

Aclaraciones previas:

La prueba consiste en elegir UNA de las dos opciones, la A o la B, y contestar a las cinco preguntas que la componen en un tiempo máximo de una hora y treinta minutos.

-Cada cuestión, aunque se divida en varios apartados, tendrá el valor de dos puntos.

-Si en una cuestión o un problema se hace referencia a un proceso químico, el alumno tendrá que expresar este proceso con la correspondiente ecuación ajustada. Si no se escribe y se ajusta la ecuación, la cuestión o el problema no podrán ser calificados con la máxima puntuación.

-Se valorará positivamente la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.

-Tiene gran importancia la claridad y la coherencia en la exposición, así como el rigor y la precisión de los conceptos involucrados.

-Se valorará positivamente la presentación del ejercicio (orden y limpieza), la ortografía y la calidad de redacción.

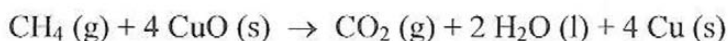
-Por errores ortográficos graves, falta de orden, limpieza o mala redacción podrá bajarse la calificación.

OPCIÓN A:

1.- Al calentar dióxido de carbono se descompone en monóxido de carbono y oxígeno. A 480°C y 760 mm de Hg, por cada mol de dióxido de carbono se obtienen $5,66 \times 10^{-11}$ moles de oxígeno. Calcule el valor de K_c para la descomposición de un mol de dióxido de carbono a esa temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

2.- a) A partir de los datos de que dispone, calcule la entalpía de la siguiente reacción:



b) ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica?

La entalpía de los reactivos, ¿será mayor o menor que la de los productos?

Con los datos de que disponemos, ¿podemos saber si la reacción será espontánea?

Datos: $\Delta H_f^0(\text{CH}_4(\text{g})) = -75 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0(\text{CuO}(\text{s})) = -155 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0(\text{CO}_2(\text{g})) = -393 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ/mol}$.

3.- Dadas las energías de ionización de los primeros elementos alcalinos, que se recogen a continuación expresadas en kJ/mol, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

a) ¿Por qué no existe un valor para la 4ª E.I. del litio?

b) ¿Por qué disminuye la 1ª E.I. al desplazarnos del litio al potasio?

c) ¿Por qué aumenta la energía de ionización al desplazarnos de la 1ª E.I. a la 4ª E.I.?

	1ª E.I.	2ª E.I.	3ª E.I.	4ª E.I.
Li	521	7294	11819	-
Na	492	4564	6937	9561
K	415	3068	4448	5895

4.- El permanganato potásico actúa como oxidante en medio ácido, dando lugar a la formación de Mn^{2+} y agua. Calcule la cantidad de permanganato potásico necesaria para preparar 2 L de disolución 1 N de dicha sustancia si se quiere utilizar como oxidante en medio ácido.

Pesos atómicos: K = 39; O = 16; Mn = 55

5.- Calcule el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en la que la concentración de iones hidronio es $1,34 \times 10^{-3}$ M.

K_a (ác. acético) = $1,8 \times 10^{-5}$

OPCIÓN B:

1- Indique, justificando su respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- La adición de un catalizador a una reacción hace que ésta sea más exotérmica, a la vez que su velocidad se hace mayor.
- En general, la velocidad de una reacción química aumenta al aumentar la temperatura.
- La velocidad de una reacción entre compuestos iónicos en disolución suele ser mayor que en fase sólida.
- En general, las reacciones químicas transcurren a mayor velocidad en disoluciones concentradas que en disoluciones diluidas.

2.- La solubilidad del carbonato de plata a $25^\circ C$ es de 0,0032 g/100 mL.

- Calcule el producto de solubilidad de dicha sal.
- Si se mezclan 30 mL de una disolución de carbonato de sodio 0,8 M con 450 mL de una disolución de nitrato de plata 0,5 M, ¿se formará precipitado?. En caso afirmativo, ¿qué cantidad de sólido precipitará?

Pesos atómicos: C = 12; O = 16; Ag = 107,8.

