



Asturias – 2026

## XL OLIMPIADA QUÍMICA ASTURIAS – 2026

### CUESTIONES

1. Se disuelven 5,85 g de cloruro de sodio en agua completando el volumen hasta 200 mL de disolución. Se toman 5 mL de esta disolución y se vierten en un matraz aforado de 100 mL, añadiendo agua hasta el aforo. La concentración de esta última disolución es:

- a. 0,025 M
- b. 0,050 M
- c. 0,075 M
- d. 0,100 M

#### Solución

La cantidad, en mol, de NaCl ( $M = 58,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) que se disuelve en 200 mL de disolución es

$$5,85 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,45 \text{ g de NaCl}} = 0,1 \text{ mol de NaCl}$$

La concentración de NaCl en la disolución inicial es

$$[\text{NaCl}]_i = \frac{0,1 \text{ mol de NaCl}}{0,2 \text{ L de disolución}} = 0,5 \text{ M}$$

En 5 mL de esta disolución hay

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ L de disolución} \cdot \frac{0,5 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ L de disolución}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaCl}$$

La concentración de NaCl en la disolución final es

$$[\text{NaCl}]_f = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaCl}}{0,1 \text{ L de disolución}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M} = 0,025 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**

2. En dos recipientes, A y B, de igual volumen, que se encuentran a la misma temperatura, hay la misma masa en gramos de oxígeno y de nitrógeno. Si los dos gases presentan comportamiento ideal:

- a. Ambos recipientes contienen el mismo número de moles de gas
- b. Hay mayor número de moléculas en el recipiente que contiene oxígeno
- c. La presión es mayor en el recipiente que contiene nitrógeno
- d. Faltan datos para poder dar las respuestas anteriores

#### Solución

Puesto que la masa molar del oxígeno ( $M = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) es mayor que la correspondiente al nitrógeno ( $M = 28 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ), resulta que  $n(\text{N}_2) > n(\text{O}_2)$ . Si aplicamos la ecuación de los gases ideales a los dos gases

$$p(\text{N}_2) \cdot V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot R \cdot T \qquad p(\text{O}_2) \cdot V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T$$

Puesto que los valores de  $V$ ,  $R$  y  $T$  son los mismos para los dos gases, si dividimos una expresión entre la otra obtenemos

$$\frac{p(\text{N}_2)}{p(\text{O}_2)} = \frac{n(\text{N}_2)}{n(\text{O}_2)} > 1 \qquad \text{En consecuencia} \quad p(\text{N}_2) > p(\text{O}_2)$$

La respuesta correcta es la **c**

3. Analizamos unas muestras de óxidos de nitrógeno y obtenemos los siguientes resultados.

De ellos podemos deducir que las muestras pertenecen a:

- Un único compuesto
- Dos compuestos
- Tres compuestos
- Cuatro compuestos**

Muestra	I	II	III	IV	V
g(N)	0,50	1,20	3,10	0,60	0,73
g(O)	0,57	0,96	3,54	1,03	0,70

### Solución

Utilizando las masas atómicas  $A(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  y  $A(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , podemos calcular las relaciones atómicas de los dos elementos en las diferentes muestras y, a partir de ellas, la fórmula empírica del compuesto que representan.

$$\text{Muestra I: } n(N) = \frac{0,50 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,036; \quad n(O) = \frac{0,57 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,036; \quad \text{Relación } 1:1; \quad \text{Fórmula empírica: NO}$$

$$\text{Muestra II: } n(N) = \frac{1,20 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,086; \quad n(O) = \frac{0,96 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,06; \quad \text{Relación } 1,5:1; \quad \text{Fórmula empírica: N}_3\text{O}_2$$

$$\text{Muestra III: } n(N) = \frac{3,10 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,221; \quad n(O) = \frac{3,54 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,221; \quad \text{Relación } 1:1; \quad \text{Fórmula empírica: NO}$$

$$\text{Muestra IV: } n(N) = \frac{0,60 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,043; \quad n(O) = \frac{1,03 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,064; \quad \text{Relación } 1:1,5; \quad \text{Fórmula empírica: N}_2\text{O}_3$$

$$\text{Muestra V: } n(N) = \frac{0,73 \text{ g}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,052; \quad n(O) = \frac{0,70 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,044; \quad \text{Relación } 1,18:1; \quad \text{Fórmula empírica: N}_7\text{O}_6$$

Las muestras I y III corresponden al mismo compuesto. En consecuencia, las muestras pertenecen a cuatro compuestos. La respuesta correcta es la **d**

### ALTERNATIVA

La ley de las proporciones definidas (ley de Proust) establece que un compuesto químico determinado contiene siempre los mismos elementos en la misma proporción de masas, sin importar la cantidad o el origen del compuesto. Para resolver la cuestión planteada basta con calcular la relación, en masa, del oxígeno y del nitrógeno en cada uno de las muestras del enunciado.

$$\text{Muestra I: } \frac{m(O)}{m(N)} = \frac{0,50}{0,57} = 0,877 \quad \text{Muestra II: } \frac{m(O)}{m(N)} = \frac{1,20}{0,96} = 1,25 \quad \text{Muestra III: } \frac{m(O)}{m(N)} = \frac{3,10}{3,54} = 0,876$$

$$\text{Muestra IV: } \frac{m(O)}{m(N)} = \frac{0,60}{1,03} = 0,582 \quad \text{Muestra V: } \frac{m(O)}{m(N)} = \frac{0,73}{0,70} = 1,043$$

Las muestras I y III corresponden al mismo compuesto. En consecuencia, las muestras pertenecen a cuatro compuestos. La respuesta correcta es la **d**

4. De las siguientes afirmaciones:

- En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos
- En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0°C y 1 atm, hay el número de Avogadro de átomos de oxígeno
- En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura)
- En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos

Son ciertas:

- La I**

- b. La I y la II
- c. La II y la III
- d. La II y la IV

### Solución

I. **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

II. **Falso**. Un volumen de 22,4 L, a 0 °C y 1 atm, constituyen 1 mol de gas ideal y, de acuerdo con la ley de Avogadro, está integrado por  $N_A$  moléculas.

III y IV. **Falso**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de moles de las especies iniciales no tiene por qué ser el mismo que el número de moles de las especies finales, ni tampoco el volumen que ocupan en determinadas condiciones de presión y temperatura.

La respuesta correcta es la **a**

5. En presencia de un catalizador el nitrógeno reacciona con el hidrógeno para formar amoníaco. Cuando reaccionan 2 L de nitrógeno con una cantidad suficiente de hidrogeno (todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura), la cantidad de amoníaco que se obtiene es:

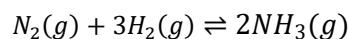
- a. Dos moles
- b. Cuatro moles
- c. Dos litros
- d. Cuatro litros

### Solución

De la aplicación de la ecuación de estado de los gases ideales con la condición de p, T constantes, se deduce la expresión

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{p}{R \cdot T} \cdot V \quad n = k \cdot V \quad \text{para } V = 2L \quad n = k \cdot 2$$

La reacción de formación de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno tiene la forma



De acuerdo con su estequiometría, y teniendo en cuenta que el nitrógeno es el reactivo limitante, a partir de  $2k$  mol de nitrógeno se forman  $4k$  mol de amoníaco, que suponen un volumen de  $V = \frac{n}{k} = \frac{4k}{k} = 4L$

