

## SERIE 1

Responda a las cuestiones 1, 2, 3. A continuación, elija UNA cuestión entre la 4 y la 5 y UNA cuestión entre la 6 y la 7 y conteste las dos que haya escogido.

Cada cuestión vale 2 puntos.

1. El trinitrotolueno (TNT) es un explosivo muy potente que, frente a la nitroglicerina, tiene la ventaja de ser más estable en caso de impacto, golpes o fricción. La descomposición explosiva del TNT puede representarse mediante la ecuación química:



- a) Calcule el calor producido a presión constante al hacer explotar 2,27 kg de TNT en condiciones estándares y a 298 K. (1 punto)
- b) Justifique si la variación de entropía estándar de esta reacción ( $\Delta S^\circ$ ) es positiva o negativa, y cómo influye la temperatura en la espontaneidad de esta reacción. Suponga que la entalpía y la entropía no varían en función de la temperatura. (1 punto)

Datos. Masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; N = 14,0; O = 16,0.

Entalpías estándares de formación a 298 K:

$$\Delta H_f^\circ(\text{TNT}, \text{s}) = -364,1 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ(\text{CO}, \text{g}) = -110,3 \text{ kJ mol}^{-1};$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -241,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2. Las reacciones redox se utilizan en muchos procesos de la química: para generar energía eléctrica (pila), para provocar reacciones químicas que no son espontáneas (electrólisis) o para obtener sustancias de gran interés.

- a) Un grupo de estudiantes quiere montar una pila en el laboratorio, en condiciones estándares y a 25 °C. La pila tiene la siguiente notación:



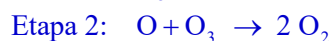
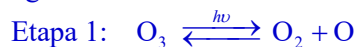
Explique el procedimiento experimental que deberán seguir para construir esta pila y medir su fuerza electromotriz, e indique el material y los reactivos que se necesitarían. (1 punto)

- b) En otro experimento, los estudiantes disponen de dos vasos de precipitados, cada uno de los cuales contiene una disolución 1,0 M de nitrato de cobre(II), a 25 °C. En el primero, introducen una lámina de zinc, y en el segundo, un hilo de plata. Justifique si habrá o no reacción en cada uno de los vasos; en caso afirmativo, escriba la reacción igualada. (1 punto)

Datos. Potencial estándar de reducción a 25 °C:

$$\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}; \varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

3. El ozono, una sustancia que actúa como filtro de las radiaciones solares, puede descomponerse en oxígeno en la estratosfera mediante un proceso exotérmico que consta de las dos etapas elementales siguientes:



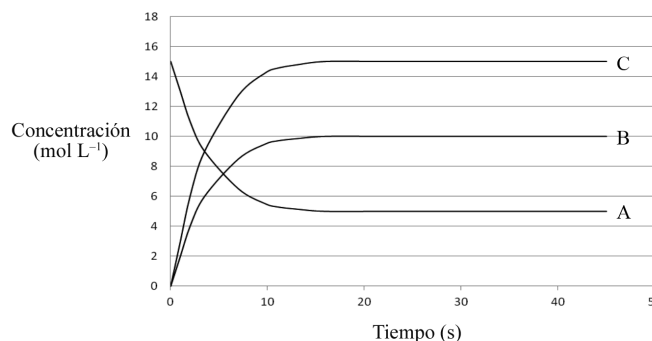
A 300 K de temperatura, las energías de activación son  $103,0 \text{ kJ mol}^{-1}$  para la etapa 1 y  $17,1 \text{ kJ mol}^{-1}$  para la etapa 2.

- Escriba la reacción global del proceso de descomposición del ozono. Haga una representación gráfica aproximada que muestre la energía en función de la coordenada de reacción, y señale en la representación las energías de activación y la variación de entalpía de la reacción. (1 punto)
- A partir del modelo de estado de transición (o complejo activado), explique el concepto *energía de activación* y justifique cuál de las dos etapas de la descomposición del ozono es más lenta. (1 punto)

4. Experimentalmente, se ha realizado el seguimiento de la siguiente reacción en fase gaseosa, en un recipiente cerrado y a una temperatura de 300 K:



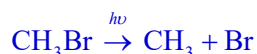
En el siguiente gráfico pueden verse los cambios de concentración de las tres sustancias gaseosas A, B y C, en función del tiempo.



