

Enunciado de la Pregunta 1

En el laboratorio se dispone de dos disoluciones acuosas: ácido clorhídrico 0,85 M y ácido acético (ácido etanoico) 1,1 M. Las etiquetas se han borrado y, con el fin de identificarlas correctamente, se han hecho los siguientes experimentos a 25 °C: • Experimento 1: se ha medido el pH de ambas disoluciones de ácidos, obteniéndose: 0,071 y 2,4. • Experimento 2: se han valorado 10 mL de cada ácido con una disolución acuosa de hidróxido de potasio 1,2 M. • Experimento 3: se ha hecho reaccionar el ácido de pH = 0,071 con óxido de manganeso (IV).

Responda a las siguientes cuestiones: **a) (1 punto)** Calcule el valor de pH de cada disolución, compárelo con los valores experimentales obtenidos en el experimento 1, e identifique correctamente ambas disoluciones. **b) (0,5 puntos)** Para cada ácido, escriba la reacción de neutralización que se produce en el experimento 2 y determine el volumen de hidróxido de potasio necesario para alcanzar el punto de equivalencia. **c) (1 punto)** Sabiendo que en el experimento 3 tiene lugar una reacción redox, en la que se forman cloruro de manganeso(II), agua y cloro gaseoso, escriba y ajuste por el método de ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción resultantes, y las reacciones iónica y molecular. *Dato. A 25 °C, pK_a (ácido acético) = 4.8.*

Solución Paso a Paso de la Pregunta 1

Estrategia de resolución: Para descubrir qué botella es cuál, primero calcularemos el pH teórico. El del ácido clorhídrico será directo porque es fuerte, pero para el ácido acético tendremos que plantear su equilibrio de disociación usando la constante ácida (K_a). Después, aplicaremos la estequiometría básica de las valoraciones (moles de ácido = moles de base) para el apartado “b”. Por último, haremos un ajuste redox estándar en medio ácido basándonos en los productos que nos chiva el propio enunciado.

Criterios de corrección habituales: Para no perder décimas aquí, es vital que al calcular el pH del ácido acético escribáis la reacción reversible (con doble flecha) y planteéis el cuadro de inicio/equilibrio. En el ajuste redox, aseguraos de poner los electrones explícitamente en las semirreacciones; si saltáis directamente a la ecuación iónica global, os penalizarán.

Apartado a): Cálculo de pH e identificación

Ácido clorhídrico (HCl): Al ser un ácido fuerte, se disocia por completo en el agua: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ La concentración de protones es igual a la inicial del ácido: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,85 \text{ M}$ $\text{pH} = -\log(0,85) = 0,071$

Ácido acético (CH_3COOH): Es un ácido débil, así que planteamos su equilibrio: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ Inicio: 1,1 M Equilibrio: $1,1 - x / x / x$

Hallamos su K_a a partir del pK_a : $K_a = 10^{-4,8} = 1,6 \times 10^{-5}$, $1,6 \times 10^{-5} = x^2 / (1,1 - x)$ Aproximando que $(1,1 - x) \approx 1,1$, obtenemos: $x = [H_3O^+] = 4,2 \times 10^{-3}$ M $pH = -\log(4,2 \times 10^{-3}) = 2,4$

Conclusión: La disolución de $pH = 0,071$ es el ácido clorhídrico y la de $pH = 2,4$ es el ácido acético.

Apartado b): Valoraciones ácido-base

En el punto de equivalencia se cumple que los moles de ácido se igualan a los de base ($M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$).

Para el ácido clorhídrico: $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

$$0,85 \text{ M} \cdot 10 \text{ mL} = 1,2 \text{ M} \cdot V_b \quad V_b = 7,1 \text{ mL de KOH}$$

Para el ácido acético: $CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$

$$1,1 \text{ M} \cdot 10 \text{ mL} = 1,2 \text{ M} \cdot V_b \quad V_b = 9,2 \text{ mL de KOH}$$

Apartado c): Ajuste Redox

Sabemos que reacciona el ácido de $pH = 0,071$, es decir, el HCl. Por tanto, estamos en medio ácido.

