

I. Technique de l'affinage du cuivre

1. Montage expérimental et protocole :

Pesée des électrodes avant électrolyse :

- Masse de la cathode : $m_C = 9,36$ g
- Masse de l'anode : $m_A = 10,08$ g

Observations :

- Sur la cathode, on observe un dépôt uniforme de cuivre métallique de couleur rosée. Ce dépôt est constitué de cuivre pur.
- Sur l'anode, on observe des micro cavités sur la surface car une partie des atomes constituant le réseau métallique ont été oxydés et se sont dissous dans la solution de sulfate de cuivre.

Pesée des électrodes après électrolyse :

- Masse de la cathode : $m_C = 9,72$ g
- Masse de l'anode : $m_A = 9,72$ g

Calcul des variations de masses :

- A l'anode : $\Delta m = 9,72 - 10,08 = -0,36$ g
- A la cathode : $\Delta m = 9,72 - 9,36 = 0,36$ g

La perte de masse à la cathode est de même valeur que le gain de masse à l'anode.

2. Interprétation de l'électrolyse :

- Voir schéma 2.

Une réaction d'oxydation est caractérisée par : $\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n.e^-$

Une réaction de réduction est caractérisée par : $\text{Ox} + n.e^- \rightarrow \text{Red}$

- La réduction a donc lieu à la cathode où $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ (puisqu'il s'y dépose de cuivre métallique).
- L'oxydation a lieu à l'anode où $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ (puisqu'une partie du métal disparaît lors de l'électrolyse).
- La réaction d'oxydo-réduction correspondant à la transformation chimique provoquée par le passage du courant dans le circuit est donc : $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}$.
- On appelle cette technique « électrolyse à anode soluble » car, comme nous avons pu le constater, lors de l'électrolyse, les atomes de l'anode s'oxyde et se dissolvent dans la solution de sulfate de cuivre.
- Puisque le dépôt à la cathode n'est constitué que d'atomes de cuivre, on y obtient donc un dépôt de cuivre pur. Les métaux inoxydables resteront à l'état métallique au niveau de l'anode et on aura ainsi purifié le cuivre de la cathode.

3. Prévision de la masse du dépôt de cuivre :

- Pour transformer une mole d'ions Cu^{2+} en atome Cu , il faut deux moles d'électrons, soit $Q = 2 \cdot N_A \cdot e = 2 \cdot F = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 2 \cdot 96320 = 192640$ C
- La quantité d'électricité ayant traversé le circuit pendant la durée de l'électrolyse est $Q = I \cdot \Delta t = 0,5 \cdot 1800 = 900$ C (une demi-heure à 0,5 A)
- Nous avons donc pu transformer $900 / 192640 = 4,67 \cdot 10^{-3}$ mol de cuivre, soit puisque la masse molaire du cuivre est de $63,5$ g.mol⁻¹, $m = n \cdot M = 4,67 \cdot 10^{-3} \cdot 63,5 = 0,30$ g. Cette valeur est proche de la masse mesurée dans la première partie.

II. Application aux dépôts électrolytiques

1. Situation du problème

- Matériel et produit :

Plaques de zinc et plaque de fer, solution de sulfate de zinc
rhéostat, générateur, ampèremètre et agitateur magnétique

- Schéma électrique du montage : voir schéma 1 avec une anode en zinc, une cathode en fer et une solution de sulfate de zinc.

- Réaction à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ (Oxydation)

Réaction à la cathode : $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$ (Réduction)

- Masse théorique du dépôt de zinc :

$Q = I \cdot \Delta t = 0,4 \cdot 900 = 360$ C donc $n = Q/2F = 360/192640 = 1,87 \cdot 10^{-3}$ mol et $m = n \cdot M = 1,87 \cdot 10^{-3} \cdot 65,4 = 0,12$ g.

2. Vos prévisions sont-elles vérifiées ?

Calcul des variations de masses :

- A l'anode : $\Delta m = 13,24 - 13,36 = -0,12$ g
- A la cathode : $\Delta m = 55,20 - 55,07 = 0,13$ g

Bon accord avec la valeur théorique.

Détermination de l'épaisseur :

- Le volume déposé est de $V = m/\rho = 0,12/7,1 = 0,017$ cm³. La surface recouverte peut-être mesurée aisément puisque les plaques sont rectangulaires (attention à ne pas oublier les tranches), dans le cas considéré, on obtient $S = 27,5$ cm², soit une épaisseur de $e = V / S = 0,017 / 27,5 = 6,2 \cdot 10^{-4}$ cm = $6,2$ μm.
- L'intérêt du recouvrement d'une pièce de fer par du zinc est qu'à l'inverse de la rouille, l'oxyde de zinc ne se détache pas du métal

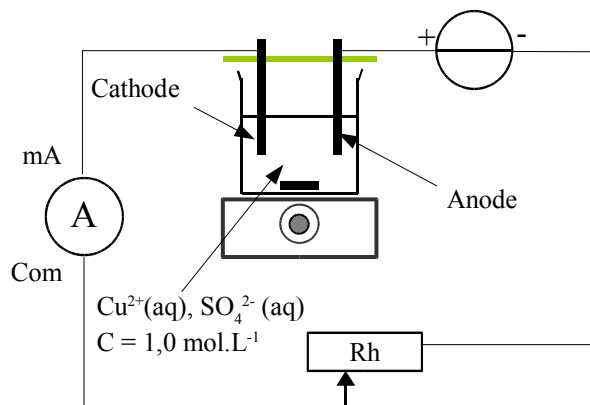


Schéma 1

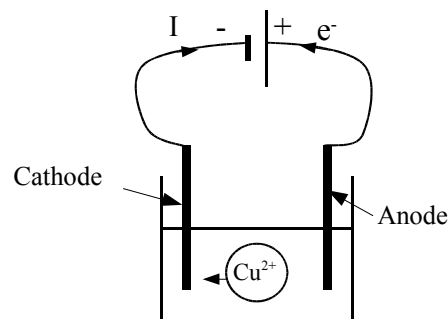


Schéma 2