3.- Una muestra formada por 2 g de dióxido de carbono y 4 g de monóxido de carbono está contenida en un recipiente a una temperatura de 27°C y a una presión 0,8 atm. Calcule el volumen de la mezcla y la presión parcial de cada gas.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pesos atómicos: C = 12; O = 16

4.- a) Defina el concepto de Energía de red.

b) Plantee el ciclo de Born-Haber correspondiente a la formación de cloruro de sodio a partir de los elementos que lo constituyen en su estado fundamental y relacione la Energía de red con el resto de energías que intervienen en dicho ciclo.

5.- Se mezclan 60 mL de una disolución que contiene 31,5 g de sulfito de sodio en 400 mL de disolución, con 80 mL de disolución 0,3 M de la misma sustancia. De la disolución resultante se extraen 20 mL y se diluyen añadiendo 30 mL de agua. Calcule la molaridad de la disolución resultante.

Pesos atómicos: Na= 23; O = 16; S = 32.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

- 1 Se establecen los datos del ejercicio en un cuadro guía, con la estequiometría de los moles reaccionantes, los moles formados y el equilibrio:

	2 CO ₂ (g)	⇌	2 CO (g) +	O ₂ (g)
n_i	1		—	—
n_r	2x		—	—
n_f	—		2x	x
n_{eq}	1-2x		2x	x
$[]_{eq}$	$\frac{1-2x}{V}$		$\frac{2x}{V}$	$\frac{x}{V}$

Se aplica la situación de equilibrio según describe el enunciado, se calculan los moles totales en el equilibrio y se determina el volumen de la mezcla en el mismo para después proceder al cálculo de las respectivas concentraciones.

Según el enunciado, en el equilibrio, $x = 5,66 \cdot 10^{-11}$ mol.

$$n_T = 1 - 2x + 2x + x = 1 + x = 1 + 5,66 \cdot 10^{-11} = 1$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (480 + 273) \text{ K}}{\frac{760 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}}} = 61,74 \text{ L}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{1-2x}{V} = \frac{1-2 \cdot 5,66 \cdot 10^{-11}}{61,74} = \frac{1}{61,74} = 0,0162 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = \frac{2x}{V} = \frac{2 \cdot 5,66 \cdot 10^{-11}}{61,74} = \frac{1,132 \cdot 10^{-10}}{61,74} = 1,8335 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{x}{V} = \frac{5,66 \cdot 10^{-11}}{61,74} = 9,1675 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{CO}_2]^2} = \frac{(1,8335 \cdot 10^{-12})^2 \cdot (9,1675 \cdot 10^{-13})}{(0,0162)^2} = 1,17 \cdot 10^{-32}$$

- 2 a) Se disponen los datos en una tabla para mayor claridad de los mismos.

ΔH_R° (kJ/mol)	$\text{CH}_4(\text{g}) + 4 \text{CuO}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{Cu}(\text{s})$			
ΔH_f° (kJ/mol)	-75	-155	-393	-286

Se procede al cálculo del calor de formación aplicando la variación de entalpía entre productos y reactivos y teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$\Delta H_p^\circ = \sum n \Delta H^\circ (\text{productos}) = [(-393 + 2 \cdot (-286))] = -965 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_R^\circ = \sum n \Delta H^\circ (\text{reactivos}) = [-75 + 4 \cdot (-155)] = -695 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum n \Delta H^\circ (\text{productos}) - \sum n \Delta H^\circ (\text{reactivos}) = [-965 - (-695)] = -270 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

- b) El signo negativo significa que se trata de un proceso exotérmico.

La entalpía de los reactivos es menor (695 kJ/mol) que la de los productos (965 kJ/mol), ya que el signo solo indica el sentido en el que se transfiere la energía calorífica. El criterio utilizado es el siguiente: si la reacción absorbe calor, el signo es positivo (reacción endotérmica), y si lo libera, el signo es negativo (reacción exotérmica).

La espontaneidad de una reacción viene determinada por la variación de la energía libre de Gibbs: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Si $\Delta G < 0$, es espontánea; si $\Delta G > 0$, es no espontánea, y si $\Delta G = 0$, está en equilibrio.

La entropía es una función termodinámica de estado que se define como $S = Q/T$, cuya unidad es el J/K. Q es el calor recibido por el sistema a la temperatura constante T (expresada en la escala absoluta de las temperaturas).

Si un sistema intercambia energía con el exterior, la variación de entropía depende del calor intercambiado y de la T a la que se produce; dicha variación viene dada por $\Delta S = Q/T$.