La respuesta correcta es la **d**

### ALTERNATIVA

Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación que representa la formación de amoníaco y puesto que todos los gases que intervienen en la reacción se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, la aplicación de la ley de los volúmenes de combinación (ley de Gay-Lussac) a la citada reacción, permite deducir que a partir de 2 L de  $N_2(g)$  se obtendrán 4 L de  $NH_3(g)$ . La respuesta correcta es la **d**

6. La fórmula empírica de un compuesto es  $CH_2$ . En estado gaseoso su densidad en condiciones normales es 2,5 g/l. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- a.  $C_2H_4$
  - b.  $C_3H_6$
  - c.  $C_4H_8$
  - d.  $C_5H_{10}$

### Solución

A la fórmula empírica indicada ( $CH_2$ ) le corresponde una masa molar  $M_{empírica} = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . La fórmula molecular del compuesto tendrá unos subíndices que serán los que aparecen en la fórmula molecular multiplicados por un número entero. En consecuencia, su masa molar será la masa molar que corresponde a la fórmula empírica multiplicada por el mismo factor. El problema se resuelve calculando ese factor. A partir de la ecuación de estado

de los gases ideales, se deduce una expresión para calcular la masa molar de un gas en unas determinadas condiciones  $M = \frac{d}{p} \cdot R \cdot T$  con  $d = 2,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $p = 1 \text{ atm}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $T = 273,15 \text{ K}$

$M_{\text{molecular}} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . El factor de multiplicación se obtiene a partir de la relación  $\frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{empírica}}} = \frac{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4$

Por tanto, la fórmula molecular es  $\text{C}_{1 \times 4} \text{H}_{2 \times 4} = \text{C}_4 \text{H}_8$ . La respuesta correcta es la **c**

7. Se mezclan 200 mL de una disolución de cloruro de magnesio de concentración 2 M con 400 mL de otra disolución de la misma sal de concentración 2,5 M. Al conjunto se añaden 100 mL de agua. ¿Cuál es la molaridad de cada una de las especies presentes en la disolución resultante si se supone que los volúmenes son aditivos?

- $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 2 \text{ M}$
- $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 4 \text{ M}$
- $[\text{Mg}^{2+}] = 0,2 \text{ M}$ ;  $[\text{Cl}^-] = 0,4 \text{ M}$
- $[\text{Mg}^{2+}] = 2 \text{ M}$ ;  $[\text{Cl}^-] = 4 \text{ M}$

#### Solución

En disolución acuosa, el cloruro de magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ) se encuentra totalmente dissociado en los iones que lo forman de acuerdo con la expresión  $\text{MgCl}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$ . Por tanto, la concentración de los iones en la disolución final dependerá de la concentración del  $\text{MgCl}_2$  en esa disolución. Para calcular esa concentración necesitamos conocer el número total de moles de  $\text{MgCl}_2$  que hay en los 0,7 L de disolución final.

$$n_{\text{final}}(\text{MgCl}_2) = n_{2\text{M}}(\text{MgCl}_2) + n_{2,5\text{M}}(\text{MgCl}_2)$$

$$n_{\text{final}}(\text{MgCl}_2) = 0,2 \text{ L de disolución} \cdot \frac{2 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L disolución}} + 0,4 \text{ L de disolución} \cdot \frac{2,5 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L disolución}} = 1,4 \text{ mol de MgCl}_2$$

$$[\text{MgCl}_2]_{\text{final}} = \frac{1,4 \text{ mol de MgCl}_2}{0,7 \text{ L disolución}} = 2 \text{ M}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción de disociación, las concentraciones de las especies en disolución son:  $[\text{Mg}^{2+}]_{\text{final}} = 2 \text{ M}$ ;  $[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 4 \text{ M}$ . La respuesta correcta es la **d**.

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

- +1
- +2
- +1 y +2
- +2, +4 y +6

#### Solución

El elemento X tiene  $Z = 20$  y, en consecuencia, el átomo neutro tiene 20 electrones. Un átomo de este elemento tiene la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Para formar compuestos, los átomos de este elemento tenderán a perder los dos electrones del nivel 4s, para formar iones dipositivos, y adquirir la configuración de gas noble. Por tanto, el estado de oxidación más común de estos átomos es +2. La respuesta correcta es la **b**.

9. Para el litio, un metal blando, ligero y reactivo. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la estructura  $1s^2 2s^2$ .
- $2s^1$  representa el electrón de valencia.
- El ion litio(+1) tiene de estructura electrónica  $1s^1 2s^1$ .
- Su máximo grado de oxidación estable es +3.

#### Solución

Los átomos de Li tienen una configuración electrónica  $1s^2 2s^1$ . Para formar enlaces, la tendencia de los átomos de Li es a perder el electrón de valencia  $2s^1$  y formar iones  $\text{Li}^+$ . Luego la propuesta **a es falsa**. La configuración

electrónica del ión  $\text{Li}^+$  es  $1s^2$ , la propuesta **c es falsa**. La formación de iones  $\text{Li}^{3+}$  exige un elevadísimo coste energético, que no está compensado por la formación de enlaces. En consecuencia, la propuesta **d es falsa**. La **respuesta correcta es la b**

10. Respecto a los elementos X ( $Z = 8$ ) e Y ( $Z = 12$ ):

- I. El volumen atómico de X es menor que el de Y
- II. Y forma fácilmente iones negativos
- III. Y es más electronegativo que X
- IV. Se unen formando un compuesto de fórmula  $\text{YX}_2$

son ciertas las afirmaciones:

a. I

b. I y II

c. I y III

d. III y IV

### Solución

Para X ( $Z = 8$ ) la configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^4$ . El elemento se encuentra en el período 2, grupo 16 de la tabla periódica. Para Y ( $Z = 12$ ) la configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . El elemento se encuentra en el período 3, grupo 2.

I. Puesto que en la tabla periódica el volumen atómico aumenta al aumentar el número del período,  $V(X) < V(Y)$ .

**VERDADERA**

II. Considerada la configuración electrónica de los átomos de Y, se deduce que estos átomos tienen tendencia a formar iones dipositivos y adquirir la configuración de gas noble. **FALSA**

III. En la tabla periódica, la tendencia de la electronegatividad es a aumentar de izquierda a derecha en un período y a disminuir al aumentar el número del período. Considerando la situación de los elementos X e Y en la tabla periódica, se deduce que  $E(X) > E(Y)$ . **FALSA**

IV. Considerando las configuraciones electrónicas, podemos deducir que los átomos de X tienen tendencia a formar iones  $\text{X}^{2-}$  y los de Y a formar iones  $\text{Y}^{2+}$ , por lo que es de esperar que formen compuestos de estequiometría  $\text{YX}$ . **FALSA**

La respuesta correcta es la **a**

11. Entre los compuestos  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CaO}$  y  $\text{Br}_2\text{O}_5$ , el que tiene más carácter iónico en los enlaces que presenta es:

a.  $\text{Al}_2\text{O}_3$

b.  $\text{CO}_2$

c. **CaO**

d.  $\text{Br}_2\text{O}_5$

### Solución

- El  $\text{Al}_2\text{O}_3$  es un sólido cristalino en cuya estructura se detectan iones  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{O}^{2-}$  que interactúan mediante enlace iónico. El catión  $\text{Al}^{3+}$  es muy polarizante y provoca la polarización del anión  $\text{O}^{2-}$ . En consecuencia, el enlace en este compuesto es mayoritariamente iónico, pero con una cierta participación de enlace covalente debido a esa polarización.
- El  $\text{CO}_2$  es una sustancia con enlaces covalentes C-O. La diferencia de electronegatividades entre el C (2,55) y el O (3,44), provoca un cierto carácter iónico al enlace, aunque poco significativo.
- El  $\text{CaO}$  es un sólido cristalino que presenta enlace iónico entre los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{O}^{2-}$ . El catión  $\text{Ca}^{2+}$  es muy poco polarizante, por lo que la participación del enlace covalente entre estos iones es prácticamente despreciable.

