

MADRID

A.1 Considera los elementos: A ($Z = 17$) y B ($Z = 12$).

- Escribe la configuración electrónica e indica el nombre, símbolo, grupo y periodo de ambos.
- Justifica cuál es el elemento de mayor energía de ionización.
- Justifica cuál es el ión más estable de cada elemento y escribe sus configuraciones electrónicas.
- Explica si el radio del ión más estable de cada elemento es mayor o menor que el de su respectivo átomo neutro.

Solución:

- La configuración electrónica de los elementos propuestos es:
A ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; cloro, Cl, período 3º grupo 17. B ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; magnesio, Mg, período 3º grupo 2.
- La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo en estado gaseoso y en su estado fundamental. En un periodo aumenta al avanzar hacia la derecha por crecer el número atómico Z , e incrementarse la fuerza atractiva entre la carga nuclear y el electrón, que se encuentra más atraído por el núcleo. El elemento de mayor energía de ionización es el cloro, A.
- El ión más estable es el que tiene la configuración electrónica del gas noble más cercano, el Cl^- ; la configuración electrónica de los iones es: $Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $Mg^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$.
- En general, el radio de los aniones es mayor que el de los átomos, por tener mayor número de electrones que de protones y ser menor la atracción del núcleo. El caso contrario ocurre entre los cationes, que al ser mayor el número de protones que el de electrones, es mayor la fuerza atractiva sobre los electrones y se produce una contracción del volumen de los átomos respecto a los cationes. Luego, el radio del anión Cl^- es mayor que el del Cl, y el radio del catión Mg^{2+} es menor que el del Mg.

A.2 Responde a las siguientes cuestiones:

- Formula el compuesto 3-bromo-4-metilpentanal. Formula y nombra un isómero de función.
- Formula y nombra dos isómeros de posición del éter con fórmula molecular $C_4H_{10}O$.
- Escribe y ajusta la reacción de combustión del compuesto etino.
- Escribe la reacción de obtención del ácido 2-metilbutanoico a partir del aldehído necesario, indicando el tipo de reacción que se produce y nombrando dicho aldehído.

Solución:

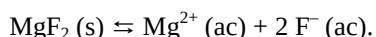
- La fórmula del compuesto es: $CH_3-CH(CH_3)-CHBr-CH_2-CHO$, y un isómero de función es: $CH_3-CH(CH_3)-CHBr-CO-CH_3$, de nombre 3-bromo-4-metilpentan-2-ona.
- Si el éter que se propone tiene de fórmula semidesarrollada $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$, los compuestos: $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$ (metilpropiléter), $CH_3-O-CH(CH_3)-CH_3$ (metilisopropiléter) son dos isómeros de posición de este.
- La reacción de combustión es: $HC\equiv CH + \frac{5}{2} O_2 \rightarrow 2 CO_2 + H_2O$.
- El ácido que se quiere obtener se produce por oxidación del aldehído 2-metilbutanal $CH_3CH_2CH(CH_3)CHO + \text{oxidante} \rightarrow CH_3CH_2CH(CH_3)COOH$ (ácido 2-metilbutanoico).

A.3 Responde a las siguientes cuestiones:

- Formula el equilibrio de solubilidad del fluoruro de magnesio, indicando el estado de cada especie. Escribe la expresión para K_{ps} en función de la solubilidad.
 - Determina el valor de la solubilidad del fluoruro de magnesio en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
 - Determina la concentración del ión fluoruro en una disolución saturada de fluoruro de magnesio.
 - Justifica cómo varía la solubilidad del fluoruro de magnesio al añadirle un exceso de ácido fluorhídrico.
- Datos. K_{ps} (fluoruro de magnesio) = $5,2\cdot 10^{-11}$; A_r (F) = 19,0 u; A_r (Mg) = 24,3 u.

Solución:

a) La expresión del equilibrio de solubilidad de la sal MgF_2 es:



Si es S la solubilidad de la sal, la de los iones en disolución es, S para el catión Mg^{2+} y 2S para el anión F^{-} , siendo la expresión del producto de solubilidad de la sal: $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$.

b) De la expresión del producto de solubilidad se despeja la solubilidad y operando se tiene el

$$\text{valor: } S = \sqrt[3]{\frac{K_{\text{ps}}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{5,2 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$S = 2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 62,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0146 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c) La concentración de los iones F^{-} en la disolución de la sal MgF_2 saturada es:

$$[\text{F}^{-}] = 2 \cdot S = 2 \cdot 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

d) Al añadir a la disolución ácido fluorhídrico, se incrementa la concentración de los iones F^{-} , reaccionando el equilibrio ante esta alteración incrementando la reacción de los iones fluoruros y magnesio para producir el compuesto poco soluble, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo su solubilidad de la sal.