La entropía es una medida del grado de desorden molecular del sistema, de forma que, cuanto mayor es el orden molecular del sistema, más baja es su entropía, o bien, cuanto mayor es el desorden del sistema, mayor es su entropía.

Por lo tanto:

- Cuando aumenta el orden, la entropía disminuye y su signo es negativo: $\Delta S^\circ < 0$.
- Cuando disminuye el orden, la entropía aumenta y su signo es positivo: $\Delta S^\circ > 0$.

En una reacción, cuando aumenta el número de enlaces o el de moléculas, aumenta el desorden y la variación de entropía será positiva, es decir, $\Delta S > 0$. Esto es lo que ocurre en la reacción propuesta en el enunciado.

En consecuencia, el signo de ΔG se puede deducir del estudio de signos de las funciones de estado que determina el enunciado para este caso particular.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Si $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$, la reacción será espontánea.

La propuesta del enunciado es que $\Delta H < 0$ y que $\Delta S > 0$, por lo que resulta fácil concluir que $\Delta G < 0$. Por lo tanto, la reacción será espontánea a todas las temperaturas.

- 3 La **energía de ionización** es la energía necesaria para hacer saltar el último electrón de una capa, así como los sucesivos electrones que posea el átomo, tanto en esa capa como en las demás.

Un átomo poseerá tantos valores de la energía de ionización como número de electrones tenga en su corteza.

La **primera energía de ionización** es la energía necesaria para hacer saltar el último electrón de la capa más exterior de un átomo gaseoso en estado fundamental; su valor es el menor de todos, pues los electrones de valencia se encontrarán menos atraídos por el núcleo correspondiente.

Los elementos que presentan un menor valor de la primera energía de ionización son los metales alcalinos (Fr), y los que presentan un valor mayor son los halógenos (F), si se exceptúan los gases nobles.

- a) El átomo de litio es el tercer elemento del sistema periódico y su configuración electrónica es $1s^2 2s^1$. Dado que no tiene 4 electrones, no puede tener la 4.^a energía de ionización.
- b) El K tiene $Z = 19$ y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

A medida que nos movemos en un grupo de un elemento al siguiente, nos encontramos con una capa más, pero se mantiene la estructura de la misma; en este caso, ns^1 . Por ello, el electrón diferenciador se encuentra a más distancia y, como consecuencia, está menos atraído por el núcleo, por lo que la energía necesaria para separarlo del átomo es cada vez menor a medida que se baja en el grupo.

- c) Si se estudia el caso del litio se tiene lo siguiente:

El primer potencial de ionización es de 521 kJ/mol, es decir, con esa energía se arranca el electrón más externo, el $2s^1$, y el átomo queda ionizado en $1+$, con lo que la primera capa completa es $1s^2$. Por lo tanto, el siguiente electrón en saltar o ser arrancado, perteneciente a dicha capa, se encontrará mucho más atraído por los tres protones del núcleo y esto hará que se necesite mucha más energía que en el caso anterior, concretamente 7 294 kJ/mol (observa que cambia el orden de magnitud, de orden 100 a orden 1 000). La gran diferencia existente entre

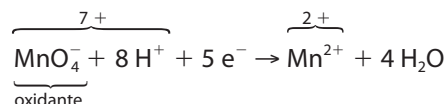
ambos valores de energía se debe a que los electrones que saltan al aplicar el primero y segundo potencial de ionización pertenecen a distintas capas energéticas del átomo.

La tercera energía de ionización se utiliza para separar el último electrón del litio, que es el que más atraído se encuentra; por eso, su valor aumenta y es de 11 819 kJ/mol.

El razonamiento anterior es válido para cualquier elemento.

También se puede concluir que, en general, cada vez que el electrón arrancado pertenece a una capa energética distinta, el orden de magnitud del potencial de ionización aumenta significativamente.