- El  $\text{Br}_2\text{O}_5$  es un compuesto con enlaces covalentes entre el Br y el O. La diferencia de electronegatividad entre los dos elementos es relativamente baja, Br (2,96) y O (3,44), por lo que la participación iónica en el enlace es prácticamente nula.

En consecuencia, la respuesta correcta es la **c**

12. Indique la respuesta correcta:

- La energía para separar dos átomos de  $\text{Cl}_2$  es de 7,87 kJ/mol y la energía para quitar un átomo de Ar de sus vecinos sobre una superficie cristalina de Ar es de 239,3 kJ/mol.
- Las fuerzas de Van der Waals son de tipo electrostático.
- Las fuerzas de Van der Waals aumentan con la temperatura.
- El punto de fusión del sólido HBr es mayor que el del sólido HI.

### Solución

a) En la molécula  $\text{Cl}_2$  los átomos están unidos por un enlace covalente. En el caso del Ar, sus átomos están unidos por fuerzas de Van der Waals. Puesto que estas fuerzas son mucho más débiles que la interacción covalente que opera en la molécula  $\text{Cl}_2$ , la energía requerida para separar los dos átomos de cloro en esta molécula es mucho mayor que la necesaria para separar un átomo de Ar de la superficie cristalina. **FALSA**

b) Las fuerzas de Van der Waals se generan entre especies, atómicas o moleculares, que pueden formar dipolos, bien permanentes o inducidos. Por tanto, este tipo de interacción se produce entre especies cargada eléctricamente y son de naturaleza electrostática. **VERDADERA**

c) Un aumento de temperatura en un sistema material supone un aumento de la agitación térmica de sus partículas constituyentes, lo que provoca un aumento de la distancia entre ellas y una disminución de las fuerzas de Van der Waals, que dependen fuertemente del inverso de la distancia entre las partículas que interactúan. **FALSA**

**FALSA**

d) En los sólidos HBr y HI operan fuerzas de dispersión que derivan de las interacciones entre dipolos inducidos. La intensidad de estas interacciones aumenta al aumentar la masa molecular, por lo que serán más fuertes en el HI que en el HBr. Puesto que el punto de fusión supone la ruptura de estas interacciones, será más alto en el HI que en el HBr. **FALSA**

La respuesta correcta es la **b**

13. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno con otras del mismo compuesto?

- Dimetiléter
- Etanol
- Agua
- Amoníaco

### Solución

De los compuestos propuestos, el único que no presenta en su estructura hidrógenos unidos a elementos muy electronegativos es el dimetiléter. Puesto que la existencia de este tipo de hidrógenos es la condición para formar enlaces de hidrógeno, el dimetiléter no puede formar enlaces de hidrógeno. La respuesta correcta es la **a**

14. A temperatura ambiente, el tipo de enlace predominante en las sustancias C, Sr,  $\text{Na}_2\text{O}$ , BrCl y  $\text{SiO}_2$ , es:

	Iónico	Covalente	Metálico
a.	<b><math>\text{Na}_2\text{O}</math></b>	<b>C, <math>\text{SiO}_2</math>, BrCl</b>	<b>Sr</b>
b.	$\text{SiO}_2$ , $\text{Na}_2\text{O}$	C	Sr, BrCl
c.	$\text{SiO}_2$	BrCl, $\text{Na}_2\text{O}$	Sr
d.	$\text{Na}_2\text{O}$ , BrCl	Sr	C, $\text{SiO}_2$

### Solución

El **C** es un elemento del grupo 14 que forma enlaces covalentes con otros átomos de C. **Sustancia covalente**

El **Sr** es un elemento del grupo 2 que forma enlaces metálicos con otros átomos de Sr. **Sustancia metálica**  
 El **Na<sub>2</sub>O** es un compuesto formado por cationes Na<sup>+</sup> (elemento metálico, Na) y aniones O<sup>2-</sup> (un no metal, O) con enlaces predominantemente iónicos. **Sustancia iónica**  
 El **BrCl** es un compuesto formado por dos elementos no metálicos, cuyos átomos se unen mediante enlace covalente. **Sustancia covalente**  
 El **SiO<sub>2</sub>** es un compuesto formado por un metal (Si) y un no metal (O), que se unen mediante enlaces covalentes para generar una red tridimensional. **Sustancia covalente**  
 La respuesta correcta es la **a**

15. Al quemar 23,9 g de acetileno (etino), en condiciones estándar, se desprenden 1194,4 kJ. La entalpía de combustión del acetileno en condiciones estándar es de:
- + 1194,4 kJ
  - 1194,4 kJ
  - 1301,1 kJ·mol<sup>-1</sup>
  - 2597,8 kJ·mol<sup>-1</sup>

#### Solución

La masa molar del acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) es M = (2·12,011) + (2·1,008) = 26,038 g·mol<sup>-1</sup>. Los 23,9 g de acetileno que se queman representan 0,918 mol de acetileno  $n(C_2H_2) = \frac{23,9 \text{ g de } C_2H_2}{26,038 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ de } C_2H_2} = 0,918 \text{ mol}$

En la combustión de 0,918 mol de acetileno se desprenden 1194,4 kJ. Por tanto

$$\Delta_{\text{combustión}}H^\circ(C_2H_2) = -\frac{1194,4 \text{ kJ}}{0,918 \text{ mol de } (C_2H_2)} = -1301,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ de } C_2H_2$$

La respuesta correcta es la **c**

16. Un gas tiene una solubilidad de agua a 25 °C de 0,614 mol·L<sup>-1</sup>, y a 50 °C es de 0,354 mol·L<sup>-1</sup>. Para la disolución del gas en agua, los signos de las variaciones de entalpía y entropía son:
- |    | ΔH       | ΔS       |
|----|----------|----------|
| a. | Positiva | Positiva |
| b. | Negativa | Positiva |
| c. | Positiva | Negativa |
| d. | Negativa | Negativa |

#### Solución

El enunciado nos indica que al aumentar la temperatura disminuye la solubilidad del gas en agua. Para explicar esta variación, consideremos el equilibrio de disolución  $X(g) \rightleftharpoons X(\text{disuelto})$ . La disminución de la solubilidad al aumentar la temperatura indica que el estado de equilibrio se desplaza hacia el gas no disuelto, hacia la izquierda. Según el Principio de Le Chatelier-Braun, al aumentar la temperatura el estado de equilibrio se desplaza en el sentido en el que se absorbe calor, es decir en el sentido endotérmico del proceso. Esto es lo que ocurre con la solubilidad del gas. Por tanto, si el proceso de derecha a izquierda es endotérmico, el proceso de izquierda a derecha (disolución) es exotérmico y, en consecuencia  $\Delta_{\text{disolución}}H < 0$ . En la disolución las moléculas del gas se encuentran más ligadas a las moléculas del disolvente y con menor libertad de movimientos. Es decir, está, más ordenadas, lo que supone una disminución de la entropía. En consecuencia,  $\Delta_{\text{disolución}}S < 0$ . La respuesta correcta es la **d**

17. Para una reacción a 298,15 K  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta G^\circ > 0$ . Entonces
- Es espontánea en esas condiciones
  - Puede ser espontánea a temperaturas menores de 298,15 K
  - Puede ser espontánea a temperaturas superiores a 298,15 K
  - La reacción debe transcurrir con un aumento de la entropía

