

PUNTUACIÓN QUE SE OTORGARÁ A ESTE EJERCICIO: (véanse las distintas partes del examen)

Responda a 5 preguntas cualesquiera de entre las 10 propuestas. La calificación máxima de cada pregunta es de 2 puntos.

1. **(2 puntos)**

- a) Se preparan en el laboratorio disoluciones acuosas de las sales: NH_4NO_3 y NaCN . Escriba la ecuación química de la disociación de cada sal en agua y explique, justificadamente, si las disoluciones tendrán un carácter ácido, básico o neutro. (1 punto)
- b) Se tiene 1 L de una disolución de HCl de $\text{pH} = 2$, ¿qué volumen de disolución habría que tener para que su pH aumente en una unidad? (1 punto)

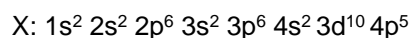
Datos: $K_a(\text{HCN}) = 6,1 \times 10^{-10}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

2. **(2 puntos)** El producto de solubilidad del fluoruro de calcio es $K_{ps} = 3,4 \times 10^{-11}$.

- a) Escriba el equilibrio de solubilidad del fluoruro de calcio y calcule la concentración, en mol / L, de los iones calcio y fluoruro en una disolución saturada. (1 punto)
- b) ¿Qué volumen de agua se necesitaría para conseguir una disolución saturada al disolver 1 g de fluoruro de calcio? (0,5 puntos)
- c) Determine la solubilidad del fluoruro de calcio en una disolución 0,5 M de fluoruro de potasio. Considere que el fluoruro de potasio está totalmente disociado. (0,5 puntos)

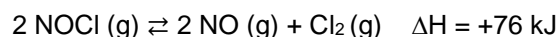
Datos: Masas atómicas: $\text{Ca} = 40$; $\text{F} = 19$.

3. **(2 puntos)** Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica en su estado fundamental:



- a) Identifique de qué elemento se trata, indicando además el grupo y el periodo al que pertenece. (0,5 puntos)
- b) Indique razonadamente el tipo de ión, anión o catión, que formará con mayor facilidad este elemento y la configuración electrónica del ión formado. (0,5 puntos)
- c) ¿Alguna de estas configuraciones electrónicas representa un estado excitado del elemento X? Razone la respuesta. (0,5 puntos)
- i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{11} 4p^5$
- ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 4p^5 5s^1$
- d) Justifique si los siguientes números cuánticos (n , l , m_l , m_s) pueden corresponder a algún electrón alojado en el orbital 4p de este elemento: (0,5 puntos)
- i) (4, 1, -1, -1/2) ii) (4, 1, 2, +1/2) iii) (4, 0, 0, -1/2) iv) (4, 2, 0, +1/2) v) (4, 1, 1, +1/2)

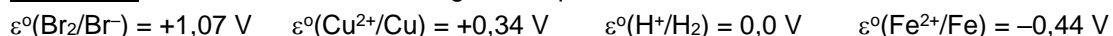
4. **(2 puntos)** Considere la siguiente reacción de descomposición del NOCl :



¿Qué efecto tendrán sobre el equilibrio las siguientes acciones? Justifique las respuestas:

- a) Añadir más Cl_2 al recipiente de la reacción. (0,5 puntos)
- b) Un aumento de la temperatura. (0,5 puntos)
- c) Un aumento de la presión total. (0,5 puntos)
- d) Añadir un catalizador. (0,5 puntos)

5. **(2 puntos)** Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción estándar:

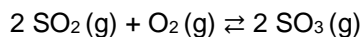


Conteste a las siguientes preguntas razonando la respuesta:

- a) ¿Qué semisistema es el más oxidante y cuál es el más reductor? (1 punto)
- b) ¿Se podría disolver Cu con ácido clorhídrico? (0,5 puntos)
- c) ¿Qué ocurriría al introducir unas virutas de hierro en una disolución de sulfato de cobre(II)? (0,5 puntos)

