcta es la c.

1.211. Considere las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental:



Diga cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca para los elementos con la configuración correcta el estado de oxidación más probable.

- a) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el +5 y +1, respectivamente.  
 b) El principio de exclusión de Pauli la cumplen i y iv. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1, respectivamente.  
 c) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el +1 y -1, respectivamente.  
 d) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Su estado de oxidación más probable es el -1 y +1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice que:

“en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

- Las configuraciones electrónicas (i)  $1s^2 2s^2 2p^7$  y (ii)  $1s^2 2s^3$  incumplen el principio de exclusión de Pauli ya que tienen siete y tres electrones en los orbitales 2p y 2s, respectivamente.
- La configuración electrónica (iii)  $1s^2 2s^2 2p^5$  corresponde a un átomo que puede ganar un electrón para completar el subnivel 2p y así adquirir la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$  de gas noble. Su **estado de oxidación** más probable es **-1**.
- La configuración electrónica (iv)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  corresponde a un átomo que puede ceder el electrón del subnivel 3s y así adquirir la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$  de gas noble. Su **estado de oxidación** más probable es **+1**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.212. Los números atómicos de dos elementos son i) 15 y ii) 25. Indique los números cuánticos que corresponden al orbital, en cada caso, del último electrón que completa la configuración electrónica en su estado fundamental.

	Elemento i			Elemento ii		
	$n$	$l$	$m_l$	$n$	$l$	$m_l$
a)	3	0	0	4	0	0
b)	3	1	1	3	2	2
c)	3	1	1	4	0	0
d)	3	0	0	3	2	3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

- Elemento i ( $Z = 15$ ). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ .

El último electrón se encuentra en el orbital 3p, por lo tanto, le corresponde los siguientes valores de los números cuánticos,  $n = 3, l = 1, m_l = 1$ .

- Elemento ii ( $Z = 25$ ). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ .

El último electrón se encuentra en el orbital 3d, por lo tanto, le corresponde los siguientes valores de los números cuánticos,  $n = 3, l = 2, m_l = 2$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.213. La existencia de espectros discontinuos (de líneas) demuestra que:

- a) La luz blanca está compuesta por radiaciones de muchas longitudes de onda.
- b) Solamente se pueden excitar algunos electrones específicos en un átomo.
- c) La ecuación de Planck solo se cumple para algunos electrones.
- d) Los electrones en los átomos pueden poseer solamente ciertos valores específicos de la energía.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

- a) Falso. El espectro de la luz blanca es continuo.
- b) Falso. Todos los electrones de los átomos pueden ser excitados.
- c) Falso. La ecuación de Planck es aplicable a todos los electrones.
- d) **Verdadero**. Si un electrón pudiera poseer cualquier valor de la energía el espectro correspondiente sería continuo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.214. ¿Cuál es la probabilidad de encontrar un electrón  $2p_x$  en los puntos del plano  $yz$ ?

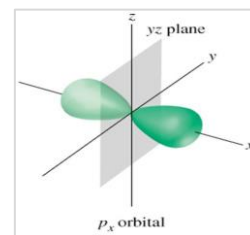
- a) Nula
- b) Uno
- c)  $1/2$
- d) Máxima

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$  tienen forma lobular y los electrones solo pueden encontrarse en los lóbulos que están situados a lo largo del eje X.

La **probabilidad** de encontrarlos en el plano que forman los ejes YZ, llamado plano nodal, es **nula**.

La respuesta correcta es la **a**.



1.215. ¿Cuál de los elementos que se indican puede ser clasificado como elemento de transición?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel d.

- a) Electrón diferenciador  $3p^3 \rightarrow$  se trata de un no metal.
- b) Electrón diferenciador  $4p^1 \rightarrow$  se trata de un no metal.
- c) Electrón diferenciador  $3d^4 \rightarrow$  se trata de un **metal de transición**.
- d) Electrón diferenciador  $4p^6 \rightarrow$  se trata de un gas noble.

La respuesta correcta es la **c**.

1.216. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento.
- d) Dos cationes de distinto elemento.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente número atómico y por ello diferente número de electrones.

b) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar cationes pierden electrones de su capa más externa. Si los cationes tienen distinta carga ceden diferente número de electrones, con lo que el número de estos es diferente en ambos.

c) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar aniones ganan electrones en su capa más externa. Si los aniones son distintos es que tienen distinta carga para lo que han tenido que captar diferente número de electrones, con lo que el número de estos es diferente en ambos.

d) **Verdadero**. Dos átomos de diferentes elementos tienen distinto número de electrones. Para formar cationes deben perder electrones de su capa más externa. El número de electrones que pierden para formar los cationes hace posible que ambos tengan igual número de electrones. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , **cationes de diferentes elementos y con diferente carga son especies isoelectrónicas** ya que tienen la misma estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.217. El número de electrones desapareados del cobalto ( $Z = 27$ ) en el estado fundamental es:

- a) Uno
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura electrónica abreviada del Co ( $Z = 27$ ) en el estado fundamental es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ .

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”,

La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el cobalto presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.218. El número de neutrones en el núcleo de un elemento de número atómico 51 y de número másico 122 es:

- a) 51
- b) 173
- c) 71
- d) 173

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo del elemento de número atómico,  $Z = 51$ , tiene 51 protones y  $(122 - 51) = 71$  neutrones.

La respuesta correcta es la **c**.

1.219. El cloro tiene dos isótopos naturales cuyas masas son 35 y 37 unidades. ¿Cuál será la contribución de los isótopos si la masa atómica del cloro es igual a 35,54 unidades?

- Mayor proporción del cloro-35 que de cloro-37.
- Tendrán la misma proporción.
- Mayor proporción del cloro-37 que de cloro-35.
- No se puede determinar con los datos aportados.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa atómica de un elemento se calcula haciendo la media ponderada de las masas de sus isótopos naturales.

Si solo hay dos isótopos, tendrá mayor contribución en la masa atómica el isótopo más abundante, y por lo tanto, el valor de la masa atómica se acercará más a la masa de este. En este caso, el cloro-35.

La respuesta correcta es la **a**.

1.220. Un orbital cuyos valores de los números cuánticos son  $n = 2, l = 1, m_l = 0$  se representa como:

- Un orbital 2s.
- Un orbital 1p.
- Un orbital 2d.
- Un orbital 2p.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- Falso. Para un orbital 2s ( $n = 2, l = 0, m_l = 0$ ).
- Falso. Un orbital 1p no puede existir ya que si  $n = 1$  el valor de  $l$  solo puede ser 0. Combinación prohibida.
- Falso. Un orbital 2d no puede existir ya que si  $n = 2$  el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1. Combinación prohibida.
- Verdadero**. Para un orbital 2p ( $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

1.221. ¿Cuál es la subcapa que se ocupará después de haberse llenado la subcapa 4s?

- 4d
- 4p
- 3d
- 3f

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de subniveles de energía en un átomo polielectrónico, después del subnivel 4s el siguiente en energía es el **3d**.



La respuesta correcta es la **c**.

1.222. La longitud de onda de emisión correspondiente al salto de energía ( $E_2 - E_1$ ) del átomo de hidrógeno es 121,57 nm. ¿Cuál será este valor expresado en  $\text{J mol}^{-1}$ ?

- a)  $0,983 \cdot 10^6$
- b)  $0,983 \cdot 10^{-3}$
- c)  $1,635 \cdot 10^{-18}$
- d)  $1,617 \cdot 10^{-25}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la ecuación de los saltos electrónicos:

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{121,57 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1,632 \cdot 10^{-18} \text{ J átomo}^{-1}$$

La energía expresada en  $\text{J mol}^{-1}$  es:

$$\frac{1,632 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 9,83 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.223. ¿Cuántos electrones caben como máximo en todos los orbitales d de número cuántico principal menor o igual a cinco?

- a) 32
- b) 20
- c) 18
- d) 30

(O.Q.L. La Rioja 2008)

En cada orbital caben 2 electrones, el número de orbitales d existentes en un subnivel es 5, en total 10 electrones en cada cada subnivel.

Como los orbitales d existen a partir del valor del número cuántico  $n = 3$ , el número de electrones que caben en los orbitales 3d, 4d y 5d es **30**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.224. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene el ion  $^{146}\text{Nd}^{3+}$  ( $Z = 60$ )?

- a) 57,86, 60
- b) 60, 86, 57
- c) 57, 73, 73
- d) 70, 73, 70

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El neodimio tiene 60 protones y  $(146 - 60) = 86$  neutrones, pero como el catión  $\text{Nd}^{3+}$  tiene tres cargas positivas, significa que tiene tres electrones menos, es decir, 57 electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.225. El número de electrones desapareados en un ion  $\text{Cu}^+$  ( $Z = 29$ ) en su estado fundamental es:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 5

(O.Q.N. Ávila 2009)

La estructura electrónica abreviada del Cu ( $Z = 29$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ . 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				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Se trata de una anomalía en la estructura electrónica ya que se completa antes el subnivel 3d que el 4s, debido a que esta configuración tiene menos energía y es más estable.

El  $\text{Cu}^+$  pierde un electrón, el más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de  $n$  y que se encuentra en el orbital 4s, y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ :

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el  $\text{Cu}^+$  **no presenta electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.226. ¿Cuál de los siguientes especies química es diamagnética?

- a) Átomos de Li.
- b) Iones  $\text{Cl}^-$ .
- c) Átomos de F.
- d) Átomos de S.
- e) Átomos de O.

(O.Q.N. Ávila 2009)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

▪ Li → El elemento con símbolo Li es el litio y pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

La distribución de los electrones en el orbital 2s es:

2s
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

▪  $\text{Cl}^-$  → El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 3p se convierte en  $\text{Cl}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por lo tanto, es una especie **diamagnética**.

▪ F → El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

▪ S → El elemento con símbolo S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

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”

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

▪ O → El elemento con símbolo O es el oxígeno y pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ .

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

1.227. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponde a un electrón en un orbital 5d?

- a)  $n = 5; l = 4; m_l = -4; m_s = \frac{1}{2}$
- b)  $n = 5; l = 2; m_l = -2; m_s = \frac{1}{2}$
- c)  $n = 5; l = 1; m_l = -1; m_s = \frac{1}{2}$
- d)  $n = 5; l = 3; m_l = -4; m_s = \frac{1}{2}$
- e)  $n = 5; l = 3; m_l = -3; m_s = \frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

A un electrón que se encuentre en un orbital 5d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$  (quinto nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Valencia 2016 se pregunta solo el valor del número cuántico  $l$ ).

1.228. La energía de un fotón procedente de un láser de argón ionizado,  $\text{Ar}^+$ , que emite a una longitud de onda de 514,5 nm es:

- a)  $3,86 \cdot 10^{-17}$  J
- b)  $3,86 \cdot 10^{-19}$  J
- c)  $1,28 \cdot 10^{-36}$  J
- d)  $1,28 \cdot 10^{-27}$  J
- e)  $1,00 \cdot 10^{-17}$  J

(O.Q.N. Ávila 2009)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{514,5 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,861 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.229. Cuando se bombardea una lámina de Au con partículas alfa, la mayoría la atraviesa sin desviarse. Esto es debido a que la mayor parte del volumen de un átomo de Au consiste de:

- a) Deuterones
- b) Neutrones
- c) Protones
- d) Espacio no ocupado.

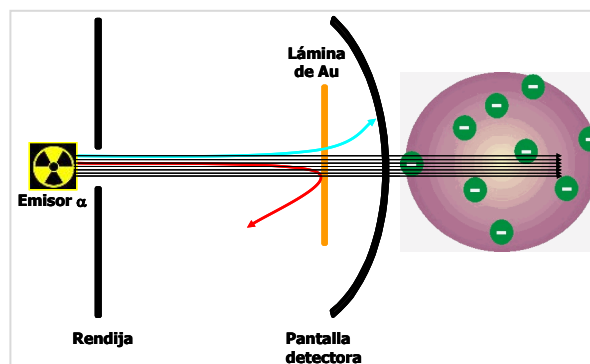
(O.Q.L. Murcia 2009)

En el experimento de E. Rutherford, realizado por H. Geiger y E. Marsden en 1907, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.

Además, el deuterio ( $^2\text{H}$ ) no fue aislado hasta 1931 por H. Urey; el neutrón en 1932 por J. Chadwick y el protón en 1918 por el propio Rutherford.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).



1.230. ¿Cuál de los siguientes átomos contiene exactamente 15 protones?

- a)  $^{32}\text{P}$
- b)  $^{32}\text{S}$
- c)  $^{15}\text{O}$
- d)  $^{15}\text{N}$

(O.Q.L. Murcia 2009)

El número atómico de un elemento indica el número de protones que contiene átomo del mismo.

De todos los átomos propuestos el único que puede tener 15 protones es aquel cuyo número atómico sea 15, es decir, el **fósforo (P)**, independientemente del valor del número másico dado.

La respuesta correcta es la **a**.

1.231. De las siguientes afirmaciones señale la que considere incorrecta:

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$  corresponde a un elemento de transición.
- b)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$  corresponde a un átomo excitado.
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde al ion  $\text{Mg}^{2+}$ .
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6$  corresponde al ion bromuro.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Correcto. Los elementos de transición envían su electrón diferenciador a un orbital d.

b) Correcto. Se incumple el principio de mínima energía ya que se comienza a llenar antes el orbital 3s antes de haber completado el orbital 2p de menor energía.

c) Correcto. El elemento de símbolo Mg es el magnesio cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , y pierde los dos electrones del orbital 3s se convierte en el ion  $\text{Mg}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

d) **Incorrecto**. El elemento bromo pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si capta un electrón en para completar el orbital 5p se convierte en el ion **bromuro,  $\text{Br}^-$** , cuya configuración electrónica, es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

La configuración electrónica propuesta es la del neón, el gas noble del segundo periodo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.232. Señale la respuesta correcta para cada uno de los conjuntos de números cuánticos:

- a)  $n = 2, l = 0, m_l = 1$
- b)  $n = 1, l = 1, m_l = 1$
- c)  $n = 3, l = 1, m_l = -1$
- d)  $n = 3, l = 2, m_l = -3$

(O.Q.L. Murcia 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0.

b) Incorrecto. Si  $n = 1$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 y por tanto el  $m_l$  también 0.

c) **Correcto**. Los valores de los tres números cuánticos son adecuados.

d) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la **c**.

1.233. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de protones?

- a)  $^{47}\text{Cr}$
- b)  $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c)  $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d)  $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

a) Falso. El elemento de símbolo Cr es el cromo que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ . La suma de los superíndices indica que su número atómico es 24.

La especie  $^{47}\text{Cr}$  está integrada por  $\begin{cases} 24 \text{ protones} \\ (47 - 24) = 23 \text{ neutrones} \end{cases}$

b) Falso. El elemento de símbolo Co es el cobalto que pertenece al grupo 9 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ . Como se trata de un ion con carga 3+, tiene tres electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 27.

La especie  $^{60}\text{Co}^{3+}$  está integrada por  $\begin{cases} 27 \text{ protones} \\ (60 - 27) = 33 \text{ neutrones} \end{cases}$

c) **Verdadero**. El elemento de símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Como se trata de un ion con carga 2+, tiene dos electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 12.

La especie  $^{24}\text{Mg}^{2+}$  está integrada por  $\begin{cases} 12 \text{ protones} \\ (24 - 12) = 12 \text{ neutrones} \end{cases}$

d) Falso. El elemento de símbolo Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Como se trata de un ion con carga 1-, tiene un electrón más. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 17.

La especie  $^{35}\text{Cl}^-$  está integrada por  $\begin{cases} 17 \text{ protones} \\ (35 - 17) = 18 \text{ neutrones} \end{cases}$

La respuesta correcta es la **c**.

1.234. Sabiendo que el número atómico y el número de masa del azufre son 16 y 32, respectivamente, determine el número de protones que tendrá el núcleo del ion sulfuro,  $\text{S}^{2-}$ :

- a) 16 protones
- b) 30 protones
- c) 14 protones
- d) 32 protones

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Como  $Z = 16$ , esta especie tiene **16 protones**. El que se trate de un ion no afecta para nada al número de protones del núcleo, solo afecta al número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.235. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 138 del bario (número atómico igual a 56), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 59,42 %
- b) 50 %
- c) 40,58 %
- d) 68,29 %

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de protones es 56 y el de neutrones  $(138 - 56) = 82$ .

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{82 \text{ neutrones}}{138 \text{ nucleones}} \cdot 100 = 59,4 \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.236. Si una especie tiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones, se está hablando de un:

- a) Átomo de magnesio
- b) Cation  $\text{Mg}^{2+}$
- c) Cation  $\text{Na}^+$
- d) Átomo de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Si la especie tiene diferente número protones y electrones no puede tratarse de un átomo neutro. Si como ocurre en este caso el número de protones es superior al de electrones quiere decir que se trata de un catión.

Como el número atómico indica el número de protones, 11 en este caso, se trata del elemento sodio, y por tener un electrón menos la especie es el **catión  $\text{Na}^+$** .

La respuesta correcta es la **c**.

1.237. Los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$  y el átomo de Ne se parecen en que:

- a) Tienen el mismo número de electrones.
- b) Tienen el mismo número de protones.
- c) Tienen el mismo número de masa.
- d) En nada.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

▪ El elemento con símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ , y si cede el electrón del orbital 3s se convierte en el  **$\text{Na}^+$**  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

- El elemento con símbolo **O** es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 3s^2 3p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 2p se convierte en  $\text{O}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento con símbolo **Ne** es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

Las tres especies propuestas,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$  y el átomo de **Ne**, son **isoelectrónicas** ya que **tienen 10 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.238. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) se puede asignar a un electrón determinado?

- 4, 4, 1,  $\frac{1}{2}$
- 4, 3, 4,  $-\frac{1}{2}$
- 4, 3, 2, 1
- 4, 3, -2,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- Prohibido. Si  $n = 4$ , el valor de  $l$  debe ser 0, 1, 2 o 3.
- Prohibido. Si  $l = 3$ , el valor de  $m_l$  debe ser -3, -2, -1, 0, 1, 2 o 3.
- Prohibido.  $m_s$  debe ser  $\pm \frac{1}{2}$ .
- Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.239. Un átomo que posee la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$  se corresponde con un elemento:

- Alcalinotérreo
- No metálico
- De transición
- De los gases nobles

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los **metales de transición** son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel d.

La respuesta correcta es la **c**.

1.240. Deduzca cuál de los siguientes supuestos es cierto:

- Dos cationes de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
- Dos átomos de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.
- Dos átomos del mismo grupo pueden ser isoelectrónicos.
- Un átomo y los cationes que puede formar son isoelectrónicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

- Verdadero**. Dos cationes isoelectrónicos de distintos elementos tendrán diferente carga eléctrica. Por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , tienen la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6$ .



- b) Falso. Dos átomos de distintos elementos nunca podrán ser isoelectrónicos ya que tienen diferente número de electrones.
- c) Falso. Dos átomos del mismo grupo tienen igual número de electrones externos pero diferente número total de electrones.
- d) Falso. Un átomo y sus respectivos cationes siempre tendrán diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.241. ¿Cuántos elementos como máximo pueden existir en el nivel energético con valor del número cuántico principal  $n = 3$ ?

- a) 9  
b) 16  
c) 18  
d) 14

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

El número máximo de electrones, y por tanto de elementos, de un nivel cuántico viene dado por la expresión,  $N = 2n^2$ . Para  $n = 3$ , el número de electrones es,  $N = 18$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2011 se pregunta para  $n = 4$ ).

1.242. La transición electrónica que ha tenido lugar en un átomo de hidrógeno da lugar a una línea en el espectro de frecuencia  $10^{14}$  Hz. ¿Cuál sería la frecuencia para el ion hidrogenoide  $\text{Li}^{2+}$ , para misma transición electrónica?

- a) La misma.  
b)  $3 \cdot 10^{14}$  Hz  
c)  $4 \cdot 10^{14}$  Hz  
d)  $9 \cdot 10^{14}$  Hz

(O.Q.L. Madrid 2009)

Según el modelo de Bohr (1913), la energía, en J, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde  $Z$  es el número atómico y  $n$  el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el  $\text{Li}^{2+}$  y el H son especies isoelectrónicas, es decir que tienen el mismo número de electrones.

$$\frac{E_{\text{Li}^{2+}}}{E_{\text{H}}} = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{3^2}{1^2}}{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1^2}{1^2}} = 9$$

De acuerdo con la ecuación dada, la energía del nivel cuántico del  $\text{Li}^{2+}$  es 9 veces la correspondiente al H. Teniendo en cuenta que la frecuencia asociada a una transición electrónica es directamente proporcional a la energía de la misma,  $\Delta E = h \nu$ , entonces si la frecuencia de la transición para el H es  $10^{14}$  Hz, para la transición del  $\text{Li}^{2+}$  será  $9 \cdot 10^{14}$  Hz.

La respuesta correcta es la **d**.

1.243. Tras analizar la configuración electrónica más estable del ion  ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$  se puede concluir que el número de electrones desapareados debe ser igual a:

- a) 1
- b) 2
- c) 5
- d) 3
- e) 0

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . 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 y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el hierro pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son dos del orbital 4s y otro del orbital 3d se convierte en  $\text{Fe}^{3+}$  y su estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el  $\text{Fe}^{3+}$  presenta **5 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.244. ¿Cuántos protones y electrones tiene el ion  $\text{Se}^{2-}$ ?

- a) 24 protones y 26 electrones.
- b) 36 protones y 34 electrones.
- c) 35 protones y 35 electrones.
- d) 34 protones y 36 electrones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número (protones + neutrones) de un átomo.

El elemento de símbolo Se es el selenio que pertenece al grupo 14 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 34 electrones y por tanto, **34 protones**. Como la especie  $\text{Se}^{2-}$  tiene dos cargas negativas, significa que tiene dos electrones más en su última capa, es decir, **36 electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.245. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos es inaceptable en un átomo:

- a) 3, 0, 0,  $\frac{1}{2}$
- b) 3, 1, 0,  $\frac{1}{2}$
- c) 2, 1, -1,  $\frac{1}{2}$
- d) 4, 4, 2,  $-\frac{1}{2}$
- e) 5, 3, 1,  $\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 3s.  
 b) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 3p.  
 c) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 2p.  
 d) **Inaceptable**. Si  $n = 4$ , el valor de  $l$  debe ser 0, 1, 2 o 3.  
 e) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 5f.

La respuesta correcta es la **d**.

1.246. El número atómico del Hg es 80. Si el Tl está exactamente a la derecha del Hg en la tabla periódica, el ion Tl(I) tiene una configuración periódica:

- a)  $6p^1$   
 b)  $6s^2$   
 c)  $5d^{10}$   
 d)  $5d^9$   
 e)  $6s^1$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Hg y Tl son elementos que pertenecen al sexto periodo del sistema periódico. Si el número atómico del Hg es 80, el del Tl, por encontrarse a su derecha es 81 y su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$ , y si cede un electrón del orbital 6p se convierte en el ion Tl(I) cuya estructura electrónica es  $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.247. ¿Cuáles son las designaciones por letras para los valores del número cuántico  $l = 0, 1, 2, 3$ ?

- a) s, l, p, d  
 b) s, p, d, f  
 c) p, d, s, l  
 d) a, b, c, d

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.248. ¿Cuántos orbitales hay en cada una de las siguientes capas o subcapas?

- a) capa  $n = 1$     b) capa  $n = 2$     c) subcapa 3d    d) subcapa 4p  
 a) 1, 4, 7, 3, respectivamente.  
 b) 1, 4, 5, 3, respectivamente.  
 c) 3, 4, 5, 3, respectivamente.  
 d) 4, 3, 5, 1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- a) En la capa  $n = 1$  solo existe el orbital 1s.  
 b) En la capa  $n = 2$  existen el orbital 2s y tres orbitales 2p (4 en total).  
 c) En la subcapa o subnivel 3d existen cinco orbitales 3d ( $3d_{xy}$ ,  $3d_{xz}$ ,  $3d_{yz}$ ,  $3d_{x^2-y^2}$ ,  $3d_{z^2}$ ).  
 d) En la subcapa o subnivel 4p existen tres orbitales 4p ( $4p_x$ ,  $4p_y$ ,  $4p_z$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

1.249. Indique cuál de estas afirmaciones es verdadera:

- a) Los rayos catódicos están formados por los aniones del gas residual que llena el tubo de rayos catódicos.  
 b) Los rayos catódicos están formados por electrones.  
 c) La relación  $m/q$  para los rayos catódicos depende del gas residual.  
 d) Los rayos catódicos están formados por protones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

- a) Falso. El gas residual constituye los rayos canales o positivos.  
 b) **Verdadero**. Según demostró J.J. Thomson (1896) los mal llamados “rayos catódicos” están formados por partículas (se desvían por un campo magnético) con carga negativa (se desvían hacia la parte positiva de un campo eléctrico). Estas partículas, a las que Stoney (1874) llamó **electrones**, son las mismas independientemente del gas con el que se llene el tubo de descarga y de qué material sean los electrodos del mismo.  
 c) Falso. La relación carga masa ( $m/e$ ) llamada “carga específica”, es constante y no depende de con qué gas se llene el tubo de descarga.  
 d) Falso. Si el tubo de descarga de gases se llena con hidrógeno gaseoso, los rayos canales están formados por protones ( $H^+$ ).

La respuesta correcta es la **b**.

1.250. La energía en el estado fundamental del átomo de hidrógeno es:

- a)  $-7,27 \cdot 10^{-25}$  J  
 b)  $-2,179 \cdot 10^{-11}$  J  
 c)  $-5,45 \cdot 10^{-18}$  J  
 d)  $+5,45 \cdot 10^{-18}$  J  
 e)  $-2,179 \cdot 10^{-18}$  J

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía del átomo de hidrógeno y la constante de Rydberg ( $\text{cm}^{-1}$ ), vienen dadas por las siguientes expresiones:

$$\left. \begin{aligned} E &= -\frac{m e^4}{8 h^2 \varepsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \\ R_H &= \frac{m e^4}{8 h^3 c \varepsilon_0^2} \end{aligned} \right\} \rightarrow E = -\frac{h c R_H}{n^2}$$

El estado fundamental de un átomo es el de mínima energía, que para el hidrógeno se corresponde con  $n = 1$ . Sustituyendo en la expresión anterior:

$$E = - \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (109.678 \text{ cm}^{-1})}{1^2} \cdot \frac{1 \text{ m}^{-1}}{10^{-2} \text{ cm}^{-1}} = -2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.251. Indique la proposición correcta en relación a la radiación del espectro electromagnético:

- a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
- b) La energía es inversamente proporcional a la frecuencia.
- c) La energía es directamente proporcional al número de ondas.
- d) La longitud de onda y la amplitud de onda son directamente proporcionales.
- e) La luz visible tiene mayor energía que la luz ultravioleta.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ecuación:

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

- a-b) Falso. La energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda.
- c) **Verdadero**. El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.
- d) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.
- e) Falso. La radiación UV tienen menor longitud de onda que la visible y, por tanto, mayor energía.

La respuesta correcta es la **c**.

1.252. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^1$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- d)  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^1$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

a-b-e) Falso. Estas tres configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar de completar el 2p.

d) Falso. La configuración electrónica propuesta corresponde a un estado imposible ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, no puede haber tres electrones en el orbital 2s.

La respuesta correcta es la **c**.

1.253. Un protón tiene aproximadamente la misma masa que:

- a) Un neutrón.
- b) Una partícula alfa.
- c) Una partícula beta.
- d) Un electrón.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Las masas del protón y neutrón son similares, aunque la del neutrón ( $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ) es ligeramente superior a la del protón ( $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ).

La respuesta correcta es la **a**.

1.254. Cuando los electrones de un átomo que se encuentra en estado excitado caen a un nivel de energía más bajo, la energía:

- a) Se absorbe.
- b) Se libera.
- c) Se absorbe y se libera al mismo tiempo (principio de equivalencia).
- d) Ni se absorbe ni se libera.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Cuando un **electrón** de un átomo excitado **cae a un nivel de energía más bajo emite** la diferencia de energía entre ambos niveles en forma de radiación electromagnética de valor  $h\nu$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.255. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- a) La distribución de electrones en el átomo de Cl.
- b) La diferente velocidad del electrón del H en cada órbita.
- c) La afinidad electrónica del Li.
- d) El espectro de emisión del Na.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La velocidad de un electrón del átomo de hidrógeno en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar  $n$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.256. Cuando un electrón excitado situado en el tercer nivel de energía de un átomo de hidrógeno cae hasta el primer nivel de energía, emite una radiación electromagnética de longitud de onda:

- a)  $7,31 \cdot 10^7 \text{ \AA}$
- b)  $1.025,8 \text{ \AA}$
- c)  $8,7 \cdot 10^{33} \text{ \AA}$
- d)  $9,75 \cdot 10^{16} \text{ \AA}$

(Dato.  $\nu = R_H \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ )

(O.Q.L. Baleares 2010)

La ecuación propuesta, del modelo de Bohr (1913), permite calcular la frecuencia correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico:

$$\nu = 3,290 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{1} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,924 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas por la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{2,924 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} \cdot \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 1.025 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.257. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo de  ${}_{27}\text{Co}$  en fase gas?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^1$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura electrónica del  ${}_{27}\text{Co}$  en su estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$  o en forma abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.258. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos  $n = 4$ ,  $l = 3$  y  $m_l = 0$ ?

- a) 1
- b) 3
- c) 7
- d) 2
- e) 0

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

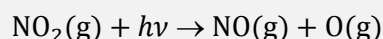
Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

Si los valores de los números cuánticos son  $n = 4$  y  $l = 3$  quiere decir que se trata de un orbital 4f. Existen siete valores diferentes para el número cuántico  $m_l$ , -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, por lo tanto, solo **uno** de estos orbitales puede tener el valor 0.

La respuesta correcta es la **a**.

1.259. La niebla fotoquímica se forma cuando el oxígeno producido en la siguiente fotodisociación reacciona con sustancias orgánicas:



La entalpía de esta reacción es  $\Delta H^\circ = +306 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Si la energía para que se produzca esta reacción proviene de la luz solar, estima cuál es la longitud de onda de la radiación que necesita.

- a)  $25.555,89 \text{ cm}^{-1}$
- b)  $391 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
- c)  $7,67 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$
- d)  $255,56 \text{ m}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía para romper un enlace  $\text{N}\equiv\text{O}$  es:

$$\frac{306 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 3,91 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.260. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos indica una solución permitida de la ecuación de onda?

- a)  $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$
- b)  $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$
- c)  $n = 3, l = -2, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
- d)  $n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.
- b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.
- c) Prohibido. El valor de  $l$  nunca puede ser menor que 0.
- d) Prohibido. El valor de  $m_s$  debe ser  $\pm \frac{1}{2}$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.261. En el modelo atómico de Bohr:

- a) Existen cuatro orbitales atómicos.
- b) El electrón solo puede girar en órbitas estacionarias en las que puede absorber o emitir energía.
- c) Las órbitas en las que gira el electrón están cuantizadas por el número cuántico  $n$ .
- d) Para que un electrón salte de un orbital a otro dentro del mismo nivel energético debe absorber energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a-d) Falso. El modelo atómico de Bohr (1913) no utiliza los orbitales atómicos.

El primer postulado de Bohr establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

$n$  es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3, ...,  $\infty$ ) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman **estacionarias**.



b) Falso. El electrón no absorbe ni emite energía en las órbitas estacionarias.

c) **Verdadero**. Cada órbita estacionaria está caracterizada por el valor del número cuántico  $n$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.262. Un isótopo cuyo número de masa es igual a 18, tiene 2 neutrones más que protones. ¿Cuál será el número de electrones?

- a) 9
- b) 18
- c) 10
- d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de protones o electrones es **8**, ya que el número de neutrones debe ser superior al de protones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.263. Imagine un universo en el que el valor del número cuántico  $m_s$  pueda tomar los valores  $+\frac{1}{2}$ , 0 y  $-\frac{1}{2}$  en lugar de  $\pm\frac{1}{2}$ . Suponiendo que todos los otros números cuánticos pueden tomar únicamente los valores posibles en nuestro mundo y que se aplica el principio de exclusión de Pauli, la nueva configuración electrónica del átomo de nitrógeno será:

- a)  $1s^3 2s^3 2p^1$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^2$
- c)  $1s^3 2s^3 3p^7$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^7$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El nitrógeno ( $Z=7$ ) por lo que su configuración electrónica es  $1s^3 2s^2 2p^3$ .

Si en ese universo el número cuántico  $m_s$  puede tener tres valores diferentes cambia el enunciado del principio de exclusión de Pauli (1925), lo que quiere decir que en cada uno de los orbitales atómicos caben 3 electrones, por lo tanto, la configuración electrónica del nitrógeno en ese universo es  $1s^3 2s^3 2p^1$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.264. ¿En qué tipo de orbital atómico se encuentra el electrón definido por los números cuánticos  $n = 4$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = 0$  y  $m_s = \frac{1}{2}$ ?

- a) Orbital atómico "f"
- b) Orbital atómico "s"
- c) Orbital atómico "p"
- d) Orbital atómico "d"

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

De acuerdo con los valores de los números cuánticos dados se trata de un electrón perteneciente a un orbital 4d.

La respuesta correcta es la **d**.

1.265. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Un elemento químico tiene una masa constante y única.
- b) Un elemento químico puede tener distintos números másicos.
- c) Un elemento químico puede tener distinto número de protones.
- d) Un elemento químico puede tener distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) Falso. La masa de un elemento se calcula teniendo en cuenta los diferentes isótopos que lo forman.

b) **Verdadero**. Los diferentes isótopos de un elemento se diferencian en el valor de su número másico.

c-d) Falso. Cada elemento está caracterizado por un número atómico que coincide con el número de protones de su núcleo o de electrones de su corteza.

La respuesta correcta es la **b**.

1.266. Indique cuál de los siguientes grupos de valores correspondientes a números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  es el permitido:

- a) 3, -1, 1
- b) 1, 1, 3
- c) 5, 3, -3
- d) 0, 0, 0
- e) 4, 2, 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)  
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido.  $l$  nunca puede ser menor que 0.

b) Prohibido. Si  $n = 1$ ,  $l$  y  $m_l$  solo pueden valer 0.

c-e) **Permitidos**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

d) Prohibido.  $n$  nunca puede ser 0.

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

(En la cuestión propuesta en Castilla-La Mancha 2016 se cambia c por e).

1.267. La hipótesis de Planck establece que:

- a) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende además de la frecuencia de la luz.
- b) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que no depende además de la frecuencia de la luz.
- c) Los fotones de luz tienen la misma cantidad de energía.
- d) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende de la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La hipótesis propuesta por M. Planck (1900) propone que:

“La energía es absorbida o emitida por los electrones en forma de cantidades discretas, llamadas cuantos, de valor  $E = h \nu$ ”.

Posteriormente, A. Einstein denominará **fotones** a los cuantos de luz.

La respuesta correcta es la **a**.

1.268. En el efecto fotoeléctrico:

- a) La energía de los fotones depende de la intensidad de la radiación incidente.
- b) La energía de los fotones es independiente de la intensidad de la radiación incidente.
- c) Se produce emisión a cualquier frecuencia.
- d) El número de fotoelectrones emitidos es independiente de la intensidad de la radiación incidente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c (\nu - \nu_0) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia del fotón incidente} \\ \nu_0 = \text{frecuencia característica del metal} \end{cases}$$

a-d) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) **Verdadero**. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por lo tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Para que se produzca la emisión es necesario que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica,  $\nu > \nu_0$ .

La respuesta correcta es la **b**.

1.269. Del siguiente grupo de números cuánticos para electrones, ¿cuál es falso?

- a) 2, 1, 0,  $-\frac{1}{2}$
- b) 2, 1, -1,  $+\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, 1,  $+\frac{1}{2}$
- d) 2, 0, 0,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Asturias 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

c) **Prohibido**. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

1.270. El número atómico del Cu es 29. Si la Ag está exactamente debajo del Cu en la tabla periódica, el ion Ag(III) tiene una configuración:

- a)  $d^9$
- b)  $d^7$
- c)  $d^8$
- d)  $d^5$
- e)  $d^6$

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Cu y Ag son elementos que pertenecen al grupo 11 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^1 (n - 1)d^{10}$ .

Para el Cu ( $n = 4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ag ( $n = 5$ ) ya que se encuentra en el quinto, por lo tanto, la estructura electrónica abreviada del Ag es  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ , y si cede tres electrones, situados uno en el orbital 5s y dos en el 4d, se convierte en el ion Ag(III) cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^8$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.271. El elemento estable al que más fácilmente se le pueden arrancar fotoelectrones es el cesio, que tiene una longitud de onda característica de 580 nm. Cuando se ilumina una placa de cesio con una luz roja de 660 nm:

- Se consigue que se emitan fotoelectrones.
- No se produce efecto fotoeléctrico.
- No es cierto que el cesio sea el elemento que más fácilmente emite fotoelectrones.
- No es cierto que una luz roja pueda tener una longitud de onda de 660 nm.
- El electrón emite energía cinética.
- Los electrones se emitirán con energía cinética elevada.
- Tendrá lugar una reacción nuclear.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Baleares 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left( \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica:  $\lambda < \lambda_0$ .

Como  $\lambda_{\text{luz roja}} (660 \text{ nm}) > \lambda_{\text{Cs}} (580 \text{ nm})$ , no se produce el efecto fotoeléctrico.

La respuesta correcta es la **b**.

(En Baleares 2015 se proponen a, b, f y g).

1.272. La configuración electrónica del ion  $\text{Cr}^{3+}$  es:

- $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
- $[\text{Ar}] 3d^3$
- $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

(O.Q.N. Valencia 2011)

El elemento cuyo símbolo es Cr es el cromo que se encuentra situado en grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927),  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , y si cede tres electrones, uno del orbital 4s y dos del 3d, se convierte en  $\text{Cr}^{3+}$ , cuya estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^3$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.273. Indique cuál de las siguientes sales está formada por iones isoelectrónicos:

- a) KI
- b)  $\text{AlCl}_3$
- c)  $\text{CaBr}_2$
- d)  $\text{MgF}_2$

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de los iones implicados en las sales propuestas son:

- $\text{K}^+$  → El elemento con símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ , y si el electrón del orbital 4s se convierte en  $\text{K}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{I}^-$  → El elemento con símbolo I es el yodo y pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 5p se convierte en  $\text{I}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ .
- $\text{Al}^{3+}$  → El elemento con símbolo Al es el aluminio y pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ , y si cede los tres electrones de su capa más externa se convierte en  $\text{Al}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{Cl}^-$  → El elemento con símbolo Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 3p se convierte en  $\text{Cl}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Ca}^{2+}$  → El elemento con símbolo Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ , y si cede los electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- $\text{Br}^-$  → El elemento con símbolo Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 4p se convierte en  $\text{Br}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .
- $\text{Mg}^{2+}$  → El elemento con símbolo Mg es el magnesio y pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ , y si cede los electrones del orbital 3s se convierte en  $\text{Mg}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- $\text{F}^-$  → El elemento con símbolo F es el flúor y pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , y si gana un electrón para completar el orbital 2p se convierte en  $\text{F}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

De las parejas de iones propuestas, no son isoelectrónicas,  $\text{K}^+$  y  $\text{I}^-$ ,  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Br}^-$ , mientras que la pareja  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{F}^-$  sí que es isoelectrónica.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

1.274. ¿Cuál de estas propuestas es correcta?

- a) El producto de la longitud de onda por la frecuencia es una constante para la luz visible en el vacío.
- b) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta la energía del fotón.
- c) A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta su amplitud.
- d) La luz verde tiene mayor frecuencia que la luz azul.
- e) La amplitud aumenta con la longitud de onda.

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

- a) **Verdadero.** Frecuencia y longitud de onda están relacionadas por medio de la expresión  $c = \lambda \nu$ .
- b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

- c) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.
- d) Falso. La frecuencia de la luz verde es menor que la del luz azul.
- e) Falso. La amplitud de una onda no depende de su frecuencia.

La respuesta correcta es la **a**.

1.275. El vanadio, un metal de gran dureza y resistencia a la tracción, se emplea en numerosas aleaciones. Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al  ${}_{23}\text{V}$ ?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3s^2 4s^2 3d^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Valencia 2016)

El elemento de símbolo V es el vanadio y pertenece al grupo 5 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.276. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- a) Dos aniones distintos pueden ser isoelectrónicos.
- b) Un catión y un anión pueden ser isoelectrónicos.
- c) Dos átomos neutros pueden ser isoelectrónicos.
- d) Dos cationes distintos pueden ser isoelectrónicos.

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

a) Correcto. Dos aniones isoelectrónicos de elementos pertenecientes a grupos diferente del sistema periódico tendrán diferente carga eléctrica, por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{O}^{2-}$ , tienen la misma estructura electrónica,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sin embargo, si ambos aniones pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{Cl}^-$ , tienen, respectivamente, las estructuras electrónicas,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , y  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

b) Correcto. Un catión y un anión de distintos elementos sí pueden ser isoelectrónicos, por ejemplo,  $\text{F}^-$  y  $\text{Na}^+$ , tienen la misma estructura electrónica,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

c) **Incorrecto.** **Dos átomos neutros de diferentes elementos** tienen distinto número atómico, es decir de protones y de electrones, por lo tanto, **nunca podrán ser isoelectrónicos**.

d) Correcto. Dos cationes isoelectrónicos de elementos pertenecientes a grupos diferente del sistema periódico tendrán diferente carga eléctrica, por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ , tienen la misma estructura electrónica,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sin embargo, si ambos cationes pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo,  $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$  tienen, respectivamente, las estructuras electrónicas,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , y  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

1.277. Cuando los átomos de dos elementos tienen en sus núcleos el mismo número de protones pero distinto número de neutrones se llaman:

- a) Isómeros
- b) Isótopos
- c) Heterodoxos
- d) Isoprotónicos

(O.Q.L. Murcia 2011)

**Isótopos** son átomos de un mismo elemento con el **mismo** número atómico (**número de protones**) y distinto número másico (**distinto número de neutrones**).

La respuesta correcta es la **b**.

1.278. Dado el anión  ${}^{14}_7\text{X}^{3-}$  es posible asegurar que tiene:

- a) 7 electrones
- b) 10 electrones
- c) 14 neutrones
- d) 14 protones

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La especie química propuesta tiene 7 protones y  $(14 - 7) = 7$  neutrones y como la especie es aniónica (está cargada negativamente), significa que tiene 3 electrones de más en su última capa,  $(7 + 3) = 10$  **electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.279. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.
- b) El número de electrones en un orbital depende del valor de  $n$ .
- c) Los electrones giran alrededor del núcleo a velocidad constante.
- d) Los electrones cuando giran alrededor del núcleo no sufren aceleración.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. En el átomo de Bohr (1913), los electrones giran en órbitas circulares, no existen orbitales.

c) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor  $v^2/r$  es la aceleración normal del electrón.

d) Falso. Como se ha visto en la propuesta anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

1.280. Para el potasio  ${}_{19}^{41}\text{K}$  es correcto decir que:

- a) Su número atómico es 41.
- b) Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- c) En su núcleo hay 19 neutrones y 22 protones.
- d) Es un isómero del  ${}_{20}^{41}\text{K}$ .

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La configuración electrónica del potasio ( $Z = 19$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Como su número atómico es 19 tiene 19 protones y 19 electrones y su núcleo contiene  $(41 - 19) = 22$  neutrones.

Los átomos no tienen isómeros.

La respuesta correcta es la **b**.

1.281. ¿Cuál de las siguientes configuraciones no es posible de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^4$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$
- c)  $1s^2 2s^2 3p^1$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-d) Falso. Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^4$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$  corresponden a estados fundamentales, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$  corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”,

y en la configuración propuesta, en el orbital 3s hay tres electrones.

c) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 3p^1$  corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía se debería haber empezado a llenar el orbital 2p en lugar del 3p.

La respuesta correcta es la **b**.

1.282. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón situado en un orbital 4d?

- a)  $n = 4; l = 3; m_l = -3; m_s = +\frac{1}{2}$
- b)  $n = 4; l = 2; m_l = +1; m_s = +\frac{1}{2}$
- c)  $n = 4; l = 1; m_l = -2; m_s = -\frac{1}{2}$
- d)  $n = 4; l = 0; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A un electrón que se encuentre en un orbital 4d le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$  (subnivel de energía d)



- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

1.283. El número de electrones del ion  ${}^{58}_{26}\text{Fe}^{3+}$  es:

- a) 23
- b) 29
- c) 26
- d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número atómico indica que la especie química propuesta tiene 26 protones. Como se trata de un catión con tres cargas positivas significa que tiene 3 electrones de menos en su última capa, es decir,  $(26 - 3) = 23$  electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.284. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo de S ( $Z = 16$ ) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 4
- c) 2
- d) 6
- e) 1
- f) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La estructura electrónica abreviada del S ( $Z = 16$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . 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:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el S presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.285. El elemento X de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) -1
- b) +5
- c) +1
- d) -7

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana un electrón, completa su capa más externa y consigue una estructura electrónica muy estable de gas noble,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , formando un ion cuya valencia iónica es  $-1$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.286. ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento?

- a) En el número másico.
- d) En el número de protones.
- b) En el número atómico.
- c) En la configuración electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

**Isótopos** son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y **diferente número másico** (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **a**.

1.287. ¿Qué valores de la siguiente tabla son incorrectos?

protones	Z	neutrones	A	electrones	isótopo
13	14	14	27	13	$^{27}\text{Al}$
10	10	11	22	10	$^{21}\text{Ne}$
17	17	21	37	17	$^{37}\text{Cl}$

- a) El número de protones de los tres isótopos.
- b) El nº de electrones de  $^{27}\text{Al}$ , el valor de Z de  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$ .
- c) El valor de Z de  $^{27}\text{Al}$ , el valor de A de  $^{21}\text{Ne}$  y el nº de neutrones de  $^{37}\text{Cl}$ .
- d) El nº de protones de  $^{27}\text{Al}$ , el nº de neutrones de  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$ .

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Isótopo  $^{27}\text{Al} \rightarrow (Z = 13)$  está integrado por  $\left\{ \begin{array}{l} 13 \text{ protones} \\ 13 \text{ electrones} \\ (27 - 13) = 14 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo  $^{21}\text{Ne} \rightarrow (Z = 10)$  está integrado por  $\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ protones} \\ 10 \text{ electrones} \\ (21 - 10) = 11 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo  $^{37}\text{Cl} \rightarrow (Z = 17)$  está integrado por  $\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ protones} \\ 17 \text{ electrones} \\ (37 - 17) = 20 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

a) Correcto. El número de protones de los tres isótopos es el que aparece en la tabla.

b) Correcto. El número de electrones de  $^{27}\text{Al}$ ; el valor de Z del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de A de  $^{37}\text{Cl}$  son los que aparecen en la tabla.

c) **Incorrecto**. El valor de Z del isótopo  $^{27}\text{Al}$  no es 14; el valor de A del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  no es 22; ni el número de neutrones de  $^{37}\text{Cl}$  es 21.

d) Correcto. El número de protones del isótopo  $^{27}\text{Al}$ , el número de electrones del isótopo  $^{21}\text{Ne}$  y el valor de  $A$  del isótopo  $^{37}\text{Cl}$  son los que figuran en la tabla.

La respuesta incorrecta es la c.

1.288. El concepto de órbita en el modelo atómico de Bohr se define como:

- a) La región del espacio más cercana al núcleo en la que se encuentra el electrón.
- b) La densidad de carga repartida alrededor del núcleo.
- c) Una zona del átomo donde es más probable encontrar al electrón.
- d) Una trayectoria circular o elíptica en la que se mueven girando los electrones alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Estas **órbitas** denominadas estacionarias son **circulares** y están caracterizadas por un número entero denominado número cuántico principal. Las orbitas **elípticas** son introducidas por Sommerfeld (1916) para corregir el modelo propuesto por Bohr.

La respuesta correcta es la d.

1.289. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, cuál es correcta.

- a) 3, 1, 1, 0
- b) 1, 1, 0,  $+\frac{1}{2}$
- c) 5, 3, -3,  $-\frac{1}{2}$
- d) 2, 1, -2,  $+\frac{1}{2}$
- e) 4, 3, 3, 0
- f) 5, 0, 1,  $+\frac{1}{2}$
- g) 3, 2, 0, 0
- h) 1, 0, 1,  $+\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) La combinación de números cuánticos (3, 1, 1, 0) no es correcta ya que el número cuántico  $m_s$  solo puede valer  $\pm\frac{1}{2}$ .

b) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0,  $\frac{1}{2}$ ) no es correcta ya que si el número cuántico  $n = 1$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0.

c) La combinación de números cuánticos (5, 3, -3,  $-\frac{1}{2}$ ) es **correcta** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un **orbital 5f**.

d) La combinación de números cuánticos (2, 1, -2,  $+\frac{1}{2}$ ) no es correcta ya que si el número cuántico  $l = 1$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer -1, 0, +1.

e) La combinación de números cuánticos (4, 3, 3, 0) no es correcta ya que si el número cuántico  $n = 4$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0, 1, 2 o 3; y además, el número cuántico  $m_s$  solo puede valer  $\pm\frac{1}{2}$ .

f) La combinación de números cuánticos (5, 0, 1,  $+\frac{1}{2}$ ) no es correcta ya que si el número cuántico  $l = 0$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer 0.

g) La combinación de números cuánticos (3, 2, 0, 0) no es correcta ya que el número cuántico  $m_s$  solo puede valer  $\pm\frac{1}{2}$ .

h) La combinación de números cuánticos (1, 0, 1,  $+\frac{1}{2}$ ) no es correcta ya que si el número cuántico  $l = 0$ , el número cuántico  $m_l$  solo puede valer 0.

La respuesta correcta es la **c**.

1.290. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros en el estado fundamental son incorrectas?

- a)  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Galicia 2011)

a) **Incorrecta**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$  incumple el principio de mínima energía ya que se ocupan los subniveles 3s y 3p antes que el 2p.

b) Correcta. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  incumple el principio de mínima energía, pero sin embargo presenta mayor multiplicidad. Se trata de una excepción en la configuración electrónica de los elementos.

c) **Incorrecta**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$  no puede existir ya que en subnivel 2p caben como máximo seis electrones.

d) Correcta. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  cumple el principio de mínima energía.

e) **Incorrecta**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$  no es posible ya que, de acuerdo con los valores permitidos para los números cuánticos, el subnivel 2d no puede existir.

Las respuestas incorrectas son **a, c y e**.

1.291. Si la configuración electrónica de un átomo es  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ . Indique la afirmación correcta:

- a) Para pasar a la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6$  el átomo necesita energía.
- b) Su configuración es estable.
- c) Su número atómico es 9.
- d) Pertenece al grupo de los gases nobles.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

a-b) Incorrectas. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  incumple el principio de mínima energía ya que se ocupa el subnivel 3s antes de completar el 2p y hace que el átomo se encuentre en un estado excitado.

c) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 10 electrones, por lo tanto, su número atómico es 10.

d) **Correcta**. Si el número atómico es 10 quiere decir que se trata del elemento neón, uno de los **gases nobles**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.292. El número atómico del Cr es 24. Si el Mo está exactamente debajo del Cr en la tabla periódica, el ion Mo(II) tiene una configuración:

- a)  $d^1$
- b)  $d^9$
- c)  $d^4$
- d)  $d^5$

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Cr y Mo son elementos que pertenecen al grupo 6 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^1 (n - 1)d^5$ .

Para el Cr ( $n = 4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Mo ( $n = 5$ ) ya que se encuentra en el quinto, por lo tanto, la estructura electrónica abreviada del Mo es  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$ , y si cede dos electrones, situados uno en el orbital 5s y otro en el 4d, se convierte en el ion Mo(II) cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^4$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y País Vasco 2010).

1.293. Cuál de las siguientes parejas de átomos tiene el mismo número de neutrones en los dos núcleos:

- |  |   |
|--|---|
| a) $^{56}\text{Co}$ y $^{58}\text{Co}$ | f) $^{56}_{28}\text{Ni}$ y $^{58}_{28}\text{Ni}$      |
| b) $^{57}\text{Mn}$ y $^{57}\text{Fe}$ | g) $^{57}_{27}\text{Co}$ y $^{57}_{28}\text{Ni}$      |
| c) $^{57}\text{Fe}$ y $^{58}\text{Ni}$ | h) $^{58}_{26}\text{Fe}$ y $^{56}_{26}\text{Fe}^{2+}$ |
| d) $^{57}\text{Co}$ y $^{58}\text{Ni}$ |   |
| e) $^{57}\text{Mn}$ y $^{58}\text{Ni}$ |   |

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. La Rioja 2016)  
(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ( $A - Z$ ).

a-f-h) Falso. Es imposible que dos isótopos tengan el mismo número de neutrones.

b-g) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos diferentes con el mismo número másico tengan el mismo número de neutrones.

c-e) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos no consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tengan el mismo número de neutrones.

d) **Verdadero**. Esos dos núcleos de elementos consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tienen el mismo número de neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.294. De los siguientes cationes, el que presenta mayor valor de su momento magnético (paramagnetismo) es:

- a)  $\text{Ca}^{2+}$
- b)  $\text{Sc}^{3+}$
- c)  $\text{Mn}^{3+}$
- d)  $\text{Fe}^{3+}$
- e)  $\text{Cu}^{2+}$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados, y su momento magnético tendrá mayor valor cuantos más electrones desapareados presente dicho ion.

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ , y si cede los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie paramagnética.

b) Falso. El elemento cuyo símbolo es Sc es el escandio que pertenece al grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ , y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y el del 3d, se convierte en  $\text{Sc}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo tanto, no es una especie paramagnética.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es Mn es el manganeso que pertenece al grupo 7 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ , y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y uno del 3d, se convierte en  $\text{Mn}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^4$ .

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 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, sí es una especie paramagnética.

d) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Fe es el hierro que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y uno del 3d, se convierte en  $\text{Fe}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ .

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cinco electrones desapareados, por tanto, sí es una especie paramagnética.

e) Falso. El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ , y si cede dos electrones, el del orbital 4s y uno del 3d, se convierte en  $\text{Cu}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^9$ .

La distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, sí es una especie paramagnética.

El **momento magnético de mayor** valor le corresponde al ion  $\text{Fe}^{3+}$  ya que es la especie que presenta más electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **d**.

1.295. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental del Cu ( $Z = 29$ )?

- a) [Ar]  $3d^8 4s^1$
- b) [Ar]  $3d^9 4s^2$
- c) [Ar]  $3d^{10} 4s^1$
- d) [Kr]  $3d^9 4s^2$
- e) [Ne]  $3d^9 4s^2$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La estructura electrónica abreviada del Cu ( $Z = 29$ ) es [Ar]  $3d^{10} 4s^1$ , 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”,

y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

1.296. ¿Existen orbitales 3p de un átomo de nitrógeno?

- a) Nunca.
- b) Siempre.
- c) Solo cuando está excitado.
- d) Solo cuando el nitrógeno está en estado líquido.

(O.Q.L. Asturias 2012)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda,  $\Psi$ . Está definido por tres números cuánticos ( $n$ ,  $l$  y  $m_l$ ).

Si se habla de un orbital 3p para el nitrógeno quiere decir que uno de los siete electrones del nitrógeno incumple el principio de mínima energía y se encontraría en ese orbital de mayor energía, dando lugar a un **estado excitado**. Sus números cuánticos serían:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ )
- $m_s = \pm 1/2$

La respuesta correcta es la **c**.

1.297. El  $^{12}\text{C}$  y el  $^{14}\text{C}$  son:

- a) Isómeros
- b) Isógonos
- c) Isótopos
- d) Isologos

(O.Q.L. Murcia 2012)

Los átomos de carbono propuestos se diferencian en el número másico, por tanto son **isótopos**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.298. El modelo atómico de Bohr no pudo explicar el llamado efecto Zeeman (el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético). Sommerfeld perfeccionó este modelo:

- Introduciendo la velocidad de giro en las órbitas.
- Aplicando un modelo hiperdimensional en capas.
- Incluyendo órbitas elípticas en modelo.
- Demostrando que los protones también se mueven alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Las restricciones impuestas por Bohr (1913) fueron insuficientes para poder explicar los espectros de átomos polielectrónicos.

A. Sommerfeld (1916) generalizó el modelo propuesto por Bohr haciendo que el electrón además de girar en órbitas circulares lo hiciera también en **órbitas elípticas**. Estas órbitas se encontraban asociadas al número cuántico secundario o azimutal,  $l$ .

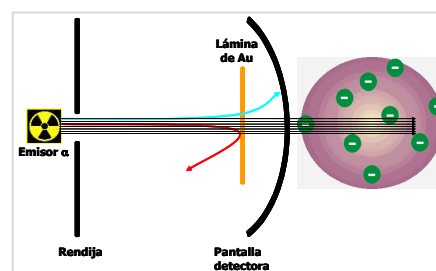
La respuesta correcta es la **c**.

1.299. Ernest Rutherford demostró experimentalmente la existencia de:

- La partícula  $\alpha$
- El electrón
- El neutrón
- El núcleo

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

En el experimento de E. Rutherford, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco con una zona central diminuta, positiva y muy densa llamada **núcleo** atómico.



La respuesta correcta es la **d**.

1.300. Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, la correcta es:

- $2, 1, -2, +\frac{1}{2}$
- $7, 3, 3, -\frac{1}{2}$
- $6, 4, -1, -\frac{1}{2}$
- $3, 3, 0, +\frac{1}{2}$
- $0, 0, 0, +\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Incorrecta. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  debe ser  $-1, 0, 1$ .

b-c) **Correctas**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

d) Incorrecta. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  debe ser  $0, 1$  o  $2$ .

e) Incorrecta. El número cuántico principal  $n$  no puede valer  $0$ .

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



1.301. ¿Cuántos orbitales atómicos pueden existir con un número cuántico principal igual a  $n$ ?

- a)  $n$  orbitales
- b)  $n^2$  orbitales
- c)  $2n$  orbitales
- d)  $(2n - 1)$  orbitales

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de orbitales con igual número cuántico  $n$  es  $n^2$ . Por ejemplo:

- $n = 2 \rightarrow (1 \text{ orbital } 2s) + (3 \text{ orbitales } 2p) \rightarrow 2^2 \text{ orbitales}$
- $n = 3 \rightarrow (1 \text{ orbital } 3s) + (3 \text{ orbitales } 3p) + (5 \text{ orbitales } 3d) \rightarrow 3^2 \text{ orbitales}$
- $n = 4 \rightarrow (1 \text{ orbital } 4s) + (3 \text{ orbitales } 4p) + (5 \text{ orbitales } 4d) + (7 \text{ orbitales } 4f) \rightarrow 4^2 \text{ orbitales}$

La respuesta correcta es la **b**.

1.302. No pueden existir en un átomo dos electrones con los mismos números cuánticos. Esto es una consecuencia del:

- a) Principio de Aufbau.
- b) Primera regla de Hund.
- c) Principio de exclusión de Pauli.
- d) Un postulado de Bohr.
- e) Principio de ocupación.
- f) Principio de Heisenberg.

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. País Vasco 2017)

El [principio de exclusión de Pauli](#) (1915) dice:

“en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos”.

Por lo tanto, esos [dos electrones deben tener diferente número cuántico de espín](#).

La respuesta correcta es la **c**.

1.303. Las configuraciones electrónicas del cromo y del catión  $\text{Cr}^{2+}$  son, respectivamente:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^1$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$

(O.Q.L. Valencia 2012) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

El [cromo](#) se encuentra en el grupo 6 y periodo 4, por lo que su estructura electrónica debería ser  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ :

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  con una disposición de los electrones en los orbitales 3s y 4d es:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta ambos orbitales semillenos, con 6 electrones desapareados, con menos energía y por ello más estable.

Para obtener la estructura electrónica del ion  $\text{Cr}^{2+}$  se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital 4s y otro del 3d quedando la siguiente estructura electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^0 3d^4$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2013 solo se pregunta el  $\text{Cr}^{2+}$ ).

1.304. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 38 : 36 : 50?

- a)  $^{47}\text{Cr}$
- b)  $^{88}\text{Sr}^{2+}$
- c)  $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d)  $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El elemento cuyo símbolo es Sr es el estroncio que pertenece al grupo 2 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ . La suma de los superíndices indica que tiene 38 protones. Como se trata de un catión con carga 2+ el número de electrones es dos unidades inferior al de protones, 36 y su número de neutrones es  $(88 - 38) = 50$ .

La especie  $^{88}\text{Sr}^{2+}$  está integrada por 38 protones, 36 electrones y 50 neutrones.

La respuesta correcta es la **b**.

1.305. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de electrones?

- a)  $^{47}\text{Cr}$
- b)  $^{88}\text{Sr}^{2+}$
- c)  $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d)  $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

- El elemento cuyo símbolo es Cr es el cromo que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ . La suma de los superíndices indica que tiene 24 electrones. El número de neutrones de la especie es  $(47 - 24) = 23$ .
- El elemento cuyo símbolo es Sr es el estroncio que pertenece al grupo 2 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ . La suma de los superíndices indica que debe tener 38 electrones, pero como se trata de catión con dos cargas positivas ese número se reduce en dos unidades y es 36. El número de neutrones de la especie es  $(88 - 38) = 50$ .
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . La suma de los superíndices indica que debe tener 12 electrones, pero como se trata de catión con dos cargas positivas ese número se reduce en dos unidades y es 10. El número de neutrones de la especie es  $(24 - 12) = 12$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices indica que debe tener 17 electrones, pero como se trata de anión con una carga negativa ese número aumenta en una unidad y es 18. El número de neutrones de la especie es  $(35 - 17) = 18$ .