#### Solución

a. En estas condiciones la reacción no es espontánea ya que  $\Delta G^\circ > 0$ . **FALSA**

b. A partir de la relación  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$  con  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta G^\circ > 0$ , deducimos que  $\Delta S^\circ < 0$  y que  $-T\Delta S^\circ > 0$  y mayor (en valor absoluto) que  $\Delta H^\circ$ . Para que esta desigualdad se invierta y  $\Delta H^\circ > -T\Delta S^\circ$  (en valor absoluto) es necesario que T disminuya. **VERDADERA**

c. Por las razones expuestas en el apartado anterior, esta propuesta es **FALSA**

d. Como se deduce en el apartado b,  $\Delta S^\circ < 0$ . Por tanto, esta propuesta es **FALSA**

La respuesta correcta es la **b**

18. Si se eleva la temperatura en una reacción química:

- Disminuye la energía de activación por la que la reacción transcurre con mayor velocidad
- Disminuye la energía de colisión entre moléculas por que la reacción transcurre con mayor velocidad
- No afecta a las energías de activación ni de la reacción directa ni de la inversa**
- Aumenta la velocidad de la reacción endotérmica y disminuye la de la reacción exotérmica

### Solución

Un aumento de la temperatura supone un aumento de la energía cinética promedio de las especies (átomos o moléculas) que reaccionan. Estas especies chocan con una mayor energía aumentando la fracción de las mismas que superan la barrera energética que supone la energía de activación de la reacción. En consecuencia, se produce un aumento de la velocidad de la reacción tanto directa como inversa. La energía de activación de una reacción química no depende de la temperatura y es característica de cada reacción. De acuerdo con estas premisas, la respuesta correcta es la **c**.

19. En una reacción química cuya cinética es de orden 2, las unidades de la constante de velocidad son:

- $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$**
- $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- $\text{mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

### Solución

La expresión matemática de la ley de velocidad para una reacción química de orden 2, tiene la forma

$$v = k \cdot [A]^2 \quad \text{y} \quad k = \frac{v}{[A]^2} \quad \text{con } v \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \quad \text{y} \quad [A] \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$k \text{ se expresa en } \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**

20. Para una reacción elemental  $A + B \rightarrow C$ , se han recogido los datos de las concentraciones iniciales de A y B y las velocidades de reacción que se indican en la tabla. La expresión de la ley de velocidad es:

- $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
- $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$
- $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$**
- $v = k \cdot [A]/[B]$

Prueba	[A] <sub>ini</sub> M	[B] <sub>ini</sub> M	v (M·s <sup>-1</sup> )
(1)	0,020	0,040	3,2×10 <sup>-3</sup>
(2)	0,040	0,040	6,4×10 <sup>-3</sup>
(3)	0,020	0,080	1,3×10 <sup>-2</sup>

### Solución

Para esta reacción química, la ley de velocidad general tiene la forma:  $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$ . Para determinar el valor de m, consideremos las pruebas (1) y (2) con leyes de velocidad

$$v_1 = k \cdot [A]_1^m \cdot [B]_1^n \quad v_2 = k \cdot [A]_2^m \cdot [B]_2^n \quad \text{con } [B]_1^n = [B]_2^n$$

$$\text{Si hacemos la relación } v_2/v_1 \quad \frac{v_2}{v_1} = \frac{6,4 \cdot 10^{-3}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 2 = \frac{k \cdot [A]_2^m \cdot [B]_2^n}{k \cdot [A]_1^m \cdot [B]_1^n} = \frac{[A]_2^m}{[A]_1^m} = \left(\frac{0,040}{0,020}\right)^m = 2^m \quad m = 1$$

Si consideramos las pruebas (1) y (3)

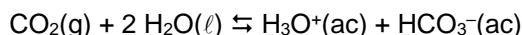
$$v_1 = k \cdot [A]_1^m \cdot [B]_1^n \quad v_3 = k \cdot [A]_3^m \cdot [B]_3^n \quad \text{con } [A]_1^m = [A]_3^m$$

Si hacemos la relación  $v_3/v_1$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{1,3 \cdot 10^{-2}}{3,2 \cdot 10^{-3}} = 4 = \frac{k \cdot [A]_3^m \cdot [B]_3^n}{k \cdot [A]_1^m \cdot [B]_1^n} = \frac{[B]_3^n}{[B]_1^n} = \left(\frac{0,080}{0,040}\right)^n = 2^n \quad n = 2$$

La ley de velocidad deducida es:  $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$ . Luego, la respuesta correcta es la **c**

21. El pH de la sangre se mantiene como consecuencia del siguiente equilibrio:



Si el pH es menor de 7,4 la sangre sufre acidosis que es potencialmente peligrosa para el organismo. Podemos corregir la acidosis:

- Introduciendo agua en la sangre desde las células para desplazar el equilibrio a la derecha
- Adicionando una enzima que catalice esta reacción
- Introduciendo cloruro de sodio en la sangre para cambiar el pH
- Forzando una respiración intensa para reducir los niveles de  $\text{CO}_2$  en sangre**

#### Solución

- NO**. La adición de  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$  al sistema en equilibrio provocará un desplazamiento del estado de equilibrio hacia la derecha, es decir, hacia la formación de  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$  aumentando su concentración y disminuyendo el pH de la sangre, acidificándola.
- NO**. La adición de una enzima como catalizador no afecta a la posición del estado de equilibrio del sistema, por lo que la composición del mismo no cambia.
- NO**. El NaCl en disolución acuosa genera iones  $\text{Na}^+(\text{ac})$  y  $\text{Cl}^-(\text{ac})$ . Ninguno de ellos es un ión común con los que participan en el equilibrio. Por tanto, no hay modificación de las concentraciones de estos iones y no hay cambio en el estado de equilibrio.
- SI**. La respiración intensa provoca la reducción de la concentración de  $\text{CO}_2(\text{g})$  en la sangre, lo que provoca que el equilibrio se desplace hacia la izquierda hasta un nuevo estado de equilibrio en el que la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en la sangre ha disminuido y, en consecuencia, el pH ha aumentado.

La respuesta correcta es la **d**

22. Sea el equilibrio  $\text{CH}_3-\text{C}_3\text{H}_7(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ ,  $K_p(298,15 \text{ K}) = 0,39$ . En un recipiente de 20,0 L introducimos 2,00 moles de  $\text{CH}_3-\text{C}_3\text{H}_7(\text{g})$ . Si dejamos que el sistema alcance el equilibrio a la misma temperatura, el número de moles de  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$  en el equilibrio es:

- 0,280
- 0,561**
- 1,78
- 2,00

#### Solución

Para la ecuación química que representa el equilibrio  $\text{CH}_3-\text{C}_3\text{H}_7(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ , si consideramos

$A = \text{CH}_3-\text{C}_3\text{H}_7(\text{g})$  y  $B = \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ , podemos escribir la ecuación de la forma  $A \rightleftharpoons B$ . Según el enunciado,  $V = 20 \text{ L}$  y  $n_i(A) = 2,0 \text{ mol}$ . Con estos datos y supuestos, planteamos la evolución del sistema de la siguiente forma

	A	⇌	B
Inicial (mol)	2,0		0
Reacción (mol)	-x		x
Equilibrio (mol)	2 - x		x

Para este equilibrio,  $K_p$  tiene la expresión  $K_p = \frac{p_{eq}(B)}{p_{eq}(A)} = \frac{\frac{n_{eq}(B) \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_{eq}(A) \cdot R \cdot T}{V}} = \frac{n_{eq}(B)}{n_{eq}(A)} = \frac{x}{2-x} = 0,39 \quad x = 0,561$

La respuesta correcta es la **b**

23. Para el equilibrio químico  $2 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ , se realizan las afirmaciones siguientes:

- I. El rendimiento de la reacción disminuye al aumentar la presión
- II. Para generar más oxígeno debemos realizar la reacción en presencia de un catalizador positivo
- III. Dejando expandirse la mezcla en equilibrio el rendimiento aumenta

Son ciertas:

- a. I
- b. I y III
- c. II y III
- d. Todas

### Solución

**I. VERDADERA.** Al aumentar la presión, el sistema evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio en el que ha disminuido el número total de moles en fase gaseosa, es decir, hacia la izquierda. Esto supone una menor concentración de HCl(g) y de O<sub>2</sub>(g) en el nuevo equilibrio y, en consecuencia, una disminución del rendimiento de la reacción

**II. FALSA.** La presencia de un catalizador no modifica la composición del estado de equilibrio, por lo que la concentración de oxígeno no se modifica.

