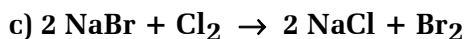
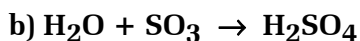
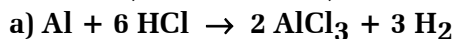


## Capítulo 7: Reacciones de oxidación-reducción

### ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

---

1\*. Indica, razonadamente, si cada una de las siguientes transformaciones es una reacción redox, identificando, en su caso, el agente oxidante y el reductor.



*Solución*

a) Tanto el aluminio como el hidrógeno sufren cambios en su número de oxidación: sí es una reacción redox. El aluminio (*n.o.* = 0) se transforma en catión aluminio  $\text{Al}^{+3}$  (*n.o.* = +3), por lo que su número de oxidación ha aumentado, se oxida, luego es el reductor. El H del cloruro de hidrógeno (*n.o.* = +1) pasa a hidrógeno (*n.o.* = 0), disminuye su número de oxidación, se reduce y es el oxidante.

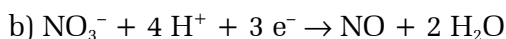
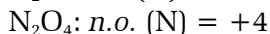
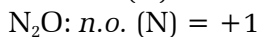
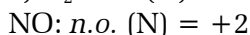
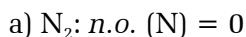
b) Ningún átomo cambia su número de oxidación, luego no es una reacción redox.

c) Cambian el bromo y el cloro: sí es una reacción redox. El anión bromuro (*n.o.* = -1) pasa a bromo (*n.o.* = 0), aumenta su número de oxidación, se oxida, luego es el reductor. Por su parte, el cloro (*n.o.* = 0) pasa a anión cloruro (*n.o.* = -1), disminuye su número de oxidación, se reduce y es el oxidante.

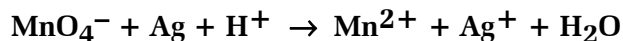
2\*. a) Indica los números de oxidación del nitrógeno en las siguientes moléculas:  $\text{N}_2$ ; NO;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

b) Escribe la semirreacción de reducción del  $\text{HNO}_3$  a NO.

*Solución*



3\*. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



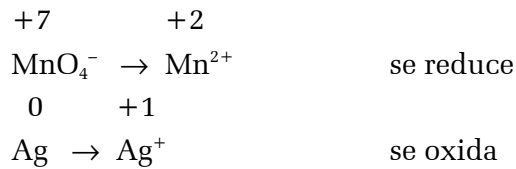
a) Ajusta esta reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcula la masa de plata metálica que podría ser oxidada por 50 mL de una disolución acuosa de  $\text{MnO}_4^-$  0,2 M.

*Solución*

a) · **Etapa 1.** Identificamos los átomos que experimentan modificaciones en su número de oxidación.

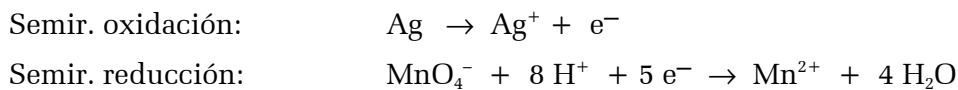
Los elementos que se oxidan y se reducen son el Mn y la Ag:



• **Etapa 2.** *Ajuste de las semirreacciones de oxidación y reducción por separado.*

Se escriben las semirreacciones de oxidación y reducción y se ajustan respecto a los átomos y a la carga eléctrica. En primer lugar se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen, después se ajustan por este orden, los oxígenos, hidrógenos y cargas eléctricas:

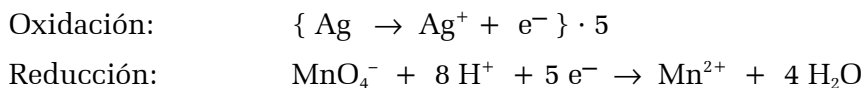
Al estar en medio ácido, en el miembro de la semirreacción con menos átomos de oxígeno se añade una molécula de agua por cada átomo de oxígeno que falte. Los átomos de hidrógeno introducidos con el agua en un miembro de la semirreacción se ajustan con iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) en el miembro contrario:



• **Etapa 3.** *Se iguala el número de electrones que aparece en las dos semirreacciones de oxidación y de reducción.*

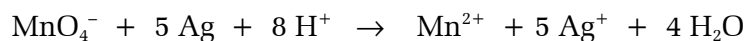
El número de electrones intercambiados en las dos semirreacciones debe ser el mismo, ya que los electrones que ceden las especies que se oxidan se transfieren a las que se reducen.

