

8

# Reacciones de transferencia de electrones



# Reacciones de transferencia de electrones

8

## PARA COMENZAR (página 253)

### ¿Qué otros ejemplos conoces del uso de las baterías de litio?

Además de en el vehículo eléctrico, las baterías de ion litio se pueden emplear en dispositivos como los siguientes:

- Teléfonos móviles, ordenadores portátiles, *tablets*, etc.
- Equipos industriales, como carretillas elevadoras, gatos de plataforma, etc.
- Carros de golf, carros para transportar maletas en aeropuertos, etc.
- Dispositivos personales de movilidad, como sillas de ruedas eléctricas.
- Herramientas industriales.
- Satélites espaciales.

### ¿Dónde se fabrican estas baterías?

Las baterías de ion litio se fabrican países como Japón, EE. UU., China, Argentina... Como su uso se está generalizando, podemos hablar ya de una fabricación a nivel global.

### Investiga dónde se sitúan los principales yacimientos de litio en el mundo.

Bolivia, Chile y Argentina concentran más de la mitad de las reservas de litio que hay en el planeta, estimado en unos 40 millones de toneladas.

## PRACTICA (página 254)

1. Calcula la masa molar de un gas si 32 g del mismo ocupan un volumen de 6,756 L a una presión de 3040 mm de Hg cuando la temperatura es de 57 °C. Dato: 1 atm = 760 mm de Hg.

Para calcular la masa molar del gas utiliza la ecuación de los gases ideales. En ella sustituye la cantidad,  $n$ , por el cociente entre la masa,  $m$ , y la masa molar,  $M$ :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

Convierte los datos de presión y temperatura:

$$T = (57 + 273) = 330 \text{ K}$$

$$p = 3040 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 4,0 \text{ atm}$$

Sustituye los datos y opera:

$$M = \frac{32 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 330 \text{ K}}{4,0 \text{ atm} \cdot 6,756 \text{ L}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

## ACTIVIDADES (página 257)

2. Calcula el número de oxidación de cada elemento en los compuestos:  $\text{LiAlH}_4$  y  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ .

- En la molécula de  $\text{LiAlH}_4$  tenemos:

El **Li**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **Al**, al ser un térreo, presenta número de oxidación **+3**.

Como la molécula  $\text{LiAlH}_4$  es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Li)} + n.^{\circ} \text{ ox. (Al)} + n.^{\circ} \text{ ox. (H)} \cdot 4 = 0$$

$$(+1) + (+3) + n.^{\circ} \text{ ox. (H)} \cdot 4 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (H)} = -1$$

Por tanto, el **H** tiene número de oxidación **-1**.

- En la molécula de  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$  tenemos:

El **Na**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$  es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

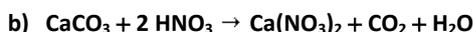
$$n.^{\circ} \text{ ox. (Na)} \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} + n.^{\circ} \text{ ox. (O)} \cdot 2 = 0$$

$$(+1) \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} + (-2) \cdot 2 = 0$$

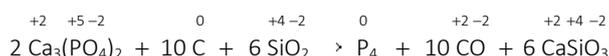
$$n.^{\circ} \text{ ox. (Sn)} = +2$$

Por tanto, el **Sn** tiene número de oxidación **+2**.

**3.** ¿Cuáles de las siguientes reacciones corresponden con procesos de oxidación-reducción? Identifica en cada caso el oxidante y el reductor, la especie formada por oxidación y la obtenida por reducción. Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.



- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

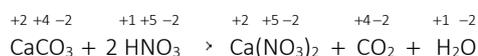
El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El fósforo se reduce oxidando al carbono. Luego, el  $\text{PO}_4^{3-}$  es el agente **oxidante**. La especie formada por oxidación es **CO**.
- El carbono se oxida reduciendo al fósforo. Luego, el **C** es el agente **reductor**. La especie formada por reducción es **P<sub>4</sub>**.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

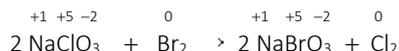
- Oxidación:  $\text{C} \rightarrow \text{CO}$
- Reducción:  $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{P}_4$

- b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



No hay elementos que cambien su número de oxidación, así que **no es un proceso de oxidación-reducción**.

c) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

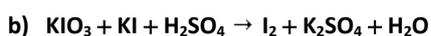
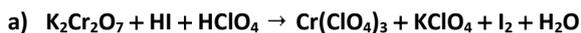
- El cloro se reduce oxidando al bromo.  
Luego, el **ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>** es el agente **oxidante**.  
La especie formada por oxidación es **BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>**.
- El bromo se oxida reduciendo al cloro.  
Luego, el **Br<sub>2</sub>** es el agente **reductor**.  
La especie formada por reducción es **Cl<sub>2</sub>**.

Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

- Oxidación: **Br<sub>2</sub> → BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>**
- Reducción: **ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> → Cl<sub>2</sub>**

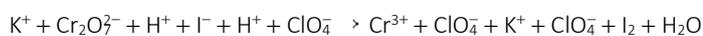
### ACTIVIDADES (página 260)

4. Ajusta las siguientes reacciones por el método del ion-electrón:

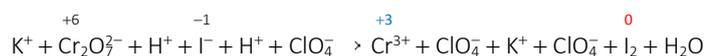


En los tres casos se trata de una reacción en medio ácido.

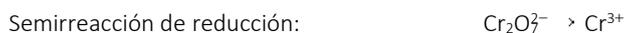
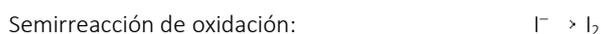
a) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



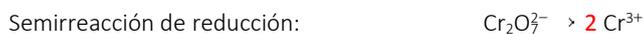
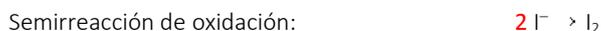
2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



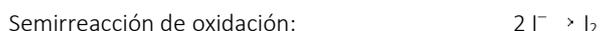
4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:



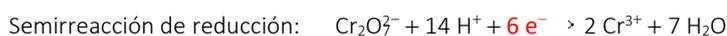
5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo H<sub>2</sub>O donde falte oxígeno:



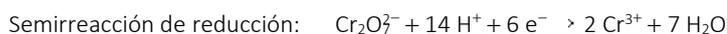
6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo H<sup>+</sup> donde falte hidrógeno:



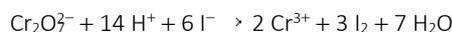
7. Ajusta la carga eléctrica con electrones, e<sup>-</sup>:



8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según le ecuación inicial:



- b) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



Estamos ante una reacción de dismutación, en la que el yodo es el elemento que se oxida y se reduce.

3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:



5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo H<sub>2</sub>O donde falte oxígeno:



6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo H<sup>+</sup> donde falte hidrógeno:



7. Ajusta la carga eléctrica con electrones, e<sup>-</sup>:



8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



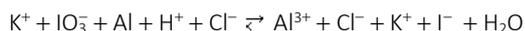
10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según le ecuación inicial:



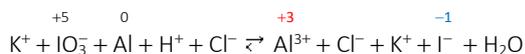
Simplifícala dividiendo todos los coeficientes entre 2:



c) 1. Escribe la ecuación en forma iónica:



2. Asigna números de oxidación a las especies que sufren cambio en la reacción:



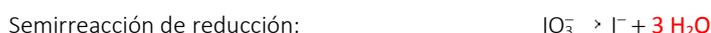
3. Identifica las semirreacciones de oxidación y reducción, escribiéndolas por separado:



4. Ajusta los átomos de cada elemento, excepto oxígeno e hidrógeno:

No es necesario.

5. Ajusta los átomos de oxígeno añadiendo  $\text{H}_2\text{O}$  donde falte oxígeno:



6. Ajusta los átomos de hidrógeno añadiendo  $\text{H}^+$  donde falte hidrógeno:



7. Ajusta la carga eléctrica con electrones,  $e^-$ :



8. Multiplica cada semirreacción por un número tal que haga que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados:



9. Suma las dos semirreacciones, eliminando los electrones, y obtenemos la ecuación iónica:



10. Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones necesarios según la ecuación inicial:

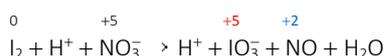


### 5. Dada la reacción de oxidación-reducción:



Escribe la reacción molecular ajustada por el método del ion-electrón. Indica cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.

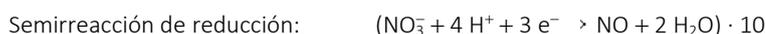
Se trata de una reacción en medio ácido:



El elemento que se reduce (disminuye su número de oxidación) es el agente oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el agente reductor. Así:

- El yodo se oxida reduciendo al nitrógeno, luego el  $\text{I}_2$  es el **agente reductor**.
- El nitrógeno se reduce oxidando al yodo, luego el  $\text{HNO}_3$  es el **agente oxidante**.

Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando electrones, moléculas de agua y protones en común) para obtener la ecuación iónica:

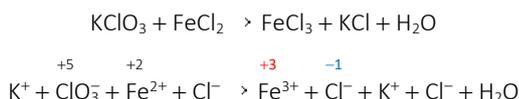


Por último, escribe la ecuación en su forma molecular ya ajustada:



**6. En disolución ácida el clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$ , oxida al cloruro de hierro(II) a cloruro de hierro(III), quedando reducido a cloruro de potasio y agua. Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.**

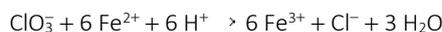
Se trata de una reacción en medio ácido:



Escribe las semirreacciones y ajusta oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando los electrones) para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular después de añadir los iones que la completan:



**ACTIVIDADES (página 262)**

**7. Se sabe que el ion permanganato oxida el hierro(II) a hierro(III), en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a Mn(II).**

a) Ajusta la reacción iónica global.

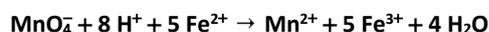
b) ¿Qué volumen de permanganato de potasio 0,2 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,01 M de sulfato de hierro(II) en disolución de ácido sulfúrico?

a) Se trata de una reacción en medio ácido.