En la siguiente tabla se indica el número de partículas de cada una de las especies propuestas:

	$^{47}\text{Cr}$	$^{88}\text{Sr}^{2+}$	$^{24}\text{Mg}^{2+}$	$^{35}\text{Cl}^-$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{128}_{48}\text{Cd}$
Protones	24	38	12	17	19	48
Electrones	24	36	10	18	19	48
Neutrones	23	50	12	18	20	72

La especie  $^{35}\text{Cl}^-$  está integrada por 18 electrones y 18 neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.306. La primera energía de ionización del sodio es  $495,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ . ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que podría arrancar un electrón de un átomo de sodio?

- $2,41 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- 4,14 m
- $4,14 \cdot 10^{-3} \text{ m}$
- $2,41 \cdot 10^{-4} \text{ m}$

(O.Q.L. Galicia 2012)

La primera energía de ionización del sodio:

$$\frac{495,9 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,235 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la longitud de onda de la radiación arrancar el electrón es:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,99 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{8,235 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,412 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.307. ¿Qué conjunto de números cuánticos ( $l, m_l$ ) podrían representar a un electrón situado en un orbital 5f?

- a) (4, 2)
- b) (5, 3)
- c) (3, 4)
- d) (3, 0)

(O.Q.L. Galicia 2012)

A un electrón que se encuentre en un orbital 5f le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$  (quinto nivel de energía)
- $l = 3$  (subnivel de energía f)
- $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$  (indistintamente, ya que el subnivel d está heptuplemente degenerado, es decir, el subnivel f tiene 7 orbitales diferentes)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

1.308. El número de electrones desapareados de un átomo de cromo en su estado fundamental es:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- f) 4
- g) 5
- h) 6

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.N. Madrid 2015)

La estructura electrónica abreviada del Cr ( $Z=24$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ . 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 observa, el Cr presenta **6 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **h**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2015 no había ninguna respuesta correcta).

1.309. La energía de disociación del yodo es  $240 \text{ kJ mol}^{-1}$ . ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que puede producir la disociación del yodo?

- a)  $4,99 \cdot 10^{-6} \text{ m}$
- b)  $49,7 \text{ \AA}$
- c)  $4,97 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
- d)  $497,2 \text{ nm}$

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

La energía para romper el enlace de una molécula de yodo es:

$$\frac{240 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 3,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{3,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 497,9 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y en Madrid 2013 se cambian respuestas).

1.310. Dados los siguientes grupos de números cuánticos ( $n, l, m_l$ ). Indique qué grupo es el que está permitido.

- a) (3, 2, 0)
- b) (2, 3, 0)
- c) (3, 3, 2)
- d) (2, -1, 1)

(O.Q.L. Madrid 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- b) Prohibido. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.
- c) Prohibido. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0, 1 o 2.
- d) Prohibido. El valor de  $l$  nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la **a**.

1.311. De las siguientes proposiciones, referentes a la teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno, señala la que consideres correcta:

- a) Las órbitas del electrón son circulares y pueden tener cualquier radio.
- b) Cuando un electrón se mueve alrededor del núcleo, lo hace emitiendo energía.
- c) El electrón puede tener cualquier energía. La diferencia entre dos niveles energéticos es siempre constante.
- d) Para que un electrón pase de una órbita a otra ha de absorber o emitir energía.

(O.Q.L. Baleares 2012)

a) Falso. En el átomo de Bohr (1913) solo existen órbitas circulares llamadas "estacionarias" en las que se cumple la condición:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal} \end{cases}$$

En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

b) Falso. De acuerdo con el segundo postulado de Bohr, en las órbitas “estacionarias” el electrón gira en torno al núcleo sin emitir energía.

c) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal  $n$  que solo puede tomar valores de números enteros. Además, la diferencia de energía entre dos niveles consecutivos no es constante ya que la energía de un nivel está de acuerdo con la expresión:

$$E = -\frac{k}{n^2}$$

d) **Verdadero**. Cuando los electrones pasan a una órbita superior ganan energía y cuando la emiten caen a una órbita inferior.

La respuesta correcta es la **d**.

1.312. En el átomo de hidrógeno los orbitales 3s, 3p y 3d tienen:

- a) Diferente energía.
- b) La misma energía.
- c) El hidrógeno no tiene orbitales 3s, 3p y 3d.
- d) 3s y 3p tienen la misma energía, pero 3d no.

(O.Q.L. Baleares 2012)

El principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

Por tanto, todos los orbitales tienen diferente energía.

La respuesta correcta es la **a**.

1.313. El número atómico del Cu es 29. ¿Cuál es la configuración del ion Au(III)?

- a)  $d^9$
- b)  $d^7$
- c)  $d^8$
- d)  $d^6$

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Cu y Au son elementos que pertenecen al grupo 11 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^1 (n-1)d^{10}$ . Para el Cu ( $n=4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Au ( $n=6$ ) ya que se encuentra en el quinto y su estructura electrónica es  $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$ .

La estructura electrónica del ion Au(III) es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^8$  ya que cede un electrón de su capa más externa y dos electrones de la anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

1.314. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm. La energía de un fotón de luz verde es:

- a)  $3,64 \cdot 10^{-38}$  J
- b)  $2,17 \cdot 10^5$  J
- c)  $3,61 \cdot 10^{-19}$  J
- d)  $1,09 \cdot 10^{-27}$  J
- e)  $5,45 \cdot 10^{12}$  J

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{550 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,61 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

1.315. La investigación del espectro de absorción de un determinado elemento, muestra que un fotón con una longitud de onda de 500 nm proporciona la energía para hacer saltar un electrón desde el segundo nivel cuántico hasta el tercero. De esta información se puede deducir:

- La energía del nivel  $n = 2$ .
- La energía del nivel  $n = 3$ .
- La suma de las energías de los niveles  $n = 2$  y  $n = 3$ .
- La diferencia de las energías entre los niveles  $n = 2$  y  $n = 3$ .
- Todas las anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico y cuando se quiere estudiar este salto para otro elemento basta con cambiar el valor de la constante  $R_H$ .

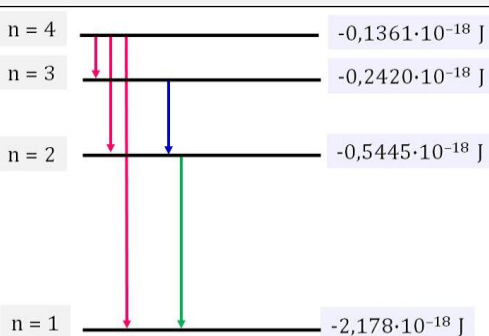
Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E = \frac{h c}{\lambda} \end{array} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Como se observa, el valor la **longitud de onda** del fotón proporciona la diferencia de energía entre los niveles cuánticos entre los que salta el electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

1.316. Considere el siguiente diagrama de niveles de energía para el átomo de hidrógeno:



La transición en la que se emite una luz con mayor longitud de onda es:

- $n = 4 \rightarrow n = 3$
- $n = 4 \rightarrow n = 2$
- $n = 4 \rightarrow n = 1$
- $n = 3 \rightarrow n = 2$
- $n = 2 \rightarrow n = 1$

(O.Q.N. Alicante 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E &= \frac{h c}{\lambda} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La mayor longitud de onda le corresponde al salto que sea menos energético, es decir, aquél que presente un valor más pequeño de:

$$\left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ y, por lo tanto, mayores valores para } n_1 \text{ y } n_2.$$

De los saltos propuestos, se trata del que va desde  $n_1 = 4$  a  $n_2 = 3$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.317. ¿Cuántos orbitales f tienen el valor  $n = 3$ ?

- a) 0
- b) 3
- c) 5
- d) 7
- e) 1

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico  $l$  se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

Para el número cuántico  $n = 3$ , los valores posibles del número cuántico  $l$  son 0 (orbital s), 1 (orbital p) y 2 (orbital d).

Para ese valor de  $n$ , **no es posible la existencia de orbitales f**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.318. Las configuraciones electrónicas del Cu ( $Z = 29$ ) en su estado fundamental y del  $\text{Cu}^{2+}$  son, respectivamente:

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$        $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
- b)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$        $[\text{Ar}] 3d^9$
- c)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$        $[\text{Ar}] 3d^9$
- d)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$        $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
- e)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$        $[\text{Ar}] 4s^1 3d^8$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2016)

La configuración electrónica abreviada del Cu en su estado fundamental debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ :

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes, pero



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”, se consigue una nueva estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ :

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

tiene el orbital 4s semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

Para obtener la estructura electrónica del ion  $\text{Cu}^{2+}$  se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital 4s y otro del 3d quedando la siguiente estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 3d^9$ :

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

La respuesta correcta es la c.

(En la Rioja 2016 solo se pregunta el ion  $\text{Cu}^{2+}$ ).

1.319. La configuración electrónica del  $\text{Zn}^{2+}$  ( $Z = 30$ ) es:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La configuración electrónica del Zn ( $Z = 30$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$  o, de forma abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ , y si pierde los dos electrones situados en el orbital 4s se convierte en  $\text{Zn}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$

La respuesta correcta es la a.

1.320. ¿Cuántos electrones poseen los átomos de argón (Ar), de número atómico 18, en su capa o nivel de energía más externo?

- a) 2 electrones
- b) 6 electrones
- c) 8 electrones
- d) 18 electrones

(O.Q.L. Extremadura 2013)

La estructura electrónica abreviada del Ar ( $Z = 18$ ) en el estado fundamental es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ , por lo tanto, tiene **8 electrones** en su nivel de energía más externo.

La respuesta correcta es la c.

1.321. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Li, Na, K y Rb?

- a) Que poseen un solo electrón en su capa o nivel más externo.
- b) Que poseen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones.
- c) Que tienen completo el subnivel s más externo.
- d) Sus configuraciones electrónicas son muy diferentes y no tienen nada en común.

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) **Verdadero**. Los elementos dados son metales alcalinos que pertenecen al grupo 1 del sistema periódico. Se caracterizan por tener **un único electrón en su capa más externa** alojado en el orbital s.

b) Falso. Los elementos dados poseen el mismo número de electrones en su capa más externa pero se diferencian en el número de capas electrónicas que poseen.

c) Falso. Los elementos dados tienen un único electrón en el subnivel s, los elementos que poseen el subnivel s completo son los metales alcalinotérreos que pertenecen al grupo 2.

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

1.322. El número total de protones, neutrones y electrones del ion  $^{31}\text{P}^-$  es:

- a) 15 protones, 15 neutrones y 16 electrones
- b) 15 protones, 16 neutrones y 16 electrones
- c) 31 protones, 15 neutrones y 16 electrones
- d) 15 protones, 15 neutrones y 15 electrones

(O.Q.L. La Rioja 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico, por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 15 electrones, **15 protones** y  $(31 - 15) =$  **16 neutrones**. Como la especie  $^{31}\text{P}^-$ , está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, **16 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

1.323. Dados los siguientes grupos valores de números cuánticos, indique cuál es el correcto:

- a) 3, 2, -2, 0
- b) 4, 0, 1,  $+\frac{1}{2}$
- c) 2, 1, -1,  $-\frac{1}{2}$
- d) 2, -1, 0,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Galicia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Incorrecto. El valor de  $m_s$  solo puede ser  $\pm \frac{1}{2}$ .
- b) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0.
- c) **Correcto**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.
- d) Incorrecto. El valor de  $l$  nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la **c**.

1.324. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 2$ ?

- a) 2
- b) 5
- c) 10
- d) 18
- e) 6

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

- Si el número cuántico  $n = 3$  indica que se trata del tercer nivel de energía.

- Si el número cuántico  $l = 2$  indica que se trata de un subnivel de energía d.
- Si el número cuántico  $l = 2$ , los valores posibles del número cuántico magnético  $m_l$ , son 0, 1, -1, 2 y -2, lo que indica que el subnivel de energía d se encuentra quintuplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 5 orbitales 3d con idéntico valor de la energía.
- Como el número cuántico  $m_s$  solo puede tener los valores  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por lo tanto, en el subnivel 3d caben **10 electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.325. El nitrógeno tiene 5 electrones de valencia. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas, la que corresponde al estado fundamental del ion  $N^-$  es:

	<u>2s</u>		<u>2p</u>		
a)	↑↓		↑	↑	↑
b)	↑		↑↓	↑	↓
c)	↑		↑↑	↑	↑
d)	↑↓		↑	↑	
e)	↑↓		↑↓	↑	↑

*(O.Q.L. Valencia 2013)*

a-b-c-d) Incorrecto. Las estructuras electrónicas propuestas solo tienen cinco electrones y mientras que el ion  $N^-$  tiene seis.

e) **Correcto**. La estructura electrónica corresponde al estado fundamental del  $N^-$  ya que tiene seis electrones y se cumple 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”.

La respuesta correcta es la **e**.

1.326. ¿Cuál será la primera capa que contenga una subcapa g?

- La que tenga un número cuántico principal  $n = 3$ .
- La que tenga un número cuántico principal  $n = 4$ .
- La que tenga un número cuántico principal  $n = 5$ .
- La que tenga un número cuántico principal  $n = 6$ .

*(O.Q.L. Castilla y León 2013)*

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{subcapa s} \quad l = 1 \rightarrow \text{subcapa p} \quad l = 2 \rightarrow \text{subcapa d} \quad l = 3 \rightarrow \text{subcapa f} \quad l = 4 \rightarrow \text{subcapa g}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.327. El número máximo de electrones que pueden existir en el subnivel p, en el segundo nivel energético y en el subnivel f son, respectivamente:

- 6, 8 y 10
- 2, 6 y 8
- 6, 8 y 14
- 8, 10 y 14

*(O.Q.L. Castilla y León 2013)*

- El subnivel de energía p está triplemente degenerado, es decir, está integrado por tres orbitales atómicos, y como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel p es 6.
- El número de electrones que existen en un nivel de energía viene dado por la expresión  $N = 2n^2$ . Para el nivel  $n = 2$  el número de electrones es 8.
- El subnivel de energía f está heptuplemente degenerado, es decir, está integrado por siete orbitales atómicos, y como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel f es 14.

La respuesta correcta es la c.

1.328. Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número atómico.
- b) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número másico.
- c) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número atómico.
- d) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

a) **Verdadero.** Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico.

b) Falso. Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico pero si el elemento presenta isótopos tienen diferente número másico.

c-d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento igual número atómico  $Z$  (protones y electrones) y diferente número másico  $A$  (diferente número de neutrones).

La respuesta correcta es la a.

1.329. De los siguientes átomos e iones  $N^{3-}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ , K, Ne y Ar, señale los isoelectrónicos:

- a)  $N^{3-}$ ,  $Mg^{2+}$  y Ne
- b)  $Cl^-$  y  $N^{3-}$
- c)  $Cl^-$ , Ar y K
- d) Ne y Ar

(O.Q.L. Asturias 2013)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

▪ El elemento con símbolo N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^3$ , y si capta tres electrones y completa el orbital 2p se convierte en  $N^{3-}$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ , y si cede los dos electrones del orbital 3s se convierte en  $Mg^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^5$ , y si capta un electrón y completa el orbital 3p se convierte en  $Cl^-$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .

▪ El elemento con símbolo K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ .

▪ El elemento con símbolo Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Ar es el argón que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Hay dos grupos de especies isoelectrónicas:

- $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{Ne}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$
- $\text{Cl}^-$  y  $\text{Ar}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

La respuesta correcta es la **a**.

1.330. En un átomo el número de electrones con la notación  $(2, 1, 2, +\frac{1}{2})$  será:

- a) Seis
- b) Dos
- c) Un
- d) Ninguno

(O.Q.L. Asturias 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación propuesta es incorrecta ya que si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0 o 1.

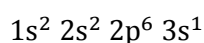
La respuesta correcta es la **d**.

1.331. En determinadas condiciones, un elemento X tiene la estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 4p^1$ . Indique qué afirmación es correcta:

- a) X se encuentra en el estado fundamental.
- b) X es un elemento del grupo 15.
- c) Los números cuánticos del electrón más externo son  $(4, 1, 0, +\frac{1}{2})$ .
- d) Esta configuración no es posible.

(O.Q.L. Asturias 2013)

a-b) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel 4p que el 3s, debiendo ser la estructura electrónica en el estado fundamental:



c) **Verdadero**. Como el electrón más externo se encuentra en el orbital 4p, los valores de los números cuánticos son  $n = 4$ , (se encuentra en el cuarto nivel de energía);  $l = 1$ , (se encuentra en un orbital p). El resto de los valores son adecuados para ese electrón.

d) Falso. Esta configuración sí es posible para un electrón que se encuentre en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **c**.

1.332. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos:  $n = 4$ ;  $l = 1$  y  $m_l = 0$ ; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

- a) Fe
- b) In
- c) Pd
- d) Se

(O.Q.L. Madrid 2013)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 4$  (debe pertenecer al cuarto periodo o nivel de energía)

- $l = 1$  (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$  (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



El elemento que cumple las propuestas dadas es el **selenio**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.333. ¿Cuál de las siguientes especies químicas no es paramagnética?

- a) Átomos de Na
- b) Iones  $\text{Br}^-$
- c) Átomos de Cl
- d) Átomos de N
- e) Átomos de O

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo y 1 periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . La distribución de los electrones en el orbital 3s es:

3s
↑

Presenta un electrón desapareado, por lo tanto, es una especie paramagnética.

b) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Br es el bromo que pertenece al grupo 17 periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si capta un electrón y completa el orbital 4p se convierte en  $\text{Br}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ . La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta electrones desapareados, por lo tanto, **no es una especie paramagnética**.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Presenta un electrón desapareado, por lo tanto, es una especie paramagnética.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . 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 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Presenta tres electrones desapareados, por lo tanto, es una especie paramagnética.

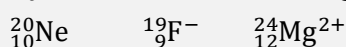
d) Falso. El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno cuya configuración electrónica abreviada es [He]  $2s^2 2p^4$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Presenta dos electrones desapareados, por lo tanto, es una especie paramagnética..

La respuesta correcta es la **b**.

1.334. Qué tienen en común las siguientes especies químicas:



- Están el mismo periodo.
- El mismo número de protones.
- El mismo número de neutrones.
- El mismo número de electrones.
- El mismo número de protones más electrones.

(O.Q.L. Cantabria 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- ${}_{10}^{20}\text{Ne}$  → La configuración electrónica abreviada del Ne es [He]  $2s^2 2p^6$ . Como  $Z = 10$ , indica que tiene 10 protones y **10 electrones**; y como  $A = 20$ , tiene  $(20 - 10) = 10$  neutrones.
- ${}_{9}^{19}\text{F}^-$  → La configuración electrónica abreviada del F es [He]  $2s^2 2p^5$ . Como  $Z = 9$ , indica que tiene 9 protones, pero como trata de un ion con una carga negativa tiene un electrón más, es decir, **10 electrones**; y como  $A = 19$ , tiene  $(19 - 9) = 10$  neutrones.
- ${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$  → La configuración electrónica abreviada del Mg es [Ne]  $3s^2$ . Como  $Z = 12$ , indica que tiene 12 protones, pero como trata de un ion con dos cargas positivas tiene dos electrones menos, es decir, **10 electrones**; y como  $A = 24$ , tiene  $(24 - 12) = 12$  neutrones.

Se trata de especies **isoelectrónicas**, es decir, que tienen el mismo número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.335. El número de electrones desapareados en un ion  $\text{Co}^{2+}$  ( $Z = 27$ ) en su estado fundamental es:

- 0
- 3
- 5
- 7
- 9

(O.Q.L. Cantabria 2013)

La estructura electrónica abreviada del Co ( $Z = 27$ ) es [Ar]  $4s^2 3d^7$ , si pierde los dos electrones del orbital 4s y se convierte en  $\text{Co}^{2+}$  cuya estructura electrónica es [Ar]  $3d^7$ .

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 y 3d:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el  $\text{Co}^{2+}$  presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

1.336. El número atómico de un elemento se refiere a:

- El número de electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones más neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones más electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2016)

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el **número de cargas positivas**, es decir, **de protones del núcleo** de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.337. El modelo atómico que se asemeja a un sistema solar en el que el sol es el núcleo atómico fue propuesto por:

- Niels Bohr
- John Dalton
- Ernest Rutherford
- Joseph John Thomson
- Arnold Sommerfeld

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2013)

El modelo atómico nuclear fue propuesto por **E. Rutherford** (1911) para describir el átomo como un sistema solar en miniatura en cuyo centro se encontraba el núcleo y alrededor del cuál giraban, a cierta distancia, los electrones en órbitas circulares.

La respuesta correcta es la **c**.

1.338. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
a)	2	2	0	$\frac{1}{2}$
b)	3	2	0	$\frac{1}{2}$
c)	3	0	1	$-\frac{1}{2}$
d)	2	1	-2	$\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Incorrecta. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.

b) **Correcta**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.



- c) Incorrecta. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0.  
 d) Incorrecta. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011).

1.339. El número atómico del hierro es 26. ¿Cuántos electrones desapareados hay en su estado fundamental?

- a) 6  
 b) 4  
 c) 2  
 d) 0  
 e) 3

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura electrónica abreviada del Fe ( $Z = 26$ ) es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . 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 y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Fe presenta **4 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.340. De los siguientes átomos:

Fe:  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ ; Ca:  $[\text{Ar}] 4s^2$ ; Cu:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ ; Zn:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ ; Pd:  $[\text{Ar}] 4d^{10}$

los que presentan comportamiento paramagnético son:

- a) Ca y Zn  
 b) Cu y Pd  
 c) Fe y Cu  
 d) Fe y Zn  
 e) Zn y Pd

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ Hierro (Fe). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por lo tanto, **sí es un átomo paramagnético**.

▪ Calcio (Ca). La distribución de los electrones en el orbital 4s es:

4s
↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo tanto, no es un átomo paramagnético.

▪ Cobre (Cu). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo tanto, **sí es un átomo paramagnético**.

▪ Zinc (Zn). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo tanto, no es un átomo paramagnético.

▪ Paladio (Pd). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en el orbital 4d es:

4d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por lo tanto, no es un átomo paramagnético.

La respuesta correcta es la **c**.

1.341. La energía del estado  $(n, l, m_l)$  del átomo de hidrógeno en unas ciertas unidades es:

$$E_{nlm} = -\frac{1}{2n^2}$$

En estas unidades, la energía necesaria para producir la transición  $2p \rightarrow 3d$  es:

- 0
- 1/2
- 1/8
- 5/72
- 5/90

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía asociada a la transición electrónica propuesta es:

$$\Delta E = E_{3d} - E_{2p} = \left(-\frac{1}{2 \cdot 3^2}\right) - \left(-\frac{1}{2 \cdot 2^2}\right) = \frac{5}{72}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.342. Cuando en el átomo de hidrógeno se produce la transición electrónica  $n = 4 \rightarrow n = 2$ :

- Se absorbe energía.
- Se emite energía.
- No se absorbe ni se emite energía.
- En el átomo de hidrógeno no hay niveles  $n = 4$  ni  $n = 2$ .
- Los electrones no pueden cambiar de orbitales en un átomo.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía, en  $\text{kJ mol}^{-1}$ , asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La energía asociada a la **transición electrónica 4 → 2** es:

$$\Delta E_{4 \rightarrow 2} = 1.312 \cdot \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -246 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como  $\Delta E < 0$  se trata de un salto electrónico en el que **se emite energía**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.343. La longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón de un átomo de hidrógeno excitado cae desde el nivel cuántico  $n = 5$  hasta el nivel  $n = 2$  es:

- a)  $5,12 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- b)  $4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- c)  $6,50 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- a)  $5,82 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- e) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} \quad \rightarrow \quad \lambda = 4,340 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

1.344. ¿Cuál de estos conjuntos de números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) puede corresponder al último electrón del galio?

- a) 3, 2, 1,  $-\frac{1}{2}$
- b) 4, 1, 0,  $+\frac{1}{2}$
- c) 4, 1, 2,  $+\frac{1}{2}$
- d) 3, 1, -1,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

El galio es un elemento perteneciente al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que le corresponde una estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ . De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo,  $4p^1$ , son:

- $n = 4$  (se encuentra en el 4º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$  (se trata del subnivel p)
- $m_l = +1, 0, -1$  (se trata de un orbital p)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$  (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

1.345. El número de neutrones del núcleo de un átomo de  ${}^{239}_{94}\text{Pu}$  es:

- a) 94
- b) 239
- c) 145
- d) 333

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico, en este caso,  $(239 - 94) = 146$ .

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

1.346. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:

- a)  $n = 3, l = 3, m_l = 0$
- b)  $n = 3, l = 0, m_l = -2$
- c)  $n = 6, l = 2, m_l = +3$
- d)  $n = 3, l = 2, m_l = +1$

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibida. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  debe ser 0, 1 o 2.
- b) Prohibida. El valor de  $m_l$  debe ser 0.
- c) Prohibida. El valor de  $m_l$  debe ser 0,  $\pm 1$ ,  $\pm 2$ .
- d) **Posible**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.347. ¿Cuál de los siguientes símbolos de isótopos puede ser correcto?

- a)  ${}^{14}_7\text{N}$
- b)  ${}^{50}_{26}\text{Fe}$
- c)  ${}^{103}_{23}\text{Ge}$
- d)  ${}^1_2\text{H}$

(O.Q.L. Murcia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

- a) **Correcto**. El isótopo  ${}^{14}_7\text{N}$  tiene 7 protones y  $(14 - 7) = 7$  neutrones.
- b) **Incorrecto**. El isótopo  ${}^{50}_{26}\text{Fe}$  tiene 26 protones y  $(50 - 26) = 24$  neutrones, y para que un núcleo sea estable siempre debe cumplirse que  $n/p \geq 1$ .

c) Incorrecto. El elemento de símbolo Ge es el germanio que pertenece al grupo 14 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ . Sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es  $Z = 32$ .

d) Incorrecto. El número atómico nunca puede ser mayor que el número másico.

La respuesta correcta es la **a**.

1.348. ¿Cuál de las configuraciones electrónicas siguientes corresponde a un átomo en estado excitado?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$  corresponde a un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

En la configuración propuesta en uno de los orbitales 3p hay tres electrones.

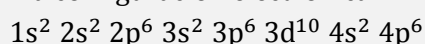
b) **Verdadero**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$  corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel 3p antes de ocupar el 4s.

c-d) Falso. La configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$ , de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, corresponden ambas a estados prohibidos, ya que ambas configuraciones en el orbital 3s hay tres electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

1.349. La configuración electrónica:



no puede corresponder a la siguiente especie química:

- a)  ${}_{35}\text{Br}^-$
- b)  ${}_{34}\text{Se}^{2+}$
- c)  ${}_{37}\text{Rb}^+$
- d)  ${}_{36}\text{Kr}$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. La configuración electrónica abreviada del  ${}_{35}\text{Br}$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , y si gana un electrón y completa el orbital 4p se convierte en  ${}_{35}\text{Br}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ . Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del  ${}_{34}\text{Se}$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ , y si pierde dos electrones del orbital 4p se convierte en  ${}_{34}\text{Se}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ . Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del  ${}_{37}\text{Rb}$  es  $[\text{Kr}] 5s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 5s se convierte en  ${}_{37}\text{Rb}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ . Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del  ${}_{36}\text{Kr}$  es  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ . Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997, La Rioja 2004 y otras).

1.350. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa una de las soluciones para la ecuación de onda del átomo de hidrógeno:

- a) 2, 0, -1,  $\frac{1}{2}$
- b) 4, 2, 0,  $\frac{1}{2}$
- c) 3, 4, 0,  $-\frac{1}{2}$
- d) 3, 1, 2,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0.
- b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido. El valor de  $n = 3$ , el valor de  $l = 0, 1$  o 2.
- d) Prohibido. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser -1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.351. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos:  $n = 5$ ;  $l = 1$  y  $m_l = 0$ ; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

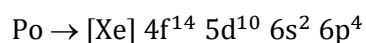
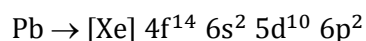
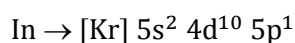
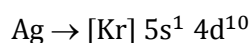
- a) Ag
- b) In
- c) Pb
- d) Te
- e) Po

(O.Q.L. Galicia 2014)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 5$  (debe pertenecer al quinto periodo o nivel de energía)
- $l = 1$  (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$  (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



El elemento cuyo electrón de valencia tiene esos números cuánticos es el **telurio**.

La respuesta correcta es la **d**.



Como se observa, presenta 6 electrones desapareados.

▪ El elemento de símbolo N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, presenta 3 electrones desapareados.

▪ El elemento de símbolo Ar es el argón que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **d**.

1.354. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la radiación electromagnética?

- La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
- La frecuencia y el número de ondas son inversamente proporcionales.
- La luz roja tiene una longitud de onda mayor que la azul.
- Cuanto mayor es la frecuencia, menor es su energía.
- El producto de la frecuencia por el número de ondas es la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-d-e) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

c) **Verdadero**. La longitud de onda de la luz roja está comprendida entre 618 – 780 nm, mientras que la de la luz azul está entre 460 – 482 nm.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

1.355. El experimento de Stern-Gerlach demostró la existencia de:

- Partículas alfa.
- Radiación nuclear.
- La carga del núcleo.
- El espín electrónico.
- El espín nuclear.

(O.Q.L. Madrid 2014)

Otto Stern (1888-1969) y Walter Gerlach (1889-1979) realizaron en 1922 un experimento en el que vaporizaron átomos de plata en el interior de un campo magnético. Obtuvieron dos finos haces de átomos de plata. Con ello demostraron que los electrones al girar sobre sí mismos poseen un momento angular intrínseco. Esto conducirá al número cuántico de **espín del electrón**.

Por este hallazgo, O. Stern fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1943.

La respuesta correcta es la **d**.



1.356. Los experimentos de Millikan permitieron calcular:

- La masa del electrón.
- La masa del protón.
- La masa del neutrón.
- La carga del protón.
- La carga del electrón.

(O.Q.L. Madrid 2014)

R. A. Millikan (1868-1953) realizó un experimento en 1910 en el que mejoró el método de J.J. Thomson para medir la carga del electrón empleando gotas de aceite en lugar agua. Con ello redujo la evaporación en la superficie de la gota manteniendo la masa constante y obtuvo que el valor de la **carga del electrón** era,  $e = 1,592 \cdot 10^{-19}$  C.

Por este logro, Millikan fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1923.

La respuesta correcta es la **e**.

1.357. Las configuraciones electrónicas del cromo y del ion  $\text{Cr}^{3+}$  en su estado fundamental son, respectivamente:

- $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$  y  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$  y  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  y  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
- $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  y  $[\text{Ar}] 3d^3$
- $[\text{Ar}] 3d^6$  y  $[\text{Ar}] 3d^3$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El **cromo** es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4, por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ :

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ :

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta los orbitales 4s y 3d, semillenos, con 6 electrones desapareados, con menos energía y por ello más estable.

Para obtener la estructura electrónica del ion  $\text{Cr}^{3+}$  se eliminan tres electrones, uno del orbital 4s y dos del 3d quedando la siguiente estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 3d^3$ :

4s	3d				
	↑	↑	↑		

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012 y Galicia 2013).

1.358. Un ion tiene 37 protones, 48 neutrones y 36 electrones, la representación correcta es:

- a)  ${}_{37}^{85}\text{Rb}^{1-}$   
 b)  ${}_{37}^{85}\text{Rb}^{1+}$   
 c)  ${}_{37}^{48}\text{Rb}^{1-}$   
 d)  ${}_{36}^{48}\text{Rb}^{1+}$

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si el ion tiene 37 protones su número atómico es,  $Z = 37$ , también debería tener 37 electrones, pero como tiene 36 quiere decir que posee **una carga positiva**. Si además, tiene 45 neutrones, su número másico es,  $A = (37 + 48) = 85$ . De acuerdo con estos números, se trata de la especie  ${}_{37}^{85}\text{Rb}^{1+}$ .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

1.359. De los siguientes átomos neutros y en estado fundamental, señale el que tenga más electrones desapareados:

- a) X ( $Z = 5$ )  
 b) R ( $Z = 16$ )  
 c) X ( $Z = 20$ )  
 D) T ( $Z = 35$ )

(O.Q.L. Asturias 2014)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es X y número atómico 5 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada,  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑		

Como se observa, tiene un electrón desapareado.

b) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es R y número atómico 16 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, tiene **dos electrones desapareados**.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es X y número atómico 20 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2$ . La distribución de los electrones en el orbital 4s es:

4s
↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es T y número atómico 35 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, [Ar]  $3d^{10} 4s^2 4p^5$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

La respuesta correcta es la **b**.

1.360. Cuando un átomo de hidrógeno en el primer estado excitado tiene una energía de  $5,45 \cdot 10^{-19}$  J, puede producir:

- Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región visible.
- Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región UV.
- Un espectro con una línea de emisión en el visible y otra en el UV.
- La ionización del átomo desde el nivel  $n = 1$ .
- La ionización del átomo desde el nivel  $n = 2$ .

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía de un electrón en un nivel viene dada por la siguiente ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Si el electrón en el átomo de hidrógeno se encuentra en el primer estado excitado su configuración electrónica es  $2s^1$ , por lo tanto, si absorbe esa cantidad de energía que corresponde al nivel:

$$5,45 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1}{n^2} \rightarrow n = 2$$

solo puede producir una única línea en el espectro de emisión en la región UV (salto  $2 \rightarrow 1$ ). También es posible que si absorbe la cantidad de energía adecuada **pueda ser ionizado desde el nivel  $n = 2$** .

La respuesta correcta es la **e**.

1.361. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:

- $n = 2, l = 3, m_l = 0$
- $n = 3, l = 1, m_l = -2$
- $n = 5, l = 2, m_l = +3$
- $n = 2, l = 2, m_l = +1$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- Prohibida. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  debe ser 0 o 1.
- Prohibida. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0, +1 o -1.
- Prohibida. Si  $l = 2$ , el valor de  $m_l$  debe ser 0,  $\pm 1$ ,  $\pm 2$ .
- Posible.** Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2014).

1.362. ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo de P en su estado fundamental?

- a) 1
- b) 3
- c) 5
- d) 7

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura electrónica abreviada del P ( $Z=15$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . 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 3s y 3p:

3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el P presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

1.363. ¿Cuál es la diferencia de energía, en eV, entre el estado fundamental del hidrógeno y el estado excitado en el que su electrón emite un fotón de longitud de onda igual a 125 nm para volver al estado fundamental?

- a) 13,6 eV
- b) 9,9 eV
- c) 10,2 eV
- d) 1,21 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{125 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 9,92 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.364. Los átomos de hidrógeno pueden absorber radiación ultravioleta de longitud de onda 1.216 Å. ¿Entre qué niveles tiene lugar esta transición electrónica?

- a)  $n = 1, m = 2$
- b)  $n = 1, m = 3$
- c)  $n = 1, m = 4$
- d)  $n = 2, m = 3$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

La radiación UV produce saltos electrónicos asociados a la serie de Lyman ( $n = 1$ ).

El salto que se produce para la longitud de onda propuesta es desde o hasta el nivel:

$$\frac{1}{1,216 \text{ \AA}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{m^2} \right) \rightarrow m = 2$$

Se trata del salto electrónico entre los niveles  $n = 1$  y  $m = 2$ .

La respuesta correcta es la **a**.

1.365. El primer estado excitado de la molécula de oxígeno, llamado oxígeno singlete, presenta excelentes propiedades oxidantes, lo que puede aprovecharse en la síntesis de nuevos compuestos químicos, en la oxidación de materia orgánica presente en aguas contaminadas y se está investigando su uso en la erradicación de células tumorales. Sabiendo que la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el estado excitado es de  $94,3 \text{ kJ mol}^{-1}$ , calcule la longitud de onda asociada a este tránsito:

- a)  $1,3 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
- b)  $2,6 \cdot 10^3 \text{ \mu m}$
- c)  $1.300 \text{ nm}$
- d)  $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ \mu m}$
- e)  $2,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}$

(O.Q.L. Madrid 2015)

La energía asociada al tránsito electrónico es:

$$\frac{94,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1,27 \cdot 10^3 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.366. Referido al modelo para el átomo de hidrógeno, propuesto por el científico atómico Niels Bohr en 1913, ¿cuál de las siguientes proposiciones no es cierta?

- a) Utiliza ideas cuánticas.
- b) Permite justificar que los espectros son discontinuos.
- c) Los radios de las órbitas permitidas son proporcionales al número cuántico principal  $n$ .
- d) Se basa en el modelo de átomo nuclear de E. Rutherford.
- e) El momento angular de las órbitas permitidas es proporcional al número cuántico principal  $n$ .

(O.Q.L. Madrid 2015)

a) Cierto. En todas las ecuaciones del modelo de Bohr (1913) aparece la constante de Planck,  $h$ .

b) Cierto. El segundo postulado de Bohr dice que:

“los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía,  $h\nu$ , existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición”.

Por este motivo, los espectros atómicos son discontinuos.

c) Cierto. De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita es:

$$r = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es  $n$ , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón.

d) **Falso**. El modelo de Rutherford (1911) establece que el electrón puede girar a cualquier distancia del núcleo y, por ello, tener cualquier valor de la energía.

e) Cierto. El primer postulado de Bohr establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular,  $m v r$ , es un múltiplo entero de  $nh/2\pi$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.367. La resonancia magnética nuclear del isótopo  $^{13}\text{C}$  es una técnica habitualmente empleada para determinar la estructura de compuestos orgánicos. El número de neutrones de este isótopo es:

- a) 6
- b) 13
- c) 8
- d) 7
- e) 12

(O.Q.L. Madrid 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El elemento de símbolo C es el carbono que pertenece al grupo 14 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ . Sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es,  $Z = 2 + 2 + 2 = 6$ .

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico, en este caso es,  $(13 - 6) = 7$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.368. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion  $^{55}\text{Mn}^{2+}$ ?

- a) 25, 30 y 23
- b) 25, 55 y 23
- c) 27, 30 y 25
- d) 30, 25 y 28

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El manganeso es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones y **25 protones**. Como su número másico es 55 contiene,  $(55 - 25) = 30$  neutrones. Como el catión  $\text{Mn}^{2+}$  tiene dos cargas positiva, significa que tiene dos electrones menos, es decir, **23 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2007).

1.369. La configuración electrónica del ion  $_{27}\text{Co}^{2+}$  es:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica del  $_{27}\text{Co}$  es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ , y si cede los dos electrones situados en el orbital 4s se convierte en  $\text{Co}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$ .

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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 1999 y 2011).

1.370. Los números cuánticos de el/los electrón/electrones de la capa de valencia del  $_{13}\text{Al}$  son:

- a)  $(2, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$  y  $(2, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- b)  $(3, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- c)  $(3, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$  y  $(3, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- d)  $(2, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estructura electrónica abreviada del Al ( $Z = 13$ ) es,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Como se observa, tiene tres electrones en la su capa de valencia:

- dos en el orbital 3s cuyos números cuánticos son:
  - $n = 3$  (tercer nivel de energía)
  - $m_l = 0$  (subnivel de energía s)
  - $m_l = 0$  (el subnivel s tiene un único orbital 3s)
  - $m_s = \pm\frac{1}{2}$  (espín del electrón)
- uno en el orbital 3p cuyos números cuánticos son:
  - $n = 3$  (tercer nivel de energía)
  - $l = 1$  (subnivel de energía p)
  - $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ )
  - $m_s = \pm\frac{1}{2}$  (espín del electrón)

La respuesta correcta es la c.

1.371. Las configuraciones electrónicas del Fe y del ion  $\text{Fe}^{3+}$  en su estado fundamental son, respectivamente:

- | Fe                         | $\text{Fe}^{3+}$        |
|----------------------------|-------------------------|
| a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ | $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ |
| b) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^7$ | $[\text{Ar}] 4s^1 3d^4$ |
| c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ | $[\text{Ar}] 3d^5$      |
| d) $[\text{Ar}] 3d^8$      | $[\text{Ar}] 3d^5$      |

*(O.Q.L. Baleares 2015)*

El **hierro** es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y otro del 3d se convierte en  $\text{Fe}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ .

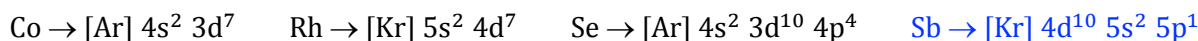
La respuesta correcta es la c.

1.372. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos:  $n = 5$ ;  $l = 1$  y  $m_l = 0$ ; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

- a) Co
- b) Rh
- c) Se
- d) Sb

*(O.Q.L. Galicia 2015)*

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



Un elemento cuyo electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 5$  (debe pertenecer al quinto periodo o nivel de energía)
- $l = 1$  (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$  (se trata de uno de los tres orbitales p)

De los elementos propuestos, aquél cuyo electrón de valencia tiene esos números cuánticos es el **Sb (antimonio)**.

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2014).



1.373. La configuración electrónica externa supuesta para el elemento 112 es:

- a)  $6d^{10} 7s^2 7p^1$
- b)  $6d^{10} 7s^2 7p^2$
- c)  $5f^{14} 6d^{10} 7s^1$
- d)  $5f^{14} 6d^{10} 7s^2$

(O.Q.L. Valencia 2015)

La configuración electrónica abreviada del elemento de número atómico 112 es,  $[\text{Rn}] 5f^{14} 7s^2 6d^{10}$ . De acuerdo con la misma, este elemento pertenece al grupo 12 del sistema periódico.

La respuesta correcta es la **d**.

1.374. La configuración electrónica de un ion dipositivo viene dada por  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Del elemento se puede afirmar que:

- a) El elemento pertenece al periodo 3.
- b) El elemento tiene de número atómico 16.
- c) Es un gas noble.
- d) El elemento es un metal.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Como se trata de un ion dipositivo quiere decir que la configuración del átomo neutro debe tener dos electrones más y debe ser,  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

- a) Falso. El valor máximo de  $n = 4$  indica que este elemento se encuentra en cuarto periodo del sistema periódico.
- b) Falso. Sumando los superíndices de la configuración electrónica se obtiene que su número atómico es,  $Z = 20$ .
- c) Falso. Para que se tratase de un gas noble no debería haberse comenzado a llenar el subnivel 4s.
- d) **Verdadero**. Tiene dos electrones de valencia por lo que el elemento pertenece al grupo 2 de **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.375. Todas las especies que se citan tienen el subnivel completo excepto:

- a)  $\text{Cu}^{2+}$   $Z(\text{Cu}) = 29$
- b)  $\text{Zn}^{2+}$   $Z(\text{Zn}) = 30$
- c)  $\text{Ga}^{3+}$   $Z(\text{Ga}) = 31$
- d)  $\text{Ag}^+$   $Z(\text{Ag}) = 47$

(O.Q.L. Asturias 2015)

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”.

a) El Cu ( $Z = 29$ ) tiene la estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ . Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable,  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ :

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Para obtener la estructura electrónica del ion  $\text{Cu}^{2+}$  se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital 4s y otro del 3d quedando la siguiente estructura electrónica,  $[\text{Ar}] 3d^9$ . Como se observa, **tiene el subnivel d incompleto**:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

b) El zinc ( $Z = 30$ ) tiene la estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ , y si se eliminan los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Zn}^{2+}$  cuya estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ . Como se observa, tiene el subnivel d completo:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

c) El galio ( $Z = 31$ ) tiene la estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ , y si se eliminan tres electrones, dos del orbital 4s y otro del 4p, se convierte en  $\text{Ga}^{3+}$  cuya estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ . Como se observa, tiene el subnivel d completo:

4s	3d					4p		
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			

d) El Ag ( $Z = 47$ ) tiene la estructura electrónica abreviada,  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$ . Aunque al desaparecer el electrón del orbital 5s y promocionarlo al orbital 4d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable,  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ , y si se elimina el electrón situado en el orbital 5s se transforma en  $\text{Ag}^+$  cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^{10}$ . Como se observa, tiene el subnivel d completo:

5s	4d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

1.376. Desde hace mucho tiempo los pirotécnicos, para dar colores a sus fuegos artificiales, añaden sales de algunos elementos junto con la pólvora que hacen explotar. Así, si quieren obtener un color amarillo puede utilizar alguna sal de sodio. Esto debe ser porque:

- El Na tiene una energía de ionización relativamente baja.
- La diferencia de energía entre dos orbitales del átomo de Na corresponde a la longitud de onda del color amarillo.
- El Na metal finamente dividido tiene un color amarillo.
- Los elementos alcalinos cuando se funden inician el ciclo de Born-Haber.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La combustión de la pólvora es un proceso exotérmico y la energía desprendida en él es absorbida por los electrones del sodio añadido a esta, de forma que saltan a niveles de energía superior dando lugar a un estado excitado de los átomos de sodio. Para estabilizarse devuelven esa energía absorbida en forma de radiación electromagnética visible con una longitud de onda correspondiente al color amarillo.

La respuesta correcta es la **b**.

1.377. Wilhelm C. Roentgen se hizo famoso cuando:

- a) Descubrió la radiactividad..
- b) Postuló la existencia del neutrón.
- c) Descubrió una radiación de longitud de onda muy corta.
- d) Bombardeó delgadas láminas de oro con partículas alfa.

(O.Q.L. Murcia 2015)

W.C. Roentgen (1895) descubrió los RX trabajando con un tubo de rayos catódicos modificado **al observar la emisión de una radiación de longitud de onda muy corta** que atravesaba las paredes.

La respuesta correcta es la **a**.

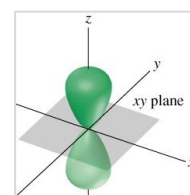
(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2007).

1.378. ¿En cuál de los siguientes orbitales atómicos es nula la probabilidad de encontrar el electrón en la dirección del eje x?

- a)  $p_x$
- b)  $p_z$
- c) s
- d)  $d_{x^2-y^2}$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De los orbitales atómicos propuestos, el único en el que es nula la probabilidad de encontrar al electrón en la dirección del eje x es el **orbital  $p_z$**  que tiene dos lóbulos según la dirección del eje z, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.



La respuesta correcta es la **b**.

1.379. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable para el  $\text{Na}^+$  en su estado más estable?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$

(O.Q.L. Murcia 2015)

La estructura electrónica del Na ( $Z = 11$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , y se elimina el electrón del orbital 3s se convierte en  $\text{Na}^+$  cuya estructura electrónica  **$1s^2 2s^2 2p^6$** .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003).

1.380. El número atómico del Co es 27. Si el Rh está exactamente debajo del Co en la tabla periódica, el ion Rh(II) tiene una configuración:

- a)  $d^8$
- b)  $d^7$
- c)  $d^6$
- d)  $d^5$
- e)  $d^4$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Co y Rh son elementos que pertenecen al grupo 9 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^2 (n - 1)d^7$ .

Para el Co ( $n = 4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Rh ( $n = 5$ ) ya que se encuentra en el quinto, por lo tanto, la estructura electrónica abreviada del Rh es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^7$ , y si cede los dos electrones situados en el orbital 5s se convierte en el ion Rh(II) cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^7$ .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997, País Vasco 2011 y 2013).

1.381. El principio que define el orden de los niveles de energía en el que llenan los electrones se conoce como:

- a) Principio de Aufbau.
- b) Principio de ocupación.
- c) Regla de Hund.
- d) Principio de exclusión de Pauli.
- e) Principio de Heisenberg.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El orden que siguen los electrones para llenar los orbitales atómicos se conoce como **Principio de Aufbau** o de construcción y consta de tres principios o reglas:

- de mínima energía
- de máxima multiplicidad o regla de Hund
- de exclusión de Pauli.

La respuesta correcta es la **a**.

1.382. Si la configuración electrónica de un átomo es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Indique cuál es la afirmación correcta:

- a) Al pasar a la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  se forma un anión.
- b) Su configuración es la más estable.
- c) Su número atómico es 19.
- d) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Incorrecta. Al perder dos electrones, el átomo queda cargado positivamente y se forma un catión.

b) Incorrecta. La configuración más estable le correspondería a la del catión del apartado anterior, ya que coincide con la de un gas noble.

c) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 20 electrones, por tanto, su número atómico es 20.

d) Incorrecta. Pertenece al grupo 2 ya que tiene dos electrones en su capa más externa.

e) **Correcta**. El grupo 2 es de los **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011).

1.383. El átomo de cobre (número atómico 29), se puede presentar en dos formas catiónicas diferentes con distinto estado de oxidación cada una. Diga si alguno de estos dos iones es paramagnético.

- Los dos iones son paramagnéticos.
- Solo el catión de mayor estado de oxidación es paramagnético.
- Solo el catión de menor estado de oxidación es paramagnético.
- Ninguno de los dos cationes es paramagnético.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El cobre ( $Z=29$ ) tiene la estructura electrónica abreviada,  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ . Aunque al desaparecer el electrón del orbital  $4s$  y promocionarlo al orbital  $3d$  se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable,  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ :

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El cobre presenta dos cationes con estados de oxidación  $+1$  y  $+2$ .

- El ion  $\text{Cu}^+$  pierde un electrón del orbital más externo  $4s$  y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado por lo que no es una especie paramagnética.

- El ion  $\text{Cu}^{2+}$  pierde dos electrones, uno del orbital más externo  $4s$  otro del orbital  $3d$ , y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por lo tanto, **sí es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2005).

1.384. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- No se puede conocer con exactitud la velocidad de una partícula y su carga.
- No se puede conocer la trayectoria del electrón.
- Solo se puede conocer la carga del electrón si su trayectoria es elíptica.
- Solo se puede conocer la velocidad de un electrón si su trayectoria es elíptica.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice:

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición, tampoco es posible conocer la trayectoria.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

1.385. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado?

- a)  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$
- b)  $1s^2 2s^3 3p^6$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6 3d^7$
- d)  $1s^2 2s^2 3p^6$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

a-d) Falso. Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$  y  $1s^2 2s^2 3p^6$  corresponden a estados excitados ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se deberían haber empezado a llenar los orbitales 2p antes que el 3s y 3p, respectivamente.

b) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^3 3p^6$  corresponde a un estado imposible ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que no puede haber tres electrones en el orbital 2s.

c) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6 3d^7$  corresponde a un estado imposible ya que el subnivel 3p repetido aparece dos veces.

No existe ninguna respuesta correcta.

1.386. En relación con el desarrollo de la teoría cuántica y la doble naturaleza de las partículas, indique desde el punto de vista cronológico, la secuencia correcta de la aportación de los siguientes científicos:

- a) Einstein, Planck, de Broglie y Schrödinger
- b) Planck, de Broglie, Schrödinger y Einstein
- c) Planck, Einstein, de Broglie y Schrödinger
- d) de Broglie, Einstein, Planck y Schrödinger

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ **Max Planck (1900)** rechaza la idea clásica para explicar la radiación de la energía por parte de los cuerpos al ser calentados de que la energía puede tomar cualquier valor y propone la hipótesis cuántica:

“La energía radiada sólo puede ser emitida o absorbida en forma de paquetes, cantidades discretas de valor  $h \nu$ , llamadas cuantos de energía.”

▪ **Albert Einstein (1905)** explica el efecto fotoeléctrico descubierto por H. Hertz. Propone que la energía de la radiación incidente está constituida por cuantos de magnitud  $h \nu$  a los que llama fotones.

▪ **Louis V. de Broglie (1924)** propone que los electrones tengan propiedades ondulatorias que permitan la explicación de los estados de energía estacionarios de los átomos como debidos al establecimiento de ondas estacionarias.

▪ **Erwin Schrödinger (1925)** propone una ecuación matemática llamada ecuación de ondas para describir el comportamiento de los electrones. Su forma general es la misma que la que describe el comportamiento de ondas reales tales como las que forma la cuerda de un violín.

$$\frac{d^2\Psi(x)}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2} [E - V(x)] \Psi(x) = 0$$

$\Psi^2$  mide la probabilidad de encontrar un electrón en un determinado instante en un punto dado del átomo.

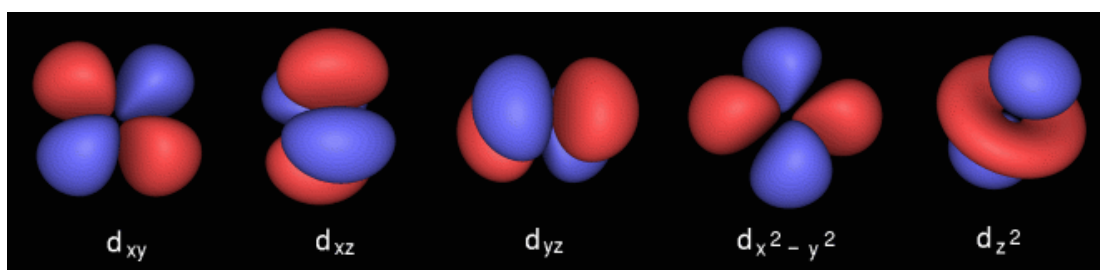
La respuesta correcta es la **c**.

1.387. ¿Cuál de las siguientes notaciones es correcta para designar un orbital d?

- a)  $4d_{x^2-y^2}$
- b)  $3d_{x^2+y^2}$
- c)  $4d_{x^2+y^2}$
- d)  $2d_{x^2+y^2}$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los orbitales d ( $l = 2$ ) por lo que aparecen a partir de  $n = 3$  tienen las siguientes designaciones y geometrías:



La respuesta correcta es la **a**.

1.388. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm, mientras que la de la luz roja es de 660 nm. Con esta información se puede asegurar que:

- a) Las dos radiaciones tienen la misma energía.
- b) La luz verde es más energética que la roja.
- c) La luz roja es más energética que la verde.
- d) Las dos radiaciones son más energéticas que la luz ultravioleta.

(O.Q.L. Baleares 2016)

La energía correspondiente a una radiación electromagnética se calcula mediante la ecuación propuesta por Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Como se puede observar, la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por lo tanto, **la luz verde (500 nm) tiene mayor energía que la luz roja (660 nm)**, y menos que la luz UV cuya longitud de onda es inferior a 400 nm.

La respuesta correcta es la **b**.

1.389. Indique, entre las siguientes, la combinación correcta de números cuánticos para un electrón de un átomo:

- a)  $n = 2$      $l = 2$      $m_l = 0$      $m_s = +\frac{1}{2}$
- b)  $n = 3$      $l = 2$      $m_l = 0$      $m_s = +\frac{1}{2}$
- c)  $n = 3$      $l = 0$      $m_l = 1$      $m_s = -\frac{1}{2}$
- d)  $n = 2$      $l = 1$      $m_l = -2$      $m_s = +\frac{1}{2}$
- e)  $n = 3$      $l = 3$      $m_l = 1$      $m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Incorrecto. Si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.  
 b) **Correcto**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.  
 c) Incorrecto. Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0.  
 d) Incorrecto. Si  $l = 1$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser 0, +1 o -1.  
 e) Incorrecto. Si  $n = 3$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0, 1 o 2.

La respuesta correcta es la **b**.

1.390. Las partículas de un átomo usadas para calcular su masa relativa son:

- a) Solo los neutrones.  
 b) Solo los protones.  
 c) Solo los electrones.  
 d) Electrones, protones y neutrones.  
 e) Protones y neutrones.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La masa atómica de un átomo depende de los **protones y neutrones** que este contenga, ambos con una masa aproximadamente de 1 u. La masa del electrón es despreciable, ya que es unas 1 840 veces menor que la masa del protón.

La respuesta correcta es la **e**.

1.391. El elemento del cuarto periodo del sistema periódico cuya configuración electrónica en el estado fundamental presenta un mayor número de electrones desapareados es:

- a) Cromo  
 b) Manganeso  
 c) Hierro  
 d) Cobalto

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ El **cromo** es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ :

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

Aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$  con una distribución de electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑



Como se observa, el **chromo** presenta **6 electrones desapareados**.

▪ El manganeso es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el manganeso presenta 5 electrones desapareados.

▪ El hierro es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el hierro presenta 4 electrones desapareados.

▪ El cobalto es un elemento que pertenece al grupo 9 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el cobalto presenta 3 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **a**.

1.392. Considere la configuración electrónica del ion  $\text{Zn}^{2+}$ . ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la misma configuración electrónica?

- Ga
- Ni
- Cu
- Ninguno de ellos tiene la misma configuración electrónica que el  $\text{Zn}^{2+}$ .

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

El elemento cuyo símbolo es Zn es el zinc que pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ , y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion  $\text{Zn}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ .

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es Ga es el galio que pertenece al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ . Esta configuración electrónica es diferente de la del ion  $\text{Zn}^{2+}$ .

b) Falso. El elemento cuyo símbolo es Ni es el níquel que pertenece al grupo 10 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$ . Esta configuración electrónica es diferente de la del ion  $\text{Zn}^{2+}$ .

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre que pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ , aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$  que es más estable. Esta configuración electrónica es diferente de la del ion  $\text{Zn}^{2+}$ .

La respuesta correcta es la **d**.

1.393. La longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón del hidrógeno pasa de un nivel de  $n = 4$  a otro de  $n = 2$  es:

- a) 48,62 nm
- b) 4,86 nm
- c) 468,2 nm
- d)  $4,86 \cdot 10^{-9}$  m

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda para el salto propuesto son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,057 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,057 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 486,2 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

1.394. Cuando se hace incidir una radiación cuya longitud de onda es 230 nm sobre una superficie de cesio, los electrones emitidos tienen una energía cinética de  $2,40 \cdot 10^{-19}$  J. La energía de ionización del cesio es:

- a) 5,4 eV
- b)  $376 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c)  $8,64 \cdot 10^{-19}$  J
- d)  $5,5 \cdot 10^{-23}$  kcal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_k$$

donde  $W_0$  es trabajo para arrancar fotoelectrones de la lámina metálica y su valor coincide con la energía de ionización del metal.

$$W_0 = \left[ (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \left( \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{230 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) \right] - (2,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}) = 6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Cambiando las unidades:

$$\frac{6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{electrón}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ electrones}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 376 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.395. En una célula fotoeléctrica el trabajo de extracción de un electrón del cátodo es 3,4 eV. Al hacer incidir sobre el cátodo una radiación monocromática de 224 nm se desprenderán electrones con una energía cinética igual a:

- a)  $8,87 \cdot 10^{-19}$  J
- b)  $5,45 \cdot 10^{-19}$  J
- c)  $3,42 \cdot 10^{-19}$  J
- d) 5,54 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_k$$

donde  $W_0$  es trabajo para arrancar fotoelectrones de la lámina metálica.

El valor de la energía cinética de los electrones arrancados es:

$$E_k = \left[ (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \left( \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{224 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) \right] - \left[ 3,4 \text{ eV} \cdot \frac{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \right] = 3,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.396. El Cu y el  $\text{Zn}^+$ :

- a) Tienen el mismo número de protones.
- b) Tienen la misma configuración electrónica.
- c) Son especies diamagnéticas.
- d) Tienen distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre que pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ , aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$  que es más estable y a la que le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

▪ El elemento cuyo símbolo es Zn es el zinc que pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ , y si cede uno de los electrones del orbital 4s se transforma en el ion  $\text{Zn}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ , y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

- a) Falso. Los elementos se ordenan en sistema periódico por su número atómico (número de protones), por lo tanto, es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.
- b) **Verdadero**. Ambas especies son **isoelectrónicas** ya que tienen la misma configuración electrónica,  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ .
- c) Falso. Tienen electrones desapareados, por lo que son especies paramagnéticas.
- d) Falso. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

1.397. Se hace incidir sobre el cátodo de una célula fotoeléctrica dos radiaciones de igual longitud de onda. La primera de intensidad  $I$ , y la segunda de intensidad  $2 I$ . Se puede decir que:

- a) La energía de los electrones desprendidos por la segunda es mayor que la de los desprendidos por la primera.
- b) La velocidad de los electrones desprendidos por la primera será mayor que la de los desprendidos por la segunda.
- c) La energía y el número electrones desprendidos será igual en ambos casos.
- d) El número de electrones que desprende la segunda es mayor que el número de electrones que desprende la primera.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_k$$

- Si ambas radiaciones tienen la misma longitud de onda, la energía y, por lo tanto, la velocidad de los electrones emitidos es la misma.
- Si una radiación tiene una intensidad el doble que la otra quiere decir que contiene el doble de fotones, por lo tanto, **desprende doble número de electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.398. La definición de orbital atómico es:

- a) Función matemática que describe el movimiento de un electrón alrededor de un núcleo.
- b) Región del espacio, en condiciones normales, donde encontrar al electrón.
- c) Función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor del núcleo.
- d) Función matemática de energía atómica.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda,  $\Psi$  cuyo al valor elevado al cuadrado proporciona la distribución de carga alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y otras).

1.399. De las siguientes configuraciones electrónicas indique la que corresponde a un átomo en estado imposible:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  corresponde a un estado fundamental ya que cumple el principio de mínima energía.

b) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$  corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel 3p antes de ocupar el 4s.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$  corresponde a un **estado imposible**, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que no puede haber tres electrones en el orbital 3s.

d) Falso. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$  corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel 3s antes de ocupar el 3p.

La respuesta correcta es la c.

1.400. Según la teoría atómica actual, se puede afirmar que el salto energético de un orbital 3s a otro 4s:

- a) Es imposible que se dé en el átomo de hidrógeno.
- b) Es idéntico para todos los átomos del tercer periodo.
- c) Es idéntico para todos los átomos del grupo de los halógenos.
- d) Es diferente si se compara un átomo de Na con uno de K.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -k \frac{Z^2}{n^2} \quad \text{siendo} \quad \begin{cases} k = \text{constante} \\ Z = \text{carga nuclear} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

La energía asociada al salto electrónico,  $\Delta E$ , viene dada por la expresión:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = k Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Como se puede observar, la energía del **salto electrónico** depende exclusivamente del valor de Z. Este valor **es diferente para Na ( $Z = 11$ ) y K ( $Z = 19$ )**.

La respuesta correcta es la d.

1.401. ¿Cuál de las configuraciones de estado fundamental es incorrecta?

- a) Br ( $Z = 35$ ):  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
- b) K ( $Z = 19$ ):  $[\text{Ar}] 4s^1$
- c) Fe ( $Z = 26$ ):  $[\text{Ar}] 3d^5$
- d) Zn ( $Z = 30$ ):  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La configuración electrónica propuesta para el Fe ( $Z = 26$ ) en su estado fundamental es incorrecta, ya que debería ser  $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.402. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos no es correcta?