Resultado: b) $S = 2,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0146 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; c) $[\text{F}^{-}] = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; c) **Baja la solubilidad.**

A.4 La reacción en fase gaseosa $2 \text{A} \rightarrow 2 \text{B} + \text{C}$ es de segundo orden. Cuando la concentración de A es 0,050M presenta una velocidad de $7,8 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a) Escribe la ecuación de velocidad y deduce las unidades de la constante de velocidad.

b) Determina la constante de velocidad y calcula la velocidad cuando la concentración de A sea 0,090 M.

c) Justifica cómo afecta a la velocidad de la reacción la presencia de un catalizador.

d) Justifica, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la constante de velocidad un aumento de la temperatura.

Solución:

a) La expresión de la velocidad es: $v = k \cdot [\text{A}]^2$.

Despejando la constante de velocidad y sustituyendo las variables por sus unidades se obtiene las

$$\text{de la constante de velocidad: } k = \frac{v}{[\text{A}]^2} = \frac{\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = \text{moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}.$$

b) Procediendo como en el apartado anterior, sustituyendo las variables por sus valores y

$$\text{operando, se tiene: } v = k \cdot [\text{A}]^2, \rightarrow k = \frac{v}{[\text{A}]^2} = \frac{7,8 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,09^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 0,31 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

El valor de la velocidad con los valores dados es:

$$v = 0,31 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,09^2 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

c) Un catalizador positivo disminuyendo la energía de activación y, por tanto, según la ecuación

de Arrhenius, $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, aumenta la potencia, crece la constante de velocidad y también aumenta la velocidad de la reacción.

d) Un aumento de la temperatura incrementa el valor de la potencia de la ecuación de Arrhenius,

$A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$, la de la constante de velocidad y, en consecuencia, aumenta el valor de la velocidad de reacción.

Resultado: a) $v = k \cdot [\text{A}]^2$; $k = \text{moles}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$; b) $k = 0,31 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; $v = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; c) **La aumenta**; d) **Aumenta.**

A.5 La reacción entre dióxido de azufre y sulfato de cobre (II), en presencia de cloruro de sodio, permite preparar cloruro de cobre(I), produciéndose también sulfato de sodio y ácido sulfúrico.

a) Formula y ajusta por el método del ión electrón las semirreacciones de oxidación y reducción que tienen lugar. Indica las especies que actúan como oxidante y reductora.

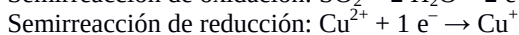
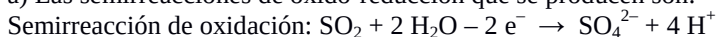
b) Ajusta las reacciones iónica y molecular.

c) Calcula el volumen de SO_2 que reacciona con 7,0 g de sulfato de cobre (II), a 1,0 atm y 25 °C.

Datos. $A_r(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32,0 \text{ u}$; $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

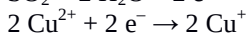
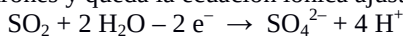
Solución:

a) Las semirreacciones de oxidación-reducción que se producen son:



La especie que actúa como oxidante es el CuSO_4 en la que el Cu^{2+} se reduce a Cu , mientras que la especie reductora es el SO_2 , que se oxida a H_2SO_4 .

b) Multiplicando la semirreacción de reducción por 2 y sumando las semirreacciones, se anulan los electrones y queda la ecuación iónica ajustada:



$\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Cu}^+ + 4 \text{H}^+$, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, también queda ajustada al ajustar, por tanteo, las sustancias que no aparecen en la ecuación iónica:



c) Los moles de sulfato de cobre que reaccionan son: $n = \frac{7,0 \text{ g}}{159,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,044 \text{ moles}$.

Como la estequiometría de la reacción indica que 1 mol de SO_2 reacciona con 2 moles de CuSO_4 , los moles de SO_2 que reaccionan con los 0,044 moles de sulfato de cobre son la mitad, es decir:

$$n(\text{SO}_2) = \frac{0,044 \text{ moles CuSO}_4 \cdot 1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ moles CuSO}_4} = 0,022 \text{ moles, que llevados a la ecuación de estado de}$$

los gases ideales después de despejar el volumen, sustituir las variables por sus valores y operando, se obtiene el volumen que reacciona con el sulfato de cobre (II):

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,022 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,54 \text{ L.}$$

Resultado: c) $V = 0,54 \text{ L}$,

B.1 Para las moléculas: NH_3 y H_2S .

a) Indica y representa la geometría molecular aplicando el método de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

b) Indica la hibridación del átomo central.

c) Justifica su polaridad.

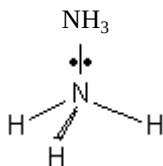
d) Justifica la fuerza intermolecular más importante que presenta cada una de ellas.

Solución:

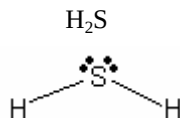
a) En la molécula de amoníaco, NH_3 , el nitrógeno, con configuración electrónica en su capa de valencia $2s^2$ y $2p^3$, por combinación lineal de los orbitales produce cuatro orbitales híbridos sp^3 dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular, ocupando uno de ellos un par de electrones no compartidos, y los otros tres los átomos de hidrógeno, por lo que la geometría de la molécula es piramidal trigonal.

En la molécula H_2S , la configuración electrónica de la capa de valencia del azufre es $3s^2 3p^4$, poseyendo covalencia 2 y 2 pares de electrones desapareados.

La teoría RPECV dice: "los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central, para conseguir que sus repulsiones sea mínima, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente, y de la orientación adquirida depende la geometría de la molécula". Luego, la geometría de las moléculas es:



Piramidal trigonal



Angular

b) Como se ha expuesto en el apartado anterior, la hibridación de los átomos de N y S es sp^3 .

c) La polaridad de una molécula viene dada por el valor, distinto de cero, del momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlaces. La molécula NH_3 , con geometría piramidal y un par de

electrones no compartidos sobre el átomo de nitrógeno, y la H_2S , con geometría angular y 2 pares de electrones no compartidos sobre el átomo de azufre, proporcionan a cada molécula un momento dipolar resultante distinto de cero, siendo por ello las moléculas polares.

d) NH_3 : La más importante es el enlace de hidrógeno. El nitrógeno, además de poseer un par de electrones no enlazados y tener un carácter muy electronegativo, es muy pequeño, lo que favorece la polaridad de la molécula y en consecuencia la formación de enlaces o puentes de hidrógeno entre ellas.

SH_2 : Por ser una molécula covalente, la fuerza más importante es la dipolo-dipolo, ya que tiene momento dipolar permanente.

B.2 Formula los reactivos y el producto mayoritario de las siguientes reacciones. Indica el tipo de reacción, la regla que sigue si es el caso, y nombra los productos.

a) 3-metilpent-2-eno + HCl →

b) 3-metilpentan-2-ol + H_2SO_4 (concentrado) →

c) Ácido pentanoico + etanol →

Solución:

a) $\text{CH}_3\text{-CH}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{C}(\text{Cl})(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (3-cloro-3-metilpentano). Adición. Regla de Markovnikov.

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHOH-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (concentrado) → $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}(\text{CH}_3)=\text{CH-CH}_3$ (3-metilpent-2-eno). Eliminación o deshidratación. Regla de Saytzev.

c) $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-(CH}_2)_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ (pentanoato de etilo) + H_2O . Esterificación o condensación.

B.3 Cuando se calientan 0,20 moles de HCONH_2 a 127°C en un reactor de 5,0 L, tiene lugar la siguiente reacción: $\text{HCONH}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ ($\Delta H = +29,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$), alcanzándose en el equilibrio una presión total de 1,6 atm.

a) Calcula las concentraciones de cada especie en el equilibrio.

b) Calcula K_c , K_p y la fracción molar del reactivo que queda sin descomponer.

c) Justifica lo que ocurrirá en el equilibrio al aumentar la temperatura.

Dato. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Siendo x los moles de HCONH_2 que se disocian, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas sustancias son:

	$\text{HCONH}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_3(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
Moles iniciales:	0,20		0		0
Moles en el equilibrio:	$0,20 - x$		x		x

Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 0,20 - x + 2x = 0,20 + x$.

