

Resolución razonada de las opciones A y B.

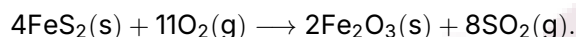
Opción A · Enlace, estequiometría y ácido-base

Cuestión 1 · Geometría y polaridad molecular

- CS₂: Lewis S = C = S; el C tiene dos regiones de enlace y la forma es lineal. Los dipolos se cancelan: apolar.
- OCl₂: O forma dos enlaces con Cl y tiene dos pares libres; la forma es angular. Los dipolos no se cancelan: polar.
- PH₃: P forma tres enlaces P-H y tiene un par libre; la forma es piramidal trigonal y presenta momento dipolar.
- CHCl₃: C forma cuatro enlaces sencillos y la geometría es tetraédrica. Como hay tres enlaces C-Cl y uno C-H, los dipolos no se cancelan: polar.

Problema 2 · Tostación de pirita

La ecuación ajustada es



De los 500 kg de mineral, el 85% es FeS₂: $m = 425$ kg. La masa molar de FeS₂ es $55,8 + 2(32) = 119,8$ g/mol, así que hay

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{425\,000}{119,8} = 3547,6 \text{ mol.}$$

La proporción FeS₂:SO₂ es 1:2. Con rendimiento del 80%, la cantidad efectiva de SO₂ es

$$n(\text{SO}_2) = 2(3547,6)(0,80) = 5676,1 \text{ mol, } m = 5676,1(64) = 363,3 \text{ kg.}$$

Para el aire se calcula el O₂ estequiométrico requerido por la cantidad de pirita pura tratada:

$$n(\text{O}_2) = \frac{11}{4}(3547,6) = 9755,8 \text{ mol, } n(\text{aire}) = \frac{9755,8}{0,21} = 46\,456 \text{ mol.}$$

A 80 °C, $T = 353$ K, y 0,9 atm:

$$V_{\text{aire}} = \frac{nRT}{P} = \frac{(46\,456)(0,082)(353)}{0,9} = 1,494 \cdot 10^6 \text{ L.}$$

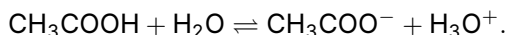
Este es el volumen estequiométrico para quemar la pirita pura presente; el rendimiento afecta al producto obtenido, no a la relación estequiométrica de O₂ con el reactivo cargado. El volumen publicado de 1.075.782 L no coincide con ese balance.

$m(\text{SO}_2) \approx 363,3 \text{ kg; } V_{\text{aire}} \approx 1,494 \cdot 10^6 \text{ L}$
--

Cuestión 3 · Ácidos y bases de Brønsted-Lowry

Una base acepta protones y un ácido los cede. Escribimos la reacción con agua para identificar las especies conjugadas:

- a) NH_3 : acepta H^+ del agua: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. NH_3 es base; su ácido conjugado es NH_4^+ y la base conjugada del agua es OH^- .
- b) CN^- : acepta H^+ : $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$. CN^- es base, HCN su ácido conjugado y OH^- la base conjugada del agua.
- c) CH_3COOH : cede H^+ al agua:



El ácido acético es ácido; CH_3COO^- es su base conjugada y H_3O^+ el ácido conjugado del agua.

- d) HCl : cede H^+ al agua: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. HCl es ácido y Cl^- su base conjugada; H_3O^+ es el ácido conjugado del agua.

Problema 4 · Equilibrio y neutralización del ácido fórmico

La masa molar del ácido fórmico, HCOOH , es 46 g/mol. La concentración preparada es

$$C_0 = \frac{6,9/46}{0,600} = 0,250 \text{ M}.$$

Con pH 2,173, $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,173} = 6,714 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Para el ácido monoprótico,

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(6,714 \cdot 10^{-3})^2}{0,250 - 6,714 \cdot 10^{-3}} = 1,85 \cdot 10^{-4}.$$

En 10 mL hay $0,250(0,010) = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de ácido. Los 25 mL de NaOH 0,1 M aportan la misma cantidad de OH^- . En equivalencia queda formiato, base conjugada de un ácido débil; su hidrólisis produce OH^- , por lo que la mezcla resulta básica.

$K_a = 1,85 \cdot 10^{-4};$	disolución final básica
-----------------------------	-------------------------

Cuestión 5 · Formulación y nomenclatura

- a) Peróxido de sodio: Na_2O_2 .
- b) Ácido cloroso: HClO_2 .
- c) Óxido de cobre(II): CuO .
- d) Propanona: CH_3COCH_3 .
- e) Metoxietano: $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$.
- f) KMnO_4 : permanganato de potasio.
- g) NaHCO_3 : hidrogenocarbonato de sodio.
- h) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: etanol.
- i) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$: pent-2-eno.
- j) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$: butan-2-ona.