	$n$	$l$	$m_l$	$m_s$
a)	2	2	1	$+\frac{1}{2}$
b)	3	1	0	$-\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	4	2	-1	$+\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación incorrecta es la a), ya que si  $n = 2$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **a**.

1.403. La configuración electrónica de un elemento en el estado fundamental es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , ¿cuál es la carga esperable para el anión monoatómico que forme este elemento?

- a) +4
- b) +2
- c) -1
- d) -2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Si un átomo de este elemento capta un electrón forma un anión con **carga -1** y adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable,  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.404. La espectroscopía infrarroja es una de las múltiples técnicas utilizadas en los laboratorios de investigación para determinar la estructura de los compuestos químicos. En esta técnica, la radiación empleada excita los distintos modos de vibración de los enlaces de la molécula. Sabiendo que en el espectro infrarrojo de un compuesto una de las bandas tiene un número de ondas de  $2.108 \text{ cm}^{-1}$ , ¿cuál es la energía de un fotón necesario para excitar ese modo vibracional?

- a)  $8,4 \cdot 10^{-20} \text{ J}$
- b)  $4,2 \cdot 10^{-20} \text{ kJ}$
- c) 0,26 eV
- d)  $2,6 \cdot 10^{-5} \text{ keV}$

(O.Q.L. Madrid 2016)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía de un fotón de  $2.108 \text{ cm}^{-1}$  es:

$$E = (6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (2.108 \text{ cm}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ m}^{-1}}{10^{-2} \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 0,2617 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.405. La configuración electrónica del catión  $\text{Fe}^{2+}$  es:

- a)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- b)  $[\text{Ar}] 3d^6$
- c)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$
- d)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$

(O.Q.L. Madrid 2016)

El elemento cuyo símbolo es Fe es el hierro que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , y si cede los dos del orbital 4s se convierte en  $\text{Fe}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

1.406. Los iones  $\text{X}^{2-}$  e  $\text{Y}^+$  son isoelectrónicos ya que los elementos X e Y son:

- a) S y Na
- b) O y Li
- c) Se y Rb
- d) Te y K

(O.Q.L. Asturias 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

a) Falso. El elemento con símbolo S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 3p se convierte en  $\text{S}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 3s se convierte en  $\text{Na}^+$  cuya configuración electrónica  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

Las especies  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{Na}^+$  no son isoelectrónicas.

b) Falso. El elemento con símbolo O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 2p se convierte en  $\text{O}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Li es el litio que pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 2s se convierte en  $\text{Li}^+$  cuya configuración electrónica  $1s^2$ .

Las especies  $\text{O}^{2-}$  y  $\text{Li}^+$  no son isoelectrónicas.

c) **Verdadero**. El elemento con símbolo Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 4p se convierte en  $\text{Se}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

▪ El elemento con símbolo Rb es el rubidio que pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 5s se convierte en  $\text{Rb}^+$  cuya configuración electrónica  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

Las especies  $\text{Se}^{2-}$  y  $\text{Rb}^+$  son isoelectrónicas.

d) Falso. El elemento con símbolo Te es el telurio que pertenece al grupo 16 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ , y si capta dos electrones y completa el orbital 5p se convierte en  $\text{Te}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ .

▪ El elemento con símbolo K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 4s se convierte en  $\text{K}^+$  cuya configuración electrónica  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Las especies  $\text{Te}^{2-}$  y  $\text{K}^+$  no son isoelectrónicas.

La respuesta correcta es la c.

1.407. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos  $n = 4$  y  $l = 0$ ?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 8

(O.Q.L. Valencia 2016)

- Si el número cuántico  $n = 4$ , indica que se trata del cuarto nivel de energía.
- Si el número cuántico  $l = 0$ , indica que se trata de un subnivel de energía s.
- Si el número cuántico  $l = 0$ , el único valor posible del número cuántico magnético  $m_l$ , es 0, lo que indica que en el subnivel de energía s solo hay un orbital, que es el orbital 4s.
- Como el número cuántico  $m_s$  solo puede tener los valores  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ , quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por lo tanto, el número total de electrones que caben en el orbital 4s es 2.

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

1.408. ¿Cuál de las siguientes distribuciones electrónicas corresponde al estado fundamental del ion  $\text{F}^-$ ?

- |    | 1s | 2s | 2p <sub>x</sub> | 2p <sub>y</sub> | 2p <sub>z</sub> | 3s |
|----|----|----|-----------------|-----------------|-----------------|----|
| a) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑↓              | ↑  |
| b) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑               | ↑  |
| c) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑↓              |    |
| d) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓              | ↑↓              | ↑↑              |    |

(O.Q.L. Valencia 2016)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

- 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".

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"



El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^5$ , y si capta un electrón y completa el orbital 2p se convierte en  $F^-$  cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ . De acuerdo con los tres principios, la distribución de los electrones en los orbitales debe ser:

1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

1.409. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos,  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$  no es válida?

- a) 1, 1, 0,  $-\frac{1}{2}$
- b) 2, 0, 0,  $+\frac{1}{2}$
- c) 3, 1, 0,  $+\frac{1}{2}$
- d) 4, 3, 2,  $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación no válida es la a), ya que si  $n = 1$ , el valor de  $l$  solo puede ser 0.

La respuesta correcta es la **a**.

1.410. La primera energía de ionización del cesio es  $6,24 \cdot 10^{-19}$  J/átomo. ¿Cuál es la frecuencia mínima de radiación que se requiere para ionizar un átomo de cesio?

- a)  $1,06 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
- b)  $4,13 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- c)  $9,42 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- b)  $1,60 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La energía de la radiación está cuantizada de acuerdo con la expresión  $\Delta E = h \nu$ .

El valor de la frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de cesio es:

$$\nu = \frac{6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 9,42 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.411. El espectro de emisión atómica del He se asemeja más al del:

- a) H
- b) Na
- c)  $\text{Li}^+$
- d)  $\text{He}^+$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía de un electrón en un nivel cuántico,  $E_n$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_n = R_H \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	H	Na	He <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>
$Z$	2	1	11	2	3
Estr. elect.	1s <sup>2</sup>	1s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	1s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	1	1	1	2
$n$	1	1	3	1	1

El espectro de emisión del He se asemejará más al de la especie que tenga los valores más parecidos de  $n$  y  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, *se trata del Li<sup>+</sup>*.

La respuesta correcta es la **c**.

1.412. La energía que puede producir la fotodisociación del O<sub>3</sub> (ozono) es muy baja 105 kJ mol<sup>-1</sup>. La longitud de onda de la radiación máxima que puede disociar a una molécula de ozono será.

- a) 1.142 nm
- b) 241 nm
- c) 710 nm
- d) 570 nm

(O.Q.L. Galicia 2017)

La energía para disociar la molécula de ozono es:

$$105 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1,74 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,74 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1.142 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y 2014).

1.413. Heisenberg llegó a la conclusión de que siempre existe incertidumbre en la medida de modo que es:

- a) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la longitud de onda de un electrón.
- b) Posible determinar con exactitud la velocidad pero no la masa de un electrón.
- c) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la masa de un electrón.
- d) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y posición de un electrón.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice:

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.414. ¿Cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) correcta (s)?

- I. Un átomo excitado puede volver a su estado fundamental absorbiendo radiación electromagnética.
- II. La energía de un átomo aumenta cuando emite radiación electromagnética.
- III. La energía de una radiación electromagnética aumenta si aumenta su frecuencia.
- IV. El electrón del átomo de hidrógeno en el nivel cuántico  $n = 4$  pasa al nivel  $n = 2$  emitiendo radiación electromagnética con la frecuencia apropiada.
- V. La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética son inversamente proporcionales.

- a) II, III, IV
- b) III, V
- c) I, II, III
- d) III, IV, V

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

I) Falso. Un átomo excitado para volver a su estado fundamental debe emitir radiación electromagnética.

II) Falso. Un átomo disminuye cuando emite radiación electromagnética.

III) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la relación entre la energía y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la ecuación:

$$E = h \nu$$

IV) **Verdadero**. Cuando el electrón del átomo de hidrógeno cae a un nivel cuántico inferior emite energía en forma de radiación electromagnética con la frecuencia adecuada.

V) **Verdadero**. La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas mediante la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.415. La longitud de la onda asociada a un neutrón ( $m = 1,67 \cdot 10^{-27}$  kg) es 0,146 nm. Determine cuánto vale su energía cinética (en J).

- a)  $6,17 \cdot 10^{-21}$  J
- b)  $6,17 \cdot 10^{21}$  J
- c)  $6,17 \cdot 10^{-20}$  J
- d)  $7,16 \cdot 10^{-22}$  J

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La velocidad a la que se mueve el neutrón es:

$$v = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) \cdot (0,146 \text{ nm})} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 2,72 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1}$$

La energía cinética del neutrón es:

$$E_k = \frac{(1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) \cdot (2,72 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1})^2}{2} = 6,18 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.416. El número atómico de un ion viene dado por:

- La carga que tiene.
- El número de neutrones del núcleo atómico.
- Su masa atómica.
- El número de protones del núcleo atómico.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Un ion y el átomo del que procede tienen el mismo número atómico y solo se diferencian en el número de electrones que poseen.

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el **número de cargas positivas**, es decir, **de protones del núcleo** de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la **d**.

1.417. Un electrón con  $n = 4$  y  $l = 2$ :

- Debe tener  $m_l = 3$ .
- Debe tener  $m_s = -\frac{1}{2}$ .
- Puede tener  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ .
- Puede tener  $m_l = -3$ .

(O.Q.L. Extremadura 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-d) Falso. Los valores posibles de  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ .

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. El valor de  $m_s$  puede ser indistintamente  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

1.418. El elemento Ar precede al K en la tabla periódica:

- El número atómico del ion  $K^+$  es igual al del átomo de Ar.
- El número de electrones del ion  $K^+$  es igual al del átomo de Ar.
- El número de neutrones del ion  $K^+$  y el del átomo de Ar es el mismo.
- El ion  $K^+$  y el átomo de Ar son isótopos.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Si el elemento Ar precede al elemento K en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ar tiene un protón y un electrón menos que el K.

a) Falso. El ion  $K^+$  tiene un protón más que el átomo de Ar, es decir, tienen diferente número atómico.

b) **Verdadero**. El ion  $K^+$  tiene un electrón menos que el átomo de K y, por lo tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ar.

c) Falso. Sin conocer los números másicos de ambas especies es imposible determinar el número de neutrones que tienen.

d) El ion  $K^+$  y el átomo de Ar no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).

La respuesta correcta es la **b**.

(En Ciudad Real 1997 y otras se pregunta para el ion  $Na^+$  y el átomo de Ne).

1.419. La absorción de luz ultravioleta procedente del Sol se produce en la capa de ozono gracias, en parte, a la fotólisis de la molécula de  $O_3$  según la reacción  $O_3 + luz \rightarrow O_2 + O$ . Sabiendo que un fotón de frecuencia  $7,50 \cdot 10^8$  MHz es capaz de producir la fotólisis de una molécula de  $O_3$ , calcule el valor de la energía molar de enlace O-O en dicha molécula.

a)  $4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J mol}^{-1}$

b)  $71,9 \text{ kcal mol}^{-1}$

c)  $299 \text{ J mol}^{-1}$

d)  $1.240 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = h \nu$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (7,50 \cdot 10^8 \text{ MHz})}{\text{molécula}} \cdot \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J molécula}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$E = \frac{4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{molécula}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molécula}}{1 \text{ mol}} = 71,6 \text{ kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.420. En la observación astronómica del Sol es habitual utilizar un filtro llamado H- $\alpha$ , encargado de eliminar la radiación electromagnética correspondiente a la primera transición espectral de la serie de Balmer en el átomo de hidrógeno, que tiene lugar entre los niveles con números cuánticos principales  $n = 2$  y  $n = 3$ . Calcule la longitud de onda asociada a dicha radiación.

a)  $6,56 \cdot 10^{-6} \text{ mm}$

b)  $6,56 \cdot 10^{-5} \text{ m}$

c)  $65,6 \text{ nm}$

d)  $6.563 \text{ \AA}$

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.678 \text{ cm}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 15.233 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{15.233 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{10} \text{ \AA}}{1 \text{ m}} = 6.565 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.421. En el año 1999 se publicó un artículo en la revista Nature en el que se estudió por primera vez la dualidad onda-partícula de los fullerenos. Sabiendo que cada fullereno es una molécula individual formada por 60 átomos de carbono ( $C_{60}$ ) y que en el experimento llevado a cabo por los investigadores las moléculas viajaban a una velocidad de  $792 \text{ km h}^{-1}$ , calcule la longitud de onda asociada que se registró.

- a)  $2,50 \cdot 10^{-15} \text{ m}$
- b)  $6,00 \cdot 10^{-13} \text{ m}$
- c)  $2,52 \text{ pm}$
- d)  $600 \text{ nm}$

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(12,0 \cdot 60 \text{ u}) \cdot (792 \text{ km h}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{10^{12} \text{ pm}}{1 \text{ m}} = 2,52 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia de D. Juan 2004).

1.422. Indique cuál de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es:

- a)  $(1, 0, 1, \frac{1}{2})$
- b)  $(2, 2, -1, -\frac{1}{2})$
- c)  $(3, 1, -1, \frac{1}{2})$
- d)  $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El carbono es un elemento perteneciente al grupo 14 y periodo 2 del sistema periódico. Le corresponde una estructura electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ . De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los sus electrones son:

$$n = 1 \text{ o } 2$$

$$l = 0 \text{ (si están en el subnivel s) o } 1 \text{ (si están en el subnivel p)}$$

$$m_l = 0 \text{ (si se alojan en un orbital s) o } 0, +1, -1 \text{ (si se alojan en un orbital p)}$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2} \text{ (según cuál sea el espín del electrón)}$$

La única combinación válida es  $(2, 0, 0, -\frac{1}{2})$  que corresponde a un electrón alojado en el orbital 2s.

La respuesta correcta es la **d**.

1.423. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el isótopo  $^{22}\text{Ne}$ ?

- a) 12, 10 y 10
- b) 10, 12 y 12
- c) 11, 11 y 11
- d) 10, 12 y 10

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El neón es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 10 electrones, **10 protones** y  $(22 - 10) =$  **12 neutrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.424. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 27 : 24 : 33?

- a)  $^{47}\text{Cr}$
- b)  $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c)  $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d)  $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El elemento cuyo símbolo es Co es el cobalto que pertenece al grupo 9 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ . La suma de los superíndices indica que tiene 27 protones. Como se trata de un catión con carga 3+ el número de electrones es tres unidades inferior al de protones, 24 y su número de neutrones es  $(60 - 27) = 33$ .

La especie  $^{60}\text{Co}^{3+}$  está integrada por **27 protones**, **24 electrones** y **33 neutrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2012).

1.425. ¿Qué dos elementos poseen 2 electrones desapareados en su capa de valencia?

- a) Se y Sn
- b) Sb y Te
- c) Se y Al
- d) Ga y As

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Teniendo en cuenta 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”.

- Al elemento de símbolo Se, selenio, que se encuentra situado en el grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el Se presenta 2 electrones desapareados.

- Al elemento de símbolo Sn, estaño, que se encuentra situado en el grupo 14 y periodo 5 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

5s	5p		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, el Sn presenta 2 electrones desapareados.

- Al elemento de símbolo Sb, antimonio, que se encuentra situado en el grupo 15 y periodo 5 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

5s	5p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el Sb presenta 3 electrones desapareados.

- Al elemento de símbolo Te, telurio, que se encuentra situado en el grupo 16 y periodo 5 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

5s	5p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el Te presenta 2 electrones desapareados.

- Al elemento de símbolo Al, aluminio, que se encuentra situado en el grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

3s	3p		
↑↓	↑		

Como se observa, el Al presenta 1 electrón desapareado.

- Al elemento de símbolo Ga, galio, que se encuentra situado en el grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	4p		
↑↓	↑		

Como se observa, el Ga presenta 1 electrón desapareado.

- Al elemento de símbolo As, arsénico, que se encuentra situado en el grupo 15 y periodo 4 del sistema periódico tiene la siguiente estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$  y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:



4s	4p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el As presenta 3 electrones desapareados.

La pareja de elementos propuestos que poseen 2 electrones desapareados es la formada por Se y Sn.

La respuesta correcta es la a.

1.426. El número de electrones que tiene el átomo de azufre en sus orbitales p es:

- a) 4
- b) 10
- c) 16
- d) 6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

El número de electrones alojados en los orbitales p es 10.

La respuesta correcta es la b.

1.427. El elemento X de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) -4
- b) +2
- c) -2
- d) +6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana dos electrones, completa su capa más externa y consigue una estructura electrónica muy estable de gas noble,  $1s^2 2s^2 2p^6$ , formando un ion cuya valencia iónica es -2.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

1.428. Los iones  $Zn^+$  y el  $Ga^{2+}$ :

- a) Tienen el mismo valor de Z.
- b) Tienen la misma configuración electrónica.
- c) Son diamagnéticos.
- d) Son isoelectrónicos con el Ca.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El elemento cuyo símbolo es Zn es el zinc que pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 3d^{10} 4s^2$ , y si cede uno de los electrones del orbital 4s se transforma en el ion  $Zn^+$  cuya configuración electrónica es  $[Ar] 3d^{10} 4s^1$ , y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

▪ El elemento cuyo símbolo es Ga es el galio que pertenece al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ , y si cede el electrón del orbital 4p se transforma en el ion  $\text{Ga}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ , y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.

a) Falso. Los elementos se ordenan en sistema periódico por su número atómico (número de protones), por lo tanto, es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.

b) **Verdadero**. Ambas especies **son isoelectrónicas** ya que tienen la misma configuración electrónica,  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ .

c) Falso. Ambas especies tienen electrones desapareados, por lo que son paramagnéticas.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2$ , que es diferente a las de las especies propuestas.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

1.429. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion  $\text{Ru(III)}$  tiene una configuración:

- a)  $d^8$
- b)  $d^7$
- c)  $d^6$
- d)  $d^5$
- d)  $d^4$

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Fe y Ru son elementos que pertenecen al grupo 8 del sistema periódico, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es  $ns^2 (n-1)d^6$ . Para el Fe ( $n=4$ ) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ru ( $n=5$ ) ya que se encuentra en el quinto.

La estructura electrónica abreviada del Ru es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$ , y si cede los dos electrones del orbital 4s y uno del 5d se transforma en el ion  $\text{Ru(III)}$  cuya estructura electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^5$ .

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997, País Vasco 2010 y otras).

1.430. Si la configuración electrónica de un átomo es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ . Indique cuál es la afirmación correcta:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Al pasar a la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$  se forma un anión.
- c) Su configuración es la más estable.
- d) Su número atómico es 38.
- e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) **Correcta**. El elemento pertenece al grupo 1 del sistema periódico, de los **metales alcalinos**, ya que tiene un único electrón en su capa más externa.

b-c) Incorrecta. Si pierde el electrón situado en el orbital 5s forma un catión con carga +1 y adquiere una configuración muy estable de gas noble.

c) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 39 electrones, por tanto, su número atómico es 39.

e) Incorrecta. Para pertenecer al grupo 2 del sistema periódico, de los metales alcalinotérreos, su configuración electrónica externa debería ser  $5s^2$ .

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011 y País Vasco 2015).

1.431. Con respecto al átomo de un elemento X ( $Z = 5$ ) y al átomo del elemento Y ( $Z = 13$ ), es correcto afirmar que:

- a) Ambos elementos son metálicos.
- b) La electronegatividad del elemento X es mayor que la del elemento Y.
- c) La primera energía de ionización es menor para el elemento X que para Y.
- d) El elemento Y tiene un radio atómico menor que el elemento X.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. Ya que sus estructuras electrónicas:  $1s^2 2s^2 2p^1$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , indican que son el boro (no metal) y el aluminio (metal).

b) **Verdadero**. Aunque están en el mismo grupo, el elemento Y tiene su electrón de valencia en el orbital 3p, mientras que el elemento X lo tiene en el 2p. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la electronegatividad (escala de Pauling) son 2,04 para el elemento X y 1,61 para el elemento Y.

c) Falso. El electrón a arrancar está en el subnivel 3p para el elemento Y y en el subnivel 2p para el X, con lo que este último necesitará mayor energía. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización son 8,30 eV para el elemento X y 5,99 eV para el elemento Y.

d) Falsa. El electrón que define el tamaño está en un orbital con mayor número cuántico principal para el elemento Y. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores del radio son 88 pm para el elemento X y 143 pm para el elemento Y.

La respuesta correcta es la **b**.

1.432. Para el átomo neutro del elemento de número atómico 17 y número másico 35, la estructura electrónica (configuración electrónica) y los números cuánticos ( $n, l, m_l, m_s$ ) del electrón más externo serán:

<u>Estructura</u>	<u>números cuánticos</u>
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	(3, 1, -1, $+\frac{1}{2}$ )
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 3p^5$	(4, 1, +1, $+\frac{1}{2}$ )
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	(3, 1, +1, $-\frac{1}{2}$ )
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	(3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$ )

(O.Q.L. Asturias 2017)

La estructura electrónica del elemento con  $Z = 17$  (17 electrones al ser un átomo neutro), es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

Los valores de los números cuánticos del electrón desapareado ubicado en un orbital "3p" pueden ser:

- $n = 3$  (tercer nivel de energía)
- $l = 1$  (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$  (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes  $p_x, p_y, p_z$ )

- $m_s = \pm\frac{1}{2}$  (espín del electrón)

De las combinaciones propuestas, la que se corresponde con la estructura electrónica correcta es (3, 1, -1, + $\frac{1}{2}$ ).

La respuesta correcta es la **a**.



## 2. PROBLEMAS de ESTRUCTURA ATÓMICA

2.1. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, la energía de los diferentes niveles electrónicos de los átomos hidrogenoides (un átomo hidrogenoide es aquel que posee un solo electrón, como por ejemplo el  $\text{He}^+$ , el  $\text{Li}^{2+}$ , etc.) viene dada, en eV, por

$$E_n = -13,6 Z^2/n^2$$

donde  $Z$  representa el número de protones del núcleo.

Suponga las especies hidrogenoides  $\text{He}^+$  y  $\text{Be}^{3+}$ , y que ambas se encuentran en su estado electrónico fundamental. Según el modelo de Bohr:

- ¿En cuál de ellas giraría el electrón más rápidamente?
- ¿Cuál sería la relación entre las velocidades de ambos electrones?
- ¿Cuál de los dos electrones describirá órbitas más próximas al núcleo?

(Murcia 1997)

a) En el modelo propuesto por Bohr (1913), se obtienen las siguientes ecuaciones para el radio de la órbita y la velocidad del electrón:

$$\left. \begin{aligned} \frac{mv^2}{r} &= \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Ze^2}{r^2} \\ mvr &= n \frac{h}{2\pi} \end{aligned} \right\} \rightarrow \begin{cases} v = \frac{Ze^2}{2h\epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \\ r = \frac{h^2\epsilon_0}{Z\pi me^2} \cdot n^2 \end{cases}$$

Como para ambas especies,  $n = 1$ , y como la velocidad con la que gira el electrón es directamente proporcional al valor de  $Z$ , **gira más rápido el electrón de la especie  $\text{Be}^{3+}$ .**

b) relacionando las velocidades del electrón en las especies  $\text{Be}^{3+}$  y  $\text{He}^+$  se obtiene:

$$\frac{v_{\text{Be}^{3+}}}{v_{\text{He}^+}} = \frac{\frac{Z_{\text{Be}^{3+}} e^2}{2h\epsilon_0} \cdot \frac{1}{n}}{\frac{Z_{\text{He}^+} e^2}{2h\epsilon_0} \cdot \frac{1}{n}} \rightarrow \frac{v_{\text{Be}^{3+}}}{v_{\text{He}^+}} = \frac{Z_{\text{Be}^{3+}}}{Z_{\text{He}^+}} = 2$$

c) Como para ambas especies,  $n = 1$ , y el radio de la órbita en la que gira el electrón es inversamente proporcional al valor de  $Z$ :

$$r = \frac{h^2\epsilon_0}{Z\pi me^2} \cdot 1^2$$

Se obtiene que **el electrón de la especie  $\text{Be}^{3+}$  describe órbitas más próximas al núcleo.**

2.2. a) ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo:  $^{23}\text{Na}$  o  $_{11}\text{Na}$ ? ¿Por qué?

b) Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del  $_{33}\text{As}$ .

c) Si el átomo de  $_{33}\text{As}$  gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

(Extremadura 1998)

a) En el símbolo  $^{23}\text{Na}$ , **23 es el número másico**, que indica el número de nucleones (**protones + neutrones**) que existen en el núcleo de ese átomo.

▪ En el símbolo  $_{11}\text{Na}$ , **11 es el número atómico**, que indica el **número de protones** que existen en el núcleo de ese átomo. Como se trata de una especie neutra, ese número también indica el **número de electrones**.

Por lo tanto, el símbolo que ofrece más información es  $_{11}\text{Na}$ .

b) La estructura electrónica abreviada del  ${}_{33}\text{As}$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . El electrón diferenciador se encuentra en un orbital 4p al que le corresponden los siguientes valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m_l$ :

$$\text{orbital } 4p \rightarrow \begin{cases} n = 4 \\ l = 1 \\ m_l = 0, +1, -1 \end{cases}$$

c) Si el átomo  ${}_{33}\text{As}$  gana tres electrones se convierte en  ${}_{33}\text{As}^{3-}$  y adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, que es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

2.3. En un recipiente cerrado se encuentra una cierta cantidad de hidrógeno atómico en estado gaseoso. Eventualmente se producen colisiones reactivas de estos átomos para formar moléculas  $\text{H}_2$ , proceso que transcurre con desprendimiento de energía. Suponga que se produce una de estas colisiones y que la molécula de  $\text{H}_2$  formada recibe toda la energía liberada en la reacción en forma de energía cinética traslacional. Considere ahora que esta molécula (para la que ignoraremos cualquier otra contribución energética) choca con un átomo de hidrógeno cediéndole, en todo o en parte, su energía cinética. Si el átomo de hidrógeno se encuentra en su estado electrónico fundamental, ¿sería posible el paso a un estado electrónico excitado como consecuencia de esta colisión?

Suponga ahora que un átomo de hidrógeno, en un estado electrónico excitado (por ejemplo,  $n = 3$ ) regresa al nivel fundamental mediante la emisión de un fotón, ¿podría ese fotón disociar una molécula de  $\text{H}_2$ ?

(Dato. Energía de disociación del hidrógeno molecular =  $458 \text{ kJ mol}^{-1}$ )

(Murcia 1998)

La energía asociada a la formación de una molécula de  $\text{H}_2$  es:

$$\frac{458 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 7,60 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{molécula}}$$

La variación de energía asociada a un salto cuántico se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Relacionando ambas energías se obtiene el número de ondas de ese salto:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{7,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 3,83 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$$

La ecuación que permite calcular la longitud de onda del fotón asociado a un salto cuántico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Considerando que el átomo se encuentra en su estado fundamental ( $n_1 = 1$ ) para que se produzca un salto electrónico es necesario que la energía aportada ( $1/\lambda$ ) haga que  $n_2 \geq 2$ .

$$3,83 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1} = 109.677,6 \text{ cm}^{-1} \cdot \left( 1 - \frac{1}{n_2^2} \right) \rightarrow n_2 = 1,24$$

Como se observa, el valor obtenido de 1,24 es menor que 2, por lo tanto, con la energía asociada a la formación de una molécula de  $\text{H}_2$  **el electrón no puede pasar a un estado electrónico excitado**.

La energía del fotón liberado en el salto electrónico desde el nivel cuántico 3 al 1 se calcula mediante la ecuación:

$$\Delta E = h c R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El valor de dicha energía es:

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot 109.677,6 \text{ cm}^{-1} \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \cdot \left( 1 - \frac{1}{3^2} \right) = 1,937 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

cambiando las unidades a  $\text{kJ mol}^{-1}$ :

$$1,937 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{molécula}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1.166 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como se observa, esta energía (1.166 kJ) es mayor que la de disociación de la molécula de  $\text{H}_2$  (458 kJ), por tanto, con la energía correspondiente al fotón emitido al pasar el electrón desde el nivel  $n = 3$  hasta el nivel  $n = 1$  **sí que es posible disociar la molécula de  $\text{H}_2$ .**

2.4. Para los enunciados siguientes A y B, solo una afirmación es correcta. Indique las afirmaciones correctas para cada enunciado.

A. Rutherford y sus colaboradores realizaron experimentos en los que dirigían un haz de partículas alfa sobre una delgada lámina de oro, y observaron que:

- La mayoría de las partículas se desviaban mucho.
- Se desviaban pocas partículas y con ángulos pequeños.
- Se desviaban la mayoría de las partículas con ángulos pequeños.
- Se desviaban pocas partículas pero con ángulos grandes.

B. De este hecho dedujeron que:

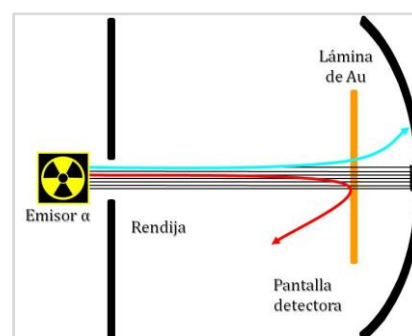
- Los electrones son partículas de masa elevada.
- Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas.
- Las partes del átomo con carga positiva se mueven a velocidades cercanas a la de la luz.
- El diámetro del electrón es aproximadamente igual al diámetro del núcleo.

(Valencia 1998)

El experimento realizado por E. Rutherford, H. Geiger y E. Marsden en 1907 en Manchester llevó a la propuesta de nuevo modelo atómico, el modelo nuclear.

Las afirmaciones correctas para las opciones A y B son, respectivamente:

- Se desviaban pocas partículas pero con ángulos grandes.
- Las partes del átomo con carga positiva son muy pequeñas y pesadas.





2.5. Al hacer incidir una cierta radiación sobre átomos de un mismo elemento se observa un espectro de emisión, entre cuyas líneas aparecen las correspondientes a las frecuencias  $1,826 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$  y  $6,385 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ .

Determine:

- La naturaleza de los átomos irradiados.
- La frecuencia de la radiación incidente.
- El tamaño de los átomos excitados.

(Datos. En su estado fundamental, el átomo de hidrógeno tiene un radio de  $0,529 \text{ \AA}$ . Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr, se cumple  $E \text{ (eV)} = -13,2 (Z^2/n^2)$ )

(Murcia 2001)

a) La ecuación que permite calcular la energía correspondiente a un salto electrónico es:

$$\Delta E = 13,2 Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo para un espectro de emisión,  $n_1 =$  nivel de llegada y  $n_2 =$  nivel de partida.

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación,  $c = \lambda \nu$ . Para una línea que aparece a  $1,826 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$  el valor de la longitud de onda es:

$$\lambda_1 = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} \cdot 10^9 \text{ nm}}{1,826 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot 1 \text{ m}} = 164,2 \text{ nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona UV del EEM ( $< 400 \text{ nm}$ ), por lo que se trata de una línea que corresponde a un salto de un determinado nivel cuántico hasta el nivel  $n_1 = 1$  (serie de Lyman).

En el caso de la línea que aparece a  $6,385 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ :

$$\lambda_2 = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} \cdot 10^9 \text{ nm}}{6,385 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \cdot 1 \text{ m}} = 469,5 \text{ nm}$$

Ese valor de longitud de onda aparece dentro de la zona VIS del EEM ( $400\text{--}700 \text{ nm}$ ), por lo que se trata de una línea que corresponde a un salto de un determinado nivel cuántico hasta el nivel  $n_1 = 2$  (serie de Balmer).

Las energías, en eV, correspondientes a dichas frecuencias se calculan mediante la expresión:

$$\Delta E = h \nu$$

Las energías asociadas a ambas líneas son, respectivamente:

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (1,826 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 7,552 \text{ eV}$$

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (6,385 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,641 \text{ eV}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación de la energía correspondiente a un salto electrónico, se puede obtener el valor de  $Z$ , la naturaleza de los átomos irradiados,  $n_1$  y  $n_2$ , y  $n'_1$  y  $n'_2$ , niveles entre los que se producen los saltos electrónicos propuestos.

$$7,552 = 13,2 \cdot Z^2 \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \qquad 2,641 = 13,2 \cdot Z^2 \cdot \left( \frac{1}{n'_1{}^2} - \frac{1}{n'_2{}^2} \right)$$

Dividiendo ambas expresiones se obtiene que:

$$\frac{\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)}{\left(\frac{1}{n_1'^2} - \frac{1}{n_2'^2}\right)} = \frac{7,552}{2,641} = 2,860$$

Realizando un tanteo con la hoja de cálculo Excel de Microsoft (resolverlo de otra forma es cuestión de suerte dar con el resultado correcto) se obtiene que los saltos propuestos se realizan entre los niveles:

$$n_1 = 2 \rightarrow n_2 = 3 \quad n_1' = 3 \rightarrow n_2' = 4$$

Sustituyendo en las ecuaciones de la energía se obtiene que el valor de  $Z$  (naturaleza del átomo) es:

$$Z = \sqrt{\frac{7,552/13,2}{\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}}} \approx 2 \quad Z = \sqrt{\frac{2,641/13,2}{\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2}}} \approx 2$$

b) La radiación incidente debe proporcionar la energía para calcular realizar el salto electrónico desde el estado fundamental,  $n_1 = 1$ , hasta el estado excitado correspondiente al nivel cuántico  $n_2 = 4$ .

Se calcula previamente la energía del salto, que tendrá signo positivo ya que para excitar el átomo este debe absorber energía:

$$\Delta E = 13,2 \cdot 2^2 \cdot \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{4^2}\right) = 49,5 \text{ eV}$$

Cambiando a unidades del S.I.:

$$\Delta E = 49,5 \text{ eV} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 7,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La frecuencia de la radiación con esa energía es:

$$\nu = \frac{7,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,20 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos ( $\text{\AA}$ ) en el modelo de Bohr (1900) es:

$$r = 0,529 \cdot \frac{n^2}{Z}$$

El tamaño de los átomos excitados del elemento de  $Z = 3$  con  $n = 5$  es:

$$r = 0,529 \text{ \AA} \cdot \frac{4^2}{2} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 4,23 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

2.6. Indique, justificando la respuesta, la posible existencia de los orbitales:

- a) 2f
- b) 5g
- c) 3p
- d) 4d
- e) 3g
- f) 5f.

(Valencia 2002)

Los valores correctos para los números cuánticos que indican el tipo de orbital atómico son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1) \rightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

- a) Al orbital 2f le corresponden los números cuánticos  $n = 2$  y  $l = 3$ . Este último valor es imposible ya que si  $n = 2$ , los únicos valores posibles de  $l$  son 0 o 1. Por tanto, **el orbital 2f no puede existir**.
- b) Al orbital 5g le corresponden los números cuánticos  $n = 5$  y  $l = 4$ . Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 5g sí puede existir**.
- c) Al orbital 3p le corresponden los números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 1$ . Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 3p sí puede existir**.
- d) Al orbital 4d le corresponden los números cuánticos  $n = 4$  y  $l = 2$ . Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 4d sí puede existir**.
- e) Al orbital 3g le corresponden los números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 4$ . Este último valor es imposible ya que si  $n = 3$ , los únicos valores posibles de  $l$  son 0, 1 o 2. Por tanto, **el orbital 3g no puede existir**.
- f) Al orbital 5f le corresponden los números cuánticos  $n = 5$  y  $l = 3$ . Valores que son correctos. Por tanto, **el orbital 5f sí puede existir**.

2.7. Agrupe los iones con la misma configuración electrónica:  $\text{Li}^+$ ,  $\text{B}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{P}^{3-}$ .

(Valencia 2002)

Las configuraciones electrónicas de los iones propuestos son:

- El elemento cuyo símbolo es Li es el litio que pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ , y si pierde el electrón del orbital 2s se convierte en  $\text{Li}^+$  cuya configuración electrónica es  $1s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es B es el boro que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ , y si pierde los tres electrones de su última capa se convierte en  $\text{B}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $1s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$  y si pierde los tres electrones de su última capa se convierte en  $\text{Al}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 3s se convierte en  $\text{Mg}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , y si capta dos electrones completa el orbital 3p y se convierte en  $\text{S}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , y si capta un electrón completa el orbital 2p y se convierte en  $\text{F}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

- El elemento cuyo símbolo es H es el hidrógeno que pertenece al grupo 1 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $1s^1$ , y si capta un electrón completa el orbital  $1s$  y se convierte en  $H^-$  cuya configuración electrónica es  $1s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^5$ , y si capta un electrón completa el orbital  $3p$  y se convierte en  $Cl^-$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^4$ , y si capta dos electrones completa el orbital  $2p$  y se convierte en  $O^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^3$ , y si capta tres electrones completa el orbital  $2p$  y se convierte en  $N^{3-}$  cuya configuración electrónica es  $[He] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^3$ , y si capta tres electrones completa el orbital  $3p$  y se convierte en  $P^{3-}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ .

Las especies químicas que tienen la misma configuración electrónica se denominan **isoelectrónicas**:

$H^-$ ,  $Li^+$  y  $B^{3+}$  tienen la configuración electrónica  $1s^2$  o  $[He]$ .

$Al^{3+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $F^-$ ,  $O^{2-}$  y  $N^{3-}$  tienen la configuración electrónica  $[He] 2s^2 2p^6$  o  $[Ne]$ .

$Ca^{2+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$  y  $P^{3-}$  tienen la configuración electrónica  $[Ne] 3s^2 3p^6$  o  $[Ar]$ .

2.8. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique cuáles son aceptables como configuración electrónica en el estado fundamental, cuáles lo son como configuración electrónica excitada y cuáles son prohibidas.

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- b)  $1s^2 2s^2 3d^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$
- d)  $7d^2$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$

(Valencia 2003)

- a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  cumple el principio de mínima energía por lo que corresponde a un **estado fundamental**.
- b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 3d^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $3d$  debía haberse ocupado el subnivel  $2p$  por lo que corresponde a un **estado excitado**.
- c) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$  corresponde a un **estado prohibido**, ya que no existe el subnivel  $2d$ .
- d) La configuración electrónica  $7d^2$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $7d$  debía haberse llenado el subnivel  $1s$  por lo que corresponde a un **estado excitado**.
- e) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $3p$  debía haberse ocupado el subnivel  $3s$  por lo que corresponde a un **estado excitado**.

2.9. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
${}^{208}_{82}\text{Pb}$				0
	31	38		+3
	52	75	54	
Au		117		-1

*(Murcia 2004)*

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

▪ Elemento Pb:

Si  $Z = 82$  y la carga es 0, el átomo tiene 82 protones y 82 electrones.

Si  $A = 208$  y el átomo tiene 82 protones, tiene  $(208 - 82) = 126$  neutrones.

▪ Elemento con 31 protones:

$Z = 31$  y la carga es +3, el átomo tiene 31 protones y  $(31 - 3) = 28$  electrones.

Si tiene 31 protones y 38 neutrones,  $A = (31 + 38) = 69$ .

Si  $Z = 31$ , su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13 y el valor de  $n = 4$  al cuarto periodo. El grupo 13 está integrado por los siguientes elementos: B ( $n = 2$ ), Al ( $n = 3$ ), Ga ( $n = 4$ ), In ( $n = 5$ ) y Tl ( $n = 6$ ). Como  $n = 4$ , se trata del elemento Ga (galio).

▪ Elemento con 52 protones:

$Z = 52$  y 54 electrones, la carga es  $(52 - 54) = -2$ .

Si tiene 52 protones y 75 neutrones,  $A = (52 + 75) = 127$ .

Si  $Z = 52$ , su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 y el valor de  $n = 5$  al quinto periodo. El grupo 16 está integrado por los siguientes elementos: O ( $n = 2$ ), S ( $n = 3$ ), Se ( $n = 4$ ), Te ( $n = 5$ ), Po ( $n = 6$ ) y Lv ( $n = 7$ ). Como  $n = 5$ , se trata del Te (telurio).

▪ Elemento con símbolo Au es el oro que pertenece al grupo 11 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$ . Sumando los superíndices se deduce que tiene,  $54 (\text{Xe}) + 14 + 1 + 10 = 79$  electrones y los mismos protones.

Si  $Z = 79$  y la carga es -1, el átomo tiene  $(79 + 1) = 80$  electrones.

Si tiene 79 protones y 117 neutrones,  $A = (79 + 117) = 196$ .

La tabla completa es:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
${}^{208}_{82}\text{Pb}$	82	126	82	0
${}^{69}_{31}\text{Ga}^{3+}$	31	38	28	+3
${}^{127}_{52}\text{Te}^{2-}$	52	75	54	-2
${}^{196}_{79}\text{Au}^{-}$	79	117	80	-1

2.10. Calcule la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación que se emite cuando un electrón del átomo de hidrógeno salta del nivel  $n = 3$  al  $n = 1$ . ¿A qué línea del espectro corresponde? Si la energía del electrón en su estado fundamental es de 13,6 eV, calcule la energía del electrón en el nivel  $n = 3$ .

(Valencia 2005)

La longitud de onda de la radiación asociada a un salto electrónico se calcula por medio de la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda de la radiación son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.677 \text{ cm}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{1} - \frac{1}{3^2} \right) = 97.491 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{97.491 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 102,6 \text{ nm}$$

La relación entre frecuencia y longitud de onda viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

y a partir de la misma se calcula que el valor de la frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{102,6 \text{ nm}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 2,922 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La energía de la radiación se calcula mediante la ecuación:

$$\Delta E = h \nu$$

El valor de la energía de la radiación emitida es:

$$\Delta E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,922 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 12,09 \text{ eV}$$

Por tratarse de un espectro de emisión, la energía es desprendida y el signo es negativo,  $\Delta E = -12,09 \text{ eV}$ .

Se trata de una [línea de la serie de Lyman](#) ( $n_1 = 1$ ) que aparece a 102,6 nm.

Si la energía de un electrón en el estado fundamental es 13,6 eV, la energía que posee en un determinado nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E(\text{eV}) = -\frac{13,6}{n^2}$$

El valor de la energía en el nivel  $n = 3$  es:

$$E = -\frac{13,6 \text{ eV}}{3^2} = -1,51 \text{ eV}$$

2.11. En los siguientes párrafos modifique, de aquello que no está subrayado, lo que sea incorrecto:

- a) Para un fotón la relación entre la frecuencia ( $\nu$ ) y la longitud de onda ( $\lambda$ ) es  $\nu = 1/\lambda$ .  
 b) Los fotones de luz ultravioleta de  $\lambda = 300$  nm poseen menor energía que los de radiación infrarroja de  $\lambda = 1.000$  nm.  
 c) En un átomo hidrogenoide la energía de los orbitales 3d es mayor que la del orbital 3s.  
 d) Si un electrón tiene los números cuánticos  $n = 6$ ,  $l = 4$ ,  $m_l = -3$ ,  $m_s = +\frac{1}{2}$  el orbital que ocupa es el 6f.  
 e) La serie de líneas de Balmer del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde  $n = 3, 4, 5, 6, \dots$  hasta  $n = 1$  ( $n = n^\circ$  cuántico principal).  
 f) En el átomo de hidrógeno la transición  $3d \rightarrow 3p$  solo genera una línea espectral en el espectro de emisión del hidrógeno

(Valencia 2005) (Valencia 2011)

a) La relación entre la frecuencia y la longitud de onda viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

b) La energía de un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Como se observa, la energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda,  $\lambda$ . Por tanto, los fotones de luz UV de  $\lambda = 300$  nm poseen **mayor** energía que los radiación IR de  $\lambda = 1.000$  nm.

c) De acuerdo con el diagrama de energía de Moeller para el orden de llenado de orbitales, los orbitales 3d tienen **mayor** energía que los orbitales 3s.

d) Un electrón que se encuentra en un orbital 6f tiene los siguientes valores para los números cuánticos:

$$n = 6 \quad l = 3 \quad m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

e) La serie de líneas de Balmer del átomo de hidrógeno corresponde a las transiciones desde  $n = 3, 4, 5, 6, \dots$  hasta  $n = 2$  ( $n = n^\circ$  cuántico principal).

f) Un electrón que se encuentra en el orbital 3d **solo** genera una línea en el espectro de emisión cuando cae al orbital 3p.

2.12. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Periodo	Configuración electrónica	Nº electrones desapareados
28		Ni			$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$
33		As			$\text{As}^{3-}$	$\text{As}^{3-}$
53		I			$\text{I}^-$	I
79		Au			Au	Au

(Valencia 2005)

▪ El elemento cuyo símbolo es Ni y número atómico es 28 es el **níquel** tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 10** y el valor de  $n = 4$  que pertenece al **cuarto periodo**. La configuración electrónica del ion  $\text{Ni}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3d^8$  ya que pierde dos electrones del orbital 4s. 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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta **dos electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es **As** y número atómico es **33** es el **arsénico** tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 15** y el valor de  $n = 4$  que pertenece al **cuarto periodo**. La configuración electrónica del ion  $\text{As}^{3-}$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  ya que gana tres electrones y completa el orbital 4p. La distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, **no tiene electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es **I** y número atómico es **53** es el **yodo** tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de  $n = 5$  que pertenece al **quinto periodo**. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p es:

5s	5p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

La configuración electrónica del ion  $\text{I}^-$  es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$  ya que gana un electrón y completa el orbital 5p.

▪ El elemento cuyo símbolo es **Au** y número atómico es **79** es el **oro** tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$ . La suma de los superíndices de los orbitales s y d indica que pertenece al **grupo 11** y el valor de  $n = 6$  que pertenece al **sexto periodo**. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 6s y 5d es:

6s	5d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta **un electrón desapareado**.

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Periodo	Configuración electrónica	Electrones desapareados
28	níquel	Ni	10	4	$\text{Ni}^{2+} [\text{Ar}] 3d^8$	$\text{Ni}^{2+}$ 2
33	arsénico	As	15	4	$\text{As}^{3-} [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$\text{As}^{3-}$ 0
53	yodo	I	17	5	$\text{I}^- [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	I 1
79	oro	Au	11	6	$\text{Au} [\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$	Au 1



2.13. El átomo de azufre tiene un valor de  $Z = 16$ . Indique cuál es su configuración electrónica y escriba la serie completa de los cuatro números cuánticos para los cuatro electrones que se encuentran en el orbital 3p.

(Canarias 2006)

La estructura electrónica abreviada del azufre ( $Z = 16$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ .

Los valores de los números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$  de los cuatro electrones situados en el orbital 3p son los siguientes:

$n = 3$  (por tratarse de un orbital del tercer nivel de energía)

$l = 1$  (por tratarse de un orbital p)

$m_l = 0, +1, -1$  (por la existencia de 3 orbitales p, ya que el subnivel p está triplemente degenerado)

$m_s = +\frac{1}{2}$  (para tres electrones) y  $-\frac{1}{2}$  (para el cuarto electrón del subnivel).

2.14. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, justifique cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento, cuáles los son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son inaceptables:

- $1s^2 2s^2 2p^6 5g^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$
- $2s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$
- $5g^1$

(Preselección Valencia 2006)

a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 5g^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 5g debía haberse ocupado el subnivel 3s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que no existe el subnivel 2d.

c) La configuración electrónica  $2s^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 2s debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^1$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que en los tres orbitales 2p caben seis electrones.

e) La configuración electrónica  $5g^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 5g debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde a un **estado excitado**.

2.15. De las especies siguientes:  $\text{F}^-$ ;  $\text{Ca}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{2+}$  y S; indique las que son paramagnéticas.

(Valencia 2006)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ El elemento de símbolo F ( $Z = 9$ ) es el flúor tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , y si gana un electrón y completa el orbital 2p se convierte en  $\text{F}^-$  cuya configuración electrónica es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . 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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el  $F^-$  no presenta electrones desapareados, por lo tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El elemento de símbolo Ca ( $Z = 20$ ) es el calcio tiene la configuración electrónica abreviada  $[Ar] 4s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $Ca^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el  $Ca^{2+}$  no presenta electrones desapareados, por lo tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Fe ( $Z = 26$ ) es el hierro tiene la configuración electrónica abreviada  $[Ar] 4s^2 3d^6$ , y si pierde los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $Fe^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[Ar] 3d^6$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el  $Fe^{2+}$  presenta **cuatro electrones desapareados**, por lo tanto, **sí es una especie paramagnética**.

▪ El elemento cuyo símbolo es S ( $Z = 16$ ) es el azufre tiene la configuración electrónica abreviada  $[Ne] 3s^2 3p^4$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el S no presenta electrones desapareados, por lo tanto, **no es una especie paramagnética**.

2.16. ¿Qué elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas del estado fundamental? Señale a qué grupo de la Tabla Periódica pertenece cada elemento.

- $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^4$
- $[He] 2s^2 2p^2$
- $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1$
- $[Xe] 6s^2$

(Preselección Valencia 2007)

a) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es  $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^4$  la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de  $n = 5$  que es del quinto periodo que está integrado por los elementos: oxígeno ( $n = 2$ ), azufre ( $n = 3$ ), selenio ( $n = 4$ ), telurio ( $n = 5$ ), polonio ( $n = 6$ ) y livermorio ( $n = 7$ ). Como  $n = 5$  se trata del **telurio**.

b) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^2$  la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 14** (los orbitales d no se comienzan a llenar hasta el cuarto periodo) y el valor de  $n = 2$  que es del segundo periodo que está integrado por los elementos: carbono ( $n = 2$ ), silicio

( $n = 3$ ), germanio ( $n = 4$ ), estaño ( $n = 5$ ), plomo ( $n = 6$ ) y flerovio ( $n = 7$ ). Como  $n = 2$  se trata del **carbono**.

c) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$  la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13** y el valor de  $n = 4$  que es del cuarto periodo del sistema periódico que está integrado por los elementos: boro ( $n = 2$ ), aluminio ( $n = 3$ ), galio ( $n = 4$ ), indio ( $n = 5$ ), talio ( $n = 6$ ) y nihonio ( $n = 7$ ). Como  $n = 4$  se trata del **galio**.

d) Para el elemento cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$  la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de  $n = 6$  que es del sexto periodo que está integrado por los elementos: berilio ( $n = 2$ ), magnesio ( $n = 3$ ), calcio ( $n = 4$ ), estroncio ( $n = 5$ ), bario ( $n = 6$ ) y radio ( $n = 7$ ). Como  $n = 6$  se trata del **bario**.

2.17. Determine si cada una de las siguientes configuraciones electrónicas representa el estado fundamental o un estado excitado del átomo dado.

	1s	2s	2p		
C	↑↓	↑↓	↑↓		
N	↑↓	↑↓	↑	↓	↑
Be	↑↓	↑	↑		
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

(Preselección Valencia 2007)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

- 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".

- Principio de exclusión de Pauli:

"dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

▪ La configuración electrónica propuesta para el **átomo de carbono**:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓		

corresponde a un **estado excitado** ya que los electrones de uno de los orbitales 2p deberían estar desapareados y con los espines paralelos por lo que se incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

▪ La configuración electrónica propuesta para el **átomo de nitrógeno**:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↓	↑

corresponde a un **estado excitado** ya que uno de los electrones de los orbitales 2p no tiene el mismo espín que los otros por lo que se incumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

- La configuración electrónica propuesta para el **átomo de berilio**:

1s	2s	2p		
↑↓	↑	↑		

corresponde a un **estado excitado** ya que el electrón que ocupa el orbital 2p debería ocupar el 2s por lo que se incumple el principio de mínima energía.

- La configuración electrónica propuesta para el **átomo de oxígeno**:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

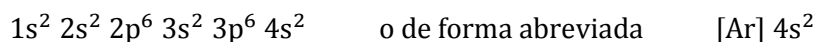
corresponde a un **estado fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

2.18. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  corresponde a un ion dipositivo  $X^{2+}$ . Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál es el número atómico de X? ¿A qué periodo pertenece este elemento? ¿Cuántos electrones de valencia posee el elemento X?
- Que tipo de enlace formaría el elemento X con un elemento A cuya configuración electrónica fuera  $1s^2 2s^2 2p^5$ ? ¿Por qué? Indique la fórmula del compuesto resultante.

(Canarias 2007)

a) La configuración electrónica asignada al ion  $X^{2+}$  indica que contiene 18 electrones, como se trata de un ion con dos cargas positivas quiere decir que ha perdido dos electrones, por lo que al átomo neutro le corresponde la configuración electrónica:



que indica que tiene tres capas electrónicas completas y el valor de  $n = 4$  que el elemento pertenece al **cuarto periodo** y posee **2 electrones de valencia**. Sumando los electrones se obtiene que su número atómico es  $Z = 20$ .

b) Un elemento A con una configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5$  tiende a captar un electrón para conseguir una estructura electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , y formar el ion  $A^-$ . Se trata de un elemento muy electronegativo.

Si el elemento X pierde dos electrones y forma el ion  $X^{2+}$  adquiere una estructura electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . Se trata de un elemento poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad, entre ambos elementos se forma un **enlace iónico**, y de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones  $A^-$  con un ion  $X^{2+}$  por lo que la fórmula del compuesto que resulta es  $XA_2$ .

2.19. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Bloque	Configuración electrónica	Nº electrones desapareados
29		Cu			Cu	$\text{Cu}^{2+}$
80		Hg			$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+}$
17		Cl			$\text{Cl}^-$	Cl
23		V			$\text{V}^{2+}$	V

(Valencia 2007)

- El elemento cuyo símbolo es Cu ( $Z = 29$ ) es el **cobre** cuya configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ , aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$  que es más estable. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 11** y el valor de  $n = 4$  que es un elemento del **cuarto periodo**. El que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion  $\text{Cu}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3d^9$  ya que pierde dos electrones, uno del orbital 4s y otro del orbital 3d. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, el ion  $\text{Cu}^{2+}$  presenta **un electrón desapareado**.

▪ El elemento cuyo símbolo es **Hg** ( $Z = 80$ ) es el **mercurio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$ . La suma de los superíndices de los orbitales s, p y d indica que pertenece al **grupo 12** y el valor de  $n = 6$  que es un elemento del **sexto periodo**. El que tenga electrones d, que pertenece bloque de los **metales de transición**.

La configuración electrónica del ion  $\text{Hg}^{2+}$  es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10}$  ya que pierde dos electrones del orbital más externo (6s). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 5d es:

6s	5d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el ion  $\text{Hg}^{2+}$  **no tiene electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es **Cl** ( $Z = 17$ ) es el **cloro** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (este periodo no tiene electrones d) y el valor de  $n = 3$  que es un elemento del **tercer periodo**. El que tenga electrones p, que pertenece al bloque de los **no metales**. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑	

Como se observa, **el átomo de Cl tiene un electrón desapareado**.

La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana un electrón en su capa más externa.

▪ El elemento cuyo símbolo es **V** ( $Z = 23$ ) es el **vanadio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 5** y el valor de  $n = 4$  que es un elemento del **cuarto periodo** y el que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑		

Como se observa, el V tiene **tres electrones desapareados**.

La configuración electrónica del ion  $\text{V}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3d^3$  ya que pierde dos electrones del orbital 4s.

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Grupo	Bloque	Configuración electrónica	Electrones desapareados
29	cobre	Cu	11	transición	Cu [Ar] 4s <sup>1</sup> 3d <sup>10</sup>	Cu <sup>2+</sup> 1
80	mercurio	Hg	12	transición	Hg <sup>2+</sup> [Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup>	Hg <sup>2+</sup> 0
17	cloro	Cl	17	no metal	Cl <sup>-</sup> [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	Cl 1
23	vanadio	V	5	transición	V <sup>2+</sup> [Ar] 3d <sup>3</sup>	V 3

2.20. Complete la siguiente tabla:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
31	Ga		Ga <sup>3+</sup>
35	Br		Br <sup>-</sup>
52	Te		Te <sup>2-</sup>
82	Pb		Pb

(Preselección Valencia 2008)

- El elemento cuyo símbolo es Ga (Z = 31) es el galio cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>1</sup>, y si pierde los tres electrones de su capa más externa se convierte en Ga<sup>3+</sup> cuya configuración electrónica es [Ar] 3d<sup>10</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Br (Z = 35) es el bromo cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>5</sup>, y si capta un electrón y completa el orbital 4p se convierte en Br<sup>-</sup> cuya configuración electrónica es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Te (Z = 52) es el telurio cuya configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>4</sup>, y si capta dos electrones y completa el orbital 5p se convierte en Te<sup>2-</sup> cuya configuración electrónica es [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>6</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Pb (Z = 82) es el plomo cuya configuración electrónica abreviada es [Xe] 4f<sup>14</sup> 6s<sup>2</sup> 5d<sup>10</sup> 6p<sup>2</sup>.

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica
31	Ga	galio	Ga <sup>3+</sup> [Ar] 3d <sup>10</sup>
35	Br	bromo	Br <sup>-</sup> [Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>
52	Te	telurio	Te <sup>2-</sup> [Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup> 5p <sup>6</sup>
82	Pb	plomo	Pb [Xe] 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>2</sup>

2.21. Explique cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cuatro primeros niveles energéticos de dicho átomo.

(Preselección Valencia 2008)

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel  $n = 4$  es posible realizar tres saltos hasta los niveles  $n = 3, 2$  y  $1$ .
- Desde el nivel  $n = 3$  es posible realizar dos saltos hasta los niveles  $n = 2$  y  $1$ .
- Desde el nivel  $n = 2$  solo es posible realizar un salto hasta el nivel  $n = 1$ .

El número total de saltos y de líneas espectrales posibles es **seis**.

2.22. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, explique cuáles son aceptables como configuraciones del estado fundamental de algún elemento, cuáles lo son como configuraciones electrónicas excitadas y cuáles son inaceptables:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^2 2d^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
- c)  $3s^1$
- d)  $8g^1$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

(Preselección Valencia 2008)

a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^2 2d^2$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que el subnivel  $2d$  no existe. Además, los dos electrones situados en dicho subnivel deberían estar en el subnivel  $2p$ , por lo que también incumple el principio de mínima energía.

b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $3d$  debería haberse ocupado el subnivel  $4s$ , por lo que corresponde a un **estado excitado**.

c) La configuración electrónica  $3s^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $3s$  debía haberse ocupado el subnivel  $1s$ , por lo que corresponde a un **estado excitado**.

d) La configuración electrónica  $8g^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel  $8g$  debía haberse ocupado el subnivel  $1s$ , por lo que corresponde a un **estado excitado**.

e) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$  cumple todos los principios del proceso "aufbau" por lo que corresponde a un **estado fundamental**.

2.23. El electrón más externo del átomo, en estado fundamental, de cierto elemento tiene los números cuánticos  $n = 3, l = 2, m_l = 2, m_s = \frac{1}{2}$ . Suponiendo que no hay otro electrón con la misma energía, indique, justificando la respuesta:

- a) ¿Cuál es el número atómico,  $Z$ , de dicho elemento?
- b) Grupo y bloque al que pertenece.
- c) Símbolo de dicho elemento.

(Valencia 2008)

a) Teniendo en cuenta que los valores de los números cuánticos indican:

$n = 3 \rightarrow$  tercer nivel de energía o periodo

$l = 2 \rightarrow$  subnivel de energía  $d$

este subnivel de energía  $3d$  está degenerado, pero como dice que no existe otro electrón con la misma energía quiere decir que hay un único electrón en los orbitales  $3d$ . De acuerdo con esto, la estructura electrónica abreviada del elemento en su estado fundamental es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ . Como se trata de un átomo

en su estado fundamental, su número atómico,  $Z$ , viene dado por su número de electrones (protones) que es  $18 (\text{Ar}) + 2 (4s) + 1 (3d) = 21$ .

b) La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 3, el valor de  $n = 4$  que es un elemento del cuarto periodo y el que tenga electrones  $d$  que pertenece al bloque de los metales de transición.

c) El grupo 3 del sistema periódico está integrado por los elementos: Sc, escandio ( $n = 4$ ); Y, itrio ( $n = 5$ ); La, lantano ( $n = 6$ ); Ac, actinio ( $n = 6$ ). El valor de  $n = 4$  indica que se trata del escandio, de símbolo Sc.

2.24. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
34	Se		$\text{Se}^{2-}$
51	Sb		Sb
81	Tl		$\text{Tl}^+$
88	Ra		Ra

(Preselección Valencia 2009)

▪ El elemento cuyo símbolo es Se ( $Z = 34$ ) es el selenio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$ , y si gana dos electrones y completa el orbital  $4p$  se convierte en  $\text{Se}^{2-}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es Sb ( $Z = 51$ ) es el antimonio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es Tl ( $Z = 81$ ) es el talio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^1$ , y si cede el electrón del orbital  $6p$  se convierte en  $\text{Tl}^+$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es Ra ( $Z = 88$ ) es el radio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Rn}] 7s^2$ .

La tabla completa es:

$Z$	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica
34	Se	selenio	$\text{Se}^{2-} [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
51	Sb	antimonio	Sb $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$
81	Tl	talio	$\text{Tl}^+ [\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$
88	Ra	radio	Ra $[\text{Rn}] 7s^2$

2.25. Explique cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cinco primeros niveles energéticos de dicho átomo.

(Preselección Valencia 2009)

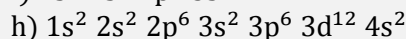
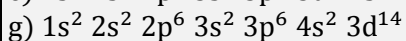
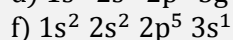
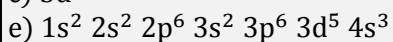
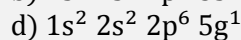
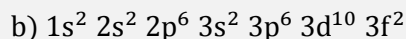
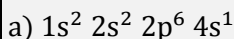
El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel  $n = 5$  es posible realizar cuatro saltos hasta los niveles  $n = 4, 3, 2$  y  $1$ .
- Desde el nivel  $n = 4$  es posible realizar tres saltos hasta los niveles  $n = 3, 2$  y  $1$ .
- Desde el nivel  $n = 3$  es posible realizar dos saltos hasta los niveles  $n = 2$  y  $1$ .
- Desde el nivel  $n = 2$  solo es posible realizar un salto hasta el nivel  $n = 1$ .