Despejando los moles en la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo las variables por sus valores y operando se obtiene el valor de x:

$$0,20 + x = \frac{1,6 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}} = 0,24 \text{ moles, siendo } x = 0,24 - 0,20 = 0,04 \text{ moles.}$$

La concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{HCONH}_2] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{(0,2 - 0,04) \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,032 \text{ M}; [\text{NH}_3]_{\text{eq}} = [\text{CO}]_{\text{eq}} = \frac{0,04 \text{ moles}}{5 \text{ L}} = 0,008 \text{ M.}$$

b) $K_c = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{CO}]}{[\text{HCONH}_2]} = \frac{0,008^2}{0,032} = 2 \cdot 10^{-3}$; de la relación entre las constantes de equilibrio se

obtiene la desconocida: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$; siendo Δn la diferencia en el número de moles gaseosos de los productos y reactivos, es decir, $\Delta n = 2 - 1 = 1$, siendo, $K_p = 2 \cdot 10^{-3} \cdot (0,082 \cdot 400)^1 = 0,066$.

$$\text{Fracción molar } (\text{HCONH}_2) = \frac{0,16}{0,24} = 0,67.$$

c) La reacción es endotérmica y, según el Principio de Le Châtelier, al aumentar la temperatura, suministrar calor al sistema, el equilibrio se desplaza hacia donde la reacción absorbe calor, hacia los productos.

Resultado: a) $[\text{HCONH}_2] = 0,032 \text{ M}$; $[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = [\text{CO}]_{\text{eq}} = 0,008 \text{ M}$; b) $K_c = 2 \cdot 10^{-3}$; $K_p = 0,066$; c) Se desplaza hacia los productos.

B.4 Responde a las siguientes cuestiones:

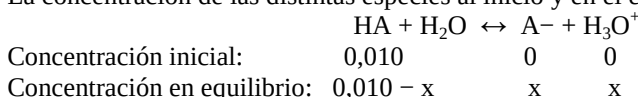
a) La biotina es un ácido monoprótico, HA. Una disolución de biotina 0,010 M tiene un pH de 3,3. Determina la constante de disociación y el grado de disociación.

b) Determina el volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,050 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HA.

Solución:

a) Al ser el pH de la biotina 3,3, la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , en la disolución es: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,3} = 10^{0,7} \cdot 10^{-4} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

La concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio de disolución es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio, sustituyéndola por sus valores y operando, se obtiene el valor de la constante de disociación de la biotina:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = \frac{(5 \cdot 10^{-4})^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{0,01 - 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 2,6 \cdot 10^{-5}.$$

La concentración de iones oxonios o la del anión, son la misma, se obtiene multiplicando la concentración inicial del ácido por el grado de ionización, y de aquí se obtiene dicho grado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_o \cdot \alpha \rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_o} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}}{0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,050 = 5 \, \%.$$

b) Se produce en la mezcla la siguiente reacción de neutralización:

$\text{HA} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaA} + \text{H}_2\text{O}$, cuya estequiometría indica que 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base. Luego, conociendo los moles de uno de los reactivos, se conocen los moles del otro.

Los moles de ácido que reaccionan son: $n(\text{HA}) = M \cdot V = 0,01 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,001 \text{ moles}$, que son también los moles de base que reaccionan, siendo el volumen de disolución en el que se encuentran disueltos:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{molaridad}} = \frac{0,001 \text{ moles}}{0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,020 \text{ L} = 20 \text{ mL}.$$

Resultado: a) $K_a = 2,6 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 5 \, \%$; b) $V(\text{NaOH}) = 20 \text{ mL}$.

B.5 A través de una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de CdSO_4 , se hace pasar una corriente de 2,50 A durante 90 minutos, observándose que se deposita Cd y se desprende oxígeno molecular.

a) Escribe las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo, y la reacción iónica y molecular, ajustadas por el método del ión electrón, indicando el estado de las especies.

b) Calcula los gramos de Cd depositados.

Datos. $E^\circ(\text{V})$: $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$; $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,23$. $F = 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $A_r(\text{Cd}) = 112,4 \text{ u}$.

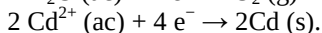
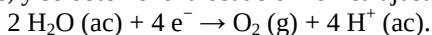
Solución:

a) Las semirreacciones que se producen en el proceso de electrolisis son:

En el ánodo, semirreacción de oxidación: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{ac}) + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{ac})$.

En el cátodo, semirreacción de reducción: $\text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$.

Multiplicando la semirreacción de reducción por 2 se igualan los electrones, que se anulan al sumarlas, y se obtiene la ecuación iónica ajustada:



$2 \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cd}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{ac})$. Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, teniendo presente que los 4 H^+ son dos moles de ácido sulfúrico, se tiene la ecuación ajustada: $2 \text{CdSO}_4(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cd}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$.

b) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa que se deposita de Cd: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{112,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2,5 \text{ A} \cdot 5.400 \text{ s}}{2 \cdot 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,86 \text{ g}.$

Resultado: b) 7,86 g Cd.

Tu Profe al Rescate