Semirreacción de Reducción: $MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$

Semirreacción de Oxidación: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

Ecuación Iónica Global: $MnO_2 + 4H^+ + 2Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O + Cl_2$

Ecuación Molecular: $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$

Enunciado de la Pregunta 2A

Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos)** Deduzca de forma justificada qué anión divalente es isoelectrónico con Na^+ . Escriba su símbolo y carga.
- b) (0,5 puntos)** Razone cuántos electrones con los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = 0$ pueden pertenecer a un mismo átomo. Escriba en qué orbital(es) se encuentra(n) dicho(s) electrón(es).
- c) (1 punto)** Defina la primera energía de ionización y justifique cuál de los elementos, Mg o Be, presenta mayor valor.
- d) (0,5 puntos)** Razone el tipo de enlace químico presente en el compuesto H_2S . Justifique su solubilidad en agua.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 2A

Estrategia de resolución: Para el apartado “a”, contaremos los electrones del catión sodio y buscaremos un no metal que, al ganar dos electrones, alcance esa misma cifra. Para los números cuánticos, recordaremos el Principio de Exclusión de Pauli. En la energía de ionización, compararemos las posiciones del Mg y el Be en la tabla periódica (mismo grupo). Finalmente, determinaremos el enlace del sulfuro de hidrógeno viendo si son metales o no metales, y su solubilidad deduciendo si la molécula es polar o apolar.

Criterios de corrección habituales: Al justificar propiedades periódicas (como la energía de ionización en el apartado c), está prohibido decir únicamente “porque está más arriba en la tabla”. Tenéis que utilizar el concepto de “distancia al núcleo” (radio atómico) y su relación con la fuerza de atracción para llevaros todos los puntos.

Apartado a): Especie isoelectrónica

El catión Na^+ (sodio) parte de un $Z = 11$, pero como ha perdido un electrón, tiene un total de 10 electrones. Buscamos un anión divalente (carga -2) isoelectrónico, lo que significa que debe tener también 10 electrones tras haber ganado 2. Por tanto, su número atómico original debe ser $Z = 8$. Este elemento es el oxígeno, y su anión es el O^{2-} .

Apartado b): Números cuánticos

Nos dan los números cuánticos $n = 4$ (nivel 4), $l = 2$ (subnivel d), y $m_l = 0$ (un orbital espacial concreto). Según el Principio de Exclusión de Pauli, en un único orbital solo caben un máximo de **2 electrones** (uno con espín $+1/2$ y otro con $-1/2$). Estos dos electrones se encuentran ubicados en un **orbital** $4d$.

Apartado c): Energía de ionización

La **primera energía de ionización** es la energía mínima necesaria para extraer el electrón más externo de un átomo neutro en fase gaseosa y estado fundamental. El **Berilio (Be)** presenta **mayor valor** que el Magnesio (Mg). Ambos pertenecen al mismo grupo (alcalinotérreos), pero el Mg está en un periodo inferior. Al bajar en un grupo, aumenta el tamaño del átomo (nuevas capas electrónicas), por lo que el electrón externo del Mg está más lejos del núcleo y siente menor atracción, requiriendo menos energía para ser arrancado.

Apartado d): Enlace y solubilidad

El compuesto H_2S presenta un **enlace covalente**, ya que se forma compartiendo electrones entre dos elementos no metálicos. Es una sustancia **soluble en agua** debido a que es una molécula polar. Sus enlaces S-H son polares por la diferencia de electronegatividad y, como el azufre tiene pares de electrones libres, la molécula adopta una geometría angular que impide que los momentos dipolares se anulen. Al ser polar, se disuelve fácilmente en disolventes polares como el agua.

Enunciado de la Pregunta 2B

Considere la molécula de difluoruro de azufre y responda a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos)** Escriba para cada uno de los elementos, flúor y azufre, su símbolo, configuración electrónica, periodo y grupo al que pertenece y el número de electrones desapareados que tiene.
- b) (0,5 puntos)** Justifique cuál es el ion más estable de cada elemento y escriba el símbolo y la carga. Compare el radio del átomo de azufre con el de su ion más estable, razonando la respuesta.
- c) (1 punto)** Dibuje la estructura de Lewis de la molécula, y nombre y represente su geometría molecular, utilizando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). Indique la hibridación del átomo central.
- d) (0,5 puntos)** Justifique la polaridad de la molécula.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 2B

Estrategia de resolución: Arrancaremos escribiendo las configuraciones electrónicas para ubicar a los elementos y contar los electrones que les faltan para completar su capa (esto nos dará los iones más estables). Luego, contaremos los electrones de valencia totales para dibujar la estructura de Lewis del SF_2 . A partir de los dominios enlazantes y no enlazantes del azufre, deduciremos la geometría por la TRPECV y, viendo si es asimétrica, justificaremos su polaridad.