El número total de saltos y de líneas espectrales posibles es diez.



2.26. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, explique cuáles son aceptables como configuraciones electrónicas en el estado fundamental de algún elemento, cuáles lo son como excitadas y cuáles son inaceptables:



(Preselección Valencia 2009) (Valencia 2009) (Preselección Valencia 2010)

a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 4s debía haberse ocupado el subnivel 3s, por lo que corresponde a un **estado excitado**.

b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 3f^2$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que no existe el subnivel 3f.

c) La configuración electrónica  $3d^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debía haberse ocupado el subnivel 1s por lo que corresponde, a un **estado excitado**.

d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 5g^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 5g debía haberse ocupado el subnivel 3s, por lo que corresponde a un **estado excitado**.

e) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^3$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que en el orbital 4s solo caben dos electrones.

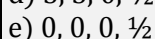
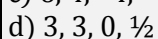
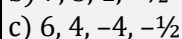
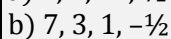
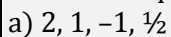
f) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$  incumple el principio de mínima energía ya que antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debía haberse completado el subnivel 2p, por lo que corresponde a un **estado excitado**.

g-h) Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14}$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{12} 4s^2$  corresponden a **estados inaceptables** ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli en los cinco orbitales del subnivel 3d caben solo diez electrones.

i) La configuración electrónica  $3f^1$  corresponde a un **estado inaceptable**, ya que no existe el subnivel 3f.

(Los apartados h e i solo aparecen en Valencia 2009).

2.27. De los siguientes conjuntos de números cuánticos, indique cuáles son posibles y cuáles no, justificando la respuesta:



(Valencia 2009)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1) \rightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \\ 4 \rightarrow \text{orbital g} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, -1, ½) para un electrón es **posible**, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un **orbital 2p**.
- b) El conjunto de números cuánticos (7, 3, 1, -½) para un electrón es **posible**, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un **orbital 7f**.
- c) El conjunto de números cuánticos (6, 4, -4, -½) para un electrón es **posible**, ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un **orbital 6g**.
- d) El conjunto de números cuánticos (3, 3, 0, ½) para un electrón es **imposible**, ya que si el número cuántico  $n = 3$ , el número cuántico  $l$  solo puede valer 0, 1 o 2.
- e) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0, ½) para un electrón es **imposible**, ya que el número cuántico  $n$  no puede valer 0.

2.28. Complete la siguiente tabla:

Z	Elemento	Símbolo	Configuración electrónica	Nº electrones desapareados	Grupo	Bloque
25		Mn	Mn <sup>2+</sup>			
42		Mo	Mo <sup>4+</sup>			
52		Te	Te <sup>2-</sup>			
78		Pt	Pt <sup>2+</sup>			

(Valencia 2009)

▪ El elemento cuyo símbolo es Mn y número atómico 25 es el **manganeso** cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>5</sup>. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 7** y el que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**. La configuración electrónica del ion Mn<sup>2+</sup> es [Ar] 3d<sup>5</sup> ya que pierde dos electrones del orbital 4s. 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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Mn<sup>2+</sup> presenta **cinco electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Mo y número atómico es 42 es el **molibdeno** cuya configuración electrónica abreviada debería ser [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>4</sup>, aunque si desaparea el electrón del orbital 5s y lo promociona al orbital 4d incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund se consigue una estructura electrónica  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$ , que presenta los orbitales 5s y 4d, semilenos, con seis electrones desapareados, con más multiplicidad, por lo tanto, con menos energía y por ello más estable. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 6** y el que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

Si el molibdeno pierde cuatro electrones, uno del orbital 5s y tres del orbital 4d, se transforma en  $\text{Mo}^{4+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Kr}] 4d^2$  y con una distribución de electrones en los orbitales:

5s	4d				
	↑	↑			

Como se observa, el  $\text{Mo}^{4+}$  presenta **dos electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico es 52 es el **telurio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16** y el valor de  $n = 5$  y que tenga electrones p que se trata de un **metaloide**. La configuración electrónica del ion  $\text{Te}^{2-}$  es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 5p. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p es:

5s	5p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

Como se observa, el  $\text{Te}^{2-}$  **no presenta electrones desapareados**.

▪ El elemento cuyo símbolo es Pt y número atómico es 78 es el **platino** cuya configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^8$ , aunque si desaparea el electrón del orbital 6s y lo promociona al orbital 5d incumple el principio de mínima energía pero consigue una estructura electrónica con más multiplicidad (más estable),  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^9$ . La suma de los superíndices de los orbitales s y d indica que pertenece al **grupo 10** y el que tenga electrones d, que pertenece al bloque de los **metales de transición**.

Si el platino pierde dos electrones, el del orbital 6s y otro del orbital 5d, se transforma en  $\text{Pt}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^9$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 5d es:

6s	5d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el  $\text{Pt}^{2+}$  presenta **dos electrones desapareados**.

La tabla completa es:

Z	Elemento	Símbolo	Configuración electrónica	Electrones desapareados	Grupo	Bloque
25	manganeso	Mn	$\text{Mn}^{2+} [\text{Ar}] 3d^5$	$\text{Mn}^{2+}$ 5	7	transición
42	molibdeno	Mo	$\text{Mo}^{4+} [\text{Kr}] 4d^2$	$\text{Mo}^{4+}$ 2	6	transición
52	telurio	Te	$\text{Te}^{2-} [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	$\text{Te}^{2-}$ 0	16	metaloide
78	platino	Pt	$\text{Pt}^{2+} [\text{Xe}] 4f^{14} 5d^9$	$\text{Pt}^{2+}$ 2	10	transición

2.29. Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies: Cr, Cr<sup>2+</sup> y Cr<sup>3+</sup>.

(Valencia 2009)

▪ El **cromo** ( $Z = 24$ ) es un elemento cuya configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ , aunque si desaparece el electrón del orbital 4s y lo promociona al orbital 3d incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una estructura electrónica  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ , que presenta los orbitales 4s y 3d, semillenos, con seis electrones desapareados, con más multiplicidad, por tanto, con menos energía y por ello más estable.

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

▪ Si el cromo pierde dos electrones, uno del orbital 4s y otro del orbital 3d se convierte en Cr<sup>2+</sup> cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^4$  y con una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

▪ Si el cromo pierde tres electrones, uno del orbital 4s y dos del orbital 3d se convierte en Cr<sup>3+</sup> cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^3$  y con una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

2.30. Se tienen los elementos  $^{10}_5\text{A}$ ,  $^{11}_5\text{B}$  y un tercer elemento C del cual se sabe que tiene 10 electrones, 7 protones y 7 neutrones. Se pide:

- ¿Cuáles de las tres especies indicadas son átomos neutros?
- ¿Algunas de ellas representa un ion? En caso afirmativo indica cuál sería la carga y si esta sería la más estable del elemento.
- ¿Cuáles son isótopos? ¿Por qué?

(Canarias 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- En la especie  $^{10}_5\text{A}$ , 5 es el número atómico, que indica el número de protones y de electrones. El número másico es 10, que indica que el número de nucleones (protones + neutrones). Por lo tanto, esta especie está formada por 5 protones, 5 electrones y 5 neutrones.
- En la especie  $^{11}_5\text{B}$ , 5 es el número atómico y 11 es el número másico. Por lo tanto, esta especie está formada por 5 protones, 5 electrones y 6 neutrones.

Como se deduce de los símbolos, **A y B son átomos neutros** y, además, son **isótopos** ya que tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

▪ Si la especie **C** está formada por 7 protones su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ , y si tiene 10 electrones quiere decir que **se trata de un anión**, ya que el átomo neutro ha ganado 3 electrones

para adquirir configuración electrónica muy estable de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Si además, tiene 7 neutrones su número másico es 14. La especie se representa como  ${}^{14}_7\text{C}^{3-}$ .

2.31. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
49	In		$\text{In}^+$
52	Te		$\text{Te}^{2-}$
56	Ba		Ba
83	Bi		Bi

(Preselección Valencia 2010)

- El elemento cuyo símbolo es In y número atómico 49 es el **indio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$ . La configuración electrónica del ion  $\text{In}^+$  es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$  ya que pierde el electrón del orbital 5p.
- El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el telurio cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$ . La configuración electrónica del ion  $\text{Te}^{2-}$  es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$  ya que gana dos electrones y completa el orbital 5p.
- El elemento cuyo símbolo es Ba y número atómico 56 es el **bario** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Bi y número atómico 83 es el **bismuto** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^3$ .

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica
49	In	<b>indio</b>	$\text{In}^+ [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$
52	Te	<b>telurio</b>	$\text{Te}^{2-} [\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$
56	Ba	<b>bario</b>	Ba $[\text{Xe}] 6s^2$
83	Bi	<b>bismuto</b>	Bi $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^3$

2.32. Complete la siguiente tabla:

Nombre	Especie	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
cadmio	$\text{Cu}^{2+}$			34	63
	$\text{Br}^-$	35			80
		48			128
	$\text{Mn}^{2+}$	25		30	

(Preselección Valencia 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico  $\rightarrow$  indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico  $\rightarrow$  indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- Especie  $\text{Cu}^{2+}$  (cobre)

Si  $A = 63$  y la especie tiene 34 neutrones, posee  $(63 - 34) = 29$  protones.

Si tiene 29 protones y la carga es +2, la especie posee  $(29 - 2) = 27$  electrones.

▪ Especie  $\text{Br}^-$  (bromo)

Si posee 35 protones y la carga es  $-1$ , la especie tiene  $(35 + 1) = 36$  electrones.

Si  $A = 80$  y la especie tiene 35 protones, posee  $(80 - 35) =$  neutrones 45.

▪ Especie cadmio (Cd):

Si el átomo tiene 48 protones y es neutro, también posee 48 electrones.

Si  $A = 128$  y la especie tiene 48 protones, posee  $(128 - 48) =$  neutrones 80.

▪ Especie  $\text{Mn}^{2+}$  (manganeso)

Si tiene 25 protones y la carga es  $+2$ , la especie posee  $(25 - 2) = 23$  electrones.

Si tiene 25 protones y 23 neutrones,  $A = (25 + 23) = 48$ .

La tabla completa es:

Nombre	Especie	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
cobre	$\text{Cu}^{2+}$	29	27	34	63
bromo	$\text{Br}^-$	35	36	45	80
cadmio	Cd	48	48	80	128
manganeso	$\text{Mn}^{2+}$	25	23	30	48

2.33. Complete la siguiente tabla:

Nº atómico	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie
33	As		$\text{As}^{3-}$
52	Te		Te
81	Tl		Tl
82	Pb		$\text{Pb}^{2+}$

(Preselección Valencia 2011)

▪ El elemento cuyo símbolo es As y número atómico 33 es el **arsénico** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$ . La configuración electrónica del ion  $\text{As}^{3-}$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$  ya que gana tres electrones y completa el orbital 4p.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te y número atómico 52 es el **telurio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es Tl y número atómico 81 es el **talio** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^1$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es Pb y número atómico 82 es el **plomo** cuya configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10} 6p^2$ . La configuración electrónica del ion  $\text{Pb}^{2+}$  es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$  ya que pierde los dos electrones del orbital 6p.

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica
33	As	<b>arsénico</b>	$\text{As}^{3-} [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
52	Te	<b>telurio</b>	Te $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$
81	Tl	<b>talio</b>	Tl $[\text{Xe}] 6s^2$
82	Pb	<b>plomo</b>	$\text{Pb}^{2+} [\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$

2.34. Complete la siguiente tabla:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica de la especie	Grupo
31	Ga		Ga	
34	Se		Se <sup>2-</sup>	
50	Sn		Sn <sup>2+</sup>	
83	Bi		Bi	

(Preselección Valencia 2012)

- El elemento cuyo símbolo es Ga y número atómico 31 es el **galio** cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>1</sup>. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 13**.
- El elemento cuyo símbolo es Se y número atómico 34 es el **selenio** cuya configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>4</sup>, la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 16**. La configuración electrónica del ion Se<sup>2-</sup> es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>6</sup> ya que gana dos electrones y completa el orbital 4p.
- El elemento cuyo símbolo es Sn y número atómico 50 es el **estaño** cuya configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> 5p<sup>2</sup>, la suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 14**. La configuración electrónica del ion Sn<sup>2+</sup> es [Kr] 5s<sup>2</sup> 4d<sup>10</sup> ya que pierde los dos electrones del orbital 5p.
- El elemento cuyo símbolo es Bi y número atómico 83 es el **bismuto** cuya configuración electrónica abreviada es [Xe] 4f<sup>14</sup> 6s<sup>2</sup> 5d<sup>10</sup> 6p<sup>3</sup>.

La tabla completa es:

Z	Símbolo	Elemento	Configuración electrónica
31	Ga	<b>Galio</b>	Ga [Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>1</sup>
34	Se	<b>selenio</b>	Se <sup>2-</sup> [Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>
50	Sn	<b>estaño</b>	Sn <sup>2+</sup> [Kr] 5s <sup>2</sup> 4d <sup>10</sup>
83	Bi	<b>bismuto</b>	Bi [Xe] 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>3</sup>

2.35. Un cocinero usa el horno microondas para calentar su comida. La longitud de onda de la radiación es de 12,0 cm.

- ¿Cuál es la energía de un fotón de esa radiación?
- Si usa un horno de 800 W de potencia ¿Cuántos tiempo necesitaría este horno para calentar 100 g de agua a 25 °C hasta 75 °C?
- ¿Cuántos fotones se consumen en el proceso?

(Castilla-La Mancha 2014)

a) La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de esa energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{12,0 \text{ cm}} \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 1,655 \cdot 10^{-24} \text{ J}$$

b) El calor necesario para calentar esa cantidad de agua se calcula mediante la ecuación:

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T - T_0)$$

El calor absorbido por el agua y suministrado por el microondas es:

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ g} \cdot (4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot (75 - 25) \text{ °C} = 2,09 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Relacionando esta energía con la potencia del horno de 800 W se obtiene el tiempo de calentamiento:

$$2,09 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ s}}{800 \text{ J}} = 26,1 \text{ s}$$

c) Relacionando la energía necesaria para calentar el agua con la correspondiente a un fotón se calcula el número de fotones necesarios para la operación:

$$2,09 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ fotón}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ J}} = 1,26 \cdot 10^{28} \text{ fotones}$$

2.36. Como es conocido, el efecto fotoeléctrico es el fenómeno en el que los fotones de un haz de luz impactan con los electrones de un metal, en el choque ceden toda su energía a los electrones y los expulsan hacia otros átomos. Este movimiento de los electrones durante el proceso es el que origina la corriente eléctrica. Suponga que encarga, dentro de unos años, a un amigo ingeniero que diseñe un interruptor que trabaje mediante efecto fotoeléctrico. Como tiene conocimientos amplios sobre este proceso, le indica que el metal que desea emplear requiere  $6,70 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$  para arrancar de él un electrón. Responda justificadamente:

a) ¿Funcionará el interruptor cuando choque con el metal luz de longitud de onda igual o mayor a 540 nm?

b) ¿Cuál será la longitud de onda máxima posible a emplear?

(Murcia 2016)

a-b) La longitud de onda máxima del fotón necesario para que se produzca efecto fotoeléctrico se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\nu_0 = \frac{hc}{\lambda_0}$$

El valor de la longitud de onda máxima o crítica,  $\lambda_0$ , es:

$$\lambda_0 = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{6,70 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{1 \text{ m}} = 296 \text{ nm}$$

Como se cumple que,  $\lambda > \lambda_0$ , no se produce el efecto fotoeléctrico y, por lo tanto, **el interruptor no funciona**.





**3. CUESTIONES de SISTEMA PERIÓDICO**

3.1. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Be
- b) He
- c) N
- d) Ne
- e) B

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Be	B	N	Ne
$Z$	2	4	5	7	10
Estr. elect.	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	2	3	5	8
$n$	1	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ), que de acuerdo con los valores la tabla, [se trata del He](#).

Consultando la bibliografía, los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{B (801)} < \text{Be (900)} < \text{N (1 402)} < \text{Ne (2 081)} < \text{He (2 372)}$$

En los valores del Be y B se registra una anomalía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Uno de los elementos del sistema periódico presenta los siguientes valores de la energía de ionización ( $E_i$ ) en  $\text{kcal mol}^{-1}$ :

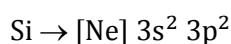
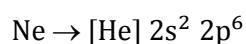
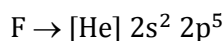
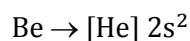
$$E_{i_1} = 215,1 \quad E_{i_2} = 420,0 \quad E_{i_3} = 3.554$$

¿De qué elemento se trata?

- a) Flúor
- b) Silicio
- c) Berilio
- d) Neón

(O.Q.L. Murcia 1996)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son, respectivamente:



Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan una relación  $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{215,1}{1} = 215,1 \text{ kcal mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{420}{2} = 210,0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Los dos primeros valores,  $E_{i_1} \approx E_{i_2}$ , indican que los dos primeros electrones están situados en un mismo tipo de orbital. Esto descarta a los elementos F y Ne que tienen 5 y 6 electrones, respectivamente, en un orbital p.

$$E_{i_3} = \frac{3.554}{3} = 1.185 \text{ kcal mol}^{-1}$$

El tercer valor,  $E_{i_3}$ , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de  $n$  inferior al de los electrones ya extraídos. Esto descarta al elemento Si con el mismo valor de  $n$  para los tres electrones dados.

De acuerdo con lo expuesto, [se trata del berilio](#).

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?

- a)  $r(\text{Cl}) > r(\text{Cl}^-)$
- b)  $r(\text{Na}^+) < r(\text{Na})$
- c)  $r(\text{I}) < r(\text{Cl})$
- d)  $r(\text{Cl}) > r(\text{Na})$

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El elemento de símbolo Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 3p.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, el radio del ion cloruro es mucho mayor que el del átomo de cloro.

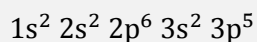
▪ El elemento de símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, [el radio del ion sodio es mucho menor que el del átomo de sodio](#).

▪ El elemento de símbolo I es el yodo que pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 53. De todas las especies propuestas es la que tiene mayor radio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.4. La siguiente configuración electrónica:



corresponde a un átomo de:

- Baja energía de ionización.
- Un metal de transición.
- Un elemento del grupo de los halógenos.
- Un gas noble.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

Atendiendo a la configuración electrónica dada  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , se trata de un elemento que pertenece al grupo 17, llamado de los **halógenos** que esta integrado por los elementos flúor ( $n = 2$ ), cloro ( $n = 3$ ), bromo ( $n = 4$ ), yodo ( $n = 5$ ), astato ( $n = 6$ ) y tennesso ( $n = 7$ ). El valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata del cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2012 se pide que se identifique si es cloro, flúor, fósforo o azufre).

3.5. Indique cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- El ion  $O^{2-}$  es más electronegativo que el átomo neutro Ne.
- El ion  $F^-$  es más electronegativo que el ion  $Na^+$ .
- El ion  $Na^+$  es más electronegativo que el ion  $O^{2-}$ .
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La electronegatividad es una propiedad que se refiere a los elementos, no a los átomos ni a los iones que estos forman. Por lo tanto, las propuestas a, b y c carecen de sentido.

La respuesta correcta es la **d**.

3.6. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- Ne
- F
- He
- Li
- O

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	O	F	Ne
$Z$	2	3	8	9	10
Est. elect.	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	1	6	7	8
$n$	1	2	2	2	2

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Li](#).

Consultando la bibliografía, los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Li (520)} < \text{O (1.314)} < \text{F (1.681)} < \text{Ne (2.081)} < \text{He (2.372)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.7. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones (isoelectrónicas). Por tanto:

- El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.
- El radio del ion fluoruro es 9/11 partes menor que el radio del ion sodio.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

[Se trata de especies](#) que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan [isoelectrónicas](#), por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, [el radio del ion fluoruro es mayor que el del ion sodio](#).

La respuesta correcta es la **a**.

(En Alcalá 2016 se cambia d por e)

3.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
- La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.
- El As es más electronegativo que el Se.
- Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio ( $\text{Na}^+$ ) que del átomo de neón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos Ar y Cl pertenecen al tercer periodo del sistema periódico ( $n = 3$ ) por lo que este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. Por otra parte, Ar ( $Z = 18$ ) y Cl ( $Z = 17$ ), luego  $E_i(\text{Ar}) > E_i(\text{Cl})$ .

b) Verdadero. La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Dentro de un mismo periodo aumenta al aumentar la carga efectiva  $Z_{ef}$ , es decir, de forma aproximada, su número de electrones de valencia.

La estructura electrónica del oxígeno es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$  y la del flúor  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , por tanto,  $Z_{ef}(\text{F}) > Z_{ef}(\text{O})$ , lo que determina que  $E_{ea}(\text{F}) > E_{ea}(\text{O})$ .

c) **Falso**. La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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 lo 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- El elemento cuyo símbolo es As es el arsénico que pertenece al grupo 15 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 33.
- El elemento cuyo símbolo es Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

Como se observa, se trata de dos elementos del mismo periodo, pero el número atómico del Se es mayor que el del As, por lo que el primero es más electronegativo.

d) Verdadero. Las configuraciones electrónicas de ambas especies son, respectivamente:

- El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico) en este caso el  $\text{Na}^+$ . Al tener el mismo valor de  $n$  este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. La especie con mayor  $Z_{ef}$ ,  $\text{Na}^+$ , es la que presenta mayor dificultad para arrancarle un electrón.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$E_{i(\text{Na}^+)} (4.562) > E_{i(\text{Ne})} (2.081)$$

La respuesta correcta es la c.

3.9. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:

- a) Arrancar 2 moles de electrones de 1 mol de átomos de M.
- b) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones  $\text{M}^+$ .
- c) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones  $\text{M}^{2+}$ .
- d) Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones  $\text{M}^+$ .

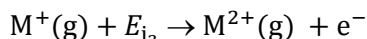
(O.Q.L. Murcia 1997)

La energía de ionización de un átomo,  $E_i$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

Aplicado a la segunda energía de ionización, esta se define como:

“La segunda energía de ionización de un átomo,  $E_{i_2}$ , es la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.

Corresponde al proceso:



La respuesta correcta es la **b**.

3.10. Las electronegatividades de los elementos químicos potasio, calcio, fósforo y cloro crecen en el orden:

- a)  $K < Ca < P < Cl$
- b)  $Cl < P < Ca < K$
- c)  $Ca < K < Cl < P$
- d)  $K < Ca < Cl < P$
- e)  $Ca < K < P < Cl$

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de forma que aumenta al aumentar el valor de ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por lo 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.

Se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	P	Cl	K	Ca
$Z$	15	17	19	20
Est. elect.	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	7	1	2
$n$	3	3	4	4

Teniendo en cuenta los valores de  $n$  y de  $Z_{ef}$ , el orden creciente de electronegatividad de los elementos propuestos es:



La respuesta correcta es la **a**.

3.11. Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser gases.
- b) Ceder electrones cuando hay alguien en condiciones de aceptarlos.
- c) Fundir a temperaturas muy altas.
- d) Tomar electrones del oxígeno del aire con facilidad.

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

Los **metales** son, generalmente, elementos con bajas energías de ionización, por lo tanto, **ceden fácilmente electrones** y se oxidan.

La respuesta correcta es la **b**.

3.12. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Ne
- b) Ar
- c) F
- d) O
- e) Mg

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	Ne	Mg	Ar
$Z$	8	9	10	12	18
Est. elect.	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	6	7	8	2	8
$n$	2	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Ne](#).

Consultando la bibliografía, los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Mg (738)} < \text{O (1.314)} < \text{F (1.681)} < \text{Ar (1.521)} < \text{Ne (2.081)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

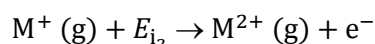
3.13. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la segunda energía de ionización más baja?

- a) Na
- b) O
- c) Ca
- d) K
- e) Ne

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. La Rioja 2014)

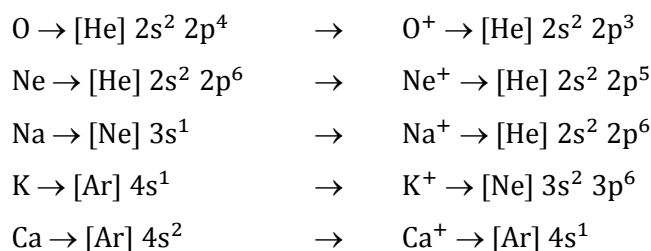
La segunda energía de ionización,  $E_{i_2}$ , se define como:

“la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:





La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	$\text{O}^+$	$\text{Ne}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^+$
$Z$	8	10	11	19	20
Est. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}] 4s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	5	7	8	8	1
$n$	2	2	2	3	4

La menor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del  \$\text{Ca}^+\$](#) .

Consultando la bibliografía, los valores de  $E_{i_2}$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Ca} (1.145) < \text{K} (3.051) < \text{O} (3.388) < \text{Ne} (3.952) < \text{Na} (4.562)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.14. Señale la proposición correcta:

- Las energías de ionización sucesivas de un átomo son cada vez menores.
- Un átomo que en su estado fundamental, el valor máximo del número cuántico es  $n = 3$ , no puede tener más de 18 electrones.
- En un átomo hidrogenoide (un solo electrón), la energía del electrón en el orbital con  $n = 2, l = 0$  es menor que la energía en el orbital con  $n = 2$  y  $l = 1$ .
- El primer potencial de ionización de un átomo con  $n$  electrones es siempre menor que el de un átomo con  $(n + 1)$  electrones.
- Para un átomo hidrogenoide, la energía del electrón en un orbital con  $n = 1$  y  $l = 0$ , es la mínima que puede tener.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

a) Falso. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme el átomo va perdiendo electrones va aumentando el valor de  $Z_{ef}$  y con ello el valor de la energía de ionización.

b) **Verdadero.** Un átomo que su estado fundamental tiene un valor máximo del número cuántico  $n = 3$  será de un elemento del tercer periodo del sistema periódico. La configuración electrónica del último elemento de ese periodo es,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , que como se observa tiene 18 electrones.

c) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 2$  y  $l = 0$  es un orbital  $2s$  y un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 2$  y  $l = 1$  es un orbital  $2p$ . De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de orbitales, la energía del orbital  $2s$  es menor que la del  $2p$ .

d) Falso. La energía de ionización de un elemento con  $n$  electrones, por ejemplo el He, es mayor que la del elemento siguiente con  $(n + 1)$  electrones, en este caso el Li.

e) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son  $n = 1$  y  $l = 0$  es un orbital  $1s$  que es el de menor energía.

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

3.15. Un elemento con configuración electrónica externa  $ns^2$ :

- a) No puede conducir bien la corriente eléctrica puesto que no tiene electrones desapareados.
- b) Puede conducir la corriente eléctrica porque la banda  $ns^2$  solapa con bandas superiores.
- c) Si no solapa con bandas superiores, su conductividad eléctrica disminuye con la temperatura.
- d) Conducirá bien el calor pero no la electricidad.
- e) Es un halógeno y por tanto no es un buen conductor.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Tarazona 2003)

Un elemento con esa configuración electrónica podría ser el magnesio que tiene una configuración electrónica externa  $3s^2$ . Según la teoría del orbital molecular existirán el orbital molecular enlazante y el antienlazante y dado el gran número de átomos que pueden formar una muestra de metal, el conjunto de orbitales enlazantes en los que están contenidos los electrones  $3s$  forman **la banda de valencia** que se encuentra energéticamente muy próxima, es decir que **solapa con** los orbitales antienlazantes, que se encuentran vacíos y que forman **la banda de conducción**, lo que permite el movimiento de estos electrones por ella y determina la conductividad eléctrica del elemento.

La respuesta correcta es la **b**.

3.16. ¿En cuál de los siguientes pares hay un cambio en la tendencia periódica de la energía de ionización?

- a) O - F
- b) F - Ne
- c) Be - B
- d) Cl - Ar
- e) C - N

(O.Q.N. Burgos 1998)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

por lo que dentro de un periodo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico del elemento.

Como los elementos Be y B son del segundo periodo ( $n=2$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que  $Z_{ef}(B) > Z_{ef}(Be)$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$B (801) < Be (900)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.17. La primera energía de ionización de los átomos de los elementos de un mismo grupo de la Tabla Periódica disminuye a la vez que aumenta el número atómico del elemento. ¿Cuál de los siguientes factores va a influir más en ello?

- El aumento del radio atómico.
- La disminución de la energía de enlace.
- El aumento de la carga nuclear.
- El aumento de la masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 1998)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

El valor de  $n$  aumenta conforme se cambia a un periodo superior, por lo que también se puede decir que **al cambiar al periodo superior aumenta el valor del radio**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. Las especies químicas  $O^{2-}$ ,  $F^-$ , Ne y  $Na^+$  son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?

- $F^-$
- Ne
- $O^{2-}$
- $Na^+$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2006)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.

▪ El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 2p.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón del subnivel 3s.

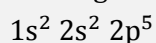
Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, **el menor volumen le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  $Na^+$** .

▪ El Ne es un átomo y no tiene sentido comparar volúmenes atómicos con iónicos.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 solo aparecen  $Na^+$  y  $F^-$  y se pregunta mayor volumen).

3.19. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es:

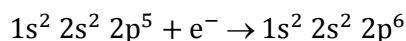


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- X es un elemento de marcado carácter metálico.
- X es capaz de formar con facilidad aniones.
- X es un elemento de transición.
- X puede presentar números de oxidación  $-1$  y  $+7$ .

(O.Q.L. Murcia 1998)

A la vista de la configuración electrónica dada, se trata de un elemento que si capta un electrón para **formar un anión monovalente** adquiere configuración, muy estable, de gas noble:



La respuesta correcta es la **b**.

3.20. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo?

- O
- S
- Si
- Ga

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	O	Si	S	Ga
$Z$	8	14	16	31
Est. elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	4	6	3
$n$	2	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de  $n$  y de  $Z_{\text{ef}}$ , el elemento más electronegativo es O.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de  $\chi$  (escala de Pauling) son:

$$\text{O (3,44)} > \text{S (2,58)} > \text{Si (1,90)} > \text{Ga (1,81)}$$

La respuesta correcta es la a.

3.21. Dados los elementos químicos K, Na, Mg y Br y teniendo en cuenta la energía de ionización correspondiente al primer electrón quedarían ordenados en función del valor creciente de la misma de la forma:

- a) K < Na < Mg < Br
- b) Na < K < Mg < Br
- c) Br < K < Na < Mg
- d) Mg < Br < Na < K

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	K	Br
$Z$	11	12	19	35
Est. elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	1	7
$n$	3	3	4	4

El elemento con menor energía de ionización es el K (menor  $Z_{\text{ef}}$  y mayor  $n$ ), y por el contrario, el de mayor energía de ionización es el Br que aunque tenga mayor  $n$  el valor de  $Z_{\text{ef}}$  es el mayor de todos. Los elementos Mg y Na tienen el mismo valor de  $n$ , por lo que el factor determinante es el valor de  $Z_{\text{ef}}$ . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Na que tiene menor  $Z_{\text{ef}}$ .

De acuerdo con lo anterior, el orden creciente de energía de ionización correcto es:

$$\text{K} < \text{Na} < \text{Mg} < \text{Br}$$

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{K (419)} < \text{Na (496)} < \text{Mg (738)} < \text{Br (1.140)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.22. Los elementos químicos situados en una misma columna del sistema periódico presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen atómico es análogo.
- b) Poseen energías de ionización parecidas.
- c) Tienen la misma carga nuclear.
- d) Su estructura electrónica externa es análoga.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las propiedades químicas de los elementos dependen del número de electrones de valencia que posean. Los elementos de un **grupo tienen**, salvo excepciones, **la misma estructura electrónica externa**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.23. En general un átomo con electronegatividad elevada tiene:

- a) Número atómico pequeño.
- b) Radio atómico elevado.
- c) Tendencia a formar iones positivos.
- d) Elevada energía de ionización.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

- a) Falso. El número atómico no es determinante a la hora de establecer la electronegatividad de un elemento.
- b) Falso. Según se ha explicado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto menor es su radio.
- c) Falso. Los elementos muy electronegativos tienden a formar aniones y no cationes.
- d) **Verdadero**. Según se ha explicado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto mayor es su energía de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

3.24. Las sucesivas energías de ionización de un elemento (en eV) son:

8,3; 25,1; 37,9; 259,3

Señale la proposición correcta:

- a) La configuración electrónica externa del elemento es  $ns^1$ .
- b) La configuración electrónica externa del elemento es  $ns^2 np^1$ .
- c) El elemento pertenece al grupo 4 del sistema periódico.
- d) El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- e) No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Murcia 2007)

Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $E_i/Z_{ef} \approx cte$ .

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{8,3}{1} = 8,3$$

El primer valor,  $E_{i_1}$ , diferente a los siguientes indica que el electrón se encuentra solo en ese orbital.

$$E_{i_2} = \frac{25,1}{2} = 12,6 \text{ eV} \quad E_{i_3} = \frac{37,9}{3} = 12,6 \text{ eV}$$

Los valores,  $E_{i_2} \approx E_{i_3}$ , indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s.

$$E_{i_4} = \frac{259,3}{4} = 64,82 \text{ eV}$$

El siguiente valor,  $E_{i_4}$ , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de  $n$  inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  $ns^2 np^1$ .

La respuesta correcta es la **b**.

3.25. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- a) B
- b) N
- c) O
- d) Ne
- e) Be

(O.Q.N. Almería 1999)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	N	O	Ne
$Z$	4	5	7	8	10
Est. elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	3	5	6	8
$n$	2	2	2	2	2

Como todos los elementos son del segundo periodo ( $n = 2$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que  $Z_{ef}(\text{B}) > Z_{ef}(\text{Be})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se

necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía. **La menor energía de ionización le corresponde al B.**

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{B (801)} < \text{Be (900)} < \text{O (1.314)} < \text{N (1.402)} < \text{Ne (2.081)}$$

También existe otra anomalía en los valores del N y O.

La respuesta correcta es la **a**.

3.26. Si la primera energía de ionización del helio es  $2,37 \text{ MJ mol}^{-1}$ , la primera energía de ionización del neón en  $\text{MJ mol}^{-1}$  es:

- a) 2,68
- b) 0,11
- c) -2,68
- d) 2,37
- e) 2,08

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Baleares 2012)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

Para el He, elemento del primer periodo del sistema periódico,  $n = 1$ , y para neón, elemento del segundo periodo,  $n = 2$ . De acuerdo con estos valores,  $E_{i(\text{Ne})} < E_{i(\text{He})}$ , por lo que el único valor posible de los propuestos para el Ne es  **$2,08 \text{ MJ mol}^{-1}$** .

La respuesta correcta es la **e**.

3.27. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La configuración electrónica del  $\text{Na}^+$  es diferente a la del Ne.
- b) Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales d semicupados.
- c) El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.
- d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 5s^1$  corresponde a un metal alcalino del período 5 de la Tabla Periódica en su estado fundamental.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

b) Falso. En el caso de los iones del hierro elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico la configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . Las configuraciones electrónicas abreviadas de los iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$  son, respectivamente,  $[\text{Ar}] 3d^6$  y  $[\text{Ar}] 3d^5$ , ya que el hierro cede, respectivamente, dos y tres electrones de su capa más externa. 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”,

les corresponden las siguientes distribuciones de los electrones en los orbitales 3d:

Fe <sup>2+</sup>					
4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Fe <sup>3+</sup>					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, en este caso todos los orbitales d se encuentran semillenos.

Sin embargo, en el caso de los iones del cromo, elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico la configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>5</sup>. Las configuraciones electrónicas de los iones Cr<sup>2+</sup> y Cr<sup>3+</sup> son, respectivamente, [Ar] 3d<sup>4</sup> y [Ar] 3d<sup>3</sup>, ya que el cromo cede, respectivamente, dos y tres electrones de sus orbitales más externos, y según el principio de máxima multiplicidad de Hund, las correspondientes distribuciones de electrones en los orbitales 3d son:

Cr <sup>2+</sup>					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

Cr <sup>3+</sup>					
4s	3d				
	↑	↑	↑		

Como se puede observar, en este caso no todos los orbitales d se encuentran semillenos.

c) **Verdadero.** El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupos 17 y 18, halógenos y gases nobles).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos del tercer periodo del sistema periódico:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
Radio / pm	186	160	143	117	110	104	99	98

d) Falso. La estructura electrónica propuesta corresponde a un átomo en un estado excitado ya que se incumple el principio de mínima energía de llenado de orbitales al ocuparse el orbital 5s (de mayor energía) antes que el 3p. La estructura electrónica para ese átomo en el estado fundamental debería ser, 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>.

A la vista de esa estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del tercer periodo del sistema periódico que no es un metal alcalino ( $ns^1$ ).

La respuesta correcta es la c.

3.28. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendrá, presumiblemente, un menor radio iónico?

- a) Mn<sup>7+</sup> (Z = 25)      b) P<sup>3-</sup> (Z = 15)      c) S<sup>2-</sup> (Z = 16)      d) Ti<sup>4+</sup> (Z = 22)  
 e) Ca<sup>2+</sup> (Z = 20)      f) Ar (Z = 18)      g) Cl<sup>-</sup> (Z = 17)      h) K<sup>+</sup> (Z = 19)  
 i) Cr<sup>6+</sup> (Z = 24)

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, **el menor radio le corresponde** a la especie con mayor Z, el Mn<sup>7+</sup>.

Respecto al Ar, no se trata de un ion y no tiene sentido comparar radios iónicos con atómicos.

La respuesta correcta es la **a**.

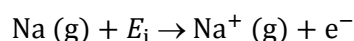
(Esta cuestión ha sido propuesta en varias pruebas con diferentes elementos y en Murcia 1999 y Extremadura 2013 no se proporcionaban los números atómicos).

3.29. La pérdida de un electrón es una:

- a) Desgracia
- b) Pirólisis
- c) Ionización
- d) Protonación

(O.Q.L. Murcia 1999)

Cuando un átomo pierde un electrón queda cargado positivamente. Por ejemplo:



- El proceso es una **ionización** y la energía asociada al mismo es la energía de ionización.
- La pirólisis es la descomposición térmica de una sustancia orgánica en una atmósfera sin oxígeno.
- La protonación es el proceso en el que una base capta un protón.

La respuesta correcta es la **c**.

3.30. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- b) El radio del ion  $\text{Na}^+$  es mayor que el del ion  $\text{Mg}^{2+}$ .
- c) El radio del ion  $\text{Na}^+$  es igual que el del ion  $\text{Mg}^{2+}$ .
- d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

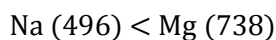
Para los elementos Na y Mg se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Mg	$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^{2+}$
$Z$	11	12	11	12
Est. elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	8	8
$n$	3	3	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

- a) Falso. De acuerdo con los valores de la tabla, la energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



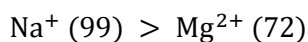
d) Falso. La energía de ionización del  $\text{Na}^+$  es menor que la del  $\text{Mg}^{2+}$  ya que ambos tienen el mismo valor de  $n$  pero la carga nuclear efectiva de este último es mayor.

b) **Verdadero**. El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede un electrón del subnivel 3s.

El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.

Se trata, por tanto, de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. De acuerdo con lo expuesto, **el mayor radio le corresponde** a la especie con menor  $Z$ , el  $\text{Na}^+$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, respectivamente:



c) Falso. Según ha discutido en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.31. Un elemento químico que presenta las propiedades siguientes:

- |   |                              |
|---|------------------------------|
| 1) alta energía de ionización                 | 2) alta afinidad electrónica |
| 3) muchos electrones de valencia              | 4) estructura $ns^2 np^5$    |
| 5) siempre actúa con número de oxidación $-1$ |                              |

- a) O  
b) N  
c) Un alcalinotérreo  
d) F

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

A la vista de la estructura electrónica dada con siete electrones de valencia  $ns^2 np^5$ , quiere decir que se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 del sistema periódico (halógenos) que está integrado por los siguientes elementos: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I), astato (At) y tennesso (Ts).

Si presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y fácilmente lo capta para para adquirir estructura electrónica de gas noble. Esto motiva que su único número de oxidación sea solo  $-1$ . El elemento propuesto que reúne esas características es el **flúor (F)**.

La respuesta correcta es la **d**.

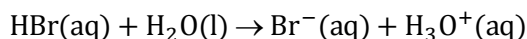
3.32. Del elemento químico de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$  Se puede confirmar que:

- a) Es un metal.  
b) Forma un catión monovalente.  
c) Presenta tres valencias covalentes y una iónica.  
d) Forma con el hidrógeno un compuesto monovalente que disuelto en agua da pH ácido.  
e) Forma moléculas triatómicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

A la vista de la estructura electrónica dada con siete electrones de valencia  $4s^2 4p^5$ , quiere decir que se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 del sistema periódico (halógenos) y el valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata **bromo** ( $n = 4$ ).

Este elemento combinado con el hidrógeno forma el compuesto HBr, que disuelto en agua se convierte en ácido bromhídrico, un ácido fuerte que disolución acuosa tiene pH ácido de acuerdo con la ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

3.33. Sobre el elemento con una estructura electrónica  $[\text{Ne}] 3s^1$  se puede decir que:

- 1) Es un elemento representativo.
  - 2) Pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos.
  - 3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
  - 4) Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- a) Solo la 1 y 4 son ciertas.  
 b) Solo la 3 y 4 son falsas.  
 c) Solo la 2 y 4 son ciertas.  
 d) Solo la 2 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

A la vista de la estructura electrónica propuesta, se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 (**metales alcalinos**) del sistema periódico, y el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata del elemento **sodio** un elemento **representativo** ya que tiene su único electrón de valencia en un subnivel s.

La respuesta correcta es la **a**.

3.34. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) Por regla general, el radio atómico en un periodo disminuye de izquierda a derecha.
  - 2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
  - 3) Por regla general, para todo elemento la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
  - 4) Por regla general, el radio de  $A^-$  es mayor que el de A.
- a) Solo la 1 y 3 son ciertas.  
 b) Solo la 2 y 3 son ciertas.  
 c) La 1 es falsa y la 2 es cierta.  
 d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. Conforme se avanza en un **periodo** crecen la carga nuclear  $Z$  y la carga nuclear efectiva  $Z_{\text{ef}}$ , esto determina una mayor atracción por parte del núcleo sobre los electrones y con ello una **disminución del radio atómico**.

2) **Verdadero**. Conforme se avanza en un **grupo** crece el número de capas electrónicas,  $n$ , lo que determina que los electrones se encuentran cada vez más alejados del núcleo por lo que se registra un **aumento del radio atómico**.

3) **Verdadero**. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que **al perder el segundo electrón** el siguiente pertenezca a la capa anterior lo que hace disminuir el valor de  $n$ . Por lo tanto, si  $Z_{ef}$  aumenta y  $n$  se mantiene constante o disminuye **los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes**.

4) **Verdadero**. Al formarse el anión  $A^-$  aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, **el radio del anión  $A^-$  es mayor que el del átomo neutro  $A$** .

La respuesta correcta es la **d**.

3.35. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro en el estado sólido para transformarlo en un monocatión.
- 2) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
- 3) La 1ª energía de ionización es la energía que desprende cuando un elemento capta un electrón.
- 4) Un elemento con una estructura electrónica externa  $3s^2 3p^3$  pertenece al grupo 14.

- a) Solo la 1 es cierta.
- b) Solo la 3 es cierta.
- c) Solo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La energía de ionización,  $E_i$ , es la energía que se debe comunicar un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

- 1) Falso. Debe ser a un átomo y en estado gaseoso.
- 2) Falso. Debe ser a un átomo y para quitarle el electrón.
- 3) Falso. Debe ser a un átomo y la energía se absorbe.
- 4) Falso. A la vista de esa estructura electrónica propuesta, el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del tercer periodo del sistema periódico y  $s^2 p^3$  que tiene cinco electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 15 del sistema periódico (este periodo no tiene los diez electrones d internos).

La respuesta correcta es la **d**.

3.36. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) En las especies  $H^-$ ,  $He^+$  y  $Li^{2+}$ , el orden de radios es:  $H^- > Li^{2+} > He^{++}$ .
- 2) La primera afinidad electrónica del O ( $Z = 8$ ) es mayor que la primera afinidad del N ( $Z = 7$ ).
- 3) Una estructura electrónica  $ns^1$  representa un alcalino.
- 4) Una estructura electrónica  $ns^2$  representa un alcalinotérreo.

- a) Solo la 3 y 4 son ciertas.
- b) Solo la 1 es falsa.
- c) Solo la 1 es cierta.
- d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. Al formarse el anión  $H^-$  aumenta el número de electrones y con ello, 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 neutro.

Al formarse el catión,  $\text{He}^+$  y  $\text{Li}^{2+}$ , disminuye el número de electrones y con ello, 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 neutro.

Las especies  $\text{He}^+$  y  $\text{Li}^{2+}$  son isoelectrónicas y en este caso la atracción es mayor por parte del núcleo con mayor número de protones ( $Z$ ). Por ese motivo, el radio del  $\text{He}^+$  es mayor que el del  $\text{Li}^{2+}$ .

El orden decreciente de radios correcto es,  $\text{H}^- > \text{He}^+ > \text{Li}^{2+}$

2) **Verdadero.** La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

El nitrógeno ( $Z=7$ ) y el O ( $Z=8$ ) son elementos del mismo periodo pero es el **oxígeno** el que tiene mayor carga nuclear efectiva  $Z_{ef}$  lo que hace que tenga **mayor afinidad electrónica**.

3) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es  $ns^1$  tiene un único electrón de valencia por lo que pertenece al grupo 1 llamado de los **metales alcalinos**.

4) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es  $ns^2$  tiene dos electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 2 llamado de los **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.37. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a los elementos que constituyen la Tabla Periódica, es incorrecta?

- Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
- Hay más elementos no metálicos que metálicos.
- Hay unos cuantos elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- El comportamiento como metal de un elemento disminuye al ir de izquierda a derecha a lo largo de un período.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) Verdadero. Las propiedades de los elementos dependen del número de electrones de valencia (externos) que tengan. Este número está determinado por el número atómico  $Z$ .

b) **Falso.** Los **elementos no metálicos** del sistema periódico se caracterizan por tener energías de ionización, afinidades electrónicas y electronegatividades elevadas. **Son muy pocos:** F, O, Cl, N, Br, I, S, Se, C, H, P y At (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

c) Verdadero. Los elementos del sistema periódico llamados metaloides o semimetales se caracterizan por tener propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales. Son muy pocos: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p.

d) Verdadero. El comportamiento metálico de un elemento disminuye conforme se avanza en un periodo, ya que se va poblando de electrones el nivel y con ello se pierde la capacidad de ceder electrones (oxidarse) característica de los metales.

La respuesta correcta es la **b**.

3.38. Las primeras cinco energías de ionización (en eV) para un cierto elemento son:

7,6; 15,0; 80,1; 109,3; 141,2

La configuración electrónica más probable de este elemento es:

- $s^1$
- $s^2$
- $s^2p^3$
- $s^2d^2$
- $s^2p^3d^3$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{7,6}{1} = 7,6 \text{ eV} \quad E_{i_2} = \frac{15,0}{2} = 7,5 \text{ eV}$$

Los dos primeros valores,  $E_{i_1} \approx E_{i_2}$ , indican que los dos electrones más externos están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s.

$$E_{i_3} = \frac{80,1}{3} = 26,7 \text{ eV} \quad E_{i_4} = \frac{109,3}{4} = 27,3 \text{ eV} \quad E_{i_5} = \frac{141,2}{5} = 28,2 \text{ eV}$$

Los siguientes valores,  $E_{i_3} \approx E_{i_4} \approx E_{i_5}$ , algo mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital p de la misma capa que los anteriores.

Por lo tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  $ns^2$ , y consultando la bibliografía se ve que los valores dados corresponden al magnesio.

La respuesta correcta es la **b**.

3.39. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?

- a)  $\text{Si(g)} \rightarrow \text{Si}^+(\text{g}) + e^-$
- b)  $\text{Si}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{2+}(\text{g}) + e^-$
- c)  $\text{Si}^{2+}(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{3+}(\text{g}) + e^-$
- d)  $\text{Si}^{3+}(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{4+}(\text{g}) + e^-$

(O.Q.L. Murcia 2001)

Son procesos de ionización y las energías asociadas a los mismos son las energías de ionización sucesivas.

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior con lo que disminuye el valor de  $n$ . Por tanto, si  $Z_{ef}$  aumenta y  $n$  se mantiene constante o disminuye los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

La respuesta correcta es la **d**.

3.40. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio?

- a)  $\text{O}^{2-}$
- b)  $\text{F}^-$
- c)  $\text{Na}^+$
- d)  $\text{Mg}^{2+}$
- e)  $\text{Al}^{3+}$
- f) Ne

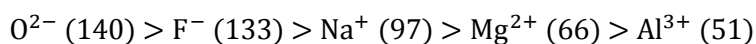
(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Lúcar 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011)  
(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2016)



- El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion  $\text{O}^{2-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 2p.
- El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.
- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que el electrón del subnivel 3s.
- El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.
- El elemento aluminio pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los tres electrones de los subniveles 3s y 3p.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el menor radio le corresponde** a la especie con mayor Z, el  $\text{Al}^{3+}$  y el mayor radio al  $\text{O}^{2-}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



- Respecto al elemento neón (71 pm), aunque su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  y es isoelectrónico con el resto de las especies, no tiene sentido comparar radios iónicos con radios atómicos lo que se pone de manifiesto al ver los valores experimentales.

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Luarca 2005 se reemplaza el  $\text{Al}^{3+}$  por el Ne, se indica que se trata de especies isoelectrónicas y se pregunta a cuál le corresponde el mayor radio, lo mismo que Murcia 2010. Valencia 2013 no incluye el  $\text{Al}^{3+}$ . La Rioja 2013 pregunta mayor radio. En Cantabria 2011, 2014 y 2016 se pregunta mayor radio).

3.41. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?

- a) Oro
- b) Calcio
- c) Sodio
- d) Zinc

(O.Q.L. Murcia 2001)

Los elementos sodio, calcio y zinc son excelentes reductores que tienden a ceder electrones y oxidarse de ahí que en la naturaleza aparezcan combinados con otros elementos formando compuestos estables.

El **oro** es un elemento muy estable y resistente al ataque químico de forma que se encuentra **en forma nativa en la naturaleza**.

La respuesta correcta es la **a**.



3.42. Cuando un elemento químico presenta las propiedades siguientes: energía de ionización alta, elevada afinidad electrónica, gran número de electrones de valencia, actúa siempre con un número de oxidación muy bajo, se trata del:

- 1) Oxígeno    2) Sodio    3) Fósforo    4) Flúor

Se considera correcta la propuesta:

- a) 2  
b) Ninguna  
c) 1 y 3  
d) 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si el elemento dado presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y fácilmente lo capta para para adquirir estructura electrónica de gas noble. Estas propiedades descartan al sodio.

Si tiene muchos electrones de valencia, fósforo, oxígeno y flúor son los elementos propuestos que cumplen dicha condición. No obstante, queda la propuesta de que siempre actúa con número de oxidación muy bajo. Esto descarta al oxígeno y al fósforo, ya que el **flúor** solo tiene número de oxidación  $-1$ .

La respuesta correcta es la **d**.

3.43. Establecidas las premisas siguientes:

- 1) La afinidad electrónica del P < Si.
- 2) En general, las segundas afinidades electrónicas son negativas.
- 3) El  $Ti^+$  es más estable que el  $B^+$ .
- 4) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento químico capta un electrón.

Señale cuál de las propuestas siguientes es válida:

- a) Falsa 1.  
b) Falsas 2 y 4.  
c) Ciertas 2 y 3.  
d) Cierta 4.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1-4) Cierto. La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. En un mismo periodo aumenta al aumentar la carga efectiva  $Z_{ef}$ , aproximadamente, su número de electrones de valencia.

La estructura electrónica del fósforo es  $[Ne] 3s^2 3p^3$ , y la del silicio  $[Ne] 3s^2 3p^2$  y 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”,

les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p:

P				Si			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑	↑	

Por lo tanto,  $Z_{ef}(P) > Z_{ef}(Si)$ , no obstante, la estructura electrónica del fósforo es más estable que la del silicio y más difícil de romper, ya que tiene un único electrón en cada uno de los orbitales, lo que determina que  $E_{ea}(P) > E_{ea}(Si)$ .

2) Falso. Teniendo en cuenta el concepto de afinidad electrónica, el valor de la segunda afinidad no será negativo si no positivo, ya que se corresponde con el trabajo de trasladar un electrón, una carga negativa, en el interior del campo creado por una especie cargada negativamente, el anión.

3) Falso. El elemento de símbolo Ti es el titanio que pertenece al grupo 4 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ , y si cede un electrón del orbital 4s se convierte en  $\text{Ti}^+$  cuya estructura electrónica es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$ .

El elemento de símbolo B es el boro que pertenece al grupo 13 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ , y si cede un electrón del orbital 2p se convierte en  $\text{B}^+$  cuya estructura electrónica es  $[\text{He}] 2s^2$ .

A la vista de las estructuras de ambos iones, resulta más fácil que pierda electrones el ion  $\text{Ti}^+$ , ya que los tiene más alejados del núcleo, por lo tanto, el ion  $\text{Ti}^+$  es menos estable.

La respuesta correcta es la **d**.

3.44. ¿Qué elemento producirá el efecto fotoeléctrico con una longitud de onda más larga?

- a) K
- b) Rb
- c) Mg
- d) Ca
- e) Li
- f) Na
- g) Cs

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Madrid 2015)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$E_k = h c \left( \frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del fotón metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones que inciden sobre placa metálica sea suficiente para arrancar electrones de la misma, y eso solo se cumple si,  $\lambda < \lambda_0$ .

El valor de  $\lambda_0$  viene determinado por el valor de la energía de ionización del metal del que se quiere arrancar fotoelectrones. Este valor es mayor cuanto menor sea la energía de ionización.

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Mg	K	Ca	Rb	Na	Cs
Z	3	12	19	20	37	11	55
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$[\text{Kr}] 5s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Xe}] 6s^1$
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2	1	2	1	1	1
n	2	3	4	4	5	3	6

De estos elementos, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  y mayor valor de  $n$ . Al tratarse de metales alcalinos y alcalinotérreos tienen valores de  $Z_{\text{ef}}$  muy parecidos, sin embargo, el **Rb** y **Cs** son elementos del quinto y sexto periodo del sistema periódico ( $n = 5$  y  $n = 6$ ), respectivamente, por lo que **tienen las menores energías de ionización** de todos ellos y por ello **serán capaces de producir efecto fotoeléctrico con la longitud de onda más larga**.

Las respuestas correctas son la **b** y la **g**

(En Madrid 2015 se reemplazan Mg y Ca por Na y Cs).

3.45. ¿En cuál de los siguientes elementos será menor el radio atómico?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

Se trata de elementos que pertenecen todos al mismo periodo, y el radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear,  $Z$ , y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles), por lo tanto, **el menor radio le corresponde al P** que es el que posee mayor carga nuclear efectiva.

Consultando la bibliografía se confirma que los radios (pm) de los elementos propuestos son:

$$P (160) > Si (143) > Al (117) > Mg (110)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.46. ¿En cuál de los siguientes elementos debe ser menor el valor de la primera energía de ionización?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

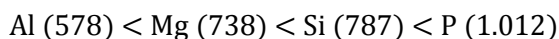
La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Al	Si	P
$Z$	12	13	14	15
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	3	4	5
$n$	3	3	3	3

Como todos los elementos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Mg, pero existe una anomalía entre los valores del Mg y Al. Se tiene que  $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía. La **menor energía de ionización le corresponde al Al**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.47. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?

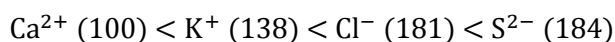
- $\text{S}^{2-} = \text{Cl}^- = \text{K}^+ = \text{Ca}^{2+}$
- $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$
- $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$
- $\text{Cl}^- < \text{S}^{2-} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+$

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Valencia 2009)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**. Por tanto, el orden correcto de radios es:



Consultando la bibliografía se confirma el orden correcto de radios (pm):



La respuesta correcta es la **b**.

(En Baleares 2007 se pregunta a que ion le corresponde el menor radio).

3.48. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:

- Todos tienen el mismo número de protones.
- Todos tienen el mismo radio.
- El átomo de neón es el de mayor volumen.
- El ion fluoruro es el de mayor radio.

(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Baleares 2013)

▪ El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel  $2p$ .

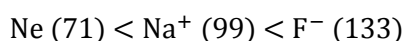
▪ El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel  $3s$ .

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

- a) Falso. Tienen diferente número de protones.
- b) Falso. Por tratarse de especies isoelectrónicas todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, la especie con **mayor radio es el ion fluoruro**.
- c) Falso. Los gases nobles son los elementos con menor volumen atómico dentro de un periodo, ya que el volumen decrece conforme aumenta la carga nuclear efectiva y con ella la atracción nuclear sobre los electrones externos.
- d) **Verdadero**. Según se ha demostrado en el apartado b).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) de las especies propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.49. El flúor es el elemento más activo de la familia de los halógenos porque:

- a) En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
- b) Forma moléculas diatómicas.
- c) Presenta número impar de electrones.
- d) Presenta el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

El elemento flúor pertenece al grupo 17 (halógenos) y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . El hecho de que a los elementos de este grupo les falte un único electrón para completar el octeto les confiere gran reactividad.

De todos los halógenos, el **flúor** es el que tiene menor número de capas electrónicas ( $n = 2$ ) y con ello **menor radio atómico** lo que facilita la atracción del núcleo sobre el electrón de otro átomo que debe incorporarse al átomo para completar el octeto.

La respuesta correcta es la **d**.

3.50. Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:

- a) La diferencia de afinidades electrónicas entre los átomos que lo constituyen.
- b) La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
- c) El tamaño relativo entre catión y anión.
- d) La energía de ionización del catión.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2016)

Según L. Pauling (1932), el **carácter iónico parcial** de un enlace lo mide la energía de resonancia iónica,  $\Delta E$ , que para un compuesto AB se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = \sqrt{E_d(\text{AB}) - \frac{1}{2} E_d(\text{AA}) \cdot E_d(\text{BB})}$$

que relaciona las energías de enlace de las especies AB, AA y BB.

A su vez, la energía de resonancia iónica está relacionada con **la diferencia de electronegatividad** de dos elementos,  $\Delta\chi$ , mediante esta otra expresión:

$$\Delta\chi = k \sqrt{\Delta E}$$

siendo  $k$  una constante de proporcionalidad.

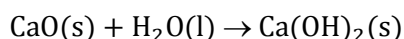
La respuesta correcta es la **b**.

3.51. alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:

- Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
- El radio iónico es mayor que el radio atómico.
- El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.
- Son elementos muy electropositivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Verdadero. Los óxidos de los elementos alcalinotérreos en agua forman hidróxidos. Por ejemplo:



b) **Falso**. Al formarse el ion disminuye el número de electrones y también lo hace la constante de apantallamiento lo que aumenta la carga nuclear efectiva. Esto motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, el **radio iónico es menor que el radio atómico**.

c) Verdadero. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, lo que determina que los electrones se encuentren cada vez más alejados del núcleo por lo que se produce un aumento del radio atómico.

d) Verdadero. Todos los elementos del grupo 2 tienen estructura electrónica externa  $ns^2$  lo que motiva que tengan una elevada tendencia a ceder fácilmente esos dos electrones y oxidarse, por lo que se puede decir que son elementos poco electronegativos (mejor que muy electropositivos).

La respuesta correcta es la **b**.

3.52. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:

- El de menor energía de ionización es el Cl.
- El de mayor afinidad electrónica es Na.
- El más oxidante es el Cl.
- El más reductor es el S.
- El que tiene mayor radio atómico es el Cl.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Valencia 2014)

- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El elemento fósforo pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El elemento azufre pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
$Z$	11	15	16	17
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	3	4	5
$n$	3	3	3	3

a) Falso. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$ .

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **menor energía de ionización es Na**.

b) Falso. La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor afinidad electrónica es Cl**.

c) **Verdadero**. El poder oxidante de un elemento mide su capacidad de oxidar a otros elementos y captar electrones y reducirse.

Según se ha visto en el apartado anterior el elemento que tiene **más capacidad para captar electrones** (mayor afinidad electrónica) **es Cl**.

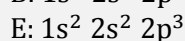
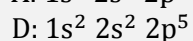
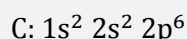
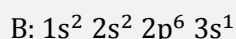
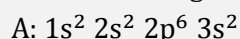
d) Falso. El poder reductor de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a) el elemento que tiene **más capacidad para ceder electrones** (menor energía de ionización) **es Na**.

e) Falso. Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ( $n = 3$ ), el radio únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor radio atómico es Na**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.53. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:



- a) La menor energía de ionización corresponde al elemento E.  
 b) La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.  
 c) El elemento más electronegativo es D.  
 d) El elemento de mayor carácter metálico es A.  
 e) El elemento con mayor radio iónico es A.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. La Rioja 2014)

- El elemento A cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento B cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

- El elemento C cuya configuración electrónica es pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento D cuya configuración electrónica es pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.
- El elemento E cuya configuración electrónica es pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
$Z$	12	11	10	9	7
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	1	8	7	5
$n$	3	3	2	2	2

a) La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

De acuerdo con los valores de la tabla, **la menor energía de ionización le corresponde al elemento A.**

b) Falso. La afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor  $Z_{\text{ef}}$  y mayor  $n$ .

De acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento D.** Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a captar electrones.

c) **Verdadero.** La electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo.