Escribe las semirreacciones y ajusta oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplificando los electrones) para obtener la ecuación iónica:

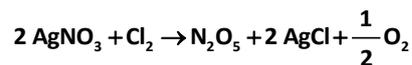


b) Usando los datos de concentración y la estequiometría de la reacción como factores de conversión, calcula el volumen de permanganato de potasio 0,2 M que se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,01 M de sulfato de hierro(II):

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 40 \text{ mL disolución FeSO}_4 \cdot \frac{0,01 \text{ mol FeSO}_4}{1 \cdot 10^3 \text{ mL disolución FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 0,0004 \text{ mol Fe}^{2+}$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 0,0004 \text{ mol Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \cdot 10^3 \text{ mL disolución KMnO}_4}{0,2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,4 \text{ mL disolución KMnO}_4$$

8. Dada la siguiente reacción química ya ajustada:



a) Identifica al oxidante y al reductor.

b) Calcula la cantidad de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtiene a partir de 40 g de  $\text{AgNO}_3$  suponiendo un rendimiento del 100 %.

c) Calcula el volumen de oxígeno que se obtiene medido a 20 °C y 310 mm de Hg.

a) El elemento que se oxida (pierde electrones) es el reductor. El elemento que se reduce (gana electrones) es el oxidante.



Por tanto, el oxígeno se oxida y el  $\text{AgNO}_3$  es el agente **reductor**. El cloro se reduce y el  $\text{Cl}_2$  es el **oxidante**.

b) Usa los factores de conversión y la estequiometría de la reacción para calcular la cantidad de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtiene a partir de 40 g de  $\text{AgNO}_3$  suponiendo un rendimiento del 100 %:

$$M(\text{AgNO}_3) = 107,9 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 169,91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_5} = 40 \text{ g de AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,91 \text{ g de AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_5}{2 \text{ mol de AgNO}_3} = \mathbf{0,118 \text{ mol de N}_2\text{O}_5}$$

c) Determina los moles de oxígeno formados a partir de la cantidad de  $\text{N}_2\text{O}_5$ :

$$n_{\text{O}_2} = 0,118 \text{ mol de N}_2\text{O}_5 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_5} = 0,059 \text{ mol de O}_2$$

Para calcular el volumen de oxígeno obtenido utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

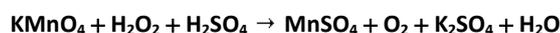
$$T = (20 + 273) = 293 \text{ K}$$

$$p = 310 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 0,408 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,059 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{0,408 \text{ atm}} = \mathbf{3,47 \text{ L}}$$

### ACTIVIDAD (página 263)

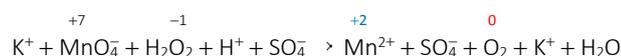
9. Para conocer la concentración de una disolución de agua oxigenada, realizamos una valoración redox que puede resumirse en la siguiente reacción:



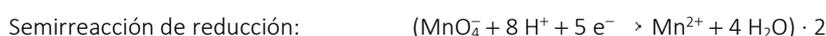
a) Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.

b) Para la valoración de 10 mL de la muestra de  $\text{H}_2\text{O}_2$  gastamos 100 mL de disolución 0,01 M de  $\text{KMnO}_4$ . Calcula la concentración de la disolución de  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

a) Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe la ecuación química con los iones disociados indicando el número de oxidación de las especies que se oxidan y reducen:



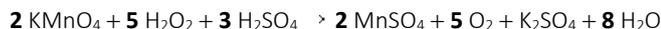
Escribe las semirreacciones y ajusta masas, oxígenos, hidrógenos y cargas:



Suma las dos semirreacciones (simplifica electrones y protones) para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular añadiendo los iones potasio y sulfato que faltan:



- b) A partir de los 100 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,01 M empleados en la valoración, calcula la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}_2$  que reacciona teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 100 \text{ mL de } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{0,01 \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{1000 \text{ mL de } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol de } \text{KMnO}_4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2$$

Calcula ahora la concentración de la disolución de agua oxigenada:

$$M = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,010 \text{ L}} = \mathbf{0,25 \text{ M}}$$

### ACTIVIDAD (página 267)

#### 10. Explica razonando, en una pila Daniell:

- ¿En qué consiste el puente salino? ¿Para qué sirve?
- ¿En qué electrodo se ha producido la oxidación y en cuál la reducción?
- Representa simbólicamente la pila.

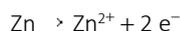
La reacción que se produce en una pila Daniell es:



- a) Un puente salino es un dispositivo de laboratorio utilizado para conectar las semiceldas de oxidación y reducción. En la pila Daniell expuesta en la página 265 del libro de texto es una disolución de cloruro de potasio conectada con ambas semiceldas.

El puente salino sirve para aislar los contenidos de las dos semiceldas, manteniendo la electroneutralidad mediante el movimiento interno de iones y cerrando el circuito. Los cationes potasio sustituyen a los cationes cobre(II) que desaparecen en la reducción que se produce en el cátodo. Los iones cloruro equilibran con su carga negativa la llegada de los cationes cinc en el ánodo.

- b) En el ánodo tiene lugar la oxidación:



En el cátodo, la reducción:



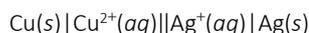
- c) La representación simbólica de una pila Daniell es:



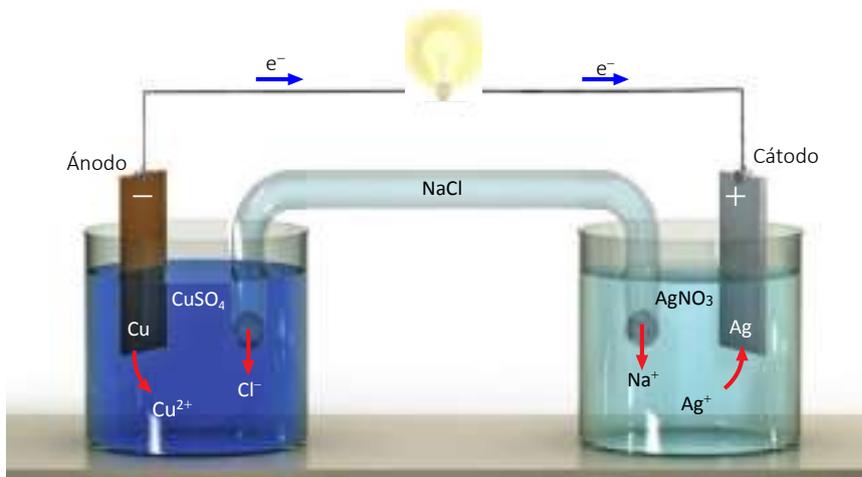
### ACTIVIDADES (página 270)

#### 11. Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1 M de sulfato de cobre(II) y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo. Datos en la tabla 8.1.

El esquema simbólico de la pila sería el siguiente:



El dibujo pedido:

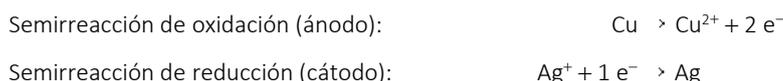


Los electrones se desplazan desde el ánodo de cobre hasta el cátodo de plata, como se puede ver con la orientación de las flechas en la figura.

Calcula el potencial de la pila:

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = +0,80 \text{ V} - (+0,34) \text{ V} = \mathbf{0,46 \text{ V}}$$

Las semirreacciones son:



**12. Disponemos de Zn metálico, Cu metálico y disoluciones 1 M de nitrato de cinc y 1 M de nitrato de cobre(I).**

Explica cuál o cuáles de las sustancias anteriores se podrían utilizar y escribe las semirreacciones redox correspondientes para que:

- a) Los iones  $\text{Fe}^{3+}$  de una disolución se reduzcan a iones  $\text{Fe}^{2+}$ .
- b) Los iones  $\text{Fe}^{3+}$  de una disolución se reduzcan a iones  $\text{Fe}^{2+}$  y estos se reduzcan a Fe metálico.

Datos en la tabla 8.1.

Busca en la tabla 8.1 los potenciales estándar de reducción de los materiales disponibles:

- Cinc:  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,763 \text{ V}$ .
- Cobre:  $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,521 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,340 \text{ V}$ .

Buscamos que las reducciones propuestas sean espontáneas. Para ello,  $E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 > 0 \text{ V} \Rightarrow E_{cátodo}^0 > E_{ánodo}^0$ .

- a) Busca en la tabla 8.1 el potencial estándar de reducción de la reducción propuesta:  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,771 \text{ V}$ .

Si el  $\text{Fe}^{3+}$  se reduce a  $\text{Fe}^{2+}$ , en el cátodo de una hipotética pila ( $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ). Para ello, su potencial ha de ser mayor que la especie que se oxida en el ánodo.

Observa que:  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ ; y  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) > E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ . Por tanto, se puede usar como ánodo tanto el electrodo de cobre como el de cinc.

Las semirreacciones redox serían:

Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	Oxidación (ánodo): $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$
Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

El potencial estándar de cada pila:

$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = +0,771 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 1,534 \text{ V}$	$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = +0,771 \text{ V} - (+0,340 \text{ V}) = 0,431 \text{ V}$
---	---

Ambos son mayores que cero y serán procesos espontáneos.

b) Busca en la tabla 8.1 el potencial estándar de reducción de la nueva reducción propuesta:  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}$ .

Si el  $\text{Fe}^{3+}$  se reduce a Fe, en el cátodo de la pila se concatenan dos reducciones ( $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}$ ). Para ello, el menor potencial de reducción ha de ser mayor que el de la especie que se oxida en el ánodo.

Observa que aquí solo se cumple que  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ . Por tanto, solo se puede usar como ánodo el electrodo de cinc.

Las semirreacciones redox serían:

Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$	Oxidación (ánodo): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$
Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	Reducción (cátodo): $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Fe}$

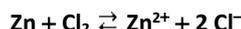
El potencial estándar de cada pila:

$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = +0,771 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 1,534 \text{ V}$	$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = -0,440 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 0,323 \text{ V}$
--	--

Ambos son mayores que cero y tanto la primera reducción como la segunda tendrían lugar.

### ACTIVIDAD (página 274)

**13. Una posible batería para vehículos eléctricos es la de cinc-cloro. La reacción que produciría electricidad se puede expresar así:**



Calcula el potencial  $E^0$  de esta célula. Datos:  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ .

Las semirreacciones redox son:



En una pila o batería, el par de potencial de reducción más negativo, siempre actúa de ánodo, mientras que el par de potencial de reducción más positivo actúa de cátodo. Calcula entonces el potencial de la célula:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 1,36 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \mathbf{2,12 \text{ V}}$$

### ACTIVIDAD (página 278)

**14. Explica qué material de laboratorio es necesario para realizar la deposición electrolítica de cobre a partir de una disolución acuosa de sulfato de cobre(II). Dibuja un esquema de la cuba electrolítica.**

La cuba electrolítica consiste en dos electrodos sumergidos en una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) y conectados a una fuente de alimentación que suministra corriente continua.