Criterios de corrección habituales: En las estructuras de Lewis de moléculas con halógenos (como el flúor), el error más repetido es olvidar dibujar los pares de electrones no compartidos alrededor de los átomos periféricos. ¡Dibujad todos los puntos o rayitas, no solo los del átomo central!

Apartado a): Configuraciones electrónicas

Flúor (F): Configuración: $1s^2 2s^2 2p^5$. Pertenece al **periodo 2** y al **grupo 17**. En el subnivel $2p$ tiene 5 electrones, por lo que le queda **1 electrón desapareado**.

Azufre (S): Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Pertenece al **periodo 3** y al **grupo 16**. En su subnivel $3p$ tiene 4 electrones repartidos en 3 orbitales, dejando **2 electrones desapareados**.

Apartado b): Iones estables y radio atómico

Para alcanzar la estabilidad de los gases nobles (8 electrones de valencia), ambos tienden a ganar electrones. El ion más estable del flúor es el anión fluoruro: F^- . El ion más estable del azufre es el anión sulfuro: S^{2-} .

Comparando el átomo de azufre neutro con su anión, el **radio del anión S^{2-} es mayor**. Aunque ambos tienen la misma carga nuclear (mismos protones atrayendo), el anión tiene más electrones, lo que aumenta la repulsión electrónica entre ellos y hace que la nube se expanda.

Apartado c): Estructura de Lewis y Geometría

En el difluoruro de azufre (SF_2), el azufre se sitúa en el centro unido por enlaces simples a los dos átomos de flúor. Al azufre le sobran **dos pares de electrones libres**.

Según la TRPECV, el átomo central soporta 4 dominios electrónicos (2 enlazantes y 2 solitarios), lo que dirige los dominios hacia los vértices de un tetraedro. Sin embargo, la **geometría molecular** (lo que forman los átomos) es **angular**. Para acomodar estos 4 dominios espaciales, la hibridación del azufre debe ser sp^3 .

Apartado d): Polaridad

La molécula de SF_2 es **polar**. Primero, los enlaces S-F son polares porque tienen distinta electronegatividad. Segundo, gracias a su geometría angular provocada por los pares libres del azufre, los vectores del momento dipolar de los enlaces no se anulan geométricamente en el espacio, generando un momento dipolar total distinto de cero.

Enunciado de la Pregunta 3A

a) (0,5 puntos) Nombre los siguientes compuestos y escriba su fórmula molecular. Justifique si son isómeros y, en su caso, el tipo de isomería que presentan: $\text{H}_2\text{Br} - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ y $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CHBr} - \text{COOH}$. **b) (1 punto)** Complete las siguientes reacciones, formule y nombre todos los compuestos orgánicos indicando el producto mayoritario cuando proceda, y especifique la regla que sigue y el tipo de reacción: **i)** $\text{propeno} + \text{HBr} \rightarrow$ **ii)** $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CHOH} - \text{CH}_3 + \text{KMnO}_4 \text{ (oxidante)} \rightarrow$ **c) (1 punto)** Formule y ajuste la reacción de hidrogenación del cis-pent-2-eno. Realice los cálculos necesarios para determinar si esta reacción es endotérmica o exotérmica a 298 K y 1 atm, a partir de los valores termodinámicos de la reacción, obtenidos en las mismas condiciones experimentales: $\Delta S_r^\circ = -126,0 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $\Delta G_r^\circ = -77,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 3A

Estrategia de resolución: Para el apartado “a”, nombraremos los compuestos fijándonos en los grupos funcionales (éster frente a ácido carboxílico) y contaremos los átomos totales para ver si la fórmula empírica coincide (lo que confirmará que son isómeros de función). En el “b”, aplicaremos la regla de Markovnikov a la adición del alqueno, y oxidaremos el alcohol secundario a cetona. En el “c”, usaremos la fórmula de Gibbs ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$) para despejar la entalpía y ver su signo.

