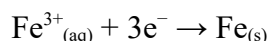


Problema896: Realízase a electrólise dunha disolución de cloruro de ferro(III) facendo pasar unha corrente de 10 amperios durante 3 horas. Calcular:

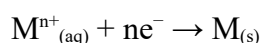
a) Os gramos de ferro depositados no cátodo.

b) O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo despréndanse 20,5 L de  $\text{Cl}_2$  gas medidos a 25 °C de temperatura e 1 atm de presión. (ABAU-Xuño-2018)

a)



Deducimos a expresión que nos dá a masa depositada nun eléctrodo:

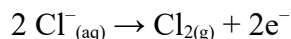


$$\frac{N^{\circ} \text{ moles de } e^{-}}{N^{\circ} \text{ moles M}} = \frac{n}{1} = \frac{\frac{Q}{F}}{\frac{m}{M_m}}$$

$$m = \frac{M_m \cdot Q}{n \cdot F} = \frac{M_m \cdot I \cdot t}{n \cdot 96500}$$

$$m = \frac{M_m \cdot I \cdot t}{n \cdot F} = \frac{55,85 \text{ g/mol} \cdot 10 \text{ A} \cdot 10800 \text{ s}}{3 \cdot 96500} = \underline{20,84 \text{ g Fe}}$$

b)



Calculamos os moles de cloro desprendidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 0,839 \text{ mol}$$

Calculamos o tempo:

$$t = \frac{m \cdot n \cdot 96500}{M_m \cdot I} = \frac{m}{M_m} \cdot \frac{n \cdot 96500}{I} = 0,839 \text{ mol} \cdot \frac{2 \cdot 96500}{10 \text{ A}} = 16193 \text{ s} = \underline{4,5 \text{ h}}$$