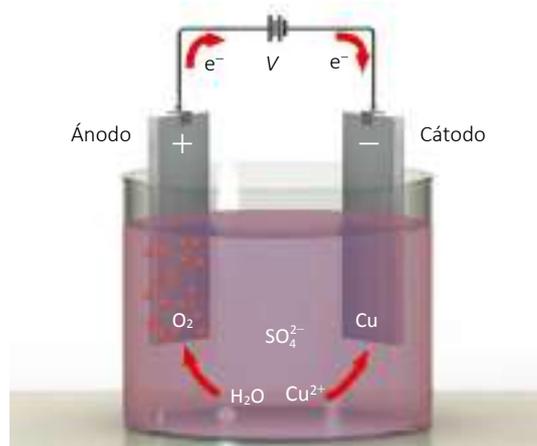
Por tanto, el material de laboratorio necesario para realizar la deposición electrolítica de cobre a partir de una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) será:

- Una cubeta.
- La disolución acuosa de sulfato de cobre(II). Para prepararla necesitaremos un vaso de precipitados, un vidrio de reloj, una balanza, sulfato de cobre, agua destilada y un agitador.
- Dos electrodos. Cobre en el cátodo y grafito en el ánodo.
- Una fuente de alimentación de corriente continua.

El esquema de la cuba electrolítica es el siguiente:



Un dibujo de la cuba está a la derecha.



## ACTIVIDADES (página 280)

15. Justifica si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones relativas a la electrolisis.

- La masa de sustancia obtenida en un electrodo durante la electrolisis es directamente proporcional a la intensidad de corriente eléctrica que circula por la cuba electrolítica.
- La masa de sustancia obtenida en un electrodo durante la electrolisis es directamente proporcional al tiempo durante el cual ha circulado la corriente eléctrica.
- Para una misma cantidad de corriente circulante por la disolución, la cantidad de sustancia obtenida en un electrodo depende exclusivamente de la carga del ion que se deposita.

a) Según la primera ley de Faraday:

$$m = E \cdot I \cdot t$$

Vemos que la masa,  $m$ , es directamente proporcional a la intensidad,  $I$ . La afirmación es **verdadera**.

b) Según la primera ley de Faraday:

$$m = E \cdot I \cdot t$$

Podemos comprobar que la masa,  $m$ , es directamente proporcional al tiempo,  $t$ . La afirmación es **verdadera**.

c) Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q$$

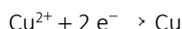
Para cada especie hay dos parámetros a tener en cuenta: la masa molar  $M$  aunque es constante para cada ion, la carga del ion  $z$  puede cambiar (por ejemplo,  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{Fe}^{2+}$ ). Para una misma cantidad de corriente que circula ( $Q = I \cdot t$ ).  $F$  es la constante de Faraday y no es variable. La afirmación es **verdadera**.

16. Al pasar una corriente durante el tiempo de 3 horas y 40 minutos a través de una disolución de  $\text{Cu(II)}$ , se depositan 3,64 g de cobre metálico.

- Calcula la intensidad de la corriente.
- Calcula la carga del electrón.

Datos:  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ .

a) La semirreacción que tiene lugar es la siguiente:



Para calcular la intensidad de corriente aplica la segunda ley de Faraday y despeja la intensidad de corriente:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow I = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot t}$$

Cambia la medida del tiempo a unidades del sistema internacional:

$$t = 3 \text{ h} + 40 \text{ min} = 3 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 40 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 13200 \text{ s}$$

Sustituye los datos y opera:

$$I = \frac{3,64 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 13200 \text{ s}} = 0,8375 \text{ A} \approx \mathbf{0,84 \text{ A}}$$

b) Calcula la carga que circuló durante este tiempo  $Q$ :

$$Q = I \cdot t = 0,84 \text{ A} \cdot 13200 \text{ s} = 11055 \text{ C}$$

Calcula el número de electrones,  $N$ , añadidos al reducir la masa de cobre:

$$N = 3,64 \text{ g de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,55 \text{ g de Cu}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} \cdot \frac{2 e^-}{1 \text{ átomo de Cu}} = 6,899 \cdot 10^{22} e^-$$

Determina la carga del electrón:

$$Q = N \cdot q_e \Rightarrow q_e = \frac{Q}{N} = \frac{11056 \text{ C}}{6,899 \cdot 10^{22} e^-} = 1,6024 \cdot 10^{-19} \text{ C} \approx \mathbf{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}}$$

## ACTIVIDADES FINALES (página 289)

### Oxidación y reducción

#### 17. Enuncia el concepto de oxidación y de reducción.

Una oxidación es un proceso por el cual una sustancia pierde electrones.

Una reducción es un proceso por el cual una sustancia gana electrones.

#### 18. Calcula el número de oxidación de cada elemento en los compuestos $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ .

- En la molécula de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  tenemos:

El **Na**, al ser un alcalino, tendrá número de oxidación **+1**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Na)} \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (S)} \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (O)} \cdot 3 = 0$$

$$(+1) \cdot 2 + n.^{\circ} \text{ ox. (S)} \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (S)} \cdot 2 - 4 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (S)} = +2$$

Por tanto, el **S** tiene número de oxidación **+2**.

- En la molécula de  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$  tenemos:

El **Ca**, al ser un alcalinotérreo, tendrá número de oxidación **+2**.

El **O** presenta número de oxidación **-2**.

Como la molécula  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$  es neutra, la suma de los números de oxidación será cero, luego:

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Ca)} + [n.^{\circ} \text{ ox. (Cl)} + n.^{\circ} \text{ ox. (O)} \cdot 4] \cdot 2 = 0$$

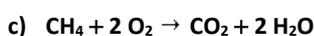
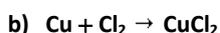
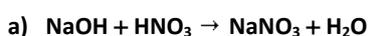
$$(+2) + [n.^{\circ} \text{ ox. (Cl)} + (-2) \cdot 4] \cdot 2 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Cl)} \cdot 2 - 14 = 0$$

$$n.^{\circ} \text{ ox. (Cl)} = +7$$

Por tanto, el **Cl** tiene número de oxidación **+7**.

#### 19. Justifica si las siguientes reacciones son de oxidación-reducción e identifica el agente oxidante y el reductor donde proceda:

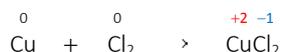


a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



No hay elementos que cambien su número de oxidación, así que **no es un proceso de oxidación-reducción**.

b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El cloro se reduce oxidando al cobre.  
Luego, el **Cl<sub>2</sub>** es el agente **oxidante**.
- El cobre se oxida reduciendo al cloro.  
Luego, el **Cu** es el agente **reductor**.

c) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:

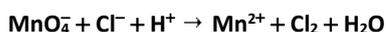


Hay elementos que cambian su número de oxidación, así que **sí es un proceso de oxidación-reducción**.

El elemento que se reduce (baja su número de oxidación) es el oxidante. El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el reductor. Así:

- El oxígeno se reduce oxidando al hidrógeno.  
Luego, el **O<sub>2</sub>** es el agente **oxidante**.  
La especie formada por oxidación es **BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>**.
- El hidrógeno se oxida reduciendo al oxígeno.  
Luego, el **CH<sub>4</sub>** es el agente **reductor**.

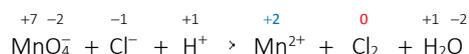
## 20. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indica la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes. Justifica tu respuesta:

- a) El **Cl<sup>-</sup>** es el agente reductor.  
b) El manganeso experimenta una oxidación.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



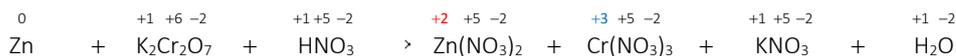
- a) El cloro aumenta su número de oxidación de -1 en el cloruro, a 0 en el gas cloro. El cloro se oxida. Por tanto, el cloro es el agente reductor. **Verdadera**.
- b) El manganeso disminuye su número de oxidación de +7 en el permanganato, a +2 en el catión manganeso(II). El manganeso se reduce. **Falsa**.

## 21. Dada la reacción redox:



- a) Nombra todas las especies químicas.  
b) Señala el oxidante y el reductor.  
c) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.
- a) Las especies químicas que intervienen son: **cinc, dicromato de potasio, ácido nítrico, nitrato de cinc, nitrato de cromo(III), nitrato de potasio y agua**.

b) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



El elemento que se oxida (aumenta su número de oxidación) es el agente reductor. El elemento que se reduce (disminuye su número de oxidación) es el agente oxidante.

El cinc se oxida de cinc metálico a catión cinc. El cinc metálico, **Zn**, es el **agente reductor**.

El cromo se reduce del dicromato al catión cromo (III). El dicromato de potasio, **K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**, es el **agente oxidante**.

c) Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



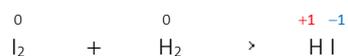
**22. El gas yodo, I<sub>2</sub>, reacciona con gas hidrógeno, H<sub>2</sub>, para producir yoduro de hidrógeno, HI.**

a) Escribe las correspondientes semirreacciones.

b) Identifica agente oxidante y agente reductor.

c) ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno? Contesta razonadamente.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



a) Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



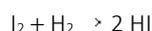
b) El hidrógeno se oxida de gas hidrógeno a catión hidrógeno. El gas hidrógeno, **H<sub>2</sub>**, es el **agente reductor**.

El yodo se reduce del gas yodo al anión yoduro. El gas yodo, **I<sub>2</sub>**, es el **agente oxidante**.

c) Escribe las semirreacciones con los electrones transferidos y suma ambas semirreacciones para obtener la reacción global:



Observa que en cada semirreacción se intercambian 2 mol de e<sup>-</sup> para obtener 2 mol de HI en la reacción global:



Por tanto, para obtener 1 mol de HI se transferirá **1 mol de e<sup>-</sup>**.

**23. En un proceso de oxidación-reducción que tiene lugar en medio ácido (disolución de ácido clorhídrico) el dicromato de potasio reacciona con el dicloruro de hierro para obtener tricloruro de cromo y tricloruro de hierro.**

a) Indica los cambios en el número de oxidación de los elementos que intervienen.

b) Escribe ajustadas las semirreacciones de oxidación y reducción en medio ácido.

c) Identifica el agente oxidante y el reductor, justificando brevemente la respuesta.

