

Resolución razonada de las opciones A y B.

Opción A · Enlace, síntesis y redox

Cuestión 1 · Lewis, geometría y polaridad

- H_2CO : el C central forma dos enlaces sencillos C–H y uno doble C=O; el O tiene dos pares libres. Alrededor del C hay tres regiones electrónicas, con disposición trigonal plana. La molécula es polar porque los dipolos de enlace no se compensan.
- CN_2^{2-} : una estructura compatible con el octeto es $[\text{N} = \text{C} = \text{N}]^{2-}$, con dos pares libres en cada N y carga formal -1 en cada extremo. El C tiene dos regiones de enlace, por lo que la especie es lineal.
- H_2S : S forma dos enlaces S–H y conserva dos pares libres; la geometría molecular es angular. Sus dipolos no se cancelan, así que es polar.
- PCl_3 : P forma tres enlaces sencillos P–Cl y conserva un par libre. La geometría molecular es piramidal trigonal y la molécula es polar.

H_2CO : trigonal plana, polar; CN_2^{2-} : lineal; H_2S : angular; PCl_3 : piramidal trigonal, polar

Problema 1 · Obtención de nitruro de silicio

Ajustamos la ecuación conservando los átomos de cada elemento:



De los 50 g de carbón, el 80% es carbono: $m(\text{C}) = 40 \text{ g}$. Con $M(\text{C}) = 12 \text{ g mol}^{-1}$ y $M(\text{SiO}_2) = 60,1 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{C}) = \frac{40}{12} = 3,333 \text{ mol}, \quad n(\text{SiO}_2) = \frac{150}{60,1} = 2,496 \text{ mol}.$$

La proporción de la reacción exige 6 mol de C por cada 3 mol de SiO_2 ; para consumir todo el SiO_2 harían falta 4,992 mol de C. Como solo hay 3,333 mol, el carbono es el reactivo limitante.

$$n(\text{Si}_3\text{N}_4) = \frac{3,333}{6} = 0,5556 \text{ mol}, \quad M(\text{Si}_3\text{N}_4) = 3(28,1) + 4(14) = 140,3 \text{ g mol}^{-1},$$

$$m(\text{Si}_3\text{N}_4) = (0,5556)(140,3) = 77,94 \text{ g}.$$

Por cada 6 mol de C se consumen 3 mol de SiO_2 , así que se consumen 1,6667 mol de SiO_2 :

$$m(\text{SiO}_2 \text{ restante}) = \left(\frac{150}{60,1} - \frac{3,333}{2} \right) (60,1) = 49,83 \text{ g}.$$

El carbono se consume por completo.

$$m(\text{Si}_3\text{N}_4) = 77,94 \text{ g}; \quad m(\text{SiO}_2 \text{ restante}) = 49,83 \text{ g}; \quad m(\text{C})_{\text{restante}} = 0$$

Cuestión 2 · Espontaneidad de reacciones redox

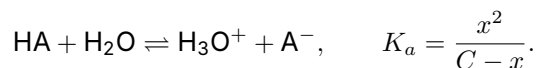
Para decidir si una reacción es espontánea en condiciones estándar calculamos $E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{reducción, cátodo}}^\circ - E_{\text{reducción, ánodo}}^\circ$. Si resulta positivo, la reacción propuesta es espontánea.

- **a) Falsa.** El Zn se oxida y Cu^{2+} se reduce: $E^\circ = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$. La barra de Zn reacciona: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.
- **b) Falsa.** Para depositar Cr sobre Fe, Cr^{3+} tendría que reducirse y Fe oxidarse: $E^\circ = -0,74 - (-0,44) = -0,30 \text{ V}$. La reacción no es espontánea en ese sentido.
- **c) Falsa.** El Al se oxida frente a H^+ : $E^\circ = 0 - (-1,68) = 1,68 \text{ V}$. La reacción $2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$ es espontánea.
- **d) Falsa.** Al sumergir Al en Cu^{2+} , $E^\circ = 0,34 - (-1,68) = 2,02 \text{ V}$; el aluminio reduce Cu^{2+} y se corroe, por lo que no conviene guardar allí esa disolución.

a) F; b) F; c) F; d) F

Problema 2 · Ácido cloroacético

Para un ácido monoprótico HA de concentración inicial C , si se ioniza en una cantidad x :



a) Con $C = 0,10 \text{ M}$, resolvemos $x^2 + K_a x - K_a C = 0$:

$$x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C}}{2} = \frac{-0,00135 + \sqrt{(0,00135)^2 + 4(0,00135)(0,10)}}{2} = 0,01097 \text{ M}.$$

Por tanto, $\text{pH} = -\log x = 1,960$. El pH exacto se obtiene resolviendo la ecuación de segundo grado. La aproximación habitual $x \approx \sqrt{K_a C}$ daría 1,936, pero aquí la disociación no es suficientemente pequeña para esa aproximación. b) Para pH 1,5, $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,5} = 0,031623 \text{ M}$. Despejando la concentración inicial:

$$C = x + \frac{x^2}{K_a} = 0,031623 + \frac{(0,031623)^2}{1,35 \cdot 10^{-3}} = 0,7724 \text{ M}.$$

En 100 mL hay $n = 0,07724 \text{ mol}$. La masa molar de ClCH_2COOH es $94,5 \text{ g mol}^{-1}$, de modo que

$$m = (0,07724)(94,5) = 7,30 \text{ g}.$$

$$\text{pH}(0,10 \text{ M}) = 1,960; \quad m(\text{ClCH}_2\text{COOH}) = 7,30 \text{ g}$$

Cuestión 5 · Formulación inorgánica

- Etil fenil éter: $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (etoxibenceno).
- 1,3-diclorobenceno: 1,3 – $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$.
- Acetato de etilo (etanoato de etilo): $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$.
- Dicromato de potasio: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- Fosfato de calcio: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$: butanal.
- $\text{HN}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$: dietilamina.
- KMnO_4 : permanganato de potasio.
- PbO_2 : óxido de plomo(IV).
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$: hidrogenocarbonato de calcio.

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_2\text{CH}_3; 1,3 - \text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2; \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3; \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7; \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Opción B · Estructura atómica y reacciones redox

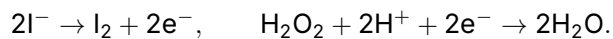
Cuestión 1 · Isótopos y números cuánticos

- a) Falsa. Los dos isótopos neutros tienen 6 protones y 6 electrones; difieren en el número de neutrones (6 y 8).
- b) Falsa. La configuración termina en $3d^1$ y corresponde al escandio, $Z=21$, metal de transición del grupo 3; no es alcalinotérreo.
- c) Falsa. $l = 1$ identifica un orbital p, pero el electrón más externo del Na fundamental está en 3s ($l = 0$), no en 3p.
- d) Falsa. Cu^+ tiene configuración $[\text{Ar}]3d^{10}$ y Cu^{2+} , $[\text{Ar}]3d^9$. El ion Cu^{2+} , con mayor carga positiva y menor radio, no es la especie de mayor tamaño.

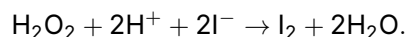
$$\text{a) F; b) F; c) F; d) F}$$

Problema 1 · Obtención de yodo

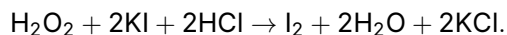
El yoduro se oxida y el peróxido se reduce. En medio ácido:



Al sumar, los electrones se cancelan:



La ecuación molecular es



Calculamos los reactivos:

$$n(\text{KI}) = (0,150)(0,20) = 0,0300 \text{ mol}, \quad n(\text{H}_2\text{O}_2) = (0,125)(0,15) = 0,01875 \text{ mol}.$$

La proporción es 2 mol KI por 1 mol H_2O_2 . Los 0,0300 mol de KI requieren 0,0150 mol de H_2O_2 , menos de lo disponible; KI limita. Entonces $n(\text{I}_2) = 0,0300/2 = 0,0150 \text{ mol}$ y

$$m(\text{I}_2) = (0,0150)(2 \cdot 126,9) = 3,807 \text{ g}.$$

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

Cuestión 2 · Equilibrio de oxidación del HCl

La reacción directa libera calor y pasa de 5 a 4 moles gaseosos.

- a) Al subir T se favorece el sentido inverso y disminuye Cl_2 .
- b) Al reducir el volumen, el equilibrio se desplaza al lado con menos moles de gas, el derecho; aumenta Cl_2 .
- c) Añadir O_2 desplaza el equilibrio a la derecha y aumenta Cl_2 .
- d) Retirar H_2O elimina un producto; el equilibrio avanza a la derecha y aumenta Cl_2 .

a) disminuye; b) aumenta; c) aumenta; d) aumenta

Problema 2 · Descomposición del hidrogenocarbonato de sodio

Para $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, los sólidos no aparecen en las expresiones de equilibrio. Como se forman cantidades iguales de CO_2 y H_2O , cada gas ejerce la mitad de la presión total: $p = 1,646/2 = 0,823 \text{ atm}$.

$$n_{\text{gas, total}} = \frac{PV}{RT} = \frac{(1,646)(25)}{(0,082)(383)} = 1,3103 \text{ mol.}$$

Si se descomponen x mol de NaHCO_3 , se forman $x/2$ mol de cada gas, de modo que $n_{\text{gas, total}} = x$. Se consumen, por tanto, 1,3103 mol de sólido. Inicialmente había

$$n_0(\text{NaHCO}_3) = \frac{200}{84} = 2,3810 \text{ mol.}$$

Quedan $(2,3810 - 1,3103) = 1,0707 \text{ mol}$, equivalentes a 89,94 g.

$$K_p = p_{\text{CO}_2} p_{\text{H}_2\text{O}} = (0,823)^2 = 0,6773.$$

Aquí $\Delta n_{\text{gas}} = 2$, por lo que $K_p = K_c(RT)^2$:

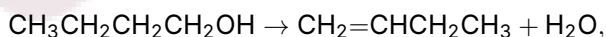
$$K_c = \frac{0,6773}{[(0,082)(383)]^2} = 6,87 \cdot 10^{-4}.$$

Los valores publicados junto al enunciado (197,08 g, $K_p = 0,231$) no satisfacen la presión total de 1,646 atm especificada: esta fija $p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,823 \text{ atm}$.

$$m(\text{NaHCO}_3 \text{ restante}) = 89,94 \text{ g}; \quad K_p = 0,6773; \quad K_c = 6,87 \cdot 10^{-4}$$

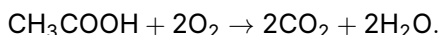
Cuestión 5 · Reacciones orgánicas

1. **Hidrogenación:** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CHCH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$. Pent-2-eno forma pentano por adición de H_2 .
2. **Adición de HCl:** $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{CH}_3$. But-2-eno forma 2-clorobutano.
3. **Esterificación:** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Ácido propanoico y etanol forman propanoato de etilo y agua.
4. En d) solo aparece butan-1-ol y no se especifican reactivos ni condiciones. Si se supone deshidratación con ácido y calor, se puede escribir



que produce but-1-eno. Con un oxidante, en cambio, se obtendrían otros productos.

5. En e) solo aparece ácido etanoico, por lo que tampoco hay una transformación única. Si se supone combustión completa, la ecuación es



En los apartados d) y e) el enunciado no indica las condiciones o el reactivo acompañante; las ecuaciones anteriores son ejemplos bajo las hipótesis indicadas, no una consecuencia única del texto impreso.

a) pentano; b) 2-clorobutano; c) propanoato de etilo

d) but-1-eno si se deshidrata; e) depende de las condiciones