- 4 La semirreacción de reducción (ganancia de electrones) es la siguiente:



Es decir, se intercambian cinco electrones en la reacción.

$$M_{\text{KMnO}_4} = 158 \text{ uma}$$

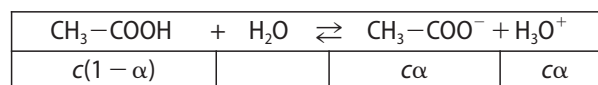
Masa de un equivalente químico:

$$M_{\text{eq}} = \frac{158 \text{ g}}{5 \text{ e}^-} = 31,6 \text{ g}$$

$$N = \frac{\text{n.º de Eq}}{V(\text{L})} \Rightarrow \text{n.º de eq} = NV(\text{L}) = 1 \frac{\text{Eq}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} = 2 \text{ Eq}$$

$$\text{n.º de Eq} = \frac{m}{M_{\text{eq}}} \Rightarrow m = \text{n.º de Eq} \cdot M_{\text{eq}} = 2 \text{ Eq} \cdot 31,6 \frac{\text{g}}{\text{Eq}} = 63,2 \text{ g de KMnO}_4$$

- 5 Como se trata de un ácido débil (se sabe por su K_a), la ecuación de su equilibrio de disociación será:



$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow K_a = c\alpha^2$$

pues $K_a \cong 10^{-5}$ y se puede despreciar la α del denominador frente a 1.

A partir del dato $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 1,34 \cdot 10^{-3}$, se calcula α .

$$K_a = c\alpha \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{K_a}{c\alpha} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1,34 \cdot 10^{-3}} = 0,0134 \Rightarrow \alpha = 1,34 \%$$

Y con este valor se determina la concentración inicial, c .

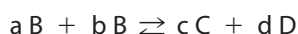
$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 1,34 \cdot 10^{-3}$ y, como $\alpha = 0,0134$, se puede calcular la concentración inicial c del ácido acético:

$$c = \frac{c\alpha}{\alpha} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,0134} = 0,1 \text{ M}$$

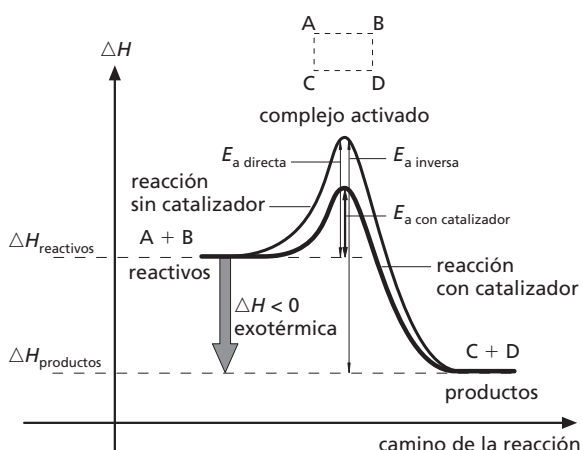
La molaridad del ácido es 0,1 M.

Opción B

1 En una reacción cualquiera,



donde se producen choques de moléculas de reactivos, algunos de estos choques relajan los enlaces y vencen la energía de activación para formar el complejo activado, que posteriormente da lugar a los productos (a estos choques se les denomina «choques eficaces»); otros choques no superan la energía de activación y no son eficaces. El siguiente esquema ilustra el fenómeno:



La ecuación general de la velocidad de reacción viene dada por la expresión $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$, donde α y β son los respectivos órdenes de reacción, que se determinan de forma experimental y solo coinciden con los coeficientes estequiométricos en las reacciones elementales. La constante $k = A e^{-E_a/RT}$, donde el factor de frecuencia, A' , depende de la temperatura, o sea, $k = A'(T) e^{-E_a/RT}$, y E_a es la energía de activación.

A partir de ella, se realizan las discusiones propuestas por el enunciado:

a) **Falsa.** La presencia de un catalizador hace que la energía de activación disminuya y, como consecuencia, el término $e^{-E_a/RT}$ aumente; por tanto, la velocidad de reacción aumenta.

Los catalizadores afectan a la energía de activación de la reacción, reduciéndola, pero no modifican el ΔH de la misma, que depende de la diferencia de entalpía entre productos y reactivos.

b) **Verdadera.** Cuando aumenta la temperatura, aumenta, asimismo, la velocidad de reacción, pues, al haber más energía, hay más choques eficaces y el factor A' de frecuencia aumenta. Por otro lado, el término $e^{-E_a/RT}$ aumenta si la temperatura también lo hace. En consecuencia, al aumentar la temperatura, aumenta k y, con ella, la velocidad de reacción.

c) **Verdadera.** El grado de división de los reaccionantes influye en la velocidad de reacción. Esta es mayor cuanto mayor es la división de las partículas, pues

existe mayor probabilidad de choques eficaces (en la ecuación de velocidad, este parámetro va incluido en el factor A' de frecuencia).

