

Solución razonada completa. Se justifican todos los apartados y se expresan las respuestas finales.

Problema 1 · Fórmula de la alicina

Tomamos **100 g** de alicina para interpretar cada porcentaje como masa. Convertimos cada masa a moles antes de hallar los subíndices:

$$n_C = \frac{44.4}{12} = 3.70, n_S = \frac{39.5}{32} = 1.234, n_O = \frac{9.86}{16} = 0.616, n_H = 6.21.$$

Dividimos todos los moles por **0.616**, la menor cantidad: $n_C/n_{\min} \simeq 6$, $n_H/n_{\min} \simeq 10$, $n_S/n_{\min} \simeq 2$, $n_O/n_{\min} = 1$. Por ello la fórmula empírica es **C₆H₁₀S₂O**. Su masa molar es:

$$6(12) + 10(1) + 2(32) + 16 = 162 \text{ g mol}^{-1},$$

valor dentro del intervalo dado; por tanto la fórmula molecular coincide:



En un diente de ajo hay **12(0.0023) = 0.0276 g** de alicina. La fracción másica de azufre es **64/162**, así que:

$$\boxed{m(S) = 0.0276 \cdot \frac{64}{162} = 0.0109 \text{ g}}.$$

Problema 2 · Neutralización y sulfato de sodio



Los moles iniciales son **0.120(0.05) = 0.0060 mol** de NaOH y **0.050(0.12) = 0.0060 mol** de ácido. Como hacen falta dos moles de NaOH por mol de ácido, el NaOH es limitante y quedan **0.0030 mol** de ácido sin neutralizar. En el volumen total **0.170 L**, la aproximación de ácido fuerte empleada en el enunciado da:

$$\boxed{[\text{H}^+] \approx \frac{0.0030}{0.170} = 0.0176 \text{ M}, \text{ pH} \approx 1.75}.$$

Se forman **0.0030 mol** de **Na₂SO₄**:

$$\boxed{[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{0.0030}{0.170} = 0.0176 \text{ M} \approx 0.018 \text{ M}},$$

$$\boxed{m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0.0030(142) = 0.426 \text{ g}}.$$

Problema 3 · Equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$

Inicialmente hay **0.92/92 = 0.0100 mol** de **N₂O₄** y **0.23/46 = 0.0050 mol** de **NO₂**. La presión total permite calcular:

$$n_t = \frac{0.724(1)}{0.082(373.15)} = 0.02367 \text{ mol}.$$

Si se disocian **x mol** de **N₂O₄**, **n_t = 0.015 + x**, luego **x = 0.00867**. En el equilibrio:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0.00133, n(\text{NO}_2) = 0.02234.$$

Como el volumen es **1 L**:

$$\boxed{K_c = \frac{(0.02234)^2}{0.00133} = 0.375}, \quad \boxed{K_p = K_c RT = 0.375(0.082)(373.15) = 11.5}.$$

Si solo se introducen **0.0100 mol** de **N₂O₄**, sea **y** la cantidad disociada:

$$K_c = \frac{(2y)^2}{0.0100 - y} = 0.375 \Rightarrow y = 0.00911 \text{ mol}.$$

La cantidad total es **0.0100 + y = 0.01911 mol** y:

$$\boxed{P_t = 0.01911(0.082)(373.15) = 0.584 \text{ atm}}.$$

Problema 4 · Ácido fórmico

El pH 2.51 da **x = [H⁺] = 3.09 · 10⁻³ M**. Para el equilibrio del ácido fórmico:

$$K_a = \frac{x^2}{C - x} \Rightarrow C = x + \frac{x^2}{K_a} = 3.09 \cdot 10^{-3} + \frac{(3.09 \cdot 10^{-3})^2}{1.8 \cdot 10^{-4}}.$$

Así:

$$\boxed{C = 0.0561 \text{ mol L}^{-1}}.$$

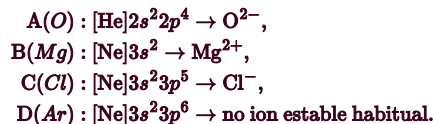
Al diluir diez veces, **C' = 0.00561 M**. La nueva concentración de **H⁺** es:

$$x' = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C'}}{2} = 9.19 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

El grado de disociación es:

$$\boxed{\alpha = \frac{x'}{C'} = 0.164 = 16.4\%}.$$

Cuestión 1 · Configuración y periodicidad



O^{2-} y Mg^{2+} son isoelectrónicos, pero Mg tiene más protones, por lo que:

$$r(O^{2-}) > r(Mg^{2+}).$$

Entre O y Cl, el compuesto de octeto es Cl_2O , con O central y dos enlaces O-Cl. Un compuesto iónico posible es:

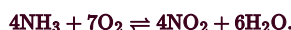


formado por Mg^{2+} y dos Cl^- .

Cuestión 2 · Lewis y geometría

NCl_3 tiene tres enlaces N-Cl y un par libre sobre N: geometría piramidal trigonal. NH_4^+ tiene cuatro enlaces N-H y geometría tetraédrica. CS_2 es $S=C=S$, lineal. SCl_2 tiene dos enlaces y dos pares libres sobre S, por lo que es angular. CS_2 es apolar porque los dipolos C-S se compensan en la molécula lineal. SCl_2 es polar porque su geometría angular impide la compensación de los dipolos S-Cl.

Cuestión 3 · Equilibrio de oxidación del amoníaco



- a) **No se puede determinar con los datos impresos.** Para saber el efecto de la temperatura es necesario conocer el signo de ΔH , que no aparece en el enunciado. - b) Hay 11 moles gaseosos en los reactivos y 10 en los productos. Al reducir el volumen se favorece el lado derecho; **se forman más productos**. - c) Añadir NH_3 , un reactivo, desplaza el equilibrio a la derecha; **incrementa la cantidad de NO_2** . - d) Un catalizador acelera por igual los dos sentidos y no modifica la composición de equilibrio; **no incrementa la cantidad de productos**.

Cuestión 4 · Procesos redox

- a) Verdadera. $Ni + 2H^+ \rightarrow Ni^{2+} + H_2$ tiene $E^\circ = 0 - (-0.26) = +0.26 \text{ V}$; el níquel se disuelve. - b) Verdadera. $Ni + Sn^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Sn$ tiene $E^\circ = -0.14 - (-0.26) = +0.12 \text{ V}$. - c) Verdadera. $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$ tiene $E^\circ = 0.80 - 0.34 = +0.46 \text{ V}$. - d) Verdadera. El estaño reduce a Cu^{2+} , pues $E^\circ = 0.34 - (-0.14) = +0.48 \text{ V}$; por tanto no debe almacenarse esa disolución en Sn.

Cuestión 5 · Cinética y nomenclatura



Por los coeficientes, la velocidad de aparición de NO_2 es cuatro veces la de O_2 . El orden total y el orden respecto de N_2O_5 son ambos 1. Las unidades de v son $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ y las de k , s^{-1} . La constante depende de la temperatura porque sigue la ecuación de Arrhenius.

$K_2Cr_2O_7$: dicromato de potasio, PCl_3 : tricloruro de fósforo,
 $NaClO_3$: clorato de sodio, $Co(OH)_2$: hidróxido de cobalto(II),
 $FePO_4$: fosfato de hierro(III).

Cuestión 6 · Reacciones orgánicas