- Justifique cuáles serán las concentraciones de las sustancias A, B y C en el equilibrio, y calcule la constante de equilibrio en concentraciones ( $K_c$ ) y la constante de equilibrio en presiones ( $K_p$ ) de esta reacción a 300 K. (1 punto)
- Las sustancias A, B y C están en equilibrio a 300 K. ¿Cómo se modificarán la constante de equilibrio en concentraciones y la masa de la sustancia A si se aumenta el volumen del recipiente pero se mantiene la temperatura? Razone las respuestas. (1 punto)

Dato. Constante universal de los gases ideales:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

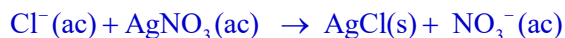
5. El bromometano (o bromuro de metilo) se utilizó como plaguicida hasta que empezó a prohibirse en muchos países, a partir del año 2000, por generar radicales de bromo (Br) que participan en el proceso de reducción de la capa de ozono en la estratosfera. En esta capa de la atmósfera puede tener lugar la siguiente reacción de fotodisociación:



- Calcule la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética capaz de romper el enlace C–Br en una molécula de bromometano. (1 punto)
- Defina el término *orbital atómico* según el modelo ondulatorio del átomo. Escriba la configuración electrónica del átomo de bromo indicando los números cuánticos del electrón más externo de este átomo. (1 punto)

Datos: Energía del enlace C–Br:  $276 \text{ kJ mol}^{-1}$ ; número de Avogadro:  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ ;  
 velocidad de la luz en el vacío:  $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ; constante de Planck:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  
 número atómico:  $Z(\text{Br}) = 35$

6. La salinidad de las aguas oceánicas determina las condiciones de vida de los organismos marinos y varía en función de las características de cada océano. La determinación de la salinidad se lleva a cabo midiendo un parámetro del agua de mar, como la conductividad eléctrica o la concentración de ion cloruro. Este último parámetro se mide mediante una valoración del ion cloruro con nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ):



- a) Cuando se han valorado 20,0 mL de agua de mar, han sido necesarios 23,5 mL de una disolución de nitrato de plata 0,265 M para poder llegar al punto final de la valoración. Calcule la salinidad del agua de mar, expresada como concentración de NaCl en  $\text{g L}^{-1}$ . (1 punto)
- b) Escriba la ecuación del equilibrio de solubilidad del cloruro de plata y determine su solubilidad a 25 °C, expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ . Justifique si la solubilidad del cloruro de plata aumenta, disminuye o se mantiene en una disolución acuosa concentrada de KCl. (1 punto)

Datos: Masa molecular relativa del NaCl = 58,5, constante del producto de solubilidad del AgCl a 25 °C:  $K_{\text{ps}} = 1,7 \cdot 10^{-10}$

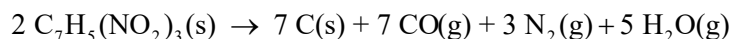
7. El ácido metanoico ( $\text{HCOOH}$ ), llamado habitualmente *ácido fórmico*, puede obtenerse de las hormigas. Cuando una hormiga nos pica, nos inyecta aproximadamente 0,003 mL de ácido fórmico puro, y este líquido que nos ha inyectado se mezcla con 1,0 mL de agua de nuestro cuerpo.

- a) Calcule la concentración de la disolución acuosa de ácido fórmico que se forma en nuestro cuerpo cuando nos pica una hormiga, expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ . ¿Qué pH tendrá esta disolución? (1 punto)
- b) Para neutralizar las picaduras de hormiga, puede utilizarse hidrogenocarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ). Escriba la reacción de neutralización y calcule la masa de  $\text{NaHCO}_3$  que se necesita para neutralizar el ácido fórmico que nos inyecta una hormiga cuando nos pica. (1 punto)

Datos: Densidad del ácido fórmico puro = 1,20  $\text{g L}^{-1}$ ; masas atómicas relativas: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0; constante de acidez del ácido fórmico:  $K_{\text{a}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$ .

