

Exercice 16 p 200 :

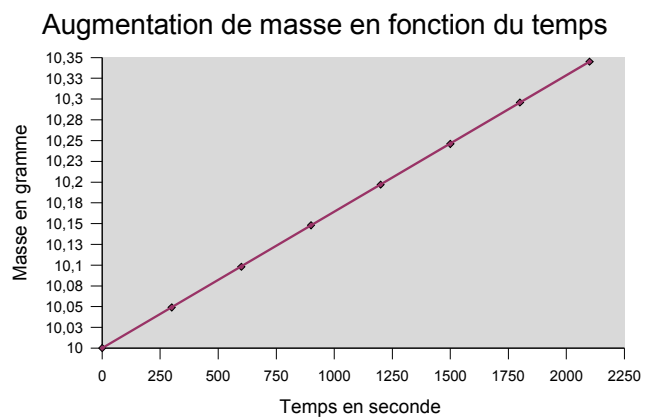
- La réduction a lieu à la cathode d'où $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ (il s'y dépose du cuivre métallique).
L'oxydation a lieu à l'anode d'où $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ (une partie du métal disparaît lors de l'électrolyse).
- Les variations de masse des électrodes pendant une même durée sont les mêmes $\Delta m_{\text{cathode}} = |\Delta m_{\text{anode}}|$ car les deux électrodes sont constituées du même métal.
-

a) On sait qu'à la cathode, il faut deux électrons pour qu'un ion Cu^{2+} soit réduit. Pour une mole d'ions Cu^{2+} se transformant en une mole d'atomes de cuivre (et donc une masse correspondant à $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$), il faudra deux moles d'électrons et donc l'apport de $2F$ coulomb ($F = N_A \cdot e$). Si on apporte $Q = I \cdot \Delta t$, on peut donc réduire

$$n = \frac{Q}{2 \cdot F} = \frac{\Delta m}{M_{\text{Cu}}} \text{ ions cuivre II. La relation cherchée est donc : } \Delta m = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M_{\text{Cu}}}{2 \cdot F}$$

b) Après avoir tracé le graphique correspondant aux valeurs du tableau, on remarque que l'on obtient une droite. On peut donc prendre les coordonnées de n'importe quel point pour calculer la valeur de F . On a donc

$$F = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M_{\text{Cu}}}{2 \cdot \Delta m} = \frac{0,5 \cdot 2100 \cdot 63,5}{2} \cdot 0,345 = 96630 \text{ C}$$



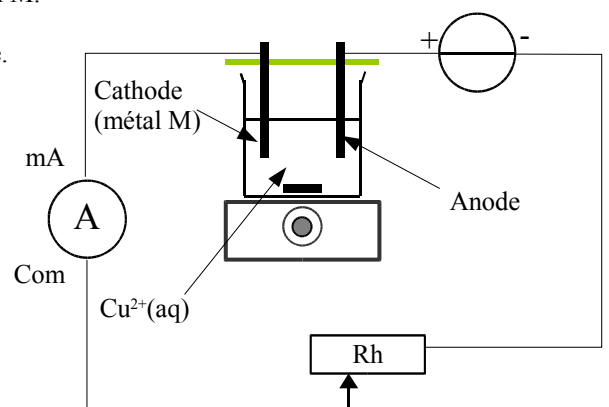
Exercice 21 p 201 :

- Définition de l'anode : Électrode d'arrivée du courant dans un milieu de conductivité différente, par opposition à cathode.
Définition de la cathode : Électrode de sortie du courant dans un électrolyseur, ou électrode qui est la source primaire d'électrons dans un tube électronique, par opposition à anode.
- Le métal M devra constituer la cathode puisque c'est au niveau de cette électrode que la réduction des ions cuivre a lieu. Ils se transforment alors en atomes de cuivre qui pourront se déposer sur le métal M.
- Voir ci-contre.
- On veut que l'ensemble des ions cuivre contenus dans la solution se dépose.

La quantité de matière (nombre de moles) de cuivre présente est :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = C \cdot V = 0,150 \cdot 0,5 = 0,075 \text{ mol} . \text{ Puisque la réaction de réduction}$$

à la cathode est $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$, il nous faut 2 électrons par ion cuivre réduit, soit 0,150 mol d'électrons. Ceci correspond donc à 0,150 Faraday soit $0,150 \cdot 96500 = 14475 \text{ C}$. L'intensité étant de 1,25 A, le courant apporte chaque seconde 1,25 C. Il faudra donc faire durer l'électrolyse pendant $14475 / 1,25 = 11580 \text{ s} = 3\text{h}13\text{mn}$.



Exercice 23 p 202 :

- La concentration molaire volumique des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ dans le bain électrolytique est donnée par la relation $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_{\text{Cu}} \cdot V} = \frac{\rho}{M_{\text{Cu}}} = \frac{45}{63,5} = 0,71 \text{ mol.L}^{-1}$
- On appelle cette technique « électrolyse à anode soluble » car, lors de l'électrolyse, les atomes de l'anode s'oxyde et se dissolvent dans la solution de sulfate de cuivre.
- Le métal cuivre de l'anode est d'abord oxydé en ion cuivre II. Ceux-ci migrent dans la solution puis sont réduits en atome cuivre qui se dépose sur la cathode.
- On veut former $140 \text{ kg} = 1,4 \cdot 10^5 \text{ g}$ de cuivre pur à 99,9%, correspondant à $n = 1,4 \cdot 10^5 / 63,5 = 2204 \text{ mol}$, en 25 jours. Ceci correspond donc à $2204 / 25 = 88,2 \text{ mol}$ de cuivre par jour. Puisque la réaction de réduction à la cathode est $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$, il nous faut donc $2 \cdot 88,2 = 176,4 \text{ mol}$ d'électrons par jour. Chaque mole d'électron apportant 96500 C, l'intensité du courant nécessaire à la production de 140 kg de cuivre en 25 jours est $I = \frac{176,4 \cdot 96500}{24 \cdot 3600} = 197 \text{ A}$.
- L'application de la formule nous donne $W = U \cdot I \cdot \Delta t = 0,25 \cdot 197 \cdot 25 \cdot 24 \cdot 3600 = 1,64 \cdot 10^8 \text{ J}$.
- Puisque qu'un watt vaut 3600 J et que la production d'une tonne de cuivre consomme 250 kWh d'énergie électrique, le rendement est : $r = \frac{0,14 \cdot 2,5 \cdot 10^5 \cdot 3600}{1,64 \cdot 10^8} = 0,77$.