En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 5.



• **Etapa 4.** *Se escribe la ecuación iónica global por combinación de las dos semirreacciones.*

Para obtener la ecuación iónica ajustada, una vez ajustadas las dos semirreacciones en átomos y en cargas, e igualado el número de electrones, se suman ambas. Se eliminan los electrones que aparezcan en los dos miembros. Se simplifican las moléculas de agua y los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  cuando aparezcan en ambos miembros.



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada; 2) calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan, en este caso 50 mL de disolución de  $\text{MnO}_4^-$  0,2 M:

$$n = c V = 0,2 \cdot 0,05 = 0,01 \text{ mol de aniones permanganato}$$

3) Calculamos la cantidad de átomos de plata mediante la proporción estequiométrica:

$$\frac{1 \text{ mol de MnO}_4^-}{\text{oxida a 5 mol de Ag}} = \frac{0,01 \text{ mol de MnO}_4^-}{\text{oxidarán } n \text{ moles de plata}}; \quad n = 5 \cdot 0,01 = 0,05 \text{ mol de átomos Ag}$$

4) Calculamos la magnitud que nos piden, teniendo en cuenta que la masa molar de la plata vale 107,87 g/mol:

$$m = n M = 0,05 \cdot 107,87 = 5,39 \text{ g de plata}$$

4\*. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno dando azufre elemental, monóxido de nitrógeno y agua.

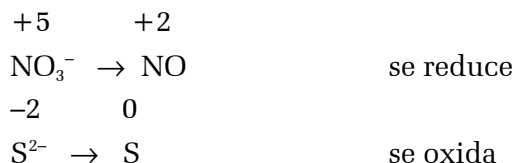
a) Escribe y ajusta por el método del ion-electrón la ecuación correspondiente.

b) Determina el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 60 °C y 1 atm, necesario para que reaccione con 500 mL de ácido nítrico 0,2 M.

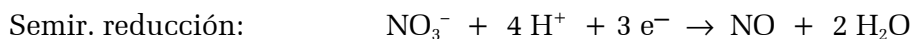
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

Los elementos que se oxidan y se reducen son el N y el S:

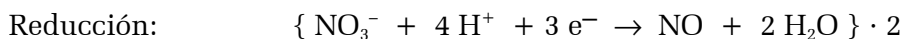
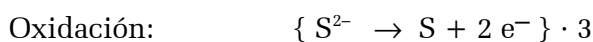


· **Etapa 2.**

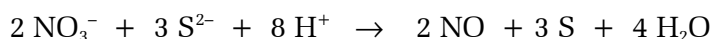


· **Etapa 3.**

En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 3 y la segunda por 2.

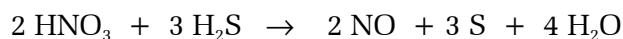


· **Etapa 4.**



Se escribe la ecuación redox completa.

En el problema anterior no lo hicimos por que desconocíamos las sustancias que intervenían, pero en éste podemos reemplazar las especies iónicas de la ecuación anterior por las sustancias que intervienen en el proceso:



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada; 2) calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan, en este caso 500 mL de ácido nítrico 0,2 M:

$$n = c V = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ mol de HNO}_3$$

3) Calculamos la cantidad de H<sub>2</sub>S mediante la proporción estequiométrica:

$$\frac{3 \text{ mol de H}_2\text{S se oxidan}}{\text{con 2 mol de HNO}_3} = \frac{n \text{ mol de H}_2\text{S se oxidarán}}{\text{con 0,1 mol de HNO}_3}; \quad n = \frac{3 \cdot 0,1}{2} = 0,15 \text{ mol de moléculas H}_2\text{S}$$

4) Calculamos la magnitud que nos piden:

$$V = n R T / P = 0,15 \cdot 0,082 \cdot (273 + 60) / 1 = 4,1 \text{ L de H}_2\text{S}$$

5\*. Dada la siguiente reacción redox en medio acuoso:



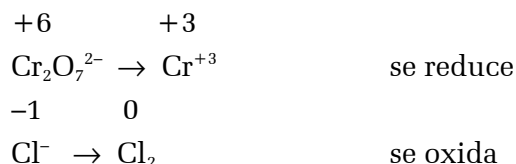
a) Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.

b) Calcula la molaridad de la disolución de HCl si cuando reaccionan 25 mL de la misma con exceso de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  producen 0,3 L de  $\text{Cl}_2$  medidos en condiciones normales.

