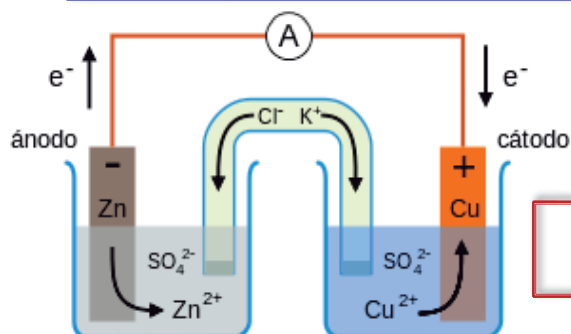


Tema 08 a Introducción a la Electroquímica



IES Padre Manjón
Eduardo Eisman Molina

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

1.- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$:

- Escriba la reacción global de la pila que se podría construir.
- Indique cuál es el cátodo y cuál el ánodo.
- ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila, en condiciones estándar?

a) y b) Como el electrodo de Cl_2/Cl^- tiene mayor potencial de reducción actuará como cátodo.



c) $E^0_{\text{pila}} = 1,36 - 0,34 = 1,02 \text{ V}$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

2.- Se construye una pila conectando dos electrodos formados introduciendo una varilla de cobre en una disolución 1'0 M de Cu^{2+} y otra varilla de aluminio en una disolución de Al^{3+} 1'0 M.

a) Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando razonadamente cuál será el cátodo y cuál el ánodo.

b) Escriba la notación de la pila y calcule el potencial electroquímico de la misma, en condiciones estándar

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ V}$.

a) Como el electrodo de Cu^{2+}/Cu tiene mayor potencial de reducción actuará como cátodo:



b) Notación de la pila:



$$E^0_{\text{pila}} = 0,34 + 1,67 = 2,01 \text{ V}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

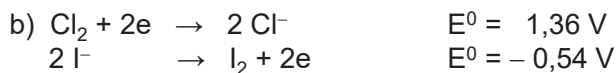
3.- Dados los valores de potencial de reducción estándar de los sistemas: $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1,36 \text{ V}$; $\text{Br}_2 / \text{Br}^- = 1,07 \text{ V}$ y $(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$. Indique razonadamente:

a) ¿Cuál es la especie química más oxidante entre las mencionadas anteriormente?

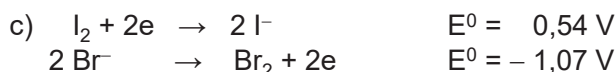
b) ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ion yoduro?

c) ¿Es espontánea la reacción entre el yodo y el ion bromuro?

a) Será más oxidante aquella que tenga un potencial de reducción mayor ya que será mayor su tendencia a reducirse. **Por tanto la especie más oxidante será Cl_2/Cl^- .**



Como $E^0 > 0$ y $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 < 0 \rightarrow$ Reacción espontánea.



Como $E^0 < 0$ y $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 > 0 \rightarrow$ Reacción no espontánea.

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

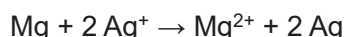
4.- La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M})/\text{Ag}$.

- Calcule el potencial estándar de la pila.
 - Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
 - Indique la polaridad de los electrodos.
- Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36\text{V}$.

a) Como: $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{red-cátodo}} - E^0_{\text{red-ánodo}} \rightarrow E^0_{\text{pila}} = 0,80 - (-2,36) = 3,16 \text{ V}$

o también: $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{red-cátodo}} + E^0_{\text{oxi-ánodo}} \rightarrow E^0_{\text{pila}} = 0,80 + 2,36 = 3,16 \text{ V}$

- b) Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila:



- c) Indique la polaridad de los electrodos.

Ánodo (oxidación): Electrodo negativo: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$

Cátodo (reducción): Electrodo positivo: $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

5.- Se dispone de una disolución acuosa de AgNO_3 1 M.

- Si se sumerge un alambre de cobre, ¿se oxidará? Justifique la respuesta.
 - Si el alambre fuese de oro, ¿se oxidaría? Justifique la respuesta.
 - Si se produce reacción, escriba y ajuste la ecuación correspondiente.
- Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$

- a) Como el potencial de reducción: **$E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$**

la plata se reducirá obligando al cobre a oxidarse.

