

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

El examen consta de 5 preguntas y la calificación máxima de cada pregunta es de 2 puntos. La pregunta 1 es obligatoria, y las preguntas 2 a 5 ofrecen la posibilidad de elección entre dos apartados según se indica. Si se responde a más de un apartado optativo de una pregunta, sólo se corregirá aquel que se haya contestado en primer lugar, a no ser que se haya tachado.

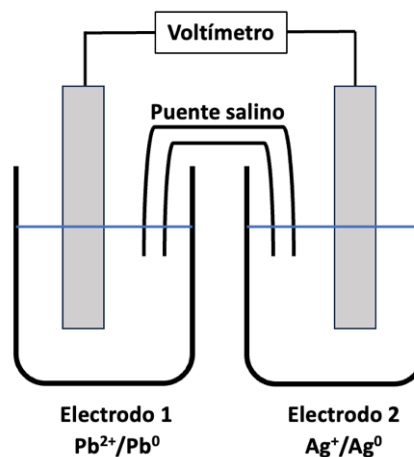
PREGUNTA 1. (2 puntos)

Las pilas electroquímicas hacen posible que la energía química se convierta en electricidad, dando vida a muchos dispositivos que usamos a diario. Desde un simple reloj hasta un teléfono móvil, o desde unos cascos inalámbricos a un patinete eléctrico, todos dependen de este ingenioso proceso químico. Estudiar estas pilas permite descubrir cómo la química se transforma en energía útil y ayudan a entender el papel de la ciencia en la tecnología moderna. Para explicar estos procesos, un profesor construye con sus alumnos una pila electroquímica con electrodos de plomo y plata como la que se muestra en la figura.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones sobre dicha pila:

- Determine el potencial de la pila en condiciones estándar y el sentido en el que se moverán los electrones. (0,5 puntos)
- ¿Qué electrodo se comporta como ánodo y cuál como cátodo? Indique el proceso que tiene lugar en cada uno de ellos. (1 punto)
- Si el puente salino está formado por KNO_3 , indique hacia qué electrodo se van a mover cada uno de sus iones. (0,5 puntos)

Datos: $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = +0,80 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13 \text{ V}$



PREGUNTA 2. (2 puntos)

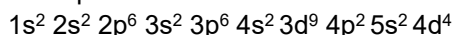
Responda solo a uno de estos dos apartados (2A o 2B):

2A) Dadas las siguientes sustancias: Na, NH_3 , Ne, MgBr_2 , conteste razonadamente:

- Asigne las siguientes temperaturas de fusión a cada una de las sustancias: -78°C , 98°C , 711°C , -249°C . (0,6 puntos)
- ¿Qué sustancia o sustancias de las indicadas conducen la electricidad a temperatura ambiente? (0,4 puntos)
- Represente y justifique las estructuras de Lewis del NH_3 y del MgBr_2 , indicando, en su caso, los pares de electrones no compartidos. (0,5 puntos)
- Deduzca la hibridación del átomo central de la molécula de MgBr_2 . Razone la respuesta. (0,5 puntos)

2B) Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- Ordene los elementos K, Al y B en orden creciente de su primera energía de ionización. (0,5 puntos)
- Los radios atómicos de 3 elementos diferentes de un mismo periodo son:
X = 186 pm Y = 143 pm Z = 100 pm
¿Cuál de los tres elementos esperaría que tuviese una mayor electronegatividad? (0,5 puntos)
- La siguiente configuración electrónica representa un estado excitado de un átomo:



Escriba la configuración electrónica del átomo en su estado fundamental e indique los números cuánticos (n , l , m_l , m_s) de su electrón diferenciador. (0,5 puntos)

- Deduzca el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener ($n = 3$, $m_l = -1$) como números cuánticos. ¿Qué valor o valores de l tendrían esos electrones? (0,5 puntos)

PREGUNTA 3. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (3A o 3B):

3A) Se selecciona un ácido débil monoprotico, HA, para preparar una disolución 0,6 M. Calcule:

- El pH de la disolución de HA si se sabe que tiene el mismo pH que una disolución de HNO₃ de concentración $1,6 \cdot 10^{-4}$ M. (0,3 puntos)
- La constante de acidez (K_a) del ácido HA y la constante de su base conjugada (K_b). (1,2 puntos)
- El grado de disociación de HA. (0,5 puntos)