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



Observa que:

- El **cromo** pasa de número de oxidación **+6** en el **dicromato** a número de oxidación **+3** en el catión **cromo(III)**.
- El **hierro** pasa de número oxidación **+2** en el catión **hierro(II)** a número de oxidación **+3** en el catión **hierro(III)**.

b) Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:

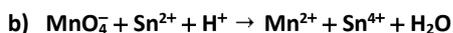
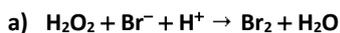


c) El agente oxidante es la especie que contiene el elemento que se reduce. El agente reductor es la especie que contiene el elemento que se oxida.

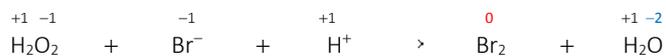
- El cromo se reduce. Por eso el agente oxidante es el dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
- El hierro se oxida. El agente reductor es el dicloruro de hierro,  $\text{FeCl}_2$ .

### Ajuste de reacciones redox

**24. Ajusta las siguientes reacciones iónicas. Indica para cada caso el agente oxidante y el reductor.**



a) Escribe la reacción con los números de oxidación de cada elemento:



Observa cómo el oxígeno se reduce (de  $-1$  a  $-2$ ) y el bromo se oxida (de  $-1$  a  $0$ ). Por tanto, el  $\text{H}_2\text{O}_2$  es el agente oxidante y el  $\text{Br}^-$  es el agente reductor.

Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma ambas semirreacciones y escribe la ecuación iónica ajustada:



b) Escribe la reacción con los números de oxidación de cada elemento:



Observa que el manganeso se reduce (de  $+7$  a  $+2$ ) y el estaño se oxida (de  $+2$  a  $+4$ ). Por tanto, el  $\text{MnO}_4^-$  es el agente oxidante y el  $\text{Sn}^{2+}$  es el agente reductor.

Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Ajusta el número de electrones de cada semirreacción:



Suma ambas semirreacciones y, después de simplificar los electrones, escribe la ecuación iónica ajustada:



**25. Ajusta por el método del ion-electrón la reacción de la actividad 22.**

El gas yodo,  $\text{I}_2$ , reacciona con gas hidrógeno,  $\text{H}_2$ :

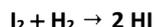


Escribe las semirreacciones y ajusta las cargas:



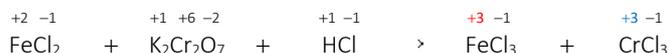


Suma ambas semirreacciones para obtener la ecuación global ajustada:



**26. Escribe y ajusta la reacción de la actividad 23 teniendo en cuenta que ocurre en medio ácido.**

En medio ácido (disolución de ácido clorhídrico) el dicromato de potasio reacciona con el dicloruro de hierro para obtener tricloruro de cromo y tricloruro de hierro. Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada sustancia:



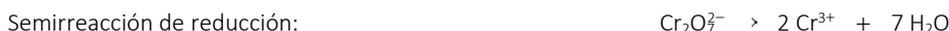
Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas (excepto O y H):



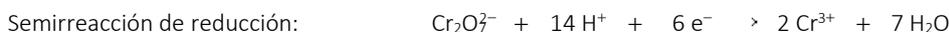
Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



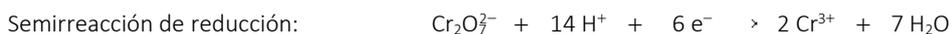
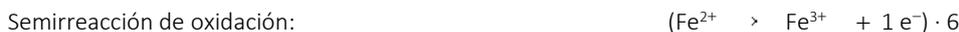
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo H<sup>+</sup>:



Ajusta las cargas añadiendo e<sup>-</sup>:



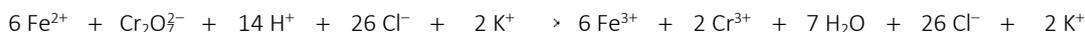
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular teniendo en cuenta que el medio ácido aporta iones cloruro, Cl<sup>-</sup>, y hay iones potasio, K<sup>+</sup>, procedentes del dicromato de potasio:



**27. El permanganato de potasio, en medio ácido, oxida al sulfuro de hidrógeno a azufre pasando el permanganato a ion manganeso(II).**

**a) Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón, indicando la especie que se oxida y la que se reduce.**

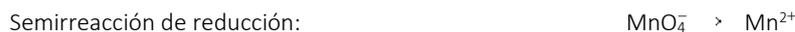
**b) Suponiendo que el ácido empleado es el ácido sulfúrico, completa la reacción que tiene lugar.**

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie:



**La especie que se oxida es el azufre, mientras que la especie que se reduce es el manganeso.**

Escribe las semirreacciones:



Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



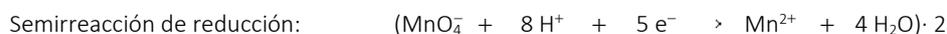
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo  $H^+$ :



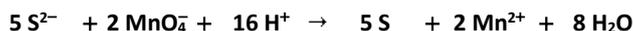
Ajusta las cargas añadiendo  $e^-$ :



Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



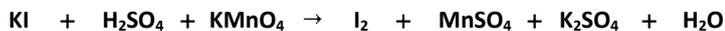
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



- b) Suponiendo que el medio ácido lo aporta el ácido sulfúrico que aporta iones sulfato,  $SO_4^{2-}$ , y los cationes potasio,  $K^+$ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



**28. Escribe y ajusta las semirreacciones iónicas y la relación global de la siguiente ecuación que tiene lugar en medio ácido con ácido sulfúrico.**



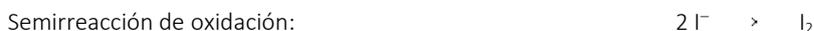
Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas:



Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



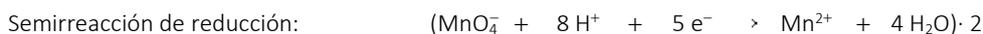
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo  $H^+$ :



Ajusta las cargas añadiendo  $e^-$ :



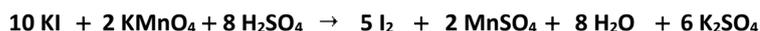
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



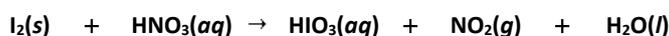
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



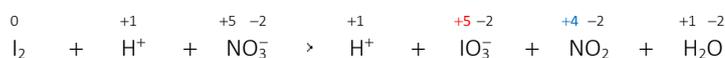
Como el medio ácido se debe al ácido sulfúrico que aporta iones sulfato,  $\text{SO}_4^{2-}$ , y los cationes potasio,  $\text{K}^+$ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



**29. Ajusta en forma molecular la siguiente reacción, que tiene lugar en medio ácido con ácido nítrico, por el método del ion-electrón.**



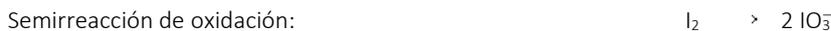
Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones:



Ajusta las masas excepto O y H:



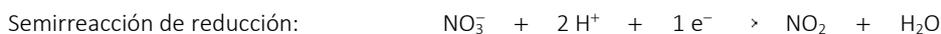
Ajusta los oxígenos, si los hubiera, añadiendo agua:



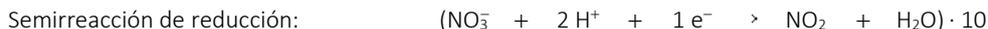
Ajusta los hidrógenos, si los hubiera, añadiendo  $\text{H}^+$ :



Ajusta las cargas añadiendo  $\text{e}^-$ :



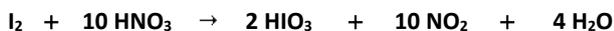
Multiplica, si es necesario, cada semirreacción con el coeficiente que permita que el número de electrones cedidos sea el mismo que el de aceptados:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los iones hidrógeno que no se utilizan:



## Estequiometría de las reacciones de oxidación-reducción

**30.** El CuS reacciona con HNO<sub>3</sub>, en un proceso de oxidación-reducción en el que se obtiene S(s), NO, CuNO<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O.

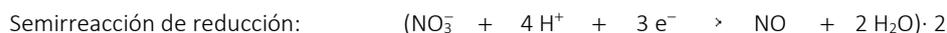
a) Ajusta la reacción molecular global.

b) Calcula la masa de sulfuro de cobre(II) que se consume con 75 mL de una disolución de ácido nítrico del 68 % de riqueza en masa y densidad 1,41 g · cm<sup>-3</sup>.

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Como el medio ácido se debe al ácido nítrico que aporta iones nitrato, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, y los cationes cobre(II), Cu<sup>2+</sup>, que aporta la sal de sulfuro, la ecuación molecular será:



b) Calcula la cantidad de ácido nítrico contenida en los 75 mL de disolución aplicando factores de conversión:

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 75 \text{ mL de Dis.} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de Dis.}}{1 \text{ mL de Dis.}} \cdot \frac{1,41 \text{ g de Dis.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de Dis.}} \cdot \frac{68 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g de Dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63,02 \text{ g de HNO}_3} = 1,14 \text{ mol de HNO}_3$$

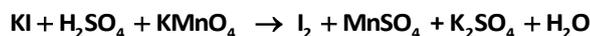
Halla la masa de sulfuro de cobre obtenida teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M(\text{CuS}) = 63,55 + 32,06 = 95,61 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{CuS}} = 1,14 \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol de CuS}}{8 \text{ mol de HNO}_3} \cdot \frac{95,61 \text{ g de CuS}}{1 \text{ mol de CuS}} = \mathbf{40,9 \text{ g de CuS}}$$

## ACTIVIDADES FINALES (página 290)

**31.** La siguiente reacción ocurre en disolución acuosa, en medio ácido:

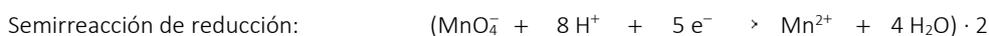


Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón y calcula el volumen de disolución 0,2 M de KMnO<sub>4</sub> necesario para obtener 150 g de I<sub>2</sub>.