- b) Como el potencial de reducción: **$E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) > E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag})$**

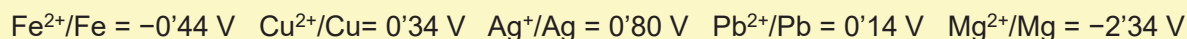
el oro se reducirá obligando al cobre a oxidarse.

- c) $2.(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag})$ $E^0 = 0,80 \text{ V}$
 $1.(\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-)$ $E^0 = -0,34 \text{ V}$

Reacción global: $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$ $E^0 = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$

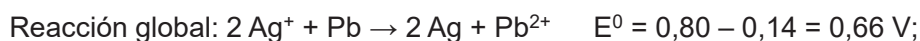
08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

6.- En la tabla siguiente se indican los potenciales estándar de distintos pares en disolución acuosa:



- a) De estas especies, razone: ¿Cuál es la más oxidante? ¿Cuál es la más reductora?
b) Si se introduce una barra de plomo en una disolución acuosa de cada una de las siguientes sales: AgNO_3 , CuSO_4 , FeSO_4 y MgCl_2 , ¿en qué casos se depositará una capa de otro metal sobre la barra de plomo? Justifique la respuesta.

a) La especie más oxidante será la que tenga un mayor potencial de reducción (ya que será también mayor su tendencia a oxidarse). **En este caso el par Ag^+/Ag .**
Por el contrario la especie más reductora será la que tenga un menor potencial de reducción. **En este caso el par Mg^{2+}/Mg .**

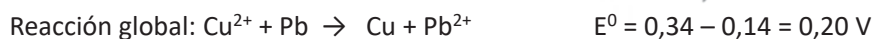


$$\text{Como } E^0 > 0 \text{ y } \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 < 0$$

- **Reacción espontánea y, por tanto, si se produce la deposición de la plata.**

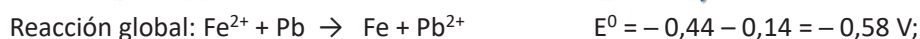
08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

6.- En la tabla siguiente se indican los potenciales estándar...



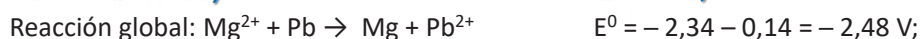
$$\text{Como } E^0 > 0 \text{ y } \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 < 0$$

- **Reacción espontánea y, por tanto, si se produce la deposición del cobre.**



$$\text{Como } E^0 < 0 \text{ y } \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 > 0$$

- **Reacción no espontánea y, por tanto, no se produce la deposición del hierro.**

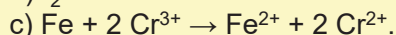
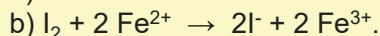
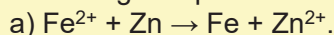


$$\text{Como } E^0 < 0 \text{ y } \Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0 \rightarrow \Delta G^0 > 0$$

- **Reacción no espontánea y, por tanto, no se produce la deposición del magnesio.**

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

7.- Considerando condiciones estándar a 25 °C, justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:



Datos: $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,42 \text{ V}$; $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$.

- Se producirán espontáneamente aquellas en las que $E^\circ_{\text{pila}} > 0$ ya que teniendo en cuenta la relación de proporcionalidad entre la energía libre y el valor y signo de E°_{pila} ($\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^\circ_{\text{pila}}$) podemos establecer que para que la reacción sea espontánea debe cumplirse que si $E^\circ_{\text{pila}} > 0$, supone que $\Delta G^0 < 0$.



El proceso se lleva a cabo de forma espontánea.



El proceso se lleva a cabo mediante electrólisis.



El proceso se lleva a cabo de forma espontánea.