## SOLUCIONES

1. a) Calculamos en primer lugar la variación de entalpía de la reacción de descomposición del TNT:



Teniendo en cuenta los datos que proporciona el enunciado, para el cálculo de la variación de entalpía de la reacción utilizaremos la expresión que permite relacionar la variación de entalpía estándar de una reacción química con las entalpías de formación estándar de cada una de las sustancias que participan en dicha reacción:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = \sum [c_i \cdot \Delta H_f^{\circ}(\text{productos})] - \sum [c_i \cdot \Delta H_f^{\circ}(\text{reactivos})]$$

donde  $c_i$  representa el coeficiente estequiométrico de cada especie en la reacción ajustada.

Sustituyendo los valores de las entalpías de formación de los productos y reactivos dados por el enunciado, y teniendo en cuenta que el calor de formación de los elementos en sus estados naturales es 0, con lo cual el valor de  $\Delta H_f^{\circ}[\text{N}_2(\text{g})]$  y  $\Delta H_f^{\circ}[\text{C}(\text{s})]$  es de 0 kJ/mol, tendremos que:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = [5\Delta H_f^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] + 3\Delta H_f^{\circ}[\text{N}_2(\text{g})] + 7\Delta H_f^{\circ}[\text{CO}(\text{g})] + 7\Delta H_f^{\circ}[\text{C}(\text{s})]] - 2\Delta H_f^{\circ}[\text{TNT}(\text{s})]$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacción}} = 5 \cdot (-241,6) + 3 \cdot 0 + 7 \cdot (-110,3) + 7 \cdot 0 - 2 \cdot (-364,1) = -1251,9 \text{ kJ}$$

Este dato nos indica que por cada 2 mol de TNT que se descomponen, se liberan 1296,9 kJ de energía. Nos piden calcular el calor producido al descomponerse 2,27 kg (2270 g) de TNT. Pasamos esta cantidad a moles:

$$n_{\text{TNT}} = n_{\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3} = \frac{m_{\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3}}{M(\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3)} = \frac{2270 \text{ g}}{\underbrace{(12 \cdot 7 + 1 \cdot 5 + 14 \cdot 3 + 16 \cdot 6)}_{227} \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}$$

Estos 10 moles de TNT liberarán al descomponerse una energía en forma de calor de:

$$(10 \text{ mol TNT}) \cdot \frac{(1251,9 \text{ kJ})}{(2 \text{ moles TNT})} = 6259,5 \text{ kJ}$$

b) La variación de entropía de esta reacción es positiva. La entropía aumenta al pasar de reactivos a productos en esta reacción, ya que al producirse la reacción aumenta el desorden del sistema: pasamos de tener dos moles de una única sustancia sólida a tener cuatro sustancias diferentes, de las cuales tres están en estado gaseoso, y además aumenta también el número de moles de sustancias presentes (22 mol de productos por cada 2 mol de reactivo). Así pues:  $\Delta S^{\circ}_{\text{reacción}} > 0$ .

Para una reacción química, la relación entre la variación de energía libre,  $\Delta G$ , la variación de entalpía,  $\Delta H$ , y la variación de entropía,  $\Delta S$ , es:  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ , con lo cual el valor de  $\Delta G$  cambia si varía la temperatura. Resumimos en una tabla los cuatro casos posibles de reacción química según los signos que posean  $\Delta H^{\circ}$ ,  $\Delta S^{\circ}$  y, en consecuencia,  $\Delta G^{\circ}$ , teniendo en cuenta que  $T$ , al estar expresada en Kelvin es siempre positiva ( $T > 0$ ).

