

## Enunciado de la Pregunta 1

En un laboratorio de materiales se estudia la corrosión del cobre en presencia de ácido nítrico diluido, porque esta reacción es la responsable tanto de la disolución de cobre metálico en procesos industriales como de la generación de óxidos de nitrógeno contaminantes. En el proceso de corrosión, el cobre metálico reacciona con el ácido nítrico dando lugar a nitrato de cobre(II), óxido de nitrógeno (II) y agua.

**a) (1 punto)** Ajuste la reacción molecular por el método del ion electrón, indicando cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción.

**b) (0,5 puntos)** A partir de la reacción del apartado anterior, un estudiante propone reproducir el proceso de corrosión del cobre en una celda electroquímica formada por un electrodo de Cu y otro electrodo inerte de platino, ambos sumergidos en una disolución de  $\text{HNO}_3$  1 M. Identifique el ánodo y el cátodo especificando en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción y calcule el potencial estándar de la pila.

**c) (1 punto)** Por motivos medioambientales, es importante reducir la cantidad de iones  $\text{Cu}^{2+}$  presentes en disoluciones acuosas. Se sabe que si añadimos una disolución de NaOH de pH = 9,0, se puede formar un precipitado de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , lo que permite eliminar el cobre por filtración. Escriba la ecuación química del equilibrio de solubilidad de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , indicando el estado físico de cada especie. Determine la concentración molar de iones  $\text{Cu}^{2+}$  a partir de la cual comienza a precipitar  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  al añadir la disolución de NaOH de pH = 9,0 a 25 °C. *Datos.*  $E^\circ(V): \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34; \text{NO}_3^-/\text{NO} = 0,96$ . A 25 °C,  $K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 2,2 \times 10^{-20}$ .

**Estrategia de resolución:** Para el apartado “a”, plantearemos las semirreacciones en medio ácido, ya que estamos usando ácido nítrico. En el apartado “b”, recordaremos que la oxidación siempre ocurre en el ánodo y la reducción en el cátodo. Para el apartado “c”, deduciremos el pOH a partir del pH que nos dan para hallar la concentración de iones hidroxilo, y la sustituiremos en la expresión del producto de solubilidad ( $K_s$ ) para despejar la concentración de cobre mínima.

**Criterios de corrección habituales:** En las pilas electroquímicas, muchos alumnos restan siempre el potencial mayor menos el menor por inercia para que dé positivo. Aunque aquí coincida, debéis escribir siempre la fórmula formal:  $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ . En la solubilidad, el enunciado os exige poner el estado físico de las especies; si olvidáis el “(s)” o el “(ac)”, perderéis puntuación.

## 💡 Solución Paso a Paso de la Pregunta 1

### Apartado a): Ajuste Redox por ion-electrón

Estamos en medio ácido debido al  $\text{HNO}_3$ . El cobre metálico (estado de oxidación 0) pasa a catión cobre(II), y el ion nitrato pasa a monóxido de nitrógeno.

**Semirreacción de Oxidación:**  $(\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-) \times 3$

**Semirreacción de Reducción:**  $(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}) \times 2$

**Reacción Molecular Global:**  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

### Apartado b): Celda electroquímica

En toda pila, la oxidación ocurre en el ánodo y la reducción en el cátodo. **Ánodo:** Electrodo de Cu, donde se produce la oxidación del cobre. **Cátodo:** Electrodo inerte de Pt, donde tiene lugar la reducción del nitrato. Cálculo del potencial estándar de la pila:  $E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$ .  $E_{\text{pila}}^\circ = 0,96 - 0,34 = 0,62 \text{ V}$

### Apartado c): Equilibrio de solubilidad

Ecuación química detallando los estados físicos:  $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$

Para saber cuándo empieza a precipitar, igualamos el producto iónico a la  $K_s$ . Primero sacamos la concentración de oxidrilos a partir del pH:  $\text{pOH} = 14,0 - 9,0 = 5,0$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5,0} \text{ M}$$

Sustituimos en la expresión del producto de solubilidad:  $K_s = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$

$$2,2 \times 10^{-20} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot (10^{-5,0})^2$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,2 \times 10^{-10} \text{ M}$$

La precipitación del hidróxido de cobre(II) comienza para cualquier valor superior a  $2,2 \times 10^{-10} \text{ M}$ .