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

8.- Se realiza la electrodeposición completa de la plata que hay en 2 L de una disolución de AgNO_3 . Si fue necesaria una corriente de 1,86 amperios durante 12 minutos, calcule:

a) La molaridad de la disolución de AgNO_3

b) Los gramos de plata depositados en el cátodo. Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

a) Toda la plata que se deposite en el cátodo (donde se produce la reducción):



- Los moles de plata depositados son:

$$n = \frac{Q}{F \cdot n^\circ \text{e}} = \frac{I \cdot t}{F \cdot n^\circ \text{e}} = \frac{1,86 \cdot 12 \cdot 60}{96500 \cdot 1} = 0,014 \text{ mol Ag}$$

$$[\text{AgNO}_3] = \frac{0,014 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Gramos de plata depositados en el cátodo son:

$$0,014 \text{ mol Ag} \cdot \frac{108 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,5 \text{ g de Ag}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

9.- Calcule:

a) Los gramos de cinc depositados en el cátodo al pasar una corriente de 1'87 amperios durante 42'5 minutos por una disolución acuosa de Zn^{2+} .

b) El tiempo necesario para producir 2'79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1'75 amperios por una disolución acuosa de KI.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $Zn = 65'4$; $I = 127$.



$$n = \frac{Q}{F \cdot n^{\circ} e} = \frac{I \cdot t}{F \cdot n^{\circ} e} = \frac{1,87 \cdot 42,5 \cdot 60}{96500 \cdot 2} = 0,025 \text{ mol Zn} \rightarrow 0,025 \text{ mol} \cdot \frac{65,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{1,6 \text{ g Zn}}$$



$$2,79 \text{ g } I_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{254 \text{ g}} = 0,011 \text{ mol } I_2 \rightarrow t = \frac{n \cdot F \cdot n^{\circ} e}{I} = \frac{0,011 \cdot 96500 \cdot 2}{1,75} = \mathbf{1211 \text{ s}}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

10.- En el cátodo de una cuba electrolítica se reduce la especie $Cr_2O_7^{2-}$ a Cr^{3+} , en medio ácido. Calcule:

a) ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir un mol de $Cr_2O_7^{2-}$?

b) Para reducir toda la especie $Cr_2O_7^{2-}$ presente en 20 mL de disolución, se requiere una corriente eléctrica de 2'2 amperios durante 15 minutos. Calcule la carga que se consume, expresada en Faraday, y deduzca cuál será la concentración inicial de $Cr_2O_7^{2-}$.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$.



Por lo que por cada mol de $Cr_2O_7^{2-}$ que se reduce se necesitan 6 moles de electrones.

b) La cantidad de electricidad que se requiere:

$$Q = I \cdot t = 2,2 \cdot 15 \cdot 60 = \mathbf{1980 \text{ C}}$$

que expresada en Faraday es: $1980 \text{ C} \cdot \frac{1 F}{96500 \text{ C}} = \mathbf{0,02 F}$

$$n = \frac{Q}{F \cdot n^{\circ} e} = \frac{0,02 \cdot F}{F \cdot 6} = 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \rightarrow [Cr_2O_7^{2-}] = \frac{3,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,02 \text{ L}} = \mathbf{0,17 \text{ M}}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

11.- Una corriente de 8 A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y un sulfato de cobre la segunda.

a) Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.

b) Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18,95 g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Al} = 27$; $\text{Cu} = 63,5$.



$$n = \frac{I \cdot t}{F \cdot n^{\circ} e} = \frac{8 \cdot 2 \cdot 3600}{96500 \cdot 3} = 0,02 \text{ mol Al} \rightarrow 0,02 \text{ mol Al} \cdot \frac{27 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{5,4 \text{ g de Al}}$$

b) Los moles de cobre depositados con los 18,95 g son:

$$n = 18,95 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63,5 \text{ g}} = \mathbf{0,30 \text{ mol Cu}}$$

$$n = \frac{I \cdot t}{F \cdot n^{\circ} e} \rightarrow n^{\circ} e = \frac{I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{8 \cdot 2 \cdot 3600}{0,30 \cdot 96500} = \mathbf{2}$$

- El estado de oxidación en el que se encontraba el cobre en el sulfato de cobre es Cu^{2+} .

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

12.- Al realizar la electrólisis de ZnCl_2 fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24,5 g de Zn metálico en el cátodo. Calcule:

a) El tiempo que ha durado la electrólisis.

b) El volumen de gas cloro liberado en el ánodo, medido a 25°C y 700 mmHg.