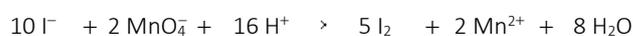
Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



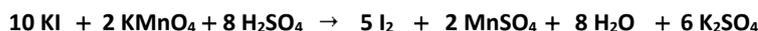
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Como el medio ácido se debe al ácido sulfúrico que aporta iones sulfato, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, y los cationes potasio, K<sup>+</sup>, que debe haber junto con el permanganato y el yoduro, la ecuación molecular será:



Reuniendo los iones de cargas opuestas queda:



Calcula ahora el volumen de disolución 0,2 M de  $\text{KMnO}_4$  necesario para obtener 150 g de  $\text{I}_2$ :

$$M(\text{I}_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{KMnO}_4} = 150 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de KMnO}_4}{5 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,2 \text{ mol de KMnO}_4} = 1,182 \text{ L} \approx \mathbf{1180 \text{ mL}}$$

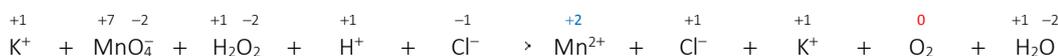
**32. En disolución acuosa de ácido clorhídrico el permanganato de potasio reacciona con peróxido de hidrógeno para producir iones manganeso(II) y oxígeno.**

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

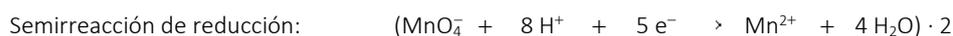
b) Calcula la cantidad de permanganato de potasio necesaria para obtener 2 L de oxígeno medidos a 0 °C y 1,5 atm.

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

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica los cationes  $\text{H}^+$ . Como el medio ácido se debe al ácido clorhídrico que aporta iones cloruro,  $\text{Cl}^-$ , y los cationes potasio,  $\text{K}^+$ , que debe haber junto con el permanganato, la ecuación molecular será:



Reuniendo los iones de cargas opuestas queda:



b) Para determinar la cantidad de oxígeno contenida en 2 L a 0 °C y 1,5 atm utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

$$T = (0 + 273) = 273 \text{ K}$$

$$p \cdot V = n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,134 \text{ mol de O}_2$$

A continuación calcula la cantidad de  $\text{KMnO}_4$ , partiendo de la cantidad de  $\text{O}_2$ . Ten en cuenta la estequiometría de la reacción utilizándola como factores de conversión:

$$n_{\text{KMnO}_4} = 0,134 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de KMnO}_4}{5 \text{ mol de O}_2} = \mathbf{5,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol de KMnO}_4}$$

**33. El estaño metálico se oxida frente al ácido nítrico en disolución y forma óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.**

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

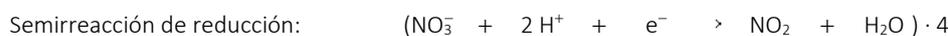
b) Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido nítrico del 16 % en masa y densidad  $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  que oxida exactamente 2,00 g de estaño metálico.

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



El dióxido de estaño (metal con no metal) podría pensarse que tiene un enlace iónico pero la diferencia de electronegatividad no pasa de 1,7. La electronegatividad de los elementos:  $EN(\text{O}) = 3,44$ ;  $EN(\text{Sn}) = 1,96$ . La diferencia de electronegatividad es:  $\Delta EN = 3,44 - 1,96 = 1,48 < 1,7$ . Así que se considera que hay enlace covalente (con un fuerte carácter dipolar) entre los átomos de este compuesto.

Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes  $\text{H}^+$  que sea posible, la ecuación molecular será:



- b) Emplea como factores de conversión las masas molares y los coeficientes estequiométricos para calcular la masa de ácido nítrico que oxida exactamente 2,00 g de estaño metálico:

$$M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = 2,00 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{63,018 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} = 4,247 \text{ g de HNO}_3$$

Calcula el volumen necesario de una disolución de ácido nítrico del 16% en masa y densidad  $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  que contiene esa masa aplicando factores de conversión:

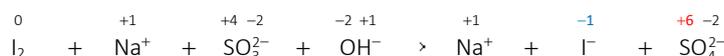
$$V_{\text{HNO}_3} = 4,247 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g de Dis. de HNO}_3}{16 \text{ g de HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL de Dis. de HNO}_3}{1,09 \text{ g de Dis. de HNO}_3} = 24,35 \text{ mL de Dis. de HNO}_3$$

**34. El yodo,  $\text{I}_2$ , reacciona en medio básico,  $\text{NaOH}$ , con el sulfito de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , para producir yoduro de sodio,  $\text{NaI}$ , y sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .**

a) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.

b) Si reaccionan 4,00 g de yodo con 3,00 g de sulfito de sodio, ¿qué volumen de hidróxido de sodio 2 M se necesita?

- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



La reacción ocurre en medio básico. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



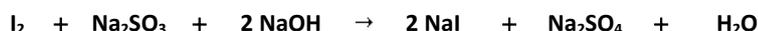
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes  $\text{Na}^+$  que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Para determinar el volumen de  $\text{NaOH}$  2 M que se necesita debes saber primero cuál de los dos reactivos es el limitante. Halla la masa de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  necesaria para reaccionar con 4,00 g de  $\text{I}_2$ :

$$M(\text{I}_2) = 126,9 \cdot 2 = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 22,99 \cdot 2 + 32,06 + 16,00 \cdot 3 = 86,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 4,00 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{86,04 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_3} = 1,356 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3$$

Como hay exceso de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , la masa disponible es 3,00 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , el reactivo limitante es el  $\text{I}_2$ .

Calcula el volumen de hidróxido de sodio 2 M que se necesita para reaccionar con 4,00 g de  $\text{I}_2$ :

$$M(\text{NaOH}) = 22,99 + 16,00 + 1,008 = 39,998 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 4,00 \text{ g de I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de I}_2}{253,8 \text{ g de I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L de NaOH}}{2 \text{ mol de NaOH}} = 0,016 \text{ L} = \mathbf{16 \text{ mL}}$$

**35. El bromuro de sodio se oxida al sumergirlo en una disolución de ácido nítrico para producir dibromo, dióxido de nitrógeno, agua y nitrato de sodio.**

a) Plantea las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Ajusta la ecuación molecular por el método del ion-electrón.

c) Calcula el volumen de disolución de ácido nítrico 2 M que debe reaccionar con bromuro de sodio, en exceso, para obtener 40 g de dibromo.

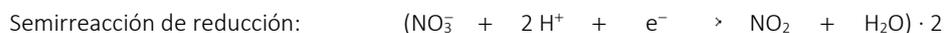
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



Escribe las semirreacciones:



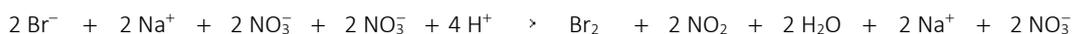
b) Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes  $\text{Na}^+$  y los aniones  $\text{NO}_3^-$  que sean necesarios, la ecuación iónica será:



Reúne los iones para tener las especies químicas que indica el enunciado del problema:



c) Como el bromuro de sodio está en exceso, el reactivo limitante será el ácido nítrico.

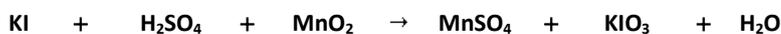
Aplicamos factores de conversión para calcular el volumen de disolución  $\text{HNO}_3$  2 M que debe reaccionar con  $\text{NaBr}$ , en exceso, para obtener 40 g de  $\text{Br}_2$ :

$$M(\text{Br}_2) = 79,90 \cdot 2 = 159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1,008 + 14,01 + 16,00 \cdot 3 = 63,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{HNO}_3} = 40 \text{ g de Br}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Br}_2}{159,8 \text{ g de Br}_2} \cdot \frac{5 \text{ mol de HNO}_3}{1 \text{ mol de Br}_2} \cdot \frac{1 \text{ L de HNO}_3}{2 \text{ mol de HNO}_3} = 0,500 \text{ L} = \mathbf{500 \text{ mL}}$$

**36. Identifica los agentes oxidante y reductor en la siguiente reacción y ajústala por el método del ion-electrón.**



Calcula la masa de oxidante que se necesita para obtener 50 g de yodato de potasio,  $\text{KIO}_3$ .

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones, si es posible:

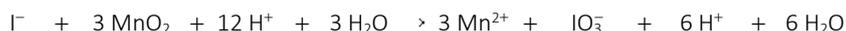


Como el manganeso se reduce, el **MnO<sub>2</sub> es el agente oxidante**, y como el yodo se oxida, el **KI es el agente reductor**.

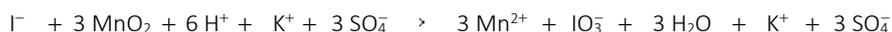
Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



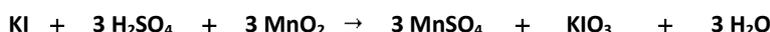
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes H<sup>+</sup> que sea posible, añade los sulfatos y cationes potasio necesarios. La ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



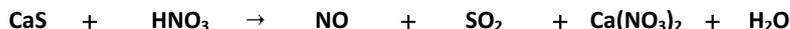
Calcula la masa de oxidante, MnO<sub>2</sub>, que se necesita para obtener 50 g de KIO<sub>3</sub>:

$$M(\text{KIO}_3) = 39,10 + 126,9 + 16,00 \cdot 3 = 214,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{MnO}_2) = 54,94 + 16,00 \cdot 2 = 86,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

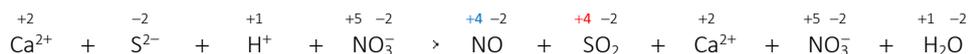
$$m_{\text{MnO}_2} = 50 \text{ g de KIO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de KIO}_3}{214,0 \text{ g de KIO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de MnO}_2}{1 \text{ mol de KIO}_3} \cdot \frac{86,94 \text{ g de MnO}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} = 60,9 \text{ g de MnO}_2$$

**37. Una muestra que contiene sulfuro de calcio, CaS, se trata con ácido nítrico concentrado hasta consumirse según indica la ecuación química, sin ajustar:**

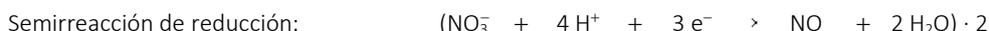


**Sabiendo que al tratar 7 g de la muestra con exceso de ácido nítrico se obtienen 4,06 L de NO, medidos a 30 °C y 780 mm de Hg, calcula la riqueza en peso de CaS de la muestra. Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .**

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie ionizada:



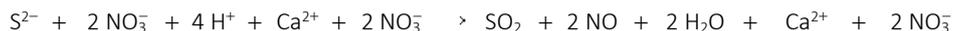
Se trata de una reacción en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Simplifica las moléculas de agua y los cationes H<sup>+</sup> que sea posible, añade los iones nitrato y cationes calcio necesarios. La ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



A continuación calcula la cantidad de NO que equivale a los 20,3 L formados. Usa para ello la ecuación de estado de los gases ideales. Primero convierte las unidades dadas a unidades homogéneas con la constante R:

$$T = (30 + 273) = 303 \text{ K}; \quad p = 780 \text{ mm de Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = 1,026 \text{ atm}$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,026 \text{ atm} \cdot 4,06 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,1677 \text{ mol de NO}$$

Aplicando factores de conversión con la masa molar y a partir de la estequiometría de la reacción, calcula la masa de CaS necesaria para producir esa cantidad de NO:

$$M(\text{CaS}) = 40,08 + 32,06 = 72,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CaS}} = 0,1677 \text{ mol de NO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaS}}{2 \text{ mol de NO}} \cdot \frac{72,14 \text{ g de CaS}}{1 \text{ mol de CaS}} = 6,045 \text{ g de CaS}$$

Como se han utilizado 7 g de CaS, la riqueza de la muestra será:

$$\text{Riqueza} = \frac{m_{\text{pura}}}{m_{\text{impura}}} \cdot 100 = \frac{6,045 \text{ g}}{7 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{86,4\%}$$

### ACTIVIDADES FINALES (página 291)

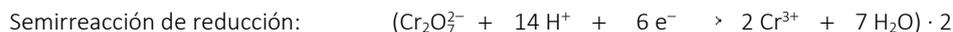
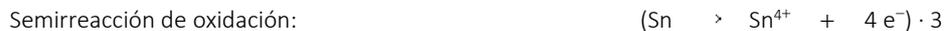
**38. El dicromato de potasio reacciona, en medio ácido, con estaño según la siguiente reacción:**



- Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.
  - Determina la masa de  $\text{CrCl}_3$  y  $\text{SnCl}_4$  obtenida a partir de 15 g de Sn puro y 45 g de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
  - Determina la riqueza de una aleación de estaño si 1 g de la misma necesita 25 mL de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,1 M para reaccionar completamente.
- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes  $\text{K}^+$  y los aniones  $\text{Cl}^-$  que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- Para determinar la masa de  $\text{CrCl}_3$  y  $\text{SnCl}_4$  producida a partir de 15 g de Sn puro y 45 g de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  debes saber primero cuál de las dos últimas sustancias es el reactivo limitante.

Halla la masa de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  necesaria para reaccionar con 15 g de Sn puro:

$$M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 39,10 \cdot 2 + 52,00 \cdot 2 + 16,00 \cdot 7 = 294,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{2 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{294,2 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 24,785 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como hay exceso de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , la masa disponible es 45 g de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , el reactivo limitante es el Sn.

Determina la masa de  $\text{CrCl}_3$  obtenida a partir de 15 g de Sn puro. Emplea la masa molar y los coeficientes estequiométricos como factores de conversión:

$$M(\text{CrCl}_3) = 52,00 + 35,45 \cdot 3 = 158,35 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CrCl}_3} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol de CrCl}_3}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{158,35 \text{ g de CrCl}_3}{1 \text{ mol de CrCl}_3} = \mathbf{26,7 \text{ g de CrCl}_3}$$

Determina la masa de  $\text{SnCl}_4$  obtenida a partir de 15 g de Sn puro. Emplea la masa molar y los coeficientes estequiométricos como factores de conversión:

$$M(\text{SnCl}_4) = 118,7 + 35,45 \cdot 4 = 260,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{SnCl}_4} = 15 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,7 \text{ g de Sn}} \cdot \frac{3 \text{ mol de SnCl}_4}{3 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{260,5 \text{ g de SnCl}_4}{1 \text{ mol de SnCl}_4} = \mathbf{32,9 \text{ g de SnCl}_4}$$

- c) A partir de los 25 mL de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,1 M gastados en la valoración, calcula la masa de estaño presente en la aleación, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$m_{\text{Sn}} = 25 \text{ mL de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{0,1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1000 \text{ mL de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ mol de Sn}}{2 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{118,71 \text{ g de Sn}}{1 \text{ mol de Sn}} = 0,445 \text{ g de Sn}$$

Calcula la riqueza de la muestra:

$$\text{Riqueza} = \frac{0,445 \text{ g de Sn}}{1 \text{ g de aleación}} \cdot 100 = \mathbf{44,5\%}$$

### Valoraciones redox

- 39.** Una reacción para la valoración de exceso de dicromato de potasio presente en una disolución es la siguiente:



- a) Ajusta la ecuación anterior aplicando el método del ion-electrón.

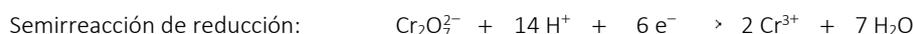
Un volumen de 5 mL de disolución de dicromato de potasio reacciona con 10 mL de una disolución de sulfato de hierro(II) de concentración  $5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- b) Calcula la concentración molar de la disolución de dicromato de potasio.

- a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



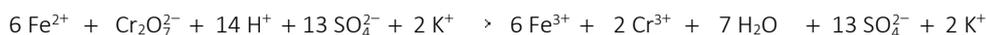
La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



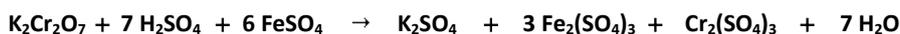
Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Añade los cationes  $\text{K}^+$  y los aniones  $\text{SO}_4^{2-}$  que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Calcula la cantidad de dicromato de potasio que reacciona con los 10 mL de disolución de sulfato de hierro(II) de concentración  $5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ :

$$M(\text{FeSO}_4) = 55,85 + 32,06 + 16,0 \cdot 4 = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 10 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4 \cdot \frac{5 \text{ g de FeSO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de FeSO}_4}{151,9 \text{ g de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol de FeSO}_4} = 5,486 \cdot 10^{-5} \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Calcula la concentración molar de la disolución de dicromato de potasio:

$$M = \frac{n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V(\text{disolución})} = \frac{5,486 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0,005 \text{ L}} = \mathbf{0,011 \text{ M}}$$

**40.** 18 mL de una disolución 0,15 M de dicromato de potasio reaccionan exactamente con un volumen  $V$  de disolución 0,9 M de  $\text{FeSO}_4$ , de acuerdo con la misma reacción del ejercicio anterior.

a) Determina el valor del volumen  $V$ .

b) Masa de hierro contenida en ese volumen.

a) Escribe la ecuación química ajustada de la reacción del ejercicio anterior:



Calcula el volumen de disolución de sulfato de hierro(II) 0,9 M que se necesita para reaccionar con los 18 mL de disolución de dicromato de potasio 0,9 M:

$$V_{\text{FeSO}_4} = 18 \text{ mL de Dis. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{0,15 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1000 \text{ mL de Dis. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{6 \text{ mol de FeSO}_4}{1 \text{ mol de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,9 \text{ mol de FeSO}_4} = 0,018 \text{ L}$$

$$V_{\text{FeSO}_4} = \mathbf{18 \text{ mL}}$$

b) Halla la masa de hierro contenida en el volumen calculado en el apartado anterior:

$$m_{\text{Fe}} = 18 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4 \cdot \frac{0,9 \text{ mol de FeSO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{1 \text{ mol de FeSO}_4} \cdot \frac{55,85 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = \mathbf{0,9 \text{ g}}$$

**41.** Para determinar la concentración de una disolución de sulfato de hierro(II) se valoran 75 mL de la misma con una disolución de permanganato de potasio de concentración conocida, 1 M, en medio ácido (ácido sulfúrico). En el proceso el hierro se oxida a su catión trivalente y el manganeso se reduce a su catión divalente.

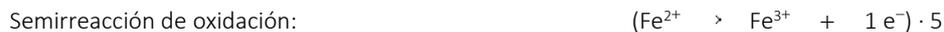
a) Escribe y ajusta la reacción que se produce.

b) Sabiendo que se han consumido 33 mL de la disolución de permanganato de potasio, determina la concentración del sulfato de hierro(II).

a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



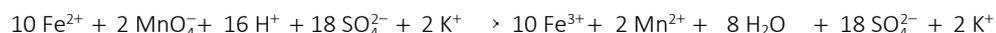
La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



Multiplica todos los coeficientes por 2 y añade los cationes  $\text{K}^+$  y los aniones  $\text{SO}_4^{2-}$  que sea necesario, la ecuación iónica queda:



Por último, escribe la ecuación en su forma molecular:



- b) Calcula la cantidad de  $\text{FeSO}_4$  contenidos en 33 mL de disolución 1 M teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{FeSO}_4} = 33 \text{ mL de Dis. de KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de KMnO}_4}{1000 \text{ mL de Dis. de KMnO}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol de FeSO}_4}{2 \text{ mol de KMnO}_4} = 0,165 \text{ mol de FeSO}_4$$

Calcula la concentración de la disolución de sulfato de hierro(II):

$$M = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{V(\text{disolución})} = \frac{0,165 \text{ mol}}{0,075 \text{ L}} = \mathbf{2,2 \text{ M}}$$

## Pilas voltaicas

**42.** Indica, justificando brevemente la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Con un electrodo de  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  y otro de  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$  no se puede construir una pila, ya que ambos tienen potenciales de reducción estándar negativos y hace falta que uno sea positivo.
- Si en una disolución que contiene iones  $\text{Cu}^{2+}$  se introduce una lámina de cinc, sobre ella se depositará cobre metálico.
- Si a una disolución que contiene iones  $\text{Cd}^{2+}$  se le añaden iones  $\text{Cu}^{2+}$ , se depositará cobre metálico.

**Datos:**  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ .

- Como los potenciales tienen distinto valor, aunque ambos sean negativos, puede construirse una pila. El electrodo de potencial estándar de reducción más negativo será el ánodo (en este caso el par  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ), el electrodo de potencial estándar de reducción menos negativo será el cátodo (en este caso el par  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ ). El flujo de electrones irá del ánodo al cátodo. La afirmación es **falsa**.
- Como el potencial estándar del cinc es negativo y el del cobre positivo, cuando se introduce una barra de cinc en una disolución que contiene iones  $\text{Cu}^{2+}$ , se produce una reacción redox, pasando iones  $\text{Zn}^{2+}$  de la barra de cinc a la disolución, y depositándose cobre metálico sobre la barra de cinc.