**Mi consejo:** Un truco fantástico para no equivocarse al ajustar las masas en redox en medio ácido: “Donde falte oxígeno, pon agua. Donde falte hidrógeno, pon protones ( $\text{H}^+$ )”. ¡Funciona siempre!

## Enunciado de la Pregunta 2A

Considere los siguientes compuestos:  $\text{LiF}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{Br}$  y  $\text{LiI}$ .

- a) (1 punto)** Para los compuestos covalentes, indique la geometría molecular según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV), y la hibridación del átomo central. Justifique la polaridad.
- b) (1 punto)** Justifique cuál de los sólidos iónicos tiene mayor energía de red, suponiendo que todos cristalizan con el mismo tipo de red.
- c) (0,5 puntos)** Explique razonadamente qué tipo de interacciones hay que vencer en cada uno de los siguientes procesos: i) ebullición del  $\text{CH}_3\text{Br}$ , ii) fusión del  $\text{LiF}$ .

**Estrategia de resolución:** Primero, discriminaremos los compuestos: los que unen no metales ( $\text{PCl}_3$  y  $\text{CH}_3\text{Br}$ ) son covalentes, y los que unen metal y halógeno ( $\text{LiF}$  y  $\text{LiI}$ ) son iónicos. Aplicaremos la TRPECV contando los dominios para sacar geometrías. En los sólidos iónicos, nos apoyaremos en la Ley de Coulomb y los radios iónicos. Para el último apartado, recordaremos que al hervir compuestos covalentes rompemos fuerzas intermoleculares, mientras que al fundir iónicos rompemos los mismísimos enlaces de la red cristalina.

**Criterios de corrección habituales:** En la polaridad, nunca digáis “es polar porque es asimétrico” sin más. Tenéis que mencionar explícitamente que los enlaces son polares por la diferencia de electronegatividad, y que, a causa de la geometría, los momentos dipolares vectoriales no se anulan entre sí.

## Solución Paso a Paso de la Pregunta 2A

### Apartado a): Geometría, hibridación y polaridad

Los compuestos covalentes son el  $\text{PCl}_3$  y el  $\text{CH}_3\text{Br}$ .

**$\text{PCl}_3$  (Tricloruro de fósforo):** El átomo central (P) tiene 4 dominios electrónicos (3 enlaces simples y 1 par libre). Su hibridación es  $sp^3$ . Su geometría molecular es trigonal piramidal. Es polar porque los enlaces P-Cl son polares (por diferencia de electronegatividad) y, debido a la geometría piramidal, sus momentos dipolares no se cancelan.

**$\text{CH}_3\text{Br}$  (Bromometano):** El átomo central (C) tiene 4 dominios electrónicos, todos enlazantes. Su hibridación es  $sp^3$ . Su geometría molecular es tetraédrica. Es polar porque los dipolos de los enlaces C-H y C-Br no son iguales, por lo que no se anulan vectorialmente en el espacio.

### Apartado b): Energía de red

Los sólidos iónicos son el LiF y el LiI. La energía reticular depende directamente de la carga de los iones e inversamente de la distancia entre ellos ( $U \propto q_1 q_2 / r$ ). En ambos compuestos las cargas son idénticas (+1 y -1). Sin embargo, el anión fluoruro ( $F^-$ ) es mucho más pequeño que el anión yoduro ( $I^-$ ). Por tanto, la distancia interiónica en el LiF es menor, lo que hace que su energía de red sea mayor.

### Apartado c): Fuerzas a vencer en cambios de estado

**i) Ebullición del  $CH_3Br$ :** Hay que superar fuerzas intermoleculares de Van der Waals, concretamente interacciones dipolo-dipolo (al ser una molécula polar) y fuerzas de dispersión de London.

**ii) Fusión del LiF:** Hay que vencer las potentes fuerzas electrostáticas de atracción iónica que mantienen unida la red cristalina (es decir, superar la energía de red).



### Enunciado de la Pregunta 2B

La configuración electrónica de un elemento X es  $[Ne]ns^1$ .

**a) (1 punto)** Indique el valor de “n”, el nombre y símbolo del elemento X, así como el grupo y el período a los que pertenece. Razone cómo varía la energía de ionización a lo largo de un grupo de la tabla periódica.

**b) (0,5 puntos)** Justifique cuál es el catión más estable que puede formar el elemento X. Indique un catión divalente, un elemento neutro y un anión monovalente que sean isoelectrónicos con el catión más estable del elemento X.

**c) (0,5 puntos)** Si el electrón más externo del elemento X es excitado del orbital ns al orbital np, ¿cómo cambian sus números cuánticos? Explique si se trata de una absorción o de una emisión.

**d) (0,5 puntos)** Calcule la energía, en electronvoltios, asociada a la transición electrónica anterior, sabiendo que la longitud de onda de la radiación implicada es de 766,5 nm. *Datos.*  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

**Estrategia de resolución:** Sabemos que el Neón marca el fin del periodo 2, por lo que el siguiente electrón abre el nivel  $n = 3$ . Con esto identificaremos el elemento (Sodio). Razonaremos la energía de ionización basándonos en el efecto de apantallamiento y radio atómico. Para la energía del fotón, aplicaremos la ecuación de Planck ( $E = h \cdot c / \lambda$ ), recordando pasar los nanómetros a metros.

**Criterios de corrección habituales:** Mucho ojo en el apartado “d”. Si metéis la longitud de onda en nanómetros directamente en la fórmula sin pasarla a metros ( $\cdot 10^{-9}$ ), el resultado saldrá disparatado y perderéis todos los puntos de cálculo. ¡Repasad siempre las unidades del SI!

## 💡 Solución Paso a Paso de la Pregunta 2B

### Apartado a): Identificación y energía de ionización

Como el Neón cierra el periodo 2, el electrón externo debe estar en  $n = 3$ . El elemento es el Sodio (Na), que pertenece al grupo 1 (alcalinos) y al periodo 3. La energía de ionización disminuye al descender dentro de un grupo. Al bajar, se añaden nuevas capas electrónicas, por lo que aumenta el radio atómico y el efecto de apantallamiento de los electrones internos. El electrón externo queda más lejos del núcleo, siente menor atracción, y cuesta menos energía arrancarlo.

### Apartado b): Catión estable y especies isoelectrónicas

El catión más estable del Na se forma al perder su único electrón de valencia del orbital  $3s$ , alcanzando la configuración estable de gas noble. Es el catión  $\text{Na}^+$ . Este catión tiene 10 electrones. Las especies isoelectrónicas pedidas (que también tengan 10 electrones) son: Catión divalente:  $\text{Mg}^{2+}$ . Elemento neutro: Neón (Ne). Anión monovalente:  $\text{F}^-$ .

### Apartado c): Números cuánticos y salto energético

El electrón salta del orbital  $3s$  al  $3p$ . El número cuántico principal ( $n = 3$ ) no cambia. El número cuántico azimutal ( $l$ ) pasa de valer 0 a valer 1. El número cuántico magnético ( $m_l$ ) pasa de valer 0 a tomar uno de los valores posibles del orbital p ( $-1, 0$  o  $+1$ ). Como el electrón pasa a un nivel de mayor energía, necesita recibirla desde el exterior. Se trata de un proceso de absorción.

### Apartado d): Cálculo de energía en eV

Aplicamos la fórmula de Planck, pasando la longitud de onda a metros:  $E = h \cdot c / \lambda$

$$E = (6,626 \times 10^{-34}) \cdot (3,00 \times 10^8) / (766,5 \times 10^{-9}) \quad E = 2,59 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Convertimos a electronvoltios:  $E = (2,59 \times 10^{-19} \text{ J}) / (1,602 \times 10^{-19} \text{ J/eV}) \quad E = 1,62 \text{ eV}$ .

## Enunciado de la Pregunta 3A

Conteste de forma razonada las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto)** Nombre los siguientes compuestos e identifique el grupo funcional principal. (1)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$  (2)  $(\text{CH}_3)_3\text{-N}$  (3)  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_3$  (4)  $\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2$  (5)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
- b) (1 punto)** Escriba las reacciones correspondientes a los procesos siguientes: i) Obtención del compuesto (1) a partir de un aldehído. ii) Obtención del compuesto (4) a partir de un alcohol primario. iii) Obtención del compuesto (3). iv) Obtención de un polímero a partir del compuesto (4).
- c) (0,5 puntos)** Formule y nombre los dos isómeros geométricos cis y trans con la misma fórmula molecular que la del compuesto (5).

**Estrategia de resolución:** Identificaremos cada familia de la química del carbono para nombrar el apartado “a”. Para el “b”, aplicaremos las reacciones de síntesis inversas (para obtener un alcohol desde un aldehído hay que reducir; para sacar un alqueno desde un alcohol hay que deshidratar). Para la isomería del apartado “c”, buscaremos una estructura que comparta la fórmula empírica del propanal pero que contenga un doble enlace que permita dibujar los conformeros cis/trans (será un enol).

**Criterios de corrección habituales:** En las reacciones de polimerización (b.iv), debéis poner el coeficiente “n” delante del monómero y poner la unidad de repetición del polímero entre corchetes con el subíndice “n”. Si no escribís la “n”, no es una polimerización.

## Solución Paso a Paso de la Pregunta 3A

### Apartado a): Nomenclatura y grupos funcionales

**Compuesto (1):** propan-1-ol. Grupo funcional: Alcohol.

**Compuesto (2):** trimetilamina (o N,N-dimetilmetanamina). Grupo funcional: Amina.

**Compuesto (3):** etanoato de metilo. Grupo funcional: Éster.

**Compuesto (4):** propeno. Grupo funcional: Alqueno.

**Compuesto (5):** propanal. Grupo funcional: Aldehído.

### Apartado b): Reacciones químicas

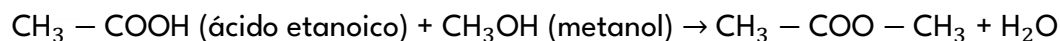
**Reacción i):** Obtención de un alcohol primario desde un aldehído (Reducción).



**Reacción ii):** Obtención de alqueno desde un alcohol (Deshidratación).



**Reacción iii):** Obtención de un éster (Esterificación).



**Reacción iv):** Polimerización del propeno.  $n \text{ CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow [-\text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 -]_n$  (Polipropileno)

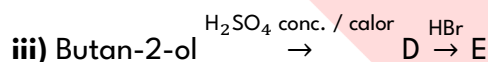
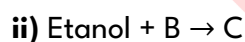
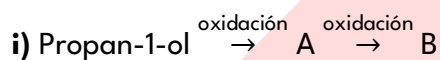
### Apartado c): Isomería geométrica

El propanal (compuesto 5) tiene fórmula molecular  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ . Para tener isomería geométrica *cis-trans*, necesitamos un doble enlace que no esté en un extremo simétrico. Usaremos la familia de los enoles (un doble enlace y un grupo alcohol en la misma molécula). Los dos isómeros geométricos son: **cis-prop-1-en-1-ol** (los hidrógenos del doble enlace apuntan al mismo lado). **trans-prop-1-en-1-ol** (los hidrógenos del doble enlace apuntan a lados opuestos).

### Enunciado de la Pregunta 3B

**a) (1 punto)** Escriba la reacción de polimerización del alqueno obtenido en la reacción entre el etino y el HCl. Nombre el monómero y el polímero.

**b) (1,5 puntos)** Complete las siguientes reacciones con el producto mayoritario, formulando los compuestos de partida, y nombrando y formulando los compuestos orgánicos A, B, C, D y E.



**Estrategia de resolución:** Primero obtendremos el monómero añadiendo HCl al triple enlace del etino. Después polimerizaremos ese doble enlace resultante. En el apartado de la ruta de síntesis (b), encadenaremos las reacciones: la oxidación progresiva del alcohol primario nos dará aldehído y luego ácido. El ácido reaccionará con etanol dando un éster. Por la otra rama, deshidrataremos el alcohol aplicando la regla de Zaitsev para obtener el doble enlace más estable, y luego añadiremos HBr aplicando Markovnikov.

**Criterios de corrección habituales:** En las deshidrataciones (reacción b.iii), cuidado con la regla de Zaitsev. El doble enlace debe formarse mayoritariamente hacia el carbono interno (más sustituido), no hacia el carbono del extremo. Si ponéis el but-1-eno como mayoritario, perderéis puntos.

## 💡 Solución Paso a Paso de la Pregunta 3B

### Apartado a): Síntesis y Polimerización

Primero formamos el monómero reaccionando etino con una molécula de cloruro de hidrógeno (adición al triple enlace):  $\text{HC} \equiv \text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \text{ClCH}=\text{CH}_2$

Este monómero se llama **cloroeteno** (o cloruro de vinilo).

Ahora planteamos la polimerización:  $n(\text{ClCH}=\text{CH}_2) \rightarrow [-\text{CHCl}-\text{CH}_2-]_n$

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

### Apartado b): Ruta de síntesis orgánica

**Ruta i):** Oxidación sucesiva.  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$  (propan-1-ol)  $\rightarrow$  **Compuesto A:**  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$  (propanal).  $\rightarrow$  **Compuesto B:**  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$  (ácido propanoico).

**Ruta ii):** Esterificación. Etanol + Compuesto B  $\rightarrow$  **Compuesto C:**  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  (propanoato de etilo).

**Ruta iii):** Eliminación y posterior Adición.  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  (butan-2-ol)  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4}$  **Compuesto D:**

$\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH} - \text{CH}_3$  (but-2-eno, mayoritario por Zaitsev).  $\xrightarrow{\text{HBr}}$  **Compuesto E:**  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHBr} - \text{CH}_3$  (2-bromobutano).

**Truco:** Para no confundir Markovnikov con Zaitsev: Markovnikov es para ADICIONAR (“el hidrógeno va donde ya hay más hidrógenos”), Zaitsev es para QUITAR (“el hidrógeno se arranca de donde hay menos hidrógenos, para formar el doble enlace en el centro”).

## Enunciado de la Pregunta 4A

Se pretende sintetizar metanol líquido,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , mediante la reacción del monóxido de carbono con hidrógeno molecular.

**a) (1 punto)** Escriba la ecuación química ajustada detallando el estado de las especies, y calcule la energía de Gibbs estándar de la reacción a 25 °C.

**b) (0,5 puntos)** A 25 °C, la reacción de síntesis de metanol es termodinámicamente posible, pero cinéticamente muy lenta. Justifique razonadamente cuál o cuáles de las siguientes propuestas aumentan la velocidad de reacción: i) Uso de un catalizador adecuado, ii) Aumento de la temperatura de operación, iii) Aumento de las presiones parciales de los reactivos.

**c) (1 punto)** En un experimento se han sintetizado 145 mL de metanol de densidad  $0,786 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Suponiendo que el rendimiento de la reacción es del 87,0%, calcule el volumen de hidrógeno que ha reaccionado, medido a 25 °C y 0,980 atm. *Datos.* A 298 K,  $\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$ :  $\text{CH}_3\text{OH}(l) = -238,7$ ;  $\text{CO}(g) = -110,5$ .  $S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$ :  $\text{CH}_3\text{OH}(l) = 126,8$ ;  $\text{CO}(g) = 197,7$ ;  $\text{H}_2(g) = 130,7$ .  $R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Estrategia de resolución:** Usaremos la Ley de Hess dos veces: una para la entalpía y otra para la entropía. Luego las juntaremos en la ecuación de Gibbs. En el apartado cinético, argumentaremos usando la teoría de colisiones (frecuencia de choques y energía de activación). En la estequiometría final, pasaremos el volumen de metanol a gramos (con la densidad) y luego a moles. Aplicaremos el rendimiento al revés (para saber los moles teóricos de reactivo necesarios) y usaremos la ley de los gases.

