



Elija una de las dos opciones propuestas, A o B. En cada pregunta se señala la puntuación máxima.

OPCIÓN A

- (2 puntos) Considere los siguientes compuestos: BaO, BaBr₂, Br₂, H₂O.

 - Razone el tipo de enlace de cada uno y ordene de mayor a menor sus puntos de fusión. (1,5 puntos)
 - ¿Qué compuestos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundido?. ¿Cuál o cuáles no lo harán en ningún caso?. (0,5 puntos)
- (1,5 puntos) Para el equilibrio: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

 - En el momento de equilibrio se cumple que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$. (0,5 puntos)
 - Al aumentar la presión, sin variar la temperatura, aumenta la concentración de NOCl. (0,5 puntos)
 - Una vez alcanzado el equilibrio, la adición de Cl₂ (g) aumentará K_c. (0,5 puntos)
- (1,5 puntos) Se ha demostrado experimentalmente que la reacción $2\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$ tiene una ecuación de velocidad $v = k[\text{A}][\text{B}]$.

 - ¿Cuáles serán los órdenes parciales y el orden total en la reacción?. ¿Cómo influirá un aumento de la temperatura en la velocidad?. (0,8 puntos)
 - La adición de un catalizador, ¿influirá en la velocidad de la reacción?, ¿en la cantidad de productos obtenidos? o ¿en la variación de entalpía de la reacción?. (0,7 puntos)
- (2,5 puntos) Una disolución de HClO 0,2 M tiene un pH de 4,11. Calcule:

 - El grado de disociación y la constante de acidez del ácido. (1,5 puntos)
 - El volumen de una disolución de NaOH 0,12 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. Escriba la correspondiente ecuación de neutralización. (1 punto)
- (2,5 puntos) El sulfuro de cobre(II) reacciona con ácido nítrico obteniéndose nitrato de cobre(II), azufre elemental sólido, monóxido de nitrógeno gas y agua.

 - Escriba la ecuación química ajustada por el método del ión-electrón e indique el agente oxidante y el reductor. (1,4 puntos)
 - Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad 1,4 g/mL necesario para que reaccione una muestra de 50 gramos que contiene un 92,8% de sulfuro de cobre(II). (0,6 puntos)
 - ¿Qué volumen de monóxido de nitrógeno gas recogido a 25°C y 750 mmHg se obtendrá?. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: S = 32; Cu = 63,5; O = 16; H = 1; N = 14. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Para los elementos Mg, O, P y Ne:
- ¿Cuántos electrones desapareados tienen en su estado fundamental y en qué orbitales?. (0,6 puntos)
 - ¿Cuál tendrá mayor radio atómico?. ¿Cuál mayor energía de ionización?. (0,6 puntos)
 - Escriba las especies de Mg, O y P que sean isoelectrónicas con el gas noble más próximo. (0,3 puntos)
2. (2 puntos) Considerando los siguientes ácidos y teniendo en cuenta el dato de su constante de acidez: HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$), HBrO ($K_a = 2,5 \cdot 10^{-9}$) y CH₃COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
- Justifique cuál es el ácido más fuerte. (0,6 puntos)
 - Calcule el valor de K_b para la base conjugada más fuerte. (0,6 puntos)
 - ¿Qué pH (ácido, básico o neutro) se obtendrá al hacer reaccionar los mismos moles de HBrO con NaOH?. Escriba la reacción. (0,8 puntos)
3. (1,5 puntos) Responda a las siguientes preguntas, teniendo en cuenta los siguientes datos de potenciales de reducción estándar: $\varepsilon^\circ(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ y $\varepsilon^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$:
- ¿Se producirá la oxidación de Al o de Au si sobre una barra de ambos metales adicionamos HCl?. Escriba la posible ecuación iónica ajustada por el método del ion-electrón. (0,9 puntos)
 - ¿Cómo construiría una pila con un electrodo de níquel y otro de cobre?. Escriba un esquema de la misma, señalando el cátodo y el ánodo y calcule su potencial. (0,6 puntos)
4. (2,5 puntos) A 1500 K el pentafluoruro de bromo descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio: $2 \text{BrF}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g}) + 5\text{F}_2(\text{g})$. Si se inyectan 0,2 moles de BrF₅ en un recipiente cerrado de 10 L, cuando llega al equilibrio la presión de todos los gases asciende a 6,40 atm. Calcule:
- Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. (1,75 puntos)
 - Las constantes K_p y K_c a 1500 K. (0,75 puntos)
- Datos:** $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.
5. (2,5 puntos) En la combustión de 52 g de acetileno (etino) a 25°C se desprenden 621 kcal.
- Determine la entalpía estándar de formación del acetileno, sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son: $-94,0 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-68,3 \text{ Kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ respectivamente. (1,75 puntos)
 - Calcule el volumen de aire, medido en condiciones normales, necesario para quemar los 52 gramos de acetileno. Considere que el aire contiene 21% en volumen de oxígeno. (0,75 puntos)
- Datos:** Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta, y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado este convenientemente razonado.