Las semirreacciones que tienen lugar son las siguientes:



La afirmación es **verdadera**.

- La forma oxidada del par de menor potencial nunca puede reducir a la forma oxidada del par de mayor potencial. Por tanto, no tiene lugar una reacción redox. En este caso, las dos especies tienen tendencia a captar electrones y no hay ninguna otra especie que pueda cederlos. La afirmación es **falsa**.

**43.** En un laboratorio se han realizado los siguientes experimentos:

En el primer experimento los reactivos son hilo de plata y ácido clorhídrico. Se observa que no hay reacción.

En el segundo experimento los reactivos son lámina de aluminio y ácido clorhídrico. Se observa que se desprende un gas.

- Justifica, utilizando los potenciales estándar de reducción, por qué no se observa reacción en el primer experimento.
- Utilizando el método del ion-electrón, escribe la ecuación iónica ajustada de la reacción que ha tenido lugar en el segundo experimento, indicando qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Dibuja un esquema de la pila que podría construirse utilizando la reacción del segundo experimento señalando el ánodo, el cátodo y el sentido del movimiento de los iones del puente salino.

**Datos:**  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ .

- En el primer experimento tenemos plata metálica e iones  $\text{H}^+$ . Por tanto, debería producirse la oxidación de la plata y la reducción del hidrógeno según las semirreacciones siguientes:





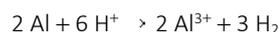
Para que esto suceda el potencial de reducción del hidrógeno debería ser mayor que el de la plata. Así, el potencial de la hipotética pila formada sería positivo, y la reacción espontánea. Vemos que el potencial del hidrógeno es menor que el de la plata; luego la reacción no es espontánea y no será posible:

$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00\text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Al}) = 0,80\text{ V}$$

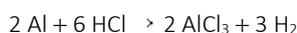
b) Las semirreacciones son:



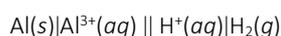
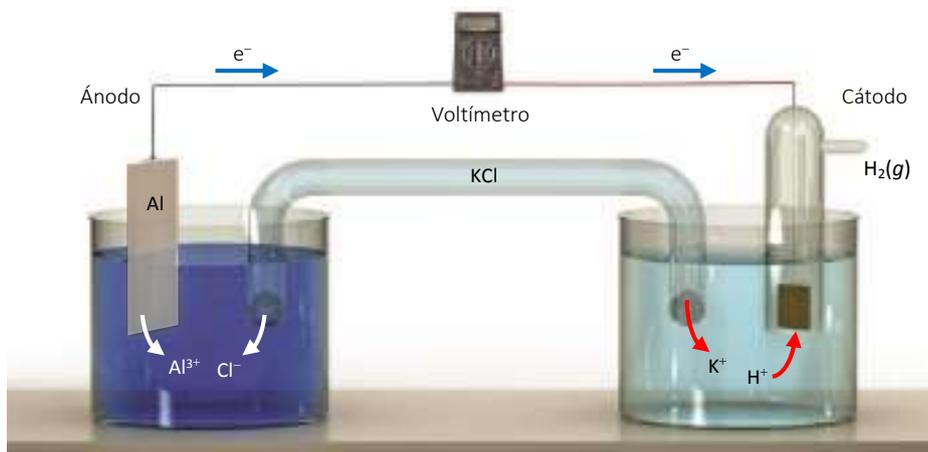
Multiplica la primera semirreacción por dos, la segunda por tres para equilibrar el intercambio de electrones y suma ambas semirreacciones. Así consigues la ecuación iónica ajustada:



Observa que se oxida el aluminio y se reducen los cationes hidrógeno. Añade los iones cloruro necesarios que aporta el ácido clorhídrico. La reacción global que tiene lugar será:



c) El esquema de la pila que podría construirse utilizando la reacción del segundo experimento es el siguiente:



**44. El cobre reacciona con ácido nítrico concentrado para dar nitrato de cobre(II) y dióxido de nitrógeno.**

a) Escribe la ecuación iónica ajustada.

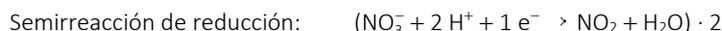
b) Calcula la riqueza en peso de una muestra de cobre si al tratar 10 g de la muestra con exceso de ácido nítrico se desprenden 3 L de NO<sub>2</sub> medidos a 25 °C y 1 atm.

c) Teniendo en cuenta la reacción anterior, indica cuál es mayor, E<sup>0</sup>(Cu<sup>2+</sup>/Cu) o E<sup>0</sup>(NO<sub>3</sub><sup>-</sup>/NO<sub>2</sub>).

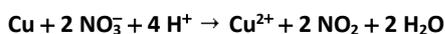
a) Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, dissociada en sus iones si es posible:



La reacción ocurre en medio ácido. Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:



Suma las dos semirreacciones para obtener la ecuación iónica:



b) Calcula la cantidad de NO<sub>2</sub> contenida en 3 L, a 25 °C y 1 atm. Utiliza la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{NO}_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 3 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,123 \text{ mol de NO}_2$$

A continuación calcula la masa de cobre que reacciona. Inicia el cálculo con la cantidad de NO<sub>2</sub> obtenida. Ten en cuenta la estequiometría de la reacción y la masa molar del cobre:

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,123 \text{ mol de NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ mol de NO}_2} \cdot \frac{63,55 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 3,9 \text{ g de Cu}$$

Por último, determina la riqueza en cobre de la muestra:

$$\text{Riqueza} = \frac{m_{\text{pura}}}{m_{\text{impura}}} \cdot 100 = \frac{3,90 \text{ g de Cu puro}}{10 \text{ g de muestra}} \cdot 100 = \mathbf{39\%}$$

c) Para que la reacción sea espontánea es necesario que el potencial estándar de reducción del cátodo sea mayor que el del ánodo,  $E^{\circ}_{\text{cátodo}} > E^{\circ}_{\text{ánodo}}$ , y así el potencial estándar de la pila sea mayor que cero,  $E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} > 0$ .

La semirreacción de reducción ( $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ) ocurre en el cátodo. Por eso  $E^{\circ}_{\text{cátodo}} = E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2)$ .

La de oxidación ( $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ) ocurre en el ánodo. Por eso  $E^{\circ}_{\text{ánodo}} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ . Por eso:

$$E^{\circ}_{\text{cátodo}} = E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2) > E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

### ACTIVIDADES FINALES (página 292)

**45. Se construye una pila galvánica usando los elementos (Ni<sup>2+</sup>/Ni) y (Zn<sup>2+</sup>/Zn).**

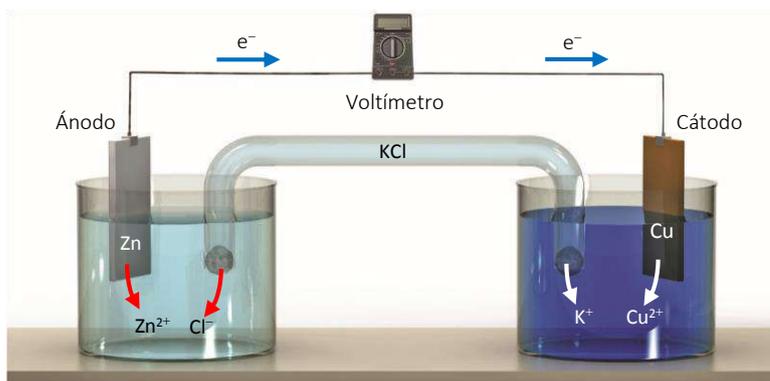
a) Realiza un esquema de la misma, señalando cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.

b) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global.

c) Calcula la fem estándar de la pila.

Datos:  $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ .

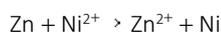
a) Representa un esquema de la pila:



b) Las semirreacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos son las siguientes:



Suma ambas semirreacciones para obtener la reacción global:



c) Calcula la fuerza electromotriz de la pila aplicando la siguiente expresión:

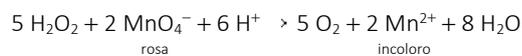
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} = -0,25 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \mathbf{0,51 \text{ V}}$$

**46. ¿Qué material de laboratorio necesitas para realizar la determinación de la concentración de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> en una disolución? Explica qué pasos seguirías usando una disolución de KMnO<sub>4</sub>.**

Para llevar a cabo la valoración en el laboratorio necesitas la siguiente relación de material:

- Bureta con soporte.
- Erlenmeyer.
- Pipeta aforada.
- Probeta.
- Bata, gafas de seguridad y guantes.

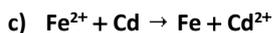
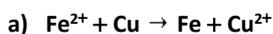
Las valoraciones redox son muy similares a las valoraciones ácido-base. Sobre un volumen conocido de la disolución problema, en este caso de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, se vierte un volumen controlado de la disolución valorante, en este caso de KMnO<sub>4</sub>, de concentración conocida. La primera cantidad de disolución problema aporta iones permanganato, de color rosa, que se reduce a catión manganeso(II), incoloro.



Cuando el permanganato quede en exceso por haber consumido el H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, no se reducirá y por tanto no cambiará su color.

1. Preparar la disolución valorante de KMnO<sub>4</sub> con la concentración que interese.
2. Llevar la disolución valorante a la bureta.
3. Llevar a un Erlenmeyer un volumen conocido de la disolución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.
4. Verter la disolución valorante sobre la disolución problema hasta que cambie de color de incoloro a rosa.
5. Hacer los cálculos para encontrar la concentración pedida.

**47. Utiliza los valores de los potenciales de reducción estándar: E<sup>0</sup>(Cu<sup>2+</sup>/Cu) = 0,34 V; E<sup>0</sup>(Fe<sup>2+</sup>/Fe) = -0,44 V y E<sup>0</sup>(Cd<sup>2+</sup>/Cd) = -0,40 V para justificar cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:**



Para que una reacción redox sea espontánea, se tiene que cumplir que la especie reducida del par de potencial de reducción estándar más negativo reduzca, oxidándose ella, a la especie oxidada del par de potencial estándar menos negativo. Por tanto:

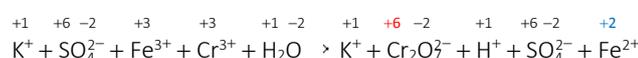
- a) Como el potencial de reducción estándar del par Fe<sup>2+</sup>/Fe es menor que el del par Cu<sup>2+</sup>/Cu, debe ser el Fe el que reduzca al Cu<sup>2+</sup>, oxidándose él. Es decir, la reacción espontánea es la inversa. **No es espontánea.**
- b) Como el potencial de reducción estándar del par Cd<sup>2+</sup>/Cd es menor que el del par Cu<sup>2+</sup>/Cu, debe ser el Cd el que reduzca al Cu<sup>2+</sup>, oxidándose él. **Es espontánea.**
- c) Como el potencial de reducción estándar del par Fe<sup>2+</sup>/Fe es menor que el del par Cd<sup>2+</sup>/Cd, debe ser el Fe el que reduzca al Cd<sup>2+</sup>, oxidándose él. Es decir, la reacción espontánea es la inversa. **No es espontánea.**

**48. Ajusta la siguiente ecuación y, a partir de los datos de los potenciales estándar de reducción, justifica en qué sentido la reacción es espontánea:**



Datos: E<sup>0</sup>(Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>) = 0,77 V; E<sup>0</sup>(Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup>) = 1,33 V.

Evalúa el número de oxidación de cada elemento en cada especie, disociada en sus iones si es posible:



Escribe las semirreacciones y ajusta los oxígenos, los hidrógenos y las cargas:

Semirreacción de oxidación:  $2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción:  $(\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 1 \text{e}^-) \cdot 6$

Suma las dos semirreacciones y obtienes la ecuación iónica:



Añade los iones sulfato y potasio necesarios y escribe la ecuación en su forma molecular:



Teniendo en cuenta los potenciales de reducción, observa que el del par  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  es menor que el del par  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ . Por tanto, el  $\text{Fe}^{2+}$  debe reducir al  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , oxidándose él. Es decir, **la reacción se producirá espontáneamente en el sentido inverso al dado** en el enunciado:



#### 49. Responde justificando la respuesta:

a) **¿Es posible conservar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en otro recipiente de plata?**

b) **¿Y una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de cinc metálico? ¿Y si el recipiente es de cobre metálico?**

**Datos:**  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,74 \text{ V}$ .

a) Si se deposita una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio, se producirán las siguientes semirreacciones:

Semirreacción de oxidación:  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Esto es porque:

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} > E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$$

Estas semirreacciones son espontáneas y el nitrato de cobre(II) no será estable, depositándose cobre metálico. Por tanto, **no se puede emplear** un recipiente de aluminio para contener una disolución de nitrato de cobre(II).

En el caso de un recipiente de plata:

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

No se producirá la reducción del  $\text{Cu}^{2+}$  y no se depositará cobre metálico. Por tanto, **sí se puede emplear** un recipiente de plata.

b) El razonamiento es análogo al del apartado anterior.

Si se deposita cloruro de hierro(II) en un recipiente de cinc metálico, se producirán las siguientes reacciones:

Semirreacción de oxidación:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción:  $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

Esto es porque:

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,74 \text{ V}$$

Estas semireacciones son espontáneas y el cloruro de hierro(II) no será estable, depositándose hierro metálico. Por tanto, **no se puede emplear** un recipiente de cinc para contener una disolución de nitrato de cobre(II).

En el caso de un recipiente de cobre metálico:

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V} < E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

No se producirá la reducción del  $\text{Fe}^{2+}$  y no se depositará hierro metálico. Por tanto, **sí se puede emplear** un recipiente de cobre.

## Electrolisis

**50.** Se hace circular durante 7 horas y 30 min una corriente de 1,25 A a través de una celda electrolítica que contiene ácido sulfúrico diluido, obteniéndose oxígeno e hidrógeno.

a) ¿Qué reacciones tienen lugar en cada semicelda?

b) ¿Qué volumen de cada gas se generará?, medidos a 0 °C y 1 atm de presión.

Datos:  $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) Por los productos se deduce que se trata de la electrolisis del agua. En el ánodo se produce la semirreacción de oxidación y en el cátodo la de reducción:



b) Aplicando la segunda ley de Faraday, calcula la masa de oxígeno generada en el ánodo:

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{O}_2} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,25\text{ A} \cdot 27000\text{ s}}{4 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 2,798\text{ g}$$

Halla la cantidad de oxígeno que corresponde con esta masa:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M(\text{O}_2)} = \frac{2,798\text{ g}}{32,00\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,087435\text{ mol}$$

Finalmente, determina el volumen de oxígeno con la ecuación de estado de los gases ideales. Ten en cuenta, como siempre, las condiciones de presión y temperatura del enunciado:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,087435\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = 1,957\text{ L} \approx \mathbf{2,0\text{ L}}$$

Procede de la misma manera para calcular la masa de hidrógeno depositada en el cátodo:

$$M(\text{H}_2) = 1,008 \cdot 2 = 2,016\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{H}_2} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,25\text{ A} \cdot 27000\text{ s}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 0,3525\text{ g}$$

Halla la cantidad de hidrógeno que equivale a esta masa:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,3525\text{ g}}{2,016\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,17485\text{ mol}$$

Finalmente, determina el volumen de hidrógeno con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,17485\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = 3,914\text{ L} \approx \mathbf{3,9\text{ L}}$$

**51.** Conseguimos cobre metálico realizando la electrolisis de una disolución de sulfato de cobre(II). Al hacer pasar una corriente de 5 A durante 1 hora se depositan 5,932 g de cobre metálico. Determina la masa atómica del cobre.

Dato:  $F = 96\,500\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

La semirreacción que tiene lugar es:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .

Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Despeja la masa molar de la expresión anterior, sustituye y opera:

$$M(\text{Cu}) = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{5,932 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{5 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s}} = \mathbf{63,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

**52.** Una corriente eléctrica de 5 A circula durante 15 min atravesando una disolución de una sal de cinc. En este tiempo se depositan 1,524 g de cinc en el cátodo.

a) Calcula la masa atómica del cinc.

b) Calcula la masa de cinc que se deposita al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora.

Dato:  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) La semirreacción que tiene lugar es:  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$ .

Según la segunda ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot Q = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Despeja la masa molar de la expresión anterior, sustituye y opera:

$$M(\text{Zn}) = \frac{m \cdot z \cdot F}{I \cdot t} = \frac{1,524 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{5 \text{ A} \cdot 900 \text{ s}} = \mathbf{65,36 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

b) Aplica de nuevo la segunda ley de Faraday, calcula la masa de cinc que se deposita al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora. Sustituye y opera:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{65,36 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 10 \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 3600 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = \mathbf{12,19 \text{ g}}$$

**53.** Una primera cuba electrolítica contiene una disolución de sulfato de níquel(II). Conectada en serie a la primera hay una segunda cuba con nitrato de plata disuelto. Se hace pasar una corriente continua. Se depositan 0,5 g de plata. Determina:

a) La masa de níquel depositada en la primera cuba.

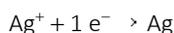
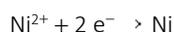
b) La cantidad de electrones intercambiados (en mol).

c) El tiempo necesario si por la pila circulan 2,5 A.

Dato:  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

a) Como ambas cubas están conectadas en serie, circulará por ambas la misma intensidad de corriente. Y durante el mismo tiempo, la misma cantidad de carga,  $Q$ .

Las dos semirreacciones son de reducción:



Aplica la segunda ley de Faraday. Una vez para la plata y otra para el níquel, consigues dos expresiones:

$$m_{\text{Ag}} = \frac{M(\text{Ag}) \cdot Q}{1 \cdot F} \quad m_{\text{Ni}} = \frac{M(\text{Ni}) \cdot Q}{2 \cdot F}$$

Despejando la carga de ambas expresiones:  $Q = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Ni}} \cdot 2 \cdot F}{M(\text{Ni})}$ .

Despeja la masa de níquel depositada:

$$\frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{m_{\text{Ni}} \cdot 2 \cdot F}{M(\text{Ni})} \Rightarrow m_{\text{Ni}} = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot M(\text{Ni})}{2 \cdot M(\text{Ag})}$$

Como se depositan 0,5 g de plata:

$$m(\text{Ni}) = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 58,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \cdot 107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \mathbf{0,136 \text{ g}}$$

b) Calcula la cantidad de electrones a partir de la masa:

$$0,5 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107,9 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol de electrones}}{1 \text{ mol de Ag}} = \mathbf{4,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol de electrones}}$$

c) Halla la carga Q:

$$Q = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot F}{M(\text{Ag})} = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 1 \cdot 96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 447,3 \text{ C}$$

Halla el tiempo necesario si por la pila circulan 2,5 A:

$$Q = I \cdot t \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{447,3 \text{ C}}{2,5 \text{ A}} = \mathbf{179 \text{ s}}$$

## QUÍMICA EN TU VIDA (página 294)

### INTERPRETA

#### 1. ¿Cómo funciona una *metrolinera*?

Como hemos leído en el texto y podemos ver en la figura, una *metrolinera* es una instalación que aprovecha la energía cinética que se produce cuando un tren reduce su velocidad y la transforma en energía eléctrica. Para ello necesita acumuladores que almacenen la energía producida durante el frenado de los trenes en forma de energía química. Esta energía química se utiliza después para recargar las baterías de los vehículos eléctricos.

### REFLEXIONA

#### 2. ¿Qué otras aplicaciones se te ocurren para las *metrolineras* además de la recarga de los vehículos eléctricos?

Además de la recarga de vehículos eléctricos, *metrolineras* podrían tener las siguientes aplicaciones:

- Autoconsumo de los aparatos electrónicos del propio tren (apertura de puertas, iluminación, climatización, etc.).
- Recarga de dispositivos móviles (teléfonos, tabletas, ordenadores portátiles, etc.).
- Alimentación del sistema de iluminación de los edificios del metro.
- Recarga de bicicletas eléctricas del sistema público de la ciudad, si cuenta con este servicio.

### USA LAS TIC

#### 3. Investiga de qué materiales se construyen los electrodos que forman parte del sistema de almacenamiento de las *metrolineras*.

Los electrodos que forman parte de los acumuladores de una *metrolinera* se podrían fabricar de materiales tradicionales como plomo-ácido o níquel-hierro, o de ion litio, como la mayoría de las actuales. Pero la tendencia hoy en día es utilizar nuevos materiales que están revolucionando el mercado, como el grafeno y los polímeros. El grafeno sería un gran candidato para este fin, y ya se está estudiando su aplicación en baterías que se caracterizarían por ser ligeras, compactas y con una larga vida útil.