CASOS	SIGNO $\Delta H$	SIGNO $\Delta S$	SIGNO $\Delta G$	ESPONTANEIDAD DE LA REACCIÓN
1	$< 0$ (reacción exotérmica)	$< 0$	Depende de la temperatura: • $< 0$ a T bajas • $> 0$ a T altas	Depende de la temperatura: • espontánea a T bajas • no espontánea a T altas
2	$> 0$ (reacción endotérmica)	$> 0$	Depende de la temperatura: • $> 0$ a T bajas • $< 0$ a T altas	Depende de la temperatura: • no espontánea a T bajas • espontánea a T altas
3	$< 0$ (reacción exotérmica)	$> 0$	$< 0$ a cualquier temperatura	Espontánea a cualquier temperatura
4	$> 0$ (reacción endotérmica)	$< 0$	$> 0$ a cualquier temperatura	No espontánea a cualquier temperatura

La reacción de descomposición del TNT, que es la que estamos estudiando en esta pregunta, corresponde al caso 3 de la tabla, con lo cual esta reacción es espontánea a cualquier temperatura.

2. a) Detallamos a continuación procedimiento experimental, material y reactivos necesarios para construir la pila  $\text{Ag} | \text{Ag}^+(\text{ac}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Zn}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M}) | \text{Zn(s)}$  y medir su fuerza electromotriz. (El enunciado no pide el dibujo del esquema de la pila ni cálculo de dicho *fem*).

- Colocar en un vaso de precipitados una disolución que contenga  $\text{Ag}^+$  1 M, por ejemplo, disolución 1 M de  $\text{AgCl}$ . Colocar también en este vaso una lámina o hilo de plata metálica,  $\text{Ag}$ , parcialmente sumergido.
- Colocar en otro vaso de precipitados una disolución que contenga  $\text{Zn}^{2+}$  1 M, por ejemplo, disolución 1 M de  $\text{ZnCl}_2$ . Colocar también en este vaso una lámina de  $\text{Zn}$  metálico parcialmente sumergido.
- Conectar cada lámina (o hilo) mediante un hilo conductor a un voltímetro.
- Colocar un tubo en U que se sumerja en las disoluciones de los dos vasos de precipitados y que contenga una disolución de un electrolito inerte al proceso redox de la pila. Esta disolución será el puente salino. Por ejemplo, en este caso, puede ser una disolución de  $\text{NaCl}$ .

b) Para que una reacción redox sea espontánea, el potencial de reducción estándar del par que participa en la semirreacción de reducción debe ser mayor que el potencial de reducción estándar del par que participa en la semirreacción de oxidación. De este modo el valor del potencial estándar de la reacción redox será positivo.

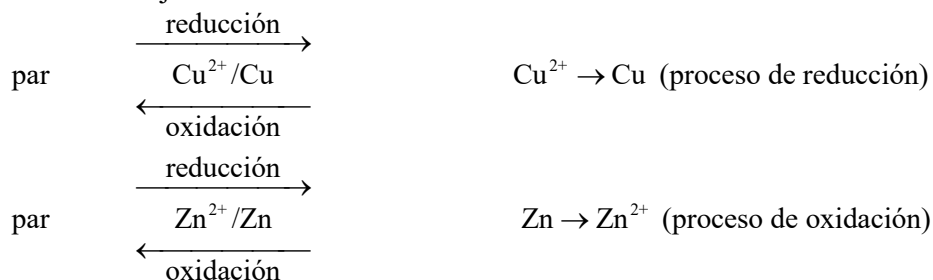
$$E^\circ(\text{reducción}) > E^\circ(\text{oxidación}) \rightarrow E^\circ(\text{reacción redox}) = E^\circ(\text{reducción}) - E^\circ(\text{oxidación}) > 0$$

Así, la variación de energía libre de la reacción redox será negativa, que es la condición de espontaneidad para cualquier reacción química, ya que la relación entre ambas magnitudes para este tipo de reacciones viene dada por la expresión:  $\Delta G^\circ_{\text{reacción redox}} = -n \cdot F \cdot E^\circ_{\text{reacción redox}}$ .

Con lo cual si  $E^\circ_{\text{reacción redox}} > 0$ , claramente obtenemos  $\Delta G^\circ_{\text{reacción redox}} < 0$ , por tanto reacción espontánea.