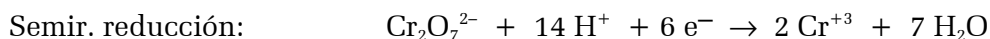
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

Los elementos que se oxidan y se reducen son el Cl y el Cr:

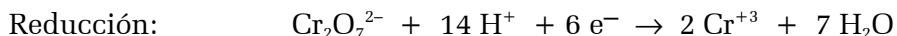
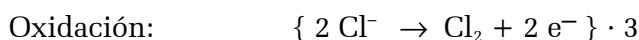


· **Etapa 2.**

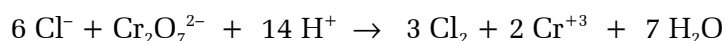


· **Etapa 3.**

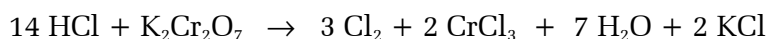
En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 3:



· **Etapa 4.**



La ecuación completa será:



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada; 2) calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan, en este caso 0,3 L de cloro en condiciones normales:

$$n = V / V_{\text{molar}} = 0,3 / 22,4 = 0,013 \text{ mol de moléculas Cl}_2$$

Podemos hacer el cálculo con la ecuación  $P V = n R T$ , que nos dará el mismo resultado.

3) Calculamos la cantidad de HCl mediante la proporción estequiométrica:

$$\frac{14 \text{ mol de HCl}}{\text{producen 3 mol de Cl}_2} = \frac{n \text{ mol de HCl}}{\text{producirán 0,013 mol de Cl}_2}; \quad n = \frac{14 \cdot 0,013}{3} = 0,06 \text{ mol de HCl}$$

4) Calculamos la magnitud que nos piden:

$$[\text{HCl}] = n / V = 0,06 / 0,025 = 2,4 \text{ M}$$

6\*. El nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , reacciona con el monóxido de manganeso,  $\text{MnO}$ , en medio básico de hidróxido de potasio,  $\text{KOH}$ , para dar manganato de potasio,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , nitrito de potasio,  $\text{KNO}_2$ , y agua.

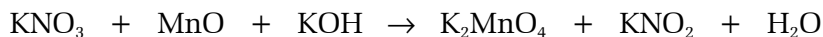
a) Ajusta la ecuación por el método del ión electrón.

b) Calcula la cantidad de nitrato de potasio necesaria para obtener 170 g de nitrito de potasio si la reacción tiene un rendimiento del 80 %.

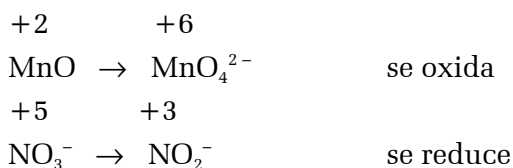
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

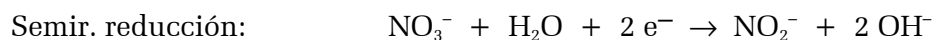
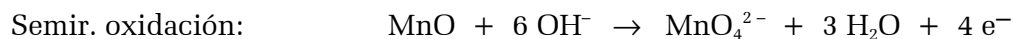
La ecuación química sin ajustar es la siguiente:



Los elementos que se oxidan y se reducen son el Mn y el N:

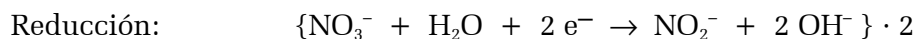


· **Etapa 2.**

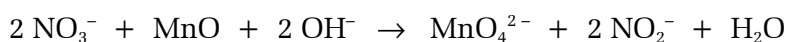


· **Etapa 3.**

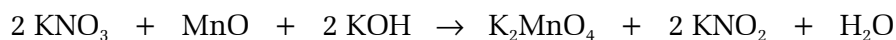
En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la segunda semirreacción por 2:



· **Etapa 4.** La ecuación iónica ajustada es:



Añadiendo los iones potasio (ion espectador), se obtiene la ecuación completa ajustada:



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada. 2) Calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan.