Se considerará MAL la respuesta cuando el alumno no la razone en las condiciones que se especifica la pregunta.

En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución numérica obtenida en uno de ellos sea imprescindible para resolver el siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado anterior, salvo que el resultado sea incoherente.

En caso de error algebraico solo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará como máximo 0,25 puntos.

Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y los correctores no los tendrán en cuenta si no están debidamente razonados.

Los errores de formulación se podrán penalizar hasta con 0,5 puntos por fórmula, pero en ningún caso se puede obtener una puntuación negativa.

Se valorará la presentación del ejercicio, por errores ortográficos y redacción defectuosa se podrá bajar la calificación hasta 1 punto.

OPCIÓN A

1. (2 puntos) Considere los siguientes compuestos: BaO, BaBr₂, Br₂, H₂O.

- Razone el tipo de enlace de cada uno y ordene de mayor a menor sus puntos de fusión. (1,5 puntos)
- ¿Qué compuestos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundido?. ¿Cuál o cuáles no lo harán en ningún caso?. (0,5 puntos)

RESPUESTA

a) (1,5 puntos)

BaO: formado por cationes Ba²⁺ y aniones O²⁻ forma enlace iónico. (0,1 punto)

BaF₂: está formado por cationes Ba²⁺ y aniones F⁻ forma enlace iónico. (0,1 punto)

Br₂: enlace covalente, unión de dos átomos no metales, que comparten electrones. (0,1 punto)

H₂O: enlace covalente, unión de H y O ambos no metales, que comparten electrones. (0,1 punto)

Los compuestos con mayor punto de fusión serán los que forman enlace iónico. Los covalentes H₂O y Br₂ son líquidos a temperatura ambiente. (0,1 punto)

Para comparar BaO y BaF₂ tenemos que tener en cuenta que el enlace iónico está formado por mezcla de iones positivos e iones negativos. Para fundir el cristal iónico habrá que superar la fuerza electrostática que los mantiene unidos, que es la energía de red. Esta energía depende principalmente de la carga de los iones y de los tamaños de los mismos, además de su organización en el cristal iónico. Ecuación Born-Landé (no es obligatorio ponerla). (0,25 puntos)

BaO formado por Ba²⁺ y O²⁻ es decir, carga +2 y -2. BaBr₂ está formado por Ba²⁺ y Br⁻ es decir, iones con cargas +2 y -1. Así que BaO tendrá mayor T_{fusión}. (0,25 puntos)

Entre Br₂ y H₂O. (0,5 puntos)

Br₂: para fundir hay que superar las fuerzas de dispersión de London que las mantiene próximas. Br₂ es líquido a temperatura ambiente.