Los elementos más electronegativos son los que tienen valores elevados de la energía de ionización y afinidad electrónica, es decir, con valores grandes de  $Z_{\text{ef}}$  y pequeños de  $n$ .

De acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor electronegatividad le corresponde al elemento D.** Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

d) Falso. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a), el elemento con mayor carácter metálico, es decir, más capacidad para ceder electrones, **es el B.**



e) Falso. Los elementos A y B son metales ya que tienen pocos electrones de valencia y tienen tendencia a ceder esos electrones y formar cationes.

Cuando se forma un catión, disminuye el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo hace aumentar la carga nuclear efectiva y la atracción del núcleo sobre los electrones. Esto determina una considerable reducción del radio del átomo, por lo tanto, el radio del catión es bastante menor que el radio del átomo del que procede.

Los elementos D y E son no metales ya que tienen muchos electrones de valencia y tienen tendencia a captar electrones y formar aniones. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

Cuando se forma un anión, aumenta el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo hace disminuir la carga nuclear efectiva y la atracción del núcleo sobre los electrones. Esto determina un considerable aumento del radio del átomo, por lo tanto, el radio del anión es tanto mayor cuanto mayor sea el número de electrones que incorpora el átomo que forma el anión estable. El elemento D capta un electrón para formar el anión  $D^-$  mientras que el elemento E capta tres electrones para formar el anión  $E^{3-}$ , por lo tanto, **el radio de la especie  $E^{3-}$  es el mayor** de todos los radios iónicos propuestos.

La respuesta correcta es la c.

3.54. Ordene los siguientes elementos por orden creciente de energía de ionización:

- a)  $Rb < Mg < Ca$
- b)  $Rb < Ca < Mg$
- c)  $Ca < Mg < Rb$
- d)  $Mg < Rb < Ca$

(O.Q.L. Baleares 2003)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$ .

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

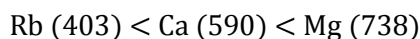
Elemento	Mg	Ca	Rb
$Z$	12	20	37
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	2	1
$n$	3	4	5

El elemento con menor energía de ionización es el Rb (menor  $Z_{ef}$  y mayor  $n$ ). Los elementos Mg y Ca tienen el mismo valor de  $Z_{ef}$ , por lo que el factor determinante es el valor de  $n$ . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Ca que tiene menor valor de  $n$ .

El orden creciente de energía de ionización correcto es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.55. Las especies químicas: H (1),  $\text{He}^+$  (2) y  $\text{Li}^{2+}$  (3) son isoelectrónicas. Señale cuál será la ordenación correcta de sus radios.

- a)  $r_1 = r_2 = r_3$
- b)  $r_1 > r_2 > r_3$
- c)  $r_2 > r_3 > r_1$
- d)  $r_3 > r_2 > r_1$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva aumenta al crecer el número de protones del núcleo ( $Z$ ). Este aumento de  $Z$  determina la reducción del radio de la especie.

El orden decreciente de radios correcto es:

$$r_1 > r_2 > r_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

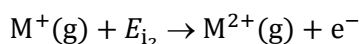
3.56. ¿A qué elemento, de entre los siguientes, le corresponde el menor valor de la segunda energía de ionización?

- a) Na
- b) K
- c) Ar
- d) Mg

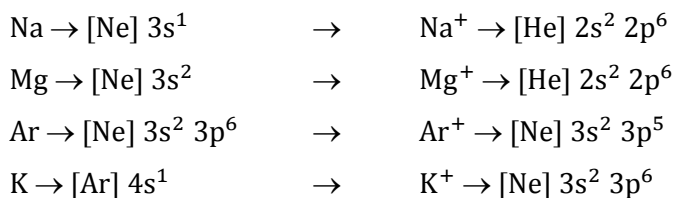
(O.Q.L. Murcia 2003)

La segunda energía de ionización,  $E_{i_2}$ , se define como:

“la energía que debe absorber un ion  $\text{M}^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>+</sup>	Ar <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>
<i>Z</i>	11	12	18	19
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
<i>Z</i> <sub>ef</sub> (aprox.)	8	1	7	8
<i>n</i>	2	3	3	3

Tendrá menor segunda energía de ionización el elemento que presente mayor valor de *n* y menor valor de *Z*<sub>ef</sub>. De acuerdo con los valores la tabla, **la menor segunda energía de ionización le corresponde al Mg.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de *E*<sub>i2</sub> (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{Mg (1.450)} < \text{Ar (2.665)} < \text{K (3.051)} < \text{Na (4.562)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.57. P y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dichos átomos?

a) P tiene una mayor primera energía de ionización que Q.  
 b) Q tiene menor afinidad electrónica que P.  
 c) P tiene mayor radio atómico que Q.  
 d) El enlace P-Q será apolar.

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. La energía de ionización, *E*<sub>i</sub>, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (período)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico *Z*, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de *n* por lo que este factor no influye sobre cual es **el elemento con mayor energía de ionización**. Este valor le corresponde al elemento con mayor valor de *Z*<sub>ef</sub> (*Z*), que en este caso, **es Q**.

b) Falso. La afinidad electrónica, *E*<sub>ea</sub>, es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de *n* por lo que este factor no influye sobre cual es **el elemento con menor afinidad electrónica**. Este valor le corresponde al elemento con menor valor de *Z*<sub>ef</sub> (*Z*), que en este caso, **es P**.

c) **Verdadero**. Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de *n*, por lo que el radio únicamente depende del valor de *Z*<sub>ef</sub>. De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento con menor valor de *Z*<sub>ef</sub> es **el de mayor radio atómico**, que en este caso, **es P**.

d) Falso. Se trata de elementos diferentes por lo que tienen diferente electronegatividad lo que determina que el más electronegativo atraiga más hacia si los electrones de su enlace con el otro, por ello el enlace entre ambos es polar.

La respuesta correcta es la c.

3.58. ¿A cuál de los siguientes elementos pueden corresponder las siguientes sucesivas energías de ionización expresadas en eV: 6,0; 18,8; 28,4; 120,0 y 153,8?

- a) Na
- b) Mg
- c) Al
- d) Si
- e) P

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es Si es el silicio que pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>.

Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$  es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{6,0}{1} = 6,0 \text{ eV}$$

Este valor muy diferente a los siguientes indica que el electrón más externo se encuentra solo en su orbital.

$$E_{i_2} = \frac{18,8}{2} = 9,4 \text{ eV} \quad E_{i_3} = \frac{28,4}{3} = 9,5 \text{ eV}$$

Estos dos valores,  $E_{i_2} \approx E_{i_3}$ , no mucho más grandes que el anterior, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital de la misma capa que el anterior. Al existir solo dos electrones en este tipo de orbital este se trata de un orbital s y, por lo tanto, el electrón anterior debe estar situado en un orbital p.

$$E_{i_4} = \frac{120,0}{4} = 30,0 \text{ eV} \quad E_{i_5} = \frac{153,8}{5} = 30,8 \text{ eV}$$

Estos dos valores,  $E_{i_4} \approx E_{i_5}$ , muy superiores a los anteriores, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital con un valor de  $n$  inferior a los anteriores que debe ser un orbital p.

Por lo tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser  $(n-1)p^6 ns^2 np^1$ . De los elementos propuestos el que tiene una estructura electrónica de ese tipo es el **Al**.

La respuesta correcta es la c.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2003, las energías vienen expresadas en kJ mol<sup>-1</sup>).

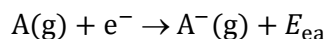
3.59. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?

- a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.  
 b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.  
 c) La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:  

$$A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) + \text{energía}$$
  
 d) La afinidad electrónica de los elementos del grupo 17 (VII A) es negativa.  
 e) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta presentará una energía de ionización baja.

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

La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



- a) Falso. La energía se desprende no se absorbe y es para un átomo no para un elemento.  
 b) Falso. La energía es para un átomo no para un elemento.  
 c) **Verdadero**. La ecuación propuesta es correcta.  
 d) **Verdadero**. Los elementos del grupo 17 tienen la estructura electrónica externa  $ns^2 np^5$  de modo que les falta un único electrón para conseguir una estructura electrónica muy de gas noble. Por este motivo, tendrán **afinidad electrónica negativa** ya que desprenderán energía al captar dicho electrón.  
 e) Falso. Los elementos que tienen valores altos de la afinidad electrónica se caracterizan por su tendencia a captar electrones y no a cederlos por lo que también tienen energías de ionización altas.

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

3.60. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos:

N ( $Z = 7$ ), Ne ( $Z = 10$ ), Na ( $Z = 11$ ) y P ( $Z = 15$ ) es:

- a)  $Na < P < N < Ne$   
 b)  $N < Na < P < Ne$   
 c)  $Na < N < P < Ne$   
 d)  $P < Na < Ne < N$

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

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Ne	Na	P
$Z$	7	10	11	15
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	8	1	5
$n$	2	2	3	3

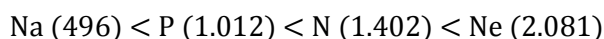
La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

De los elementos del tercer periodo ( $n = 3$ ), la menor energía de ionización le corresponde al Na por tener menor  $Z_{\text{ef}}$ ; y de los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ), la menor energía de ionización le corresponde al N por tener menor  $Z_{\text{ef}}$ .

El orden creciente correcto de energías de ionización es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.61. Del elemento de número atómico  $Z = 35$ , se puede afirmar que:

- a) Es un metal.
- b) Forma un catión monovalente ya que tiene cinco electrones en la capa exterior (de valencia).
- c) Tiene una electronegatividad mayor que la de los elementos que están por encima en su mismo grupo.
- d) Tiene siete electrones en la capa exterior (de valencia).

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

La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 35$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo y sumando los superíndices correspondientes a la capa externa se sabe que pertenece al grupo 17. Los elementos de este grupo son metales conocidos con el nombre de halógenos.

- a) Falso. El elevado número de electrones de valencia indica que es un no metal.
- b) Falso. No tiene cinco electrones de valencia, tiene siete y su tendencia es a formar aniones monovalentes.
- c) Falso. La electronegatividad dentro de un grupo decrece conforme aumenta el número atómico  $Z$ .
- d) **Verdadero**. Tiene **siete electrones de valencia** ( $s^2 p^5$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

3.62. ¿Cuál de los siguientes enunciados, relacionados con las propiedades de los elementos de la tabla periódica, es correcto?

- a) El tamaño atómico decrece hacia abajo en un grupo.
- b) El tamaño atómico se incrementa desde el francio en el grupo 1 hasta el flúor en el grupo 17.
- c) El tamaño atómico decrece de izquierda a derecha en un periodo.
- d) Todos los átomos del mismo grupo tienen el mismo tamaño.
- e) Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

- a) Falso. Conforme se desciende en un grupo, aumenta el número de capas electrónicas y con ello el tamaño del átomo.
- b) Falso. Conforme se avanza en un periodo, aumenta la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear, lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.
- c) **Verdadero**. Según se ha comentado en el apartado b).
- d) Falso. Según se ha comentado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

3.63. Son metales alcalinos:

- a) Na y Mg
- b) K y Ca
- c) Na y Ca
- d) Rb y Mg
- e) Cs y Fr

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los metales alcalinos son los elementos del grupo del sistema periódico que tienen un único electrón externo  $s^1$ . Este grupo está integrado por los elementos: litio ( $n = 2$ ), sodio ( $n = 3$ ), potasio ( $n = 4$ ), rubidio ( $n = 5$ ), cesio ( $n = 6$ ) y francio ( $n = 7$ ).

La respuesta correcta es la **e**.

3.64. La estructura electrónica  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$  corresponde a:

- a) Un elemento del segundo periodo.
- b) Un elemento de transición.
- c) Un elemento del bloque p.
- d) Un elemento del grupo 3.
- e) Un elemento alcalinotérreo.
- f) Un elemento del grupo 16.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. La Rioja 2013)

Dada la estructura electrónica externa  $3s^2 3p^4$ , el valor máximo de  $n = 3$  indica que se trata de un elemento del tercer periodo del sistema periódico y como tiene 6 electrones de valencia ( $s^2 p^4$ ) pertenece al grupo 16 (situado en el bloque p) integrado por los elementos: oxígeno ( $n = 2$ ), azufre ( $n = 3$ ), selenio ( $n = 4$ ), telurio ( $n = 5$ ), polonio ( $n = 6$ ) y livermorio ( $n = 7$ ).

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

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2009 se cambia bloque p por representativo y transición por tierras raras. En La Rioja 2013 se cambia c por f).

3.65. La configuración electrónica de H,  $\text{He}^+$  y  $\text{Li}^{2+}$  es  $1s^1$ . Por tanto:

- a) La energía de ionización es la misma para los tres.
- b) El radio de cada uno de ellos es el mismo.
- c) La energía de ionización del  $\text{Li}^{2+}$  es mayor que la de  $\text{He}^+$ .
- d) El radio de H es menor que el de  $\text{Li}^{2+}$ .

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	$\text{He}^+$	$\text{Li}^{2+}$
$Z$	1	2	3
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^1$	$1s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	$> 1$	$\gg 1$
$n$	1	1	1

a) Falso. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ) que en este caso es  $\text{Li}^{2+}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de energías de ionización es:

$$\text{H} < \text{He}^+ < \text{Li}^{2+}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{H} (1.312) < \text{He}^+ (5.250) < \text{Li}^{2+} (11.813)$$

b) Falso. En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al aumentar el número de protones del núcleo ( $Z$ ). Este aumento de  $Z$  determina la reducción del radio de la especie, por lo tanto, el menor radio le corresponde al  $\text{Li}^{2+}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de radios es:

$$\text{Li}^{2+} < \text{He}^+ < \text{H}$$

c) **Verdadero**. Según ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según ha explicado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **c**.

3.66. ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal de transición?

- a) Ru
- b) Au
- c) Al
- d) W

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a un orbital d.

Las estructuras electrónicas de los elementos propuestos son:

- El elemento de símbolo Ru es el rutenio que pertenece al grupo 8 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$ . Es un metal de transición.
- El elemento de símbolo Au es el oro que pertenece al grupo 11 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$ . Es un metal de transición.
- El elemento de símbolo W es el wolframio que pertenece al grupo 6 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^4$ . Es un metal de transición.
- El elemento de símbolo **Al** es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . **No es un metal de transición.**

La respuesta correcta es la **c**.

3.67. Los metales de transición se caracterizan por:

- a) Oxidarse fácilmente al aire.
- b) Ser especialmente dúctiles y maleables.
- c) Tener los orbitales d parcialmente ocupados con electrones.
- d) Combinarse rápidamente con el agua.

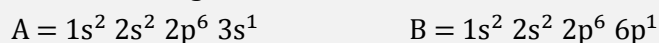
(O.Q.L. Murcia 2004)



- a) Falso. Los metales nobles como el oro no se oxidan fácilmente al aire.
- b) Falso. Todos los metales son dúctiles y maleables, no solo los metales de transición.
- c) Falso. Los **metales de transición** se caracterizan porque envían su **electrón diferenciador a un orbital d** que puede estar parcial (grupos 3 al 10) o totalmente ocupados (grupos 11 y 12).
- d) Falso. Los únicos metales que reaccionan rápidamente con el agua son los alcalinos.

Ninguna respuesta es correcta.

3.68. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



Se puede asegurar que:

- a) A y B representan átomos de elementos distintos.
- b) La energía para arrancar un electrón a B es mayor que para A.
- c) Se trata de átomos de un mismo elemento y la energía de ionización de A y B es la misma.
- d) A y B tienen distinta masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

b) Falso. La energía para arrancar un electrón del orbital 6p (B) más alejado del núcleo es menor que si se encuentra en el orbital 3s (A) más cercano al núcleo.

c) **Verdadero**. Como se trata de átomos del mismo elemento deben tener idéntica de energía de ionización, solo que cuando se arranca el electrón de B, átomo que no está en el estado fundamental, no puede llamarse energía de ionización.

d) Falso. Para conocer la masa es necesario saber la composición del núcleo, es decir el número másico A.

La respuesta correcta es la c.

3.69. La estructura electrónica de un elemento es  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Indique si tiene:

- a) Elevado potencial de ionización.
- b) Baja electronegatividad.
- c) Baja afinidad electrónica.
- d) Carácter metálico.

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

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, el elemento pertenece al grupo 17 del sistema periódico (halógenos) y el valor máximo de  $n = 2$  indica que se trata de un elemento **flúor**.

Los **halógenos** son elementos que se consideran **no metales** por muchos electrones de valencia. Por ello se puede decir que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente muy estable, por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas son altas**.
- Presentan gran dificultad para perder electrones, por lo que sus **energías de ionización son elevadas**.

La respuesta correcta es la a.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2013 el elemento es  $3s^2 3p^5$ ).

3.70. La propiedad que presenta, en conjunto, valores más altos en la familia de los halógenos que en la de los metales alcalinos es:

- El punto de fusión.
- La afinidad electrónica.
- El poder reductor.
- La densidad.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Sevilla 2017)

▪ Los metales **alcalinos** son los elementos del grupo 1 del sistema periódico que tienen la estructura electrónica externa  $ns^1$ . Tienen tendencia a ceder a ese electrón (oxidarse) para formar un catión monovalente muy estable por lo que se puede decir que sus **energías de ionización** son **bajas** y su **poder reductor** **alto**.

▪ Los **halógenos** son los elementos del grupo 17 del sistema periódico que tienen la estructura electrónica externa  $ns^2 np^5$ . Tienen tendencia a ganar a un electrón (reducirse) para formar un anión monovalente muy estable por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas** son **elevadas** y su **poder oxidante** **alto**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.71. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio mayor?

- Mg
- Na
- $Na^+$
- $Mg^{2+}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

▪ El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

▪ El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $Mg^{2+}$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.

Comparando los átomos, se trata de elementos del mismo periodo, por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que provoca que la atracción nuclear sea mayor. Por lo tanto, **el sodio tiene mayor radio que el magnesio**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$Na (186) > Mg (160)$$

Al disminuir el número de electrones al formarse los iones, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que provoca que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, el radio del ion es siempre menor que el del átomo neutro del que procede.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$Na^+ (97) > Mg^{2+} (66)$$

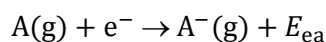
La respuesta correcta es la **b**.

3.72. Solo una de las expresiones siguientes es correcta para definir la afinidad electrónica de un elemento, señale cuál:

- La energía que libera un elemento en estado gaseoso cuando adquiere un electrón.
- La energía que se debe aportar a un elemento para arrancarle un electrón.
- La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos con otro átomo.
- Una medida de la polaridad de los enlaces covalentes en una molécula.
- Es la energía asociada a la captación de un electrón por parte de un átomo neutro para formar un ion mononegativo gaseoso.
- Es la energía que debe aportarse para arrancar un electrón a un átomo neutro para formar un ion monopositivo gaseoso.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014)

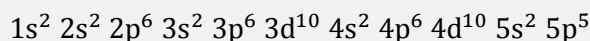
La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



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

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2014 se cambian las opciones a y b por e y f).

3.73. La configuración electrónica de un elemento A es:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- El Sb tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
  - El Sn tiene un radio mayor que el átomo A.
  - La energía de ionización del Cl es mayor que la del átomo A.
  - De la combinación del elemento A y el elemento de  $Z = 35$  se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
  - El elemento A es más electronegativo que el Cl.
- 1, 2 y 3
  - 2, 3 y 4
  - 1, 2 y 5
  - 1, 3 y 4

(O.Q.L. Baleares 2004)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, elemento pertenece al grupo 17 del sistema periódico y el valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata del **yodo**.

1) Verdadero. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

La configuración electrónica abreviada del Sb ( $Z = 51$ ) es [Kr]  $4d^{10} 5s^2 5p^3$ .

Los elementos I y Sb pertenecen al mismo periodo ( $n = 5$ ), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico. Por lo tanto, el yodo tiene mayor energía de ionización que el antimonio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$I (1.008) > Sb (834)$$

2) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Sn ( $Z = 50$ ) es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ .

Los elementos I y Sn pertenecen al mismo periodo ( $n = 5$ ), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor. Por lo tanto, el estaño tiene mayor radio que el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Sn} (140) > \text{I} (133)$$

3) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Cl ( $Z = 17$ ) es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ .

Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, por lo que tienen la misma carga efectiva, luego este factor no influye y es el número de capas electrónicas es el factor determinante para saber cuál tiene mayor valor de la energía de ionización. El cloro tiene un valor de  $n = 3$  frente a  $n = 5$  para el yodo. Por lo tanto, el cloro tiene mayor energía de ionización que el átomo yodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Cl} (1.251) > \text{I} (1.008)$$

4) **Falso**. La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 35$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^2$ .

Los elementos I y Br pertenecen al grupo 17 del sistema periódico. Ambos tienen tendencia a ganar un electrón para formar un ion monovalente con estructura electrónica de gas noble, muy estable. Por lo tanto, no es posible que formen entre ambos un enlace iónico.

5) **Falso**. La electronegatividad de un elemento,  $\chi$ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, pero es el elemento cloro ( $Z = 17$ ) el que tiene menor número de capas. Esto hace que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por lo tanto, el yodo no es más electronegativo que el cloro.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{Cl} (3,16) > \text{I} (2,66)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.74. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un menor radio?

- a)  $\text{Ba}^{2+}$
- b)  $\text{Cl}^-$
- c)  $\text{K}^+$
- d)  $\text{Ca}^{2+}$
- e)  $\text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Baleares 2004) (O.Q.L. Baleares 2010)

▪ El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 3p.

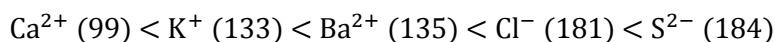
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K<sup>+</sup> es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> ya que cede el electrón del subnivel 4s.
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca<sup>2+</sup> es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> ya que cede los dos electrones del subnivel 4s.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S<sup>2-</sup> es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> ya que capta dos electrones y completa el subnivel 3p.

Estas cuatro especies tienen la misma estructura electrónica y son isoelectrónicas.

- El elemento cuyo símbolo es Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] 6s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56. La configuración electrónica del ion Ba<sup>2+</sup> es [Kr] 4d<sup>10</sup> 5s<sup>2</sup> 5p<sup>6</sup> ya que cede los dos electrones del subnivel 6s.

De todas las especies propuestas, se descarta el Ba<sup>2+</sup> ya que es la especie que tiene un mayor número de capas electrónicas. De las cuatro restantes, especies isoelectrónicas, la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al aumentar el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie, por lo tanto, **el menor radio le corresponde al Ca<sup>2+</sup>**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2010 se reemplaza el ion Ba<sup>2+</sup> por el ion S<sup>2-</sup>).

3.75. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- La energía de ionización depende de la carga del núcleo.
- La energía de ionización depende del efecto pantalla.
- La energía de ionización depende del radio.
- La segunda energía de ionización es la energía que se ha de suministrar a un elemento neutro gaseoso para que se convierta en catión divalente.

(O.Q.L. Baleares 2004)

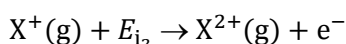
a-b-c) Verdadero. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

d) **Falso**. La segunda energía de ionización se representa mediante el siguiente proceso:



La respuesta correcta es la **d**.

3.76. Cuatro elementos A, B, C y D, tienen números atómicos 16, 19, 33 y 50, respectivamente. Ordene de mayor a menor carácter metálico:

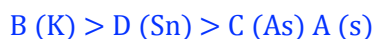
- a)  $B > D > C > A$
- b)  $B > A > D > C$
- c)  $A > C > D > B$
- d)  $D > B > A > C$

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

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes.

- El elemento A de número atómico 16 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Perteneció al grupo 16 y el valor de  $n = 3$  indica que se trata del azufre (S), un elemento que tiende a captar dos electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene muy poco carácter metálico.
- El elemento B de número atómico 19 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Perteneció al grupo 1 y el valor de  $n = 4$  indica que se trata del potasio (K), un elemento que tiende a ceder un electrón y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene un elevado carácter metálico.
- El elemento C de número atómico 33 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Perteneció al grupo 15 y el valor de  $n = 4$  indica que se trata del arsénico (As), un elemento que tiende a captar tres electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Se trata de un metaloide y tiene algo de carácter metálico.
- El elemento D de número atómico 50 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ . Perteneció al grupo 14 y el valor de  $n = 5$  indica que se trata del estaño (Sn), un elemento que tiende a ceder dos o cuatro electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene carácter metálico.

Los elementos propuestos ordenados de mayor a menor carácter metálico:



La respuesta correcta es la **a**.

3.77. Ordene de mayor a menor el tamaño de los siguientes átomos: Sc, Ba y Se.

- a)  $\text{Ba} > \text{Se} > \text{Sc}$
- b)  $\text{Ba} > \text{Sc} > \text{Se}$
- c)  $\text{Sc} > \text{Ba} > \text{Se}$
- d)  $\text{Sc} > \text{Se} > \text{Ba}$

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

- El elemento de símbolo Sc es el escandio que pertenece al grupo 3 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 23.
- El elemento de símbolo Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.
- El elemento de símbolo Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

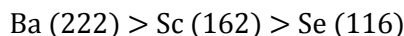
Siendo elementos de diferentes periodos, Ba ( $n = 6$ ), Sc y Se ( $n = 4$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo tanto, el Ba es el que tiene mayor tamaño de los tres.

Respecto a los otros dos elementos del mismo periodo Sc y Se, es la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por lo tanto, Sc tiene mayor tamaño que Se.

Los elementos propuestos ordenados de mayor a menor radio:



Consultando la bibliografía se confirma que los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.78. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento 81?

- a) Es un elemento del grupo 13.
- b) Es un metal.
- c) Presenta el tamaño más grande de su grupo.
- d) Es un elemento del quinto periodo.

*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)  
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)*

El elemento de número atómico 81 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ . Pertenece al **grupo 13** y el valor de  $n = 6$  indica que se trata del talio (Tl), un elemento que tiende a ceder uno o tres electrones y así adquirir estructura electrónica más estable con los subniveles 4f y 5d completos, por lo que tiene un marcado **comportamiento metálico**. **Se trata del elemento más grande de su grupo** ya que tiene más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en 2010 y 2016 se cambia por el elemento 31 y la opción d es un elemento del cuarto periodo y el más pequeño del grupo, y en la 2011, el elemento es 40 y la opción b es no metal. Desde la última 2016 que se incluyen en el sistema periódico los cuatro nuevos elementos, la respuesta c no sería correcta ya que el elemento 113, nihonio también pertenece al grupo 13 y se encuentra el periodo 7 por lo que será el que presente el tamaño más grande dentro del grupo).

3.79. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los metales alcalinotérreos, se puede afirmar que:

- a) Todos forman con facilidad cationes de carga variada,  $M^+$ ,  $M^{2+}$ ,  $M^{3+}$ , que existen en disolución acuosa de muchos compuestos iónicos.
- b) Los iones  $\text{Mg}^{2+}$  tienen un gran poder reductor que se utiliza en la protección catódica del hierro.
- c) El berilio es el que tiene mayor facilidad para formar cationes  $M^{2+}$ .
- d) Los potenciales normales de reducción son grandes y negativos por lo que se comportan como agentes reductores.
- e) Todos reaccionan violentamente con el agua a temperatura ordinaria.

*(O.Q.N. Luarca 2005)*

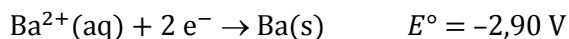
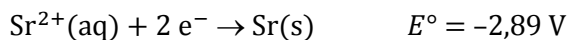
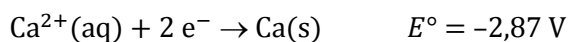
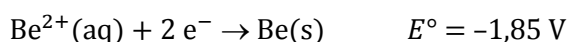
a) Falso. Los elementos alcalinotérreos forman el grupo 2 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa  $ns^2$ . Tienden a ceder esos dos electrones (oxidarse) y formar un catión  $M^{2+}$  estable.

b) Falso. El catión  $\text{Mg}^{2+}$  es la especie oxidada del Mg que sí que es un excelente reductor.

c) Falso. El Be es de todos los elementos alcalinotérreos el que tiene menor tendencia a formar el correspondiente ion divalente. Se debe a que el berilio es un elemento muy pequeño ( $n = 2$ ) y el núcleo atrae fuertemente a los dos electrones del orbital 2s.

d) **Verdadero**. Los elementos alcalinotérreos tienen potenciales de reducción grandes y negativos lo que es típico de las especies reductoras.

Consultando la bibliografía, los valores de  $E^\circ$  (V) son:



e) Falso. Son los metales alcalinos los que reaccionan violentamente con el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

3.80. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los halógenos, se puede afirmar que:

- a) Tienen energías de ionización relativamente pequeñas.
- b) Sus puntos de fusión son muy bajos y aumentan de forma regular al descender en el grupo.
- c) Todos los halógenos pueden formar compuestos en los que actúan con números de oxidación -1, +1, +3, +5, +7.
- d) Todos los halógenos se comportan como oxidantes muy fuertes.
- e) Todos los halógenos se comportan como reductores muy fuertes.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Baleares 2011)

a) Falso. Los elementos halógenos forman grupo 17 del sistema periódico y tienen la estructura electrónica externa  $ns^2 np^5$ . Por tener tantos electrones de valencia puede decirse que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente estable por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son altas.
- Presentan gran dificultad para perder electrones por lo que sus energías de ionización son elevadas.

b) **Verdadero**. Forman moléculas diatómicas con enlace covalente no polar. Por este motivo presentan fuerzas intermoleculares de dispersión de London. La debilidad de estas provoca que estas sustancias tengan **bajos puntos de fusión que aumentan conforme se desciende en el grupo** ya que la intensidad de estos enlaces aumenta conforme lo hace el tamaño del átomo.

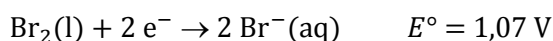
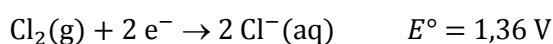
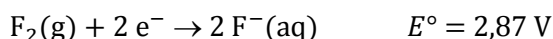
Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión son:

Halógeno	F <sub>2</sub> (g)	Cl <sub>2</sub> (g)	Br <sub>2</sub> (l)	I <sub>2</sub> (s)
$T_{\text{fus}}$ (K)	53,5	171,6	265,8	355,9

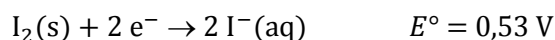
c) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo del sistema periódico por lo que resulta imposible quitarle un electrón y formar el catión F<sup>+</sup> estable.

d) Falso. Los halógenos son especies muy oxidantes ya que tienen una elevada tendencia a ganar un electrón y formar el ion X<sup>-</sup>, muy estable. Solo los tres primeros halógenos (flúor, cloro y bromo) pueden considerarse oxidantes fuertes ya que tienen potenciales de reducción grandes y positivos lo que es típico de las especies oxidantes.

Consultando la bibliografía, los valores de  $E^\circ$  (V) son:







e) Falso. Según se ha comentado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.81. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 16 (6A) es  $ns^2 np^4$ . Señale la respuesta incorrecta:

- a) Los números de oxidación del azufre son  $-2$ ,  $+2$ ,  $+4$  y  $+6$ .
- b) El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
- c) El oxígeno tiene de número de oxidación  $-2$ .
- d) Oxígeno y azufre son no metales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El azufre forma compuestos con los números de oxidación propuestos. Así pues,  $-2$  ( $\text{H}_2\text{S}$ ),  $+2$  ( $\text{SO}$ ),  $+4$  ( $\text{SO}_2$ ) y  $+6$  ( $\text{SO}_3$ ).

b) **Falso**. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo del sistema periódico por lo que no puede ser átomo central en los compuestos de la misma forma que hace el azufre. Sus números de oxidación son:  $-2$  ( $\text{H}_2\text{O}$ ),  $-1$  ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ),  $-\frac{1}{2}$  ( $\text{KO}_2$ ) y  $+2$  ( $\text{OF}_2$ ).

c) Verdadero. Según se ha visto en el apartado b).

d) Verdadero. De acuerdo con la estructura electrónica externa propuesta, los elementos del grupo 16 (6A) tienen 6 electrones de valencia por lo que tienen tendencia a captar electrones y dificultad para cederlos, una característica de los no metales.

La respuesta correcta es la **b**.

3.82. Señale la respuesta incorrecta:

- a) El Ca es un elemento alcalinotérreo del 4º período de la tabla periódica.
- b) El Si tiene de número atómico 14.
- c) La configuración electrónica del Cu es  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ .
- d) El átomo de Cl es más electronegativo que el de I, y su radio atómico menor que el del azufre.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El elemento de símbolo Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica externa es  $[\text{Ar}] 4s^2$ .

b) Verdadero. El elemento de símbolo Si es el silicio que pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . La suma de sus electrones indica que su número atómico es 14.

c) **Falso**. El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre que pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico cuya configuración electrónica abreviada debería ser  $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ , aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero 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”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$  que es más estable y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

d) Verdadero. Los elementos I y Cl pertenecen al grupo 17 del sistema periódico, pero es el elemento cloro ( $Z = 17$ ) el que tiene menor número de capas. Esto hace que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por lo tanto, el yodo no es más electronegativo que el cloro.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{Cl} (3,16) > \text{I} (2,66)$$

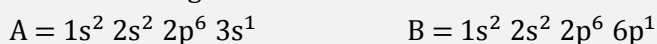
Los elementos S y Cl pertenecen tercer periodo del sistema periódico, pero es el azufre el que tiene menor número atómico, lo que determina que de ambos elementos sea este el que tiene mayor radio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{S} (104) > \text{Cl} (99)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.83. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:



indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- i) Se necesita energía para pasar de A a B.
- ii) A y B representan átomos de elementos distintos.
- iii) Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

- a) Las tres son verdaderas
- b) i) verdadera      ii) verdadera      iii) falsa
- c) i) falsa          ii) falsa          iii) verdadera
- d) i) verdadera      ii) falsa          iii) verdadera

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

i) Verdadero. El orbital 6p tiene mayor energía que el 3s por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición electrónica.

ii) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

iii) Verdadero. El electrón del orbital 6s está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.84. A medida que se desciende en un grupo del sistema periódico, los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización se hace más baja.

- a) Verdadero
- b) Falso
- c) Es más electropositivo al bajar pero su potencial de ionización se hace más alto.
- d) Las electronegatividades son semejantes.

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

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

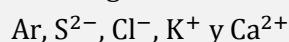
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme se avanza en un grupo el valor de  $n$  aumenta y la energía de ionización se hace menor. Al disminuir esta aumenta la electropositividad, o mejor dicho, disminuye la electronegatividad, del elemento.

La respuesta correcta es la **a**.

3.85. De los siguientes átomos e iones:



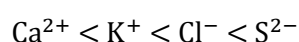
Se puede afirmar que:

- Todos tienen el mismo radio porque son isoelectrónicos.
- Su radio varía en el siguiente orden:  $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$ .
- Su radio varía en el siguiente orden:  $\text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$ .
- Ninguna de las afirmaciones anteriores es verdadera.

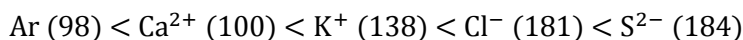
(O.Q.L. Baleares 2005)

- El elemento cuyo símbolo es Ar es el argón que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 3p.
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 3p.
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 4s.
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 4s.

Como se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ , todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, la ordenación correcta para las especies iónicas es:



Esto no es aplicable para el Ar ya que aquí el radio sería atómico y no iónico y su radio es el menor de todas las especies propuestas. Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Murcia 2002 se realiza una pregunta similar sin incluir el Ar).

3.86. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Berilio
- b) Oxígeno
- c) Carbono
- d) Neón
- e) Litio

(O.Q.L. Almería 2005)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

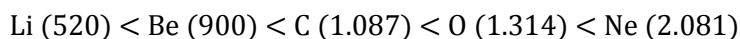
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	C	O	Ne
$Z$	3	4	6	8	10
<i>Estr. Elect.</i>	[He] 2s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	4	6	8
$n$	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Ne.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.87. La electronegatividad de los elementos químicos sodio, aluminio, carbono y flúor crece en el sentido:

- a) Na < Al < C < F
- b) Na < Al < F < C
- c) C < F < Al < Na
- d) Al < F < Na < C

(O.Q.L. Murcia 2006)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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 lo 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



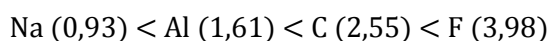
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	C	F	Na	Al
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	4	7	1	3
$n$	2	2	3	3

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997).

3.88. Con qué proceso relaciona la primera energía de ionización de un átomo:

- Ganancia de un electrón por un átomo que forma parte de una molécula gaseosa.
- Con el desprendimiento de energía que hay cuando un mol de átomos en estado gaseoso capta un electrón.
- Con la energía necesaria para que un mol de átomos gaseosos pierda un electrón.
- Con la energía necesaria para que un mol de átomos de un elemento químico sólido gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La energía de ionización,  $E_i$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. Si el proceso se refiere a un mol de átomos se expresa en  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

La respuesta correcta es la **c**.

3.89. Sobre la tabla periódica de los elementos químicos, señale de las siguientes afirmaciones cuál es la falsa:

- El radio de los átomos neutros siempre es menor que el radio de sus cationes.
- La electronegatividad en los periodos disminuye generalmente de derecha a izquierda.
- La energía de ionización de los elementos químicos en los grupos aumenta generalmente de abajo arriba.
- El volumen de los átomos aumenta en los grupos de arriba hacia abajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) **Falso**. El radio del catión siempre es menor que el del átomo del que procede, ya que al perder un electrón disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, esto hace que la fuerza de atracción nuclear aumente y el tamaño del átomo disminuya.

b) Verdadero. La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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 aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico.

c) Verdadero. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

d) Verdadero. El número de capas electrónicas es el factor determinante del tamaño. Cuanto mayor sea el valor de  $n$ , mayor es el volumen del átomo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.90. De los siguientes elementos: Na, Mg, Al, S y Cl:

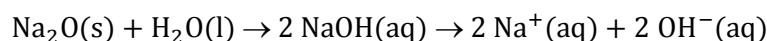
- El más reductor es el cloro.
- El óxido más básico es el de magnesio.
- El más metálico es el aluminio.
- El de mayor afinidad electrónica es el cloro.
- El más oxidante es el azufre.

(O.Q.N. Vigo 2006)

a) Falso. El cloro es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Le falta un único electrón para completar su octeto, y tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion  $\text{Cl}^-$  con una estructura electrónica de gas noble muy estable,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Las sustancias que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los oxidantes.

b) Falso. El sodio se combina con oxígeno y forma el óxido de sodio,  $\text{Na}_2\text{O}$ . Esta sustancia reacciona con agua formando hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , una base más fuerte que el hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .



c) Falso. El sodio es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Tiene una marcada tendencia a ceder ese electrón y oxidarse formando el ion  $\text{Na}^+$  con una estructura electrónica de gas noble muy estable,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

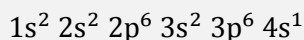
El aluminio es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Tiene también una marcada tendencia a ceder esos electrones y oxidarse formando el ion  $\text{Al}^{3+}$  con una estructura electrónica de gas noble muy estable,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . No obstante, el aluminio debe ceder tres electrones mientras que el sodio solo debe ceder uno, por este motivo puede decirse que el sodio tiene mayor carácter metálico que el aluminio.

d) **Verdadero**. Según se ha visto en el apartado a, el **cloro** (halógenos) que tiene una marcada tendencia a ganar electrones y reducirse por lo que tiene **el valor de la afinidad electrónica más elevado**.

e) Falso. El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que tiene la estructura electrónica externa  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Le faltan dos electrones para completar su octeto, por lo que tiene tendencia a ganarlos y reducirse formando el ion  $\text{S}^{2-}$  con una estructura electrónica de gas noble muy estable,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ , pero esto resulta más fácil en el cloro que solo debe ganar un electrón, por lo tanto, el cloro es más oxidante que el azufre.

La respuesta correcta es la **d**.

3.91. Si un átomo de cierto elemento posee la siguiente configuración electrónica:



se puede decir que:

- a) Es un metal de transición.
- b) Se encuentra en un estado excitado.
- c) Pierde un electrón con facilidad.
- d) Es más electronegativo que el yodo.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico, por lo tanto, se trata del potasio (K).

- a) Falso. Si pertenece al grupo 1 es un metal alcalino. Los elementos de transición envían el electrón diferenciador a un orbital d.
- b) Falso. La configuración electrónica propuesta cumple el principio de mínima de energía por lo que corresponde al estado fundamental.
- c) **Verdadero.** El **potasio**, como el resto de los metales alcalinos, **tiene una elevada tendencia a ceder ese electrón  $s^1$**  y oxidarse formando el ion  $K^+$  con una estructura electrónica de gas noble muy estable,  $[Ne] 3s^2 3p^6$ . En otras palabras, tiene baja energía de ionización.
- d) Falso. Los metales alcalinos tienen las electronegatividades más bajas del Sistema Periódico, mientras que los halógenos, como el bromo, las más altas.

La respuesta correcta es la **c**.

(En La Rioja 2014 se cambia yodo por bromo).

3.92. Señale cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:

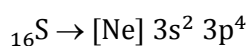
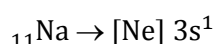
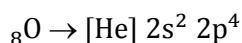
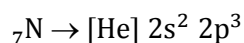
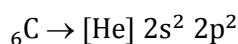
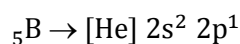
- a)  $Na < Cl < S < O$
- b)  $B < N < C < O$
- c)  $C < N < O < F$
- d)  $N < O < Cl < F$
- e)  $C < B < F < O$

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

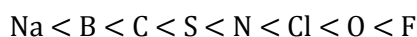
Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	B	C	N	O	F	Na	S	Cl
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	3	4	5	6	7	1	6	7
$n$	2	2	2	2	2	3	3	3

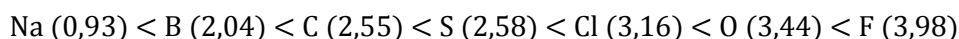
Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



Por lo tanto, de todas las propuestas la correcta es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y Castilla y León 2005).

3.93. Señale la opción correcta para el orden creciente del radio de los iones:

- a)  $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$
- b)  $\text{Be}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{Li}^+ < \text{K}^+$
- c)  $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Be}^{2+}$
- d)  $\text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{Li}^+$

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Galicia 2013)

▪ El elemento cuyo símbolo es Li es el litio que pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3. La configuración electrónica del ion  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$  ya que cede el electrón del subnivel 2s.

▪ El elemento cuyo símbolo es Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4. La configuración electrónica del ion  $\text{Be}^{2+}$  es  $1s^2$  ya que cede los dos electrones del subnivel 2s.

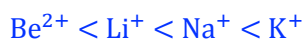
▪ El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

▪ El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 4s.

Las dos primeras especies propuestas,  $\text{Li}^+$  y  $\text{Be}^{2+}$ , son las de menor tamaño ya que tienen  $n = 1$ , y de ellas es menor el  $\text{Be}^{2+}$  ya que tiene mayor carga nuclear efectiva.

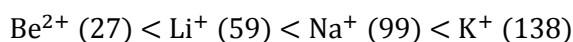
Las dos restantes,  $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$ , tienen la misma carga nuclear efectiva, y de ellas es menor el  $\text{Na}^+$  ya que tiene menor valor de  $n = 2$ .

El orden creciente de radios iónicos (pm) es:





Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.94. A partir de la posición del oxígeno en la tabla periódica y de su configuración electrónica se puede afirmar que:

- Es el elemento más electronegativo de la tabla.
- Sus valencias covalentes son 2, 4 y 6.
- Sus átomos y moléculas son paramagnéticos.
- Forma el mismo tipo de compuestos que el resto de los elementos de su grupo.

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Falso. La electronegatividad crece en un periodo conforme aumentan la carga nuclear  $Z$  y la carga nuclear efectiva. El flúor es un elemento del mismo periodo que el oxígeno pero con mayor valor de  $Z$ , por lo que es más electronegativo.

b) Falso. La estructura atómica abreviada del átomo de oxígeno es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y 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”,

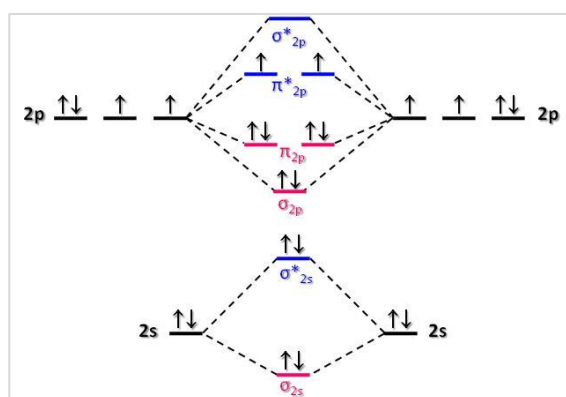
le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

La valencia covalente indica el número de electrones desapareados que puede tener un átomo, que como se observa en el oxígeno es +2.

c) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado b) el **átomo de oxígeno** presenta electrones desapareados, por lo tanto, **es paramagnético**.

La distribución de electrones en los orbitales moleculares en la molécula de  $\text{O}_2$  es:

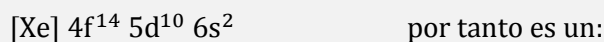


Como se observa en el diagrama, **la molécula de  $\text{O}_2$**  también presenta electrones desapareados, por tanto **es paramagnética**.

d) Falso. Como su única valencia covalente es +2 es incapaz de formar oxoácidos como lo hace, por ejemplo, el azufre.

La respuesta correcta es la **c**.

3.95. Un elemento químico presenta la siguiente configuración electrónica:



- a) Metal del bloque d.
- b) Metal alcalino.
- c) Metal alcalinotérreo.
- d) Gas noble.
- e) Metal de doble transición.

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta,  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ , se trata de un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 6 del sistema periódico. Según el principio de mínima energía el último subnivel que se llena de electrones es el 5d, por lo tanto, se trata del **mercurio un elemento metálico del bloque d**.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se identifican a los elementos Ba, Hg, La, Rn).

3.96. Cuando se ordenan los elementos silicio, fósforo y azufre en orden creciente de energías de ionización, ¿cuál es el orden correcto?

- a) Si, P, S
- b) Si, S, P
- c) S, Si, P,
- d) P, S, Si

(O.Q.L. Madrid 2006)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Si	P	S
$Z$	14	15	16
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	4	5	6
$n$	3	3	3

De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar  $Z$ , sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos fósforo y azufre. La anomalía se debe a 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”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

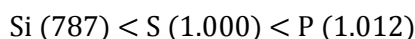
Fósforo			
3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.97. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
- Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
- Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
- Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

*(O.Q.L. Baleares 2006)*

a) **Verdadero**. La escala de electronegatividades más ampliamente utilizada fue elaborada por L. Pauling (1932) a partir de medidas de energías de enlace y relacionando estas con la diferencia de electronegatividad existente entre los dos elementos enlazados. Su escala es relativa al elemento flúor al que asigna un valor máximo de 3,98.

b) Falso. Los radios se pueden calcular a partir de medidas con espectrometría de RX. Una aplicación de la ley de Hess (1840) es el ciclo de Born-Haber con el que se pueden calcular energías reticulares o bien afinidades electrónicas.

c) Falso. El modelo atómico propuesto por N. Bohr (1913) solo es aplicable al hidrógeno y átomos hidrogenoides.

d) Falso. M. Planck (1900) propuso la teoría cuántica que proponía la discontinuidad de la energía radiada por los átomos.

La respuesta correcta es la **a**.

3.98. De las siguientes series de elementos por orden creciente de electronegatividad, ¿cuál es la correcta?

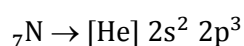
- $\text{Al} < \text{N} < \text{Rb} < \text{F}$
- $\text{Rb} < \text{N} < \text{F} < \text{Al}$
- $\text{Rb} < \text{Al} < \text{N} < \text{F}$
- $\text{F} < \text{Al} < \text{Rb} < \text{N}$

*(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2016)*

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:





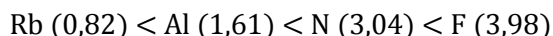
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	N	F	Al	Rb
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	5	7	3	1
$n$	2	2	3	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la **c**.

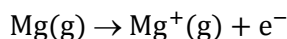
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y Murcia 2006).

3.99. La reacción asociada a la energía de ionización:

- a)  $\text{Mg}(\text{g}) + e^- \rightarrow \text{Mg}^-(\text{g})$
- b)  $\text{Mg}(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + e^-$
- c)  $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + e^-$
- d) Ninguna de las anteriores.
- e)  $\text{Mg}(\text{l}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + e^-$
- f)  $\text{Mg}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{g}) + e^-$

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía de ionización,  $E_i$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 se cambian las opciones a y c por e y f).

3.100. Dados cinco elementos químicos de la tabla periódica cuyos números atómicos son,  $Z$ , 11, 12, 13, 18 y 19. El orden, de mayor a menor, de la primera energía de ionización es:

- a)  $18 > 12 > 13 > 11 > 19$
- b)  $18 > 13 > 12 > 11 > 19$
- c)  $18 > 12 > 13 > 19 > 11$
- d)  $11 > 18 > 12 > 13 > 19$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	11	12	13	18	19
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	1	2	3	8	1
n	3	3	3	3	4

Los elementos 11, 12, 13 y 18 son del mismo periodo ( $n = 3$ ) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es  $Z_{ef}$ . El elemento con mayor  $Z_{ef}$  es el que tiene mayor energía de ionización, en este caso es el 18 y el de menor el 11.

No obstante, existe una anomalía entre los valores correspondientes al 12 y 13. Se tiene que  $Z_{ef}(13) > Z_{ef}(12)$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto,  $E_i(13)$  debería ser mayor que  $E_i(12)$ . Sin embargo, el único electrón  $p^1$  del elemento con  $Z = 13$  se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

El elemento 19 pertenece al cuarto periodo ( $n = 4$ ) y además tiene  $Z_{ef} = 1$ , muy baja, por lo tanto, le corresponde la menor energía de ionización de todos los propuestos.

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de la energía de ionización es:

$$18 > 12 > 13 > 11 > 19.$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$${}_{18}\text{Ar} (1\ 521) > {}_{12}\text{Mg} (738) > {}_{13}\text{Al} (578) > {}_{11}\text{Na} (496) > {}_{19}\text{K} (419)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.101. Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:

- El radio de un ion positivo se llama radio catiónico.
- Si el átomo de un elemento pasa a ser un ion negativo su radio disminuye.
- La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos iónicos.
- La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La afirmación de que si un átomo capta un electrón y se transforma en un ion negativo su radio disminuye es **falsa**, ya que 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, motivo por el cual, el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede.

La respuesta correcta es la **b**.

3.102. Indique en qué apartado se hace una asociación incorrecta entre configuración electrónica de los últimos orbitales y átomo, grupo o periodo:

- Elementos de transición  $ns(n-1)d np$
- Cu metálico  $4s^1 3d^{10}$
- Lantano  $6s^2 4f^1$
- Actinio  $6d^1 7s^2$
- Cr metálico  $4s^1 3d^5$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El **lantano** es un elemento perteneciente al grupo 3 y sexto periodo del sistema periódico. Su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$ .

La respuesta correcta es la **c**.

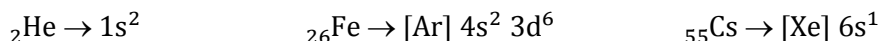
3.103. Si se habla de tamaños atómicos, elija la opción cuyo orden sea incorrecto.

- a) Cs > Fe > He
- b) F<sup>-</sup> > Cr<sup>6+</sup> > Mn<sup>7+</sup>
- c) Ti > Fe > Zn
- d) Be < Ca < Ba
- e) Na<sup>+</sup> < Ne < F<sup>-</sup>

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

El radio de una especie química aumenta con el número de capas electrónicas,  $n$ , y al disminuir la carga nuclear  $Z$ .

a) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

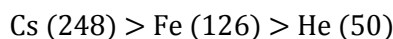


Se trata de un elemento del primer periodo He ( $n = 1$ ) muy pequeño, otro elemento mayor por ser del cuarto periodo, Fe ( $n = 4$ ), y un elemento muy voluminoso que pertenece al sexto periodo, Cs ( $n = 6$ ).

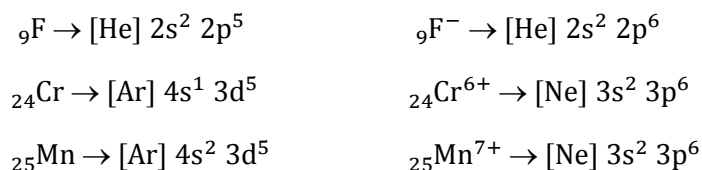
El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

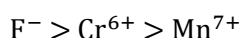


b) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

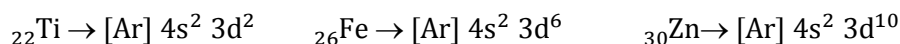


Se trata de un anión (F<sup>-</sup>) que aumenta considerablemente su radio al captar un electrón y dos cationes (Cr<sup>6+</sup> y Mn<sup>7+</sup>) que, por el contrario, disminuyen considerablemente su radio al perder seis y siete electrones respectivamente. De los dos cationes, es el Mn<sup>7+</sup> el que tiene menor radio ya que su núcleo tiene un protón más que el del cromo mientras que ambos tienen igual número de electrones apantallando lo que hace que sea el manganeso el que tenga mayor carga nuclear efectiva.

El orden decreciente de radios es:



c) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

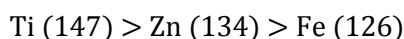


Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva que aumenta al aumentar  $Z$ , y que hace disminuir el radio conforme se avanza por el bloque d, no obstante al ir poblándose el subnivel con más electrones aumentan las repulsiones interelectrónicas que hacen que el radio aumente de forma anómala hasta el final del bloque.

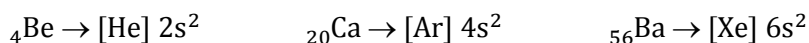
El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



d) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

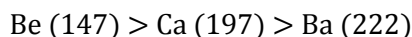


Se trata de elementos del mismo grupo, por lo que el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, Be ( $n = 2$ ), Ca ( $n = 4$ ) y Ba ( $n = 6$ ).

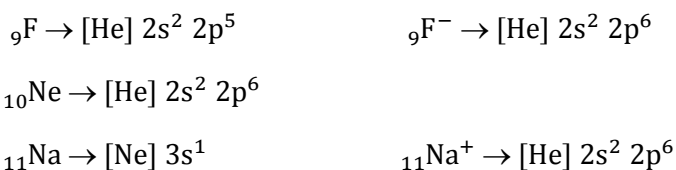
El orden creciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



e) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:



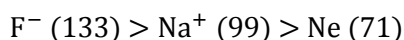
Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el menor radio le corresponde a la especie con mayor  $Z$ , el  $\text{Na}^+$ .

En el caso del Ne, la tendencia no se cumple ya que se están comparando radios iónicos y atómicos.

El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



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

(En la cuestión propuesta en Córdoba no figura en elemento B).

3.104. El orden de las primeras energías de ionización de los elementos B, C, N, O y F es:

- $\text{F} < \text{O} < \text{N} < \text{C} < \text{B}$
- $\text{B} < \text{C} < \text{O} < \text{N} < \text{F}$
- $\text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- $\text{C} < \text{B} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- No varía.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.N. Castellón 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F
$Z$	5	6	7	8	9
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	3	4	5	6	7
$n$	2	2	2	2	2

De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar  $Z$ , sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno. La anomalía se debe a 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”,

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

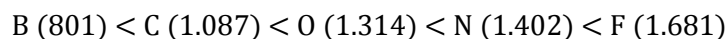
Nitrógeno			
2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.105. Al ir de izquierda a derecha en el tercer periodo de la tabla periódica, los óxidos y los cloruros cambian sus propiedades de iónicas a covalentes. Este cambio se debe a que:

- Aumenta el volumen atómico.
- Desciende la primera energía de ionización.
- Incrementa la electronegatividad.
- Disminuye el número de electrones de valencia.

(O.Q.L. Murcia 2007)

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 menor aumenta el carácter covalente del compuesto.

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento,  $Z$ , es decir, hacia la derecha.

Teniendo en cuenta que cloro y oxígeno están situados prácticamente al final de sus respectivos periodos, los compuestos que forman con los elementos del periodo cada vez tienen menor diferencia de electronegatividad por lo que los compuestos son cada vez más covalentes.

La respuesta correcta es la **c**.



3.106. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de la primera energía de ionización de los elementos químicos Ar, S, Na y Si:

- Ar, Si, S, Na
- Na, S, Ar, Si
- Na, Si, S, Ar
- Si, S, Ar, Na

(O.Q.L. Murcia 2007)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Si	S	Ar
$Z$	11	14	16	18
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	4	6	8
$n$	3	3	3	3

Se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de  $n$ ) por lo que el factor determinante del valor de  $E_i$  es  $Z_{\text{ef}}$ . La energía de ionización aumenta conforme aumenta el valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

El orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



La respuesta correcta es la c.

3.107. Ordene, en orden creciente, los radios de los siguientes iones isoelectrónicos: Na<sup>+</sup>, O<sup>2-</sup>, F<sup>-</sup> y Mg<sup>2+</sup>:

- F<sup>-</sup>, Mg<sup>2+</sup>, O<sup>2-</sup>, Na<sup>+</sup>
- Mg<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>, F<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup>
- O<sup>2-</sup>, F<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>
- Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, F<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup>

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

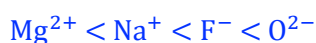
▪ El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion F<sup>-</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.

▪ El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que

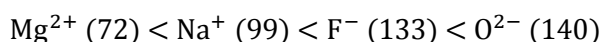
su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion  $O^{2-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 2p.

- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.

Como se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ , todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, la ordenación correcta para las especies iónicas es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.108. ¿Qué proposición es cierta?

- a) En un grupo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.
- b) El radio de la especie  $A^-$  es mayor que el del elemento A.
- c) Un elemento que presente una afinidad electrónica alta, presentará una energía de ionización baja.
- d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Falso. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene prácticamente constante. Por lo tanto, el factor determinante del valor de  $E_i$  dentro de un grupo es  $n$ . Como en un grupo  $n$  aumenta con el número atómico, la energía de ionización disminuye.

- b) **Verdadero**. El ion  $A^-$  tiene un electrón más que el átomo A. 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 lo tanto, el radio del ion  $A^-$  es mayor que el del átomo A.

- c) Falso. La afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Un átomo que capta electrones fácilmente, es decir, tiene una afinidad electrónica elevada, no tiene tendencia a cederlos o lo que es lo mismo, su energía de ionización también es elevada.

- d) Falso. La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento, sea metal o no metal, es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por lo tanto, la electronegatividad de un elemento aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico, es decir, de izquierda a derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

3.109. La electronegatividad de un elemento está relacionada con:

- a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
- b) La tendencia a comportarse como reductor.
- c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
- d) La atracción de electrones de un enlace.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La respuesta correcta es la **d**.

3.110. Si nos desplazamos de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero del sistema periódico, indique cuál de las propuestas siguientes es correcta.

- a) Aumenta el carácter metálico de los elementos.
- b) Disminuye el radio atómico.
- c) Disminuye la energía de ionización.
- d) Disminuye la electronegatividad.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

a) Falso. El carácter metálico de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.

b) **Verdadero**. El radio de los elementos de un periodo **disminuye** conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, **hacia la derecha**.

c) Falso. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.

d) Falso. La electronegatividad de los elementos un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

3.111. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indique la frase correcta:

- a) El K es del menor energía de ionización y el Br el de mayor afinidad electrónica.
- b) El Rb y el K tienen el mismo energía de ionización, y el Br y el F la misma afinidad electrónica.
- c) El K es del menor energía de ionización y el Br el de menor afinidad electrónica.
- d) El Rb es del menor energía de ionización y el F el de mayor afinidad electrónica.

(O.Q.L. Baleares 2007)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

La afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , varía de acuerdo con los mismos parámetros que la energía de ionización. El valor máximo le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ), aunque presenta una anomalía en el caso de la pareja flúor-cloro, en la que el valor máximo le corresponde al cloro ya que debido al pequeño tamaño del átomo de flúor son muy grandes las fuerzas de repulsión entre electrones lo que dificulta la incorporación de un nuevo electrón.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	K	Br	Rb
$Z$	9	19	35	37
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $5s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	7	1	7	1
$n$	2	4	4	5

De acuerdo con los valores de la tabla:

- Entre los no metales, F y Br, la afinidad electrónica más alta le corresponde al F.
- Entre los metales, K y Rb, la energía de ionización más baja le corresponde al Rb.

La respuesta correcta es la **d**.

3.112. Para el proceso  $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$ , ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Es siempre endotérmico.
- b) Puede ser endotérmico o exotérmico.
- c) Es siempre exotérmico.
- d) Pone de manifiesto una reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La formación de cationes es una oxidación y es un proceso que es siempre endotérmico ya que se necesita comunicar energía (energía de ionización) al átomo para poder quitarle un electrón.

La respuesta correcta es la **a**.

3.113. Indique la configuración electrónica que corresponde al elemento con mayor afinidad electrónica:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo cuando capta un electrón.

De todos los átomos propuestos el que libera mayor cantidad de energía al captar un electrón es el que tiene la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5$ , ya que cuando capta un electrón adquiere una estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

3.114. La energía de ionización de los halógenos (F, Cl, Br, I):

- a) Disminuye hacia abajo en el grupo.
- b) Aumenta hacia abajo en el grupo.
- c) Es el mismo para todos por tener la misma distribución electrónica en su última capa.
- d) Aumenta la aumentar el radio atómico.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, mientras que el número de capas,  $n$ , aumenta conforme se desciende en el grupo. Por lo tanto, de acuerdo con esto, **las energías de ionización en un grupo siguen orden decreciente:**



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$F (1.681) > Cl (1.251) > Br (1.140) > I (1.008)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.115. Las especies H,  $\text{He}^+$  y  $\text{Li}^{2+}$  son isoelectrónicas. ¿Cuál posee mayor energía de ionización y cuál mayor radio?