6. **(2 puntos)** Considerando las siguientes moléculas: CO_2 y NCl_3 .
- Represente sus estructuras de Lewis. (0,5 puntos)
 - Prediga su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) e indique el valor previsible del ángulo de enlace. (1 punto)
 - Razonar si cada una de esas moléculas será polar o apolar. (0,5 puntos)
7. **(2 puntos)** En la combustión de 2,5 g de benceno (C_6H_6) líquido se obtienen dióxido de carbono gas y agua líquida. El calor que se libera en este proceso, llevado a cabo a presión constante de 1 atm y 298 K, es de 104,8 kJ.
- Escriba y ajuste la ecuación de combustión de benceno y calcule la entalpía molar estándar de combustión del mismo. (1 punto)
 - Usando los datos proporcionados, calcule la entalpía de formación del hidrocarburo en esas condiciones de presión y temperatura. (0,5 puntos)
 - ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de la combustión de benceno? (0,5 puntos)
- Datos: ΔH_f° (kJ/mol): CO_2 (g) = - 393,5; H_2O (l) = - 285,8. Masas atómicas: C = 12, H = 1.

8. **(2 puntos)** Se introducen 2 mol de dióxido de azufre y 2 mol de oxígeno molecular en un recipiente de 8 L y la mezcla se calienta a 730 °C, produciéndose trióxido de azufre.



Si cuando se alcanza el equilibrio quedan 0,25 mol de dióxido de azufre, calcule:

- Los gramos de trióxido de azufre en el equilibrio. (0,75 puntos)
- Las constantes K_c y K_p para este equilibrio. (1,25 puntos)

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: S = 32; O = 16.

9. **(2 puntos)** Considere la siguiente reacción:



- Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. (1 punto)
- Si partimos de una muestra de 20 g de sulfato de hierro(II) con una pureza del 85%, ¿cuántos gramos de sulfato de hierro(III) se obtendrán si el rendimiento de la reacción ha sido del 70%? (1 punto)

Datos: Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

10. **(2 puntos)** Se toman 50 mL de una disolución 0,6 M de HCl y se diluyen hasta 75 mL. La disolución resultante necesitó de 40 mL de una disolución de NaOH para su neutralización.
- Calcule la concentración final de la disolución de HCl. (0,5 puntos)
 - Calcule la concentración de la disolución de NaOH. (0,5 puntos)
 - Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de la disolución de HCl y 20 mL de la de NaOH. (1 punto)

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

- Las puntuaciones máximas figuran en los apartados de cada pregunta y sólo se podrán alcanzar cuando la solución sea correcta y el resultado esté convenientemente razonado.
- 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 sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará con 0,25 puntos como máximo.
- Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y que estén debidamente razonados.
- Los errores de formulación se podrán penalizar con hasta 0,25 puntos por fórmula, pero en ningún caso se podrá obtener una puntuación negativa.
- Se valorará la presentación del ejercicio. Por errores ortográficos y redacción defectuosa se podrá bajar la calificación hasta en 1 punto.

1. (2 puntos)

- a) Se preparan en el laboratorio disoluciones acuosas de las sales: NH_4NO_3 y NaCN . Escriba la ecuación química de la disociación de cada sal en agua y explique, justificadamente, si las disoluciones tendrán un carácter ácido, básico o neutro. (1 punto)
- b) Se tiene 1 L de una disolución de HCl de $\text{pH} = 2$, ¿qué volumen de disolución habría que tener para que su pH aumente en una unidad? (1 punto)

Datos: $K_a(\text{HCN}) = 6,1 \times 10^{-10}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

RESPUESTA

- a) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ (0,25 puntos)

pH ácido: El anión NO_3^- procede de un ácido fuerte y no se hidroliza. Sin embargo, el catión NH_4^+ es el ácido conjugado del NH_3 (base débil) y se hidroliza ($\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$) dando un pH ácido. (0,25 puntos)

$\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$ (0,25 puntos)

pH básico: El catión Na^+ procede de una base fuerte y no se hidroliza. El anión CN^- es la base conjugada de un ácido débil (HCN) y se hidroliza ($\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$) dando un pH básico. (0,25 puntos)

- b) Cálculo de $[\text{H}^+]$ inicial. (0,25 puntos)

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; $\text{pH} = 2$ así que $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M}$

Cálculo de $[\text{H}^+]$ final. (0,25 puntos)

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; $\text{pH} = 3$ así que $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M}$

El número de moles iniciales será de 10^{-2} moles por tener 1 L de disolución, y éstos se mantienen en la disolución final. Así:

$10^{-3} \text{ M} = 10^{-2} \text{ mol} / V \Rightarrow V = 10 \text{ L}$ (0,5 puntos)

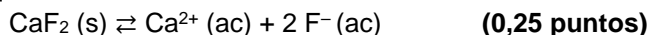
2. (2 puntos) El producto de solubilidad del fluoruro de calcio es $K_{ps} = 3,4 \times 10^{-11}$.