H₂O: para fundirlo (T_{fusión} = 0°C) hay que superar las fuerzas del enlace de hidrogeno de mayor fortaleza que las de London, así que tendrá mayor punto de fusión que Br₂. También es líquido temperatura ambiente.

Por orden BaO > BaBr₂ > H₂O > Br₂

b) (0,5 puntos)

Los compuestos iónicos BaO y BaF₂ no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sin embargo sí que lo hacen en fundido. (0,25 puntos)

Br₂ no será capaz de conducirla en ningún caso. El H₂O pura ioniza como H⁺ y OH⁻, por lo que podría conducir la corriente eléctrica aunque de forma ligera (si dicen que es aislante, estará también bien, porque se puede considerar como tal). (0,25 puntos)

2. (1,5 puntos) Para el equilibrio: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En el momento de equilibrio se cumple que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$. (0,5 puntos)

b) Al aumentar la presión, sin variar la temperatura, aumenta la concentración de NOCl. (0,5 puntos)

c) Una vez alcanzado el equilibrio, la adición de Cl₂ (g) aumentará K_c. (0,5 puntos)

RESPUESTA

a) (0,5 puntos)

Falsa. Cuando un sistema se encuentra en equilibrio no tiene por qué cumplirse que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$. Cuando se alcanza el equilibrio la concentraciones de todas las especies se mantienen constantes y la relación entre ellas expresada a través de su K_c. (0,5 puntos)

b) (0,5 puntos)

Explicación principio Le Chatelier: (0,2 puntos)

Con un aumento de la presión de un sistema en equilibrio, éste evoluciona para compensar este efecto, desplazándose en el sentido en el que haya un menor número de moles gaseosos.

Aplicación principio Le Chatelier: (0,3 puntos)

En el primer miembro hay 3 moles gaseosos, mientras que en el segundo 2, por lo que trabajar a presiones altas conlleva a que el equilibrio se desplace hacia la derecha, por lo que aumentará la concentración de NOCl. **Verdadera.**

c) (0,5 puntos)

Explicación principio Le Chatelier: (0,2 puntos)

Cualquier cambio en alguna de las variables, por ejemplo concentraciones, que determinen el equilibrio, éste evoluciona en el sentido que se oponga a dicho cambio.

Aplicación principio Le Chatelier: (0,3 puntos)

Si aumenta la concentración de uno de los reactivos, el equilibrio se desplazará hacia la disminución de la misma, es decir a la derecha. De esta forma mantendrá constante el valor de K_c, por lo que la afirmación es **falsa**, ya que tras el desplazamiento la K se mantendrá igual.

3. (1,5 puntos) Se ha demostrado experimentalmente que la reacción $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ tiene una ecuación de velocidad $v = k[\text{A}][\text{B}]$.

a) ¿Cuáles serán los órdenes parciales y el orden total en la reacción?. ¿Cómo influirá un aumento de la temperatura en la velocidad?. (0,8 puntos)

b) La adición de un catalizador, ¿influirá en la velocidad de la reacción?, ¿en la cantidad de productos obtenidos? o ¿en la variación de entalpía de la reacción?. (0,7 puntos)

RESPUESTA

a) Si la $v = k[\text{A}][\text{B}]$ el orden parcial de cada sustancia A y B son iguales a 1. El orden total es la suma de los órdenes parciales, es decir igual a 2. (0,3 puntos)

El aumento de la temperatura supone una mayor energía de las moléculas reaccionantes ya que aumenta su energía cinética y se moverán más rápido, lo que originara un aumento de las colisiones entre ellas aumentando la velocidad. Por otro lado la ecuación de Arrhenius establece la relación entre la constante de velocidad y la temperatura $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, donde A es la frecuencia de colisiones y E_a es la energía de activación. (0,5 puntos)(Será suficiente con una de las 2 explicaciones)

b) La adición de un catalizador modifica la velocidad de una reacción ya que varía la energía de activación. Si la disminuye, la reacción se producirá con más facilidad y por lo tanto con mayor velocidad. (0,35 puntos) Sin embargo no influye en la cantidad de productos obtenida, la cual depende de la estequiometría de la reacción, ni en la variación de entalpía que es la misma tanto si esta catalizada o no. (0,35 puntos)