Aplicamos pues esta condición que hemos razonado a las dos propuestas que nos realiza el enunciado para deducir si se producirá reacción o no.

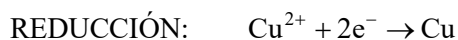
— Primer vaso: Analizamos qué ocurre entre los pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , según sus potenciales estándar de reducción, cuyos valores proporciona el enunciado, para saber si al introducir la lámina de  $\text{Zn}$  en el vaso con disolución de nitrato de cobre(II),  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , disolución que contiene iones  $\text{Cu}^{2+}$  puede producirse reacción. Tenemos que:  $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} > \varepsilon^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ , con lo cual la reacción redox espontánea entre estos dos pares será aquella en la que el par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  participe en el proceso de reducción, y el par  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , en el proceso de oxidación. Escribimos ambos procesos sin ajustar:



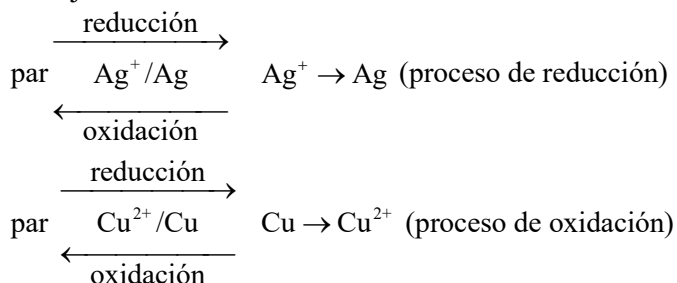
Por lo tanto, en este vaso sí se producirá reacción redox, ya que las especies de estos pares que reaccionan espontáneamente entre sí son el ión  $\text{Cu}^{2+}$  y el  $\text{Zn}$  metálico, que son las especies que tenemos en el vaso. Así pues, escribimos las semirreacciones de reducción y de oxidación para poder escribir la reacción igualada, tal y como pide el enunciado:



Como los átomos que se reducen y se oxidan están ajustados, y los electrones son los mismos en las dos semirreacciones, procedemos a sumarlas para obtener la reacción redox ajustada que se produce en el vaso:

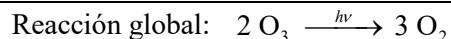
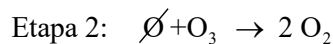
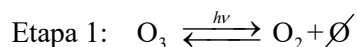


- Segundo vaso. Analizamos qué ocurre entre los pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ , según sus potenciales estándar de reducción, cuyos valores tenemos en el enunciado, para saber si al introducir el hilo de Ag en el vaso con disolución de nitrato de cobre(II),  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , disolución que contiene iones  $\text{Cu}^{2+}$ , puede producirse reacción. Tenemos que:  $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V} > \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ , con lo cual la reacción redox espontánea entre estos dos pares será aquella en la que el par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  participe en el proceso de reducción, y el par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , en el proceso de oxidación. Escribimos ambos procesos sin ajustar:



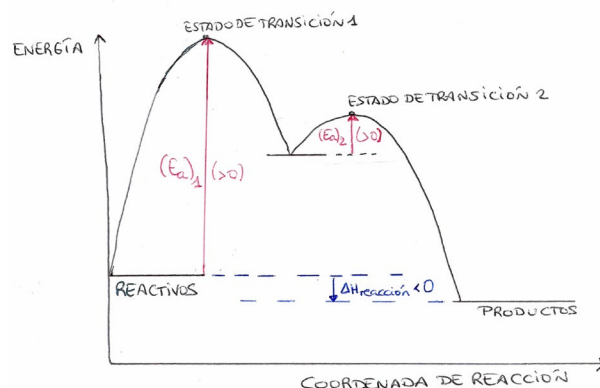
Por lo tanto, en este vaso no se producirá reacción redox, ya que las especies de estos dos pares que reaccionan espontáneamente entre sí son el Cu metálico y el ión  $\text{Ag}^+$  (que no tenemos en el vaso) para dar el ión  $\text{Cu}^{2+}$  y la plata metálica, Ag. La reacción entre las otras dos especies,  $\text{Cu}^{2+}$  y Ag metálica, que son las que tenemos en nuestro segundo vaso, no es una reacción espontánea.