Si se obtienen 170 g de nitrito de potasio y la reacción tiene un rendimiento del 80 %, la cantidad teórica de nitrito de potasio que se debería obtener sería:

$$m = 170 \text{ g} \cdot 100/80 = 212,5 \text{ g de KNO}_2$$

Como la masa molar del  $\text{KNO}_2$  es 85 g/mol:

$$n = 212,5/85 = 2,5 \text{ mol de KNO}_2$$

3) De la estequiometría de la reacción vemos que a partir de 2 moles de  $\text{KNO}_3$  se obtienen 2 moles de  $\text{KNO}_2$ . Por lo que la cantidad de sustancia de nitrato de potasio que se necesita es:

$$n = 2,5 \text{ mol de KNO}_3$$

7\*. El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

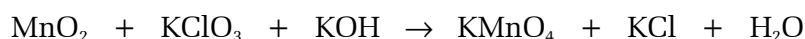
a) Ajusta la ecuación por el método del ion-electrón.

b) Calcula la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0,35 g de clorato de potasio.

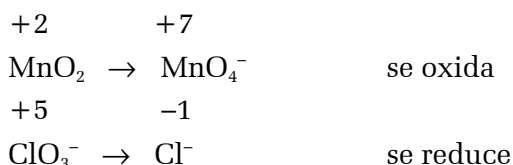
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

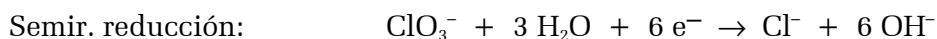
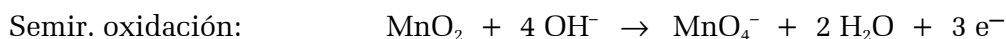
La ecuación química sin ajustar es la siguiente:



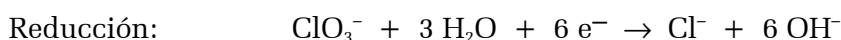
Los elementos que se oxidan y se reducen son el Mn y el Cl:



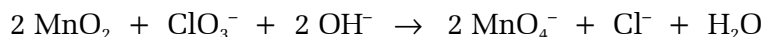
· **Etapa 2.**



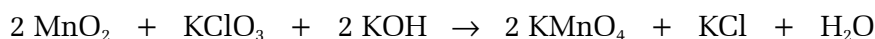
· **Etapa 3.** En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 2:



· **Etapa 4.** La ecuación iónica ajustada es:



Añadiendo los iones potasio (ion espectador), se obtiene la ecuación completa ajustada:



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada; 2) calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan, en este caso 0,35 g de clorato de potasio:

Como la masa molar del  $\text{KClO}_3$  es 122,5 g/mol:

$$n = 0,35/122,5 = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{KClO}_3$$

3) La estequiometría de la reacción nos informa de que 2 mol de  $\text{MnO}_2$  reaccionan con 1 mol de  $\text{KClO}_3$ . Por lo que la cantidad de sustancia de dióxido de manganeso que reacciona es:

$$n = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{KClO}_3 \cdot 2 \text{ mol } \text{MnO}_2/1 \text{ mol } \text{KClO}_3 = 5,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{MnO}_2$$

Calculamos la masa de  $\text{MnO}_2$ , teniendo en cuenta que su masa molar vale 87 g/mol:

$$m = n M = 5,72 \cdot 10^{-3} \cdot 87 = 0,498 \text{ g de } \text{MnO}_2$$

Por lo que la riqueza de dióxido de manganeso en la muestra será:

$$\% \text{ riqueza} = \frac{m_{\text{MnO}_2}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 = \frac{0,498}{1} \cdot 100 = 49,8 \%$$

8\*. En una valoración, 31,25 mL de una disolución 0,1 M de  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17,38 mL de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa dióxido de carbono y el permanganato a  $\text{Mn}^{2+}$ :

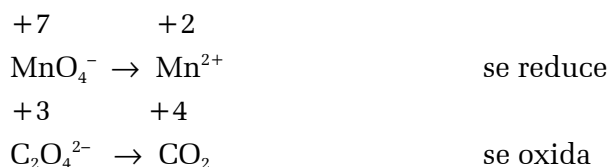
a) Ajusta la ecuación iónica por el método del ion-electrón.

b) Calcula la concentración de la disolución de permanganato de potasio.