4. (2,5 puntos) Una disolución de HClO 0,2 M tiene un pH de 4,11. Calcule:

a) El grado de disociación y la constante de acidez del ácido. (1,5 puntos)

b) El volumen de una disolución de NaOH 0,12 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. Escriba la correspondiente ecuación de neutralización. (1 punto)

RESPUESTA

a) (1,5 puntos)



[]_{inic} C₀

[]_{equi} C₀(1-α) C₀α C₀α

Si el pH = 4,11 [H₃O⁺] = 10^{-4,11} = 7,76 · 10⁻⁵ (0,25 puntos)

[H₃O⁺] = C₀α = 7,76 · 10⁻⁵ 0,2 · α; α = 3,88 · 10⁻⁴ (0,25 puntos)

K_a = [ClO⁻] [H₃O⁺] / [HClO] = (C₀α)² / C₀(1-α) = (7,76 · 10⁻⁵)² / [0,2(1-3,88 · 10⁻⁴)] = 3,0 · 10⁻⁸ (0,5 puntos)

b) (1 punto)



Moles de HClO = 0,2 mol/L · 0,05 L = 0,01 mol (0,25 puntos)

Para neutralizar los 0,01 moles de H⁺, se necesitan los mismos moles de NaOH.

0,01 moles de NaOH = M x V = 0,12 mol/L x V

V = 0,01/0,12 = 0,0833L de NaOH = 83,3 mL (0,5 puntos)

5. (2,5 puntos) El sulfuro de cobre(II) reacciona con ácido nítrico obteniéndose nitrato de cobre(II), azufre elemental sólido, monóxido de nitrógeno gas y agua.

a) Escriba la ecuación química ajustada por el método del ión-electrón e indique el agente oxidante y el reductor. (1,4 puntos)

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad 1,4 g/mL necesario para que reaccione una muestra de 50 gramos que contiene un 92,8% de sulfuro de cobre(II). (0,6 puntos)

c) ¿Qué volumen de monóxido de nitrógeno gas recogido a 25°C y 750 mmHg se obtendrá?. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: S = 32; Cu = 63,5; O = 16; H = 1; N = 14. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

RESPUESTA

a) (1,4 puntos)



3(S²⁻ → S + 2 e⁻) (0,2 puntos)

2(NO₃⁻ + 4 H⁺ + 3 e⁻ → NO + 2 H₂O) (0,2 puntos)

3 S²⁻ + 2 NO₃⁻ + 8 H⁺ → 2 NO + 3 S + 4 H₂O ecuación iónica: (0,2 puntos)

3 CuS + 8 HNO₃ → 3 Cu(NO₃)₂ + 2 NO (g) + 3 S (s) + 4 H₂O ecuación molecular: (0,2 puntos)

S²⁻ pierde electrones, por tanto es el reductor. (0,15 puntos)

NO₃⁻ gana electrones, es el oxidante. (0,15 puntos)

Cada error en cada ecuación restará 0,1 punto.

b) (0,6 puntos)

Masa molar (CuS) = 63,5 + 32 = 95,5 g/mol

Masa molar (HNO₃) = 1 + 14 + 16 · 3 = 63 g/mol

Moles de CuS = $50 \cdot 92,8/100 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol CuS}/95,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,485 \text{ moles}$ (0,3 puntos)
Gramos HNO₃ = $0,485 \text{ moles CuS} \cdot 8 \text{ moles HNO}_3/3 \text{ moles CuS} \cdot 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 81,48 \text{ g}$
 $81,48 \text{ g} = V \cdot 1,4 \text{ g/mol} \cdot 65/100 \quad V = 89,54 \text{ mL}$ (0,3 puntos)

c) (0,5 puntos)

