

Resolución razonada de las opciones A y B.

Opción A · Enlace, termoquímica y redox

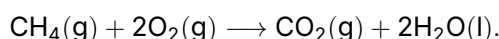
Cuestión 1 · Fórmulas, estructuras de Lewis y geometría

- i) **B y Cl:** fórmula BCl_3 . B forma tres enlaces B–Cl y no tiene pares libres; geometría trigonal plana.
- ii) **C y Cl:** fórmula CCl_4 . C forma cuatro enlaces C–Cl; geometría tetraédrica.
- iii) **N y Cl:** fórmula NCl_3 . N forma tres enlaces N–Cl y conserva un par libre; geometría piramidal trigonal.
- iv) **O y Cl:** fórmula OCl_2 . O forma dos enlaces O–Cl y conserva dos pares libres; geometría angular.

La fórmula de Lewis también incluye tres pares libres en cada Cl. Las formas se deducen contando las regiones electrónicas alrededor del átomo central; en NCl_3 y OCl_2 los pares libres modifican la geometría molecular respecto de la distribución electrónica.

Problema 1 · Combustión del metano para producir cemento

La combustión ajustada es



Su entalpía molar se obtiene con las entalpías de formación:

$$\Delta H_c^\circ = (-393,5) + 2(-285,8) - (-74,8) = -890,3 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Para 1000 kg de cemento hay que aportar $3300(1000) = 3,30 \cdot 10^6 \text{ kJ}$. Los moles de metano necesarios son

$$n(\text{CH}_4) = \frac{3,30 \cdot 10^6}{890,3} = 3706,6 \text{ mol}, \quad m = 3706,6(16) = 59,3 \text{ kg}.$$

La ecuación requiere dos moles de O_2 por mol de CH_4 : $n(\text{O}_2) = 7413,2 \text{ mol}$. Como el aire contiene 21% de oxígeno en volumen, se necesitan $7413,2/0,21 = 35\,301 \text{ mol}$ de aire. A 25°C y 1 atm:

$$V_{\text{aire}} = \frac{nRT}{P} = (35\,301)(0,082)(298) \text{ L} = 862,6 \text{ m}^3.$$

Este volumen usa la proporción de oxígeno del 21% que especifica el enunciado; el resultado impreso de $906,6 \text{ m}^3$ correspondería aproximadamente a usar un 20%.

$m(\text{CH}_4) \approx 59,3 \text{ kg}; \quad V_{\text{aire}} \approx 862,6 \text{ m}^3$

Cuestión 2 · Oxidación de metales por los iones hidrógeno

Para que un metal M reaccione con ácido, debe oxidarse mientras H^+ se reduce a H_2 . El potencial de celda estándar es

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E^{\circ}(H^+/H_2) - E^{\circ}(M^{2+}/M) = 0 - E^{\circ}(M^{2+}/M).$$

Para Zn ($-0,76$ V) y Fe ($-0,44$ V), este potencial es positivo y la reacción con ácido es espontánea. Para Cu ($+0,34$ V), resulta negativo, así que el cobre no desplaza H_2 de un ácido no oxidante. Para reducir Fe^{2+} a Fe, el metal debe tener un potencial de reducción menor que $-0,44$ V. El Zn cumple la condición y el Cu no:



Así, el Zn es la especie reductora y se oxida; Fe^{2+} es el oxidante y se reduce.

Con H^+ reaccionan Zn y Fe; con Fe^{2+} para obtener Fe, se usa Zn

Problema 2 · Disoluciones de ácido fluorhídrico

El enunciado da $A_r(F) = 9$, que es el número atómico del flúor, no su masa atómica. Para seguir los datos proporcionados, tomamos literalmente $M(HF) = 1 + 9 = 10$ g/mol. Así, 2 g representan 0,200 mol. Del pH 2,1 se obtiene $x = [H^+] = 10^{-2,1} = 7,943 \cdot 10^{-3}$ M. Para $HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$,

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} \implies C_0 = x + \frac{x^2}{K_a} = 0,1081 \text{ M}.$$

El volumen de esta disolución que contiene 0,200 mol es $V = n/C_0 = 1,85$ L. Si los mismos 0,200 mol se disuelven en 10 L, $C_0 = 0,0200$ M. Resolviendo

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0200 - x}$$

se obtiene $x = 3,24 \cdot 10^{-3}$ M y pH = 2,49. La respuesta publicada de 2,44 usa una aproximación demasiado amplia para estos datos. Si se sustituye la masa atómica real del F (aprox. 19), las concentraciones iniciales se reducen a la mitad y ambos resultados cambian; el enunciado contiene ese error de dato.

$V(2 \text{ g HF}) = 1,85 \text{ L}$ usando el dato impreso; $pH_{10 \text{ L}} = 2,49$

Cuestión 3 · Formulación y nomenclatura

- a) Dietil éter: $CH_3CH_2OCH_2CH_3$.
- b) Ácido benzoico: C_6H_5COOH .
- c) Carbonato cálcico: $CaCO_3$.
- d) Ácido nítrico: HNO_3 .
- e) Sulfato sódico: Na_2SO_4 .
- f) NH_3 : amoníaco.
- g) H_2SO_4 : ácido sulfúrico.
- h) $Cu(OH)_2$: hidróxido de cobre(II).
- i) CH_3CH_2OH : etanol.
- j) CH_3OCH_3 : metoximetano (éter dimetílico).