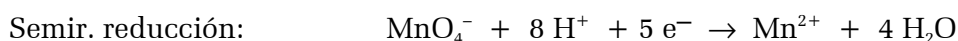
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

Los elementos que se oxidan y se reducen son el Mn y el C:

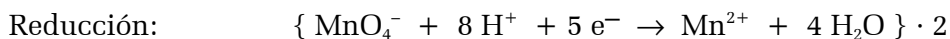


· **Etapa 2.**

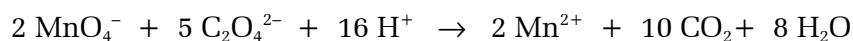


· **Etapa 3.**

En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 5 y la segunda por 2.



· **Etapa 4.**



En este problema no es necesario escribir la ecuación molecular para realizar los cálculos del apartado siguiente. Si se desea la podemos escribir, aunque no sabemos cuál es el ácido empleado. Normalmente usaremos ácido sulfúrico, clorhídrico o nítrico. Si escogemos el HCl, la ecuación será:



b) Seguimos los pasos de cualquier estequiometría: 1) ya tenemos la ecuación ajustada; 2) calculamos la cantidad de sustancia del dato que nos dan, en este caso 31,25 mL de disolución de oxalato de sodio 0,1 M:

$$n = c V = 0,1 \cdot 0,03125 = 3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol de iones } \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$$

3) Calculamos la cantidad de iones  $\text{MnO}_4^-$  mediante la proporción estequiométrica:

$$\frac{5 \text{ mol de } \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \text{ se oxidan}}{\text{con 2 mol de } \text{MnO}_4^-} = \frac{3,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \text{ se oxidarán}}{\text{con } n \text{ mol de } \text{MnO}_4^-};$$

$$n = \frac{3,125 \cdot 10^{-3} \cdot 2}{5} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol de iones } \text{MnO}_4^-$$

4) Calculamos la magnitud que nos piden:

$$[\text{MnO}_4^-] = n / V = 1,25 \cdot 10^{-3} / 17,38 \cdot 10^{-3} = 0,072 \text{ M}$$

9. El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , puede actuar como oxidante (se produce agua) o como reductor (se produce oxígeno molecular). Escribe las ecuaciones ajustadas de las siguientes reacciones:

a) Oxidación del sulfuro de sodio a sulfato, por  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

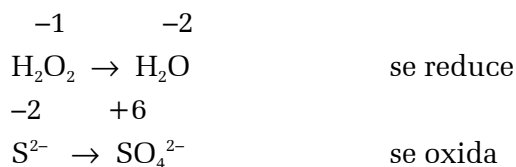
b) Reducción del  $\text{KMnO}_4$  a iones  $\text{Mn}^{2+}$  por la acción del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en medio sulfúrico.

c) Calcula el equivalente del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en las dos reacciones.

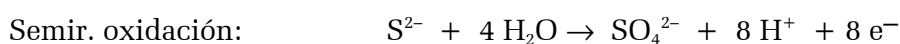
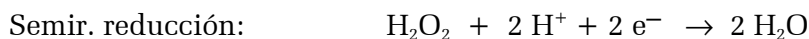
*Solución*

a) · **Etapa 1.**

Los elementos que se oxidan y se reducen son el O y el S:

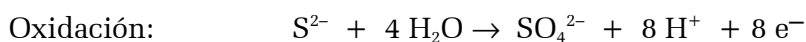
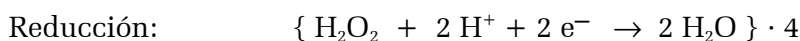


· **Etapa 2.**

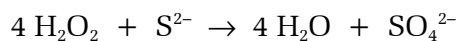


· **Etapa 3.**

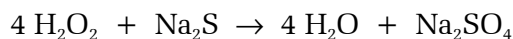
En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 4:



· **Etapa 4.**

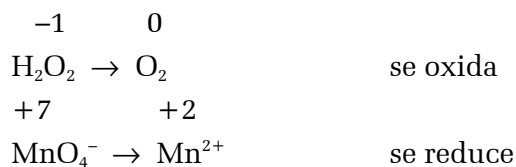


La ecuación ajustada será:



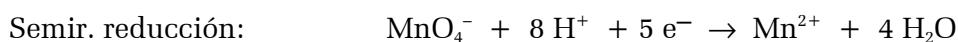
b) · **Etapa 1.**

Los elementos que se oxidan y se reducen son el O y el Mn:



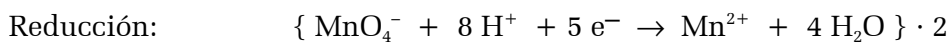
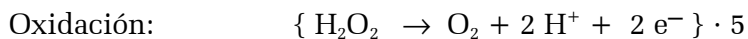


• **Etapa 2.**

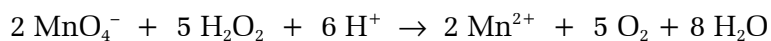


• **Etapa 3.**

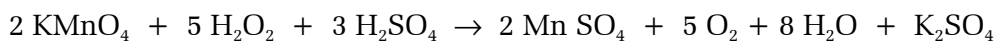
En este caso, para igualar el número de electrones, es necesario multiplicar la primera semirreacción por 5 y la segunda por 2.



• **Etapa 4.** Al sumar las semirreacciones simplificamos los iones  $\text{H}^+$  que aparecen en ambos miembros.



La ecuación ajustada será:



c) En ambas reacciones, tanto la oxidación como la reducción del  $\text{H}_2\text{O}_2$ , son 2 mol de electrones los que se ponen en juego, por lo que el equivalente vale lo mismo en las dos:

$$Eq = \frac{M}{n} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g/eq}$$

**10\*.** Una pila electroquímica se representa por:  $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} (1 \text{ M}) || \text{Sn}^{2+} (1 \text{ M}) | \text{Sn}$ .

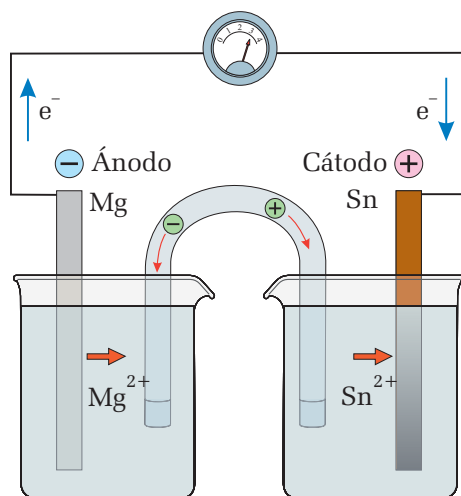
a) Dibuja un esquema de la misma indicando el electrodo que hace de ánodo y el que hace de cátodo.

b) Escribe las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.

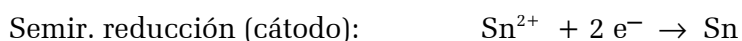
c) Indica el sentido del movimiento de los electrones por el circuito exterior.

*Solución*

a y c)



b)



11\*. La notación de una pila electroquímica es:  $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Au}^{3+} (1 \text{ M}) \mid \text{Au}$ .

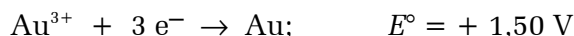
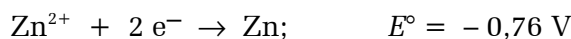
a) Calcula el potencial estándar de la pila.

b) Escribe y ajusta la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.

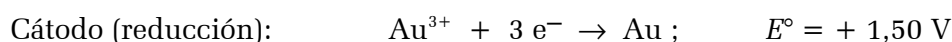
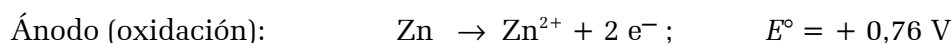
c) Indica la polaridad de los electrodos.

*Solución*

a) Según la tabla, sus potenciales son:

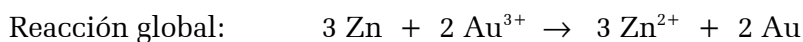
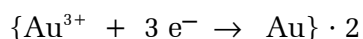
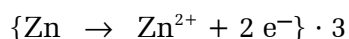


Como el potencial de reducción del electrodo de oro es el mayor, éste será el que se reduzca y obligará al electrodo de cinc a oxidarse.



