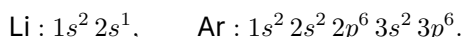


Resolución razonada de las opciones A y B.

Opción A · Enlace, solubilidad y redox

Cuestión 1 · Elementos con $Z = 3$, $Z = 18$ y $Z = 17$

a) Para $Z = 3$ se tiene litio, Li, y para $Z = 18$, argón, Ar:



b) El argón tiene mayor primer potencial de ionización. Su capa de valencia está completa y es más estable; además, sus electrones externos sienten una atracción nuclear efectiva mayor que el electrón $2s$ del litio, que se pierde con facilidad para alcanzar la configuración estable del helio.

c) El argón es un gas noble y, en condiciones ordinarias, no forma un compuesto estable con el litio. Por tanto, no hay un enlace que asignar a un compuesto Li-Ar en este contexto.

d) El litio y el cloro ($Z = 17$) forman cloruro de litio, LiCl. El Li cede un electrón y forma Li^+ ; el Cl lo capta y forma Cl^- . La atracción entre estos iones da lugar a un enlace iónico.

Cuestión 2 · Fuerzas intermoleculares y temperaturas

a) El HF hierve a mayor temperatura que el HCl porque las moléculas de HF forman enlaces de hidrógeno. Entre moléculas de HCl actúan fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión, menos intensas en conjunto.

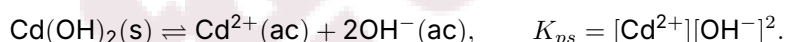
b) El agua forma una red de enlaces de hidrógeno. Para separar sus moléculas se necesita más energía que para vencer las fuerzas de dispersión que predominan entre las moléculas apolares de Cl_2 ; por eso el agua tiene mayor temperatura de ebullición.

c) Aunque el HCl es polar, la molécula de Cl_2 es más grande y más polarizable. Sus fuerzas de dispersión son suficientemente intensas para que Cl_2 hierva a mayor temperatura que HCl.

d) El HCl presenta el menor punto de fusión. Es una molécula pequeña y sus interacciones intermoleculares son más débiles que las que mantienen unidas las moléculas de HF y H_2O , así como que las fuerzas de dispersión de Cl_2 .

Cuestión 3 · Producto de solubilidad del hidróxido de cadmio

La disolución es



a) Falsa. Si K_{ps} aumenta al elevar la temperatura, el equilibrio de disolución se desplaza hacia los iones al calentar. La disolución es endotérmica, no exotérmica.

b) Falsa. Si s es la solubilidad molar en agua pura, $[\text{Cd}^{2+}] = s$ y $[\text{OH}^-] = 2s$. Por tanto,

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 \implies s = \sqrt[3]{\frac{7,2 \cdot 10^{-15}}{4}} = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}.$$

La masa molar de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ es $112 + 2(16 + 1) = 146 \text{ g mol}^{-1}$. La solubilidad en unidades de masa es

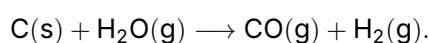
$$s_m = (1,22 \cdot 10^{-5})(146) = 1,78 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1},$$

no $1,24 \cdot 10^{-5} \text{ g L}^{-1}$.

c) Verdadera. Al bajar el pH, los iones H_3O^+ consumen parte de los OH^- . El equilibrio se desplaza hacia la derecha para reponerlos y se disuelve más sólido.

Problema 1 · Obtención de gas de síntesis

a) El carbono reacciona con vapor de agua según



b) Calculamos primero la entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación:

$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \nu \Delta H_f^\circ(\text{reactivos}).$$

Como el carbono sólido y el hidrógeno molecular están en sus estados estándar, sus entalpías de formación son cero:

$$\Delta H_r^\circ = (-110,5) - (-242,8) = +132,3 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

De los 150 g de muestra, el 80% es carbono:

$$m(\text{C}) = 150(0,80) = 120 \text{ g}, \quad n(\text{C}) = \frac{120}{12} = 10,0 \text{ mol}.$$

