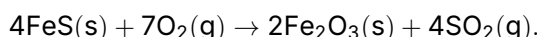


Resolución desarrollada de los problemas de los bloques A y B y de todas las cuestiones del bloque C.

Bloque A · Estequiometría y equilibrio

Problema 1 · Tostación de sulfuro de hierro y síntesis de ácido sulfúrico

Ajustamos primero la tostación igualando el hierro, el azufre y finalmente el oxígeno:



Con las masas atómicas impresas, $M(\text{FeS}) = 90,8 \text{ g mol}^{-1}$ y $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 165,6 \text{ g mol}^{-1}$. La ecuación indica que se forman dos moles de óxido por cada cuatro de FeS; la cantidad de FeS puro de la muestra es

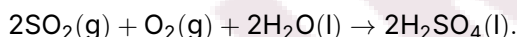
$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{4,357}{165,6} = 0,02631 \text{ mol}, \quad m(\text{FeS}) = 2(0,02631)(90,8) = 4,78 \text{ g}.$$

La pureza es la masa de FeS dividida por la masa total de muestra. Así,

$$\text{pureza} = \frac{4,78}{5,765} 100 = 82,88\%.$$

El enunciado imprime $A_r(\text{Fe}) = 58,8$. Si se usa el valor habitual 55,8, la pureza resulta 83,15%, prácticamente el 83,16% indicado en el propio examen; parece haber una errata en esa masa atómica.

Para producir una tonelada de ácido, la reacción global ajustada es



Una tonelada contiene

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,00 \cdot 10^6}{98} = 1,0204 \cdot 10^4 \text{ mol}.$$

Se necesita la mitad de esos moles de oxígeno. Como el aire tiene una fracción molar de oxígeno de 0,20, los moles de aire son

$$n_{\text{aire}} = \frac{(1/2)n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{0,20} = 2,5510 \cdot 10^4 \text{ mol}.$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales, $PV = nRT$, con $T = 283,15 \text{ K}$ y $P = 810/760 = 1,0658 \text{ atm}$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(2,5510 \cdot 10^4)(0,082)(283,15)}{1,0658} = 5,56 \cdot 10^5 \text{ L}.$$

$\text{pureza } 82,88\% \text{ con } A_r(\text{Fe}) = 58,8; \quad V_{\text{aire}} \approx 5,56 \cdot 10^5 \text{ L}$

Problema 2 · Disociación del pentacloruro de fósforo

En un recipiente de 1 L hay inicialmente un mol de PCl_5 . Se disocia el 35%, es decir, 0,35 mol. La tabla de equilibrio queda

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
n_{inicial}	1	0	0
Δn	-0,35	+0,35	+0,35
n_{eq}	0,65	0,35	0,35

Al ser el volumen un litro, las concentraciones coinciden numéricamente con esos valores. La reacción es



Su constante en concentraciones molares es

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,35)(0,35)}{0,65} = 0,1885 \text{ mol L}^{-1}.$$

En el equilibrio hay 1,35 mol de gas. La presión parcial de cada especie es su fracción molar por la presión total:

$$p(\text{PCl}_5) = 1,5 \frac{0,65}{1,35} = 0,722 \text{ atm}, \quad p(\text{PCl}_3) = p(\text{Cl}_2) = 1,5 \frac{0,35}{1,35} = 0,389 \text{ atm}.$$

La constante K_p usa las presiones parciales:

$$K_p = \frac{p(\text{PCl}_3)p(\text{Cl}_2)}{p(\text{PCl}_5)} = 0,210 \text{ atm.}$$

Bloque B · Termoquímica y oxidación-reducción

Problema 1 · Síntesis de metanol

Usamos la ley de Hess. Sumamos la combustión de CO y dos combustiones de H₂, y añadimos la reacción inversa de la combustión del metanol para cancelar CO₂, O₂ y agua. La entalpía de la síntesis es

$$\Delta H_r = (-283,0) + 2(-285,8) - (-764,4) = -90,2 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

El signo negativo indica que la reacción cede calor. La masa molar del metanol es 32 g mol⁻¹, por lo que 1 kg corresponde a 1000/32 = 31,25 moles. El calor intercambiado es

$$Q = n\Delta H_r = (31,25)(-90,2) = -2818,75 \text{ kJ.}$$

$\Delta H_r = -90,2 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad \text{al sintetizar 1 kg, se liberan } 2,82 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

Problema 2 · Obtención de cloro a partir de dióxido de manganeso

El manganeso se reduce de +4 en MnO₂ a +2 en MnCl₂; dos iones cloruro se oxidan de -1 a 0 para formar Cl₂. La ecuación ajustada es



Por tanto, MnO₂ es el oxidante y HCl aporta el cloruro reductor. Para hallar los moles de cloro usamos $PV = nRT$:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{(5,00 \text{ atm})(0,500 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1})(298,15 \text{ K})} = 0,1023 \text{ mol.}$$

La reacción requiere cuatro moles de HCl por cada mol de cloro, así que $n(\text{HCl}) = 0,4090 \text{ mol}$. La masa de HCl puro es $0,4090 \cdot 36,5 = 14,93 \text{ g}$. Al ser una disolución al 36% en masa, la masa de disolución necesaria es $14,93/0,36 = 41,47 \text{ g}$, y con densidad 1,18 g mL⁻¹ su volumen es

$$V_{\text{disolución}} = \frac{41,47}{1,18} = 35,1 \text{ mL.}$$

$V(\text{HCl comercial}) \approx 35,1 \text{ mL}$

Bloque C · Estructura, enlace, equilibrio y química orgánica

Cuestión 1 · Lewis, geometría y polaridad

En H₂O, el oxígeno forma dos enlaces O-H y conserva dos pares libres; las cuatro regiones electrónicas se disponen tetraédricamente y la molécula es angular. Los dipolos O-H no se anulan, por lo que es polar. En CO₂, el carbono forma dos dobles enlaces C=O y no tiene pares libres; cada oxígeno conserva dos pares libres. La geometría es lineal y los dipolos iguales y opuestos se compensan, así que es apolar. En NH₃, el nitrógeno forma tres enlaces N-H y tiene un par libre; la geometría molecular es piramidal trigonal y la molécula es polar.

Molécula	Enlaces del átomo central	Pares libres centrales	Geometría molecular
H ₂ O	2 enlaces O-H	2	angular, polar
CO ₂	2 dobles C=O	0	lineal, apolar
NH ₃	3 enlaces N-H	1	piramidal trigonal, polar

Cuestión 2 · Enlace iónico y covalente

A, B y C tienen $Z = 11, 15$ y 17 : son Na, P y Cl. El sodio cede un electrón y forma Na⁺; el cloro gana uno y forma Cl⁻. Su combinación neutra más sencilla es NaCl y el enlace es iónico por transferencia de electrones entre metal y no metal. P y Cl son no metales, por lo que comparten electrones y forman enlace covalente. Una molécula habitual es PCl₃: el P central comparte tres pares con Cl y conserva un par libre.

Cuestión 3 · Desplazamiento de un equilibrio exotérmico

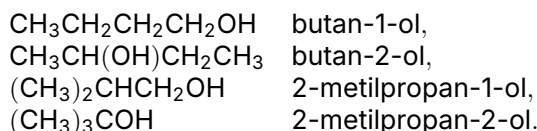
En $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_4$, $\Delta H = -230 \text{ kJ}$, de modo que el calor puede considerarse producto. Si aumenta la temperatura, el sistema consume parte del calor añadido desplazándose hacia los reactivos; la concentración de metano disminuye. Si disminuye el volumen a temperatura constante, aumenta la presión y se favorece el lado con menos moles gaseosos: hay cuatro moles a la izquierda y dos a la derecha, por lo que se forma más metano. Un catalizador acelera por igual las reacciones directa e inversa; no modifica la composición de equilibrio.

Cuestión 4 · Fuerza de ácidos y bases conjugadas

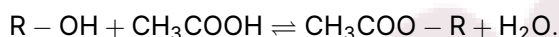
El grupo metilo del ácido acético cede densidad electrónica y estabiliza menos la base conjugada; por ello, el ácido fórmico HCOOH es más fuerte que CH_3COOH . Entre HF y HCl , el enlace H-F es mucho más fuerte, así que HF se ioniza menos en agua: HCl es el ácido más fuerte. La base conjugada de un ácido débil es relativamente más fuerte; por tanto, el acetato es una base más fuerte que el formiato.

Cuestión 5 · Alcoholes y esterificación

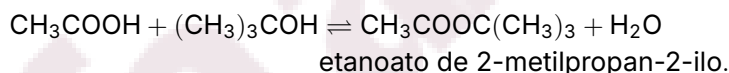
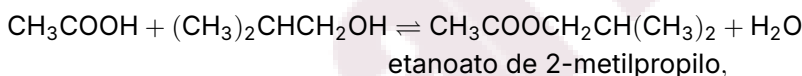
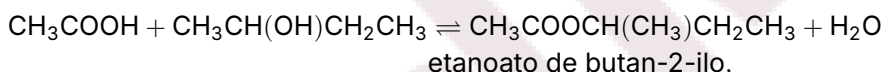
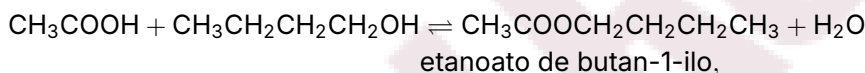
Los cuatro alcoholes acíclicos saturados con cuatro carbonos son



En una esterificación, un alcohol y el ácido acético forman un éster y agua:

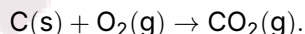


Sustituyendo en esta reacción cada uno de los cuatro alcoholes:

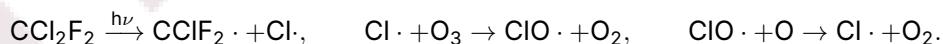


Cuestión 6 · Efecto invernadero y capa de ozono

El efecto invernadero natural se debe a gases atmosféricos que absorben radiación infrarroja emitida por la superficie. Al aumentar la cantidad de gases como CO_2 por la combustión de combustibles fósiles, se retiene más energía:



La capa de ozono absorbe buena parte de la radiación ultravioleta solar. Su disminución permite que llegue más UV a la superficie, aumentando riesgos como cáncer de piel y daños a organismos y cultivos. Los clorofluorocarbonos, por ejemplo el diclorodifluorometano CCl_2F_2 , liberan radicales de cloro bajo radiación UV. El cloro cataliza la destrucción del ozono:



El cloro se regenera y puede destruir muchas moléculas de ozono.