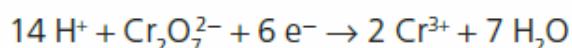


## SOLUCIÓNS EXERCICIOS ELECTROLISE

37- Escribimos a semireacción do dicromato axustada:



a) 6 moles de electróns

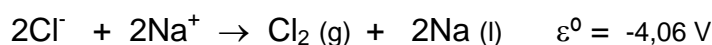
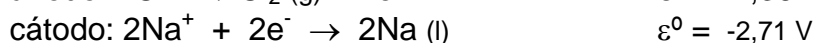
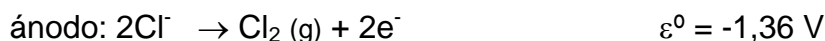
b)  $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}$

$$q = It = 2,2 \text{ A} \cdot 15 \cdot 60 \text{ s} = 1980 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96\,500 \text{ C}} = 0,02 \text{ F}$$

c)

$$0,02 \text{ F} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{6 \text{ F}} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$
$$M = \frac{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,17 \text{ mol/L}$$

38- Na electrolise do NaCl fundido temos as semirreaccións:



Para levar a cabo a electrolise do NaCl fundido é preciso comunicar un potencial maior de **4,06 V**. na reacción vemos que cando circulan 2 moles de electróns deposítanse 2 moles de Na (l), entón:

$$1 \text{ t} = 10^6 \text{ g}; \quad n \text{ Na} = 10^6 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol} / 23 \text{ g} = 43,5 \cdot 10^3 \text{ moles de Na}$$

Cantos moles de electróns precisan?

$$43,5 \cdot 10^3 \text{ moles de Na. } 2 \text{ moles e}^- / 2 \text{ moles Na ou o que é o mesmo}$$

$$43,5 \cdot 10^3 \text{ moles de Na. } 1 \text{ mol e}^- / 1 \text{ mol Na} = 43,5 \cdot 10^3 \text{ moles de e}^-$$

Sabemos que cando circula 1 mol de  $\text{e}^-$  circula  $1\text{F} = 96500 \text{ C}$ , logo a cantidade de electricidade que é preciso que circule, e:

$$Q = 43,5 \cdot 10^3 \text{ moles de e}^- \cdot 96500 \text{ C} / \text{mol e}^- = 4,2 \cdot 10^9 \text{ C}$$

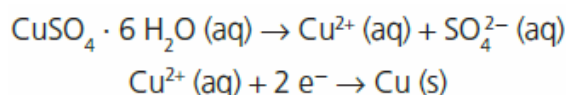
A cantidade de enerxía requirida para que circulen estes culombios baixo unha diferenza de potencial de 4,06V é:

$$E = 4,2 \cdot 10^9 \text{ C} \cdot 4,06 \text{ V} = 1,7 \cdot 10^{10} \text{ J}; \quad 1 \text{ Kw-h} = 10^3 \text{ W} \cdot 3600 \text{ s} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ J}$$

$$E = 1,7 \cdot 10^{10} \text{ J} \cdot 1 \text{ Kw-h} / 3,6 \cdot 10^6 \text{ J} = 0,47 \text{ Kw-h, entón:}$$

$$\text{Coste} = 0,47 \text{ Kw-h} \cdot 0,03 \text{ €/1 Kw-h} = 142,3 \text{ €}$$

39- As reaccións que teñen lugar son:



a) Calculamos a cantidade de cobre que se precisa para o recubrimento:

$$V = 2 \cdot 8^2 \cdot 0,1 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3 = 12,8 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3 \text{ de Cu}$$

$$m = \rho V = 8,93 \text{ g/cm}^3 \cdot 12,8 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3 = 114,3 \text{ mg de Cu}$$

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}} = (63,5 + 32 + 16 \cdot 4) + 6 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 267,5 \text{ g/mol}$$

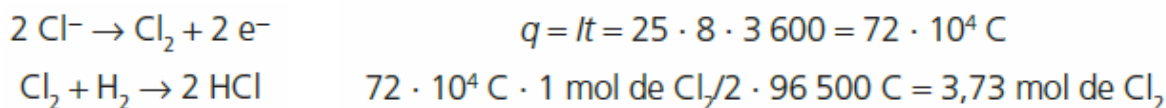
$$114,3 \text{ mg Cu} \cdot \frac{267,5 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}}{63,5 \text{ g de Cu}} = 481,5 \text{ mg de CuSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O que se necesitan}$$

b) Calculamos primeiro a carga e despois o tempo:

$$114,3 \cdot 10^{-3} \text{ g de Cu} \cdot (2 \cdot 96 500 \text{ C}/63,5 \text{ g de Cu}) = 347,4 \text{ C}$$

$$t = q/I = 347,4 \text{ C}/1,5 \text{ A} = 231,6 \text{ s} \cdot (1 \text{ min}/60 \text{ s}) = 3,86 \text{ min}$$

40- As reaccións que teñen lugar son:

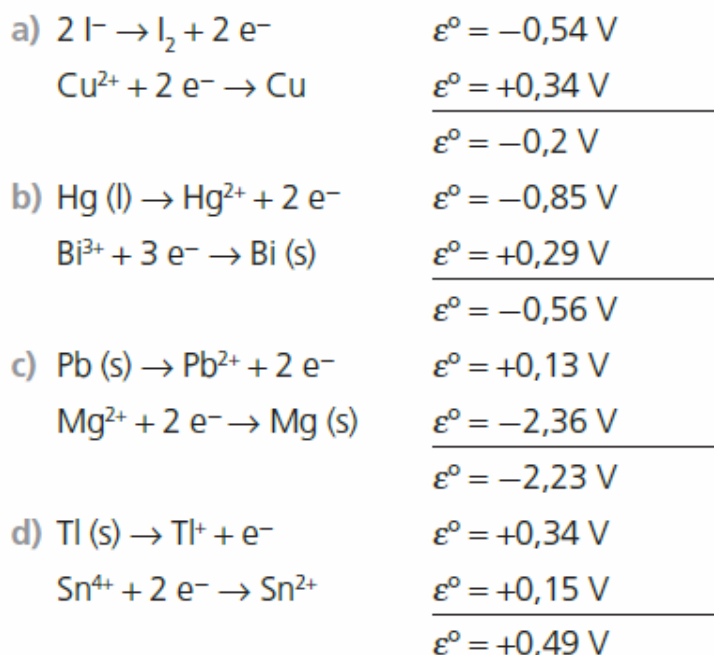


Con eses 3,72 moles de  $\text{Cl}_2$  pódense obter o dobre de  $\text{HCl} = 7,46$  moles

$$7,46 \text{ mol de HCl} \cdot (1 + 35,5) \text{ g/mol} = 272,3 \text{ g de HCl}$$

$$272,3 \text{ g de HCl puro} \cdot 100 \text{ g de HCl com.} / 37 \text{ g de HCl puro} = 736 \text{ g de HCl al 37 \%}$$

41-



\* No caso **d)** no é preciso aportar potencial externo pois trátase dunha celda galvánica. O potencial é positivo. A reacción é espontánea.