- Mayor energía de ionización el H y mayor radio el  $\text{Li}^{2+}$ .
- Mayor energía de ionización el  $\text{He}^+$  y mayor radio el  $\text{Li}^{2+}$ .
- Mayor energía de ionización el  $\text{Li}^{2+}$  y mayor radio el H.
- Mayor energía de ionización el  $\text{Li}^{2+}$  y mayor radio el  $\text{Li}^{2+}$ .
- Los tres tienen igual energía de ionización e igual radio.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La estructura electrónica de las tres especies H,  $\text{He}^+$  y  $\text{Li}^{2+}$  es  $1s^1$ , y sus números atómicos son respectivamente, 1, 2 y 3.

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El valor de la constante de apantallamiento es 0 para las tres especies ya que al ser su estructura electrónica  $1s^1$  no hay ningún electrón apantallando. Por lo tanto, para dichas especies  $Z = Z_{ef}$ . De acuerdo con lo expuesto:

$$E_i(\text{Li}^{2+}) > E_i(\text{He}^+) > E_i(\text{H})$$

En las especies isoelectrónicas, el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear efectiva, por lo tanto, el orden de los radios es:

$$r(\text{H}) > r(\text{He}^+) > r(\text{Li}^{2+})$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión se ha propuesto con un formato similar en Murcia 2003 y 2004).

3.116. Los números atómicos de cuatro elementos son 9, 17, 35 y 53. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) Los elementos pertenecen al mismo grupo del sistema periódico.
- 2) Los elementos pertenecen a un mismo periodo.
- 3) Sus radios crecen desde el 9 hasta el 53.
- 4) Su carácter oxidante crece desde el 9 hasta el 53.
- 5) Su carácter es eminentemente no metálico.

- a) 1 y 2
- b) 1 y 3
- c) 1, 4 y 5
- d) 1, 3 y 5
- e) 2 y 4

(O.Q.N. Castellón 2008)

▪ Al elemento de número atómico 9 tiene la estructura electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 2$  al segundo periodo del sistema periódico.

▪ Al elemento de número atómico 17 tiene la estructura electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 3$  al tercer periodo del sistema periódico.

▪ Al elemento de número atómico 35 tiene estructura electrónica  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 4$  al cuarto periodo del sistema periódico.

▪ Al elemento de número atómico 53 tiene la estructura electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ . La suma de los superíndices de su estructura electrónica externa indica que pertenece al grupo 17 y el valor de  $n = 5$  al quinto periodo del sistema periódico.

- 1) **Verdadero.** Los cuatro elementos pertenecen al mismo grupo del sistema periódico.
- 2) Falso. Los cuatro elementos pertenecen a diferentes periodos del sistema periódico.
- 3) **Verdadero.** Los radios de los cuatro elementos crecen desde el 9 al 53 ya que cada elemento posee más capas electrónicas que el anterior.
- 4) Falso. El carácter oxidante de los elementos de un mismo grupo decrece al aumentar el número atómico ya que a pesar de tener la misma carga nuclear efectiva la atracción del núcleo para incorporar electrones y reducirse disminuye al aumentar el tamaño de los átomos.
- 5) **Verdadero.** Los cuatro elementos poseen un elevado carácter no metálico ya que al tener siete electrones de valencia tienen una elevada tendencia a captar un electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

3.117. Indique la afirmación que considere correcta:

- a) Electronegatividad es lo mismo que afinidad electrónica.
- b) Los átomos metálicos tienden a captar electrones.
- c) Los halógenos son los elementos de mayor electronegatividad.
- d) La electronegatividad disminuye en un periodo conforme aumenta el número atómico.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. La electronegatividad es la facilidad relativa que tiene un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo, mientras que, la afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

b) Falso. Los metales se caracterizan por la tendencia a ceder electrones y no a captarlos.

c) **Verdadero**. Los halógenos son elementos que se caracterizan por sus elevadas energías de ionización y afinidades electrónicas, lo cual determina que sean elementos que tienden a captar electrones y no a cederlos, por lo tanto, son muy electronegativos y por ello cuando se enlacen con otros elementos atraerán fuertemente hacia los electrones de su enlace con ellos.

d) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la electronegatividad de los elementos.

La respuesta correcta es la **c**.

3.118. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?

- a) Sb
- b) As
- c) N
- d) P
- e) Si

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Murcia 2016)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	P	As	Sb	Si
$Z$	7	15	33	51	14
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	[Ne] $3s^2 3p^2$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	5	5	5	4
$n$	2	3	4	5	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del N](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Si (787)} < \text{Sb (834)} < \text{As (947)} < \text{P (1.012)} < \text{N (1.402)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en la Rioja 2009 y 2012 se cambia el As por Si).

3.119. ¿Cuál de los siguientes elementos K, Cu, Zn, I, tiene mayor número de protones en su núcleo?

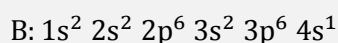
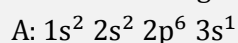
- a) K
- b) Cu
- c) I
- d) Zn

(O.Q.L. Madrid 2008)

- El elemento de símbolo K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 19 electrones y, por lo tanto, 19 protones.
- El elemento de símbolo Cu es el cobre y pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 29 electrones y, por lo tanto, 29 protones.
- El elemento de símbolo Zn es el zinc y pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 30 electrones y, por lo tanto, 30 protones.
- El elemento de símbolo I es el yodo y pertenece al grupo 17 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ . Sumando los superíndices se observa que tiene 53 electrones y, por lo tanto, 53 protones.

La respuesta correcta es la **c**.

3.120. Dadas las configuraciones electrónicas de dos átomos:



Señale la respuesta correcta:

- a) La primera energía de ionización de A es mayor que la de B.
- b) Las primeras energías de ionización de los dos átomos son iguales.
- c) El elemento B es el sodio.
- d) El elemento A es más metálico que B.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ .

Los dos elementos pertenecen al grupo 1 (metales alcalinos) del sistema periódico ya que solo tienen un electrón en su capa más externa por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para todos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de  $n$ . La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de  $n$ .

- a) **Verdadero**. La energía de ionización de A ( $n = 3$ ) es mayor que la de B ( $n = 4$ ).
- b) Falso. Como ya se ha discutido.
- c) Falso. El elemento B es el potasio ya se encuentra en el cuarto periodo ( $n = 4$ ).
- d) Falso. El elemento B es más metálico que el A ya que al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.



3.121. Señale la respuesta correcta, en relación a los elementos alcalinos:

- a) El litio es el más reductor.
- b) El Cs es menos electropositivo que el Li.
- c) La primera energía de ionización aumenta del Li al Cs.
- d) El Cs es el que tiene mayor tendencia a oxidarse.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico,  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los metales alcalinos tienen un único electrón en su capa más externa, por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para todos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de  $n$ . La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de  $n$ .

- a) Falso. De todos los alcalinos, el más reductor es el que se oxide más fácilmente, es decir, el que tenga menor energía de ionización, el cesio ( $n = 6$ ).
- b) Falso. El cesio cede más fácilmente electrones, es el menos electronegativo (más electropositivo).
- c) Falso. La energía de la primera ionización disminuye a medida que aumenta el valor de  $n$ . Máxima para el litio y mínima para el cesio.
- d) **Verdadero**. El cesio al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida con mayor facilidad.

La respuesta correcta es la **d**.

3.122. Diga cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- i) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
- ii) La primera energía de ionización de  $\text{He}^+$  es la misma que la segunda del átomo de helio.
- iii) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.

- a) La primera y la segunda.
- b) La primera y la tercera.
- c) La segunda y la tercera.
- d) Las tres.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

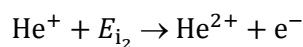
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

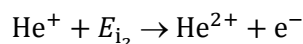
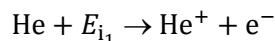
La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ .

i) Falso. Se trata de elementos del sexto periodo, por tanto, para ambos,  $n = 6$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir a qué elemento le corresponde mayor valor de la energía de ionización. El valor de  $Z_{\text{ef}}(\text{Ba}) > Z_{\text{ef}}(\text{Cs})$ , por lo tanto,  $E_i(\text{Ba}) > E_i(\text{Cs})$ .

ii) Verdadero. En el primer caso se trata del proceso:

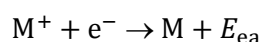


En el segundo caso, el proceso es:



Como se observa, en ambos procesos se obtiene  $\text{He}^{2+}$ , por lo tanto,  $E_{i_1}(\text{He}^+) = E_{i_2}(\text{He})$ .

iii) Verdadero. El proceso de captación de un electrón por parte de un catión:



está favorecido ya que el catión, especie cargada positivamente, tiene afinidad por las cargas negativas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.123. De acuerdo a su configuración electrónica, ¿cuál de las siguientes especies es la más estable?  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^-$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{S}^+$ ,  $\text{S}^{2+}$ . ¿Cuál es el número de oxidación más probable del azufre?

- $\text{S}^{2+}$  y número de oxidación 0.
- $\text{S}^{2-}$  y número de oxidación -1.
- $\text{S}$  y número de oxidación 0.
- $\text{S}^{2-}$  y número de oxidación -2.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ , y si capta dos electrones y completa el subnivel 3p se transforma en el ion  $\text{S}^{2-}$  y adquiere una estructura electrónica muy estable de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . A esta especie le corresponde un **número de oxidación -2**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.124. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- El radio atómico del sodio es mayor que el radio atómico del rubidio.
- El radio atómico del rubidio es menor que el radio atómico del magnesio.
- El radio iónico del litio monovalente positivo es menor que el radio atómico del litio.
- El radio del ion cloruro es menor que el radio atómico del cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ .

▪ El elemento rubidio pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ .

▪ El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .

a) Falso. Los elementos sodio y rubidio pertenecen al mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear efectiva, de modo que el mayor radio le corresponde al rubidio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

b) Falso. Aunque la carga nuclear efectiva del magnesio es algo mayor que la del rubidio, este tiene mayor radio ya que tiene mayor número de capas electrónicas.

c) **Verdadero**. El elemento litio pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He]  $2s^1$  y si pierde el electrón del subnivel  $2s$  se convierte en el ion  $Li^+$  cuya configuración electrónica es  $1s^2$ .

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 lo tanto, **el radio del ion litio es menor que el del átomo de litio**.

d) Falso. El elemento cloro pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^2 3p^5$  y si capata un electrón y completa el subnivel  $3p$  se convierte en el ion  $Cl^-$  cuya configuración electrónica es [Ne]  $3s^2 3p^6$ .

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 lo tanto, el radio del ion cloruro es mayor que el del átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

3.125. En relación con las energías de ionización, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) Las energías de ionización sucesivas disminuyen a medida que lo hace el estado oxidación.
- b) En un grupo, la energía de la primera ionización aumenta con el aumento del número atómico.
- c) Las energías de ionización sucesivas aumentan a medida que lo hace el estado oxidación.
- d) La formación de iones positivos es siempre un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

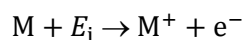
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a-c) **Verdadero**. En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

Las propuestas a y c son la misma.

b) Falso. En un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de  $n$ . Conforme aumenta el valor de  $n$  la energía de ionización disminuye.

d) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$E_i$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

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

3.126. ¿Con qué elemento se necesita menor energía para obtener un ion monovalente positivo?

- a) Sodio
- b) Rubidio
- c) Flúor
- d) Argón

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía necesaria para formar un ion monovalente positivo es la primera energía de ionización,  $E_{i_1}$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Na	Ar	Rb
$Z$	9	11	18	37
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Kr] $5s^1$
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	1	8	1
$n$	2	3	3	5

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Rb](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_{i_1}$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Rb (403)} < \text{Na (496)} < \text{Ar (1.521)} < \text{F (1.681)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.127. En la tabla periódica:

- a) Los elementos se ordenan por orden creciente de número atómico.
- b) Los elementos de un grupo (columna) tienen propiedades diferentes.
- c) Los elementos de un periodo tienen energías de ionización parecidas.
- d) Los elementos se ordenan por orden creciente de sus masas atómicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. En la tabla periódica actual [los elementos se ordenan por números atómicos crecientes](#).

b) Falso. Los elementos de un grupo tienen la misma estructura electrónica externa lo que hace que tengan propiedades químicas similares.

c) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la energía de ionización de los elementos.

d) Falso. En la tabla periódica actual los elementos se encuentran ordenados por masas atómicas crecientes, excepto en las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa, en las que esa tendencia se invierte.

La respuesta correcta es la **a**.

3.128. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de mayor electronegatividad?

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^5$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La electronegatividad de un elemento,  $\chi$ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Dentro de un periodo aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que dentro de un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas,  $n$ .

De acuerdo con lo anterior, el menor valor de electronegatividad le corresponde al elemento cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  ya que, a diferencia de los otros tres, tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

Las configuraciones electrónicas restantes corresponden a elementos del mismo grupo del sistema periódico ya que todos tienen 7 electrones de valencia ( $s^2 p^5$ ), por lo tanto, el elemento con **mayor electronegatividad** es el que tiene menos capas electrónicas, cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^5$ .

La respuesta correcta es la **b**.

3.129. ¿Cuál de los siguientes procesos requiere mayor energía?

- a)  $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^-$
- b)  $\text{Na}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^{2+}(\text{g}) + e^-$
- c)  $\text{Cs(g)} \rightarrow \text{Cs}^+(\text{g}) + e^-$
- d)  $\text{Cs}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Cs}^{2+}(\text{g}) + e^-$
- e)  $\text{K(g)} \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + e^-$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de procesos de ionización de átomos neutros. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

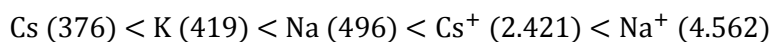
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Na <sup>+</sup>	Cs	Cs <sup>+</sup>	K
$Z$	11	11	55	55	19
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2 2p^6$	[Xe] $6s^1$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^6$	[Ar] $4s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	8	1	8	1
$n$	3	2	6	5	4

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del Na<sup>+</sup>**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.130. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Sodio
- b) Aluminio
- c) Calcio
- d) Fósforo
- e) Magnesio

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

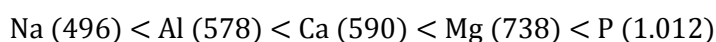
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Sodio	Aluminio	Calcio	Fósforo	Magnesio
$Z$	11	13	20	15	12
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	3	2	5	2
$n$	3	3	4	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del P](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Valencia 2016 se cambia Ca por Mg)

3.131. ¿Para cuál de los siguientes átomos se cumple que el radio de su ion más frecuente es menor que su radio atómico?

- a) Cloro
- b) Nitrógeno
- c) Sodio
- d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2009)

En los no metales, al formar un ion negativo (anión) aumenta el número de electrones y con ello 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 lo tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al contrario, en los metales, al formar un ion positivo (catión) disminuye el número de electrones y con ello 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 lo tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

Los elementos cloro, nitrógeno y azufre son no metales y tienden a formar aniones estables,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{N}^{3-}$  y  $\text{S}^{2-}$ , respectivamente, que tienen mayor tamaño que los átomos neutros.

El elemento sodio es un metal y tiende a formar el catión estable,  $\text{Na}^+$ , que tiene menor tamaño que el átomo neutro.

La respuesta correcta es la c.

3.132. Si escucha esta afirmación: “la energía de ionización del Na es 5,14 eV y la del Mg 7,64 eV” usted cree que:

- Es al revés porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- Es correcta porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- El átomo de Mg es más pequeño que el de Na por lo que tal afirmación es correcta.
- Se puede asegurar que la segunda energía de ionización del Na es menor que la segunda del Mg.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^+$
$Z$	11	12	11	12
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	8	1
$n$	3	3	2	3

Como se trata de elementos del mismo periodo ( $n = 3$ ) el factor que más influye en la mayor energía de ionización es el valor de carga nuclear efectiva. Respecto al tamaño, un periodo decrece al aumentar el valor de  $Z$ .

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, se trata del  $\text{Na}^+$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Na} (496) < \text{Mg} (738) < \text{Mg}^+ (1.450) < \text{Na}^+ (4.562)$$

La respuesta correcta es la c.

3.133. Indique en las siguientes especies el orden en que disminuyen los radios:

- a)  $\text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$
- b)  $\text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
- c)  $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
- d)  $\text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (La Rioja 2012)

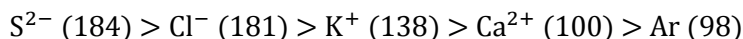
- El elemento cuyo símbolo es Ar es el argón que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 3p.
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 3p.
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 4s.
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 4s.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, [el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico](#).

Esto no es aplicable para el Ar ya que aquí el radio sería atómico y no iónico y su radio es el menor de todas las especies propuestas. Por lo tanto, el orden correcto es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



Atendiendo a los valores de la bibliografía, ninguna de las ordenaciones propuestas es la correcta. Si no se tiene en cuenta al Ar, la respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2005 y en La Rioja 2009 se pide ordenación creciente y en Asturias 2012 no figuran  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{Ca}^{2+}$ ).

3.134. Si un elemento tiene 6 electrones en su capa de valencia, será un elemento del grupo de:

- a) Los gases nobles
- b) Los halógenos
- c) El oxígeno
- d) Los alcalinos

(O.Q.L. Castilla y León 2009)



Si un elemento tiene seis electrones en su capa de valencia es que su configuración electrónica es  $ns^2 (n-1)d^{10} np^4$ , por lo tanto pertenece al grupo 16 del sistema periódico integrado por los elementos oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y tennesso (Ts).

La respuesta correcta es la **c**.

- 3.135. En relación con los valores de la energía de ionización, ¿cuál es la propuesta correcta?
- Las energías de ionización sucesivas, para un mismo elemento, tienen valores absolutos menores.
  - El valor absoluto de la primera energía de ionización en un grupo aumenta con el número atómico.
  - Las energías de ionización corresponden siempre a procesos exotérmicos.
  - Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización menores que los elementos gases nobles.

*(O.Q.L. Castilla y León 2009)*

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

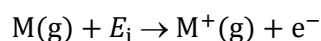
$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

a) Falso. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y con ello el valor de la energía de ionización.

b) Falso. La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

c) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$E_i$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

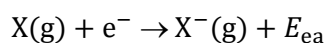
d) **Verdadero**. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de  $n$  se mantiene constante para ambos, por lo tanto, el valor de la energía de ionización es menor para el alcalino que para el gas noble.

La respuesta correcta es la **d**.

- 3.136. Considerando el concepto de afinidad electrónica de un átomo, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
- Los valores máximos corresponden a los gases nobles.
  - Generalmente es una magnitud endotérmica.
  - Es una energía constante para todos los elementos de un grupo.
  - Es una energía constante para todos los elementos de un periodo.

*(O.Q.L. Castilla y León 2009)*

La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso exotérmico:



a) Falso. Los gases nobles por tener su capa de valencia completa no tienen tendencia a captar electrones, por ello, sus valores de la afinidad electrónica son positivos ya que hay que comunicar energía para introducir el electrón es una estructura muy estable.

b) Falso. Los valores de la segunda afinidad electrónica sí son positivos (proceso endotérmico), ya que hay que comunicar energía vencer la repulsión que experimenta el electrón que se quiere introducir en una estructura con carga negativa neta.

c-d) Falso. Los valores de la afinidad electrónica no siguen una tendencia regular ni dentro de un grupo ni de un periodo.

No hay ninguna respuesta correcta.

3.137. En relación con los valores de la energía de ionización de los elementos químicos, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- La energía de ionización disminuye con el aumento del carácter metálico.
- La energía de ionización depende del número de neutrones que existen en el núcleo del elemento.
- La energía de ionización disminuye con el aumento del estado oxidación.
- La energía de ionización es independiente del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

a) **Verdadero.** Conforme aumenta el carácter metálico de un elemento aumenta su capacidad para perder electrones. Esto determina que la energía de ionización del elemento disminuya.

b) Falso. La energía de ionización no tiene ninguna relación con el número de neutrones del núcleo de un átomo.

c) Falso. En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

d) Falso. La energía de ionización depende de la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es decir, del número de protones del núcleo.

La respuesta correcta es la **a**.

3.138. Considerando el tamaño de las especies  $H^+$  (protón),  $H^-$  (ion hidruro) y  $H$  (hidrógeno atómico), ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- El radio del protón es mayor que el del hidrógeno atómico.
- El radio del ion hidruro es menor que el del protón.
- El radio del hidrógeno atómico es menor que el del ion hidruro.
- Todos los tamaños son iguales.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las tres especies de hidrógeno tienen igual número de protones en su núcleo pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el protón y máxima en el ion hidruro, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el protón y mínima en el ion hidruro. Por lo tanto el orden creciente de tamaños es:



La respuesta correcta es la **c**.

3.139. En relación con el volumen atómico de los elementos, deduzca cuál de las siguientes propuestas es verdadera:

- El volumen atómico es constante en un periodo porque el número cuántico principal es constante.
- Cuanto mayor es el número atómico en un grupo menor es el volumen atómico.
- Aumenta en un grupo al aumentar el número atómico.
- Disminuye con el aumento de la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El volumen de elemento aumenta en un:

- grupo con el número de capas electrónicas,  $n$ , y el número atómico,  $Z$ .
- periodo al disminuir la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **c**.

3.140. Cuando se dice que un elemento A es más electronegativo que otro elemento B, nos estamos refiriendo a que el elemento A:

- Tiene mayor volumen que el elemento B.
- Es un elemento metálico.
- Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter positivo.
- Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Si  $\chi(A) > \chi(B)$  quiere decir que A atrae los electrones de su enlace con B, por lo que el elemento A tiene carácter negativo y el elemento B carácter positivo.

La respuesta correcta es la **d**.

3.141. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos exhibirán mayor semejanza en sus propiedades físicas y químicas?

- Al y P
- Be y S
- O y N
- F y Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los elementos F y Cl tienen la misma configuración electrónica externa  $ns^2np^5$  y pertenecen al mismo grupo del sistema periódico, por lo que sus propiedades físicas y sobre todo químicas son similares.

La respuesta correcta es la **d**.

3.142. De las afirmaciones relacionadas con la Tabla Periódica que se encuentran a continuación hay una incorrecta, ¿cuál es?

- Los elementos se disponen en orden creciente de masas atómicas.
- Los elementos de un grupo tienen propiedades semejantes.
- Los elementos se disponen en orden creciente de número atómico.
- El tamaño de los átomos no crece de forma uniforme al crecer el número atómico.
- De los elementos pertenecientes a un mismo grupo, el que posee más capas electrónicas está situado más abajo en el grupo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) **Falso**. El orden creciente de masas atómicas se rompe en cuatro puntos en la Tabla Periódica, con las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa.

- b) Verdadero. Los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia lo que les confiere similares propiedades químicas.
- c) Verdadero. Los elementos en la Tabla Periódica se encuentran ordenados por orden creciente de número atómico.
- d) Verdadero. El tamaño de los átomos solo experimenta una variación uniforme dentro de los tres primeros periodos de la Tabla Periódica.
- e) Verdadero. Dentro de un grupo, los elementos se disponen en el sistema periódico de menos a más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **a**.

3.143. Las tres primeras energías de ionización del elemento X son 735, 1.445 y 7.730 kJ mol<sup>-1</sup>, por los que la forma del ion más estable de X es:

- a) X<sup>+</sup>  
 b) X<sup>2+</sup>  
 c) X<sup>3+</sup>  
 d) X<sup>-</sup>

(O.Q.L. Valencia 2009)

Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$ .

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{735}{1} = 735 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{1.445}{2} = 722,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los dos primeros valores,  $E_{i_1} \approx E_{i_2}$ , indican que los dos primeros electrones están situados en un orbital  $ns$ .

$$E_{i_3} = \frac{7.730}{3} = 2.577 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El siguiente valor,  $E_{i_3}$  mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital  $(n - 1)p$ .

Por lo tanto, si el elemento X pierde los dos electrones más externos queda con la capa anterior completa y forma el ion X<sup>2+</sup>.

La respuesta correcta es la **b**.

3.144. ¿Cuál de las siguientes características no es típica para el elemento cuya configuración electrónica es [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>1</sup>?

- a) Es un metal del bloque s.  
 b) Es un buen conductor de la electricidad.  
 c) Forma compuestos iónicos.  
 d) Sus estados de oxidación más comunes son 0, 1 y 2.  
 e) Con el zinc forma latón.

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2012)

De acuerdo con la configuración electrónica propuesta, [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>1</sup>, se trata de un elemento del grupo y periodo 4 del del sistema periódico, integrado por elementos: **cobre** ( $n = 4$ ), plata ( $n = 5$ ), oro ( $n = 6$ ) y roentgenio ( $n = 7$ ).

- a) **Falso**. Se trata de **un elemento metálico del bloque d**.

- b) Verdadero. Los metales son excelentes conductores de la corriente eléctrica.
- c) Verdadero. Los metales tienden a ceder electrones y formar compuestos iónicos con los no metales.
- d) Verdadero. El cobre puede ceder uno o dos electrones dando lugar a dos iones con estados de oxidación +1 y +2.
- e) Verdadero. El latón es una aleación formada por cobre y zinc.

La respuesta correcta es la **a**.

(En País Vasco 2012 se omite la opción e).

3.145. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) La primera energía de ionización del boro es menor que la del berilio.
- b) Existe un gran salto para la segunda y tercera energía de ionización del magnesio si se compara con la variación que experimenta en aluminio.
- c) La tercera energía de ionización del nitrógeno es menor que la tercera del carbono mientras que las demás son mayores.
- d) La energía de ionización de los halógenos sigue el orden  $F > Cl > Br > I$ .
- e) La afinidad electrónica de los halógenos sigue el orden  $F > Cl > Br > I$ .

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

- a) Verdadero. El berilio y el boro pertenecen al periodo 2 del sistema periódico y a los grupos 2 y 13, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean,  $[\text{He}] 2s^2$  y  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ .

Ambos elementos pertenecen tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{ef}(\text{B}) > Z_{ef}(\text{Be})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, ocurre lo contrario ya que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  del boro que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía del berilio.

- b) Verdadero. El magnesio y el aluminio pertenecen al periodo 3 del sistema periódico y a los grupos 2 y 13, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean,  $[\text{Ne}] 3s^2$  y  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ .

Cuando el magnesio pierde los dos electrones más externos se convierte en el ion  $\text{Mg}^{2+}$  y adquiere la configuración electrónica  $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ , la misma que la del neón. Esto no ocurre con el aluminio, que queda como  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Por este motivo, los valores de  $Z_{ef}$  y  $n$  para el magnesio hacen que su tercera energía de ionización sea mucho más elevada que la que le corresponde al aluminio.

c) Verdadero. El carbono y el nitrógeno pertenecen al periodo 2 del sistema periódico y a los grupos 14 y 15, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean,  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$  y  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ .

Cuando carbono y nitrógeno pierden los tres electrones más externos se convierte en los iones  $\text{C}^{3+}$  y  $\text{N}^{3+}$  y adquieren las configuraciones electrónicas  $[\text{He}] 2s^1$  y  $[\text{He}] 2s^2$ , respectivamente. Cuando el carbono pierde el cuarto electrón su configuración electrónica pasa a ser  $1s^2$ , la misma que la del helio. Por este motivo sus siguientes energías de ionización van a ser superiores a las que le corresponden al nitrógeno.

d) Verdadero. Todos los halógenos por pertenecer al mismo grupo, tienen la misma configuración electrónica externa,  $ns^2 np^5$ , esto motiva que tengan el mismo valor de  $Z_{\text{ef}}$ , por lo que la variación de la energía de ionización depende del valor de  $n$ . Por tanto, a menor valor de  $n$  se tiene mayor valor de la energía de ionización.

e) **Falso**. La afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón. Esta propiedad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	7	7	7	7
$n$	2	3	4	5

Se registra una anomalía, ya que es el cloro, y no el flúor, el elemento con mayor afinidad electrónica del sistema periódico, al combinar una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

El orden decreciente de la afinidad electrónica para estos elementos es:



La respuesta correcta es la e.

3.146. La electronegatividad atómica cambia a lo largo de un periodo y a través de un grupo. En general, bajando en un grupo, y recorriendo un periodo de izquierda a derecha, estos cambios son:

- Aumenta, aumenta
- Aumenta, disminuye
- Disminuye, aumenta
- Disminuye, disminuye

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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 en un:**

- **grupo disminuye al aumentar** el valor del número de capas electrónicas,  $n$

- periodo aumenta al aumentar el valor del número atómico,  $Z$ .

La respuesta correcta es la **c**.

3.147. Cuando los átomos Ba, Cs, Mg y Na se ordenan según tamaño, en orden creciente, ¿cuál es la serie correcta?

- a) Cs < Na < Mg < Ba
- b) Mg < Na < Ba < Cs
- c) Mg < Ba < Na < Cs
- d) Ba < Mg < Na < Cs

(O.Q.L. La Rioja 2010)

- El elemento de símbolo Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe]  $6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.
- El elemento de símbolo Cs es el cesio que pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe]  $6s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.
- El elemento de símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento de símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 12 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne]  $3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

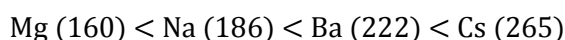
Siendo elementos de diferentes periodos, Ba y Cs ( $n = 6$ ) y Mg y Na ( $n = 3$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo tanto, Ba y Cs tienen mayor tamaño que Mg y Na.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por lo tanto, Ba tiene menor tamaño que Cs.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de tamaños atómicos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.148. ¿Qué ecuación representa la primera energía de ionización del calcio?

- a)  $\text{Ca}(s) \rightarrow \text{Ca}^+(g) + e^-$
- b)  $\text{Ca}(g) \rightarrow \text{Ca}^+(g) + e^-$
- c)  $\text{Ca}^+(g) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(g) + e^-$
- d)  $\text{Ca}^{2+}(g) + e^- \rightarrow \text{Ca}^+(g)$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía de ionización,  $E_i$ , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.149. ¿Qué proceso requiere mayor cantidad de energía?

- a)  $O(g) \rightarrow O^+(g) + e^-$
- b)  $O^+(g) \rightarrow O^{2+}(g) + e^-$
- c)  $O^{2-}(g) \rightarrow O^-(g) + e^-$
- d)  $O(g) + e^- \rightarrow O^-(g)$

(O.Q.L. Valencia 2010)

▪ Los procesos propuestos en a) y b) se corresponden la energía de la primera y segunda ionización, respectivamente. Se trata de procesos endotérmicos en los que se requiere energía.

Como la carga nuclear efectiva del  $O^+$  es mayor que la del O el electrón del primero está más fuertemente atraído por el núcleo, por lo tanto, **la energía asociada a la segunda ionización:**



**es mayor que la correspondiente a la primera.**

▪ El proceso propuesto en c) es el opuesto al correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. La energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, la energía del proceso c) tendrá signo contrario, es decir, se libera energía en el proceso.

▪ El proceso propuesto en d) es el correspondiente a la primera afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un proceso exotérmico en el que se libera energía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.150. De los siguientes átomos el de mayor afinidad electrónica es:

- a) Cl
- b) Br
- c) F
- d) I

(O.Q.L. Valencia 2010)

La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$  (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	7	7	7
$n$	2	3	4	5

El **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica del sistema periódico** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_{ea}$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



$$\text{Cl} (-349) > \text{F} (-328) > \text{Br} (-325) > \text{I} (-270)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.151. El orden de energía de ionización de los siguientes elementos es:

- a) Cl > S > Fe > Na
- b) S > Cl > Na > Fe
- c) Na > Fe > S > Cl
- d) Fe > Na > S > Cl

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	S	Cl	Fe
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	6	7	2
$n$	3	3	3	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, salvo el caso del Fe, se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de  $n$ ) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es  $Z_{\text{ef}}$ , por lo tanto, el valor máximo le corresponde al Cl, seguido del S que tiene menos carga efectiva. Por otra parte, los valores menores corresponden a Fe y Na, pero Na tiene menor energía de ionización debido a que su carga efectiva es más pequeña.

El orden decreciente de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) para estos elementos es:

$$\text{Cl} > \text{S} > \text{Fe} > \text{Na}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{Cl} (1.251) > \text{S} (1.000) > \text{Fe} (763) > \text{Na} (496)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.152. De los siguientes elementos indica el que posee mayor afinidad electrónica:

- a) Cl
- b) N
- c) O
- d) S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón y la mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	S	Cl
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	6	6	7
$n$	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica del sistema periódico** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la afinidad electrónica ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Cl} (-349) > \text{S} (-200) > \text{O} (-181) > \text{N} (-7)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.153. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

- B tiene que ser calcio.
- A y B pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.
- El radio atómico de A es menor que el de B.
- La energía de ionización de B es mayor que la de A.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a-b) Falso. De acuerdo con las configuraciones electrónicas de ambos elementos se ve que se trata de elementos del mismo periodo ( $n = 3$ ). El elemento A tiene un electrón de valencia ( $s^1$ ) por lo que pertenece al grupo 1 del sistema periódico y se trata del sodio; mientras que elemento B tiene dos electrones de valencia ( $s^2$ ) por lo que pertenece al grupo 2 del sistema periódico y se trata del magnesio.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A (Na)	B (Mg)
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2
$n$	3	3

c) Falso. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear  $Z$  del elemento, por lo tanto el radio del elemento A (Na) es mayor que el del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son, Na (186) y Mg (160).

d) **Verdadero**. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  ( $Z$ ). De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, Na (496) y Mg (738).

La respuesta correcta es la d.

3.154. ¿Cuál de las siguientes propuestas corresponde al orden creciente correcto de radio atómico y energía de ionización, respectivamente?

- a) S, O, F, y F, O, S
- b) F, S, O, y O, S, F
- c) S, F, O, y S, F, O
- d) F, O, S, y S, O, F
- e) O, F, S y O, F, S

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

- El elemento de símbolo S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento de símbolo O es el oxígeno pertenece que al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento de símbolo F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	S
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	7	6
$n$	2	2	3

Siendo elementos de diferentes periodos, O y F ( $n = 2$ ) y S ( $n = 3$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por lo tanto, O y F tienen menor tamaño que S.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor. Por lo tanto, el tamaño del F es menor que el del O.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de radios atómicos es:

$$F < O < S$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$F (72) < O (73) < S (104)$$

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de  $n$  y menor valor de  $Z_{ef}$  ( $Z$ ), se trata del S. Los otros dos elementos son del segundo periodo ( $n = 2$ ), por lo que para ellos la energía de ionización únicamente depende del valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde al F.

El orden creciente de energías de ionización es:

$$S < O < F$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$S (1.000) < O (1.314) < F (1.681)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.155. Señale cuál de las propuestas es correcta:

- a) La energía de ionización es siempre exotérmica.
- b) Las energías de ionización sucesiva de un átomo son cada vez mayores.
- c) Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización mayores que los gases nobles del mismo periodo.
- d) La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental para que gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

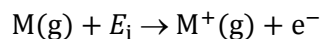
La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



$E_i$  tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

b) **Verdadero**. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , y disminuye su tamaño con lo que va aumentando el valor de la energía de ionización.

c) Falso. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de  $n$  se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor que el alcalino que para el gas noble.

d) Falso. La energía de ionización corresponde al proceso en el que un átomo cede un electrón.

La respuesta correcta es la **b**.

3.156. El nitrógeno tiene número atómico igual a 7, luego se puede afirmar que el ion nitruro,  $N^{3-}$ , tiene:

- Un número atómico igual a 10.
- Tres electrones desapareados.
- El número atómico igual a 7.
- Un radio menor que el átomo de nitrógeno neutro.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

a-b) Falso. La configuración electrónica del nitrógeno ( $Z = 7$ ) es  $1s^2 2s^2 2p^3$  y si capta tres electrones y completa el subnivel 2p se convierte en  $N^{3-}$  y adquiere configuración electrónica muy estable de gas noble  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado.

c) **Verdadero.** El número atómico coincide con el número de protones, que es el mismo que el de electrones. Este último cambia cuando se forma el ion.

d) Falso. Al formarse el anión disminuye la carga nuclear efectiva, lo que provoca una disminución en la atracción nuclear sobre los electrones y con ello un aumento del tamaño de la especie formada.

La respuesta correcta es la c.

3.157. Definiendo la electronegatividad como la tendencia que tiene un elemento para atraer electrones hacia sí mismo, el elemento más electronegativo será:

- Un gas noble.
- Un alcalino.
- El flúor.
- El oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

El flúor es el elemento con mayor electronegatividad ya que combina una máxima carga nuclear efectiva con un menor radio atómico.

La respuesta correcta es la c.

3.158. Ordene los átomos Li, Be, B y Na de menor a mayor radio atómico:

- Li, Be, B, Na
- Li, Na, B, Be
- Na, Li, Be, B
- B, Be, Li, Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).
- El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas,  $n$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

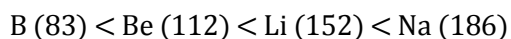
Elemento	Li	Be	B	Na
$Z$	3	4	5	11
$n$	2	2	2	3

Separando al Na que se encuentra en el periodo  $n = 3$ , por lo que le corresponde el mayor radio, de los tres elementos restantes, el más grande será el Li que tiene menor carga nuclear ( $Z = 3$ ) y el más pequeño será el B con mayor carga nuclear ( $Z = 5$ ).

El orden creciente de radios atómicos es (pm):



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.159. Las siguientes series de átomos están ordenadas según su primera energía de ionización. ¿Cuál de ellas es correcta?

- Sn < As < Sr < Br
- Br < Sr < Sn < As
- Sr < Sn < As < Br
- Sr < As < Br < Sn

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	As	Br	Sr	Sn
Estr. Elect.	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Kr] 5s <sup>2</sup>	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	7	2	4
$n$	4	4	5	5

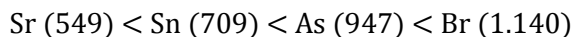
La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . Los elementos con menor valor de  $n$ , As y Br, tienen mayor energía que ionización que los otros dos, Sr y Sn, que tienen un valor de  $n$  superior.

Entre los elementos As y Br, este último es el que posee el valor de  $Z_{ef}$  más elevado, por lo tanto, le corresponde una energía de ionización más alta. Se puede aplicar el mismo razonamiento a los dos elementos con valor de  $n = 5$ , lo que indica que la energía de ionización del Sn es mayor que la del Sr.

El orden creciente de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.160. En base a la configuración electrónica, analice si las afirmaciones dadas a continuación son falsas (F) o verdaderas (V).

I. El elemento  $Z = 30$  tiene llenos sus orbitales 3d.

II. El elemento ubicado en el grupo 14, tercer periodo, es diamagnético.

III. Si los números cuánticos del electrón diferenciador del catión  $M^{2+}$  son:  $n = 3$ ,  $l = 2$ ,  $m_l = -2$ ,  $m_s = -\frac{1}{2}$ ; se puede asegurar que el número atómico del elemento es 25.

La opción correcta es:

- a) VFF      b) FVF      c) VVF      d) FFV      e) VVV

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Verdadero. El elemento de número atómico  $Z = 30$  tiene la siguiente configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ .

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”,

la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, tiene los cinco orbitales 3d del subnivel llenos.

II. Falso. Los elementos del grupo 14 del sistema periódico tienen la siguiente configuración electrónica externa  $ns^2 (n-1)d^{10} np^2$ . De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales  $ns$  y  $np$ :

$ns$	$np$		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presentan electrones desapareados, por lo tanto, no son especies diamagnéticas.

III. Falso. Si el electrón diferenciador del catión  $M^{2+}$  tiene la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3 \rightarrow$  tercer nivel de energía o periodo
- $l = 2 \rightarrow$  subnivel de energía d
- $m_l = -2 \rightarrow$  se han ocupado todos los orbitales 3d con valores 2, 1, 0, -1, -2
- $m_s = -\frac{1}{2} \rightarrow$  de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli todos los electrones de los orbitales 3d tienen espines opuestos

Por lo tanto, el catión  $M^{2+}$  debe tener la siguiente configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ . Esto quiere decir que ha perdido los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital 4s y sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es,  $Z = 30$ .

La respuesta correcta es la **a**.

3.161. Conociendo que:

- I. El átomo a continuación del elemento X tiene una configuración de valencia  $ns^2 np^5$ .
- II. El átomo ubicado encima del elemento X, al ganar dos electrones, adquiere la configuración electrónica del gas noble argón ( $Z = 18$ ).

Se puede asegurar que  $Z$  para el elemento X es:

- a) 33
- b) 34
- c) 35
- d) 36
- e) 32

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

I. Si el átomo que se encuentra a continuación del elemento X tiene una configuración de valencia  $ns^2 np^5$  quiere decir que la que le corresponde al elemento X es  $ns^2 np^4$ . Por lo tanto, **el elemento X pertenece al grupo 16** del sistema periódico.

II. Si átomo ubicado encima del elemento X después de ganar dos electrones adquiere la configuración electrónica del argón ( $Z = 18$ ), quiere decir que ese elemento pertenece al periodo 3, por lo tanto, **el elemento X pertenece al periodo 4**.

Al **elemento X** le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ , por lo sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es,  $Z = 34$ .

La respuesta correcta es la **a**.

3.162. La siguiente información sirve para responder esta pregunta y las tres que le siguen:

- I. El elemento Aa tiene configuración  $ns^2$  en su capa de valencia.
- II. El elemento Bb, que está en el mismo grupo de Aa, tiene mayor radio atómico que Aa y se encuentra en el cuarto periodo.
- III. El elemento Vv está en el mismo periodo que Aa y los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador son:  $n = 3$ ,  $l = 1$ ,  $m_l = +1$  y  $m_s = +\frac{1}{2}$ .
- IV. El elemento Xx tiene configuración en su capa de valencia  $ns^2 np^3$  y tiene mayor energía de ionización que Vv.
- V. Si al elemento Xx se le añaden dos electrones en su capa de valencia adquiere la configuración electrónica del elemento Zz.

El elemento que tiene mayor afinidad electrónica es:

- a) Aa
- b) Zz
- c) Vv
- d) Xx
- e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Si el **elemento Aa** tiene configuración  $ns^2$  en su capa de valencia es que **pertenece al grupo 2** del sistema periódico.

II. Si el elemento Bb está en el mismo grupo de Aa y se encuentra en el cuarto periodo, **el elemento Bb es el calcio (Ca)**.

III. Si **el elemento Vv** está en el mismo periodo que el Aa y sus cuatro números cuánticos son:

- $n = 3 \rightarrow$  tercer nivel de energía o periodo
- $l = 1 \rightarrow$  subnivel de energía p



- $m_l = +1 \rightarrow$  es de suponer que se ha ocupado el primer orbital 3p
- $m_s = +\frac{1}{2} \rightarrow$  no se ha completado el orbital 3p

su configuración electrónica es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ , por lo tanto, se trata del **aluminio (Al)**.

Comose sabe que **el elemento Aa** pertenece al tercer periodo y al grupo 2, este elemento **es el magnesio (Mg)**.

IV. Si **el elemento Xx** tiene configuración electrónica en su capa de valencia  $ns^2 np^3$  quiere decir que **pertenece al grupo 15** del sistema periódico; y si tiene mayor energía de ionización que el elemento Vv (que pertenece al periodo 3), debe estar situado en el segundo periodo, ya que la energía de ionización disminuye en un periodo al aumentar el valor de  $n$ . Por lo tanto, se trata del **nitrógeno (N)**.

V. La configuración electrónica del **elemento Zz** es la que resulta de añadir dos electrones a la configuración electrónica del elemento Xx, por lo tanto, este **pertenece al grupo 17 y periodo 2** del sistema periódico. Se trata del **flúor (F)**.

La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Aa (Mg)	Bb (Ca)	Vv (Al)	Xx (N)	Zz (F)
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	2	3	5	7
$n$	3	4	3	2	2

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, **el elemento Zz (flúor) es el que posee mayor afinidad electrónica**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.163. El elemento que tiene mayor carácter metálico es:

- a) Aa
- b) Zz
- c) Vv
- d) Xx
- e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un grupo al aumentar  $Z_{ef}$
- un periodo al aumentar  $n$

El **elemento Bb (calcio) es el elemento con mayor carácter metálico** ya que combina una baja carga efectiva y un valor de  $n$  elevado.

La respuesta correcta es la **e**.

3.164. La energía de ionización del elemento Bb con respecto a los demás elementos:

- Es la mayor.
- Es la menor.
- Es mayor que la de Aa.
- No cambia.
- Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla que aparece anteriormente, el **elemento Bb (calcio) debería ser el que tiene menor energía de ionización**, sin embargo, existe una anomalía que se debe a que el único electrón  $p^1$  del **aluminio** se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por lo tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Al (578)} < \text{Ca (590)} < \text{Mg (738)} < \text{N (1.402)} < \text{F (1.681)}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.165. Entre los elementos Aa, Xx y Zz, tiene mayor radio:

- Xx
- Aa
- Zz
- Son iguales
- No puede saberse.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ . Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

- El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas ( $n$ ).

De acuerdo con la tabla que aparece anteriormente, de los tres elementos propuestos Aa (magnesio), Xx (N) y Zz (F), es el **elemento Aa (magnesio) el que tiene mayor radio**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.166. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: aluminio, magnesio, nitrógeno, potasio y silicio, quedarán así:

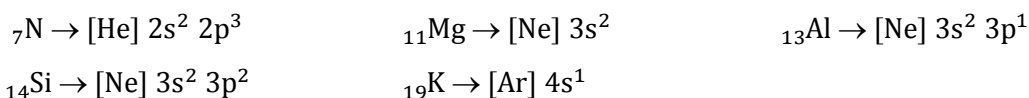
- $K < Mg < Al < Si < N$
- $Mg < K < Al < Si < N$
- $K < Al < Mg < Si < N$
- $K < Mg < Al < N < Si$

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

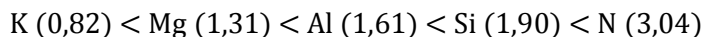
Elemento	N	Mg	Al	Si	K
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	2	3	4	1
$n$	2	3	3	3	4

De acuerdo con los valores de la tabla, el mayor valor de electronegatividad le corresponde al N, y el menor al K. Los tres restantes elementos, del mismo periodo, se ordenan de menor a mayor de acuerdo con sus cargas efectivas, Mg, Al y Si.

El orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauli son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.167. Indique la respuesta correcta. Los números atómicos de tres elementos consecutivos de una misma familia de transición son:

- a) 28, 47, 76
- b) 38, 56, 88
- c) 39, 57, 89
- d) 31, 49, 81
- e) 19, 37, 55

(O.Q.L. Valencia 2011)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel de energía d.

a) Falso. Son tres metales de transición pero de distinta familia.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 28$  es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 10 indica que pertenece al grupo 10. Es el níquel (Ni), un metal de transición.
- La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 47$  es  $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ . El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del quinto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 11 indica que pertenece al grupo 11. Es la plata (Ag), un metal de transición.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 76$  es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^6$ . El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices (excepto subnivel f) igual a 8 indica que pertenece al grupo 8. Es el osmio (Os), un metal de transición.

b) Falso. Son tres metales alcalinotérreos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 38$  es  $[\text{Kr}] 5s^2$ . El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el estroncio (Sr), un metal alcalinotérreo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 56$  es  $[\text{Xe}] 6s^2$ . El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el bario (Ba), un metal alcalinotérreo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 88$  es  $[\text{Rn}] 7s^2$ . El valor máximo de  $n = 7$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el radio (Ra), un metal alcalinotérreo.

c) **Verdadero**. Son tres metales de transición del grupo 3.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 39$  es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$ . El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del quinto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3**. Es el **itrio (Y)**, un metal de transición.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 57$  es  $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$ . El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3**. Es el **lantano (La)**, un metal de transición.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 89$  es  $[\text{Rn}] 7s^2 6d^1$ . El valor máximo de  $n = 7$  indica que se trata de un elemento del séptimo periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3**. Es el **actinio (Ac)**, un metal de transición.

d) Falso. Son tres metales del grupo 13.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 31$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el galio (Ga), un metal.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 49$  es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1$ . El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del quinto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el indio (In), un metal.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 81$  es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ . El valor máximo de  $n = 6$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el talio (Tl), un metal.

e) Falso. Son tres metales alcalinos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 19$  es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el potasio (K), un metal alcalino.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z = 37$  es  $[\text{Kr}] 5s^1$ . El valor máximo de  $n = 5$  indica que se trata de un elemento del quinto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el rubidio (Rb), un metal alcalino.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con  $Z=55$  es  $[\text{Xe}] 6s^1$ . El valor máximo de  $n=6$  indica que se trata de un elemento del sexto periodo del sistema periódico, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el cesio (Cs), un metal alcalino.

La respuesta correcta es la c.

3.168. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- La adición de un electrón al  $\text{O}^-$  es un proceso endotérmico.
- La pérdida de un electrón del  $\text{Li}(\text{g})$  es un proceso exotérmico.
- La adición de un electrón al  $\text{F}(\text{g})$  es un proceso endotérmico.
- La pérdida de un electrón del  $\text{H}(\text{g})$  es un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

a) **Verdadero.** El proceso propuesto es el correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un **proceso endotérmico** ya que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa.

b-d) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un catión y la energía asociada al mismo es la energía de ionización. Esta se define como la energía necesaria para extraer el electrón más alejado del núcleo de un átomo en estado gaseoso, por tanto se trata de un proceso endotérmico.

c) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un anión y la energía asociada al mismo es la afinidad electrónica. Esta se define como la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, por tanto se trata de un proceso exotérmico.

La respuesta correcta es la a.

3.169. ¿Cuál es el orden correcto para los valores de la primera energía de ionización de los elementos siguientes?

- $\text{He} < \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$
- $\text{He} > \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$
- $\text{He} > \text{Li} > \text{F} > \text{Ne}$
- $\text{He} > \text{Li} > \text{F} < \text{Ne}$

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor de  $Z_{\text{ef}}(Z)$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	F	Ne
$Z$	2	3	9	10
Estr. Elect.	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	2	1	7	8
$n$	1	2	2	2

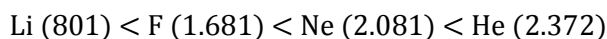
El helio es elemento del sistema periódico que posee la primera energía de ionización más elevada. Esto se debe a que la carga nuclear efectiva es muy grande para un elemento tan pequeño.

De los elementos del segundo periodo la menor energía de ionización le corresponde a litio, mínima  $Z_{ef}$ , y la mayor al neón, máxima  $Z_{ef}$ .

El orden creciente de la primera energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.170. De los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33, el más electronegativo es:

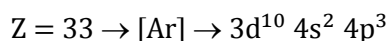
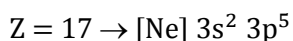
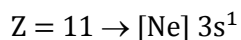
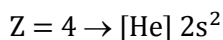
- a) 4
- b) 11
- c) 17
- d) 33

(O.Q.L. Murcia 2012)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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 número de capas electrónicas,  $n$ .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico,  $Z$ .

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	4	11	17	33
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	1	7	5
$n$	2	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el elemento con **mayor electronegatividad** es el que tiene mayor valor de  $Z_{ef}$  y menor valor de  $n$ , se trata del elemento con número atómico  $Z = 17$ .

La respuesta correcta es la **c**.

3.171. En los siguientes iones, ¿cuál es la clasificación correcta según el orden decreciente de tamaño?

- a)  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$
- b)  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$
- c)  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$
- d)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones y completa el subnivel 3p.
- El elemento cuyo símbolo es Br es el bromo y pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 35. La configuración electrónica del ion  $\text{Br}^-$  es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 4p.
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion  $\text{Ca}^{2+}$  es  $[\text{Ar}] 3d^0 4s^0$  ya que cede los dos electrones del subnivel 4s.
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion  $\text{K}^+$  es  $[\text{Ar}] 3d^0 4s^0$  ya que cede el electrón del subnivel 4s.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**.

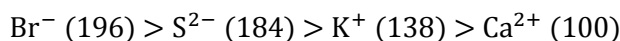
El ion  $\text{Br}^-$  es el de mayor tamaño de todos los propuestos ya que que el bromo es un elemento del cuarto periodo, mientras que el resto son iones de elementos del tercer periodo y el tamaño de una especie crece conforme aumenta el número de capas electrónicas.

El resto, son especies que tienen la misma configuración electrónica,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El orden correcto de radios iónicos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2009 y La Rioja 2009, aquí se reemplazan Ar y  $\text{Cl}^-$  por  $\text{Br}^-$ ).

3.172. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento de  $Z = 80$ ?

- Es un metal.
- Es un elemento del grupo 12.
- Es un elemento del sexto periodo.
- Es un sólido a temperatura ambiente y a la presión atmosférica.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El elemento de  $Z = 80$  tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 12** y el valor máximo de  $n = 6$  indica que pertenece al **sexto periodo**. Se trata del **mercurio (Hg)**, un **metal** de transición que es **líquido a 25 °C y 1 atm**.



La respuesta correcta es la **d**.

(Similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004, 2008, 2009, 2010 y 2011).

3.173. ¿Qué grupos de la tabla periódica tienen elementos en estado sólido, líquido y gas a 25 °C y 1 atm?

- a) Grupo 1 (Li-Cs) (Metales alcalinos)
- b) Grupo 15 (N-Bi) (Nitrogenoideos)
- c) Grupo 16 (O-Te) (Anfígenos)
- d) Grupo 17 (F-I) (Halógenos)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

a) Falso. El grupo 1 no tiene elementos gaseosos, ya que el hidrógeno no puede considerarse un elemento alcalino. Además, cesio no funde hasta los 301,7 K, por lo tanto, en las condiciones dadas es sólido.

b-c) Falso. Los grupos 15 y 16 no tienen elementos líquidos.

d) **Verdadero**. Flúor y cloro son elementos gaseosos en las condiciones dadas. El bromo es un elemento líquido que no vaporiza hasta los 332 K. El yodo es un elemento sólido que no funde hasta los 386,9 K.

La respuesta correcta es la **d**.

3.174. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un radio más próximo al del ion litio,  $\text{Li}^+$ ?

- a)  $\text{Na}^+$
- b)  $\text{Be}^{2+}$
- c)  $\text{Mg}^{2+}$
- d)  $\text{Al}^{3+}$

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas,  $n$ .

- El elemento de símbolo Li es el litio que pertenece al grupo 1 periodo 2 del sistema periódico.
- El elemento de símbolo Be es el berilio que pertenece al grupo 2 periodo 2 del sistema periódico.
- El elemento de símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 periodo 3 del sistema periódico.
- El elemento de símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 periodo 3 del sistema periódico.
- El elemento de símbolo Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 periodo 3 del sistema periódico.

El ion  $\text{Na}^+$  es mucho más grande que el ion  $\text{Li}^+$  ya que tiene una capa electrónica más ( $n = 3$ ) que el ion  $\text{Li}^+$  ( $n = 2$ ) y una carga nuclear similar.

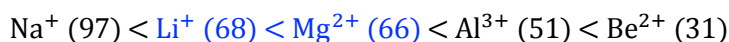
El ion  $\text{Al}^{3+}$  es más pequeño que el ion  $\text{Li}^+$  ya que aunque tiene una capa electrónica más ( $n = 3$ ) que el ion  $\text{Li}^+$  ( $n = 2$ ) tiene una carga nuclear mucho mayor.

El ion  $\text{Be}^{2+}$  corresponde a un elemento del mismo periodo ( $n = 2$ ) lo que haría pensar que su radio sería el más cercano al del ion  $\text{Li}^+$ , sin embargo, el tener elevada carga nuclear hace que su tamaño se reduzca considerablemente.

El ion  $\text{Mg}^{2+}$  es el que tiene un **tamaño similar** al del ion  $\text{Li}^+$  ya que aunque tiene una capa electrónica más ( $n = 3$ ) este efecto queda compensado por tener una carga nuclear mayor, aunque no tan alta como la del  $\text{Al}^{3+}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:





La respuesta correcta es la **d**.

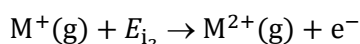
3.175. Señale la especie química para la cuál es mayor la energía necesaria para arrancarle otro electrón:

- a)  $\text{Na}^+$
- b)  $\text{Mg}^+$
- c)  $\text{Al}^+$
- d)  $\text{Cl}^+$

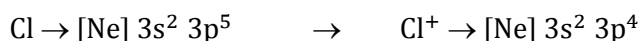
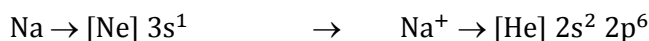
(O.Q.L. Asturias 2012)

La segunda energía de ionización,  $E_{i_2}$ , se define como:

“la energía que debe absorber un ion  $\text{M}^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

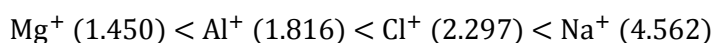
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# \text{e}^- \text{ internos} = \# \text{e}^- \text{ externos}$$

Para las especies dadas se puede escribir la siguiente tabla:

Especie	$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^+$	$\text{Al}^+$	$\text{Cl}^+$
$Z$	11	12	13	17
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	8	1	2	6
$n$	2	3	3	3

Tendrá mayor segunda energía de ionización la especie que presente menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, se trata del  $\text{Na}^+$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.176. Las siguientes especies se encuentran ordenadas por tamaño creciente. Indique el orden correcto:

- a)  $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$   
 b)  $\text{N}^{3-} < \text{O}^{2-} < \text{F}^- < \text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$   
 c)  $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$   
 d)  $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$   
 e)  $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- = \text{O}^{2-} = \text{N}^{3-}$

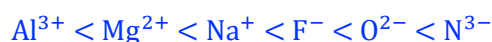
(O.Q.L. Valencia 2012)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

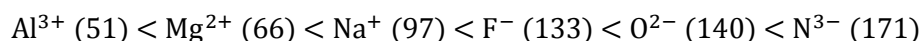
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede tres electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion  $\text{O}^{2-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion  $\text{N}^{3-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta tres electrones y completa el subnivel 2p.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la c.

3.177. Los siguientes elementos se encuentran ordenados por su energía de ionización creciente. Indique cuál es el orden correcto:

- Na < Mg < Al < Si < P < Cl < Ar
- Na < Mg < Al < Si < S < P < Cl < Ar
- Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar
- Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl = Ar
- Na < Al < Mg < Si < S = P < Cl < Ar

(O.Q.L. Valencia 2012)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$Z$	11	12	13	14	15	16	17	18
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
$n$	3	3	3	3	3	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ , pero como se trata de elementos del tercer periodo la energía de ionización solo depende del valor de la carga nuclear efectiva. No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas Mg-Al y P-S.

- La anomalía existente en el caso de los elementos magnesio y aluminio se debe a que el único electrón p<sup>1</sup> del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s<sup>2</sup> y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p<sup>1</sup> que para quitar uno de los electrones s<sup>2</sup> apareados del mismo nivel de energía.
- La anomalía existente en el caso de los elementos fósforo y azufre se debe a 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”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por lo tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden correcto de los elementos propuestos por energías de ionización crecientes es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.178. Si la configuración electrónica de un átomo es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$  indique la afirmación correcta:

- a) Es un no metal.
- b) Tiene tendencia a ganar electrones.
- c) Tiene tendencia a compartir electrones.
- d) Es un metal.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico y que la suma de los superíndices de los orbitales s y d del nivel superior sea 12, que pertenece al grupo 12. Se trata del **zinc, un elemento metálico, que tiende a ceder los dos electrones del subnivel 4s**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.179. El orden creciente correcto de energías de ionización para los átomos Li, Na, C, O y F es:

- a)  $\text{Li} < \text{Na} < \text{C} < \text{O} < \text{F}$
- b)  $\text{Na} < \text{Li} < \text{C} < \text{O} < \text{F}$
- c)  $\text{F} < \text{O} < \text{C} < \text{Li} < \text{Na}$
- d)  $\text{Na} < \text{Li} < \text{F} < \text{O} < \text{C}$
- e)  $\text{Na} < \text{Li} < \text{C} < \text{F} < \text{O}$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Galicia 2017)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

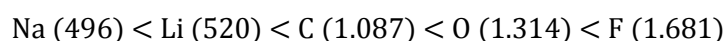
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	C	O	F	Na
$Z$	3	6	8	9	11
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{Ne}] 3s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	4	6	7	1
$n$	2	2	2	2	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **b**.

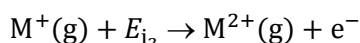
3.180. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?

- a) Mg
- b) Cl
- c) S
- d) Ca
- e) Na

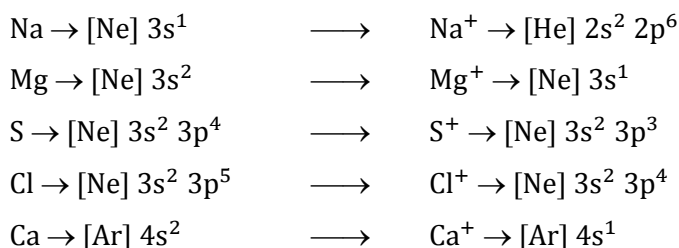
(O.Q.N. Alicante 2013)

La segunda energía de ionización,  $E_{i_2}$ , se define como:

“la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

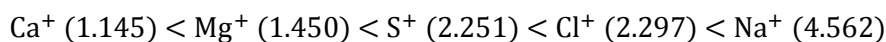
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>+</sup>	S <sup>+</sup>	Cl <sup>+</sup>	Ca <sup>+</sup>
$Z$	11	12	16	17	20
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	8	1	5	6	1
$n$	2	3	3	3	4

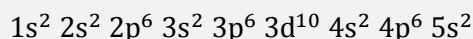
Tendrá **mayor segunda energía de ionización** el elemento que presente menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del **Na**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



La respuesta correcta es la **e**.

3.181. La configuración electrónica de un cierto elemento A es:



¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?

- El número atómico del elemento es 38.
- Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- Pertenece al 5º periodo del S.P.
- Reaccionará con el oxígeno para formar un compuesto iónico de fórmula AO.
- Es un elemento de transición.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

a) Verdadero. La configuración electrónica propuesta tiene 38 electrones, por lo tanto, si se trata de un átomo neutro, este tiene 38 protones en su núcleo y ese es su número atómico.

b) Verdadero. Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental  $ns^2$ .