- a) Escriba el equilibrio de solubilidad del fluoruro de calcio y calcule la concentración, en mol / L, de los iones calcio y fluoruro en una disolución saturada. (1 punto)
- b) ¿Qué volumen de agua se necesitaría para conseguir una disolución saturada al disolver 1 g de fluoruro de calcio? (0,5 puntos)
- c) Determine la solubilidad del fluoruro de calcio en una disolución 0,5 M de fluoruro de potasio. Considere que el fluoruro de potasio está totalmente disociado. (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: $\text{Ca} = 40$; $\text{F} = 19$.

RESPUESTA

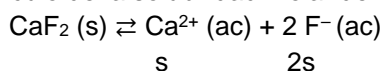
a) Equilibrio de solubilidad:



Expresión de su K_{ps} :

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Cálculo de la solubilidad molar del CaF_2 :



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 \Rightarrow K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 3,4 \times 10^{-11}$$

$$s = 2,04 \times 10^{-4} \text{ M} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

Cálculo de las concentraciones de los iones: **(0,2 puntos)**

$$[\text{Ca}^{2+}] = s = 2,04 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{F}^{-}] = 2s = 4,08 \times 10^{-4} \text{ M}$$

b) Moles de CaF_2 :

$$1 \text{ g} / 78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0128 \text{ mol de CaF}_2 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Volumen necesario:

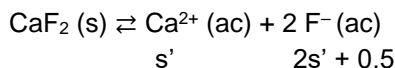
$$s = 2,04 \times 10^{-4} \text{ M} = 0,0128 \text{ mol} / V \Rightarrow V = 62,7 \text{ L} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

c) $\text{KF} (\text{s}) \rightarrow \text{K}^{+} (\text{ac}) + \text{F}^{-} (\text{ac})$

Inicial 0,5 M

Final - 0,5 M 0,5 M $\Rightarrow [\text{F}^{-}] = 0,5 \text{ M} \quad (0,05 \text{ puntos})$

Cálculo de la solubilidad del CaF_2 en esta disolución:

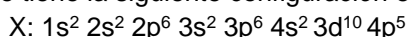


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 \Rightarrow K_{ps} = s' \cdot (2s' + 0,5)^2 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Se puede despreciar $2s'$:

$$K_{ps} = s' \cdot (0,5)^2 = 3,4 \times 10^{-11} \Rightarrow s' = 1,36 \times 10^{-10} \text{ M} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

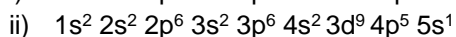
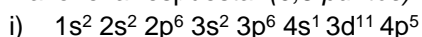
3. **(2 puntos)** Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica en su estado fundamental:



a) Identifique de qué elemento se trata, indicando además el grupo y el periodo al que pertenece. *(0,5 puntos)*

b) Indique razonadamente el tipo de ión, anión o catión, que formará con mayor facilidad este elemento y la configuración electrónica del ión formado. *(0,5 puntos)*

c) ¿Alguna de estas configuraciones electrónicas representa un estado excitado del elemento X? Razone la respuesta. *(0,5 puntos)*



d) Justifique si los siguientes números cuánticos (n, l, m_l, m_s) pueden corresponder a algún electrón alojado en el orbital 4p de este elemento: *(0,5 puntos)*

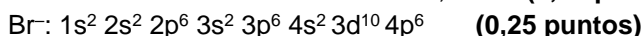
i) (4, 1, -1, -1/2) ii) (4, 1, 2, +1/2) iii) (4, 0, 0, -1/2) iv) (4, 2, 0, +1/2) v) (4, 1, 1, +1/2)

RESPUESTA

a) Grupo 17. Periodo 4. **(0,25 puntos)**

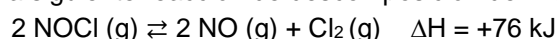
Elemento: Bromo (Br). **(0,25 puntos)**

b) Le falta sólo un electrón para adquirir la configuración estable de gas noble, por lo tanto, tendrá tendencia a formar el anión bromuro, Br^{-} . **(0,25 puntos)**