Criterios de corrección habituales: En las reacciones de adición a dobles enlaces asimétricos, siempre debéis dibujar tanto el producto mayoritario como el minoritario e indicar explícitamente cuál es cuál. En los cálculos termodinámicos, ¡mucho cuidado con las unidades de la Entropía! Hay que pasar los Julios a KiloJulios antes de operar con la Energía Libre.

Apartado a): Nomenclatura e isomería

El compuesto $\text{H}_2\text{Br} - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ es el **3-bromopropanoato de etilo**, cuya fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_9\text{BrO}_2$. (Nota: el enunciado presenta una errata tipográfica al escribir H_2Br en lugar de CH_2Br , pero la estructura se interpreta unívocamente). El compuesto $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CHBr} - \text{COOH}$ es el **ácido 2-bromopentanoico**, con la misma fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_9\text{BrO}_2$. Efectivamente, son **isómeros de función** porque tienen la misma fórmula molecular pero grupos funcionales distintos.

Apartado b): Reacciones orgánicas

Reacción i): $\text{CH}_2=\text{CH} - \text{CH}_3$ (propeno) + $\text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHBr} - \text{CH}_3$ (2-bromopropano, mayoritario)

- $\text{CH}_2\text{Br} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1-bromopropano, minoritario) Es una reacción de **adición** y sigue la **regla de Markovnikov** (el protón se añade al carbono del doble enlace con más hidrógenos).

Reacción ii): $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ (3-metilbutan-2-ol) + $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$ (3-metilbutanona) Es una reacción de **oxidación** (de alcohol secundario a cetona).

Apartado c): Termoquímica de la hidrogenación

La reacción de hidrogenación satura el doble enlace: cis-pent-2-eno + $\text{H}_2 \rightarrow$ pentano ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$)

Usamos la ecuación de Gibbs-Helmholtz: $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ$

Pasamos la entropía a KiloJulios dividiendo entre mil: $-0,126 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Despejamos la entalpía:

$$\Delta H_r^\circ = \Delta G_r^\circ + T \cdot \Delta S_r^\circ \quad \Delta H_r^\circ = -77,8 + 298 \cdot (-0,126) \quad \Delta H_r^\circ = -115,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Como la entalpía es negativa ($\Delta H_r^\circ < 0$), la reacción es **exotérmica**.

Enunciado de la Pregunta 3B

- a) (1 punto)** Formule las siguientes reacciones, escriba el nombre de todos los reactivos y productos orgánicos e indique el tipo de reacción. **i)** Formación de $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - (\text{CH}_2)_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$ a partir de la reacción de un ácido con otro reactivo. **ii)** $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CHO} + \text{oxidante} \rightarrow$
- b) (0,5 puntos)** Escriba la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos orgánicos: **i)** 2,3,3-trimetilbutanal. **ii)** trans-4-metilpent-2-eno.
- c) (1 punto)** Formule la reacción de adición de Cl_2 a $\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2$. Nombre todos los compuestos orgánicos. Razone cómo afecta un aumento de temperatura a la velocidad de la reacción.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 3B

Estrategia de resolución: Mirando el producto del apartado “a.i”, vemos que es un éster, por lo que deducimos que los reactivos deben ser el ácido carboxílico correspondiente y un alcohol. En el “a.ii”, aplicaremos una oxidación completa al aldehído. Para el apartado cinético (“c”), apoyaremos nuestra justificación teórica sobre el aumento de velocidad citando la ecuación de Arrhenius y la teoría de colisiones.

Criterios de corrección habituales: Al dibujar el isómero “trans” en el apartado “b”, es crucial que se vea claramente que los grupos prioritarios o los hidrógenos del doble enlace apuntan hacia lados opuestos. En las preguntas de velocidad, la simple frase “porque al calentar las moléculas se mueven más rápido” no basta; hay que hablar de choques efectivos y energía de activación.

Apartado a): Reacciones orgánicas

Reacción i): Para formar ese éster, combinamos su ácido y el alcohol correspondiente: $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - (\text{CH}_2)_2 - \text{COOH}$ (ácido 4-metilpentanoico) + CH_3OH (metanol) $\rightarrow$ $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - (\text{CH}_2)_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$ (4-metilpentanoato de metilo) + H_2O Es una reacción de **esterificación** o condensación.

Reacción ii): $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CHO}$ (hexanal) + oxidante $\rightarrow$ $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{COOH}$ (ácido hexanoico) Es una reacción de **oxidación** (aldehído a ácido).