Moles de NO = $0,485 \text{ moles CuS} \cdot 2 \text{ moles NO}/3 \text{ moles CuS} = 0,323 \text{ moles}$ (0,25 puntos)
 $V = nRT/P = [0,323 \cdot 0,082 \cdot (25+273)]/(750/760) = 7,998 \text{ L} = 8 \text{ L}$ (0,25 puntos)

OPCIÓN B

1. (1,5 puntos) Para los elementos Mg, O, P y Ne:

- a) ¿Cuántos electrones desapareados tienen en su estado fundamental y en qué orbitales?. (0,6 puntos)
b) ¿Cuál tendrá mayor radio atómico?. ¿Cuál mayor energía de ionización?. (0,6 puntos)
c) Escriba las especies de Mg, O y P que sean isoelectrónicas con el gas noble más próximo. (0,3 puntos)

RESPUESTA

a) (0,6 puntos)

Mg (Z = 12) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. No tiene electrones desapareados. (0,15 puntos)

O (Z = 8) $1s^2 2s^2 2p^4$. 2 electrones desapareados en los orbitales 2p. (0,15 puntos)

P (Z = 15) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. 3 electrones desapareados en los orbitales 3p. (0,15 puntos)

Ne (Z = 10) $1s^2 2s^2 2p^6$. No tiene electrones desapareados. (0,15 puntos)

b) (0,6 puntos)

El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y disminuye al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Mg tendrá el mayor valor de radio atómico. (0,3 puntos)

La energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico en un grupo ya que los electrones están en capas más externas, y aumenta al aumentar el número atómico en un periodo ya que los electrones estando en la misma capa están más atraídos por la mayor carga del núcleo. Los gases nobles la tienen especialmente alta porque tienen una configuración electrónica estable. Ne tiene el valor más alto. (0,3 puntos)

c) (0,3 puntos)

Mg²⁺ (10 electrones) isoelectrónico con Ne (Z = 10) (0,1 punto)

O²⁻ (10 electrones) isoelectrónico con Ne (Z = 10) (0,1 punto)

P³⁻ (18 electrones) isoelectrónico con Ar (Z = 18) (0,1 punto)

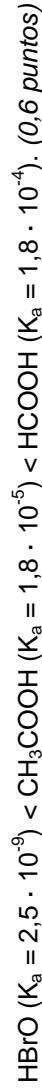
2. (2 puntos) Considerando los siguientes ácidos y teniendo en cuenta el dato de su constante de acidez: HCOOH (K_a = $1,8 \cdot 10^{-4}$), HBrO (K_a = $2,5 \cdot 10^{-9}$) y CH₃COOH (K_a = $1,8 \cdot 10^{-5}$)

- a) Justifique cuál es el ácido más fuerte. (0,6 puntos)
b) Calcule el valor de K_b para la base conjugada más fuerte. (0,6 puntos)
c) ¿Qué pH (ácido, básico o neutro) se obtendrá al hacer reaccionar los mismos moles de HBrO con NaOH?. Escriba la reacción. (0,8 puntos)

RESPUESTA

a) (0,6 puntos)

La acidez de una disolución es función de la concentración de protones o hidronios [H₃O⁺], a mayor concentración de protones mayor acidez. La concentración de protones de un ácido débil está relacionada con la constante de acidez, a mayor valor de la constante de acidez, mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor concentración de protones. Teniendo en cuenta lo anterior, se puede concluir que a mayor valor de la constante, mayor acidez.



No es obligatorio poner el orden, pero ayudará al resto de apartados.