3. a) La reacción global de descomposición del ozono será la suma de las dos etapas elementales del proceso:



Para realizar la representación gráfica de energías que se nos pide, tendremos en cuenta que se nos indica en el enunciado que la reacción de descomposición del ozono es exotérmica. Con lo cual la variación de entalpía de la reacción es negativa:  $\Delta H_{\text{reacción}} < 0$ , la reacción libera energía en forma de calor al producirse porque los reactivos poseen mayor energía que los productos.

Llamaremos a la energía de activación de la primera etapa  $(E_a)_1$  y a la de la segunda etapa  $(E_a)_2$ .



b) El complejo activado (o estado de transición) en una reacción química es una especie altamente inestable que se encuentra (en lo que a coordenada de reacción se refiere) entre los reactivos y los productos de la reacción. Es una combinación de las moléculas de los reactivos, energéticamente excitada, y que puede volver a formar los reactivos de partida o separarse / reorganizarse dando los productos. No se puede aislar y tiene existencia transitoria.

La energía de activación es la diferencia de energía que existe entre los reactivos de una reacción y el complejo activado correspondiente a dicha reacción. Es siempre una diferencia de energía positiva, es decir, el complejo activado siempre posee mayor energía que los reactivos de la reacción. Constituye una barrera de energía que las moléculas de reactivos deben superar para poder convertirse en productos. Sólo las moléculas de reactivos que tienen suficiente energía cinética como para superar la barrera que supone la energía de activación pueden convertirse en productos. Cuanto mayor es la energía de activación, más lenta es la reacción e incluso puede impedir que la reacción se produzca.

En una reacción en varias etapas el perfil de energía de la reacción tiene varias barreras de activación, una para cada etapa elemental. La más elevada corresponderá a la etapa determinante de la velocidad.

Así pues, en nuestro caso, al ser la primera etapa de la reacción la que posee una energía de activación más elevada, esta etapa 1 será la más lenta.

4. a) Cuando se alcanza el estado de equilibrio en una reacción química, las concentraciones de los reactivos y de los productos se mantienen constantes en el tiempo, con lo cual claramente se aprecia en el gráfico que esto ocurre cuando las concentraciones de A, B y C son:

$$[A]_{eq} = 5 \text{ mol L}^{-1} ; [B]_{eq} = 10 \text{ mol L}^{-1} ; [C]_{eq} = 15 \text{ mol L}^{-1}$$

Calculamos el valor de la constante de equilibrio en concentraciones, teniendo en cuenta la ecuación de la reacción:  $2 \text{ A(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ B(g)} + 3 \text{ C(g)}$

$$K_c = \frac{([C(g)]_{eq})^3 \cdot ([B(g)]_{eq})^2}{([A(g)]_{eq})^2} = \frac{15^3 \cdot 10^2}{5^2} = 1,35 \cdot 10^4$$

Calculamos ahora el valor de  $K_p$ . Utilizaremos la relación:  $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta c(g)}$

(donde  $\Delta c(g)$  es la diferencia entre los coeficientes estequiométricos de los gases en los productos y en los reactivos). En nuestro caso:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{[(3+2)-(2)]} = K_c \cdot (RT)^3 = K_c \cdot R^3 \cdot T^3 = 1,35 \cdot 10^4 \cdot 0,082^3 \cdot 300^3 = 2,01 \cdot 10^8$$



b) La constante de equilibrio sólo cambia su valor si varía la temperatura. Por ello, en el supuesto que se nos plantea (aumentar el volumen del recipiente manteniendo constante la temperatura), la constante de equilibrio no sufrirá ninguna modificación.

Por otra parte un aumento del volumen del recipiente supone una disminución de la presión del sistema. Una variación de presión del sistema modifica un estado de equilibrio únicamente si para la reacción se cumple que  $\Delta c(g) \neq 0$ .