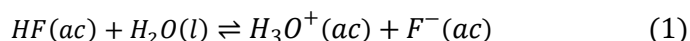
**III. VERDADERA.** La expansión de una mezcla gaseosa supone una disminución de la presión total de la mezcla. En consecuencia, el sistema evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio en el que se produce un aumento en el número total de moles gaseosos, es decir, hacia la producción de HCl(g) y O<sub>2</sub>(g), aumentando el rendimiento de la reacción.

La respuesta correcta es la **b**

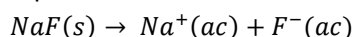
24. El ácido fluorhídrico es un ácido débil ( $K_a = 6,3 \times 10^{-4}$ ). Disponemos de 100 mL de una disolución de ácido fluorhídrico 0,01 M a la que añadimos 0,01 moles de fluoruro de sodio (sal muy soluble). En estas condiciones el pH después de añadir la sal es:
- a. El mismo que el de la disolución ácida
  - b. Mayor que el de la disolución ácida
  - c. Menor que el de la disolución ácida
  - d. No se puede precisar de modo cualitativo, deben hacerse los cálculos cuantitativos

### Solución

En la disolución acuosa de HF(ac) se establece el equilibrio correspondiente a un ácido débil



Al añadir NaF(s) a la disolución acuosa, se produce la disociación en sus iones

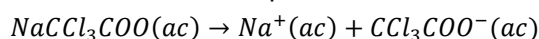


Esta disociación provoca un aumento de la [F<sup>-</sup>] en la disolución que afecta al equilibrio (1), haciendo que el estado del sistema evolucione a un nuevo estado de equilibrio que suponga la disminución de la [F<sup>-</sup>], es decir, hacia la izquierda. Esta evolución provoca una disminución de la [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] o, lo que es equivalente, un aumento del carácter básico de la disolución. En consecuencia, el pH de la disolución aumenta. La respuesta correcta es la **b**.

25. El pH de una disolución acuosa 0,02 M de tricloroacetato de sodio (NaCCl<sub>3</sub>COO) es:
- $K_a(\text{CCl}_3\text{COOH}) = 0,3$
- a. 6,0
  - b. 6,5
  - c. 7,1
  - d. 7,7

### Solución

En la disolución acuosa, el NaCCl<sub>3</sub>COO se disocia completamente en sus iones



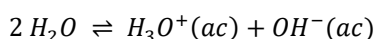
Si [NaCCl<sub>3</sub>COO]<sub>i</sub> = 0,02 M, en la disolución acuosa [Na<sup>+</sup>]<sub>i</sub> = [CCl<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>]<sub>i</sub> = 0,02 M. El catión Na<sup>+</sup>(ac) no reacciona con el agua. Por tanto, no modifica el pH del agua pura (pH = 7). El anión CCl<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>(ac) es la base conjugada de un ácido débil, el CCl<sub>3</sub>COOH ( $K_a = 0,3$ ), por lo que reacciona con el agua de acuerdo con el siguiente equilibrio



Inicial (M)	0,02	-	-
Reacción (M)	-x	x	x
Equilibrio (M)	0,02-x	x	x

$$K_b = \frac{[CCl_3COOH]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq}}{[CCl_3COO^-]_{eq}} = \frac{x^2}{0,02 - x} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = 3,33 \cdot 10^{-14}$$

Utilizando la aproximación  $0,02 - x \approx 0,02$ , obtenemos el valor de  $x = 2,58 \cdot 10^{-8}$  M. Es decir,  $[OH^-]_{eq} = 2,58 \cdot 10^{-8}$  M. Lo que supone un  $pOH = 7,6$  y un  $pH = 6,4$  ligeramente ácido. Este resultado es incompatible con el hecho de que en la reacción (1) se produce un aumento de la  $[OH^-]$  que debería reflejarse en un pH básico de la disolución. La discordancia se resuelve al tener en cuenta la  $[OH^-]$  que aporta el agua pura, resultante del equilibrio



Equilibrio(M)	x	x+2,58·10 <sup>-8</sup>
---------------	---	-------------------------

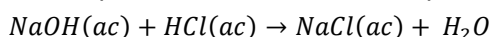
Puesto que  $K_w = [H_3O^+]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq} = 1 \cdot 10^{-14} = (x) \cdot (x + 2,58 \cdot 10^{-8}) \quad x = 8,79 \cdot 10^{-8} M$

En consecuencia,  $[H_3O^+]_{eq} = 8,79 \cdot 10^{-8}$  M y  $pH = 7,1$ . La respuesta correcta es la **c**.

26. Se mezclan 50 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0,2 M y 50 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0,3 M. El pH de la disolución final:
- Será neutro, o sea, 7
  - Será mayor que 7
  - Será menor que 7**
  - Debemos conocer las constantes de acidez y basicidad para determinar la respuesta

### Solución

En la disolución resultante de la mezcla se produce la neutralización representada por la ecuación



La estequiometría de la reacción es 1:1, pero en la disolución acuosa las cantidades (moles) de ácido y de base son diferentes

$$n_i(NaOH) = 0,05 L \text{ disolución} \cdot \frac{0,2 \text{ mol de NaOH}}{1 L \text{ disolución}} = 0,01 \text{ mol de NaOH}$$

$$n_i(HCl) = 0,05 L \text{ disolución} \cdot \frac{0,3 \text{ mol de HCl}}{1 L \text{ disolución}} = 0,015 \text{ mol de HCl}$$

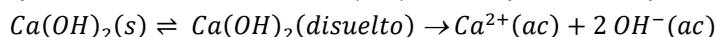
El reactivo limitante es el NaOH. En consecuencia, hay una cantidad (0,005 mol) de HCl que no ha sido neutralizado. Puesto que hay un exceso de ácido en la disolución, el pH de la misma será menor que 7.

La respuesta correcta es la **c**.

27. El pH de una disolución acuosa saturada de hidróxido de calcio es:  $[K_{ps}(\text{hidróxido de calcio}) = 5,0 \times 10^{-6}]$
- 8,7
  - 11,3
  - 12,0
  - 12,3**

### Solución

En disolución acuosa, el equilibrio de disolución del  $Ca(OH)_2$  está representado por la ecuación



En disolución s s 2s s = solubilidad (M)

En disolución acuosa  $[OH^-]_{sat} = 2s$

De acuerdo con la expresión del equilibrio

$$K_{ps}[Ca(OH)_2] = [Ca^{2+}]_{sat} \cdot [OH^-]_{sat}^2 = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 5,0 \cdot 10^{-6} \quad s = 0,011 M$$

La  $[\text{OH}^-]_{\text{sat}} = 0,022 \text{ M}$   $\text{pOH} = 1,7$  y  $\text{pH} = 12,3$

La respuesta correcta es la **d**

28. La solubilidad del hidróxido de magnesio aumentará si a una disolución acuosa saturada del mismo añadimos:

- NaOH
- HNO<sub>3</sub>**
- MgCl<sub>2</sub>
- H<sub>2</sub>O

### Solución

En una disolución acuosa, el equilibrio de solubilidad del Mg(OH)<sub>2</sub> está representado por la ecuación



a. **FALSA**. Al añadir NaOH a la disolución acuosa se generan los iones Na<sup>+</sup>(ac) y OH<sup>-</sup>(ac). El aumento en la concentración en disolución de OH<sup>-</sup>(ac) provoca, por efecto del ión común, un desplazamiento del estado de equilibrio hacia un nuevo estado que suponga la disminución de la [OH<sup>-</sup>], es decir, hacia la izquierda, lo que supone una disminución de la solubilidad del Mg(OH)<sub>2</sub>

b. **FALSA**. Al disolver MgCl<sub>2</sub> en la disolución acuosa se produce un aumento de la [Mg<sup>2+</sup>], lo que provoca el desplazamiento del estado de equilibrio hacia la izquierda, disminuyendo la solubilidad del Mg(OH)<sub>2</sub>.

c. **FALSA**. La adición de agua aumentará la cantidad de hidróxido disuelta, pero no su solubilidad, expresada en mol·L<sup>-1</sup>, que sólo depende de la temperatura.

d. **VERDADERA**. En disolución acuosa el HNO<sub>3</sub> disocia completamente en H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(ac) y NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(ac). Los iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(ac) reaccionan con los OH<sup>-</sup>(ac) presentes en la disolución formando H<sub>2</sub>O. Esta neutralización provoca que el estado de equilibrio del sistema se desplace hacia la derecha, es decir, aumentando la [OH<sup>-</sup>] y, por tanto, la solubilidad de Mg(OH)<sub>2</sub> (aumenta su solubilidad)

La respuesta correcta es la **b**

29. Disponemos de las disoluciones acuosas cuya composición y concentraciones se indican en la tabla adjunta. En un matraz aforado de 100 mL añadimos 10 mL de una disolución de nitrato de plata y 10 mL de una disolución de acetato de sodio y completamos con agua hasta el volumen total. Se producirá un precipitado de acetato de plata en los casos:

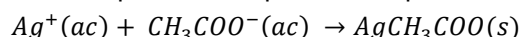
	I	II	III
Nitrato de plata	0,15 M	0,15 M	0,20 M
Acetato de sodio	0,20 M	0,15 M	0,20 M

$$[K_{\text{ps}}(\text{Acetato de plata}) = 1,94 \times 10^{-3}]$$

- Ningún caso**
- III
- II y III
- I, II y III

### Solución

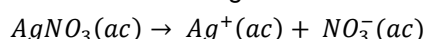
La reacción de precipitación del acetato de plata está representada por la ecuación



Se producirá la formación del precipitado cuando  $[\text{Ag}^+]_i \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i > K_{\text{ps}}(\text{AgCH}_3\text{COO}^-)$

Casos

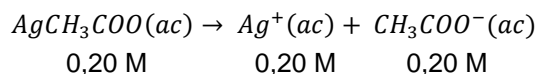
I. El AgNO<sub>3</sub> es una sal soluble que en disolución acuosa genera los iones



$$0,15 \text{ M} \quad 0,15 \text{ M} \quad 0,15 \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+]_i = 0,01 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,15 \text{ mol de Ag}^+}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1}{0,1 \text{ L disolución}} = 0,015 \text{ M}$$

El  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  es una sal soluble que en disolución acuosa genera los iones



$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = 0,01 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,20 \text{ mol de CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1}{0,1 \text{ L disolución}} = 0,020 \text{ M}$$

$$(Q_{ps})_I(\text{AgCH}_3\text{COO}) = [\text{Ag}^+]_i \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = (0,015) \cdot (0,020) = 3 \cdot 10^{-4} < K_{ps}(\text{AgCH}_3\text{COO})$$

En estas condiciones, **no se forma precipitado**

$$\text{II. } [\text{Ag}^+]_i = 0,015 \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = 0,015 \text{ M} \quad (Q_{ps})_{II}(\text{AgCH}_3\text{COO}) = 2,25 \cdot 10^{-4} < K_{ps}(\text{AgCH}_3\text{COO})$$

En estas condiciones, **no se forma precipitado**

$$\text{III. } [\text{Ag}^+]_i = 0,020 \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i = 0,020 \text{ M} \quad (Q_{ps})_{III}(\text{AgCH}_3\text{COO}) = 4,0 \cdot 10^{-4} < K_{ps}(\text{AgCH}_3\text{COO})$$

En estas condiciones, **no se forma precipitado**

La respuesta correcta es la **a**

30. ¿Qué clase de compuestos no incluyen el grupo  $\text{C}=\text{O}$  en sus moléculas?

- a. Alcoholes
- b. Ésteres
- c. Amidas
- d. Ácidos

#### Solución

Los alcoholes son compuestos orgánicos que en su estructura presentan el grupo funcional hidroxilo,  $-\text{OH}$ . El resto de los compuestos propuestos indicados, ésteres, amidas y ácidos carboxílicos, incluyen en su estructura el grupo funcional carbonilo,  $\text{C}=\text{O}$ .

La respuesta correcta es la **a**.



Asturias – 2026

## XL OLIMPIADA QUÍMICA ASTURIAS – 2026

### PROBLEMA 1

Cuando una mezcla de un carbonato metálico,  $MCO_3$ , y su óxido,  $MO$ , se calienta a elevada temperatura (calcínación), libera dióxido de carbono gas y se convierte, completamente, al óxido metálico. La calcínación de una muestra de 0,6500 g de la mezcla de  $MCO_3$  y  $MO$  forma 0,1575 L de dióxido de carbono gas, a 25,0 °C y una presión barométrica de 700,0 mm Hg, y 0,3891 g de  $MO$ . Esta masa de óxido se hace reaccionar con  $HCl(ac)$  formándose el correspondiente cloruro y agua. La reacción completa de la masa de óxido necesita 38,60 mL de una disolución de  $HCl(ac)$  0,500 M. Determine:

- (5 puntos) El número de moles de compuesto en 0,3891 g de  $MO$
- (5 puntos) La masa atómica del metal M y escriba su símbolo
- (10 puntos) Los porcentajes, en moles, de  $MCO_3$  y  $MO$  en la muestra original.

### SOLUCIÓN

- A. La reacción que se produce entre el óxido  $MO$  y el  $HCl(ac)$  está representada por la ecuación



El número de moles de  $MO(s)$  que han reaccionado son

$$38,60 \text{ mL de } HCl(ac) \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \cdot \frac{0,500 \text{ mol de } HCl}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } MO(s)}{2 \text{ mol de } HCl} = 9,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } MO(s) \quad (3,0 \text{ pts})$$

- B. De acuerdo con estos datos, la masa molar del óxido es:

$$M(MO) = \frac{0,3891 \text{ g de } MO(s)}{9,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } MO(s)} = 40,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (2,0 \text{ pts})$$

Esta masa molar es el resultado de la suma de las masas atómicas de los elementos que forman el óxido  $MO$ , es decir, es la suma de la masa atómica del oxígeno y de la masa atómica del elemento M

$$40,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } MO = (16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } O) + (M \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de } M) \quad \mathbf{M = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad (2,0 \text{ pts})$$

Esta masa molar corresponde al magnesio (**Mg**) (1,0 pto). Luego la muestra inicial es una mezcla de carbonato de magnesio ( $MgCO_3$ ) y de óxido de magnesio ( $MgO$ )

- C. La reacción de calcínación del  $MgCO_3(s)$  está representada por la ecuación



- Cálculo del número de moles de  $CO_2(g)$  formados en la reacción

Aplicando la ecuación de los gases ideales

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\left(700,0 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}\right) \times (0,1575 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \times (298 \text{ K})} = 5,94 \times 10^{-3} \text{ mol de } CO_2(g) \quad (3,0 \text{ pts})$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, el número de mol de  $CO_2(g)$  obtenidos, es igual al número total de  $MgCO_3(s)$  inicialmente presente en la mezcla. Teniendo en cuenta que el número total de moles de  $MgO(s)$  es el calculado en el apartado A ( $9,65 \cdot 10^{-3}$  mol), y que el número de moles de  $MgO(s)$  que proceden del  $MgCO_3(s)$  son los mismos que se formaron de  $CO_2(g)$  ( $5,94 \cdot 10^{-3}$  mol), el número de moles de  $MgO(s)$  inicialmente presentes en la mezcla es

$$(9,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol}) - (5,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol}) = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} \quad (3,0 \text{ pts})$$

En consecuencia, el porcentaje, en mol, de cada componente de la mezcla es

$$\% MgCO_3 = \frac{5,94 \times 10^{-3} \text{ mol de } MgCO_3}{9,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol totales}} \cdot 100 = 61,6 \%$$

$$\% MgO(s) = 100 - 61,6 = 38,4 \%$$

(2,0 puntos)

## PROBLEMA 2

El oxiclورو de carbono,  $COCl_2$ , conocido también como *fosgeno*, es un gas usado como materia prima para la fabricación de plásticos y pesticidas. No obstante, es más conocido entre el público en general por haber sido usado en la Primera Guerra Mundial como un agente asfixiante ya que, al ser respirado, con la humedad de la mucosa pulmonar, se descompone en ácido clorhídrico en el interior de los pulmones con lo que se produce edema pulmonar, sofocación, etc., pudiendo ocasionar la muerte.

A. (6 puntos) Estudie la geometría molecular del  $COCl_2$

El fosgeno se sintetiza industrialmente por reacción entre monóxido de carbono y cloro (todas las especies son gases a 25 °C) con un valor de  $K_p = 6,02 \times 10^{-3}$  a 25 °C.

En un recipiente rígido y cerrado herméticamente de 2,00 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introducen 0,500 moles de monóxido de carbono y 0,500 moles de cloro y dejamos que el sistema alcance el equilibrio a 25 °C.

B. (6 puntos) Calcule la composición de la mezcla en el equilibrio

C. (3 puntos) Calcule la presión total de la mezcla inicial y una vez alcanzado el equilibrio, justificando, si fuera necesario, la posible variación de la presión total

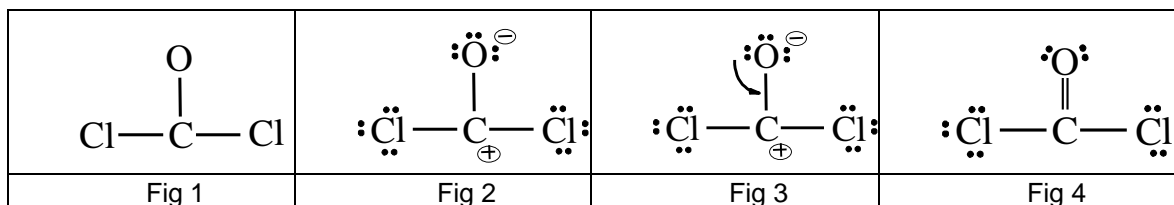
D. (5 puntos) Teniendo en cuenta los datos de la tabla adjunta, estudie la espontaneidad de este proceso a 25 °C.

	$COCl_2$	$CO$	$Cl_2$
$\Delta H^\circ$ (kJ·mol <sup>-1</sup> )	-219,1	-110,5	—
$S^\circ$ (J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> )	283,5	197,7	223,1

## SOLUCIÓN

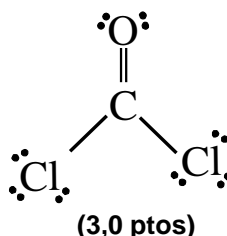
A. Los electrones de valencia disponibles son: C: 4; O: 6; Cl:  $7 \times 2 = 14$ . Total: 24 electrones

- Colocamos el carbono en el centro, rodeado por los otros átomos y unidos por enlaces sencillos (fig 1). En esta operación empleamos seis electrones
- Los 18 electrones restantes, los distribuimos entre los átomos de cloro y oxígeno para completar sus octetos. Todos los electrones de valencia han sido distribuidos en la estructura (fig 2). Con esta disposición, el oxígeno tiene una carga formal negativa y el carbono una carga formal positiva. El átomo de carbono no tiene completo su octeto
- Para lograr que el carbono alcance su octeto, convertimos un par de electrones no enlazantes del oxígeno en enlazante generando un doble enlace carbono-oxígeno (fig 3 y 4)



(3,0 pts)

En cuanto a la geometría molecular, puesto que hay tres posiciones de enlace alrededor del átomo central (C), la molécula será trigonal plana, con la distancia C=O, menor que la C-Cl, y los ángulos O=C-Cl algo mayores de 120° y el Cl-C-Cl menor de 120°



- B. La ecuación que representa el equilibrio es:  
 $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$ . Si reaccionan  $x$  mol de CO y  $x$  mol de  $\text{Cl}_2$ , las cantidades y concentraciones en el equilibrio son las de la tabla adjunta.

	$\text{Cl}_2\text{(g)}$	$\text{CO(g)}$	$\text{COCl}_2\text{(g)}$
$n_{\text{inicial}}$ (mol)	0,500	0,500	--
$n_{\text{reacc}}$ (mol)	$x$	$x$	--
$n_{\text{equil}}$ (mol)	$0,500 - x$	$0,500 - x$	$x$
$C_{\text{equil}}$ (mol/L)	$\frac{0,500 - x}{2}$	$\frac{0,500 - x}{2}$	$\frac{x}{2}$

Puesto que:  $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$  con  $\Delta n = -1$  :

$$K_c = (6,02 \cdot 10^{-3}) \cdot (0,082 \cdot 298,15)^1 = 0,147. \text{ Ahora:}$$

$$K_c = 0,147 = \frac{\left(\frac{x}{2}\right)}{\left(\frac{0,500-x}{2}\right) \cdot \left(\frac{0,500-x}{2}\right)} \quad x = 0,0171 \text{ mol}$$

(3,0 pts)

(2,0 pts)

Luego la composición de la mezcla en equilibrio es:

$$[\text{COCl}_2] = 8,55 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 0,241 \text{ M}$$

(1,0 pto)

- C. La cantidad inicial de materia en el recipiente es  $n_{\text{inicial}} = 1,00 \text{ mol}$ . En el equilibrio  $n_{\text{final}} = (0,500-x) + (0,500-x) + x = (1,00-x) = 0,983 \text{ mol}$ . Aplicando de la ecuación de estado de los gases ideales, se calcula la presión en diferentes condiciones: (1,0 pto)

$$p_{\text{inicial}} = \frac{n_{\text{inicial}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(1,00 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (298,15 \text{ K})}{2 \text{ L}} = 12,2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{final}} = \frac{n_{\text{final}} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{(0,983 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (298,15 \text{ K})}{2 \text{ L}} = 12,0 \text{ atm}$$