**Criterios de corrección habituales:** Si os dan una densidad en  $\text{g}/\text{cm}^3$ , recordad que  $1 \text{ cm}^3$  es exactamente igual a 1 mL. No os liéis haciendo factores de conversión extraños. Y de nuevo, cuidado con pasar la Entropía a kJ antes de restarla!

## Solución Paso a Paso de la Pregunta 4A

### Apartado a): Termodinámica de la síntesis

Ecuación ajustada con estados físicos:  $\text{CO}(g) + 2\text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(l)$

Cálculo de la Entalpía ( $\Delta H_r^\circ$ ):  $\Delta H_r^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ(\text{prod}) - \sum m\Delta H_f^\circ(\text{reac})$   $\Delta H_r^\circ = -238,7 - (-110,5 + 2 \cdot 0)$   
 $\Delta H_r^\circ = -128,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Cálculo de la Entropía ( $\Delta S_r^\circ$ ):  $\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ(\text{prod}) - \sum m S^\circ(\text{reac})$   $\Delta S_r^\circ = 126,8 - (197,7 + 2 \cdot 130,7)$   $\Delta S_r^\circ = -332,3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Cálculo de la Energía Libre de Gibbs ( $\Delta G_r^\circ$ ) a 298 K:  $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ$  (pasamos entropía a kJ)  $\Delta G_r^\circ = -128,2 - 298 \cdot (-332,3 \cdot 10^{-3})$   $\Delta G_r^\circ = -29,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

### Apartado b): Cinética química

Las tres propuestas aumentan la velocidad de reacción!

**i) Uso de catalizador:** Disminuye la energía de activación aportando un camino alternativo, por lo que aumenta el número de choques efectivos.

**ii) Aumento de temperatura:** Incrementa la energía cinética media de las moléculas, aumentando la frecuencia de colisiones y la proporción de moléculas que superan la energía de activación.

**iii) Aumento de presión parcial:** Equivale a aumentar la concentración de reactivos, por lo que las moléculas están más juntas e incrementa el número total de choques por segundo.

### Apartado c): Estequiometría, gases y rendimiento

Hallamos los gramos de metanol obtenidos usando su densidad:  $m = V \cdot d = 145 \cdot 0,786 = 114 \text{ g}$  de  $\text{CH}_3\text{OH}$

Lo pasamos a moles (Masa molar 32,0 g/mol):  $n_{\text{obtenidos}} = 114/32,0 = 3,56 \text{ mol}$

Por estequiometría (1 mol de metanol necesita 2 de  $\text{H}_2$ ), los moles de hidrógeno contenidos en ese producto final son:  $n_{\text{H}_2 \text{ final}} = 2 \cdot 3,56 = 7,12 \text{ mol}$

Como el rendimiento fue del 87%, necesitamos inyectar mucha más cantidad real (reactivo) para que al final lleguen a convertirse esos 7,12 moles. Aplicamos el rendimiento a la inversa:  $n_{\text{H}_2 \text{ reales}} = 7,12 \cdot (100/87,0) = 8,18 \text{ mol de H}_2$

Sacamos el volumen con la ley de los gases ( $T = 298 \text{ K}$ ):  $V = (n \cdot R \cdot T)/P$   $V = (8,18 \cdot 0,0820 \cdot 298)/0,980$   $V = 204 \text{ L de H}_2$

## Enunciado de la Pregunta 4B

Conteste a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos)** En una planta industrial de síntesis de amoníaco se preparan disoluciones para su comercialización mezclándolo con agua. Calcule la molaridad de la disolución de amoníaco comercial preparada sabiendo que se almacena en botellas de 1,0 L, al 8,0% en masa, y siendo la densidad de la disolución de  $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .
- b) (1 punto)** Calcule el pH y el grado de disociación de la disolución del apartado anterior.
- c) (1 punto)** Se hacen reaccionar 15,00 mL de una disolución acuosa de HCl 2,50 M con 25,00 mL de otra disolución acuosa de NaOH 1,70 M, ambas a 25 °C. Escriba la ecuación de la reacción que ocurre y calcule el pH de la disolución resultante. Considere volúmenes aditivos. *Datos.* A 25 °C  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$ . Masas atómicas (*v*):  $H = 1,0$ ;  $N = 14,0$ .

