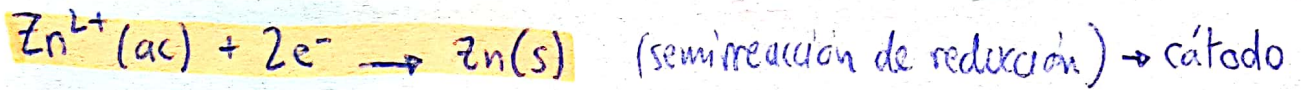


## Ejemplos de ejercicios de electrolysis.

① A partir de una disolución de  $ZnSO_4$ , se quieren obtener 100g de Zn metálico aplicando una corriente de 4A. ¿cuánto tiempo es necesario para obtener esa cantidad de zinc?

- El  $ZnSO_4$  en disolución se separa en iones  $Zn^{2+}(ac)$  y  $SO_4^{2-}(ac)$
- La reacción de hidrólisis que nos piden es una reducción.



- Datos que usamos
- De aquí sacamos que para formarse 1 mol de  $Zn(s)$  se necesitan 2 mol de  $e^-$
  - La corriente es 4A, esto significa 4C (coulombios) por cada segundo.
  - La masa molar del zinc es 65'4 g/mol (la miro).
  - La carga de un mol de electrones es 96500C. (constante, un faraday F)

- Lo resolvemos con un factor de conversión en el que usamos todo lo anterior. Empezamos por la masa de zinc y acabamos por el tiempo.

$$100g \text{ Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{1 \text{ s}}{4 \text{ C}} = 73776 \text{ s} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} = 20'5 \text{ h}$$

masa molar      reducción      Faraday      corriente

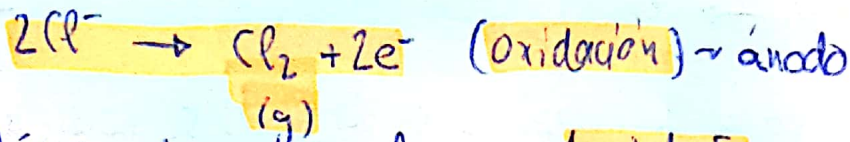
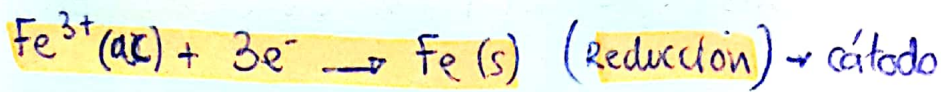
Se necesitarán 20'5h para obtener 100g de Zn.

② Se lleva a cabo la electrólisis de  $\text{FeCl}_3$  fundido mediante una corriente de 10A durante 3h.

- calcula la masa de hierro metálico que se obtiene
- calcula el volumen de cloro gaseoso que se obtiene a 1atm y  $25^\circ\text{C}$ .

- El  $\text{FeCl}_3$  fundido se divide en  $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$  y  $\text{Cl}^-(\text{ac})$

- Las reacciones de electrólisis que se llevan a cabo son:



- Datos
- De ahí sacamos que para formarse 1mol de Fe se necesitan 3mol de  $\text{e}^-$  y para 1mol de  $\text{Cl}_2$  se necesitan 2mol de  $\text{e}^-$ .
  - La corriente es de 10A, esto quiere decir 10C por cada 1s.
  - La carga de 1mol de  $\text{e}^-$  es 96500C (una constante, 1 faraday F)
  - Masa molar del hierro 55'8 g/mol,  $p=1\text{atm}$ ,  $T=25+273=298\text{K}$

a) lo resolvemos con un factor de conversión que empieza en el tiempo y acaba en la masa

$$3\text{h} \cdot \frac{3600\text{s}}{1\text{h}} \cdot \frac{10\text{C}}{1\text{s}} \cdot \frac{1\text{mol e}^-}{96500\text{C}} \cdot \frac{1\text{mol Fe}}{3\text{mol e}^-} \cdot \frac{55'8\text{g Fe}}{1\text{mol Fe}} = 20'8\text{g Fe}$$

corriente
faraday
reducción
masa molar

b) con factor de conversión pasamos de tiempo a moles y luego ecuación de los gases.

$$3\text{h} \cdot \frac{3600\text{s}}{1\text{h}} \cdot \frac{10\text{C}}{1\text{s}} \cdot \frac{1\text{mol e}^-}{96500\text{C}} \cdot \frac{1\text{mol Cl}_2}{2\text{mol e}^-} = 0'56\text{mol Cl}_2$$

corriente
Faraday
oxidación

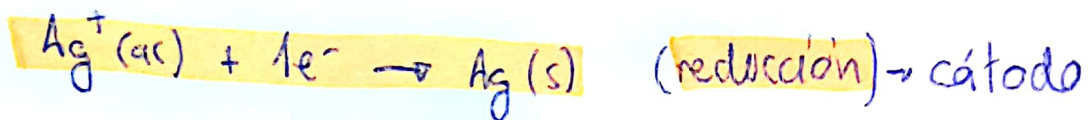
$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'56 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 13'7\text{L de Cl}_2$$

Durante las 3h de electrólisis se formarán 20'8g de Fe y 13'7 L de  $\text{Cl}_2$

③ Durante 2h se realizó la electrólisis de una disolución de  $\text{AgNO}_3$  produciéndose 644g de Ag. ¿qué corriente fue necesaria?

- Disolución de  $\text{AgNO}_3$  se disocia en  $\text{Ag}^+(\text{ac})$  y  $\text{NO}_3^-(\text{ac})$

- La reacción de electrólisis de la plata es:



Datos { De aquí sacamos que cada mol de plata metálica necesita 1 mol de  $e^-$ .  
 1 mol de  $e^-$  tiene una carga de 96500C (constante, 1 faraday, F)  
 $m_{\text{Ag}} = 644\text{g}$ ,  $t = 2\text{h}$ ,  $M_{\text{Ag}} = 107.9\text{g/mol}$

• La incógnita es la corriente (I). Como la corriente es el número de coulombios por segundo, planteo el factor de conversión desde la masa de plata hasta el tiempo, dejando la corriente como incógnita X.

$$644\text{g Ag} \cdot \frac{1\text{mol Ag}}{107.9\text{g Ag}} \cdot \frac{1\text{mol } e^-}{1\text{mol Ag}} \cdot \frac{96500\text{C}}{1\text{mol } e^-} \cdot \frac{1\text{s}}{X\text{C}} \cdot \frac{1\text{h}}{3600\text{s}} = 2\text{h}$$

masa molar
reducción
Faraday
Corriente

$$\frac{16}{X} = 2 \rightarrow X = \frac{16}{2} = 8 \rightarrow \mathbf{I = 8A}$$