Como un compuesto iónico está más dividido en disolución que en estado sólido, la velocidad de reacción será mayor que en fase sólida.

d) **Verdadera.** Según se observa en la ecuación general de la velocidad, la concentración de los reactivos influye directamente en la velocidad de la reacción y su influencia es exponencial respecto a los respectivos órdenes de reacción.

2 a) $s = \frac{0,0032 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{\text{L}} = 0,032 \frac{\text{g}}{\text{L}}$

$$n = \frac{0,0032 \text{ g}}{275,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CO}_3$$

$$M = \frac{1,16 \cdot 10^{-5}}{0,1 \text{ L}} = 1,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Solubilidad, en mol/litro: $s = 1,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

También puede determinarse por factores de conversión:

$$s = \frac{0,0032 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{275,6 \text{ g}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{\text{L}} = 1,16 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ag_2CO_3	\rightleftharpoons	2Ag^+	+	CO_3^{2-}
s		$2s$		s

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3 = 4 \cdot (1,16 \cdot 10^{-4})^3 = 6,24 \cdot 10^{-12}$$

$$K_{ps} = 6,24 \cdot 10^{-12}$$

b) Reacción que se produce:

Reacción	$\text{Na}_2\text{CO}_3 +$	2AgNO_3	\rightarrow	$2 \text{NaNO}_3 +$	$\downarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$
Masas moleculares (uma)	106	169,8			275,6
Masas reaccionantes (g)	106	339,6			
Datos	30 mL 0,8 M	450 mL 0,5 M			

Para calcular el Ag_2CO_3 que se forma, se determina el reactivo limitante; para ello se calculan los moles que se mezclan de cada reaccionante:

$$n = MV = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,03 \text{ L} = 0,024 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$n = MV = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,45 \text{ L} = 0,225 \text{ mol de } \text{AgNO}_3$$

A continuación se calculan los moles que reaccionan con los 0,024 mol de Na_2CO_3 :

$$0,024 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,048 \text{ mol de } \text{AgNO}_3$$

Se consumen todos los moles de Na_2CO_3 ; por tanto, el reactivo limitante es el Na_2CO_3 .

Como se consumen 0,048 mol de AgNO_3 , sobrá parte de este reactivo:

$$0,225 - 0,048 = 0,177 \text{ mol de } \text{AgNO}_3$$

A continuación se calculan los moles de Ag_2CO_3 formados a partir del reactivo limitante:

$$0,024 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,024 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CO}_3$$

El volumen total de la disolución es el resultado de la suma de los volúmenes mezclados, suponiendo que son aditivos:

$$V = 30 \text{ mL} + 450 \text{ mL} = 480 \text{ mL}$$

En la disolución, que tiene un volumen de 480 mL, existen los siguientes compuestos: 0,024 mol de $\downarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$, y 0,177 mol de AgNO_3 , cuyas respectivas concentraciones son las siguientes (si ambas están en disolución):

$$[\text{Ag}_2\text{CO}_3] = \frac{0,024}{0,48 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{0,177}{0,48 \text{ L}} = 0,37 \text{ M}$$

Ambos compuestos poseen el ion común Ag^+ , por lo que la solubilidad del Ag_2CO_3 varía (disminuye, según el principio de Le Châtelier) con respecto a la que tendría si fuese el único compuesto en disolución, pero la K_{ps} permanece constante y, por tanto, se procede a calcular la nueva solubilidad del Ag_2CO_3 .

En el siguiente cuadro se ponen de manifiesto los fenómenos descritos:

Equilibrio	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-}$		
		2s	s
Principio de Le Châtelier: desplazamiento hacia Ag_2CO_3			
Disociación	$\text{AgNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$		
Concentración en disolución		0,37	0,37
		Ion común	

En este caso, la concentración de los iones Ag^+ es el resultado de la suma de las concentraciones de estos iones procedentes de ambas reacciones, es decir, $2s + 0,37$, por lo que la expresión de K_{ps} es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}] = (2s + 0,37)^2 s$$

$$K_{ps} = (4s^2 + 0,137 + 2 \cdot 2s \cdot 0,37)s = 4s^3 + 0,137s + 1,48s^2$$

Podemos hacer la siguiente aproximación: tanto el valor $4s^3$ como $1,48s^2$ se pueden despreciar frente al valor de s , pues ambos son mucho menores; de este modo, la expresión anterior queda como $K_{ps} = 0,137s$, de donde se calcula el valor de la solubilidad en esta disolución, que es:

$$s = \frac{K_{ps}}{0,137} = \frac{6,24 \cdot 10^{-12}}{0,137} = 4,55 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