**Estrategia de resolución:** Pasaremos los datos de densidad y porcentaje en masa a una concentración molar estándar ( $\text{mol/L}$ ). Usaremos esta concentración inicial para plantear el equilibrio débil de la base amoníaco (cuadro de equilibrio) y despejar los oxidrilos y el pH. Para la neutralización final, sacaremos los moles de ácido y base, restaremos para ver quién gana (exceso) y calcularemos el nuevo pH usando el volumen total mezclado.

**Criterios de corrección habituales:** En las reacciones de neutralización ácido-base (apartado c), el error mortal que hunde los exámenes es olvidar sumar los volúmenes. Si os quedan moles de ácido sin reaccionar, su nueva concentración debe dividirse entre el **volumen total** de la piscina mezclada ( $15 + 25 = 40 \text{ mL}$ ).

## Solución Paso a Paso de la Pregunta 4B

### Apartado a): Cálculo de Molaridad

Densidad de  $0,85 \text{ g/cm}^3$  equivale a  $850 \text{ g/L}$ . Esto significa que 1 litro de disolución pesa 850 g. Como la pureza es del 8,0%, la masa de amoníaco puro que hay disuelta es:  $\text{Masa pura} = 850 \cdot (8,0/100) = 68 \text{ g}$  de  $\text{NH}_3$ .

Pasamos esa masa a moles (Masa molar  $17 \text{ g/mol}$ ):  $\text{Moles} = 68/17 = 4,0 \text{ mol}$ . Como hemos calculado esto para 1 litro exacto, la concentración es:  $[\text{NH}_3] = 4,0 \text{ M}$ .

### Apartado b): Equilibrio débil del amoniaco

Planteamos el equilibrio en agua:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  Inicio: 4,0 M Equilibrio:  $4,0 - x / x / x$

Metemos los datos en la constante  $K_b$ :  $1,8 \times 10^{-5} = x^2 / (4,0 - x)$

Asumiendo que  $x$  es pequeña, aproximamos el denominador a 4,0:  $x = [\text{OH}^-] = 8,5 \times 10^{-3} \text{ M}$

Sacamos el pOH y luego el pH:  $\text{pOH} = -\log(8,5 \times 10^{-3}) = 2,07$   $\text{pH} = 14,0 - 2,07 = 11,93$  (la solución oficial lo redondea a 11,9).

El grado de disociación ( $\alpha$ ) es la cantidad reaccionada entre la inicial:  $\alpha = x / c_0 = 8,5 \times 10^{-3} / 4,0$   $\alpha = 0,0021$  (lo que equivale a un **0,21%**).

### Apartado c): Neutralización con exceso

Reacción:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Calculamos los moles que echamos a la piscina de cada uno: Moles HCl =  $V \cdot M = 0,015 \text{ L} \cdot 2,50 \text{ M} = 0,0375 \text{ mol}$ . Moles NaOH =  $V \cdot M = 0,025 \text{ L} \cdot 1,70 \text{ M} = 0,0425 \text{ mol}$ .

La reacción es 1 a 1. Como hay más moles de base, el NaOH está en exceso y es quien marcará el pH final. Exceso de NaOH =  $0,0425 - 0,0375 = 0,0050 \text{ mol}$  sin reaccionar.

El volumen total mezclado es  $15 + 25 = 40 \text{ mL} = 0,040 \text{ L}$ . Calculamos la nueva concentración de la base en la mezcla final:  $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}]_{\text{exceso}} = 0,0050 \text{ mol} / 0,040 \text{ L} = 0,125 \text{ M}$ .

Obtenemos el pH final:  $\text{pOH} = -\log(0,125) = 0,90$   $\text{pH} = 14,0 - 0,90 = 13,1$ .