Apartado b): Fórmulas semidesarrolladas

i) 2,3,3-trimetilbutanal: $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CHO}$

ii) **trans-4-metilpent-2-eno:** Dibuja el doble enlace en el centro, colocando el hidrógeno del carbono 2 apuntando hacia arriba y el hidrógeno del carbono 3 apuntando hacia abajo (o viceversa) para marcar la geometría trans, con el grupo isopropilo en un extremo y el metilo en el otro.

Apartado c): Cinética de la halogenación

Reacción: $\text{CH}_3 - \text{CH}=\text{CH}_2$ (propeno) + $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dicloropropano)

Un aumento de temperatura **aumenta la velocidad de reacción**. Según la ecuación de Arrhenius ($k = A \cdot e^{-E_a/RT}$), al aumentar la temperatura, el valor de la constante de velocidad (k) crece. Esto se explica mediante la Teoría de Colisiones: a mayor temperatura, las moléculas tienen más energía cinética, por lo que aumenta la frecuencia de choques y, sobre todo, la proporción de choques efectivos que logran superar la energía de activación.

Enunciado de la Pregunta 4A

Se introducen 2,50 mol de NOBr en un recipiente de 10,0 L, se calienta a 300 °C y se deja que se alcance el siguiente equilibrio: $2\text{NOBr}(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}(g) + \text{Br}_2(g)$

Se observa que, una vez alcanzado dicho equilibrio, la presión parcial de Br_2 es de 4,85 atm. **a) (1 punto)** Calcule las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio. **b) (0,5 puntos)** Determine K_p y K_c . **c) (0,5 puntos)** Razone cómo evoluciona el equilibrio si se disminuye el volumen del recipiente. **d) (0,5 puntos)** Escriba y justifique la ecuación de velocidad de la reacción directa sabiendo que su constante de velocidad, a una determinada temperatura, es $0,80 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. *Dato. $R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.*

Solución Paso a Paso de la Pregunta 4A

Estrategia de resolución: Crearemos una tabla de reacción con los moles iniciales y las variaciones con la incógnita “ x ”. Con la presión del bromo y la ley de los gases, despejaremos esa “ x ”. Luego, aplicaremos las fórmulas directas de K_p y K_c . Para la justificación del Principio de Le Châtelier, contaremos los moles de gas a cada lado. En el apartado final, igualaremos las unidades de velocidad y las de la constante para deducir el orden de la reacción.

Criterios de corrección habituales: En las constantes de equilibrio, poned siempre la expresión analítica antes de sustituir los números (ej. $K_p = (P_{\text{NO}})^2 \dots$). En termodinámica y gases, pasad SIEMPRE la temperatura a grados Kelvin antes de hacer ningún cálculo (sumando 273).

Apartado a): Presiones parciales

Planteamos el equilibrio en moles: $2\text{NOBr}(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}(g) + \text{Br}_2(g)$

Inicio: 2,50 / 0 / 0

Equilibrio: 2,50 – 2x / 2x / x

Usando la presión parcial del Bromo (4,85 atm) y $T = 573 \text{ K}$, sacamos sus moles (x):

$$x = P \cdot V / (R \cdot T) \quad x = (4,85 \cdot 10,0) / (0,0820 \cdot 573) \quad x = 1,03 \text{ mol de } \text{Br}_2$$

Calculamos las presiones parciales del resto a partir de sus moles en el equilibrio:

$$p(\text{NOBr}) = (2,50 - 2 \cdot 1,03) \cdot 0,0820 \cdot 573 / 10,0 = 2,07 \text{ atm}$$

$$p(\text{NO}) = (2 \cdot 1,03) \cdot 0,0820 \cdot 573 / 10,0 = 9,68 \text{ atm}$$

Apartado b): Cálculo de K_p y K_c

$$K_p = [p(\text{NO})]^2 \cdot p(\text{Br}_2) / [p(\text{NOBr})]^2 \quad K_p = (9,68)^2 \cdot 4,85 / (2,07)^2 \quad K_p = 106$$

Usando la relación $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$, donde $\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1$: $K_c = 106 \cdot (0,0820 \cdot 573)^{-1} \quad K_c = 2,26$

Apartado c): Variación de volumen

Si disminuimos el volumen, aumentamos la presión total del sistema. Según el Principio de Le Châtelier, el sistema tenderá a contrarrestar este aumento desplazándose hacia donde haya un menor número de moles gaseosos. Como hay 2 moles a la izquierda y 3 moles a la derecha, el equilibrio **se desplazará hacia los reactivos** (hacia la izquierda).