Es decir, esta es la concentración de una disolución saturada de Ag_2CO_3 en presencia de AgNO_3 0,37 M, mucho menor que la que tendría si el Ag_2CO_3 estuviera solo en la disolución, en cuyo caso sería $s = 1,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ (se cumple el principio de Le Châtelier).

A partir de esta concentración se calculan los moles de Ag_2CO_3 que pueden contener los 480 mL de disolución:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = MV = 4,55 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,48 \text{ L} = 2,184 \cdot 10^{-11} \text{ mol}$$

Cálculo de los moles que precipitan:

$$\text{moles precipitados} = \text{moles que se generan} - \text{moles disueltos}$$

$$\text{moles precipitados} = 0,024 - 2,184 \cdot 10^{-11} = 0,02399$$

Por tanto, prácticamente precipitan los 0,024 mol formados, que, expresados en gramos, son:

$$\begin{aligned} \text{gramos de } \text{Ag}_2\text{CO}_3 \text{ formados} &= \\ &= 0,024 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{275,6 \text{ g de } \text{Ag}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol de } \text{Ag}_2\text{CO}_3} = \\ &= 6,615 \text{ g de } \text{Ag}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

Luego se forma un precipitado de 6,615 g de Ag_2CO_3 .

3 $M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$

$$n.^{\circ} \text{ de moles } \text{CO}_2 = \frac{2 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,0455 \text{ mol}$$

$M_{\text{CO}} = 28 \text{ g/mol}$

$$n.^{\circ} \text{ de moles } \text{CO} = \frac{4 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,1429 \text{ mol}$$

Moles totales = $0,0455 + 0,1429 = 0,1884$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$= \frac{0,1884 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{0,8 \text{ atm}} = 5,7933 \text{ L}$$

El volumen de la mezcla en las condiciones del enunciado es de 5,7933 L.

Cálculo de las presiones parciales:

$$pV = nRT \Rightarrow p_p(\text{CO}_2) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0455 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{5,7933 \text{ L}} = 0,1933 \text{ atm}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p_p(\text{CO}) = \frac{nRT}{V} = \frac{0,1429 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{5,7933 \text{ L}} = 0,6067 \text{ atm}$$

Otra forma de resolverlo

Utilizando las fracciones molares, $p_p = \chi p_T$.

$$\chi_{\text{CO}_2} = \frac{0,0455}{0,1884} = 0,2415$$

$$p_p(\text{CO}_2) = 0,2415 \cdot 0,8 = 0,1932 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{0,1429}{0,1884} = 0,7585$$

$$p_p(\text{CO}) = 0,7585 \cdot 0,8 = 0,6068 \text{ atm}$$

4 a) Es la energía que hay que suministrar a un mol de compuesto iónico para que sus iones se separen hasta dejar de interactuar entre sí.

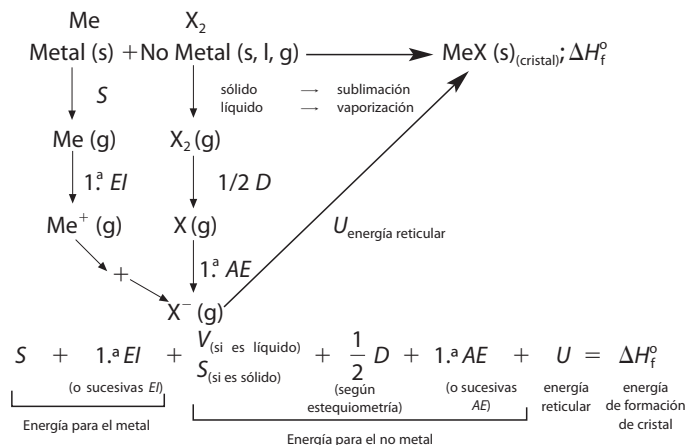
La energía de red se debe a las interacciones eléctricas entre los iones; por tanto, depende en general de parámetros como la constante K (de Coulomb), la carga de los iones o la distancia de enlace, así como de otras constantes como el factor de compresibilidad o la constante de Madelung, que dependen del tipo de red y de la naturaleza de los iones.