Opción B · Propiedades periódicas y reacciones redox

Cuestión 1 · Radios atómicos y energías de ionización

Be ($Z = 4$) y Mg ($Z = 12$) pertenecen al grupo 2; el radio aumenta al bajar en el grupo. O ($Z = 8$) está en el período 2 y es menor que Be. Por tanto, los radios se asignan como

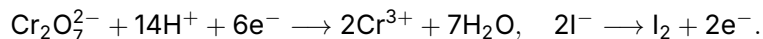
$$r(\text{O}) = 74 \text{ pm}, \quad r(\text{Be}) = 112 \text{ pm}, \quad r(\text{Mg}) = 160 \text{ pm}.$$

Na ($Z = 11$) tiene la energía de ionización más baja, mientras que los gases nobles y halógenos tienen valores altos. Así:

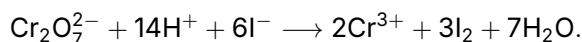
$$E_i(\text{Na}) = 496, \quad E_i(\text{F}) = 1680, \quad E_i(\text{Ne}) = 2080 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Problema 1 · Oxidación de yoduro con dicromato

En medio ácido, el dicromato se reduce y el yoduro se oxida:



Multiplicando la oxidación por tres e igualando electrones:



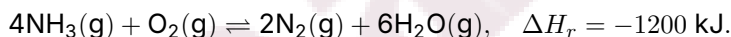
Los moles iniciales son $n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 0,050(0,1) = 0,0050 \text{ mol}$ y $n(\text{I}^-) = 0,300(0,15) = 0,0450 \text{ mol}$. Para consumir todo el dicromato hacen falta $0,0300 \text{ mol}$ de I^- , que están disponibles; por tanto, el dicromato limita. Se obtienen 3 mol de I_2 por mol de dicromato:

$$m(\text{I}_2) = 3(0,0050)(2(126,9)) = 3,81 \text{ g}.$$

El resultado impreso de $1,91 \text{ g}$ cuenta aproximadamente la masa de un átomo de I por cada mol de I_2 y no la masa molar diatómica.

$m(\text{I}_2) = 3,81 \text{ g}$

Cuestión 2 · Equilibrio de formación de agua



- **a)** Al aumentar el volumen disminuye la presión. Se favorece el lado con más moles gaseosos: los productos (8 frente a 5); el equilibrio se desplaza a la derecha.
- **b)** La reacción directa es exotérmica. Al aumentar la temperatura se favorece el sentido inverso y se forman menos productos.
- **c)** Añadir O_2 aumenta un reactivo y desplaza el equilibrio a la derecha.
- **d)** El catalizador acelera ambos sentidos por igual y no cambia la composición de equilibrio.

Opción B · Equilibrio químico y química orgánica

Problema 2 · Descomposición del trióxido de azufre

La cantidad de SO_3 que ha reaccionado es $2,0 - 1,4 = 0,6$ mol. En $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ el avance es 0,30 mol; se forman 0,60 mol de SO_2 y 0,30 mol de O_2 . En 10 L:

$$[\text{SO}_3] = 0,14, \quad [\text{SO}_2] = 0,060, \quad [\text{O}_2] = 0,030 \text{ M.}$$

Por la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0,060)^2(0,030)}{(0,14)^2} = 5,51 \cdot 10^{-3}.$$

Como $\Delta n = 1$, $K_p = K_c RT = (5,51 \cdot 10^{-3})(0,082)(400) = 0,181$. Las presiones parciales se obtienen con $p_i = [i]RT$:

$$p_{\text{SO}_3} = 4,59, \quad p_{\text{SO}_2} = 1,97, \quad p_{\text{O}_2} = 0,984 \text{ atm.}$$

La presión total es la suma, $P_{\text{total}} = 7,54 \text{ atm.}$

$K_c = 5,51 \cdot 10^{-3}; \quad K_p = 0,181; \quad p_{\text{SO}_3} = 4,59, \quad p_{\text{SO}_2} = 1,97, \quad p_{\text{O}_2} = 0,984, \quad P_{\text{total}} = 7,54 \text{ atm}$
--

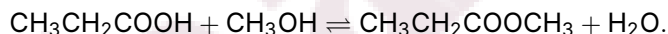
Cuestión 3 · Reacciones orgánicas

- a) Adición de cloro: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$. Eteno + cloro $\rightarrow$ 1,2-dicloroetano.
- b) Sustitución con exceso de amoníaco: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{NH}_4\text{I}$. Yodoetano + amoníaco $\rightarrow$ etanamina + yoduro de amonio.
- c) La oxidación enérgica de un alcohol primario produce un ácido carboxílico:



Eteno + oxidante $\rightarrow$ ácido etanoico + agua.

- d) La deshidratación del propan-1-ol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Propan-1-ol $\rightarrow$ propeno + agua.
- e) Esterificación:



Ácido propanoico + metanol $\rightleftharpoons$ propanoato de metilo + agua.