- c) i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{11} 4p^5 \Rightarrow$ No representa un estado excitado, es una configuración electrónica incorrecta ya que no es posible alojar en un orbital d a 11 electrones. **(0,25 puntos)**
 ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 4p^5 5s^1 \Rightarrow$ Esta configuración sí que puede representar un estado excitado de X (Br) ya que ha habido una promoción de un electrón de un orbital 3d a un orbital 5s más alto en energía. **(0,25 puntos)**
- d) Un electrón en un orbital 4p tendrá como posibles valores de sus números cuánticos:
 $n = 4; l = 1$ (orbital p); $m_l = -1, 0, 1$; $m_s = +1/2$ o $-1/2$
- i) $(4, 1, -1, -1/2) \Rightarrow$ Es posible. 4p $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ **(0,1 puntos)**
 ii) $(4, 1, 2, +1/2) \Rightarrow$ No es posible, si $l = 1$ (orbital p), m_l no puede ser 2. **(0,1 puntos)**
 iii) $(4, 0, 0, -1/2) \Rightarrow$ No es posible, para un orbital p, $l = 1$. **(0,1 puntos)**
 iv) $(4, 2, 0, +1/2) \Rightarrow$ No es posible, para un orbital p, $l = 1$. **(0,1 puntos)**
 v) $(4, 1, 1, +1/2) \Rightarrow$ Es posible. 4p $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ **(0,1 puntos)**

4. **(2 puntos)** Considere la siguiente reacción de descomposición del NOCl:



¿Qué efecto tendrán sobre el equilibrio las siguientes acciones? Justifique las respuestas:

- a) Añadir más Cl_2 al recipiente de la reacción. *(0,5 puntos)*
 b) Un aumento de la temperatura. *(0,5 puntos)*
 c) Un aumento de la presión total. *(0,5 puntos)*
 d) Añadir un catalizador. *(0,5 puntos)*

RESPUESTA

- a) *Principio de Le Chatelier*. Si aumenta la cantidad de alguno de los productos, el equilibrio evoluciona para compensar este efecto, por lo que se desplazará en el sentido en el que se disminuya la cantidad del mismo. **(0,2 puntos)**
Aplicación: Si se añade más cantidad de Cl_2 el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (\leftarrow), hacia la formación de NOCl. **(0,3 puntos)**
- b) *Principio de Le Chatelier*. Si se aumenta la temperatura del sistema en equilibrio, éste compensará este efecto desplazándose en el sentido en el que absorba el calor. **(0,2 puntos)**
Aplicación: Como la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$), el equilibrio se desplazará hacia la derecha (\rightarrow), hacia la formación de los productos. **(0,3 puntos)**
- c) *Principio de Le Chatelier*: Cuando se aumenta la presión de un sistema en equilibrio, éste evolucionará para compensar el efecto desplazándose hacia donde haya un menor número de moles gaseosos. **(0,2 puntos)**
Aplicación: En los productos hay 3 moles gaseosos mientras que en el reactivo hay 2 moles gaseosos, así que aumentar la presión desplazará el equilibrio hacia la izquierda (\leftarrow), hacia la formación de NOCl. **(0,3 puntos)**
- d) Un catalizador no influye sobre la posición de un equilibrio, sólo afecta a la velocidad con la que se alcanza ese equilibrio. **(0,5 puntos)**

5. **(2 puntos)** Teniendo en cuenta los siguientes potenciales de reducción estándar:

$$\varepsilon^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V} \quad \varepsilon^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} \quad \varepsilon^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V} \quad \varepsilon^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

Conteste a las siguientes preguntas razonando la respuesta:

- a) ¿Qué semisistema es el más oxidante y cuál es el más reductor? *(1 punto)*
 b) ¿Se podría disolver Cu con ácido clorhídrico? *(0,5 puntos)*
 c) ¿Qué ocurriría al introducir unas virutas de hierro en una disolución de sulfato de cobre (II)? *(0,5 puntos)*

RESPUESTA

- a) El poder oxidante de una especie es su capacidad para oxidar a otra especie, reduciéndose ella misma. Por lo tanto, cuanto más positivo sea su potencial de reducción, mayor será su poder oxidante. **(0,25 puntos)**

En este caso el semisistema más oxidante es el (Br₂/Br⁻). **(0,25 puntos)**

Por el contrario, cuanto más negativo sea el potencial de reducción de una especie, mayor será su poder reductor, es decir, de reducir a otra especie oxidándose a su vez. **(0,25 puntos)**

En este caso el semisistema más reductor es el (Fe²⁺/Fe). **(0,25 puntos)**

b) ¿Cu + H⁺ → Cu²⁺ + H₂?

Para que las reacciones sean espontáneas se tiene que cumplir que ΔG sea menor que 0, y como ΔG° = -nFΔε°, Δε° > 0, es decir, ε°(reducción) - ε°(oxidación) > 0.

En este caso: Δε° = ε°(H⁺/H₂) - ε°(Cu²⁺/Cu) = 0,0 - (+0,34) = -0,34 V **(0,25 puntos)**

Como Δε° < 0, no se disolverá el Cu con ácido clorhídrico. **(0,25 puntos)**

c) ¿Fe + Cu²⁺ → Fe²⁺ + Cu?

En este caso: Δε° = ε°(reducción) - ε°(oxidación) = ε°(Cu²⁺/Cu) - ε°(Fe²⁺/Fe) = +0,34 - (-0,44) = +0,78 V **(0,25 puntos)**

Como Δε° > 0, se producirá una reacción espontánea en la que el Fe se disolverá y el cobre precipitará como cobre elemental. **(0,25 puntos)**

6. **(2 puntos)** Considerando las siguientes moléculas: CO₂ y NCl₃.

a) Represente sus estructuras de Lewis. *(0,5 puntos)*

b) Prediga su geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) e indique el valor previsible del ángulo de enlace. *(1 punto)*

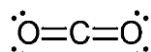
c) Razonar si cada una de esas moléculas será polar o apolar. *(0,5 puntos)*

RESPUESTA

a) **CO₂** C: [He] 2s² 2p² → 4 electrones de valencia

O: [He] 2s² 2p⁴ → 6 electrones de valencia

El átomo de C comparte sus 4 electrones de valencia con los átomos de O. Cada O comparte 2 electrones con los átomos de C y le quedan 2 pares de electrones sin compartir.

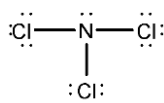


(0,25 puntos)

NCl₃ N: [He] 2s² 2p³ → 5 electrones de valencia

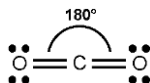
Cl: [Ne] 3s² 3p⁵ → 7 electrones de valencia

El átomo de N comparte 3 electrones con los átomos de Cl y le queda un par de electrones libre. Cada Cl comparte un electrón con el N y le quedan 3 pares sin compartir.



(0,25 puntos)

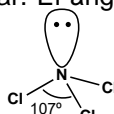
b) **CO₂**: Para permitir que los pares de electrones estén lo más separados posibles, los dos átomos de O se colocan en posiciones opuestas, por lo tanto, esta molécula tiene geometría **lineal** con un ángulo de enlace de 180°.



(Geometría: 0,35 puntos)

(Ángulo: 0,15 puntos)

NCl₃: En este caso los 4 pares de electrones se distribuyen de modo que la repulsión entre ellos sea mínima, y al tener un par de electrones libres, la geometría de la molécula es de **pirámide trigonal** o pirámide de base triangular. El ángulo de enlace es de aproximadamente 107° (ligeramente inferior a 109,5°).



(Geometría: 0,35 puntos)

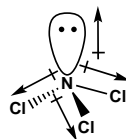
(Ángulo: 0,15 puntos)

c) **CO₂**: Los enlaces C-O son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos, sin embargo, la geometría de la molécula (lineal) hace que la suma de los momentos dipolares de los enlaces sea 0, por lo que la molécula es apolar. **(0,25 puntos)**



NCI₃: Los enlaces N-Cl son polares y, debido a la geometría, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces da un valor distinto de cero. El momento dipolar entre el N y el par de electrones libres va en sentido opuesto a la suma de los otros, pero no lo anula, por lo tanto, la molécula es polar. **(0,25 puntos)**

$$\mu \neq 0$$

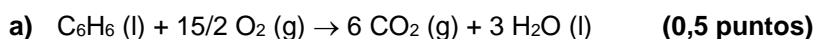


7. **(2 puntos)** En la combustión de 2,5 g de benceno (C₆H₆) líquido se obtienen dióxido de carbono gas y agua líquida. El calor que se libera en este proceso, llevado a cabo a presión constante de 1 atm y 298 K, es de 104,8 kJ.