Es una energía que se desprende del sistema al formarse la red cristalina y, por eso, cuanto mayor sea, más energía habrá que proporcionar para romperla y más estable será dicha red.

El hecho anterior se puede comprobar comparando las temperaturas de fusión de varias redes: cuanto más estable es la red, es decir, cuanta más energía se desprende al formarse, mayor temperatura se necesitará para romperse.

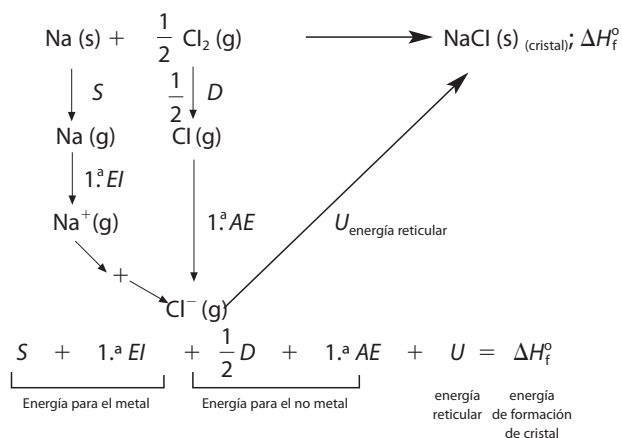
b) Este ciclo se basa en que la energía total de un proceso es la suma algebraica de las energías de los procesos intermedios que dan lugar al proceso general.

Al tratarse de una suma algebraica, se le aplicará el criterio de signos correspondiente, que generalmente es el que se explicita a continuación: si existe una transferencia de energía exterior al sistema en forma de calor o trabajo, Q y W se consideran positivos, mientras que si la transferencia de energía en forma de calor o trabajo ocurre del sistema al exterior, Q y W se consideran negativos.



La energía reticular U se desprende del sistema para su estabilización y tendrá signo negativo; la afinidad electrónica AE es una energía que se desprende del átomo al ionizarse negativamente para su estabilización y tiene signo negativo; las energías de sublimación (S), de ionización (EI) y de disociación (D), son energías que se transfieren del exterior al sistema y, por tanto, poseerán signo positivo; por último, la energía de formación del cristal, ΔH_f° , tendrá el signo que resulte de la suma de todos los anteriores.

Para el caso concreto del enunciado, el ciclo es:



$$U = \Delta H_f^\circ - S - 1^\circ EI - \frac{1}{2} D - 1^\circ AE$$

5 Cálculo de la concentración de la disolución 1:

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 126 \text{ g/mol}$$

$$\text{n.º de moles Na}_2\text{SO}_3 = \frac{31,5 \text{ g}}{126 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

$$M_1 = \frac{n}{V} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,4 \text{ L}} = 0,625 \text{ M}$$

A continuación se calcula la molaridad de la mezcla. Determinamos primero los moles que se mezclan de cada disolución:

$$\text{Disolución 1: } n = MV = 0,625 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,060 \text{ L} = 0,0375 \text{ mol}$$

$$\text{Disolución 2: } n = MV = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,080 \text{ L} = 0,024 \text{ mol}$$

Los moles totales de Na_2SO_3 en la mezcla son $0,0375 + 0,024 = 0,0615$.

Se supone que los volúmenes son aditivos, luego el volumen total es de $60 \text{ mL} + 80 \text{ mL} = 140 \text{ mL}$.

$$M_{\text{mezcla}} = \frac{n}{V} = \frac{0,0615 \text{ mol}}{0,140 \text{ L}} = 0,44 \text{ M}$$

A continuación se calculan los moles de Na_2SO_3 que hay en los 20 mL:

$$n.^\circ \text{ de moles} = MV = 0,44 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,0088 \text{ mol}$$

Como se supone que los volúmenes son aditivos, el volumen total es de $20 \text{ mL} + 30 \text{ mL} = 50 \text{ mL}$.

$$M_{\text{final}} = \frac{n}{V} = \frac{0,0088 \text{ mol}}{0,050 \text{ L}} = 0,176 \text{ M}$$

La experiencia se ilustra en la siguiente figura:

