

6. En un experiment fem circular un corrent elèctric d'intensitat constant per una cella electrolítica que conté un determinat clorur de ferro ( $\text{FeCl}_n$ ). Quan han passat 30 minuts, es recull un volum de 50,0 mL de clor gasós a 1 atmosfera de pressió i a 20 °C.

a) Calculeu la quantitat de mols de clor gasós que obtindrem en l'experiment, així com la intensitat del corrent elèctric utilitzada. En quin dels dos elèctrodes de la cella té lloc aquesta reacció? Quina polaritat té aquest elèctrode?

[1,25 punts]

b) Fem un segon experiment amb el mateix tipus de clorur de ferro en el qual, després d'aplicar un corrent de 2,0 A durant 30 minuts, es dipositen 693,78 mg de ferro. Es tracta de  $\text{FeCl}_2$  o bé de  $\text{FeCl}_3$ ? Justifiqueu la resposta.

[1,25 punts]

DADES: Constant de Faraday:  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$ .

Massa atòmica relativa:  $\text{Fe} = 55,8$ .

Constant universal dels gasos ideals:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

## Solució:

### Pregunta 6a

Un determinat clorur de ferro ( $\text{FeCl}_n$ ) s'introdueix en una cel·la electrolítica i s'hi fa passar corrent durant 30 minuts.

Càlcul del nombre de mols de  $\text{Cl}_2$  (g)

$$V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 20 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

- Utilitzem l'equació d'un gas ideal  $P V = n R T$ :

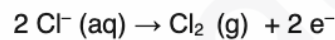
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,050 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

$$\Rightarrow n = 2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

[0,35 punts]

Càlcul de la intensitat de corrent

- La semireacció de l'ió clorur és:



[0,20 punts]

- Càlcul de la intensitat del corrent utilitzada tenint en compte que ha circulat durant 30 minuts (1.800 s):

$$2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1}{1.800 \text{ s}} = 0,223 \text{ A}$$

$$\Rightarrow I = 0,223 \text{ A}$$

[0,40 punts]

### Pregunta 6b

Un determinat clorur de ferro ( $\text{FeCl}_n$ ) s'introdueix en una cel·la electrolítica, s'hi fa passar un corrent de **2 A** durant **30 minuts** i es dipositen **693,78 mg de Fe**.

Calculem els mols d'electrons consumits

$I = 2 \text{ A}$  (les unitats de la intensitat són amperes = coulombs / segon)

$t = 30 \text{ minuts} = 1.800 \text{ s}$

Massa de ferro dipositada = 693,78 mg = 0,69378 g

$$1.800 \text{ s} \cdot \frac{2 \text{ coulombs}}{1 \text{ segon}} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96.500 \text{ coulombs}} = 0,0373 \text{ mol } e^-$$

$\Rightarrow n_{\text{electrons}} = 0,0373 \text{ mol de } e^- \text{ que han circulat per la cel·la electrolítica}$

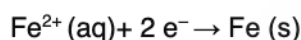
[0,35 punts]

Calculem els mols de  $\text{FeCl}_n$  dipositats

Comprovem de quin clorur de ferro es tracta. Pot ser  $\text{FeCl}_2$  o  $\text{FeCl}_3$ .

- Si es tracta de  $\text{FeCl}_2$ :

S'ha de tenir en compte la reacció de reducció del  $\text{Fe}^{2+}$ :



[0,10 punts]

$$0,0373 \text{ mols } e^- \cdot \frac{55,8 \text{ grams de ferro}}{2 \text{ mol } e^-} = 1,0406 \text{ grams de ferro}$$

$\Rightarrow$  S'han de dipositar **1,0406 grams de ferro**.

[0,25 punts]

- Si es tracta de  $\text{FeCl}_3$ :

S'ha de tenir en compte la reacció de reducció del  $\text{Fe}^{3+}$ :



[0,10 punts]

$$0,0373 \text{ mols } e^- \cdot \frac{55,8 \text{ grams de ferro}}{3 \text{ mol } e^-} = 0,69378 \text{ grams de ferro}$$

$\Rightarrow$  S'han de dipositar **0,69378 grams de ferro**.

[0,25 punts]

Quin  $\text{FeCl}_n$  és?

Els 0,69378 g obtinguts de Fe es corresponen amb els mols de  $e^-$  necessaris per a l'oxidació de tot el  $\text{Fe}^{3+}$  del  $\text{FeCl}_3$  a Fe i són els 693,78 mg de l'enunciat.

$\Rightarrow$  És  $\text{FeCl}_3$ .

[0,20 punts]