Datos: $F=96500 \text{ C}$. Masas atómicas. $\text{Zn}=65,4$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$



a) Los moles de cinc depositados con los 24,5 g son: $n = 24,5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{65,4 \text{ g}} = \mathbf{0,375 \text{ mol Zn}}$

$$n = \frac{I \cdot t}{F \cdot n^{\circ} e} \rightarrow t = \frac{n \cdot F \cdot n^{\circ} e}{I} = \frac{0,37 \cdot 96500 \cdot 2}{3} = \mathbf{24100 \text{ s}}$$

b) Según la estequiometría del proceso global, se deposita el mismo número de moles de cinc que se libera de cloro. Por tanto si se han producido 0,375 mol de Zn, se habrán liberado también 0,375 mol de Cl_2 que ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,375 \cdot 0,082 \cdot 298}{700/760} = \mathbf{9,95 \text{ L de Cl}_2}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

13. Dados los siguientes electrodos: $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}(\text{s})$; $\text{Ag}^+/\text{Ag}(\text{s})$ y $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}(\text{s})$:

- a) ¿Qué electrodos combinarías para construir una pila galvánica que aportara el máximo potencial? Indica el potencial que se generaría en esta combinación.
b) Escribe la reacción redox global para la pila formada con los electrodos de plata y plomo. Indica qué electrodo actuará como ánodo.
c) ¿Qué especie es la más oxidante?

Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$.

- a) La especie más oxidante será la que tenga un mayor potencial de reducción (ya que será también mayor su tendencia a reducirse. **En este caso el par Ag^+/Ag .**
Por el contrario la especie más reductora será la que tenga un menor potencial de reducción. **En este caso el par Fe^{2+}/Fe**

Ánodo tiene lugar la oxidación: $1.(\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-)$ $E^0 = 0,44 \text{ V}$
Cátodo tiene lugar la reducción: $2.(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag})$ $E^0 = 0,80 \text{ V}$

Reacción global: $2 \text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Fe}^{2+}$ $E^0 = 0,80 + 0,44 = 1,24 \text{ V}$

b) $2.(\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag})$ $E^0 = 0,80 \text{ V}$ **Cátodo Reducción**
 $1.(\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-)$ $E^0 = -0,14 \text{ V}$ **Ánodo: Oxidación**

Reacción global: $2 \text{Ag}^+ + \text{Pb} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Pb}^{2+}$ $E^0 = 0,80 - 0,14 = 0,66 \text{ V}$

- c) Ver apartado a)

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

14. Responder razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Tiene el Zn^{2+} capacidad para oxidar el Br^- en condiciones estándar?

Datos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}$

- b) Escriba, según el convenio establecido, la notación simbólica de la pila que se puede formar con los siguientes electrodos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; Cu^{2+}/Cu ($E^0 = 0,34 \text{ V}$).

- c) ¿Es capaz el Cr metálico de reducir al ión Pb^{2+} a plomo metálico?

Datos: $E^0(\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}) = -0,89 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$

- a) Se producirán espontáneamente aquellas en las que $E^0_{\text{pila}} > 0$ ya que teniendo en cuenta la relación de proporcionalidad entre la energía libre y el valor y signo de E^0_{pila} ($\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0_{\text{pila}}$) podemos establecer que para que la reacción sea espontánea debe cumplirse que si $E^0_{\text{pila}} > 0$, supone que $\Delta G^0 < 0$. Luego esta reacción no será espontánea.

$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ $E^0 = -0,76 \text{ V}$
 $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$ $E^0 = -1,06 \text{ V}$
 $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Zn} + \text{Br}_2$ $E^0 = -0,76 + (-1,06) = -1,82 \text{ V}$

- b) Como el electrodo de Cu^{2+}/Cu tiene mayor potencial de reducción actuará como cátodo.

Cátodo (Reducción): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^0 = 0,34 \text{ V}$

Ánodo (Oxidación): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^0 = 0,76 \text{ V}$

Notación de la pila: $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) / \text{Cu}$ $E^0_{\text{pila}} = 0,34 + 0,76 = 1,1 \text{ V}$

- c) Las semirreacciones redox que pueden tener lugar son:

$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^0 = 0,89 \text{ V}$

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$ $E^0 = -0,13 \text{ V}$

Reacción global: $\text{Cr} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{2+} + \text{Pb}$

$E^0_{\text{pila}} = 0,89 - 0,13 = 0,76 \text{ V} > 0$. Reacción espontánea.