3B) a) Calcule el pOH de una disolución acuosa 0,35 M de iones fluoruro (F⁻). ($K_b = 1,5 \cdot 10^{-11}$) (0,9 puntos)

- Se mezclan 10 mL de una disolución de ácido bromhídrico, HBr, de 48% de riqueza en masa y una densidad de 1,49 g/mL, con 50 mL de una disolución de ácido clórico, HClO₃, de pH = 1,1. Calcule la [H₃O⁺] en la disolución resultante. Ambos ácidos, HBr y HClO₃, son ácidos fuertes. Considere los volúmenes aditivos. (1,1 puntos)

Masas atómicas: H = 1; Br = 80.

PREGUNTA 4. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (4A o 4B):

4A) Cuando el octano (C₈H₁₈) se somete a una oxidación parcial con oxígeno molecular, conduce a la obtención de monóxido de carbono e hidrógeno molecular, siendo tanto reactivos como productos todos gases. La entalpía de esta reacción es de -151,6 kJ por mol de octano oxidado.

- Escriba y ajuste la reacción de oxidación parcial del octano y calcule la entalpía molar de formación de este reactivo. (0,8 puntos)
- Si se parte de 90 mol de octano, ¿qué cantidad de oxígeno, en moles, se consumirá en su reacción? ¿Cuánto calor se desprenderá? Calcule la composición molar (%) de la mezcla gaseosa resultante. (1,2 puntos)

Datos: ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): Monóxido de carbono (g) = -110,4.

4B) El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1 \cdot 10^{-11}$ a 25°C.

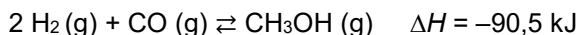
- Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio y la expresión de su producto de solubilidad. (0,5 puntos)
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio habría que añadir para obtener un litro de una disolución saturada de esta sal a 25°C? (0,5 puntos)
- Determine si se formará precipitado de hidróxido de magnesio al mezclar 150 mL de una disolución de cloruro de magnesio 10^{-3} M y 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 10^{-4} M. Considere los volúmenes aditivos. (1 punto)

Masas atómicas: Mg = 24,3; O = 16; H = 1.

PREGUNTA 5. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (5A o 5B):

5A) Considere la siguiente reacción:



- El valor de K_p para este proceso es de 0,095 cuando transcurre a una temperatura de 686 K. Si las concentraciones de todas las especies son 0,05 M, explique si el sistema se encuentra en equilibrio y si no lo está, ¿hacia qué lado evolucionará la reacción para alcanzarlo? (1 punto)
- Proponga, de forma razonada, dos formas distintas de mejorar la formación de metanol (CH₃OH) sin adicionar más H₂ ni CO. (1 punto)

Datos: R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

5B) a) Se lleva a cabo una misma reacción química en dos condiciones experimentales distintas, A y B. Si en el Experimento A se determina que la energía de activación tiene un valor de 2 kJ/mol y en el Experimento B la energía de activación es de 0,5 kJ/mol. Explique en cuál de los dos experimentos la reacción es más lenta. (0,5 puntos)

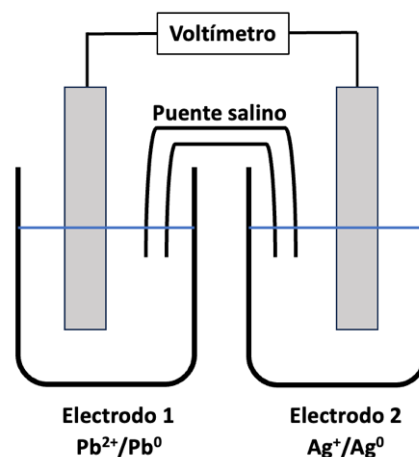
- En uno de los experimentos anteriores (A o B) se ha utilizado un catalizador ¿en cuál de ellos ha sido? Razone la respuesta. (0,5 puntos)
- Con el transcurso del tiempo, sin modificar la temperatura, la velocidad de una reacción química ¿disminuye, aumenta o se mantiene constante? Razone la respuesta. (0,5 puntos)
- La constante de velocidad (k) de una reacción tiene un valor de $0,24 \text{ s}^{-1}$, ¿se puede decir que el orden global de esta reacción es 1? Justifique la respuesta. (0,5 puntos)

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.

PREGUNTA 1. (2 puntos)

Las pilas electroquímicas hacen posible que la energía química se convierta en electricidad, dando vida a muchos dispositivos que usamos a diario. Desde un simple reloj hasta un teléfono móvil, o desde unos cascos inalámbricos a un patinete eléctrico, todos dependen de este ingenioso proceso químico. Estudiar estas pilas permite descubrir cómo la química se transforma en energía útil y ayudan a entender el papel de la ciencia en la tecnología moderna. Para explicar estos procesos, un profesor construye con sus alumnos una pila electroquímica con electrodos de plomo y plata como la que se muestra en la figura. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones sobre dicha pila:



- Determine el potencial de la pila en condiciones estándar y el sentido en el que se moverán los electrones. (0,5 puntos)
- ¿Qué electrodo se comporta como ánodo y cuál como cátodo? Indique el proceso que tiene lugar en cada uno de ellos. (1 punto)
- Si el puente salino está formado por KNO_3 , indique hacia qué electrodo se van a mover cada uno de sus iones. (0,5 puntos)

Datos: $\varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) = +0,80 \text{ V}$; $\varepsilon^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,13 \text{ V}$

RESPUESTA

- Para que haya una reacción espontánea y funcione la pila se tiene que cumplir que ΔG° sea menor que 0, y como $\Delta G^\circ = -nF\Delta\varepsilon^\circ$, $\Delta\varepsilon^\circ > 0$, es decir, $\varepsilon^\circ(\text{reducción}) - \varepsilon^\circ(\text{oxidación}) > 0$.
Para que esto se cumpla, la combinación es:

$$\Delta\varepsilon^\circ = \varepsilon^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}^0) - \varepsilon^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = 0,80 - (-0,13) = +0,93 \text{ V}$$

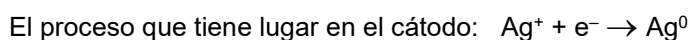
(0,25 puntos)

El Pb se oxida en el electrodo 1 y pierde electrones que irán por el hilo conductor externo para reducir a los cationes Ag^+ en el electrodo 2. Por lo tanto, los electrones irán desde el electrodo 1 al electrodo 2.

(0,25 puntos)

- En el **cátodo** se produce la reducción, por lo que será el electrodo 2 (Ag^+/Ag^0):

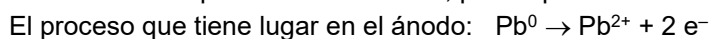
(0,25 puntos)



(0,25 puntos)

En el **ánodo** se produce la oxidación, por lo que será el electrodo 1 ($\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0$):

(0,25 puntos)



(0,25 puntos)

- El puente salino de KNO_3 debe mantener la electroneutralidad. Así, los cationes K^+ se moverán hacia el electrodo 2 (cátodo) para compensar la pérdida de los cationes Ag^+ , y los aniones NO_3^- se moverán hacia el electrodo 1 (ánodo) para compensar la carga de los nuevos cationes Pb^{2+} que se van formando.

(0,5 puntos)

PREGUNTA 2. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (2A o 2B):

2A) Dadas las siguientes sustancias: Na, NH₃, Ne, MgBr₂, conteste razonadamente:

- Asigne las siguientes temperaturas de fusión a cada una de las sustancias: -78°C, 98°C, 711°C, -249°C. (0,6 puntos)
- ¿Qué sustancia o sustancias de las indicadas conducen la electricidad a temperatura ambiente? (0,4 puntos)
- Represente y justifique las estructuras de Lewis del NH₃ y del MgBr₂, indicando, en su caso, los pares de electrones no compartidos. (0,5 puntos)
- Deduzca la hibridación del átomo central de la molécula de MgBr₂. Razone la respuesta. (0,5 puntos)

2B) Responda de forma razonada a las siguientes cuestiones:

- Ordene los elementos K, Al y B en orden creciente de su primera energía de ionización. (0,5 puntos)
- Los radios atómicos de 3 elementos diferentes de un mismo periodo son:
X = 186 pm Y = 143 pm Z = 100 pm
¿Cuál de los tres elementos esperaríamos que tuviese una mayor electronegatividad? (0,5 puntos)
- La siguiente configuración electrónica representa un estado excitado de un átomo:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 4p^2 5s^2 4d^4$
Escriba la configuración electrónica del átomo en su estado fundamental e indique los números cuánticos (n, l, m_l, m_s) de su electrón diferenciador. (0,5 puntos)
- Deduzca el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener ($n = 3, m_l = -1$) como números cuánticos. ¿Qué valor o valores de l tendrían esos electrones? (0,5 puntos)

RESPUESTA 2A

- a) Na:** Metal, átomos unidos mediante enlace metálico formando redes metálicas. (0,1 puntos)
NH₃: Sustancia covalente molecular, con punto de fusión relativamente bajo. Moléculas unidas por enlaces de hidrógeno. (0,1 puntos)
Ne: Gas noble. Átomos aislados. Sus átomos interaccionan entre sí por débiles fuerzas de dispersión (o de London). (0,1 puntos)
MgBr₂: Sólido iónico, sus átomos forman partes de redes cristalinas donde los aniones y cationes están unidos por fuerzas electrostáticas. (0,1 puntos)
Por lo tanto, la asignación de los puntos de fusión queda: (0,2 puntos)
Ne = -249°C
NH₃ = -78°C
Na = 98°C
MgBr₂ = 711°C

Nota: El razonamiento no tiene que ser exactamente el recogido aquí, pero tiene que haber una explicación a la asignación realizada para que se pueda obtener la puntuación máxima.

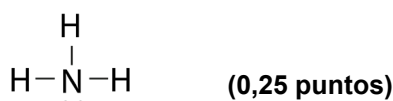
- b)** El Na es la única sustancia que conducirá la electricidad a temperatura ambiente ya que, independientemente de la temperatura, forma redes metálicas a lo largo de las cuales los electrones se mueven libremente. (0,4 puntos)
(El MgBr₂ sólo conducirá la electricidad si se funde, y esto ocurre a temperaturas mayores de 711 °C)

Nota: Si se razona que el MgBr₂ conduce la electricidad a temperatura ambiente si está en disolución, se dará la respuesta por correcta y no penalizará.

- c) NH₃** N: [He] 2s² 2p³ → 5 electrones de valencia

H: 1s¹ → 1 electrón de valencia

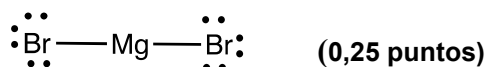
El átomo de N comparte 3 electrones con los átomos de H y le queda 1 par de electrones sin compartir. Cada H comparte su electrón con el N.



MgBr₂ Mg: [Ne] 3s² → 2 electrones de valencia

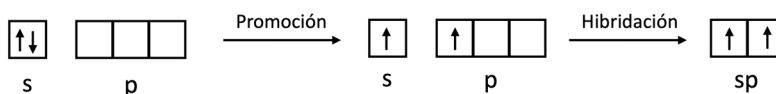
Br: [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵ → 7 electrones de valencia

El átomo de Mg comparte 2 electrones con los átomos de Br. Cada Br comparte un electrón con el Mg y le quedan 3 pares de electrones sin compartir.



d) Mg: [Ne] 3s²

El Mg no podría formar dos enlaces ya que sus electrones de valencia están apareados, por lo tanto, uno de esos dos electrones de valencia promociona a un orbital vacío 3p. Para que los enlaces con los bromos sean iguales se produce una hibridación del orbital 3s y 3p, dando lugar a dos orbitales híbridos sp semioocupados que serán los que formarán enlace con los bromos. La hibridación del Mg será, por tanto, **sp**. (0,5 puntos)



RESPUESTA 2B

a) **Energía de ionización:** La energía de ionización aumenta cuanto más arriba y a la derecha está el elemento en la tabla periódica. (0,25 puntos)

El K está en el grupo 1 y en el periodo 4.

El Al está en el grupo 13 y en el periodo 3.

El B está en el grupo 13 y en el periodo 2.

Orden creciente de su energía de ionización: K < Al < B (0,25 puntos)

b) El radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, por lo que, en vista de los valores indicados, X será el elemento que esté más a la izquierda en el periodo y Z será el elemento que esté más a la derecha. (0,25 puntos)

Por otro lado, la electronegatividad aumenta cuanto más a la derecha está un elemento en la tabla periódica, por lo tanto, el elemento más electronegativo será el Z. (0,25 puntos)

c) En la configuración electrónica del átomo excitado hay 37 electrones. Para escribir la configuración electrónica en su estado fundamental hay que llenar completamente los orbitales de menor a mayor energía, quedando:

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹ (0,25 puntos)

El electrón diferenciador es el del orbital 5s¹ por lo que sus números cuánticos son (5, 0, 0, +1/2) (También sería válido (5, 0, 0, -1/2)). (0,25 puntos)

d) Cuando n = 3, los posibles valores de l son 0, 1 y 2. Los valores de m_l van desde -l hasta +l, por lo que para que se cumpla que m_l = -1, l tiene que ser 1 o 2. (0,25 puntos)

(n = 3, l = 1, m_l = -1) ⇒ 1 orbital ⇒ 2 electrones

(n = 3, l = 2, m_l = -1) ⇒ 1 orbital ⇒ 2 electrones

El número máximo de electrones que tendrán (n = 3, m_l = -1) son, por lo tanto, 4 electrones. (0,25 puntos)

PREGUNTA 3. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (3A o 3B):

3A) Se selecciona un ácido débil monoprótico, HA, para preparar una disolución 0,6 M. Calcule:

a) El pH de la disolución de HA si se sabe que tiene el mismo pH que una disolución de HNO₃ de concentración 1,6 · 10⁻⁴ M. (0,3 puntos)

b) La constante de acidez (K_a) del ácido HA y la constante de su base conjugada (K_b). (1,2 puntos)

c) El grado de disociación de HA. (0,5 puntos)

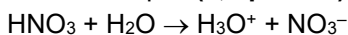
3B) a) Calcule el pOH de una disolución acuosa 0,35 M de iones fluoruro (F^-). ($K_b = 1,5 \cdot 10^{-11}$) (0,9 puntos)

b) Se mezclan 10 mL de una disolución de ácido bromhídrico, HBr, de 48% de riqueza en masa y una densidad de 1,49 g/mL, con 50 mL de una disolución de ácido clórico, $HClO_3$, de pH = 1,1. Calcule la $[H_3O^+]$ en la disolución resultante. Ambos ácidos, HBr y $HClO_3$, son ácidos fuertes. Considere los volúmenes aditivos. (1,1 puntos)

Masas atómicas: H = 1; Br = 80.

RESPUESTA 3A

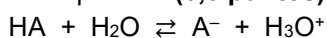
a) Cálculo del pH. (0,3 puntos)



$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log (1,6 \cdot 10^{-4}) = 3,8$$

b) Planteamiento del equilibrio. (0,3 puntos)



Conc. Inic.	C_0	–	–	
Conc. Eq.	$C_0 - x$	x	x	

$$x = [H_3O^+] = [A^-] = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad (0,1 \text{ puntos})$$

Cálculo de K_a : (0,5 puntos)

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(1,6 \cdot 10^{-4})^2}{0,6 - (1,6 \cdot 10^{-4})} = 4,2 \cdot 10^{-8}$$

Cálculo de K_b : (0,3 puntos)

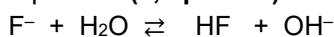
$$K_b = K_w / K_a \Rightarrow K_b = 10^{-14} / (4,2 \cdot 10^{-8}) = 2,3 \cdot 10^{-7}$$

c) Cálculo del grado de disociación. (0,5 puntos)

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1,6 \cdot 10^{-4}}{0,6} = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ o } 0,027\%$$

RESPUESTA 3B

a) Planteamiento del equilibrio. (0,3 puntos)



Conc. Inic.	0,35	–	–	
Conc. Eq.	$0,35 - x$	x	x	

Cálculo de x. (0,4 puntos)

La x del denominador se podría despreciar porque K_b es muy pequeña y la disolución no está muy diluida (si no se justifica – 0,1 puntos).

$$K_b = 1,5 \cdot 10^{-11} = \frac{[OH^-][HF]}{[F^-]} = \frac{x^2}{0,35 - x} \sim \frac{x^2}{0,35} \Rightarrow x = [OH^-] = 2,29 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

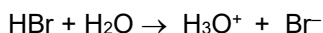
Cálculo del pOH. (0,2 puntos)

$$pOH = -\log [OH^-] \Rightarrow pOH = -\log (2,29 \cdot 10^{-6}) = 5,6$$

b) Cálculo de los moles de H_3O^+ provenientes de la disolución de HBr:

$$10 \text{ mL disolución} \times \frac{1,49 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times \frac{48 \text{ g HBr}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{81 \text{ g HBr}} = 0,088 \text{ mol de HBr}$$

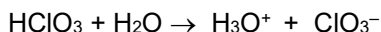
(0,4 puntos)



Como el HBr es un ácido fuerte se cumple que los moles de HBr son igual a los moles de H_3O^+ = 0,088 mol. (0,1 puntos)

Cálculo de los moles de H_3O^+ provenientes de la disolución de HClO_3 :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow 1,1 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,079 \text{ M} \quad (0,2 \text{ puntos})$$



Como el HClO_3 es un ácido fuerte se cumple que $[\text{HClO}_3]_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,079 \text{ M}$, por lo que en los 50 mL de disolución de HClO_3 :

$$0,079 \text{ M} = n / 0,05 \text{ L} \Rightarrow n = 3,95 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{H}_3\text{O}^+ \quad (0,1 \text{ puntos})$$

Los moles totales de H_3O^+ al mezclar las dos disoluciones son:

$$n_{\text{totales}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{HBr}} + n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{HClO}_3} = 0,088 + 3,95 \cdot 10^{-3} = 0,092 \text{ mol} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$V_{\text{total}} = 10 + 50 = 60 \text{ mL} = 0,06 \text{ L}$$

Así, en la disolución resultante:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,092 \text{ mol} / 0,06 \text{ L} = 1,53 \text{ M} \quad (0,1 \text{ puntos})$$

PREGUNTA 4. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (4A o 4B):

4A) Cuando el octano (C_8H_{18}) se somete a una oxidación parcial con oxígeno molecular, conduce a la obtención de monóxido de carbono e hidrógeno molecular, siendo tanto reactivos como productos todos gases. La entalpía de esta reacción es de $-151,6 \text{ kJ}$ por mol de octano oxidado.

- Escriba y ajuste la reacción de oxidación parcial del octano y calcule la entalpía molar de formación de este reactivo. (0,8 puntos)
- Si se parte de 90 mol de octano, ¿qué cantidad de oxígeno, en moles, se consumirá en su reacción? ¿Cuánto calor se desprenderá? Calcule la composición molar (%) de la mezcla gaseosa resultante. (1,2 puntos)

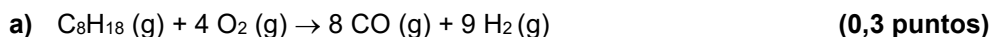
Datos: ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): Monóxido de carbono (g) = $-110,4$.

4B) El producto de solubilidad del hidróxido de magnesio es $1 \cdot 10^{-11}$ a 25°C .

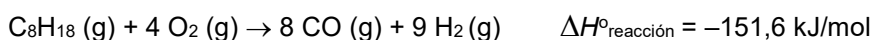
- Escriba el equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio y la expresión de su producto de solubilidad. (0,5 puntos)
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio habría que añadir para obtener un litro de una disolución saturada de esta sal a 25°C ? (0,5 puntos)
- Determine si se formará precipitado de hidróxido de magnesio al mezclar 150 mL de una disolución de cloruro de magnesio 10^{-3} M y 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 10^{-4} M . Considere los volúmenes aditivos. (1 punto)

Masas atómicas: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.

RESPUESTA 4A



Cálculo de la entalpía de formación del octano:

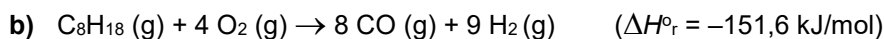


$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = 9 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2) + 8 \Delta H_f^\circ (\text{CO}) - \Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) - 4 \Delta H_f^\circ (\text{O}_2)$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = -151,6 \text{ kJ/mol} = 0 + 8 (-110,4) - \Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) - 0$$

$$\text{Despejando: } \Delta H_f^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = -731,6 \text{ kJ/mol} \quad (0,5 \text{ puntos})$$



Moles de O_2 :

$$90 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \times \frac{4 \text{ mol de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 360 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ se consumen} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Cálculo del calor desprendido:

$$90 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \times (-151,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -1,36 \cdot 10^4 \text{ kJ se liberan} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Composición molar de la mezcla gaseosa:

$$90 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \times \frac{8 \text{ mol de } \text{CO}}{1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 720 \text{ mol de } \text{CO} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$90 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18} \times \frac{9 \text{ mol de } \text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 810 \text{ mol de } \text{H}_2 \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$\frac{720 \text{ mol de } \text{CO}}{720 \text{ mol de } \text{CO} + 810 \text{ mol de } \text{H}_2} \times 100 = 47 \% \text{ de } \text{CO} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$\frac{810 \text{ mol de } \text{H}_2}{720 \text{ mol de } \text{CO} + 810 \text{ mol de } \text{H}_2} \times 100 = 53 \% \text{ de } \text{H}_2 \quad (0,2 \text{ puntos})$$

RESPUESTA 4B

a) Formulación del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (0,1 puntos)

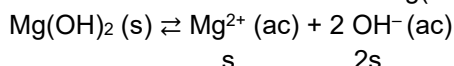
Equilibrio de solubilidad:



Expresión de su K_{ps} :

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = 1 \cdot 10^{-11} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

b) Cálculo de la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 \Rightarrow K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 1 \cdot 10^{-11}$$

$$s = 1,36 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad (0,3 \text{ puntos})$$

Cálculo de los gramos de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ para preparar un litro de disolución saturada:

$$\frac{1,36 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{58,3 \text{ g } \text{Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2} = 7,93 \cdot 10^{-3} \text{ g en 1 L} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

c) Concentraciones iniciales de los iones y volumen total: (0,2 puntos)

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^{-}] \Rightarrow 10^{-4} \text{ M y } 0,25 \text{ L} \quad [\text{MgCl}_2] = [\text{Mg}^{2+}] \Rightarrow 10^{-3} \text{ M y } 0,15 \text{ L} \quad V_{\text{Total}} = 0,4 \text{ L}$$

Nuevas concentraciones:

$$[\text{OH}^{-}] = 0,25 \text{ L} \cdot 10^{-4} \text{ M} / 0,4 \text{ L} = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

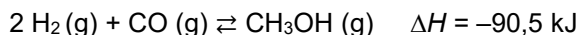
$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,15 \text{ L} \cdot 10^{-3} \text{ M} / 0,4 \text{ L} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$[\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 = 3,75 \cdot 10^{-4} \cdot (6,25 \cdot 10^{-5})^2 = 1,46 \cdot 10^{-12} < K_{ps} \Rightarrow \text{No se formará precipitado de } \text{Mg}(\text{OH})_2 \quad (0,4 \text{ puntos})$$

PREGUNTA 5. (2 puntos)

Responda solo a uno de estos dos apartados (5A o 5B):

5A) Considere la siguiente reacción:



- a) El valor de K_p para este proceso es de 0,095 cuando transcurre a una temperatura de 686 K. Si las concentraciones de todas las especies son 0,05 M, explique si el sistema se encuentra en equilibrio y si no lo está, ¿hacia qué lado evolucionará la reacción para alcanzarlo? (1 punto)
- b) Proponga, de forma razonada, dos formas distintas de mejorar la formación de metanol (CH_3OH) sin adicionar más H_2 ni CO . (1 punto)

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

- 5B) a)** Se lleva a cabo una misma reacción química en dos condiciones experimentales distintas, A y B. Si en el Experimento A se determina que la energía de activación tiene un valor de 2 kJ/mol y en el Experimento B la energía de activación es de 0,5 kJ/mol. Explique en cuál de los dos experimentos la reacción es más lenta. (0,5 puntos)
- b) En uno de los experimentos anteriores (A o B) se ha utilizado un catalizador ¿en cuál de ellos ha sido? Razone la respuesta. (0,5 puntos)
- c) Con el transcurso del tiempo, sin modificar la temperatura, la velocidad de una reacción química ¿disminuye, aumenta o se mantiene constante? Razone la respuesta. (0,5 puntos)
- d) La constante de velocidad (k) de una reacción tiene un valor de $0,24 \text{ s}^{-1}$, ¿se puede decir que el orden global de esta reacción es 1? Justifique la respuesta. (0,5 puntos)

RESPUESTA 5A

a) Cálculo de K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow \text{Como } \Delta n = 1 - 3 = -2 \quad 0,095 = K_c (0,082 \cdot 686)^{-2} \Rightarrow K_c = 300,6 \quad (0,2 \text{ puntos})$$

Cálculo del cociente de reacción con las concentraciones iniciales dadas:

$$Q_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = \frac{0,05}{0,05 \cdot 0,05^2} = 400 \quad (0,2 \text{ puntos})$$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = 300,6$$

Como $Q_c \neq K_c$, la mezcla no está en equilibrio. (0,2 puntos)

Al ser $Q_c > K_c$, para alcanzar el equilibrio el valor de Q_c debe disminuir para igualarse a K_c . Para ello, la concentración de CH_3OH debe disminuir y las de CO e H_2 aumentar, por este motivo, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda ($\leftarrow$). (0,4 puntos)

b) Se puntuará con **0,5 puntos cada una** de las propuestas. Posibles respuestas correctas:

Disminuir la temperatura de la reacción: Según el principio de Le Chatelier, si se disminuye la temperatura del sistema en equilibrio, éste compensará este efecto desplazándose en el sentido en el que libere calor. Como la reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$), el equilibrio se desplazará hacia la derecha ($\rightarrow$), hacia la formación de más metanol.

Aumentar la presión del sistema: Según el 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. Hay 1 mol de producto por 3 moles de reactivos, así que aumentar la presión desplazará el equilibrio hacia la derecha ($\rightarrow$), hacia la formación de metanol. (El mismo efecto produciría una reducción del volumen del reactor).

Retirar metanol del medio de reacción: Según el principio de Le Chatelier, cuando disminuye la concentración de una de las sustancias que intervienen en el equilibrio, el sistema evoluciona desplazándose en el sentido de formación de esa sustancia. En este caso, al eliminar metanol el sistema evolucionará hacia la derecha ($\rightarrow$), para aumentar su formación.

RESPUESTA 5B

- a) Si se tiene en cuenta la ecuación de Arrhenius que relaciona la constante de la velocidad con la energía de activación, $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, se observa que si se aumenta la energía de activación (manteniendo constante la temperatura), la constante de la velocidad es más pequeña, lo que hará que la velocidad de reacción sea más lenta. **(0,3 puntos)**

Por lo tanto, el experimento que tiene una energía de activación más alta será el experimento con una constante de velocidad más baja y por consiguiente el más lento. En este caso, el experimento en el que la velocidad de reacción será la más lenta es el Experimento A. **(0,2 puntos)**

- b) La adición de un catalizador aumenta la velocidad de reacción porque hace que la reacción transcurra por otro camino por el que la energía de activación es más baja. **(0,25 puntos)**

El experimento en el que la energía de activación es más baja, y por lo tanto en el que se ha usado un catalizador es el Experimento B. **(0,25 puntos)**

- c) La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad (k) y de la concentración de uno o más reactivos. La constante de velocidad depende de la temperatura, por lo que si la temperatura se mantiene constante también lo hará k y no variará con el tiempo. Sin embargo, la concentración de los reactivos sí va disminuyendo con el tiempo, por lo que la velocidad de la reacción también lo hará. **(0,5 puntos)**

- d) Para comprobar si la afirmación es correcta hay que considerar cuáles son las unidades de la constante de velocidad de una reacción con orden global igual a 1. La expresión de la velocidad de una reacción de orden 1 es: $v = k [A]$ **(0,2 puntos)**

Entonces: $k = \frac{v}{[A]}$ y sus unidades son $\frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$

por lo tanto, una reacción con un valor de $k = 0,24 \text{ s}^{-1}$ corresponde, efectivamente, a una reacción con un orden global de 1. **(0,3 puntos)**