El potencial estándar de la pila es:  $E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,76 + 1,50 = 2,26 \text{ V}$

b) Igualando el número de electrones y sumando las dos semirreacciones obtenemos la ecuación global de la pila:



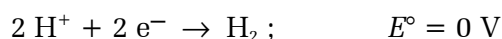
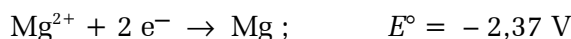
c) Puesto que de la barra de Zn salen iones  $\text{Zn}^{2+}$  que dejan sus dos electrones en ella, será el **polo negativo** (ánodo).

Como a la barra de Au van los iones  $\text{Au}^{3+}$ , que toman tres electrones, quitándole cargas negativas, ella será el **polo positivo** (cátodo).

12\*. El potencial de reducción estándar del  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  es  $-2,34 \text{ V}$ . Razona cuál será el electrodo que actúa como ánodo y cuál como cátodo cuando se construye una pila con el electrodo de magnesio y un electrodo normal de hidrógeno.

*Solución*

Según la tabla, sus potenciales son:



Como el potencial de reducción del electrodo de hidrógeno es el mayor, éste será el que se reduzca (cátodo) y obligará al electrodo de magnesio a oxidarse (ánodo).

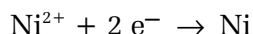


**13\*.- Se electroliza una disolución acuosa de cloruro de níquel (II) pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcula:**

- a) La masa de níquel depositada en el cátodo.**  
**b) El volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo.**

*Solución*

- a) En el cátodo (polo negativo) se produce la reducción del ion níquel (II):



Según la ecuación se necesitan 2 mol de electrones (equivalente a una carga eléctrica de  $2 \cdot 96500 \text{ C}$ ) para obtener 1 mol de níquel. La carga que ha circulado es:

$$q = I \Delta t = 0,1 \cdot 20 \cdot 3600 = 7200 \text{ C}$$

Podemos obtener la cantidad de sustancia de níquel con la relación estequiométrica:

$$\frac{2 \cdot 96500 \text{ C}}{1 \text{ mol Ni}} = \frac{7200 \text{ C}}{n}; \quad n = \frac{7200}{2 \cdot 96500} = 0,037 \text{ mol Ni}$$

La masa será:

$$m = n M = 0,037 \cdot 58,71 = 2,17 \text{ g}$$

- b) En el ánodo se produce la oxidación del cloro:



Podríamos usar una relación como la anterior para obtener la cantidad de cloro, pero no es necesario ya que será igual a la de níquel pues en ambos casos se precisan 2 mol de electrones para obtener 1 mol ya sea de níquel o de cloro. Luego:

$$n = 0,037 \text{ mol de Cl}_2$$

Como 1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 L, el volumen ocupado por 0,037 mol será:

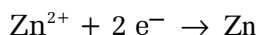
$$V = 0,037 \cdot 22,4 = 0,83 \text{ L}$$

**14\*. Al realizar la electrólisis de cloruro de cinc fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24,5 g de cinc metálico en el cátodo. Calcula:**

- a) El tiempo que ha durado la electrólisis.**  
**b) El volumen de cloro liberado en el ánodo, medido en condiciones normales.**

*Solución*

- a) En el cátodo (polo negativo) se produce la reducción del ion cinc (II):



Según la ecuación se necesitan 2 mol de electrones (equivalente a una carga eléctrica de  $2 \cdot 96500 \text{ C}$ ) para obtener 1 mol de cinc. La cantidad de cinc obtenida en la electrólisis es:

$$n = m / M = 24,5 / 65,37 = 0,37 \text{ mol de átomos de cinc}$$

Podemos obtener la carga eléctrica necesaria con la relación estequiométrica:

$$\frac{2 \cdot 96500 \text{ C}}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{q}{0,37 \text{ mol Zn}}; \quad q = 2 \cdot 96500 \cdot 0,37 = 71410 \text{ C}$$

A partir de la definición de intensidad de corriente eléctrica obtendremos el tiempo necesario:

$$\Delta t = q / I = 71410 / 3 = 23803,3 \text{ s}$$

- b) En el ánodo se produce la oxidación del cloro:



En ambos casos se precisan 2 mol de electrones para obtener 1 mol de cinc o de cloro. Luego, con la misma carga se obtendrá la misma cantidad de cloro que la calculada para el cinc:

$$n = 0,37 \text{ mol de Cl}_2$$

Como 1 mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 L, el volumen ocupado por 0,037 mol será:

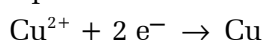
$$V = 0,37 \cdot 22,4 = 8,3 \text{ L}$$

**15\*. Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa 0,1 M de iones  $\text{Cu}^{2+}$ . ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?**

**b) ¿Qué intensidad de corriente eléctrica hay que hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones  $\text{Au}^{3+}$  si se quiere obtener 1 g de oro metálico en 30 minutos?**

*Solución*

a) En el cátodo (polo negativo) se produce la reducción del ion cobre (II):



Según la ecuación se necesitan 2 mol de electrones (equivalente a una carga eléctrica de  $2 \cdot 96500 \text{ C}$ ) para obtener 1 mol de cobre. La cantidad de cobre obtenida en la electrólisis es:

$$n = c V = 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ mol de átomos de cobre}$$

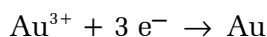
Podemos obtener la carga eléctrica necesaria con la relación estequiométrica:

$$\frac{2 \cdot 96500 \text{ C}}{1 \text{ mol Cu}} = \frac{q}{0,025 \text{ mol Cu}}; \quad q = 2 \cdot 96500 \cdot 0,025 = 4825 \text{ C}$$

A partir de la definición de intensidad eléctrica obtendremos el tiempo necesario:

$$\Delta t = q / I = 4825 / 1,5 = 3216,7 \text{ s}$$

b) En el cátodo (polo negativo) se produce la reducción del ion oro (III):



Según la ecuación se necesitan 3 mol de electrones (equivalente a una carga eléctrica de  $3 \cdot 96500 \text{ C}$ ) para obtener 1 mol de oro. La cantidad de oro obtenida en la electrólisis es:

$$n = m / M = 1 / 197 = 5,076 \cdot 10^{-3} \text{ mol de átomos de oro}$$

Podemos obtener la carga eléctrica necesaria con la relación estequiométrica:

$$\frac{3 \cdot 96500 \text{ C}}{1 \text{ mol Au}} = \frac{q}{5,076 \cdot 10^{-3} \text{ mol Au}}; \quad q = 3 \cdot 96500 \cdot 5,076 \cdot 10^{-3} = 1469,5 \text{ C}$$

La intensidad de corriente eléctrica será:

$$I = q / \Delta t = 1469,5 / 30 \cdot 60 = 0,82 \text{ A}$$

**16\*. En la industria, la electrólisis del cloruro de sodio en fusión permite la obtención de sodio metálico y cloro gaseoso.**

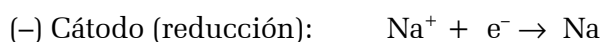
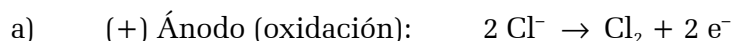
**Se hace circular durante una hora una corriente eléctrica de 195 kA por una celda electrolítica industrial que contiene cloruro de sodio fundido.**

**a) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y el cátodo de la celda.**

**b) Calcula los moles de electrones que han circulado por la celda.**

**c) Calcula las masas de sodio y de cloro gaseoso que se obtendrán en la electrólisis.**

*Solución*



b) Podemos calcular la carga que ha circulado por la celda:

$$q = I \Delta t = 195000 \cdot 3600 = 7,02 \cdot 10^8 \text{ C}$$

La cantidad de electrones será:

$$n = 7,02 \cdot 10^8 / 96500 = 7274,6 \text{ mol de electrones}$$

c) las cantidades de cloro y sodio las obtenemos con las relaciones estequiométricas:

$$\frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \text{ mol electrones}} = \frac{n}{7274,6 \text{ mol electrones}}; \quad n = \frac{7274,6}{2} = 3637,3 \text{ mol de Cl}_2$$

$$\frac{1 \text{ mol de Na}}{1 \text{ mol electrones}} = \frac{n}{7274,6 \text{ mol electrones}}; \quad n = 7274,6 \text{ mol de Na}$$

Las masas son:

$$m = n M = 3637,3 \cdot 71 = 258\,248 \text{ g de cloro}; \quad m = n M = 7274,6 \cdot 23 = 167\,316 \text{ g de sodio}$$