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

15. Sabiendo el valor de los potenciales de los siguientes pares redox indique razonadamente si:

a) El Cu podría reducir el Fe^{+3} a Fe.

b) El Ni^{2+} podría reducir el Fe^{+2} a Fe.

c) El Zn podría reducir el Fe^{3+} a Fe^{+2}

Datos: $E^\circ (\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}) = - 0,41 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}) = - 0,04 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}) = 0,77 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}) = - 0,23 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Zn}^{+2}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$

- Se producirán espontáneamente aquellas en las que $E^\circ_{\text{pila}} > 0$ ya que teniendo en cuenta la relación de proporcionalidad entre la energía libre y el valor y signo de E°_{pila} ($\Delta G^0 = - n \cdot F \cdot E^\circ_{\text{pila}}$) podemos establecer que para que la reacción sea espontánea debe cumplirse que si $E^\circ_{\text{pila}} > 0$, supone que $\Delta G^0 < 0$. Luego esta reacción no será espontánea.



El proceso se lleva a cabo de forma espontánea.



El proceso se lleva a cabo mediante electrólisis.



El proceso se lleva a cabo de forma no espontánea.

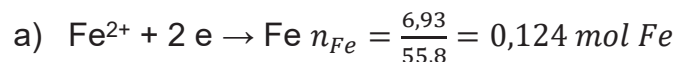
08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

16. En un electrodo tiene lugar la reducción de Fe^{+2} a Fe.

a) ¿Cuánto tiempo deberá pasar una corriente de 0,0205 A por dicho electrodo a fin de obtener 6.93 g de Fe?

b) Si la intensidad de corriente aumenta al doble, ¿se obtendrá el doble de la masa de Fe en el mismo tiempo?

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica $\text{Fe} = 55.8$



$$t = \frac{n \cdot F \cdot n^{\circ}e}{I} = \frac{0,124 \cdot 96500 \cdot 2}{0,0205} = 1167 \text{ s}$$

b)

$$n = \frac{I \cdot t}{n^{\circ}e \cdot F} = \frac{0,041 \cdot 1167}{2 \cdot 96500} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \rightarrow 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \frac{55,8 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,0138 \text{ g Fe}$$

No se obtiene el doble

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

18. Se hace pasar una corriente eléctrica de 6,5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene NaCl fundido hasta que se obtiene 1,2 litros de Cl₂, medido en condiciones normales.

Calcule:

a) El tiempo que ha durado la electrólisis.

b) La masa de sodio depositado en el cátodo durante ese tiempo.

Datos: F= 96500 C; masa atómica: Na= 23



$$1,2 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L en CN}} = 0,054 \text{ mol Cl}_2$$

$$t = \frac{n \cdot F \cdot n^{\circ}e}{I} = \frac{0,054 \cdot 96500 \cdot 2}{6,5} = 1590 \text{ s}$$



- Según la estequiometría del proceso global, se deposita el doble número de moles de sodio que se libera de cloro. Por tanto si se han producido 0,054 mol de Cl₂, se habrán liberado:

$$0,054 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{23 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}} = 2,484 \text{ g Na}$$

08.- Introducción a la Electroquímica. Actividades

19. La fórmula de un cloruro metálico es MCl₄. Se realiza la electrólisis a una disolución de dicho cloruro haciendo pasar una corriente eléctrica de 1,81 amperios durante 25,6 minutos, obteniéndose 0,53 g de metal. Calcule:

a) Masa atómica del metal.

b) El volumen de Cl₂ que se obtendrá en el ánodo, medido en condiciones normales.

Dato: F= 96500 C.



$$n = \frac{I \cdot t}{n^{\circ}e \cdot F} = \frac{1,81 \cdot 25,6 \cdot 60}{4 \cdot 96500} = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol M} \rightarrow \text{Masa molar} = \frac{m}{n} = \frac{0,53}{7,2 \cdot 10^{-3}} = 73,6 \text{ g/mol}$$



- Según la estequiometría del proceso global, por cada mol de M, se depositan 2 moles de Cl₂. Por tanto si se han producido 7,2·10⁻³ mol de M, se habrán liberado también 2·7,2·10⁻³ = 0,0144 mol de Cl₂ que ocuparán un volumen de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,0144 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 0,322 \text{ L de Cl}_2$$