- Escriba y ajuste la ecuación de combustión de benceno y calcule la entalpía molar estándar de combustión del mismo. *(1 punto)*
- Usando los datos proporcionados, calcule la entalpía de formación del hidrocarburo en esas condiciones de presión y temperatura. *(0,5 puntos)*
- ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de la combustión de benceno? *(0,5 puntos)*

Datos: ΔH_f° (kJ/mol): CO₂ (g) = - 393,5; H₂O (l) = - 285,8. Masas atómicas: C = 12, H = 1.

RESPUESTA



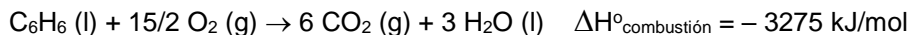
Moles de benceno = 2,5 g / 78 g·mol⁻¹ = 0,032 mol

Por cada 0,032 mol de benceno se liberan 104,8 kJ, por lo que la $\Delta H^\circ_{\text{combustión}}$ será:

104,8 kJ / 0,032 mol = 3275 kJ/mol **(0,25 puntos)**

$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = - 3275$ kJ/mol **(0,25 puntos)**

b) Cálculo de la entalpía de formación de benceno:



$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$

$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = 6 \Delta H_f^\circ(CO_2) + 3 \Delta H_f^\circ(H_2O) - \Delta H_f^\circ(C_6H_6) - 15/2 \Delta H_f^\circ(O_2)$

$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = - 3275$ kJ/mol = 6·(- 393,5) + 3·(- 285,8) - $\Delta H_f^\circ(C_6H_6)$ - 0

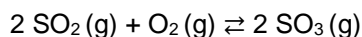
Despejando: $\Delta H_f^\circ(C_6H_6) = + 56,6$ kJ/mol **(0,5 puntos)**

c) Para analizar la variación de entropía nos fijamos en la variación de moles gaseosas, ya que son los que suponen un mayor grado de desorden.

Hay 6 moles de gas en los productos y 7,5 moles de gas en los reactivos, por lo tanto, $\Delta S < 0$.

(0,5 puntos)

8. **(2 puntos)** Se introducen 2 mol de dióxido de azufre y 2 mol de oxígeno molecular en un recipiente de 8 L y la mezcla se calienta a 730 °C, produciéndose trióxido de azufre.



Si cuando se alcanza el equilibrio quedan 0,25 mol de dióxido de azufre, calcule:

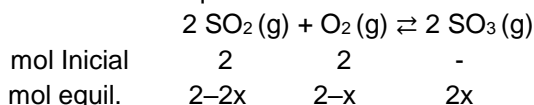
a) Los gramos de trióxido de azufre en el equilibrio. *(0,75 puntos)*

b) Las constantes K_c y K_p para este equilibrio. *(1,25 puntos)*

Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. Masas atómicas: S = 32; O = 16.

RESPUESTA

a) Planteamiento del equilibrio:



Planteamiento: (0,25 puntos)

Cálculo de x:

$$2-2x = 0,25 \text{ mol} \Rightarrow x = 0,875 \text{ mol} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

Cálculo de gramos de SO₃:

$$\text{mol SO}_3 = 2x = 2 \cdot 0,875 = 1,75 \text{ mol}$$

$$1,75 \text{ mol} \times 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 140 \text{ g de SO}_3 \quad (0,25 \text{ puntos})$$

b) Concentraciones en el equilibrio de cada especie:

$$[\text{SO}_2] = (2-2x) \text{ mol} / 8 \text{ L} = (2-2 \cdot 0,875) \text{ mol} / 8 \text{ L} = 0,031 \text{ M} \quad (0,15 \text{ puntos})$$

$$[\text{O}_2] = (2-x) \text{ mol} / 8 \text{ L} = (2-0,875) \text{ mol} / 8 \text{ L} = 0,14 \text{ M} \quad (0,15 \text{ puntos})$$

$$[\text{SO}_3] = (2x) \text{ mol} / 8 \text{ L} = (2 \cdot 0,875) \text{ mol} / 8 \text{ L} = 0,22 \text{ M} \quad (0,15 \text{ puntos})$$

Cálculo de K_c:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{0,22^2}{0,031^2 \cdot 0,14} = 360 \quad (0,4 \text{ puntos})$$