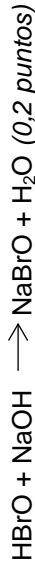
b) (0,6 puntos)

La fortaleza de los pares conjugados es inversa, a mayor fortaleza de un ácido, menor fortaleza de su base conjugada. Por ello la base conjugada más fuerte corresponderá al ácido más débil HBrO, es decir BrO^- . (0,3 puntos)

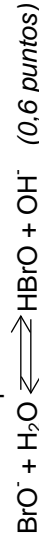
Para calcular la constante de la base conjugada hay que tener en cuenta que el $K_a \cdot K_b = K_w$

$$K_b = K_w/K_a = 10^{-14}/2,5 \cdot 10^{-9} = 4 \cdot 10^{-6} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

c) (0,8 puntos)



Teniendo en cuenta que reaccionan los mismos moles, se agotarán tanto la base como el ácido, dando lugar a la sal NaBrO. El anión BrO^- al provenir de un ácido débil hidrolizará generando iones OH^- en disolución que darán medio básico.



3. (1,5 puntos) Responda a las siguientes preguntas, teniendo en cuenta los siguientes datos de potenciales de reducción estándar: $\varepsilon^\circ(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ y $\varepsilon^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$:

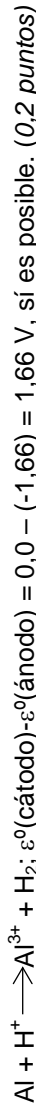
- a)** ¿Se producirá la oxidación de Al o de Au si sobre una barra de ambos metales adicionamos HCl??. Escriba la posible ecuación iónica ajustada por el método del ion-electrón. (0,9 puntos)
- b)** ¿Cómo construiría una pila con un electrodo de níquel y otro de cobre?. Escriba un esquema de la misma, señalando el cátodo y el ánodo y calcule su potencial. (0,6 puntos)

RESPUESTA

a) (0,9 puntos)

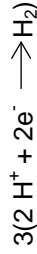
Teniendo en cuenta que el HCl aporta H^+ , habrá que plantear las posibles reacciones de oxidación de los 2 metales por el protón del HCl. Como Al tiene potencial negativo y $\varepsilon^\circ(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0 \text{ V}$, será más reductor que el H^+ , por lo que será oxidado por él. Mientras que la reacción de oxidación de oro por HCl no será posible. Para que las reacciones sean espontáneas se tiene que cumplir que $\Delta G < 0$ y como ΔG

$$= -nF\Delta\varepsilon, \Delta\varepsilon > 0, \text{ es decir que } \varepsilon^\circ(\text{cátodo}) - \varepsilon^\circ(\text{ánodo}) > 0. \quad (0,25 \text{ puntos})$$



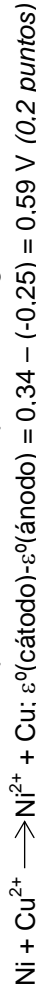
No es necesario que escriban todas ecuaciones, solo justificar cuál de ellas es posible.

Ajuste de la reacción: (0,25 puntos)

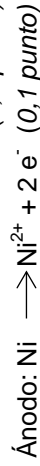
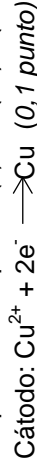


b) (0,6 puntos)

Como Ni es más reductor que Cu, la reacción que tendrá lugar será:



Esquema de la pila: $\text{Ni}(\text{s})/\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})$ (0,2 puntos)



4. (2,5 puntos) A 1500 K el pentafluoruro de bromo descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio: $2 \text{BrF}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g}) + 5\text{F}_2(\text{g})$. Si se inyectan 0,2 moles de BrF_5 en un recipiente cerrado de 10 L, cuando llega al equilibrio la presión de todos los gases asciende a 6,40 atm. Calcule:

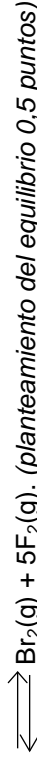
- a)** Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. (1,75 puntos)

b) Las constantes K_p y K_c a 1500 K. (0,75 puntos)

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

RESPUESTA

a) (1,75 puntos)



mole_{inicial} 0,2

mole_{equi} 0,2-2x x 5x

Moles totales en equilibrio = $n_T = 0,2 - 2x + x + 5x = 0,2 + 4x$ (0,25 puntos)