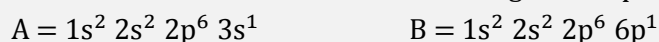
c) Verdadero. Se trata de un elemento del quinto periodo del sistema periódico, ya que, el valor más alto que presenta de  $n$  es 5.

d) Verdadero. Los elementos alcalinotérreos tienden a perder los dos electrones del subnivel  $ns^2$  y formar cationes  $A^{2+}$ . Por otra parte, el oxígeno tiene seis electrones en su capa de valencia y puede captar los dos electrones que cede el alcalinotérreo y formar el anión  $O^{2-}$ . Entre ambos iones existe una fuerte atracción electrostática y se forma un compuesto iónico de fórmula AO.

e) **Falso**. Un **metal de transición tiene su electrón diferenciador en un subnivel d**.

La respuesta correcta es la **e**.

3.182. Dadas las distribuciones electrónicas siguientes para los átomos neutros:



¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?

- Para pasar de A a B Se necesita energía.
- A representa a un átomo de sodio.
- A y B representan átomos de elementos distintos.
- Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.
- B corresponde a un metal alcalino.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

a) Verdadero. El orbital 6p tiene mayor energía que el 3s por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición.

b-e) Verdadero. La configuración electrónica dada para el elemento A tiene 11 electrones, por lo tanto, se corresponde con la del átomo de sodio, metal alcalino, en el estado fundamental, mientras que la configuración B corresponde a un estado excitado de ese mismo átomo ya que se ocupa antes el subnivel 6p que el 3s.

c) **Falso**. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, por lo tanto, corresponden a **un mismo elemento**.

d) Verdadero. El electrón del orbital 6p está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.183. Señale la respuesta correcta:

- La primera energía de ionización del N es mayor que la primera del O.
- La primera energía de ionización del N es igual que la segunda del O.
- La primera energía de ionización del N es menor que primera del O.
- La tercera energía de ionización del N es aproximadamente igual que la tercera del O.
- La quinta energía de ionización del N es aproximadamente igual que la sexta del O.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos N ( $Z=7$ ) y O ( $Z=8$ ) pertenecen al segundo periodo del sistema periódico ( $n=2$ ), por lo tanto el valor determinante para sus sucesivas energías de ionización es el valor de su carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ . De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a 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”,

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por lo tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s		2p		2s		2p	
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$N (1.402) > O (1.314)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.184. ¿Cuál de las propuestas sobre la energía de ionización es incorrecta?

- En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo con el número atómico.
- En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo al aumentar la carga nuclear efectiva.
- En general, la energía de ionización disminuye al descender en un grupo.
- En general, la energía de ionización disminuye a lo largo de un grupo al aumentar el tamaño del átomo.
- Todas son correctas.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a-b) Correctas. **Al avanzar en un periodo aumenta el atómico** y de igual forma lo hace también la carga nuclear efectiva, mientras que el valor de  $n$  se mantiene constante, por tanto, salvo alguna excepción, **aumenta la energía de ionización**.

c-d) Correctas. **Al descender en un grupo** la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de  $n$ . Conforme **aumenta el valor de  $n$** , es decir el tamaño del átomo ya que posee más capas electrónicas, **la energía de ionización disminuye**.

La respuesta correcta es la **e**.

3.185. Señale la respuesta correcta:

- a) Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre mayores que las correspondientes del F.
- b) Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre menores que las correspondientes del F.
- c) La segunda energía de ionización del F es menor que primera del Ne.
- d) La primera energía de ionización del F es mayor que la primera del Ne.
- e) La primera energía de ionización del F es igual que la segunda del Ne.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

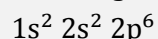
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos F ( $Z=9$ ) y Ne ( $Z=10$ ) pertenecen al segundo periodo del sistema periódico ( $n=2$ ), por tanto el valor determinante para sus sucesivas energías de ionización es el valor de su carga nuclear efectiva.

En las siete primeras energías de ionización sucesivas de ambos elementos el valor de  $n=2$ . Además, las sucesivas cargas nucleares efectivas del Ne siempre serán mayores que las del F ya que el primero tiene un protón y un electrón más. Por lo tanto, **las siete primeras energías de ionización sucesivas del Ne son mayores que las correspondientes del F**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.186. La configuración electrónica de un ion monopositivo viene dada por:



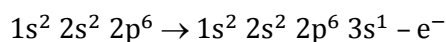
Marque la afirmación correcta sobre este elemento:

- a) Es un gas noble.
- b) Es un no metal.
- c) Pertenece al periodo 2.
- d) Tiene número atómico 11.

(O.Q.L. Asturias 2013)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si cede un electrón para formar un catión monopositivo su configuración electrónica debería ser:





Atendiendo a la configuración electrónica obtenida, se trata de un elemento con un único electrón de valencia por lo que pertenece al **grupo 1 (metales alcalinos)** y **tercer periodo** del sistema periódico y cuyo **número atómico es 11** ya que posee ese número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.187. La primera energía de ionización del helio es:

- a) Mayor que la del hidrógeno.
- b) Menor que la del neón.
- c) Menor que la del litio.
- d) No se puede ionizar.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He	Li	Ne
$Z$	1	2	3	10
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	2	1	8
$n$	1	1	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el **helio** es el elemento que combina una mayor carga nuclear efectiva con un menor tamaño, por ese motivo **es el elemento del sistema periódico que posee la mayor energía de ionización**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Li} (520) < \text{H} (1.312) < \text{Ne} (2.081) < \text{He} (2.372)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.188. El radio covalente del fósforo es 0,11 nm. ¿Cuál será el radio covalente del cloro?

- a) 0,50 nm
- b) 0,10 nm
- c) 0,15 nm
- d) 0,20 nm

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Según el modelo atómico de Bohr (1913), una ecuación que proporciona el tamaño de los átomos es:

$$r = k \frac{n^2}{Z_{ef}}$$

siendo  $k$  una constante,  $Z_{ef}$  la carga nuclear efectiva del elemento y  $n$  el número cuántico principal del electrón diferenciador.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La relación entre el tamaño del átomo de P y el de Cl es:

$$\frac{r(\text{P})}{r(\text{Cl})} = \frac{k \frac{3^2}{5}}{k \frac{3^2}{7}} = \frac{7}{5} \rightarrow r(\text{P}) > r(\text{Cl})$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.189. De los siguientes conjuntos de átomos, indique cuál corresponde a elementos del mismo periodo:

- a) Ca, Cr, Cu y Cd
- b) Y, Ru, Ga, Se
- c) Sr, Pd, Sb y Xe
- d) Mg, Mn, Si, F

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cr es el cromo que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cu es el cobre que pertenece al grupo 11 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cd es el cadmio que pertenece al grupo 12 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$ .

b) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

- El elemento cuyo símbolo es Y es el itrio que pertenece al grupo 3 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$ .
- El elemento cuyo símbolo es Ru es el rutenio que pertenece al grupo 8 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Ga es el galio que pertenece al grupo 13 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ .
- El elemento cuyo símbolo es Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$ .

c) **Verdadero**. Pertenecen todos al quinto periodo.

- El elemento cuyo símbolo es Sr es el estroncio que pertenece al grupo 2 y **periodo 5** del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Pd es el paladio que pertenece al grupo 8 y **periodo 5** del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^8$ .

- El elemento cuyo símbolo es Sb es el antimonio que pertenece al grupo 15 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$ .
- El elemento cuyo símbolo es Xe es el xenón que pertenece al grupo 18 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$ .

d) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es Mn es el manganeso que pertenece al grupo 7 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ .
- El elemento cuyo símbolo es Si es el silicio que pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ .
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $\text{F} \rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^5$ .

La respuesta correcta es la c.

3.190. Loonium y Burgium se encuentran en el mismo periodo, pero Burgium está en el grupo 4, mientras que Loonium está en el grupo 2. Con estos datos se puede afirmar que:

- a) Burgium se descompone después de cuatro horas, mientras que Loonium se descompone después de dos horas
- b) Loonium tiene dos capas de electrones, mientras que Burgium tiene cuatro.
- c) Burgium tiene dos electrones más en su capa de valencia que Loonium.
- d) Loonium es dos veces más electronegativo que Burgium.

(O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. La posición de un elemento en el sistema periódico no tiene nada que ver con sus propiedades cinéticas.

b) Falso. Si se encuentran en el mismo periodo tienen las mismas capas electrónicas.

c) **Verdadero**. Los elementos pertenecientes al grupo 2 tienen como estructura electrónica externa  $ns^2$ , mientras la de los que pertenecen al grupo 4 es  $ns^2 (n-1)d^2$ .

d) Falso. Por su posición en el sistema periódico, Burgium es más electronegativo que Loonium.

La respuesta correcta es la c.

3.191. ¿Qué átomo tiene el mayor radio atómico?

- a) S
- b) Cl
- c) Se
- d) Br

(O.Q.L. Madrid 2013)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva ( $Z_{ef}$ ).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas,  $n$ :

$$r = k \frac{n^2}{Z_{\text{ef}}}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	S	Cl	Se	Br
$Z$	16	17	34	35
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	7	6	7
$n$	3	3	4	4

Eliminando al S y Cl que pertenecen al tercer periodo, por lo que les corresponde menor radio, de los dos elementos restantes, que están situados en el cuarto periodo, el que tiene **mayor radio es el Se** que tiene menor carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **c**.

3.192. El orden correcto en que decrece el carácter metálico de los elementos O, F, Fe, Rb, Te y Ca es:

- Ca > Fe > Rb > O > Te > F
- F > O > Te > Rb > Ca > Fe
- Fe > Rb > Ca > Te > O > F
- Rb > Ca > Fe > Te > O > F
- Rb > Fe > Ca > Te > O > F

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un grupo al aumentar  $Z_{\text{ef}}$
- un periodo al aumentar  $n$

La siguiente tabla muestra los valores de  $Z_{\text{ef}}$  y  $n$  para los elementos dados:

Elemento	Rb	Ca	Fe	Te	O	F
Estr. Elect.	[Kr] $5s^1$	[Ar] $4s^2$	[Ar] $4s^2 3d^6$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	> 2	6	6	5
$n$	5	4	4	4	2	2
Carácter Metálico	Muy Alto	Muy Alto	Alto	Bajo	Muy Bajo	Muy Bajo

Entre los metales Rb y Ca, tiene mayor carácter metálico el Rb ya que tiene menor  $Z_{\text{ef}}$ .

Entre los metales Ca y Fe, tiene mayor carácter metálico el Ca ya que tiene menor  $Z_{\text{ef}}$ .

Entre los no metales O y Te, tiene mayor carácter metálico el Te ya que tiene mayor  $n$ .

Entre los no metales O y F, tiene mayor carácter metálico el O ya que tiene menor  $Z_{\text{ef}}$ .

Según lo expuesto, el carácter metálico de los elementos propuestos decrece en el siguiente orden:



La respuesta correcta es la **d**.

3.193. Un elemento tiene configuración electrónica  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ . Se trata de un elemento:

- No metálico
- Metal de transición
- Metálico
- Lantanoide
- Actinoide

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2017)

La estructura electrónica propuesta,  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ , corresponde a un elemento del periodo 5 del sistema periódico ( $n = 5$ ) y grupo 14. El hecho de que el último electrón se encuentre en el subnivel de energía p, pero muy alejado del núcleo, indica que debe ser un elemento **metálico**, en concreto se trata del **estaño (Sn)**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.194. Ordene los siguientes elementos: Cs, F, y Cl, por orden creciente de electronegatividad:

- $F < Cl < Cs$
- $Cs < Cl < F$
- $Cl < Cs < F$
- $F < Cs < Cl$
- $Cs < F < Cl$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

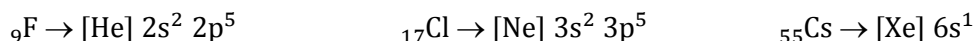
La electronegatividad,  $\chi$ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de forma que aumenta al aumentar 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 de capas electrónicas,  $n$
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



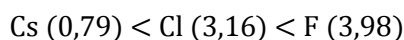
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	F	Cl	Cs
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	7	1
$n$	2	3	6

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad de los elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los siguientes valores de  $\chi$  según Pauling son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

3.195. De las siguientes especies, indique cuál tendrá la mayor dificultad para arrancar un electrón:

- a) O
- b) Ne
- c) F
- d) Be<sup>2+</sup>
- e) Li<sup>+</sup>

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	O	F	Ne	Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>
$Z$	8	9	10	3	4
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	1s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	7	8	2	> 2
$n$	2	2	2	1	1

La mayor energía de ionización corresponde a la especie con mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  y menor valor de  $n$ . No obstante, para O, F y Ne, se trata de la energía de primera ionización; para Li<sup>+</sup> es la segunda ionización; y finalmente, es la especie Be<sup>2+</sup> la que posee mayor energía de ionización, ya que se trata de la tercera ionización.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{O} (1.314) < \text{F} (1.681) < \text{Ne} (2.081) < \text{Li}^+ (7.297) < \text{Be}^{2+} (14.846)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.196. El orden de radios atómicos entre estas parejas es:

- a) O > Se
- b) Ca < Br
- c) Ba > F
- d) Ra < Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Se	Ca	Br	Ba	F	Ra	Cl
Estr. Elect. externa	2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	4s <sup>2</sup>	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	6s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	7s <sup>2</sup>	3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	6	2	7	2	7	2	7
$n$	2	3	4	4	6	2	7	3

a) Falso. Siendo elementos del mismo grupo ( $Z_{\text{ef}} = 6$ ), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas O ( $n = 2$ ) y Se ( $n = 4$ ), por lo tanto, O tiene menor tamaño que Se.

b) Falso. Siendo elementos de un mismo periodo ( $n = 4$ ), es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por lo tanto, el tamaño será menor. Por tanto, el tamaño del Ca es mayor que el del Br.

c) **Verdadero**. Siendo elementos de diferente grupo y periodo, hay que tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de  $n$  y  $Z_{ef}$ , del Ba (6 y 2) y F (2 y 7), **el tamaño del Ba es mucho mayor que el del F**.

d) Falso. Lo mismo que en el apartado anterior, se trata de elementos de diferente grupo y periodo, por lo que hay que tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de  $n$  y  $Z_{ef}$ , del Ra (7 y 2) y del Cl (3 y 7), el tamaño del Ra es mayor que el del Cl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores radio (pm) son:

$$O (73) < Se (116) \quad Br (114) < Ca (197) \quad F (72) < Ba (222) \quad Cl (99) < Ra (222)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.197. De las siguientes afirmaciones sobre el Sistema Periódico, señale la cierta:

- a) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el número de protones disminuye.
- b) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico aumenta.
- c) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico disminuye.
- d) Al pasar de un periodo al siguiente el tamaño atómico disminuye.

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta el número de protones ya que los elementos se encuentran ordenados por números atómicos crecientes.

b) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.

c) **Verdadero**. Según se ha comentado en el apartado b).

d) Falso. Al pasar de un periodo al siguiente aumenta el número de capas electrónicas y con ello el tamaño del átomo.

La respuesta correcta es la **c**.

3.198. De los siguientes elementos señale el que tiene la primera energía de ionización más elevada:

- a) Cs
- b) Cl
- c) Cu
- d) Ge

(O.Q.L. Murcia 2014)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cs	Cl	Cu	Ge
$Z$	37	17	29	32
Estr. Elect	[Kr] 5s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	7	1	4
$n$	5	3	4	4

La **mayor energía de ionización** le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores de tabla se trata del **Cl**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Cs (376)} < \text{Cu (746)} < \text{Ge (762)} < \text{Cl (1.251)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.199. Sobre los tamaños atómicos indique qué propuesta es incorrecta:

- El radio del ion fluoruro es mayor que el correspondiente al átomo en estado neutro.
- El radio atómico del sodio es mayor que el radio iónico del sodio.
- Las especies  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{Cl}^-$  son isoelectrónicas, luego tienen el mismo tamaño.
- Los gases nobles son los elementos más pequeños de cada periodo del sistema periódico.
- Entre los elementos no radiactivos, el cesio es más voluminoso que existe en la naturaleza.

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017)

a) Correcto. Al aumentar el número de electrones al formarse el anión, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, el radio del anión es siempre mayor que el del átomo neutro del que procede.

b) Correcto. Al disminuir el número de electrones al formarse catión, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, el radio del catión es siempre menor que el del átomo neutro del que procede.

c) **Incorrecto**. Por tratarse de especies isoelectrónicas todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

d) Correcto. Dentro de un mismo periodo la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. Es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que motiva que la atracción nuclear sea máxima al final del periodo, por tanto, a un gas noble le corresponde el menor radio dentro de un periodo.

e) Correcto. El radio crece en un grupo al aumentar el número de capas, y en el grupo 1 el francio tiene una capa más que el cesio pero se trata de un elemento que es radiactivo, es decir, inestable.

La respuesta incorrecta es la **b**.

(En Valencia 2015 y Valencia 2017 se reemplaza d por e).

3.200. La variación de la primera energía de ionización de estos elementos del segundo periodo es:

- $\text{Be} > \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- $\text{Be} < \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- $\text{Be} > \text{B} < \text{C} < \text{N} > \text{O} < \text{F}$
- $\text{Be} < \text{B} < \text{C} < \text{N} > \text{O} < \text{F}$

(O.Q.L. Valencia 2014)



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	C	N	O	F
$Z$	4	5	6	7	8	9
Estr. Elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	3	4	5	6	7
$n$	2	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ .

Se trata de elementos del segundo periodo, por tanto, la energía de ionización crece de acuerdo con el valor de  $Z_{ef}$ . No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas de elementos Be-B y N-O.

- La anomalía existente en el caso de los elementos berilio y boro se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.
- La anomalía existente en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno se debe a 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”,

el nitrógeno tiene los tres electrones  $p$  desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital  $p$  lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden correcto de energías de ionización es:

$$Be > B < C < N > O < F$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$Be (900) > B (801) < C (1.087) < N (1.402) > O (1.314) < F (1.681)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012).

3.201. A medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica:

- Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización aumenta.
- Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización aumenta.
- Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización disminuye.
- Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización disminuye.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

Al **descender en un grupo** la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que motiva que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de  $n$ . Conforme aumenta el valor de  $n$ , es decir el tamaño del átomo ya que posee más capas electrónicas, la **energía de ionización disminuye y el metal se hace más electropositivo**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.202. El átomo que necesita más energía para arrancarle el electrón más externo es:

- N
- F
- Ne
- Na

(O.Q.L. Asturias 2014)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	F	Ne	Na
$Z$	7	9	10	11
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$
$Z_{ef}$ (aprox.)	5	7	8	1
$n$	2	2	2	3

La **mayor energía de ionización** le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla se trata del **Ne**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Na (496)} < \text{N (1.402)} < \text{F (1.681)} < \text{Ne (2.081)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.203. Indique cuál de los siguientes átomos tiene más electronegatividad:

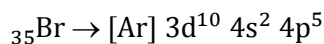
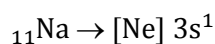
- a) Na
- b) P
- c) Cl
- d) Br

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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 de capas electrónicas,  $n$
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

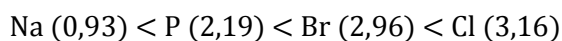


Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	Na	P	Cl	Br
$Z_{ef}$ (aprox.)	1	5	7	7
$n$	3	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de la tabla [el átomo más electronegativo es Cl](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1998).

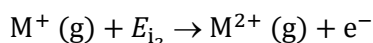
3.204. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?

- a) K
- b) Ca
- c) Se
- d) Br
- e) Kr

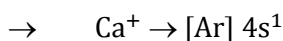
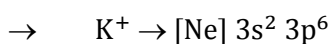
(O.Q.L. País Vasco 2014)

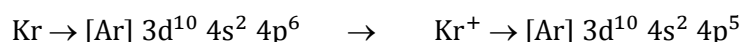
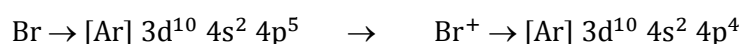
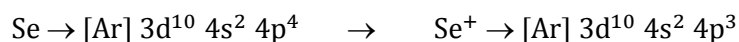
La segunda energía de ionización,  $E_{i_2}$ , se define como:

“la energía que debe absorber un ion  $M^+$  en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:





La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^+$	$\text{Se}^+$	$\text{Br}^+$	$\text{Kr}^+$
$Z$	19	20	34	35	36
Est. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	8	1	5	6	7
$n$	3	4	4	4	4

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del  \$\text{K}^+\$](#) .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_{i_2}$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$\text{Ca} (1.145) < \text{Se} (2.045) < \text{Br} (2.103) < \text{Kr} (2.350) < \text{K} (3.051)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998 y La Rioja 2014).

3.205. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la mayor primera energía de ionización?

- a) S
- b) P
- c) N
- d) Li
- e) Na

(O.Q.N. Madrid 2015)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

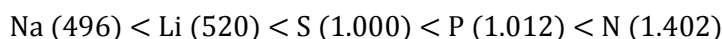
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	Na	P	S
$Z$	3	7	4	15	16
Estr. elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^4$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	5	1	5	6
$n$	2	2	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del N](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

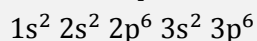


La respuesta correcta es la **c**.

Se registra una pequeña anomalía en los valores de los elementos P y S.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.206. El ion  $X^{2-}$  posee la siguiente configuración electrónica:

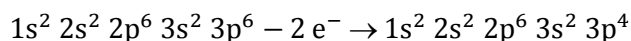


por tanto, el elemento X:

- Es un gas noble.
- Tiene 8 electrones de valencia.
- Tiene 6 electrones de valencia.
- Su número atómico es 18.
- No puede ionizarse.

(O.Q.L. Madrid 2015)

A la vista de la configuración electrónica dada, se trata de un ion al que si se le quitan dos electrones su configuración electrónica debe ser:



Atendiendo a la configuración electrónica obtenida, se trata de un [elemento X](#) con [6 electrones de valencia](#) por lo que pertenece al grupo 16 y tercer periodo del sistema periódico y cuyo [número atómico es 16](#) ya que sumando los superíndices se obtiene ese número de electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

3.207. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo que el nitrógeno?

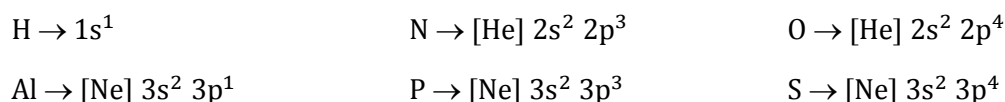
- H
- S
- P
- Al
- O

(O.Q.L. Madrid 2015)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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 de capas electrónicas,  $n$ .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

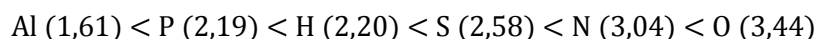


Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	H	N	O	Al	P	S
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	5	6	3	5	6
$n$	1	2	2	3	3	3

Teniendo en cuenta los valores de la tabla **el elemento que es más electronegativo que el N es el O**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:



La respuesta correcta es la **e**.

3.208. La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$  corresponde a:

- Un no metal.
- Un elemento del bloque d.
- Un alcalinotérreo.
- Un elemento del bloque s.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica propuesta,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ , corresponde a un elemento periodo 4 del sistema periódico ( $n = 4$ ) como tiene 12 electrones en su capa más externa pertenece al grupo 12, **situado en el bloque d**, se trata del zinc (Zn).

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 2009 y La Rioja 2013).

3.209. Para los elementos O, Li, N y F ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- El más electronegativo es el nitrógeno.
- El de menor radio es el Li.
- El de menor carácter metálico es el F.
- La configuración electrónica del ion  $\text{Li}^+$  es la misma que la del ion  $\text{F}^-$ .

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	O	F
$Z$	3	7	8	9
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	5	6	7
$n$	2	2	2	2

a) Falso. La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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 de capas electrónicas,  $n$ .

- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores la tabla [el elemento que es más electronegativo es el F](#).

b) Falso. Siendo elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, [el elemento que tiene menor radio es el F](#).

c) **Verdadero**. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse. [El elemento con menor capacidad para ceder electrones, es decir, con menor carácter metálico es el F](#).

d) Falso. La configuración electrónica del ion  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$ , y la del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

La respuesta correcta es la **c**.

3.210. ¿Cuál es la propiedad periódica que decrece de izquierda a derecha y de crece de arriba hacia abajo en la tabla periódica?

- a) Radio atómico
- b) Electronegatividad
- c) Energía de ionización
- d) Carácter no metálico

(O.Q.L. La Rioja 2015)

▪ El [radio atómico](#), dentro de un periodo, [decrece](#) a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es decir [de izquierda a derecha](#).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico,  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El [radio atómico](#), dentro de un grupo, [crece](#) a medida que aumenta el número de capas electrónicas,  $n$ , es decir, [de arriba hacia abajo](#).

La respuesta correcta es la **a**.

3.211. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr a todos los elementos de la tabla periódica, se podría afirmar que:

- a) Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
- b) La primera y la segunda energía de ionización del Be son iguales.
- c) El radio atómico del He debe ser diferente del radio atómico del catión  $\text{He}^+$ .
- d) El Li y el H deben tener el mismo radio.

(O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.

b) Falso. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ .

Las dos especies tienen el mismo valor de  $n$ , 2; sin embargo, el ion  $\text{Be}^+$  tiene mayor carga efectiva, por lo tanto, tiene mayor energía de ionización.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), el radio de una especie se puede calcular de acuerdo con la expresión:

$$r = k \frac{n^2}{Z_{\text{ef}}} \quad (\text{siendo } k = \text{cte})$$

Las dos especies de helio tienen igual número de protones en su núcleo pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el ion y máxima en el átomo, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el ion y mínima en el átomo, por lo tanto, **el tamaño del ion  $\text{He}^+$  es menor que el del átomo de He**.

d) Falso. Se trata de dos átomos con diferente número de capas electrónicas,  $n$ , y diferente carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ . Por ambos motivos deben tener radios diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

3.212. Del elemento con número atómico  $Z = 22$ , se puede afirmar:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Puede perder cuatro electrones para formar un ion estable.
- c) Tiene una energía de ionización mayor que el Cl.
- d) Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ .

(O.Q.L. Murcia 2015)

El elemento de  $Z = 22$  tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 4** y el valor máximo de  $n = 4$  indica que pertenece al **cuarto periodo**. Se trata del **titanio (Ti)**, un **metal** de transición que **cede fácilmente los cuatro electrones más externos** para formar un ion estable con estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

3.213. Sean las siguientes afirmaciones para un átomo neutro de configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^2$ .

- I) Se corresponde con el calcio en estado excitado.
- II) Puede presentar una valencia iónica 2+.
- III) En estado fundamental la primera energía de ionización es mayor que la del potasio.
- IV) Formará un compuesto iónico con el sodio.

Se puede decir que son ciertas:

- a) I y II
- b) I, II y III
- c) III y IV
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

I. **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^2$ , incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el subnivel  $5s$  antes que el  $4s$ , por lo tanto, **corresponde a un estado excitado**. La configuración electrónica del átomo en el estado fundamental debería ser  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . El valor máximo de  $n = 4$  indica que se trata de un elemento del cuarto periodo del sistema periódico y como tiene dos electrones de valencia ( $s^2$ ), se trata del **calcio (Ca)**.



II. **Verdadero.** La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo puede ganar o perder para formar un ion estable. Si el calcio pierde los dos electrones del orbital más externo, 4s, adquiere la siguiente configuración electrónica de gas noble, muy estable,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , y se transforma en un ion con dos cargas positivas,  $\text{Ca}^{2+}$ , por lo tanto, el calcio **presenta valencia iónica 2+**.

III. **Verdadero.** La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los dos elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	K	Ca
$Z$	19	20
Estr. Elect.	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2
$n$	4	4

Como se trata de elementos pertenecen al mismo periodo ( $n = 4$ ), la carga nuclear efectiva es el factor determinante de la energía de ionización. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, por lo tanto, **el calcio tiene mayor energía de ionización que el potasio.**

Consultando la bibliografía se confirma que las energías de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son  $\text{Ca} (590) > \text{K} (419)$ .

IV. Falso. Se trata de dos metales con elevada tendencia a ceder electrones y no a captarlos, por lo tanto, es imposible que formen un enlace iónico entre ellos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.214. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: carbono, cesio, flúor, hidrógeno y oxígeno, quedarán así:

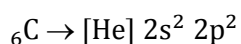
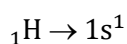
- $\text{C} < \text{Cs} < \text{F} < \text{H} < \text{O}$
- $\text{F} < \text{O} < \text{C} < \text{H} < \text{Cs}$
- $\text{Cs} < \text{H} < \text{C} < \text{O} < \text{F}$
- $\text{O} < \text{H} < \text{F} < \text{Cs} < \text{C}$
- $\text{Cs} < \text{O} < \text{C} < \text{H} < \text{F}$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:





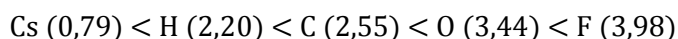
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	H	C	O	F	Cs
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	4	6	7	1
$n$	1	2	2	2	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



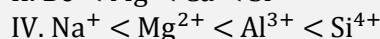
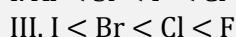
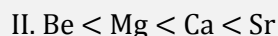
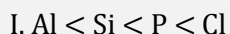
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005, Murcia 2007 y Preselección Valencia 2015).

3.215. Considere los siguientes ordenamientos:



¿Cuál de ellos es correcto respecto a la energía de ionización?

- a) III
- b) I y II
- c) I y IV
- d) I, III y IV

(O.Q.L. Valencia 2015)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

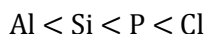
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

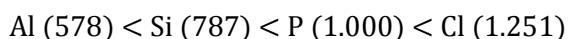
I. **Verdadero**. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	Si	P	Cl
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	3	4	5	7
$n$	2	2	2	2

Siendo elementos del mismo periodo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de  $Z_{\text{ef}}$ . Cuanto mayor sea  $Z_{\text{ef}}$ , mayor es  $E_i$ . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



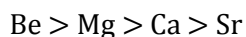
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



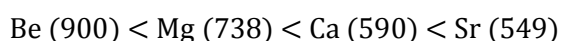
II. Falso. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	Mg	Ca	Sr
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>	[Kr] 5s <sup>2</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	2	2	2	2
<i>n</i>	2	3	4	5

Siendo elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de *n*. Cuanto mayor sea *n*, menor es *E<sub>i</sub>*. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



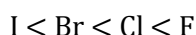
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de *E<sub>i</sub>* (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



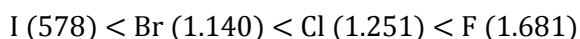
III. Verdadero. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>
Z <sub>ef</sub> (aprox.)	7	7	7	7
<i>n</i>	2	3	4	5

Siendo elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de *n*. Cuanto mayor sea *n*, menor es *E<sub>i</sub>*. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



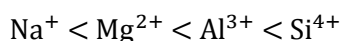
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de *E<sub>i</sub>* (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



IV. Verdadero. Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Si <sup>4+</sup>
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
carga	1	2	3	4
<i>n</i>	2			

Se trata de cationes de elementos consecutivos del mismo periodo a los que se les ha quitado a cada uno un electrón más que al anterior, de forma que todos tienen la misma estructura electrónica de gas noble, [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>. El factor determinante de la energía de ionización es valor de Z<sub>ef</sub>, y esta es mayor cuanto mayor sea la carga del ion. Por lo tanto, a mayor Z<sub>ef</sub>, mayor *E<sub>i</sub>*. De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de *E<sub>i</sub>* (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.216. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- En un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
- En un grupo la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.
- El radio de una especie iónica  $A^-$  es mayor que el radio atómico del elemento A.
- El elemento que tenga una afinidad electrónica alta, presentará a su vez, una energía de ionización alta.
- En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.
- En el segundo periodo, la electronegatividad aumenta con el número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017)

a) Verdadero. En un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que motiva que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de  $n$ . Por lo tanto, conforme aumenta el valor de  $n$  la energía de ionización disminuye.

b) Falso. Según se ha explicado en el apartado anterior.

c) Verdadero. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

d) **Falso**. Esta propuesta no se cumple en los elementos del grupo 18 (gases nobles), ya que estos elementos tienen las máximas energías de ionización de cada periodo, sin embargo, sus afinidades electrónicas no lo serán ya que no tienen tendencia a captar electrones.

e) **Falso**. La electronegatividad en un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear  $Z$ . Esto no se cumple con los elementos del grupo 18 (gases nobles), ya que estos elementos no tienen tendencia a enlazarse por lo que no tienen electronegatividad.

f) Verdadero. La electronegatividad en un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear  $Z$ . Esto no se cumple con los elementos del grupo 18 (gases nobles), ya que estos elementos no tienen tendencia a enlazarse por lo que no tienen electronegatividad.

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

(En Castilla y León 2007 se pregunta la propuesta que es cierta).

3.217. Dados los elementos Mg, Al, Si y P de la misma serie, ¿cuál tendrá el menor radio atómico?

- Mg
- Al
- Si
- P

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva ( $Z_{ef}$ ).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

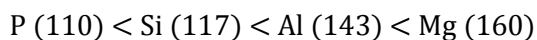
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Se puede escribir la siguiente tabla para los elementos propuestos:

Elemento	Mg	Al	Si	P
$Z$	12	13	14	15
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$
$Z_{ef}$ (aprox.)	2	3	4	5
$n$	3	3	3	3

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo el factor determinante para estimar el valor del radio atómico es la carga nuclear efectiva. De acuerdo con los valores de la tabla el que tiene **menor radio es el P**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

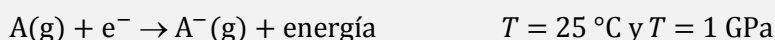


La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2013).

3.218. En el siguiente enunciado podría existir un error:

Dado el siguiente esquema genérico para la energía de ionización de un átomo,



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- La afirmación no define la energía de ionización, por no estar  $T$  expresado en kelvin.
- La afirmación no define la energía de ionización, por no estar medido a 1 kPa.
- La afirmación no define la energía de ionización, por no tratarse de un sólido.
- Ninguna de las otras respuestas es correcta.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación propuesta **no corresponde a la energía de ionización** de un átomo, es la correspondiente a la afinidad electrónica.

La respuesta correcta es la **d**.

3.219. Ordene los siguientes elementos según su electronegatividad decreciente:

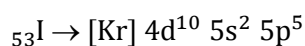
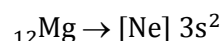
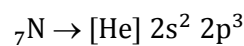
- $O > F > N > I > C > B > Mg$
- $Mg > B > I > C > N > O > F$
- $I > B > N > O > F > C > Mg$
- $F > O > N > C > I > B > Mg$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



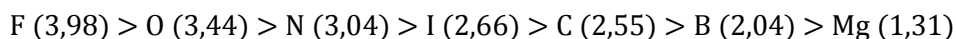
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos dados:

Elemento	B	C	N	O	F	Mg	I
$Z_{ef}$ (aprox.)	3	4	5	6	7	2	7
$n$	2	2	2	2	2	3	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden decreciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:



Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005, Murcia 2007, Preselección Valencia 2015, País Vasco 2015).

3.220. Ordene de mayor a menor energía de ionización las especies He, Li<sup>+</sup> y Be<sup>2+</sup>:

- a) He > Li<sup>+</sup> > Be<sup>2+</sup>
- b) He > Be<sup>2+</sup> > Li<sup>+</sup>
- c) Li<sup>+</sup> > Be<sup>2+</sup> > He
- d) Be<sup>2+</sup> > Li<sup>+</sup> > He

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ .

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

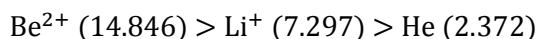
Especie	He	Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>
$Z$	2	3	4
Estr. Elect.	1s <sup>2</sup>		
Carga	2	> 2	>> 2
$n$	1	1	1

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer la carga del ion. Este aumento determina que la mayor energía de ionización le corresponde al Be<sup>2+</sup>.

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden decreciente de energías de ionización:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol<sup>-1</sup>) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.221. Ordene de menor a mayor radio las siguientes especies químicas:

- $\text{Be}^{2+} < \text{S}^{2-} < \text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na}$
- $\text{S}^{2-} < \text{Na} < \text{S} < \text{Be} < \text{Ne} < \text{Be}^{2+}$
- $\text{Be}^{2+} < \text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na} < \text{S}^{2-}$
- $\text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na} < \text{Be}^{2+} < \text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas,  $n$ .

- El elemento cuyo símbolo es Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Be}^{2+}$  es  $1s^2$  ya que cede los dos electrones del subnivel 2s.
- El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que gana dos electrones y completa el subnivel 3p.

Se puede escribir la siguiente tabla para los elementos dados:

Elemento	Be	Ne	Na	S
$Z$	4	10	11	16
$n$	2	2	3	3

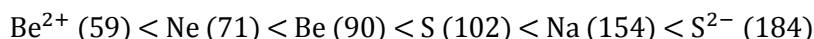
Respecto a los radios de los átomos neutros, hay que distinguir entre los dos periodos, radios mayores para S y Na ( $n = 3$ ), y entre ellos, es mayor el Na que tiene menor carga nuclear. Lo mismo se puede decir para Ne y Be ( $n = 2$ ), y de ambos, es mayor el Be por la misma razón.

Teniendo en cuenta que el radio de los cationes es sensiblemente inferior al de los átomos neutros debido al aumento de carga efectiva que se produce por la pérdida de electrones por parte de estos; mientras que con los aniones ocurre justamente lo contrario, el menor radio le corresponde al  $\text{Be}^{2+}$  que, además, tiene el menor valor de  $n$ ; y el mayor radio al  $\text{S}^{2-}$  que, además, tiene el mayor valor de  $n$ .

El orden creciente de radios es



Consultando la bibliografía se comprueba que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la c.

3.222. La afinidad electrónica del hidrógeno tiene un valor:

- Positivo
- Negativo
- Igual al valor de la primera energía de ionización.
- Igual a cero.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Por ejemplo, para el átomo de hidrógeno se representa mediante la siguiente ecuación química:



No obstante, en la bibliografía se encuentra que también se define la afinidad electrónica como la tendencia del anión a perder un electrón.

Esta otra definición conduce a valores de  $E_{ea}$  del signo opuesto a los que se dan en este trabajo. Así para el caso del hidrógeno se puede escribir:



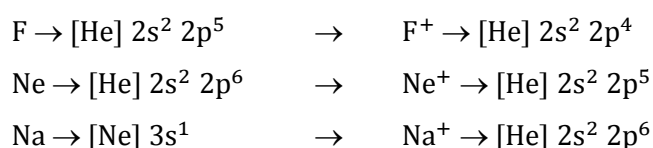
Las respuestas correctas son **a** y **b**.

3.223. Con respecto a las energías de ionización primera ( $E_{i_1}$ ) y segunda ( $E_{i_2}$ ) de los elementos flúor, neón y sodio es cierto que:

- a)  $E_{i_1}(\text{Ne}) > E_{i_1}(\text{Na})$  y  $E_{i_2}(\text{Ne}) > E_{i_2}(\text{Na})$   
 b)  $E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na})$  y  $E_{i_2}(\text{F}) < E_{i_2}(\text{Na})$   
 c)  $E_{i_1}(\text{Ne}) > E_{i_1}(\text{F})$  y  $E_{i_2}(\text{Ne}) < E_{i_2}(\text{F})$   
 d)  $E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na})$  y  $E_{i_2}(\text{F}) > E_{i_2}(\text{Ne})$

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# \text{e}^- \text{internos} = \# \text{e}^- \text{externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	F	F <sup>+</sup>	Ne	Ne <sup>+</sup>	Na	Na <sup>+</sup>
$Z$	9		10		11	
Est. elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	> 7	8	> 8	1	8
$n$	2		2		3	2

▪ La mayor primera energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores la tabla la mayor le corresponde al Ne y, la menor al Na.



- De la misma forma, la mayor segunda energía de ionización le corresponde al  $\text{Na}^+$  y, la menor al  $\text{F}^+$ .

Por lo tanto, la propuesta correcta es:

$$E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na}) \quad E_{i_2}(\text{F}) < E_{i_2}(\text{Na})$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_{i_1}$  y  $E_{i_2}$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, respectivamente:

$$\text{Ne} (2.081) > \text{F} (1.681) > \text{Na} (496)$$

$$\text{Na}^+ (4.562) > \text{Ne}^+ (3.952) > \text{F}^+ (3.374)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.224. La afinidad electrónica del azufre tiene un valor positivo. La segunda afinidad electrónica es:

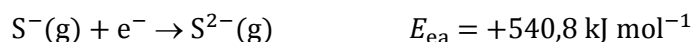
- Positiva, mayor que la primera.
- Positiva, menor que la primera.
- Negativa.
- No se puede determinar su valor.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Para el caso de la **segunda afinidad electrónica**, la energía asociada a este proceso **tiene signo positivo** debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa.

Consultando la bibliografía, se encuentran los siguientes valores para el azufre:



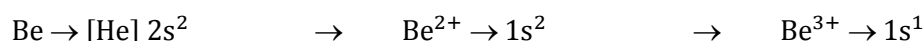
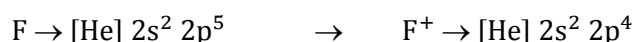
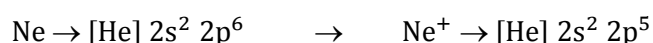
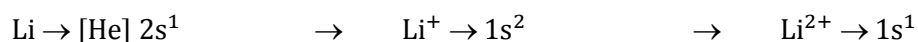
La respuesta correcta es la **a**.

3.225. De las siguientes especies, indique cuál presentará una mayor dificultad para arrancar un electrón adicional:

- $\text{Li}^+$
- Ne
- F
- $\text{Be}^{2+}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de los especies dadas y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup>	F	Ne
$Z$	3	4	9	10
Estr. elect.	1s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	3	> 3	7	8
$n$	1	1	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Be<sup>2+</sup>](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{Be}^{2+} (14.846) > \text{Li}^{2+} (7.297) > \text{Ne} (2.081) > \text{F} (1.681)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.226. Ordene los siguientes iones de menor a mayor radio iónico: K<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup> y Al<sup>3+</sup>.

- Al<sup>3+</sup> < Mg<sup>2+</sup> < Na<sup>+</sup> < K<sup>+</sup>
- Na<sup>+</sup> < Mg<sup>2+</sup> < Al<sup>3+</sup> < K<sup>+</sup>
- K<sup>+</sup> < Mg<sup>2+</sup> < Na<sup>+</sup> < Al<sup>3+</sup>
- Mg<sup>2+</sup> < Al<sup>3+</sup> < Na<sup>+</sup> < K<sup>+</sup>

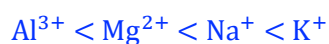
(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na<sup>+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg<sup>2+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al<sup>3+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede los tres electrones de los subniveles 3s y 3p.
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K<sup>+</sup> es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> ya que cede el electrón del subnivel 4s.

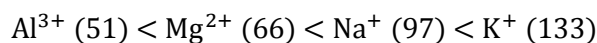
Se trata de tres especies isoelectrónicas, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup> y Al<sup>3+</sup> de elementos del tercer periodo. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El ion restante, K<sup>+</sup>, es de un elemento del cuarto periodo por lo que tendrá un radio mayor que el de los anteriores.

El creciente correcto de los radios es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.227. De los elementos químicos, indique aquél cuyo descubrimiento se relaciona con científicos españoles:

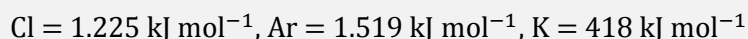
- a) W
- b) Ta
- c) Te
- d) Ti

(O.Q.L. Murcia 2016)

El elemento **wolframio (W)** fue aislado a partir del mineral wolframita por los **científicos españoles Juan José y Fausto de Elhuyar** en 1783.

La respuesta correcta es la **a**.

3.228. Dados los siguientes valores de la 1ª energía de ionización para los elementos:

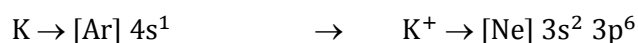
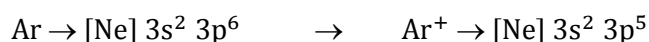
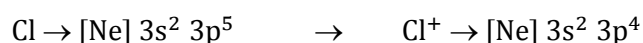


El elemento que posee mayor valor de la 2ª energía de ionización es:

- a) Cloro
- b) Argón
- c) Potasio
- d) La segunda energía de ionización es la misma para todos ellos por ser isoelectrónicos.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de los especies dadas y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	$\text{Cl}^+$	$\text{Ar}^+$	$\text{K}^+$
$Z$	17	18	19
Estr. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	7	8
$n$	3		

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del  \$K^+\$](#) .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:

$$K^+ (3.051) > Ar^+ (2.655) > Cl^+ (2.297)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.229. ¿Cuál es la relación correcta entre los radios de estas especies?

- a)  $Na < Na^+$ ;  $F < F^-$
- b)  $Na > Na^+$ ;  $F > F^-$
- c)  $Na < Na^+$ ;  $F > F^-$
- d)  $Na > Na^+$ ;  $F < F^-$

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $Na^+$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.

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, se cumple que  $Na > Na^+$ .

▪ El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $F^-$  es  $[He] 2s^2 2p^6$  ya que gana un electrón y completa el subnivel 2p.

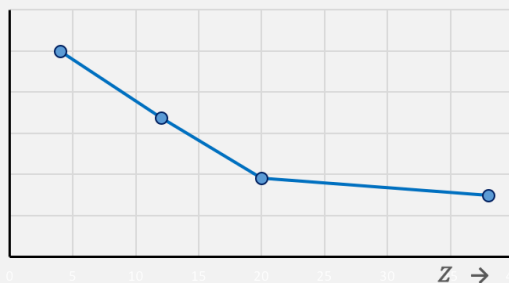
Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto,  $F < F^-$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos e iónicos son:

$$Na (186) > Na^+ (99) \quad F^- (133) > F (72)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.230. La siguiente gráfica muestra la variación de cierta propiedad en un periodo o en un grupo de la tabla periódica al aumentar el valor de  $Z$ .



¿Qué propiedad representa?

- a) Electronegatividad de N, O, F y Ne
- b) Radio atómico de Be, Mg, Ca y Sr
- c) Energía de ionización de Be, Mg, Ca y Sr
- d) Afinidad electrónica de N, O, F y Ne

(O.Q.L. Asturias 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Se trata de la **energía de ionización**, una propiedad periódica que experimenta, dentro de un grupo, una disminución no lineal con el aumento del número atómico del elemento.

La respuesta correcta es la **c**.

(Para responder correctamente a esta cuestión ha sido necesario cambiar el tipo del línea del gráfico).

3.231. ¿Qué proceso desprende más energía?

- a)  $\text{Mg}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g})$
- b)  $\text{Mg}^+(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{g})$
- c)  $\text{Na}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^+(\text{g})$
- d)  $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{g})$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Los procesos propuestos se corresponden con los opuestos a los correspondientes a las energías de la primera ionización b) y d); y segunda ionización a) y c).

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

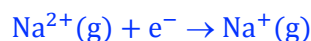
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# \text{ e}^- \text{ internos} = \# \text{ e}^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Na <sup>+</sup>	Mg	Mg <sup>+</sup>
$Z$	11	11	12	12
Estr. elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	8	2	1
$n$	2			

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores de la tabla se tiene que  $Z_{\text{ef}}(\text{Na}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg}^+)$ , por lo tanto, el mayor valor de la energía le corresponde al **Na<sup>+</sup>**.

El proceso que desprende más energía es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{Na}^+ (4.562) > \text{Mg}^+ (1.450) > \text{Mg} (738) > \text{Na} (496)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.232. ¿En cuál de las siguientes opciones los iones están dispuestos correctamente en orden creciente de tamaño?

- a)  $\text{F}^- < \text{S}^{2-} < \text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+}$
- b)  $\text{F}^- < \text{S}^{2-} < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+}$
- c)  $\text{Mg}^{2+} < \text{F}^- < \text{Al}^{3+} < \text{S}^{2-}$
- d)  $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{F}^- < \text{S}^{2-}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

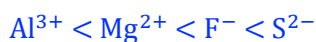
Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede tres electrones de su capa más externa.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.

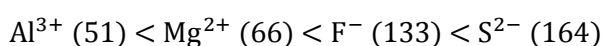
Los tres primeros iones son especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El cuarto ion,  $\text{S}^{2-}$ , que es un anión con estructura electrónica de gas noble, tiene una capa electrónica más, por lo tanto, será el que tenga mayor tamaño de todos los propuestos.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.233. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) La primera energía de ionización del H es mayor que la del He.
- b) El radio iónico del  $\text{Fe}^+$  es mayor que el del  $\text{Fe}^{3+}$ .
- c) La energía de ionización del  $\text{S}^{2-}$  es mayor que la del  $\text{Cl}^-$ .
- d) El radio atómico del Li es mayor que el del Cs.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es H es el hidrógeno que pertenece al grupo 1 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $1s^1$ .

El elemento cuyo símbolo es He es el helio que pertenece al grupo 18 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $1s^2$ .

Los elementos hidrógeno y helio pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n$ , sin embargo, la carga nuclear efectiva del helio es mayor, de forma que resulta más difícil arrancarle el electrón más externo, por lo tanto, el hidrógeno tiene menor primera energía de ionización que el helio.

b) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es Fe es el hierro que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . Las configuraciones electrónicas de los iones  $\text{Fe}^+$  y  $\text{Fe}^{3+}$  son, respectivamente,  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^6$  y  $[\text{Ar}] 3d^5$  ya que cede uno y tres electrones de su capa más externa.

Como el  $\text{Fe}^+$  ha perdido menos electrones que el  $\text{Fe}^{3+}$  su carga nuclear efectiva es menor por lo que atrae con menos fuerza a los electrones de la última capa lo que determina que **su radio sea mayor**.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion  $\text{S}^{2-}$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta dos electrones en su capa más externa.

El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion  $\text{Cl}^-$  es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$  ya que capta un electrón en su capa más externa.

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen el mismo valor de  $n$ . El tamaño es mayor en  $\text{S}^{2-}$  y la carga nuclear efectiva es mayor en  $\text{Cl}^-$ , lo que provoca que resulte más fácil arrancarle el electrón más externo al primero, por lo tanto, el  $\text{S}^{2-}$  tiene menor energía de ionización que el  $\text{Cl}^-$ .

d) Falso. El elemento litio pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ .

El elemento cesio pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^1$ .

Los elementos litio y cesio pertenecen al mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear efectiva, de modo que el mayor radio le corresponde al cesio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.234. Para el oxígeno, el valor de primera afinidad electrónica es \_\_\_\_\_ y el valor de la segunda afinidad electrónica es \_\_\_\_\_.

- a) Desfavorable (endotérmico), favorable (exotérmico).
- b) Desfavorable (endotérmico), desfavorable (endotérmico).
- c) Favorable (exotérmico), favorable (exotérmico).
- d) Favorable (exotérmico), desfavorable (endotérmico).

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La **primera afinidad electrónica**,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón, por lo tanto se trata de un proceso **exotérmico, favorable** desde el punto de vista energético.

Para la **segunda afinidad electrónica**, la energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, por lo tanto se trata de un proceso **endotérmico, desfavorable** desde el punto de vista energético.

Consultando la bibliografía, se encuentran los siguientes valores para el oxígeno:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

3.235. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del lantano?

- a) [Xe] 6s<sup>2</sup> 4f<sup>1</sup>
- b) [Xe] 6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup>
- c) [Rn] 6s<sup>2</sup> 4f<sup>1</sup>
- d) [Rn] 4f<sup>6</sup>

(O.Q.L. Galicia 2017)

El lantano es un elemento perteneciente al grupo 3 y sexto periodo del sistema periódico. Su configuración electrónica abreviada es [Xe] 6s<sup>2</sup> 5d<sup>1</sup>.

La respuesta correcta es la **b**.

3.236. Respecto a los siguientes átomos Na, B, O y K, ¿qué afirmación es cierta?

- a) El Na es el que tiene mayor radio.
- b) El B es el que tiene mayor afinidad electrónica.
- c) El K es el que tiene mayor electronegatividad.
- d) El O es el que tiene mayor energía de ionización.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	O	Na	K
<i>Z</i>	5	8	11	19
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>
<i>Z</i> <sub>ef</sub> (aprox.)	3	6	1	1
<i>n</i>	2	2	3	4

a) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla es el K (*n* = 4).

b) Falso. La afinidad electrónica, *E*<sub>ea</sub>, de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de *n* y mayor valor de *Z*<sub>ef</sub>. De acuerdo con los valores de la tabla es el O.

c) Falso. 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, *E*<sub>i</sub>, y de la afinidad electrónica, *E*<sub>ea</sub>, 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 de capas electrónicas, *n*.
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores la tabla es el O.

d) **Cierto**. La energía de ionización, *E*<sub>i</sub>, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico *Z*, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:



$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla es el O.

La respuesta correcta es la d.

3.237. Indique cuál de los siguientes elementos tiene mayor primera energía de ionización:

- a) S
- b) Al
- c) Cl
- d) As

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	S	Cl	As
$Z$	13	16	17	33
Estr. elect.	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	[[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	3	6	7	5
$n$	2	3	3	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$ . De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Cl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$\text{Al (578)} < \text{As (947)} < \text{S (1.000)} < \text{Cl (1.251)}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.238. Dados cuatro elementos del sistema periódico A, B, C y D de números atómicos 8, 16, 19 y 37, respectivamente, ¿cuál es el elemento cuya primera energía de ionización es mayor?

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

$Z$	8	16	19	37
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^4$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ar] $4s^1$	[Kr] $5s^1$
$Z_{ef}$ (aprox.)	6	6	1	1
$n$	2	3	4	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, **la mayor energía de ionización le corresponde al elemento A cuyo número atómico es 8.**

La respuesta correcta es la **a**.

3.239. Para los elementos cloro, argón y potasio es cierto que:

- La mayor afinidad electrónica le corresponde al argón.
- El potasio es el que tiene mayor segunda energía de ionización.
- El catión potasio y el anión cloruro son de tamaño similar al ser isoelectrónicos.
- El cloro posee el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Cl <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Ar	Ar <sup>+</sup>	K	K <sup>+</sup>
$Z$	17	17	17	18	18	19	19
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ne] $3s^2 3p^6$
$Z_{ef}$ (aprox.)	7	6	6	8	7	1	8
$n$	3	3	3	3	3	4	3

a) Falso. La afinidad electrónica,  $E_{ea}$ , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Los gases nobles no tienen tendencia a ganar electrones, por lo tanto, la mayor afinidad electrónica le corresponde al siguiente elemento con menor valor de  $n$  y mayor valor de  $Z_{ef}$ . De acuerdo con los valores de la tabla es el Cl.

b) **Cierto**. La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Cuando los átomos propuestos pierden un electrón y se transforman en los respectivos cationes, todos tienen el mismo valor de  $n$  pero el que posee mayor  $Z_{\text{ef}}$  es el  $\text{K}^+$ , por lo tanto, tiene la **mayor segunda energía de ionización**.

c) Falso. Aunque los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{Cl}^-$  sean especies isoelectrónicas, el mayor radio le corresponde a la especie con menor valor de  $Z$  ya que su núcleo atraerá con menor intensidad a los electrones de la capa más externa. De acuerdo con los valores de la tabla se trata del  $\text{Cl}^-$ .

d) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla es el  $\text{K}$  ( $n = 4$ ).

La respuesta correcta es la **d**.

3.240. Indique la serie en que los iones están dispuestos en orden creciente del radio iónico.

a)  $\text{Mg}^{2+} < \text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$

b)  $\text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$

c)  $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+}$

d)  $\text{S}^{2-} < \text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{Cl}^- < \text{K}^+$

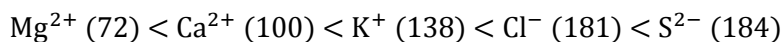
(O.Q.L. Asturias 2017)

Todos son iones de elementos de los periodos 3 y 4. Los mayores serán los aniones y, entre ellos el  $\text{S}^{2-}$  el mayor al tener un exceso de dos cargas negativas. Entre los cationes el mayor será el  $\text{K}^+$  sobre el  $\text{Ca}^{2+}$  (efecto de la carga) y el menor el  $\text{Mg}^{2+}$ , al estar en el tercer periodo frente al 4 de los otros dos iones.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.





#### 4. PROBLEMAS de SISTEMA PERIÓDICO

4.1. Imagine un proceso en el que los átomos de litio, Li, emitieran rayos  $\alpha$  (partículas de  $\text{He}^{2+}$ ). Basándose solamente en la energía de los electrones descrita por el modelo de Bohr:

a) Juzgue si en dicho proceso se absorbe o se desprende energía y en qué medida (determínelo cuantitativamente).

Dato: La energía correspondiente a cada una de las órbitas (según el modelo de Bohr) viene dada por la expresión:

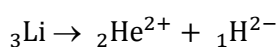
$$E = -13,6 Z^2/n^2$$

b) ¿Cómo sería la diferencia entre las energías de ionización del átomo de litio y de la especie resultante?

c) Calcule la relación porcentual que existiría entre el tamaño de la especie resultante y el tamaño del átomo de litio.

(Murcia 1999)

a) La ecuación correspondiente al proceso propuesto es:



Teniendo en cuenta que la partícula  $\alpha$  se emite y que las estructuras electrónicas son:

- ${}_3\text{Li} \rightarrow 1s^2 2s^1$ , luego  $Z = 3$  y  $n = 2$
- ${}_1\text{H}^{2-} \rightarrow 1s^2 2s^1$ , luego  $Z = 1$  y  $n = 2$

Las energías de cada especie son:

$$E_{\text{Li}} = 2 \left( -13,6 \cdot \frac{3^2}{1^2} \right) + \left( -13,6 \cdot \frac{3^2}{2^2} \right) = -275,8 \text{ eV}$$

$$E_{\text{H}^{2-}} = 2 \left( -13,6 \cdot \frac{1^2}{1^2} \right) + \left( -13,6 \cdot \frac{1^2}{2^2} \right) = -30,4 \text{ eV}$$

La variación de energía asociada al proceso es:

$$\Delta E = E_{\text{H}^{2-}} - E_{\text{Li}} = (-30,4 \text{ eV}) - (-275,8 \text{ eV}) = 244,8 \text{ eV}$$

Como se observa,  $\Delta E > 0$ , por lo tanto, se trata de un **proceso endotérmico**.

b) La energía de ionización de un átomo,  $E_i$ , corresponde al salto electrónico desde  $n_1 =$  valor del número cuántico principal del electrón diferenciador hasta  $n_2 = \infty$ .

$$E_i = E_\infty - E_n = 13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

Las energías de ionización de cada especie son:

$$E_i(\text{H}^{2-}) = -13,6 \cdot \frac{1^2}{2^2} = -3,4 \text{ eV} \quad E_i(\text{Li}) = -13,6 \cdot \frac{3^2}{2^2} = -30,6 \text{ eV}$$

La diferencia entre ambas es:

$$E_i(\text{Li}) - E_i(\text{H}^{2-}) = 30,6 \text{ eV} - 3,4 \text{ eV} = 27,2 \text{ eV}$$

Valor diferente a la variación de energía asociada al proceso del apartado anterior.

c) La ecuación que proporciona el tamaño de los átomos en el modelo de Bohr es:

$$r = k \frac{n^2}{Z}$$

siendo  $k$  una constante,  $Z$  el número atómico del elemento y  $n$  el número cuántico principal del electrón diferenciador.

Los tamaños de ambos átomos son:

$$r_{\text{H}^{2-}} = k \frac{2^2}{1} = 4k \quad r_{\text{Li}} = k \frac{2^2}{3} = \frac{4}{3}k$$

La relación entre los tamaños expresada como porcentaje es:

$$\frac{r_{\text{H}}}{r_{\text{Li}}} = \frac{4k}{k \frac{4}{3}} \cdot 100 = 300 \%$$

4.2. Se dispone de 12,80 g de un óxido de hierro que por un proceso de reducción originan 7,66 g de hierro. El rendimiento de este proceso ha sido del 85,58 %.

- Determine la fórmula del óxido de hierro.
- Nombre el óxido obtenido de dos formas (dos nomenclaturas).
- Indique las valencias iónicas del hierro y del oxígeno en este óxido.
- Escriba las configuraciones electrónicas de los iones resultantes del apartado c.

(Extremadura 1999)

a) La masa de Fe que se debería de haber obtenido teniendo en cuenta el rendimiento dado es:

$$7,66 \text{ g Fe} \cdot \frac{100 \text{ g Fe (teórica)}}{85,58 \text{ g Fe (experimental)}} = 8,95 \text{ g Fe}$$

La masa de O que contiene el óxido es:

$$12,80 \text{ g óxido} - 8,95 \text{ g Fe} = 3,85 \text{ g O}$$

La fórmula empírica del óxido de hierro es:

$$\frac{3,85 \text{ g O}}{8,95 \text{ g Fe}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Fe}} \rightarrow \text{Fórmula empírica: Fe}_2\text{O}_3$$

b) El nombre que corresponde al compuesto  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es:

- Nomenclatura de composición o estequiométrica: **trióxido de dihierro**
- Nomenclatura de Stock: **óxido de hierro(III)**

c) La valencia iónica de un elemento viene dada por el número de electrones que gana o pierde para formar un ion estable. En este caso, al tratarse de hierro(III) quiere decir se forma el catión  $\text{Fe}^{3+}$ , por lo que átomo de **Fe** pierde tres electrones y la **valencia iónica es +3**. Como se tiene un óxido, se forma el anión  $\text{O}^{2-}$ , el átomo de **O** gana dos electrones y la **valencia iónica es -2**.

d) El oxígeno es un elemento que pertenece al grupo 16 y segundo periodo del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ , y si gana dos electrones se transforma en el ion  $\text{O}^{2-}$ , y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

El hierro es un elemento que pertenece al grupo 8 y cuarto periodo del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ , y pierde tres electrones, los dos del orbital 4s y uno del orbital 3d, se transforma en el ion  $\text{Fe}^{3+}$ , cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ .

4.3. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr, calcule cuál debería ser la segunda energía de ionización para el litio, de acuerdo con dicho modelo.

(Dato: La energía de ionización del hidrógeno es  $2,179 \cdot 10^{-18}$  J)

(Murcia 2000)

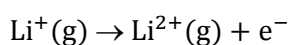
La energía de ionización del hidrógeno es:

$$E_i(\text{H}) = 2,179 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1.312 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La expresión que permite calcular la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) de un elemento es:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2}$$

La segunda ionización del litio corresponde al proceso:



La estructura electrónica del  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$ , por lo tanto,  $n = 1$ .

Como el  $\text{Li}^+$  no es un átomo hidrogenoide será necesario calcular su carga nuclear efectiva. Al electrón  $1s^2$  solo le apantalla el electrón  $1s^1$ , por lo que aplicando la segunda regla de Slater para el cálculo de constantes de apantallamiento:

“Para cada electrón con  $n$  igual al electrón apantallado la contribución es 0,35 por cada electrón apantallado, excepto para el  $1s$  que dicha contribución es 0,31”.

Por lo tanto, se obtiene que la constante de apantallamiento para el  $\text{Li}^+$  es 0,31.

La carga nuclear efectiva se obtiene restando a la carga nuclear la constante de apantallamiento:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma = 3 - 0,31 = 2,69$$

El valor de la energía de ionización es:

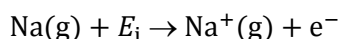
$$E_i(\text{Li}^+) = 1.312 \cdot \frac{2,69^2}{1^2} = 9.494 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Este valor es superior al encontrado en la bibliografía para la segunda energía de ionización del litio,  $7.297 \text{ kJ mol}^{-1}$ , lo cual quiere decir que [el modelo de Bohr no es aplicable en este caso](#).

4.4. La primera energía de ionización del Na es de  $500 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcule la energía necesaria para extraer un electrón a un átomo de sodio.

(Valencia 2001)

La ionización del sodio viene dada por la siguiente ecuación química:



El valor de  $E_i$  para un único átomo es:

$$E_i = 500 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,30 \cdot 10^{-19} \text{ J átomo}^{-1}$$



4.5. Ordene, dentro de cada pareja:

- a) La especie de mayor tamaño:  $\text{Na}^+$  y  $\text{F}^-$ ;  $\text{N}^{3-}$  y  $\text{F}^-$ ; N y O; Si y N;  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$ .  
 b) La especie de mayor energía de ionización: Na y Be; Mg y Al; Al y C; N y O; S y F.

(Valencia 2001)

Las configuraciones electrónicas de todas las especies propuestas son:

- El elemento con símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El elemento con símbolo F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.
- El elemento con símbolo N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion  $\text{N}^{3-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta tres electrones y completa el subnivel 2p.
- El elemento con símbolo O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento con símbolo Si es el silicio que pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 14.
- El elemento con símbolo Fe es el hierro que pertenece al grupo 8 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 26. Si pierde los dos electrones del subnivel 4s se convierte en el ion  $\text{Fe}^{2+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^6$ , y si además, pierde uno de los electrones del subnivel se convierte en el ion  $\text{Fe}^{3+}$  cuya configuración electrónica es  $[\text{Ar}] 3d^5$ .

a) El tamaño de una especie aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$  y disminuye al aumentar número atómico y con ello su carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ .

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma \quad \text{siendo } \sigma \text{ la constante de apantallamiento.}$$

$\text{Na}^+ - \text{F}^-$

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica, y por ello, tienen la misma constante de apantallamiento,  $\sigma$ , sin embargo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$  es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico  $Z$ .

Ambos iones tienen el mismo valor de  $n = 2$ , sin embargo, como  $Z_{\text{ef}}(\text{Na}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{F}^-)$ , **el tamaño del  $\text{F}^-$  es mayor que el del  $\text{Na}^+$** .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son,  $\text{F}^-$  (133) >  $\text{Na}^+$  (99).

$\text{N}^{3-} - \text{F}^-$

Se trata de especies isoelectrónicas, que tienen idéntica estructura electrónica, y por ello, tienen la misma constante de apantallamiento  $\sigma$ , sin embargo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$  es mayor en el ion fluoruro que tiene mayor número atómico  $Z$ .

Ambos iones tienen el mismo valor de  $n = 2$ , sin embargo, como  $Z_{ef}(F^-) > Z_{ef}(N^{3-})$ , el tamaño del  $N^{3-}$  es mayor que el del  $F^-$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son,  $N^{3-}$  (171)  $>$   $F^-$  (133).

#### N – O

Se trata de átomos que pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , sin embargo, como  $Z_{ef}(O) > Z_{ef}(N)$ , el tamaño del N es mayor que el del O.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, N (75)  $>$  O (73).

#### Si – N

Se trata de átomos que pertenecen a diferente periodo por lo que el factor  $n$  es determinante a la hora de determinar el tamaño del átomo. Como  $n(Si) > n(N)$ , el tamaño del Si es mayor que el del N.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, Si (117)  $>$  N (75).

#### Fe<sup>2+</sup> – Fe<sup>3+</sup>

Como se observa, el factor  $n$  no es determinante a la hora de determinar el tamaño de la especie, sin embargo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$ , es mayor para el ion  $Fe^{3+}$  ya que su constante de apantallamiento  $\sigma$  es menor. Por lo tanto, como  $Z_{ef}(Fe^{2+}) < Z_{ef}(Fe^{3+})$ , el tamaño del  $Fe^{2+}$  es mayor que el del  $Fe^{3+}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son,  $Fe^{2+}$  (77)  $>$   $Fe^{3+}$  (65).

b) La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Las configuraciones electrónicas de todas las especies propuestas son:

- El elemento con símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El elemento con símbolo Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.
- El elemento con símbolo Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento con símbolo Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.
- El elemento con símbolo C es el carbono que pertenece al grupo 14 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 6.

- El elemento con símbolo N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.
- El elemento con símbolo O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento con símbolo S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento con símbolo F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

#### Na – Be

El sodio tiene  $n = 3$  y el berilio  $n = 2$ . Además,  $Z_{\text{ef}}(\text{Be}) > Z_{\text{ef}}(\text{Na})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2$ ) que el segundo ( $s^1$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **Be tiene mayor energía de ionización que Na.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{Be} (900) > \text{Na} (496)$ .

#### Mg-Al

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 3$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón  $p^1$  del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos y se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía. Por lo tanto, **Mg tiene mayor energía de ionización que Al.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{Mg} (738) > \text{Al} (578)$ .

#### Al – C

El aluminio tiene  $n = 3$  y el carbono  $n = 2$ . Además,  $Z_{\text{ef}}(\text{C}) > Z_{\text{ef}}(\text{Al})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^2$ ) que el segundo ( $s^2p^1$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **C tiene mayor energía de ionización que Al.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{C} (1.087) > \text{Al} (578)$ .

#### N – O

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{O}) > Z_{\text{ef}}(\text{N})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^4$ ) que el segundo ( $s^2p^3$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el nitrógeno, 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”,

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, **N tiene mayor energía de ionización que O.**

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía, se ve que, los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, N (1.402) > O (1.314).

### S - F

El azufre tiene  $n = 3$  y el flúor  $n = 2$ . Además,  $Z_{\text{ef}}(\text{F}) > Z_{\text{ef}}(\text{S})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^5$ ) que el segundo ( $s^2p^4$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, **F tiene mayor energía de ionización que S.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, F (1.681) > S (1.000).

4.6. Sabiendo que la energía del electrón del átomo del hidrógeno, en su estado fundamental, es  $-13,6 \text{ eV}$ , calcule:

- La energía de ionización de los cuatro primeros átomos hidrogenoides en su estado no excitado.
  - ¿Cuál de estos cuatro átomos puede tener un electrón con mayor velocidad? Incluya la posibilidad de cualquier estado de excitación.
  - Cada uno de estos átomos está caracterizado por un espectro de emisión en el cual existen varias líneas comunes a todos ellos. De estas, ¿cuál es la energía correspondiente a la línea de frecuencia más alta? Suponga aplicable el modelo atómico de Bohr a cualquier átomo hidrogenoide.
- (Se consideran átomos hidrogenoides a los que disponen de un electrón y un cierto número de protones).

(Murcia 2002)

- a) La ionización de un átomo hidrogenoide supone el salto electrónico desde  $n_1 = 1$  hasta  $n_2 = \infty$ . Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

La energía de ionización (eV) vendrá dada por la expresión:

$$E_i = E_\infty - E_1 = 13,6 \frac{Z^2}{1^2} = 13,6 Z^2$$

Cambiando a unidades del S.I.:

$$E_i = 13,6 Z^2 \frac{\text{eV}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 1.312 Z^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Las energías de ionización de los cuatro primeros átomos hidrogenoides serán:

$$E_{i_1} = 1.312 \cdot 1^2 = 1.312 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{i_2} = 1.312 \cdot 2^2 = 5.248 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{i_3} = 1.312 \cdot 3^2 = 11.808 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_{i_4} = 1.312 \cdot 4^2 = 20.992 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- b) En el modelo de Bohr se cumple que:

$$\left. \begin{aligned} \frac{mv^2}{r} &= \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Ze^2}{r^2} \\ mvr &= n \frac{h}{2\pi} \end{aligned} \right\} \longrightarrow v = \frac{Ze^2}{2h\epsilon_0} \cdot \frac{1}{n}$$

Para los átomos hidrogenoides  $n = 1$ , y si se establece la comparación entre átomos hidrogenoides que se encuentran en un estado excitado tal que el valor de  $n$  es el mismo para todos ellos, la velocidad de un electrón en cualquiera de estos átomos solo depende del valor de  $Z$ . Por lo tanto, se mueve con **mayor velocidad el electrón** que se encuentre en el **átomo hidrogenoide con mayor valor de  $Z$** .

c) La **frecuencia más elevada** corresponde al **salto electrónico** entre los niveles cuánticos  $n_1 = 1$  y  $n_2 = \infty$ . La **energía de ese salto** electrónico coincide con la **primera energía de ionización** del átomo según se ha demostrado en el apartado a).

4.7. Explique las diferencias entre las energías de ionización (eV) de las parejas siguientes:

- Na (5,1) y Ne (21,6)
- Li (5,4) y Be (9,3)
- Be (9,3) y B (8,3)

(Valencia 2002)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento con símbolo Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El elemento con símbolo Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento con símbolo Li es el litio que pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3.
- El elemento con símbolo Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.
- El elemento con símbolo B es el boro y pertenece al grupo 13 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 5.

a) Los elementos Na y Ne pertenecen a los periodos  $n = 3$  y  $n = 2$ , respectivamente. Además,  $Z_{ef}(\text{Ne}) > Z_{ef}(\text{Na})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^6$ ) que el segundo ( $s^1$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, se confirma que  $E_i(\text{Ne}) = 21,8 \text{ eV} > E_i(\text{Na}) = 5,1 \text{ eV}$ .

b) Los elementos Li y Be tienen  $n = 2$ , por lo que este factor no influye al comparar las energías de ionización. Sin embargo,  $Z_{\text{ef}}(\text{Be}) > Z_{\text{ef}}(\text{Li})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2$ ) que el segundo ( $s^1$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, se confirma que  $E_i(\text{Be}) = 9,3 \text{ eV} > E_i(\text{Li}) = 5,4 \text{ eV}$ .

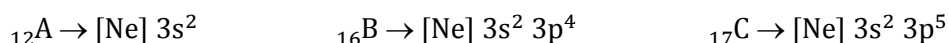
c) Los elementos Be y B pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por lo tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón  $p^1$  del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos y se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía. Por lo tanto, teniendo en cuenta lo expuesto, se confirma que  $E_i(\text{Be}) = 9,3 \text{ eV} > E_i(\text{B}) = 8,3 \text{ eV}$ .

4.8. Considere los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 12, 16 y 17, respectivamente. A partir de sus configuraciones electrónicas contesta de manera razonada las siguientes cuestiones:

- Indique el ion más estable que formará cada uno de los tres elementos.
- La estequiometría más probable para el compuesto formado por la combinación de A y C.

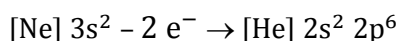
(Valencia 2003)

Las configuraciones electrónicas de los elementos  $_{12}\text{A}$ ,  $_{16}\text{B}$  y  $_{17}\text{C}$  son, respectivamente:

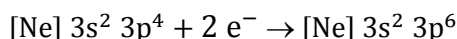


a) El ion más estable de cada elemento debe tener configuración electrónica con capa llena o semillena de electrones.

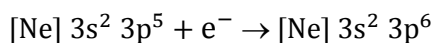
▪ Si el elemento  $_{12}\text{A}$  pierde los dos electrones del orbital 3s adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $\text{A}^{2+}$ :



▪ Si el elemento  $_{16}\text{B}$  capta dos electrones en el orbital 3p adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $\text{B}^{2-}$ :



▪ Si el elemento  $_{17}\text{C}$  capta un electrón en el orbital 3p adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $\text{C}^-$ :

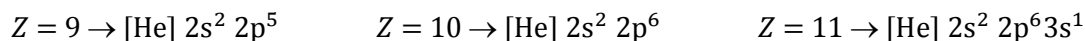


b) La estequiometría del compuesto formado entre los elementos A y C es  $\text{AC}_2$  ya que el elemento A cede dos electrones y el elemento C gana un electrón para formar ambos un ion estable y de esa forma se cumple la condición de electroneutralidad.

4.9. Relacione de forma razonada los valores de la primera energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) 496, 1.680 y 2.008 con los elementos de número atómico 9, 10 y 11.

(Valencia 2003)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos de número atómico 9, 10 y 11 son, respectivamente:



La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El elemento con  $Z = 11$ , tiene  $n = 3$  y el menor número de electrones de valencia por lo que le corresponde el menor valor de propuesto,  $E_i(11) = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Los elementos con  $Z = 10$  y  $9$ , tienen el mismo valor de  $n = 2$ , sin embargo,  $Z_{ef}(10) > Z_{ef}(9)$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^6$ ) que el segundo ( $s^2p^5$ ), por lo tanto, les corresponde los valores,  $E_i(10) = 2.008 \text{ kJ mol}^{-1}$  y  $E_i(9) = 1.680 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

4.10. Ordene las siguientes especies por su tamaño creciente, justificando la respuesta:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Ne}$ .

*(Valencia 2003) (Valencia 2005) (Valencia 2007)*

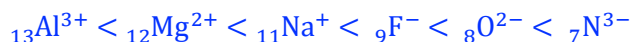
Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion  $\text{Al}^{3+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los tres electrones de los orbitales  $3s$  y  $3p$ .
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion  $\text{O}^{2-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta dos electrones y completa el orbital  $2p$ .
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion  $\text{Mg}^{2+}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede los dos electrones del orbital  $3s$ .
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion  $\text{F}^-$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta un electrón y completa el orbital  $2p$ .
- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion  $\text{Na}^+$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que cede el electrón del orbital  $3s$ .
- El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion  $\text{N}^{3-}$  es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  ya que capta tres electrones y completa el orbital  $2p$ .
- El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

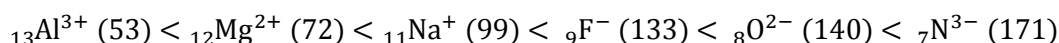


Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



El valor del Ne (71 pm) se sale de la tendencia. Esto se debe a que se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

4.11. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z. Indique:

Elemento	Z	A
X	5	11
Y	19	39
Z	35	80

- La composición de los núcleos de X e Y.
- Las configuraciones electrónicas de X y Z. ¿De qué elementos se trata?
- Dos isótopos de Y. Representélos.
- El tipo de enlace y la fórmula más probable de la unión de X con Z.

(Canarias 2004)

- a) De acuerdo con los conceptos de nº atómico (Z) y nº másico (A) son:

$$Z = \text{n}^{\circ} \text{ de protones} = \text{n}^{\circ} \text{ de electrones (átomo neutro)}$$

$$A = \text{n}^{\circ} \text{ de protones} + \text{n}^{\circ} \text{ de neutrones}$$

se puede escribir la siguiente tabla:

Elemento	nº atómico	nº másico	protones	neutrones
X	5	11	5	6
Y	19	39	19	20
Z	35	80	35	45

b) El elemento con  $Z = 11$  tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^1$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de  $n = 3$  indica que pertenece al **tercer periodo**. Se trata del **sodio (Na)**.

▪ El elemento con  $Z = 35$  tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de  $n = 4$  indica que pertenece al **cuarto periodo**. Se trata del **bromo (Br)**.

c) Los isótopos del elemento Y deben tener el mismo número atómico 19 (igual número de protones), pero diferente número másico (diferente número de neutrones). Por ejemplo, dos isótopos de este elemento serían  ${}_{19}^{39}\text{Y}$  y  ${}_{19}^{40}\text{Y}$ .



d) Si el átomo sodio cede el electrón del subnivel 3s se transforma en el ion  $\text{Na}^+$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

Si el átomo de Br capta un electrón completa el subnivel 4p se transforma en el ion  $\text{Br}^-$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

De acuerdo con la condición de electroneutralidad ambos iones forman un compuesto iónico de fórmula  $\text{NaBr}$ .

4.12. A partir de los elementos de números atómicos 12, 17 y 37. Responda a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
- ¿Cuántos electrones desapareados tiene cada uno de ellos en su estado fundamental?
- ¿Cuáles serían los iones más estables que se obtendrían a partir de los mismos?
- ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?

(Canarias 2004)

▪ Elemento  $Z = 12$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2 y el valor de  $n = 3$  que pertenece al tercer periodo. Se trata del magnesio (Mg).

b) 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”,

la distribución de los electrones en el orbital 3s es:

3s
↑↓

Como se observa, **no presenta electrones desapareados**.

c) Si cede los dos electrones del orbital 3s se transforma en el ion  $\text{Mg}^{2+}$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

▪ Elemento  $Z = 17$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de  $n = 3$  que pertenece al tercer periodo. Se trata del cloro (Cl).

b) De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, **presenta un electrón desapareado**.

c) Si capta un electrón completa el subnivel 3p se transforma en el ion  $\text{Cl}^-$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

▪ Elemento  $Z = 37$

a) Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 5s^1$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 1 y el valor de  $n = 5$  que pertenece al quinto periodo. Se trata del rubidio (Rb).

b) De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en el orbital 5s es:

5s
↑

Como se observa, **presenta un electrón desapareado**.

c) Si cede el electrón del orbital 5s se transforma en el ion  $\text{Rb}^+$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .

d) La electronegatividad de un elemento aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva),  $Z_{\text{ef}}$ .

El tamaño del Rb ( $n = 5$ ) con más capas electrónicas es mayor que los de Mg y Cl ( $n = 3$ ). El Cl ( $Z = 17$ ) tiene mayor número atómico que Mg ( $Z = 12$ ), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva. Por lo tanto, de los tres elementos propuestos, **Cl es el elemento con mayor electronegatividad**, ya que posee menor  $n$  y  $Z_{\text{ef}}$  más elevado.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:

$$\text{Rb} (0,82) < \text{Mg} (1,31) < \text{Cl} (3,16)$$

4.13. Indique justificando brevemente la respuesta, en cada una de las siguientes parejas: Rb-Mg, Mg-Al, B-O, N-O, O-Te; el elemento que tiene:

- a) Mayor tamaño.
- b) Mayor energía de ionización.
- c) Mayor electronegatividad.

(Valencia 2004) (Valencia 2007)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio que pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.
- El elemento cuyo símbolo es B es el boro que pertenece al grupo 13 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 5.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento cuyo símbolo es N es el nitrógeno que pertenece al grupo 15 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

▪ El elemento cuyo símbolo es Te es el telurio que pertenece al grupo 16 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 52.

a) El tamaño de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

b) La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

c) 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.

#### Rb – Mg

- El **tamaño del Rb** ( $n = 5$ ) con más capas electrónicas **es mayor que el del Mg** ( $n = 3$ ).
- Mg ( $s^2$ ) y Rb ( $s^1$ ) tienen similares cargas nucleares efectivas, sin embargo, la **energía de ionización del Mg** ( $n = 3$ ) **es mayor que la del Rb** ( $n = 5$ ) ya que el factor determinante es el valor de  $n$ .
- La **electronegatividad del Mg**, con menor número atómico y similar carga efectiva, **es mayor que la del Rb**.

#### Mg – Al

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el Al que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del Mg** con menor carga efectiva ( $s^2$ ) **es mayor que el del Al**.
- Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 3$ , por lo que este factor no influye a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $E_i(\text{Mg}) (738) > E_i(\text{Al}) (578)$ . Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.
- La **electronegatividad del Al**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del Mg**.

#### B – O

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del B** con menor carga efectiva ( $s^2p^1$ ) **es mayor que el del O**.
- La **energía de ionización del O** con mayor carga efectiva ( $s^2p^4$ ) **es mayor que la del B**.
- La **electronegatividad del O**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del B**.

### N – O

Se trata de elementos del mismo periodo por lo que el factor determinante es la carga efectiva que es mayor en el O que tiene más protones en su núcleo.

- El **tamaño del N** con menor carga efectiva ( $s^2p^3$ ) **es mayor que el del O**.
- Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{ef}(O) > Z_{ef}(N)$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^4$ ) que el segundo ( $s^2p^3$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $E_i(N)$  (1.402)  $> E_i(O)$  (1.314). Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, 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”,

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

- La **electronegatividad del O**, con mayor número atómico y mayor carga efectiva, **es mayor que la del N**.

### O – Te

Se trata de elementos del mismo grupo, con la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante es el número de capas electrónicas  $n$ .

- El **tamaño del Te** ( $n = 5$ ) con más capas electrónicas **es mayor que el del O** ( $n = 2$ ).
- La **energía de ionización del O** ( $n = 2$ ) con menos capas electrónicas y, por tanto, con el electrón más externo más cerca del núcleo **es mayor que la del Te** ( $n = 5$ ).
- La **electronegatividad del O**, con menos capas electrónicas, **es mayor que la del Te**.

Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores para los elementos dados:

Elemento	B	N	O	Mg	Al	Rb	Te
$r / \text{pm}$	83	77	75	160	143	248	143
$E_i / \text{kJ mol}^{-1}$	801	1.402	1.314	738	578	403	869
$\chi$	2,04	3,04	3,44	1,31	1,61	0,82	2,10

4.14. Dados los elementos A ( $Z = 19$ ), B ( $Z = 35$ ) y C ( $Z = 38$ ). Se pide:

- ¿Qué elementos son: nombre, familia y periodo?
- ¿Qué iones más estables formarían cada uno de ellos?
- ¿Cuál de ellos es el más electronegativo?
- ¿Cuál de ellos tendría mayor radio atómico?

(Canarias 2005)

▪ Elemento  $Z = 19$

- Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 1** y el valor de  $n = 4$  que pertenece al **cuarto periodo**. Se trata del **potasio (K)**.
- Si cede el electrón del orbital 4s se transforma en el ion  $\text{K}^+$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

▪ Elemento  $Z = 35$

- Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** y el valor de  $n = 4$  que pertenece al **cuarto periodo**. Se trata del **bromo (Br)**.
- Si capta un electrón completa el subnivel 4p se transforma en el ion  $\text{Br}^-$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  y.

▪ Elemento  $Z = 38$

- Le corresponde una configuración electrónica abreviada  $[\text{Kr}] 5s^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de  $n = 5$  que pertenece al **quinto periodo**. Se trata del **estroncio (Sr)**.
- Si cede los dos electrones del orbital 5s se transforma en el ion  $\text{Sr}^{2+}$  y adquiere una configuración electrónica, muy estable, de gas noble  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$  y.
- La electronegatividad de un elemento aumenta en un:
  - Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal  $n$ .
  - Periodo al aumentar el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El tamaño del Sr ( $n = 5$ ) con más capas electrónicas es mayor que el del Br y K ( $n = 4$ ). El elemento Br ( $Z = 35$ ) tiene mayor número atómico que K ( $Z = 19$ ), por este motivo tiene mayor carga nuclear efectiva. Por lo tanto, de los tres elementos propuestos, **Br es el elemento con mayor electronegatividad**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $\chi$  según Pauling son:

$$\text{K} (0,82) < \text{Sr} (0,92) < \text{Br} (2,96)$$

d) El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

El **radio del K** ( $n = 4$ ) con menos que carga efectiva que el Sr que tiene una capa electrónica más ( $n = 5$ ) **es algo mayor**, y ambos, tienen mayor radio que el Br que tiene la mayor carga efectiva de los tres.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

$$\text{K} (227) > \text{Sr} (215) < \text{Br} (114)$$

4.15. Teniendo en cuenta los datos recogidos en la tabla, referentes a los átomos de tres elementos desconocidos X, Y, Z:

Elemento	Z	A
X	14	28
Y	17	35
Z	20	40

- a) Calcule el número de protones, electrones y neutrones de cada uno.  
 b) Razone cuál será el que tiene mayor tendencia a formar iones positivos y cuál forma iones negativos.  
 c) El tipo de enlace que se puede formar entre X y Z. ¿Cuál sería la fórmula del compuesto?

(Canarias 2005)

a) De acuerdo con los conceptos de nº atómico (Z) y nº másico (A) son:

$$Z = \text{n}^\circ \text{ de protones} = \text{n}^\circ \text{ de electrones (átomo neutro)}$$

$$A = \text{n}^\circ \text{ de protones} + \text{n}^\circ \text{ de neutrones}$$

se puede escribir la siguiente tabla:

Elemento	nº atómico	nº másico	protones	electrones	neutrones
X	14	28	14	14	14
Y	17	35	17	17	18
Z	20	40	20	20	20

b) El elemento X con  $Z = 14$  tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 14** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de  $n = 3$  que pertenece al **tercer periodo**. Se trata del **silicio (Si)**.

Al tener cuatro electrones en su capa de valencia tiene tendencia similar a formar iones positivos o negativos.

▪ El elemento Y ( $Z = 17$ ) tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 17** (es preciso tener en cuenta que el subnivel d no comienza a llenarse hasta el cuarto periodo) y el valor de  $n = 3$  que pertenece al **tercer periodo**. Se trata del **cloro (Cl)**.

Al tener siete electrones en su capa de valencia tiene tendencia a ganar un electrón formando el ion  $\text{Cl}^-$  y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento Z ( $Z = 20$ ) tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^2$ . La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 2** y el valor de  $n = 4$  que pertenece al **cuarto periodo**. Se trata del **calcio (Ca)**.

Al tener dos electrones en su capa de valencia tiene tendencia cederlos formando el ion  $\text{Ca}^{2+}$  y adquirir estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

c) De acuerdo con la condición de electroneutralidad, ambos iones forman un **compuesto iónico de fórmula  $\text{CaCl}_2$** .

4.16. Ordene los elementos sodio ( $Z = 11$ ), magnesio ( $Z = 12$ ), fósforo ( $Z = 15$ ) y cloro ( $Z = 17$ ) según el orden creciente de su:

- Electronegatividad.
- Volumen atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.

(Canarias 2006)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo número atómico es 11 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^1$ . Su carga nuclear efectiva aproximada es 1 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 12 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Su carga nuclear efectiva aproximada es 2 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 15 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Su carga nuclear efectiva aproximada es 5 (coincide con el número de electrones de valencia).
- El elemento cuyo número atómico es 17 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Su carga nuclear efectiva aproximada es 7 (coincide con el número de electrones de valencia).

a) 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 (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ( $n = 3$ ), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor electronegatividad. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

b) El volumen de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico (carga nuclear efectiva).

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ( $n = 3$ ), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene menor volumen. El orden creciente correcto es:

cloro < fósforo < magnesio < sodio

c) La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ( $n = 3$ ), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor energía de ionización. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

d) La afinidad electrónica de un átomo varía de la misma forma que la energía de ionización.

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo ( $n = 3$ ), la mayor carga nuclear efectiva determina cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica. El orden creciente correcto es:

sodio < magnesio < fósforo < cloro

4.17. Las energías de ionización medidas experimentalmente de algunos elementos aparecen en la siguiente tabla:

Elemento	$1^{\text{a}} E_i$ (experimental) (eV)	$1^{\text{a}} E_i$ (calculada) (eV)
H	13,6	
He	24,6	
Li	5,4	
Be	9,3	
B	8,3	
C	11,3	
N	14,5	
O	13,6	
F	17,4	
Ne	21,5	
Na	5,2	
K	4,3	
Rb	4,2	
Cs	3,9	

Asumiendo que el modelo atómico de Bohr es aplicable a todos los átomos, podríamos calcular la energía asociada a cada una de las capas mediante la ecuación  $E = -13,6 Z^2/n^2$  (eV).

- De acuerdo con los datos experimentales indique cómo varía la primera energía de ionización en el segundo periodo y en el grupo 1. Señale las excepciones que observa a las reglas generales y sugiera sus posibles causas.
- Calcule, de acuerdo con el modelo atómico de Bohr, las primeras energías de ionización de los elementos que aparecen en la tabla. Inserte los resultados en la columna correspondiente.
- Analice cuáles son las diferencias y coherencias entre resultados experimentales y calculados para el segundo periodo y el grupo 1.
- Discuta (con argumentos) sobre la validez del modelo atómico de Bohr de acuerdo con los datos anteriores.

(Murcia 2006)

a) La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante.

De acuerdo con esto último, **dentro de un periodo del sistema periódico la energía de ionización aumenta al aumentar en número atómico  $Z$** . No obstante, se registran un par de anomalías:



▪ Be-B

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^1$ ) que el segundo ( $s^2$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, según el enunciado, los valores de la energía de ionización (eV) son,  $E_i(\text{Be}) (9,3) > E_i(\text{B}) (8,3)$ . Esta anomalía se debe a que el único electrón  $p^1$  del boro se encuentra bien protegido por los electrones  $s^2$  y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía.

▪ N-O

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{O}) > Z_{\text{ef}}(\text{N})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2p^4$ ) que el segundo ( $s^2p^3$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N. Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (eV) son,  $E_i(\text{N}) (14,5) > E_i(\text{O}) (13,6)$ . Esta anomalía se debe a que el nitrógeno, 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”,

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

b) Considerando aplicable el modelo de Bohr a los elementos dados, los valores para la energía de ionización (eV) se pueden calcular mediante la expresión anterior:

▪ Periodo 1

$$E_i(\text{H}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{1^2} = 13,6 \text{ eV} \quad E_i(\text{He}) = 13,6 \cdot \frac{2^2}{1^2} = 66,4 \text{ eV}$$

▪ Periodo 2

$$E_i(\text{Li}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{2^2} = 3,4 \text{ eV} \quad E_i(\text{Be}) = 13,6 \cdot \frac{2^2}{2^2} = 13,6 \text{ eV} \quad E_i(\text{B}) = 13,6 \cdot \frac{3^2}{2^2} = 30,6 \text{ eV}$$

$$E_i(\text{C}) = 13,6 \cdot \frac{4^2}{2^2} = 54,4 \text{ eV} \quad E_i(\text{N}) = 13,6 \cdot \frac{5^2}{2^2} = 85,0 \text{ eV} \quad E_i(\text{O}) = 13,6 \cdot \frac{6^2}{2^2} = 122,4 \text{ eV}$$

$$E_i(\text{F}) = 13,6 \cdot \frac{7^2}{2^2} = 166,6 \text{ eV} \quad E_i(\text{Ne}) = 13,6 \cdot \frac{8^2}{2^2} = 217,6 \text{ eV}$$

▪ Grupo 1

$$E_i(\text{Na}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{3^2} = 1,5 \text{ eV} \quad E_i(\text{K}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{4^2} = 0,8 \text{ eV}$$

$$E_i(\text{Rb}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{5^2} = 0,5 \text{ eV} \quad E_i(\text{Cs}) = 13,6 \cdot \frac{1^2}{6^2} = 0,4 \text{ eV}$$

c-d) Los valores calculados obtenidos son coherentes respecto a la variación dentro de un:

- Periodo, aumentan al aumentar  $Z_{ef}$  (excepto las anomalías vistas en el apartado a).
- Grupo, disminuyen al aumentar el valor de  $n$ .

Sin embargo, los valores numéricos calculados difieren notablemente de los valores experimentales. Esto quiere decir que el modelo de Bohr no es aplicable a los elementos en las condiciones dadas. Además, no se están utilizando las cargas nucleares efectivas rigurosas que se debería calcular mediante las reglas de Slater.

4.18. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos de número atómico ( $Z$ ) = 16, 19, 31, 35 y 56, indicando el grupo del sistema periódico al que pertenecen.

(Preselección Valencia 2006)

- El elemento cuyo número atómico es 16 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$  y la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 16 (el tercer periodo no presenta electrones d).
- El elemento cuyo número atómico es 19 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1$  y la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 1.
- El elemento cuyo número atómico es 31 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$  y la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 13.
- El elemento cuyo número atómico es 35 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$  y la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17.
- El elemento cuyo número atómico es 56 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Xe}] 6s^2$  y la suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 2.

4.19. Ordene los siguientes elementos en orden creciente a su radio atómico, justificando la respuesta: Mg, K, Ne, Rb, Ca, Cs, Ar, P, Cl.

(Preselección Valencia 2006)

El radio de un átomo aumenta en un:

- Grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- Periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.
- Ne pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10. De los elementos propuestos es al que le corresponde el menor radio.
- Ar pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 18.
- Cl pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.
- P pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- Mg pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

Los elementos del tercer periodo ( $n = 3$ ) ordenados por tamaño creciente (mayor a menor  $Z$ ):

Ar (18), Cl (17), P (15) y Mg (12).

- **Ca** pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.
- **K** pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

Los elementos del cuarto periodo ( $n = 4$ ) ordenados de menor a mayor tamaño (mayor a menor  $Z$ ): Ca (20) y K (19).

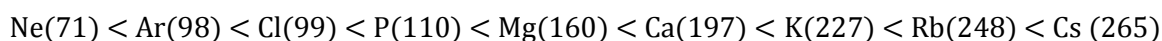
- **Rb** pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.
- **Cs** pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] 6s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.

Finalmente, están los elementos del quinto y sexto periodo, respectivamente, Rb y Cs.

Los elementos propuestos ordenados por tamaño creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:



4.20. De las siguientes parejas de elementos, justifique cuál tiene mayor energía de ionización:

- Mg-Al
- P-S
- K-Se
- Ca-Rb

(Preselección Valencia 2006)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a) Mg - Al

- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia (s<sup>2</sup>p<sup>1</sup>) que el segundo (s<sup>2</sup>). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el único electrón p<sup>1</sup> del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s<sup>2</sup> y los internos. Por lo tanto, se necesita menos energía para arrancar

ese electrón  $p^1$  que para quitar uno de los electrones  $s^2$  apareados del mismo nivel de energía. De acuerdo con lo expuesto, **Mg tiene mayor energía de ionización que Al.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{Mg (738)} > \text{Al (578)}$ .

#### b) P – S

- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{\text{ef}}(\text{S}) > Z_{\text{ef}}(\text{P})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^4$ ) que el segundo ( $s^2 p^3$ ). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, 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”,

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, **P tiene mayor energía de ionización que S.**

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{P (1.012)} > \text{S (1.000)}$ .

#### c) K – Se

- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.
- El elemento cuyo símbolo es Se es el selenio que pertenece al grupo 16 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que al tener el mismo valor de  $n$  este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , del Se ( $s^2 p^4$ ) es mucho mayor que la del K ( $s^1$ ). Por tanto, **la energía de ionización del Se es mayor que la del K.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son,  $\text{Se (941)} > \text{K (419)}$ .

#### d) Ca – Rb

- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.

▪ El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio que pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.

Ambos elementos tienen similar valor de la carga efectiva,  $Z_{ef}$ , ya que se encuentran en grupos contiguos, sin embargo, el valor de  $n$  es mayor para Rb ( $n = 5$ ) que para Ca ( $n = 4$ ). Por tanto, **la energía de ionización del Ca es mayor que la del Rb.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son, Ca (590) > Rb (403).

4.21. El catión sodio y el neón son isoelectrónicos. Para extraer un electrón a un átomo de neón se necesitan 2.081 kJ mol<sup>-1</sup>. Para extraer un electrón a un catión sodio se necesitan 4.562 kJ mol<sup>-1</sup>. Justifique estos valores. ¿Por qué no son iguales estos valores?

(Valencia 2006)

▪ El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>1</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na<sup>+</sup> es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> ya que cede un electrón del orbital 3s.

▪ El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Por tratarse de especies isoelectrónicas, ambas tienen la misma constante de apantallamiento, sin embargo, la carga nuclear efectiva,  $Z_{ef}$  es mayor en el ion sodio que tiene mayor número atómico  $Z$ . Para ambas especies  $n = 2$ , pero como  $Z_{ef}(\text{Na}^+) > Z_{ef}(\text{Ne})$ , se cumple que,  $E_i(\text{Na}^+) > E_i(\text{Ne})$ .

El que **ambos valores no sean iguales es debido a que** aunque el número de electrones que ejercen efecto pantalla entre el núcleo y el electrón más externo es el mismo, **los núcleos de las dos especies químicas son diferentes.**

4.22. Elija, en cada pareja de elementos, aquél que tiene un mayor valor de la primera energía de ionización. Justifique la respuesta.

- H-He
- O-Se
- Li-Be
- P-S
- He-Ne

(Preselección Valencia 2007)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a) H – He

- El elemento cuyo símbolo es H es el hidrógeno que pertenece al grupo 1 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 1.
- El elemento cuyo símbolo es He es el helio que pertenece al grupo 18 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 2.

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo tienen el mismo valor de  $n$ , por lo que es  $Z_{ef}$  el factor determinante del valor de la energía de ionización. Al ser la carga efectiva del He ( $s^2$ ) superior a la del H ( $s^1$ ) la **energía de ionización del He es mayor que la del H**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, He (2.372) > H (1.312).

b) O – Se

Ambos elementos pertenecen al grupo 16 por lo que su configuración electrónica externa es  $ns^2 np^4$ , lo que determina que tengan la misma carga nuclear efectiva. Sin embargo, se diferencian en el valor de  $n$ , es decir, el periodo al que pertenecen, así para el O ( $n = 2$ ) y para el Se ( $n = 4$ ). Por lo tanto, la **energía de ionización del O es mayor que la del Se**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, O (1.314) > Se (941).

c) Li – Be

- El elemento cuyo símbolo es Li es el litio que pertenece al grupo 1 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3.
- El elemento cuyo símbolo es Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que al tener el mismo valor de  $n$  este factor no influye, sin embargo, la carga efectiva,  $Z_{ef}$ , del Be ( $s^2$ ) es mayor que la del Li ( $s^1$ ). Por tanto, la **energía de ionización del Be es mayor que la del Li**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, Be (900) > Li (520).

d) P – S

- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

Ambos elementos pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de  $n = 2$ , lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte,  $Z_{ef}(\text{S}) > Z_{ef}(\text{P})$ , ya que el primero tiene más electrones de valencia ( $s^2 p^4$ ) que el segundo ( $s^2 p^3$ ). Por

tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P. Sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, 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”,

tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, **P tiene mayor energía de ionización que S.**

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, P (1.012) > S (1.000).

#### e) He – Ne

Ambos elementos pertenecen al grupo 18 por lo que sus configuraciones electrónicas respectivas son  $1s^2$  para el He y  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$  para el Ne, lo que determina que tengan, aproximadamente, la misma carga nuclear efectiva. Sin embargo, se diferencian en el valor de  $n$ , es decir, el periodo al que pertenecen, así para el He ( $n = 1$ ) y para el Ne ( $n = 2$ ). Por tanto, la **energía de ionización del He es mayor que la del Ne.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son, He (2.372) > Ne (2.081).

4.23. Ordene los elementos o iones en cada uno de los siguientes grupos en orden decreciente de su de radio atómico o iónico. Justifique la respuesta.

- S, Cl, Si
- Co, Ti, Cr
- Zn, Hg, Cd
- $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$
- $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{P}^{3-}$

(Preselección Valencia 2007)

El radio de una especie química aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

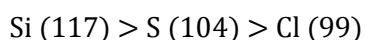
#### a) S, Cl y Si

- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.
- El elemento cuyo símbolo es Si es el silicio que pertenece al grupo 14 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 14.



Los tres elementos pertenecen al tercer periodo ( $n = 3$ ) por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico. Por lo tanto, el orden decreciente de radios es,  $\text{Si} > \text{S} > \text{Cl}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

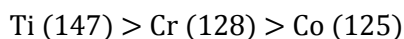


b) Co, Ti y Cr

- El elemento cuyo símbolo es Co es el cobalto que pertenece al grupo 9 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 28.
- El elemento cuyo símbolo es Ti es el titanio que pertenece al grupo 4 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 22.
- El elemento cuyo símbolo es Cr es el cromo que pertenece al grupo 6 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 24.

Los tres elementos pertenecen al cuarto periodo ( $n = 4$ ) por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por su carga nuclear efectiva que depende de su número atómico. Por lo tanto, el orden decreciente de radios es  $\text{Ti} > \text{Cr} > \text{Co}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

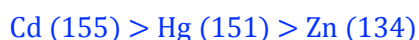


c) Zn, Cd y Hg

- El elemento cuyo símbolo es Zn es el cobalto que pertenece al grupo 12 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cd es el titanio que pertenece al grupo 12 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$ .
- El elemento cuyo símbolo es Hg es el cromo que pertenece al grupo 12 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$ .

Los tres elementos pertenecen al grupo 12, lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número  $n$  que indica el periodo al que pertenecen. Por lo tanto, el orden decreciente de radios debería ser,  $\text{Hg} > \text{Cd} > \text{Zn}$ , sin embargo, el radio del mercurio es ligeramente menor que el del cadmio debido a que el mercurio presenta completo el subnivel 4f y al ser esos electrones poco apantallantes la carga nuclear efectiva es mayor y disminuye el radio del átomo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:



d)  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Ba}^{2+}$

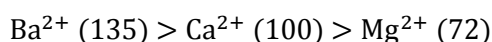
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 3s se convierte en  $\text{Mg}^{2+}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .



- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 4s se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^2$ , y si pierde los dos electrones del orbital 6s se convierte en  $\text{Ba}^{2+}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ .

Los tres elementos pertenecen al grupo 2 lo que hace que tengan la misma carga nuclear efectiva, por lo que el factor determinante del tamaño viene dado por el valor del número  $n$  que indica el periodo al que pertenecen. Por lo tanto, el orden decreciente de radios (pm) es  $\text{Ba}^{2+} > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

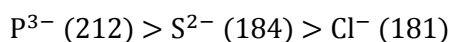


e)  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{P}^{3-}$

- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. Si gana dos electrones completa el orbital 3p y se convierte en  $\text{S}^{2-}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro que pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. Si gana un electrón completa el orbital 3p y se convierte en  $\text{Cl}^-$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo que pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15. Si gana tres electrones completa el orbital 3p y se convierte en  $\text{P}^{3-}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por lo tanto, el orden decreciente de radios (pm) es  $\text{P}^{3-} > \text{S}^{2-} > \text{Cl}^-$ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:



4.24. Razone si los iones  $\text{F}^-$  y  $\text{Na}^+$  son isoelectrónicos. En caso afirmativo, justifique cuál de las dos especies tendría mayor tamaño.

(Canarias 2008) (Canarias 2011)

- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ , y si capta un electrón completa el orbital 2p y se convierte en  $\text{F}^-$  adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es Na es el sodio que pertenece al grupo 1 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^1$ , y si cede el electrón del orbital 3s y se convierte en  $\text{Na}^+$  adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ .

Como se observa, ambos iones tienen la misma configuración electrónica por lo que se trata de **especies isoelectrónicas**.

Para ver cuál de ellos es el de mayor tamaño, se debe tener en cuenta que ambos iones tienen el mismo número de electrones, pero el ion  $F^-$ , de acuerdo con su número atómico, tiene 9 protones, mientras que el ion  $Na^+$  tiene 11. Además, en el ion  $F^-$ , aumentan las fuerzas de repulsión entre los electrones al alojar un electrón más en su última capa. Por lo tanto, al tener menos protones, **el ion  $F^-$  tiene mayor tamaño que el ion  $Na^+$** .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son,  $F^-$  (133) >  $Na^+$  (97)

(El enunciado propuesto en 2011 es similar).

4.25. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: K, Al, Ca, Ar, Ba, Ne, S y Mg.

(Preselección Valencia 2008)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.
- El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[He] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10. De los elementos propuestos es al que le corresponde el menor radio.
- El elemento cuyo símbolo es Ar es el argón que pertenece al grupo 18 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 18.
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El elemento cuyo símbolo es Al es el aluminio que pertenece al grupo 13 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2 3p^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13.
- El elemento cuyo símbolo es Mg es el magnesio que pertenece al grupo 2 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ne] 3s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

Los elementos del tercer periodo ( $n = 3$ ) ordenados por tamaño creciente (mayor a menor  $Z$ ) son: Ar (18), S (16), Al (13) y Mg (12).

- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20.
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio que pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Ar] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19.

Los elementos del cuarto periodo ( $n = 4$ ) ordenados por tamaño creciente (mayor a menor  $Z$ ): Ca (20) y K (19).

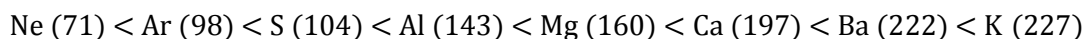
- El elemento cuyo símbolo es Ba es el bario que pertenece al grupo 2 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[Xe] 6s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.

Como  $Z_{\text{ef}}(\text{Ba}) > Z_{\text{ef}}(\text{K})$ , este factor es el determinante, aunque el Ba tenga más capas electrónicas ( $n = 6$ ), y motiva que su radio sea algo menor que el del K.

Los elementos propuestos ordenados por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



4.26. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía necesaria para arrancar un electrón: Ne, O, Na, F y  $\text{Mg}^{2+}$ .

(Preselección Valencia 2008)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

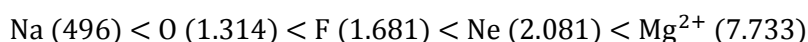
Elemento	O	F	Ne	Na	$\text{Mg}^{2+}$
Z	8	9	10	11	12
Estr. Electr.	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2 2p^6$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	6	7	8	1	> 8
$n$	2	2	2	3	2

De los elementos propuestos, el que presenta menor energía de ionización es el que tiene menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  y mayor valor de  $n$ . Se trata del Na. Le siguen los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ): O ( $Z_{\text{ef}} = 6$ ), F ( $Z_{\text{ef}} = 7$ ) y Ne ( $Z_{\text{ef}} = 8$ ) y finalmente,  $\text{Mg}^{2+}$  ( $Z_{\text{ef}} > 8$ ) ya que ha perdido los dos electrones de su capa más externa y tiene carga máxima.

Por lo tanto, las especies propuestas ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



4.27. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad, justificando la respuesta: Cl ( $Z = 17$ ), Mg ( $Z = 12$ ), F ( $Z = 9$ ), Si ( $Z = 14$ ), Na ( $Z = 11$ ) y P ( $Z = 15$ ).

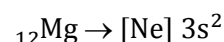
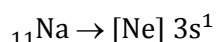
(Valencia 2008)

La electronegatividad,  $\chi$ , 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,  $E_i$ , y de la afinidad electrónica,  $E_{\text{ea}}$ , 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.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

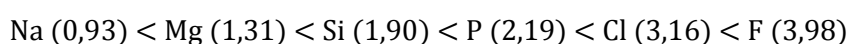


- El F es el único elemento que pertenece al segundo periodo ( $n = 2$ ) y además tiene siete electrones de valencia y por ello mayor carga efectiva, lo que hace que tenga la máxima electronegatividad del sistema periódico.
- El resto de los elementos pertenecen al tercer periodo ( $n = 3$ ) por lo que su electronegatividad aumenta con el número atómico, es decir, con el número de electrones de valencia: Na, Mg, Si, P y Cl.

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos en orden creciente de electronegatividad son:



Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores de  $\chi$  (escala de Pauling):



4.28. Un elemento del tercer periodo tiene las siguientes energías de ionización sucesivas ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ):

$$E_{i_1} = 786,5 \quad E_{i_2} = 1.577 \quad E_{i_3} = 3.232 \quad E_{i_4} = 4.356 \quad E_{i_5} = 16.090.$$

Identifique dicho elemento justificando la respuesta.

(Valencia 2008)

Teniendo en cuenta que se trata de un elemento del tercer periodo, su configuración electrónica debería ser:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^x 3p^y$ , siendo x e y el número de electrones en la capa más externa.

Suponiendo que la energía de ionización,  $E_i$ , es proporcional a la carga nuclear efectiva,  $Z_{\text{ef}}$ , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de  $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$  determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación  $E_i/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$ .

$$E_{i_1} = \frac{786,5}{1} = 786,5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{1.577}{2} = 788,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Para los dos primeros valores de las energías de ionización sucesivas, se cumple que,  $E_{i_1} \approx E_{i_2}$ , lo que indica que los dos primeros electrones, más externos, están situados en sendos orbitales 3p.

$$E_{i_3} = \frac{3.232}{3} = 1.077 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_4} = \frac{4.356}{4} = 1.089 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Para los dos valores siguientes, se cumple que,  $E_{i_3} \approx E_{i_4}$ . Como estos valores son mayores que los anteriores, esto indica que los dos siguientes electrones están situados en el orbital anterior, 3s.

$$E_{i_5} = \frac{16.090}{5} = 3.218 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Finalmente, el valor,  $E_{i_5}$  mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital 2p.

El elemento cuya configuración electrónica externa es  $3s^2 3p^2$  está situado en el grupo 14 y el valor de  $n = 3$  indica que se trata del **silicio**.

4.29. Ordene los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico, justificando la respuesta: F, Sn, Br, O, He, Rb, Ne, As.

(Preselección Valencia 2009)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.
- El elemento cuyo símbolo es He es el helio que pertenece al grupo 18 y periodo 1 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica es  $1s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 2. Le corresponde el menor radio de todos los elementos propuestos y del sistema periódico.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El elemento cuyo símbolo es F es el flúor que pertenece al grupo 17 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.
- El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

Los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ) en orden creciente de tamaño (mayor a menor  $Z$ ): Ne (10), F (9) y O (8).

- El elemento cuyo símbolo es As es el arsénico que pertenece al grupo 15 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 33.
- El elemento cuyo símbolo es Br es el bromo que pertenece al grupo 17 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 35.

Siguen los elementos del cuarto periodo ( $n = 4$ ) en orden creciente de tamaño (mayor a menor  $Z$ ): Br (35) y As (33).

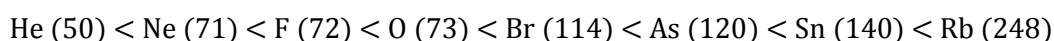
- El elemento cuyo símbolo es Rb es el rubidio que pertenece al grupo 1 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 37.
- El elemento cuyo símbolo es Sn es el estaño que pertenece al grupo 14 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 50.

Finalmente, los elementos del quinto periodo ( $n = 5$ ) en orden creciente de tamaño (mayor a menor  $Z$ ): Sn (50) y Rb (37).

De acuerdo con lo expuesto, los elementos propuestos en orden creciente de radio son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:



4.30. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: Ge, O, Ca, Si, Rb, Ne, N.

(Preselección Valencia 2009)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	Ne	Si	Ca	Ge	Rb
$Z$	7	8	10	14	20	32	37
Estr. Electr.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ar] $4s^2$	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2 4p^2$	[Kr] $5s^1$
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	5	6	8	4	2	4	1
$n$	2	2	2	3	4	4	5

De los elementos propuestos, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de  $Z_{\text{ef}}$  y mayor valor de  $n$ . Se trata del Rb y le siguen los elementos del cuarto periodo Ca ( $Z_{\text{ef}} = 2$ ) y Ge ( $Z_{\text{ef}} = 4$ ), a continuación, el Si, elemento del tercer periodo y finalmente, los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ): N ( $Z_{\text{ef}} = 5$ ), O ( $Z_{\text{ef}} = 6$ ) y Ne ( $Z_{\text{ef}} = 8$ ), este último es el que posee el valor más alto de la energía de ionización de los elementos propuestos.

En el caso de la pareja N–O, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el nitrógeno, 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”,

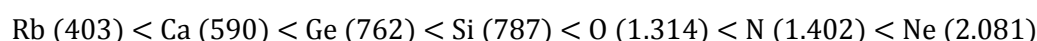
tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, N tiene mayor energía de ionización que O.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s	2p			2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Por lo tanto, los elementos propuestos ordenados de menor a mayor energía de ionización son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



4.31. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: O, Ne, Li<sup>+</sup>, F, Be<sup>2+</sup>.

(Preselección Valencia 2010) (Preselección Valencia 2012)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	O	F	Ne
$Z$	3	4	8	9	10
Estr. Electr.	1s <sup>2</sup>	1s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	> 2	>> 2	6	7	8
$n$	1	1	2	2	2

De las especies propuestas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de  $Z_{ef}$  y mayor valor de  $n$ .

El O ( $Z_{ef} = 6$ ) es un elemento del segundo periodo del sistema periódico ( $n = 2$ ) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos. Le siguen los otros elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ), F ( $Z_{ef} = 7$ ) y Ne ( $Z_{ef} = 8$ ). A continuación, el ion Li<sup>+</sup> ( $n = 1$ ), y un  $Z_{ef}$  muy elevado por tratarse de un ion. Finalmente, el ion Be<sup>2+</sup> ( $n = 1$ ), y un  $Z_{ef}$  mayor que el del Li<sup>+</sup>, es la especie que posee el valor más alto de la energía de ionización de todas las especies dadas.

Por lo tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  (kJ mol<sup>-1</sup>) son:

$$O (1.314) < F (1.681) < Ne (2.081) < Li^{+} (7.297) < Be^{2+} (14.846)$$

4.32. Ordene los siguientes iones en orden creciente de su radio iónico, justificando la respuesta: Cl<sup>-</sup>, P<sup>3-</sup>, Ca<sup>2+</sup>, S<sup>2-</sup>, K<sup>+</sup>.

(Preselección Valencia 2010) (Preselección Valencia 2011)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El elemento cuyo símbolo es Cl es el cloro y pertenece al grupo 17 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. Si gana un electrón y completa el orbital 3p se convierte en Cl<sup>-</sup> y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>.
- El elemento cuyo símbolo es P es el fósforo y pertenece al grupo 15 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15. Si gana tres electrones y completa el orbital 3p se convierte en P<sup>3-</sup> y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>.



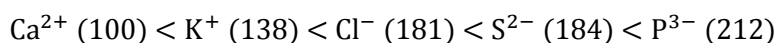
- El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio y pertenece al grupo 2 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. Si cede los dos electrones del orbital 4s y se convierte en  $\text{Ca}^{2+}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre y pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. Si gana dos electrones y completa el orbital 3p se convierte en  $\text{S}^{2-}$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .
- El elemento cuyo símbolo es K es el potasio y pertenece al grupo 1 y periodo 4 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. Si cede el electrón del orbital 4s y se convierte en  $\text{K}^+$  y adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble,  $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$ .

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente (pm) son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio iónico (pm) son:



4.33. Dados los elementos A ( $Z = 6$ ), B ( $Z = 9$ ) y C ( $Z = 19$ ) y sin necesidad de tener que identificarlos, se pide:

- El número de electrones de valencia de cada uno.
- Indique cuáles son metales y cuáles no metales.
- La fórmula de los compuestos que B puede formar con todos los demás, indicando cuáles son iónicos y cuáles covalentes.
- El elemento que presentará mayor afinidad electrónica.
- El elemento menos electronegativo.

(Canarias 2011)

- Elemento  $Z = 6$

a-b) El elemento A cuyo número atómico es 6 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ . Tiene **cuatro electrones de valencia** y forma enlaces covalentes compartiendo cuatro electrones con otros átomos, se trata de un **no metal**.

- Elemento  $Z = 9$

a-b) El elemento B cuyo número atómico es 9 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ . Tiene **siete electrones de valencia** y tiende a captar (formando un enlace iónico) o a compartir un electrón con otro átomo (formando un enlace covalente), se trata de un **no metal**.

- Elemento  $Z = 19$

a-b) El elemento C cuyo número atómico es 19 tiene la configuración electrónica abreviada  $[\text{Ar}] 4s^1$ . Tiene **un electrón de valencia** y tiende a ceder un electrón a otro átomo formando un enlace iónico, se trata de un **metal**.

c) La **fórmula** más probable para la combinación de B con A es  **$\text{AB}_4$** , ya que A comparte cuatro electrones mientras que B solo uno para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas noble. Al tratarse de elementos que no tienden a ceder electrones el enlace es predominantemente **covalente**.



La **fórmula** más probable para la combinación de B con C es **CB**, ya que C cede un electrón mientras que B lo capta para conseguir ambos una estructura electrónica muy estable de gas noble. Al tratarse de elementos que uno de ellos tiende a ceder electrones y el otro a captarlos el enlace es predominantemente **iónico**.

d) De los tres elementos propuestos el que presenta **mayor afinidad electrónica** es del número atómico,  $Z = 9$  ya que tiene siete electrones de valencia y tiene una elevada tendencia a completar su capa de valencia captando o compartiendo un único electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

e) De los tres elementos propuestos el que presenta menor electronegatividad es del número atómico,  $Z = 19$  ya que tiene un único electrón de valencia y tiene una elevada tendencia a cederlo para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

4.34. Ordene, justificando la respuesta, las siguientes especies químicas de menor a mayor energía para arrancar un electrón: S, Si, Rb, Na<sup>+</sup>, Ar, P.

(Preselección Valencia 2011)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na <sup>+</sup>	Si	P	S	Ar	Rb
$Z$	11	14	15	16	18	37
Estr. Elect.	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	[Ar] 5s <sup>1</sup>
$Z_{ef}$ (aprox.)	> 8	4	5	6	8	1
$n$	2	3	3	3	3	5

De las especies propuestas, la que presenta menor energía de ionización es la que tenga menor valor de  $Z_{ef}$  y mayor valor de  $n$ . El Rb ( $Z_{ef} = 1$ ) elemento del quinto periodo del sistema periódico ( $n = 5$ ) por lo que tiene la menor energía de ionización de todos ellos, le siguen los elementos del tercer periodo ( $n = 3$ ), Si, ( $Z_{ef} = 4$ ), P ( $Z_{ef} = 5$ ), S ( $Z_{ef} = 6$ ) y Ar ( $Z_{ef} = 8$ ) y, finalmente, el ion Na<sup>+</sup> ( $n = 2$ ) con un valor de  $Z_{ef}$  muy alto por tratarse de un ion, es la especie que posee mayor energía de ionización de todas las propuestas.

En el caso de la pareja P–S, la energía de ionización del S debería ser mayor que la del P, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que el fósforo, 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”,

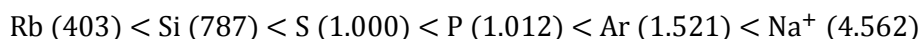
tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, mientras que el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón. De acuerdo con lo expuesto, **P tiene mayor energía de ionización que S**.

Fósforo				Azufre			
3s		3p		3s		3p	
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Por lo tanto, las especies ordenadas de menor a mayor energía de ionización son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



4.35. Dados los elementos, Na ( $Z = 11$ ), magnesio ( $Z = 12$ ), K ( $Z = 19$ ) y Ca ( $Z = 20$ ), indique, razonando la respuesta, cuál de ellos es el que necesitará más energía para que se ionice perdiendo un electrón.

(Canarias 2012)

La energía de ionización,  $E_i$ , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico  $Z$ , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

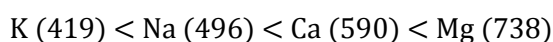
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	K	Ca
$Z$	11	12	19	20
Estr. Elect.	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>
$Z_{\text{ef}}$ (aprox.)	1	2	1	2
$n$	3	3	4	4

De las especies propuestas, la que presenta mayor energía de ionización es la aquella que tenga mayor valor de  $Z_{\text{ef}}$  y menor valor de  $n$ . De acuerdo con los valores de tabla, se trata del **Mg**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de  $E_i$  ( $\text{kJ mol}^{-1}$ ) son:



4.36. Ordene las siguientes especies en orden creciente de su radio, justificando la respuesta:  $\text{Be}^{2+}$ , Sr, Ne, O, Cs y S.

(Preselección Valencia 2012)

El radio de un átomo aumenta en un:

- grupo al aumentar el valor del número cuántico principal  $n$ .
- periodo al disminuir el valor del número atómico y con ello su carga nuclear efectiva.

Las especies de menor tamaño serán las correspondientes a los elementos del segundo periodo ( $n = 2$ ):

- El elemento cuyo símbolo es Be es el berilio que pertenece al grupo 2 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s<sup>2</sup>. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4. Si pierde los dos electrones del orbital 2s se transforma en el ion  $\text{Be}^{2+}$  que debido

a la gran carga nuclear efectiva que posee reduce considerablemente su tamaño y por ello es la especie de menor tamaño.

- El elemento cuyo símbolo es Ne es el neón que pertenece al grupo 18 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento cuyo símbolo es O es el oxígeno que pertenece al grupo 16 y periodo 2 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.

Les sigue, la especie perteneciente al tercer periodo ( $n = 3$ ):

- El elemento cuyo símbolo es S es el azufre que pertenece al grupo 16 y periodo 3 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.

A continuación, la especie perteneciente al quinto periodo ( $n = 5$ ):

- El elemento cuyo símbolo es Sr es el estroncio que pertenece al grupo 2 y periodo 5 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Kr}] 5s^2$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 38.

Finalmente, la especie perteneciente al sexto periodo ( $n = 6$ ):

- El elemento cuyo símbolo es Cs es el cesio que pertenece al grupo 1 y periodo 6 del sistema periódico por lo que su configuración electrónica abreviada es  $[\text{Xe}] 6s^1$ . Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.

Por lo tanto, las especies ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio iónico (pm) son:

