

Enunciado de la Pregunta 1

Los fertilizantes nitrogenados comenzaron a producirse a gran escala una vez desarrollado el proceso industrial de obtención del amoníaco. La reacción de amoníaco con ácidos permite formar sales amoniacales como el cloruro de amonio (NH_4Cl), utilizado como fertilizante para cultivos de trigo, arroz y algodón.

a) (1 punto) Sabiendo que la reacción de obtención de cloruro de amonio es $\text{HCl}(g) + \text{NH}_3(g) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$: i) Calcule la variación de entalpía correspondiente a la obtención de 90,00 g de cloruro de amonio a 25 °C, utilizando los datos termodinámicos de la Tabla. ii) Determine la temperatura a partir de la cual el proceso es espontáneo. (Considere que ΔH_r° y ΔS_r° no varían con la temperatura).

Tabla. Entalpías estándar de formación y entropías estándar a 25 °C.

	$\text{NH}_4\text{Cl}(s)$	$\text{HCl}(g)$	$\text{NH}_3(g)$
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	-315,40	-92,30	-46,30
$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	94,60	186,90	192,74

b) (1 punto) Se burbujea cierta cantidad de $\text{NH}_3(g)$ sobre agua a 25 °C y se obtiene una disolución acuosa de amoníaco con un pH = 11,0. Calcule la concentración inicial de la disolución de NH_3 . **c) (0,5 puntos)** A 20 mL de una disolución acuosa de cloruro de amonio 0,10 M se le añaden 10 mL de nitrato de plata 0,10 M. Determine si se producirá precipitación de cloruro de plata. (Considere volúmenes aditivos). *Datos. Masas atómicas (ν): H = 1,00; N = 14,00; Cl = 35,50. A 25 °C: $pK_b(\text{NH}_3) = 4,75$, $K_s(\text{cloruro de plata}) = 1,00 \times 10^{-10}$.*

Solución Paso a Paso de la Pregunta 1

Apartado a): Termoquímica y espontaneidad

Reacción: $\text{HCl}(g) + \text{NH}_3(g) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(s)$

i) Cálculo de la Entalpía: $\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ(\text{prod}) - \sum m \Delta H_f^\circ(\text{reac})$ $\Delta H_r^\circ = (-315,40) - [(-92,30) + (-46,30)]$ $\Delta H_r^\circ = -176,80 \text{ kJ/mol}$

Masa molar del NH_4Cl : $14,00 + (4 \cdot 1,00) + 35,50 = 53,50 \text{ g/mol}$. Moles en 90,00 g: $n = 90,00/53,50 = 1,68 \text{ mol}$. Calor total desprendido: $Q = 1,68 \text{ mol} \cdot (-176,80 \text{ kJ/mol}) = -297,02 \text{ kJ}$.

ii) Temperatura de espontaneidad: Calculamos la Entropía de la reacción: $\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ(\text{prod}) - \sum m S^\circ(\text{reac})$
 $\Delta S_r^\circ = 94,60 - (186,90 + 192,74) \Delta S_r^\circ = -285,04 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = -0,28504 \text{ kJ/K} \cdot \text{mol}$

La reacción deja de ser espontánea cuando $\Delta G^\circ = 0$, lo que implica $T = \Delta H_r^\circ / \Delta S_r^\circ$: $T = (-176,80) / (-0,28504) T = 620 \text{ K}$

Como ambos parámetros (ΔH y ΔS) son negativos, la reacción solo será espontánea ($\Delta G < 0$) a temperaturas Bajas, es decir, a $T < 620 \text{ K}$.

Apartado b): Equilibrio del Amoniac

Si $\text{pH} = 11,0$, entonces $\text{pOH} = 3,0$ y $[\text{OH}^-] = 10^{-3,0} \text{ M}$. Calculamos la constante K_b desde el $\text{p}K_b$: $K_b = 10^{-4,75} = 1,78 \times 10^{-5}$.

Planteamos el equilibrio en agua: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ Equilibrio: $C_0 - x / x / x$

Sabiendo que $x = 10^{-3,0} \text{ M}$, sustituimos en la K_b : $K_b = (x \cdot x) / (C_0 - x)$ $1,78 \times 10^{-5} = (10^{-3,0})^2 / (C_0 - 10^{-3,0})$

$C_0 - 10^{-3,0} = 10^{-6,0} / 1,78 \times 10^{-5}$ $C_0 = 0,056 + 0,001 = 0,057 \text{ M}$.