Apartado d): Ecuación de velocidad

La ecuación general de velocidad es $v = k \cdot [\text{NOBr}]^\alpha$. Sabemos que la velocidad siempre se mide en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y nos dicen que k tiene unidades de $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Igualamos unidades: $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = (\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^\alpha$ Para que la ecuación tenga sentido, α debe ser 2. Ecuación final: $v = k \cdot [\text{NOBr}]^2$.

Enunciado de la Pregunta 4B

La cantidad máxima de fluoruro de magnesio que se puede disolver a 25 °C en 500 mL de agua es de 65,4 mg. **a) (0,5 puntos)** Formule el equilibrio de solubilidad del fluoruro de magnesio en agua, detallando el estado de agregación de cada especie. **b) (1 punto)** Calcule la solubilidad molar y la constante del producto de solubilidad del fluoruro de magnesio en agua. Considere despreciable el volumen que ocupa el fluoruro de magnesio sólido. **c) (1 punto)** Una de las formas de obtención de fluoruro de magnesio es mediante la siguiente reacción: $\text{Mg(OH)}_2(s) + 2\text{HF}(ac) \rightarrow \text{MgF}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$ Calcule el rendimiento de esta reacción si al reaccionar 180 mg de Mg(OH)_2 con 75 mL de HF 0,10 M, se obtienen 0,16 g de MgF_2 .

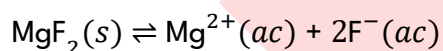
Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; F = 19,0; Mg = 24,3.

Solución Paso a Paso de la Pregunta 4B

Estrategia de resolución: Para el producto de solubilidad, pasaremos el dato de masa disuelta por cada 500 mL a Molaridad (mol/L) para obtener la “s”. Con ello, deduciremos analíticamente el valor de K_s . En la reacción química del apartado “c”, detectaremos que nos dan cantidades de los dos reactivos. Esto es una señal clarísima de que debemos hacer la comprobación de quién es el reactivo limitante antes de calcular el rendimiento final.

Criterios de corrección habituales: En el equilibrio de solubilidad, el enunciado pide explícitamente “detallar el estado de agregación”. Si escribís la ecuación sin añadir (s) debajo de la sal y (ac) debajo de los iones, perderéis puntos. ¡No os olvidéis de ese detalle!

Apartado a): Equilibrio de solubilidad



Apartado b): Solubilidad molar y K_s

Primero sacamos la solubilidad en masa (s'). Si tenemos 65,4 mg en medio litro, en un litro entero tendremos el doble: $s' = 130,8 \text{ mg/L} = 0,1308 \text{ g/L}$

La masa molar del MgF_2 es $24,3 + 2 \cdot 19 = 62,3 \text{ g/mol}$. Dividimos para hallar la solubilidad molar (s): $s = 0,1308/62,3 = 2,10 \times 10^{-3} \text{ M}$

Viendo la estequiometría de la disociación, planteamos la K_s : $K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$

$$K_s = 4 \cdot (2,10 \times 10^{-3})^3 = 3,70 \times 10^{-8}$$

Apartado c): Reactivo limitante y rendimiento

Convertimos nuestros datos iniciales a moles: Moles $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (masa molar 58,3 g/mol): $0,180 \text{ g} / 58,3 = 3,09 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Moles HF: $0,075 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ M} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

La reacción exige 2 moles de HF por cada mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Si tenemos $3,09 \times 10^{-3}$ moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, necesitaríamos justo el doble de HF ($6,18 \times 10^{-3} \text{ mol}$). Como tenemos de sobra ($7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$), el reactivo limitante es el $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Calculamos la masa teórica de MgF_2 (masa molar 62,3 g/mol) asumiendo un 100% de rendimiento: Masa teórica = $3,09 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,193 \text{ g}$.

Como en la realidad solo se obtuvieron 0,16 g, calculamos el rendimiento: $\text{Rendimiento} = (0,16 / 0,193) \cdot 100 = \mathbf{83\%}$.