P total en equilibrio = 6,40 atm

$PV = n_T RT$ $n_T = PV/RT = 6,40 \cdot 10/[0,082 \cdot 1500] = 0,52$ moles

$0,2 + 4x = 0,52$; $x = 0,08$ moles (0,5 puntos)

Cálculo de concentraciones: (0,5 puntos)

$[\text{BrF}_5] = (0,2 - 2x)/10 = 0,004 \text{ mol/L}$

$[\text{Br}_2] = x/10 = 0,008 \text{ mol/L}$

$[\text{F}_2] = 5x/10 = 0,04 \text{ mol/L}$

b) (0,75 puntos)

$K_c = [\text{Br}_2][\text{F}_2]^5 / [\text{BrF}_5]^2 = (0,008 \cdot (0,04)^5) / (0,004)^2 = 5,12 \cdot 10^{-5}$ (0,4 puntos)

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5,12 \cdot 10^{-5} \cdot (0,082 \cdot 1500)^{5+1-2} = 11718,9$ (0,35 puntos)

5. (2,5 puntos) En la combustión de 52 g de acetileno (etino) a 25°C se desprenden 621 kcal.

a) Determine la entalpía estándar de formación del acetileno, sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son: $-94,0 \text{ Kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-68,3 \text{ Kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ respectivamente. (1,75 puntos)

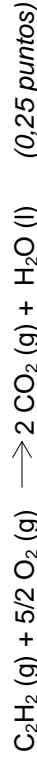
b) Calcule el volumen de aire, medido en condiciones normales, necesario para quemar los 52 gramos de acetileno. Considere que el aire contiene 21% en volumen de oxígeno. (0,75 puntos)

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1.

RESPUESTA

a) (1,75 puntos)

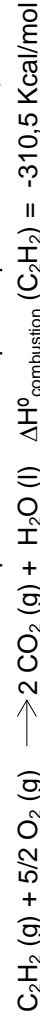
Acetileno: C_2H_2



Moles de acetileno = $52 \text{ g} / 26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2$ moles

Masa molar (C_2H_2) = $12 \cdot 2 + 2 = 26 \text{ g/mol}$

Por cada 2 moles de acetileno se desprenden 621 kcal por lo que $621/2 = 310,5 \text{ Kcal/mol}$ (0,25 puntos)



Teniendo en cuenta que el cálculo de entalpía $\Delta H_f^{\circ} = \sum(\eta_i \Delta H_f^{\circ})_{\text{productos}} - \sum(\eta_i \Delta H_f^{\circ})_{\text{reactivos}}$
 $-310,5 \text{ Kcal/mol} = 2 \cdot \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) + \Delta H_f^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2) = 2(-94) + (-68,3) - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2)$

$\Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2) = 54,2 \text{ Kcal/mol}$ (1,25 puntos)

Se puede resolver por la ley de Hess, teniendo en cuenta todas las ecuaciones.

Ecuación problema: $2 \text{C}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H_f^{\circ}?$

$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) = -94,0 \text{ Kcal/mol}$

$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_f^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) = -68,3 \text{ Kcal/mol}$

$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_f^{\circ} \text{ combustion}(\text{C}_2\text{H}_2) = -310,5 \text{ Kcal/mol}$

[Si utilizan la ley de Hess para resolverlo tendrán que escribir todas ecuaciones correctamente: 0,75 puntos y si no escriben los estados de agregación: restar 0,25 puntos, el cálculo final de la entalpía daría 0,5 puntos]

b) (0,75 puntos)

Moles de oxígeno = $2 \cdot 5/2 = 5$ moles (0,15 puntos)

Volumen de oxígeno: (0,6 puntos)

$$V = 5 \text{ mol O}_2 \cdot 22,4 \text{ L/mol O}_2 \cdot 100 \text{ L aire}/21 \text{ L O}_2 = 533,33 \text{ L}$$