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} \Rightarrow T = 730 + 273 = 1003 \text{ K} \quad \text{y} \quad \Delta n = 2-3 = -1$$

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} = 360 (0,082 \cdot 1003)^{-1} = 4,38 \quad (0,4 \text{ puntos})$$

9. (2 puntos) Considere la siguiente reacción:

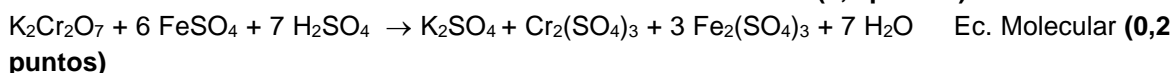
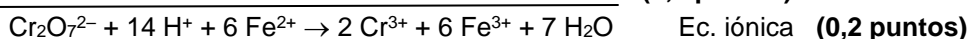
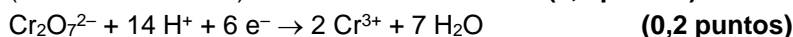


a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y escriba la ecuación molecular completa. Indique el agente oxidante y el reductor. (1 punto)

b) Si partimos de una muestra de 20 g de sulfato de hierro(II) con una pureza del 85%, ¿cuántos gramos de sulfato de hierro(III) se obtendrán si el rendimiento de la reacción ha sido del 70%? (1 punto)

Datos: Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.

RESPUESTA



El Fe²⁺ pierde electrones, se oxida, por tanto, es el agente reductor. (0,1 puntos)

El Cr₂O₇²⁻ gana electrones, se reduce, por tanto, es el agente oxidante. (0,1 puntos)

b) Gramos de FeSO₄ ⇒ 20 g muestra × $\frac{85 \text{ g FeSO}_4}{100 \text{ g muestra}}$ = 17 g

$$\text{Moles de FeSO}_4 = 17 \text{ g} / 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,112 \text{ mol} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

$$\text{Moles de Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow 0,112 \text{ mol FeSO}_4 \times \frac{3 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{6 \text{ mol FeSO}_4} = 0,056 \text{ mol} \quad (0,4 \text{ puntos})$$

Como el rendimiento es del 70%: 0,056 mol × 70/100 = 0,039 mol de Fe₂(SO₄)₃

$$\text{Gramos de Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow 0,039 \text{ mol} \times 400 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 15,6 \text{ g} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

10. **(2 puntos)** Se toman 50 mL de una disolución 0,6 M de HCl y se diluyen hasta 75 mL. La disolución resultante necesitó de 40 mL de una disolución de NaOH para su neutralización.
- Calcule la concentración final de la disolución de HCl. *(0,5 puntos)*
 - Calcule la concentración de la disolución de NaOH. *(0,5 puntos)*
 - Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de la disolución de HCl y 20 mL de la de NaOH. *(1 punto)*

RESPUESTA

- Cálculo de la concentración de la disolución de HCl.
 $0,6 \text{ M} = n / 0,05 \text{ L} \Rightarrow n = 0,03 \text{ mol de HCl}$
 $M = 0,03 \text{ mol} / 0,075 \text{ L} = 0,4 \text{ M} \quad \textbf{(0,5 puntos)}$
- Cálculo de la concentración de la disolución de NaOH
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O}$
 Moles de HCl = 0,03 mol \Rightarrow Por lo que se habrán neutralizado con 0,03 mol de NaOH
 $0,03 \text{ mol} / 0,04 \text{ L} = 0,75 \text{ M} \quad \textbf{(0,5 puntos)}$
- Cálculo del reactivo en exceso.
 $0,4 \text{ M} = n / 0,025 \text{ L} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol}$
 $0,75 \text{ M} = n / 0,02 \text{ L} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,015 \text{ mol}$
 El NaOH es el reactivo que está en exceso, y después de la neutralización quedarán 0,005 moles de NaOH. **(0,5 puntos)**
 $\text{Volumen total} = 0,045 \text{ L} \Rightarrow [\text{NaOH}] = 0,005 \text{ mol} / 0,045 \text{ L} = 0,11 \text{ M}$
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{OH}^-$

Conc. Inicial	0,11	-	-
Conc. Final	-	0,11	0,11

 Cálculo del pOH: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$; $\text{pOH} = 0,95$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; así $\text{pH} = 14 - 0,95 = 13,05 \quad \textbf{(0,5 puntos)}$