Para el equilibrio que estamos estudiando,  $2 A(g) \rightleftharpoons 2 B(g) + 3 C(g)$ , una variación de la presión del sistema, sí altera el estado de equilibrio ya que, tal y como hemos calculado en el apartado a),  $\Delta c(g) = 2 \neq 0$ .

Explicamos entonces qué es lo que le ocurre al equilibrio debido a la disminución de la presión del sistema: si se hace disminuir la presión del sistema, el equilibrio, según el Principio de Le Chatelier, se desplazará en el sentido que contrarreste esta disminución de presión, por lo tanto, se desplazará en el sentido en el que aumente la cantidad de sustancias gaseosas presentes en el sistema para que aumente así la presión del sistema.

En el caso de nuestro equilibrio y según lo razonado anteriormente, el desplazamiento que se provocará será hacia la derecha, es decir, hacia la formación de productos.

Así pues, si se aumenta el volumen del recipiente manteniendo la temperatura constante, la masa de la sustancia A disminuirá.

6. a) La reacción de valoración del ion cloruro proporcionada por el enunciado es:



Calculamos los moles de nitrato de plata que se han consumido en la valoración con los datos que da el enunciado:

$$n_{AgNO_3} = M(AgNO_3) \cdot V(L) = 0,265 \cdot (23,5 \cdot 10^{-3}) = 6,228 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Según la estequiometría de la reacción de valoración cada mol de  $AgNO_3$  reacciona con un mol de ion  $Cl^{-}$ , por lo tanto si se han consumido  $6,228 \cdot 10^{-3}$  mol de  $AgNO_3$  es porque en los 20,0 mL de agua de mar valorados había  $6,228 \cdot 10^{-3}$  mol de ion  $Cl^{-}$  (y también, pues, de NaCl). Calculamos los gramos de NaCl presentes en los 20,0 mL de agua de mar:

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot M(NaCl) = (6,228 \cdot 10^{-3} \text{ mol}) (58,5 \text{ g/mol}) = 0,364 \text{ g}$$

La salinidad del agua de mar analizada, expresada como concentración de NaCl en  $g L^{-1}$ , es:

$$\text{Salinidad} = \frac{m_{NaCl}}{V_{NaCl}} = \frac{(0,364 \text{ g})}{(20 \cdot 10^{-3} \text{ L})} = 18,2 \text{ g L}^{-1}$$



b) Planteamos el equilibrio de solubilidad del cloruro de plata y las concentraciones presentes en el estado de equilibrio:

	$\text{AgCl(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+(\text{aq})$	+	$\text{Cl}^-(\text{aq})$
$n_0$	$y$		$0$		$0$
$n_{\text{eq}}$	$y - x$		$x$		$x$
$c_{\text{eq}} \text{ (mol/L)}$	-----*		$\frac{x}{V(\text{L})} = s$		$\frac{x}{V(\text{L})} = s$

\*(no tiene sentido el concepto de concentración para una sustancia sólida)

El enunciado proporciona como dato el valor del producto de solubilidad de este equilibrio:

$$K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

La expresión de dicho producto de solubilidad es:

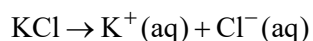
$$K_{\text{ps}}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+(\text{aq})]_{\text{eq}} [\text{Cl}^-(\text{aq})]_{\text{eq}}$$

Si sustituimos lo que conocemos en esta expresión, tenemos que:

$$1,7 \cdot 10^{-10} = s \cdot s \Rightarrow 1,7 \cdot 10^{-10} = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,304 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

que es el valor de la solubilidad molar del AgCl a 25°C que pide el enunciado.

Por otra parte, justificamos si la solubilidad del cloruro de plata aumenta, disminuye o se mantiene en una disolución concentrada de KCl. En una disolución acuosa concentrada de KCl, el KCl se encuentra completamente disociado en sus iones:



La presencia en la disolución de este ion  $\text{Cl}^-$  (también presente en el AgCl), hace que el equilibrio de solubilidad del AgCl se desplace hacia la izquierda (hacia reactivos), con lo cual la solubilidad del AgCl disminuye. Esto se conoce como efecto del ion común.