(1,0 pto)

El resultado es coherente ya que, al disminuir el número de moles totales en la mezcla gaseosa, la presión total de la mezcla disminuye. (1,0 pto)

- D. La espontaneidad de la reacción estudiada está determinada por el signo de  $\Delta_r G^0$

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \cdot \Delta_r S^0$$

(1,0 pto)

Aplicando la ley de Hess a la reacción de formación de fosgeno podemos calcular  $\Delta_r H^0$  y  $\Delta_r S^0$ :

$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0[\text{COCl}_2\text{(g)}] - (\Delta_f H^0[\text{CO(g)}] + \Delta_f H^0[\text{Cl}_2\text{(g)}]) = -219,1 - (-110,5 + 0) = -108,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(1,0 pto)

$$\Delta_r S^0 = S^0[\text{COCl}_2\text{(g)}] - (S^0[\text{CO(g)}] + S^0[\text{Cl}_2\text{(g)}]) = 283,5 - (197,7 + 223,1) = -137,3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

(1,0 pto)

$$\text{A } 25 \text{ } ^\circ\text{C} \text{ el valor de } \Delta_r G^0 = (-108,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (298,15 \text{ K}) \cdot (-0,1373 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$$

$$\Delta_r G^0 = -67,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$$

(1,0 pto)

En las condiciones indicadas la reacción es espontánea

(1,0 pto)

### PROBLEMA 3

El cianuro de hidrógeno, de fórmula HCN, es una sustancia sumamente tóxica que se produce en grandes cantidades para la industria química (tintes, explosivos, desinfectante, etc.) y, lamentablemente, fue usado por la Alemania nazi en los campos de exterminio para matar a miles de personas.

Uno de los procesos más importantes de síntesis de este compuesto es el *proceso de Andrussow*, en el que la reacción de metano con amoníaco y oxígeno en presencia de un catalizador de osmio produce cianuro de hidrógeno y agua.

- A. (1 punto) Escriba e iguale la ecuación química de este proceso

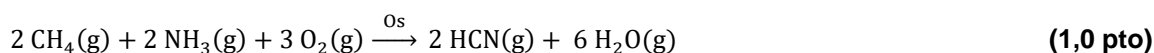
El HCN se disuelve fácilmente en agua con características de un ácido débil. Disponemos de una disolución de HCN en agua de concentración desconocida. Para valorar esta disolución tomamos 25 mL de la misma y la neutralizamos con una disolución de hidróxido de sodio 0,100 M usando como indicador fenolftaleína, necesitando 26,3 mL hasta viraje de color del indicador

- B. (4 puntos) Dibuje un esquema del dispositivo utilizado para la valoración indicando el nombre de los aparatos usados y la ubicación de las sustancias usadas
- C. (15 puntos) Calcule la concentración de la disolución inicial de HCN y el pH de la disolución en el punto de equivalencia

Constante de acidez:  $K_a(\text{HCN}) = 6,17 \cdot 10^{-10}$ ; Producto iónico del agua:  $1 \cdot 10^{-14}$

## SOLUCIÓN

- A. La ecuación química ajustada que representa el proceso Andrussov es



- B. El esquema del dispositivo utilizado para la valoración es el que se indica en la figura

- Esquema de aparatos correcto (2,0 pts)
- Ubicación correcta de los reactivos (2,0 pts)

- C. La reacción de neutralización está representada por la ecuación



- Cálculo de la  $[\text{HCN}]$  en la disolución inicial

$$26,3 \cdot 10^{-3} \text{ L NaOH}(\text{ac}) \times \frac{0,100 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L dis}} \times \frac{1 \text{ mol HCN}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCN} \quad (2,0 \text{ pts})$$

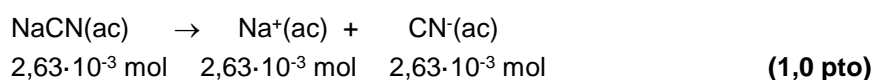
Esta cantidad se encuentra en un volumen de 25 mL. Por tanto,

$$[\text{HCN}] = \frac{2,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCN}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L dis}} = 0,105 \text{ M} \quad (1,0 \text{ pto})$$

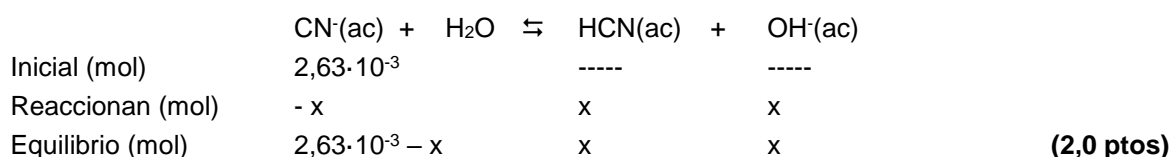
En la reacción de neutralización se han formado  $2,63 \cdot 10^{-3}$  mol de NaCN(ac)

- Cálculo del pH en el punto de equivalencia

En el punto de equivalencia se forma una disolución acuosa de NaCN que se encuentra totalmente disociado en sus iones



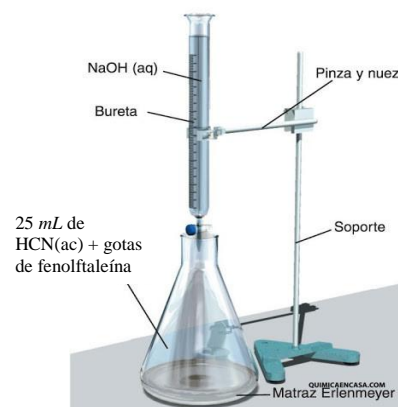
El catión  $\text{Na}^+(\text{ac})$  no reacciona con el agua, por lo que no modifica el pH de la disolución. El anión  $\text{CN}^-(\text{ac})$  es la base conjugada de un ácido débil,  $\text{HCN}(\text{ac})$ , que reacciona con el agua generando una disolución básica cuyo pH se calcula a partir del siguiente protocolo



Este equilibrio está caracterizado por la constante de basicidad

$$K_b = \frac{[\text{HCN}]_{\text{eq}} \cdot [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CN}^-]_{\text{eq}}} \quad \text{con} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,17 \cdot 10^{-10}} = 1,62 \cdot 10^{-5}$$

**(2,0 pts)**



$$V_t = (25 \text{ mL} + 26,3 \text{ mL}) = 51,3 \text{ mL} = 5,13 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

$$[\text{HCN}]_{eq} = [\text{OH}^-]_{eq} = \frac{x \text{ mol}}{5,13 \cdot 10^{-2} \text{ L}}$$

$$[\text{CN}^-]_{eq} = \frac{(2,63 \cdot 10^{-3} - x) \text{ mol}}{5,13 \cdot 10^{-2} \text{ L}}$$

**(2,0 ptos)**

$$K_b = 1,62 \cdot 10^{-5} = \frac{\left(\frac{x \text{ mol}}{5,13 \cdot 10^{-2} \text{ L}}\right)^2}{\frac{(2,63 \cdot 10^{-3} - x) \text{ mol}}{5,13 \cdot 10^{-2} \text{ L}}}$$

$$x = 4,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \quad [\text{OH}^-]_{eq} = 9,03 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

**(2,0 ptos)**

$$pOH = 3,04$$

$$pH = 11,0$$

**(2,0 ptos)**