Apartado c): Precipitación de cloruro de plata

Mezclamos 20 mL de cloruro con 10 mL de plata. Volumen total = 30 mL = 0,030 L.

Moles de Cl^- aportados: $0,020 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ M} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Moles de Ag^+ aportados: $0,010 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ M} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Concentraciones de los iones en la mezcla final: $[\text{Cl}^-] = 2,0 \times 10^{-3} / 0,030 = 0,0667 \text{ M}$. $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3} / 0,030 = 0,0333 \text{ M}$.

Calculamos el producto iónico (Cociente de reacción Q): $Q = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ $Q = (0,0333) \cdot (0,0667) = 2,22 \times 10^{-3}$.

Comparando Q con K_s ($1,00 \times 10^{-10}$): Como $Q > K_s$, **SÍ** se producirá la precipitación de cloruro de plata.

Enunciado de la Pregunta 2A

Para los elementos A ($Z=8$), B ($Z=9$), C ($Z=10$), D ($Z=11$) y E ($Z=12$) responda a las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto)** Identifique cada elemento indicando su configuración electrónica, periodo, grupo, nombre y símbolo químico.
- b) (0,5 puntos)** Escriba los iones más estables de cada elemento y ordénelos justificadamente de menor a mayor radio iónico.
- c) (1 punto)** Explique el tipo de sólido que se forma en cada una de las siguientes combinaciones: EA, A_2 y D_2A , y ordénelos, razonadamente, de mayor a menor temperatura de fusión.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 2A

Apartado a): Identificación de elementos

- **Elemento A ($Z=8$):** $1s^2 2s^2 2p^4$. Periodo 2, Grupo 16. **Oxígeno (O)**.
- **Elemento B ($Z=9$):** $1s^2 2s^2 2p^5$. Periodo 2, Grupo 17. **Flúor (F)**.
- **Elemento C ($Z=10$):** $1s^2 2s^2 2p^6$. Periodo 2, Grupo 18. **Neón (Ne)**.
- **Elemento D ($Z=11$):** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Periodo 3, Grupo 1. **Sodio (Na)**.
- **Elemento E ($Z=12$):** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Periodo 3, Grupo 2. **Magnesio (Mg)**.

Apartado b): Iones estables y radio iónico

Los iones más estables se forman ganando o perdiendo electrones para alcanzar la configuración estable del gas noble Neón ($Z=10$). A: O^{2-} ; B: F^- ; C: El Neón no forma iones (es gas noble); D: Na^+ ; E: Mg^{2+} .

Todos estos iones son **isoelectrónicos** (poseen 10 electrones en su corteza). Como las repulsiones electrónicas son las mismas, el radio dependerá de la carga del núcleo. A mayor número de protones atrayendo, la nube se contrae más y el radio es menor. Por lo tanto, ordenados de menor a mayor radio: $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$.

Apartado c): Sólidos y temperatura de fusión

EA (**MgO, Óxido de magnesio**): Se une un metal (Mg) con un no metal (O). Forma una red de **sólido iónico**. A_2 (**O₂, Oxígeno**): Se unen dos no metales idénticos mediante un doble enlace covalente. Forma un

sólido molecular. D_2A (Na_2O , **Óxido de sodio**): Se une un metal (Na) con un no metal (O). Forma una red de **sólido iónico**.

Las sustancias con redes cristalinas iónicas funden a temperaturas muchísimo mayores que los sólidos moleculares covalentes (donde solo hay que romper fuerzas débiles de Van der Waals). Por tanto, el O_2 tendrá la temperatura de fusión más baja. Para desempatar los dos iónicos, usamos la energía reticular (Ley de Coulomb). El MgO tiene iones con doble carga (+2, -2), lo que genera unas fuerzas electrostáticas enormemente superiores a las del Na_2O (cargas +1, -2). La red del MgO será más resistente y costará más fundirla. Orden de mayor a menor temperatura de fusión: **EA (MgO) > D_2A (Na_2O) > A_2 (O_2).**

Enunciado de la Pregunta 2B

Considere las moléculas BCl_3 , NH_3 , SCl_2 , CO_2 y HCHO , y conteste a las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto) Indique su geometría molecular, según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV), y la hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.
- b) (1 punto) Justifique su polaridad y escriba el tipo de fuerzas intermoleculares que presentan.
- c) (0,5 puntos) Explique si el BCl_3 y el NH_3 se comportan como ácidos o bases de Lewis.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 2B

Apartados a y b): Geometría, hibridación, polaridad y fuerzas intermoleculares

Tricloruro de boro (BCl_3): El Boro forma 3 enlaces simples sin pares libres. Dominios: 3. Hibridación: sp^2 . Geometría molecular: **Plana trigonal**. Polaridad: Al ser perfectamente simétrica, los dipolos de enlace se anulan. Es **apolar**. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas de dispersión de London.

Amoníaco (NH_3): El Nitrógeno forma 3 enlaces simples y tiene un par libre. Dominios: 4. Hibridación: sp^3 . Geometría molecular: **Pirámide trigonal**. Polaridad: La presencia del par libre rompe la simetría espacial; los dipolos no se anulan. Es **polar**. Fuerzas intermoleculares: Enlaces de hidrógeno (las más fuertes), además de fuerzas de London y dipolo-dipolo.

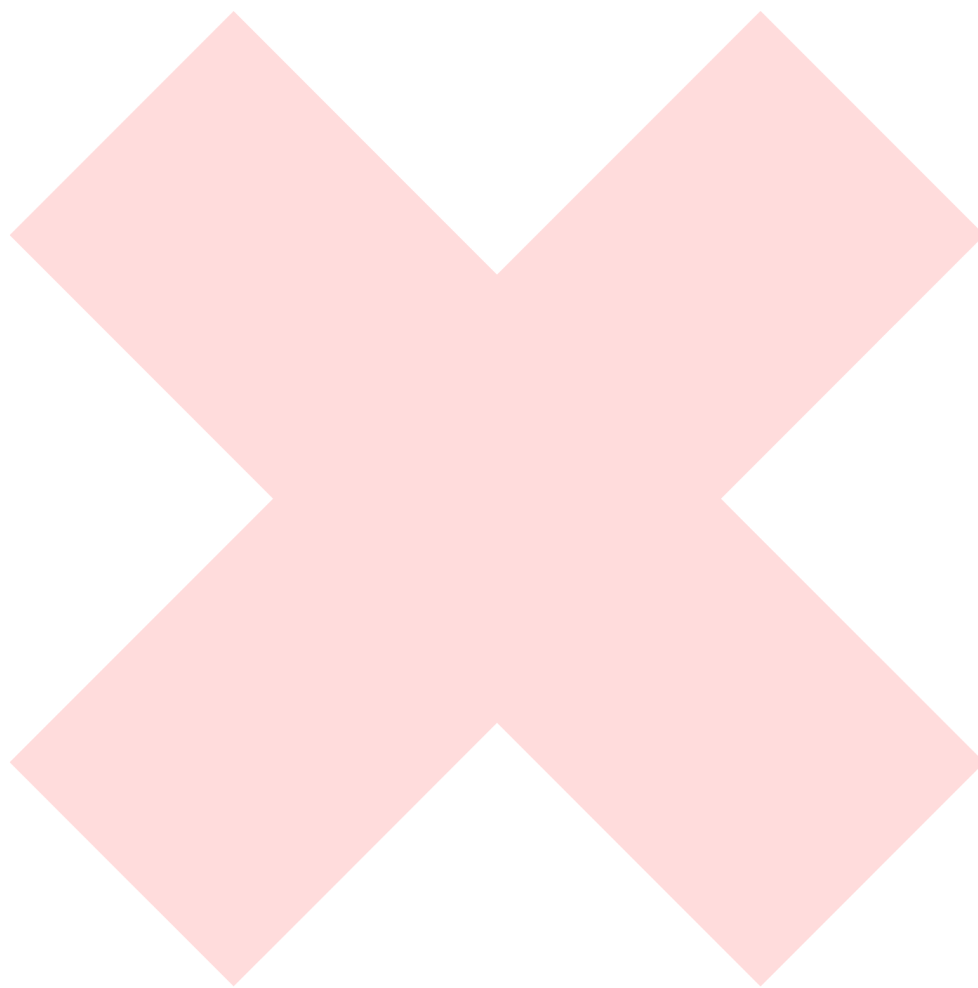
Dicloruro de azufre (SCl_2): El Azufre forma 2 enlaces simples y le quedan 2 pares libres. Dominios: 4. Hibridación: sp^3 . Geometría molecular: **Angular**. Polaridad: Al ser asimétrica y no anularse los dipolos vectoriales, es **polar**. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas dipolo-dipolo (y dispersión).

Dióxido de carbono (CO_2): El Carbono forma 2 dobles enlaces y no tiene pares libres. Dominios: 2. Hibridación: sp . Geometría molecular: **Lineal**. Polaridad: Perfectamente simétrica. Los dipolos se contrarrestan (suman cero). Es **apolar**. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas de dispersión de London.

Metanal o Formaldehído (HCHO): El Carbono central forma 2 enlaces simples (con los H) y un doble enlace (con el O). No tiene pares libres. Dominios: 3. Hibridación: sp^2 . Geometría molecular: **Plana trigonal**. Polaridad: Aunque es plana, los enlaces no son idénticos (el C=O es más polar que el C-H). Los vectores no se anulan, por lo que es **polar**. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas dipolo-dipolo (y dispersión).

Apartado c): Ácidos y Bases de Lewis

Según la teoría de Lewis, un ácido es una especie capaz de aceptar un par de electrones, y una base es una especie capaz de donarlo. El NH_3 se comporta como una **base de Lewis**, porque el átomo de nitrógeno posee un par de electrones libre (no enlazante) que puede donar. El BCl_3 se comporta como un **ácido de Lewis**, ya que el átomo de boro no ha completado el octeto de electrones en su capa de valencia y tiene orbitales vacíos disponibles para aceptar un par de electrones.



Enunciado de la Pregunta 3A

Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto)** Formule los siguientes compuestos orgánicos y justifique cuáles presentan isomería geométrica: **i)** 3,4-dietilhept-3-eno **ii)** 2,3-diclorobut-2-enal **iii)** 1,1-dicloroprop-1-eno
- b) (1 punto)** Identifique con nombre y fórmula todos los compuestos orgánicos implicados en la siguiente secuencia de reacciones: **i)** Butanona + LiAlH_4 (reductor) $\rightarrow$ A **ii)** A + $\text{HCOOH} \rightarrow$ B
- c) (0,5 puntos)** El cloro, cuando reacciona con hidrógeno en presencia de luz, produce HCl. Cuando HCl reacciona con etino (o acetileno), se produce cloroeteno. i) Escriba las reacciones de formación de HCl y de cloroeteno. ii) Formule la reacción de polimerización del cloroeteno, indicando el nombre del polímero formado.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 3A

Apartado a): Formulación e isomería geométrica

i) 3,4-dietilhept-3-eno: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{CH}_2\text{CH}_3)=\text{C}(\text{CH}_2\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

SÍ presenta isomería geométrica. El carbono 3 está unido a un propilo y a un etilo. El carbono 4 está unido a un etilo y a un propilo. Como cada carbono tiene grupos diferentes, podemos tener formas cis/trans (o Z/E).

ii) 2,3-diclorobut-2-enal: $\text{CH}_3 - \text{CCl}=\text{CCl} - \text{CHO}$

SÍ presenta isomería geométrica. El carbono 3 está unido a un cloro y a un metilo. El carbono 2 está unido a un cloro y al grupo aldehído. Cumple el requisito de grupos diferentes en ambos lados.

iii) 1,1-dicloroprop-1-eno: $\text{CCl}_2=\text{CH} - \text{CH}_3$

NO presenta isomería geométrica. El carbono 1 del doble enlace está unido a dos átomos idénticos (dos cloros). Da igual que intercambiamos posiciones en el espacio, la molécula será la misma.

Apartado b): Secuencia de reacciones

Reacción i) Reducción: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$ (butanona) + $\text{LiAlH}_4 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (butan-2-ol) El compuesto A es el **butan-2-ol**.

Reacción ii) Esterificación: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (butan-2-ol) + HCOOH (ácido metanoico) $\rightarrow$ $\text{HCOO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

El compuesto B es el **metanoato de sec-butilo** (o metanoato de 1-metilpropilo).

Apartado c): Obtención de HCl y síntesis de PVC

i) **Reacciones de formación:** $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ (Formación del HCl). $\text{HC} \equiv \text{CH}$ (etino) + $\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCl}$ (cloroeteno).

ii) **Polimerización:** $n(\text{CH}_2=\text{CHCl}) \rightarrow [-\text{CH}_2 - \text{CHCl}-]_n$

El polímero formado es el **policloruro de vinilo (PVC)**.

Enunciado de la Pregunta 3B

Responda a las siguientes cuestiones: **a) (1 punto)** Nombre los siguientes ácidos: HCN ($pK_a = 9,34$), $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ($pK_a = 4,74$) y HCOOH ($pK_a = 3,74$). Escriba la fórmula de sus bases conjugadas y ordénelas justificadamente en orden creciente de su fortaleza. **b) (0,5 puntos)** Considere los reactivos: ácido propanoico, butanona, etanal y butan-2-ol, y justifique cuál de ellos da lugar a una cetona por oxidación, escribiendo la reacción y nombrando el producto obtenido. **c) (1 punto)** Complete las siguientes reacciones formulando y nombrando todos los compuestos orgánicos. Indique el tipo de reacción. **i)** $\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ **ii)** $\text{butan-1-ol} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow$

Solución Paso a Paso de la Pregunta 3B

Apartado a): Fortaleza de bases conjugadas

Nombres de los ácidos: HCN: Ácido cianhídrico. $\text{CH}_3\text{-COOH}$: Ácido etanoico (o ácido acético). HCOOH : Ácido metanoico (o ácido fórmico).

Al disociarse perdiendo un protón, se forman sus bases conjugadas: CN^- , CH_3COO^- y HCOO^- respectivamente.

Para ordenarlas, usamos el concepto de “fuerza de pares conjugados”. Un valor de pK_a más pequeño indica un ácido más fuerte. Y cuanto más fuerte es un ácido, **más débil** es su base conjugada. El orden de los ácidos, de más fuerte a más débil, es: HCOOH (3,74) > CH_3COOH (4,74) > HCN (9,34). Por tanto, el orden de las bases conjugadas, de la más débil a la más fuerte (orden creciente de fortaleza) será el inverso: $\text{HCOO}^- < \text{CH}_3\text{COO}^- < \text{CN}^-$.

Apartado b): Oxidación a cetona

El único compuesto capaz de dar lugar a una cetona por oxidación es el **butan-2-ol**. Las cetonas se forman por oxidación de alcoholes secundarios (los aldehídos como el etanal se oxidan a ácidos; los ácidos y cetonas no sufren oxidaciones en condiciones estándar). Reacción: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (butan-2-ol) + oxidante $\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$ (butanona) + H_2O

Apartado c): Reacciones orgánicas

Reacción i): $\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2$ (propeno) + $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dicloropropano) Es una reacción de **adición** (halogenación).

Reacción ii): $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ (butan-1-ol) + $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}=\text{CH}_2$ (but-1-eno) + H_2O Es una reacción de **eliminación** (deshidratación). *(Al ser un alcohol primario terminal, el doble enlace solo se puede formar en una posición, sin dar lugar a los productos mayoritarios/minoritarios de Zaitsev).*

Enunciado de la Pregunta 4A

Conteste a las siguientes cuestiones:

a) (1 punto) Se construye una pila utilizando dos semiceldas: una con cromo metálico en contacto con una disolución 1,0 M de Cr^{3+} , y otra con hierro metálico en contacto con una disolución 1,0 M de Fe^{2+} .

i) Escriba las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo y la reacción iónica global.

ii) Calcule el potencial estándar y escriba la notación simplificada de la pila.

b) (1 punto) Tras funcionar durante un tiempo la pila del apartado anterior, se ha observado que la masa del electrodo del cátodo ha aumentado en 3,45 g. Determine la masa del electrodo del ánodo que ha reaccionado sabiendo que el rendimiento del proceso es del 77,8%.

c) (0,5 puntos) Justifique qué ocurre cuando en un recipiente de Ni(s) se almacena una disolución de sulfato de cobre(II) 1,0 M a 25 °C. Utilice los potenciales estándar y escriba la reacción espontánea que se produce. *Datos.* $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$. *Masas atómicas (ν):* $\text{Cr} = 52,0$; $\text{Fe} = 55,8$.

Estrategia de resolución: Analizando los potenciales estándar que nos da el enunciado, determinaremos quién actúa como cátodo (el de mayor potencial de reducción) y quién como ánodo. Con la reacción global ajustada en mente, usaremos el crecimiento de masa del cátodo (los gramos depositados) para calcular los moles transferidos, y con ello, deducir la masa consumida en el ánodo, aplicando el rendimiento. En el último apartado calcularemos el potencial de la reacción química teórica para ver si es positivo (espontánea, rompiendo el envase de níquel).

Criterios de corrección habituales: En el apartado de rendimiento (b), tened muchísimo cuidado. El rendimiento se aplica a la cantidad que DEBERÍA HABER REACCIONADO (ánodo) frente a la que realmente generó masa útil (cátodo). Si aplicáis el porcentaje al revés, arruinaréis el cálculo.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 4A

Apartado a): Pila de Cromo y Hierro

El cátodo es siempre la semipila con mayor potencial estándar de reducción. Comparando datos, $-0,44 \text{ V}$ (Hierro) es mayor que $-0,74 \text{ V}$ (Cromo). Por tanto, el **Cátodo es el Hierro** (se reduce) y el **Ánodo es el Cromo** (se oxida).

i) Semirreacciones y Reacción Global: Ánodo (Oxidación): $(\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-) \times 2$

Cátodo (Reducción): $(\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}) \times 3$

Reacción Iónica Global: $2\text{Cr} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Fe}$

ii) Potencial y Notación: $E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$ $E_{\text{pila}}^{\circ} = -0,44 - (-0,74) = 0,30 \text{ V}$. Notación simplificada

(Ánodo || Cátodo): $\text{Cr}(s) | \text{Cr}^{3+}(1 \text{ M}) || \text{Fe}^{2+}(1 \text{ M}) | \text{Fe}(s)$.

Apartado b): Cálculos en los electrodos

Masa depositada en el cátodo (hierro): 3,45 g. Calculamos los moles de hierro obtenidos (Masa molar 55,8 g/mol): Moles Fe = $3,45 / 55,8 = 0,0618 \text{ mol}$.

Por la estequiometría de la reacción global, la relación entre el hierro formado y el cromo gastado es de 3 a 2. Moles estequiométricos de Cromo gastados = $0,0618 \cdot (2/3) = 0,0412 \text{ mol de Cr}$.

Masa estequiométrica de Cromo (Masa molar 52,0 g/mol): Masa Cr = $0,0412 \cdot 52,0 = 2,14 \text{ g}$.

Como la pila ha funcionado con un rendimiento del 77,8%, ha tenido que disolver más cantidad de cromo (reaccionar más) de la que teóricamente era necesaria para producir ese mismo hierro. Masa real que ha reaccionado = Masa teórica / (Rendimiento) Masa real Cr = $2,14 / (77,8/100) = 2,75 \text{ g}$.

Apartado c): Almacenamiento en recipiente metálico

Si almacenamos Cu^{2+} en un envase de Níquel sólido, se podría dar una reacción de desplazamiento (oxidación del Níquel y reducción del Cobre): $\text{Ni}(s) + \text{Cu}^{2+}(ac) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(ac) + \text{Cu}(s)$

Calculamos el potencial de esta reacción teórica: $E_{\text{reacción}}^{\circ} = E_{\text{reducción}(\text{Cu})}^{\circ} - E_{\text{oxidación}(\text{Ni})}^{\circ}$ $E_{\text{reacción}}^{\circ} = 0,34 - (-0,25) = 0,59 \text{ V}$

Como $E^{\circ} > 0$, la reacción es **espontánea** ($\Delta G < 0$). El cobre oxidará el metal del recipiente, disolviendo el Níquel. Por tanto, el recipiente terminará perforándose o corroyéndose, y no es seguro almacenar la disolución ahí.

Enunciado de la Pregunta 4B

Conteste a las siguientes cuestiones:

a) (1 punto) Para la reacción de descomposición: $2AB(g) \rightarrow A_2(g) + B_2(g)$, se sabe que su constante de velocidad a $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ es: $k = 8,8 \times 10^{-4}\text{ s}^{-1}$. Escriba la ecuación de velocidad y explique, de forma razonada, si la velocidad de reacción aumenta o disminuye con el tiempo.

b) (1 punto) En un recipiente de $5,0\text{ L}$ se introducen $0,40\text{ mol}$ de HI y, una vez cerrado, con una presión total de $1,0\text{ atm}$ y a $360\text{ }^{\circ}\text{C}$, se establece el equilibrio: $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$, con $K_c = 0,040$ y $\Delta H_r^{\circ} < 0$. Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio y el valor de K_p .

c) (0,5 puntos) Justifique si K_c del equilibrio del apartado b) será mayor a $500\text{ }^{\circ}\text{C}$ que a $360\text{ }^{\circ}\text{C}$. Considere que ΔH_r° no varía con la temperatura.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 4B

Apartado a): Cinética, orden y variación de la velocidad

La ecuación general de velocidad es $v = k \cdot [\text{AB}]^{\alpha}$. Sabemos que la velocidad siempre se mide en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Las unidades de la constante “k” que nos dan son simplemente s^{-1} . Igualando las unidades de la ecuación: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = (\text{s}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^{\alpha}$ Para que encaje la igualdad matemática, el exponente α debe valer 1. Se trata de una reacción de **primer orden**. La ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [\text{AB}]$.

A medida que transcurre el tiempo, la reacción consume el reactivo AB para transformarlo en productos, por lo que la concentración $[\text{AB}]$ es cada vez menor. Al ser directamente proporcionales en la ecuación, si la concentración disminuye, la **velocidad de reacción también disminuirá con el tiempo**.

Apartado b): Equilibrio y constantes

Planteamos el equilibrio en función de la variación de concentración (moles/volumen). Concentración inicial de $\text{HI} = 0,40\text{ mol}/5,0\text{ L} = 0,080\text{ M}$. $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$ Inicio: $0,080 / 0 / 0$ Equilibrio: $0,080 - 2x / x / x$

Introducimos los valores del equilibrio en la expresión de K_c ($0,040$): $K_c = ([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])/[\text{HI}]^2$ $0,040 = (x \cdot x)/(0,080 - 2x)^2$

$$0,040 = [x/(0,080 - 2x)]^2 \text{ Hacemos la raíz cuadrada a ambos lados: } 0,20 = x/(0,080 - 2x)$$

$$\text{Despejamos: } 0,016 - 0,40x = x \quad 1,40x = 0,016 \quad x = 0,0114 \text{ M.}$$

$$\text{Calculamos las concentraciones de las especies en el equilibrio: } [H_2] = [I_2] = x = 0,0114 \text{ M. } [HI] = 0,080 - 2 \cdot (0,0114) = 0,0572 \text{ M.}$$

Para calcular K_p , usamos su relación con K_c . Como en nuestra reacción gaseosa los moles de la izquierda son 2 y los de la derecha son 2, el incremento $\Delta n = 2 - 2 = 0$. $K_p = K_c \cdot (RT)^0$ $K_p = K_c = 0,040$.

Apartado c): Efecto de la temperatura en la K_c

El enunciado nos confirma que la reacción es exotérmica ($\Delta H_r^\circ < 0$), lo que significa que el proceso libera calor al avanzar hacia la derecha. Si aumentamos la temperatura a 500 °C, estamos dando más calor al sistema. Según el Principio de Le Châtelier, el sistema tenderá a absorber ese calor sobrante, desplazándose hacia el lado endotérmico (hacia la izquierda, hacia los reactivos). Al desplazarse hacia los reactivos, la concentración del numerador disminuye y la del denominador aumenta. En consecuencia, el valor numérico de la **constante de equilibrio K_c disminuirá**, por lo que **no será mayor, sino menor a 500 °C**.