La ecuación consume un mol de C por cada avance de reacción, de modo que

$$Q = (10,0)(132,3) = +1323 \text{ kJ}.$$

El signo positivo indica que se absorben 1323 kJ.

c) La reacción produce un mol de CO por cada mol de carbono consumido, así que $n(\text{CO}) = 10,0 \text{ mol}$. Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \implies V = \frac{nRT}{P}.$$

Con $P = 2000/760 = 2,632 \text{ atm}$ y $T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$:

$$V = \frac{(10,0)(0,082)(573)}{2,632} = 178,5 \text{ L}.$$

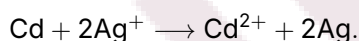
Problema 2 · Pila de cadmio y plata

a) Comparamos los potenciales estándar de reducción. La plata tiene el potencial más alto, por lo que Ag^+ se reduce; el cadmio metálico puede oxidarse. Introducimos, por tanto, la barra de Cd en la disolución de AgNO_3 .

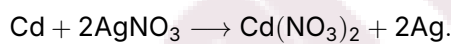
b) Las semirreacciones son



Al multiplicar la reducción de plata por 2 y sumarlas:



La ecuación molecular es



El potencial de la pila resulta

$$E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = 0,80 - (-0,40) = 1,20 \text{ V}.$$

Al ser positivo, confirma que la reacción es espontánea.

c) En 100 mL de AgNO_3 0,1 M hay

$$n(\text{Ag}^+) = CV = (0,1)(0,100) = 0,010 \text{ mol}.$$

La barra de cadmio está en exceso y el ion plata es el reactivo limitante. Cada mol de Ag^+ produce un mol de plata:

$$m(\text{Ag}) = nM = (0,010)(108) = 1,08 \text{ g}.$$

Opción B · Periodicidad, equilibrio y ácido-base

Cuestión 1 · Elementos alcalinotérreos y halógenos

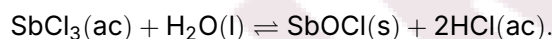
- a) En un mismo periodo, el elemento alcalinotérreo X está a la izquierda del halógeno Y . Al avanzar de izquierda a derecha aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio atómico; por tanto, X tiene mayor radio.
- b) El halógeno Y tiene mayor afinidad electrónica: al captar un electrón completa su capa de valencia y adquiere una configuración más estable.
- c) Si X está en el periodo siguiente al de Y , los iones X^{2+} y Y^- tienen el mismo número de electrones. X pierde sus dos electrones de valencia y Y gana uno para alcanzar esa configuración.
- d) Como son isoelectrónicos, comparamos la carga nuclear. El núcleo de X^{2+} tiene más protones y atrae con más fuerza a la misma nube electrónica. Por eso X^{2+} tiene menor radio que Y^- .

Cuestión 2 · Afirmaciones sobre el pH

- a) Falsa. Como $pH = -\log[H_3O^+]$, aumentar el pH en dos unidades divide $[H_3O^+]$ entre $10^2 = 100$; no la multiplica por 100.
- b) Falsa. En la neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte, si se mezclan cantidades estequiométricas, el pH final es 7 a 25°C . Si alguno queda en exceso, el pH depende de cuál sea el reactivo sobrante; no es cero por el mero hecho de neutralizar.
- c) Verdadera en el modelo habitual de disoluciones acuosas a 25°C . Un ácido aporta H_3O^+ , por lo que su disolución tiene $pH < 7$; al diluirlo mucho, el valor se aproxima a 7.
- d) Verdadera. Los iones de una sal pueden reaccionar con el agua (hidrólisis). Por ejemplo, el acetato sódico forma OH^- y da una disolución básica, mientras que una sal de amonio puede dar una disolución ácida.

Cuestión 3 · Equilibrio de hidrólisis del cloruro de antimonio

Primero ajustamos la ecuación:



- a) Al aumentar la cantidad de HCl , que es un producto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para consumir parte del exceso. Disminuye la cantidad de $\text{SbOCl}(\text{s})$.
- b) Al añadir SbCl_3 , aumenta la cantidad de reactivo y el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Se forma más $\text{SbOCl}(\text{s})$.
- c) El agua líquida y el sólido no aparecen en la expresión de equilibrio. Por tanto,

$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{SbCl}_3]}.$$

- d) La reacción directa es endotérmica. Al calentar, el equilibrio se desplaza hacia los productos y aumenta K_c .

Problema 1 · Ácido propanoico y etanol

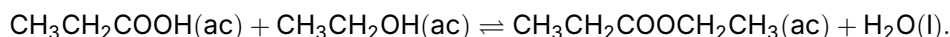
- a) El ácido propanoico es débil. Si $x = [H_3O^+]$ en el equilibrio, entonces

$$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-4,84} = 1,45 \cdot 10^{-5}, \quad K_a = \frac{x^2}{0,50 - x}.$$

Resolvemos la ecuación $x^2 + K_a x - 0,50 K_a = 0$, y obtenemos

$$x = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}, \quad pH = -\log x = 2,57.$$

- b) El ácido y el etanol reaccionan mediante una esterificación reversible:



Se forman propanoato de etilo y agua.

- c) Las cantidades iniciales de ácido y etanol son iguales:

$$n_0 = (0,50)(0,050) = (0,25)(0,100) = 0,0250 \text{ mol}.$$

Sea x la cantidad, en moles, de cada reactivo que se transforma. En el avance de reacción se forman x moles de éster y x moles de agua; al expresar las cuatro concentraciones como moles divididos por el volumen común, este se cancela en el cociente:

$$K_c = \frac{x^2}{(0,0250 - x)^2} = 4,8.$$

Tomamos la raíz positiva compatible con $x < 0,0250$:

$$\frac{x}{0,0250 - x} = \sqrt{4,8} \implies x = \frac{0,0250\sqrt{4,8}}{1 + \sqrt{4,8}} = 0,0172 \text{ mol.}$$

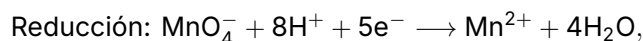
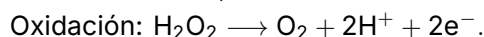
El propanoato de etilo tiene masa molar $5(12) + 10(1) + 2(16) = 102 \text{ g mol}^{-1}$, así que

$$m = (0,0172)(102) = 1,75 \text{ g.}$$

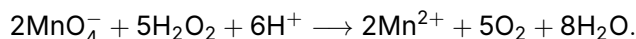
Problema 2 · Valoración del peróxido de hidrógeno

a) En el permanganato, Mn tiene número de oxidación $+7$; en $MnCl_2$, $+2$. El oxígeno pasa de -1 en H_2O_2 a 0 en O_2 . El permanganato se reduce y actúa como oxidante; el peróxido se oxida y actúa como reductor.

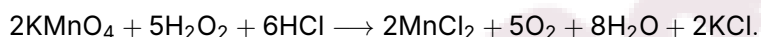
b) En medio ácido, las semirreacciones son



Multiplicamos la primera por 2 y la segunda por 5 para intercambiar 10 electrones:



Al incorporar los iones espectadores de las sales y del ácido, queda



c) La proporción estequiométrica es 2 mol de permanganato por 5 mol de peróxido. Los moles de permanganato consumidos son

$$n(KMnO_4) = (0,100)(0,0230) = 2,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

Así,

$$n(H_2O_2) = \frac{5}{2}(2,30 \cdot 10^{-3}) = 5,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol,} \quad [H_2O_2] = \frac{5,75 \cdot 10^{-3}}{0,100} = 0,0575 \text{ M.}$$

d) La ecuación ajustada produce un mol de O_2 por cada mol de H_2O_2 , por lo que $n(O_2) = 5,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. Con $P = 700/760 = 0,921 \text{ atm}$ y $T = 303 \text{ K}$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(5,75 \cdot 10^{-3})(0,082)(303)}{0,921} = 0,155 \text{ L.}$$