Opción B · Propiedades periódicas y termoquímica

Cuestión 1 · Energía de ionización e iones estables

A es Cl ($Z = 17$), B es Ar ($Z = 18$), C es K ($Z = 19$) y D es Ca ($Z = 20$). La energía de ionización suele aumentar hacia la derecha en un período, pero al pasar de Ar a K se inicia un nuevo período y el electrón externo queda más alejado. El orden creciente es

$$E_i(\text{K}) < E_i(\text{Ca}) < E_i(\text{Cl}) < E_i(\text{Ar}).$$

Cl gana un electrón y forma Cl^- ; K pierde uno y forma K^+ ; Ca pierde dos y forma Ca^{2+} . Estos tres iones alcanzan configuración de Ar. El argón ya es un gas noble estable y normalmente no forma un ion.

Problema 2 · Combustión del hidrógeno

La entalpía de combustión a vapor se obtiene sumando la formación de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y la condensación:

$$\Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = \Delta H_c^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + \Delta H_{\text{cond}}^\circ.$$

Por tanto,

$$\Delta H_c^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -285,8 - (-44,0) = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

En la mezcla hay $n(\text{H}_2) = 9/2 = 4,5 \text{ mol}$ y $n(\text{O}_2) = 9/32 = 0,28125 \text{ mol}$. El oxígeno es el reactivo limitante; la reacción consume dos moles de H_2 por mol de O_2 , así que se forman $2(0,28125) = 0,5625 \text{ mol}$ de vapor de agua:

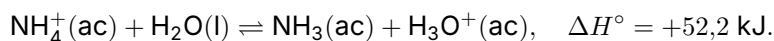
$$Q = 0,5625(-241,8) = -136,0 \text{ kJ}.$$

El signo negativo indica que se desprende calor.

$\Delta H_c^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad Q = -136,0 \text{ kJ}$
--

Opción B · Equilibrio químico y cinética

Cuestión 3 · Disociación del ion amonio



- a) Añadir HCl aporta H_3O^+ , un producto. El equilibrio se desplaza a la izquierda y disminuye el grado de disociación.
- b) Añadir OH^- consume H_3O^+ ; el sistema repone el producto desplazándose a la derecha. Aumenta la disociación.
- c) Añadir NH_3 , también producto, desplaza el equilibrio a la izquierda y reduce la disociación.
- d) NaCl no aporta ninguno de los iones que participan en el equilibrio; en el modelo ideal no desplaza el equilibrio ni modifica el grado de disociación.
- e) La reacción directa es endotérmica; elevar la temperatura favorece la derecha y aumenta la disociación.

Problema 4 · Equilibrio de descomposición del cloruro de sulfuro

Sea x el avance de $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. En equilibrio, los moles son $0,05 - x$, x y x . A 375 K y 2 L, $RT/V = (0,082)(375)/2 = 15,375 \text{ atm/mol}$. Por ello,

$$p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = (0,05 - x)(15,375), \quad p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = x(15,375).$$

Imponemos la constante dada:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \frac{15,375x^2}{0,05 - x} = 2,4.$$

La raíz admisible es $x = 0,03983 \text{ mol}$, por lo que

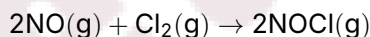
$$p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = 0,6125 \text{ atm}, \quad p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0,1563 \text{ atm}.$$

El grado de disociación es $\alpha = x/n_0 = 0,03983/0,05 = 0,797$, es decir, 79,7%.

$$p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0,156 \text{ atm}; \quad p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = 0,612 \text{ atm}; \quad \alpha = 79,7\%$$

Cuestión 5 · Velocidad de reacción

La velocidad de reacción mide el cambio de concentración por unidad de tiempo. Para la ecuación



$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = -\frac{d[\text{Cl}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NOCl}]}{dt}.$$

Si las concentraciones se expresan en mol/L y el tiempo en segundos, las unidades de v son $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$. La ley experimental es

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2],$$

de orden 2 respecto de NO y orden 1 respecto de Cl_2 , por lo que el orden total es 3. Para que la velocidad tenga unidades M s^{-1} , la constante debe tener unidades

$$[k] = \frac{\text{M s}^{-1}}{\text{M}^3} = \text{M}^{-2} \text{s}^{-1} = \text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}.$$

$$\text{Orden total} = 3; \quad [k] = \text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}$$