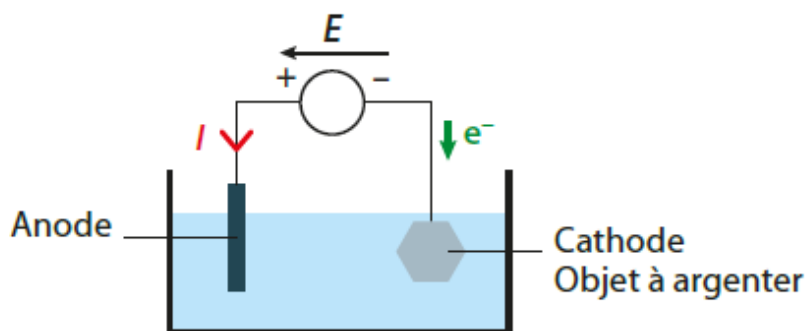


12 CORRIGÉ Des couverts en métal argenté

1.



On branche plusieurs anodes sur le générateur à la borne + pour que le dépôt soit bien homogène de chaque côté de la pièce à recouvrir.

2. L'objet métallique à argenter joue le rôle de cathode, ce qui permet de réaliser un dépôt métallique sur la pièce à argenter.

3.a. Les électrons partent de l'anode, il y a donc oxydation de l'argent pour former des ions argent (I) $\text{Ag}^+(\text{aq})$.

b. À l'anode, des ions $\text{Ag}^+(\text{aq})$ sont produits. L'équation électrochimique s'écrit :



4. L'équation s'écrit :



Il s'agit d'une électrolyse à anode soluble car l'anode est consommée au fur et à mesure de la transformation.

5. On a : $Q = I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F$.

D'après l'équation de la réaction électrochimique,



$n(\text{e}^-) = n(\text{Ag})$ donc $Q = I \times \Delta t = n(\text{Ag}) \times F$.

On obtient : $n(\text{Ag}) = \frac{I \times \Delta t}{F}$

soit $m(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \times M(\text{Ag}) = \frac{I \times \Delta t \times M(\text{Ag})}{F}$.

6. On a : $m(\text{Ag}) = \rho(\text{Ag}) \times V = \rho(\text{Ag}) \times S \times e$ avec e , l'épaisseur du dépôt.

Soit $e = \frac{I \times \Delta t \times M(\text{Ag})}{F \times \rho(\text{Ag}) \times S}$

$$e = \frac{0,70 \text{ A} \times 30 \times 60 \text{ s} \times 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \times 10 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \times 70 \text{ cm}^2}$$

$$e = 2,0 \times 10^{-3} \text{ cm} = 20 \text{ } \mu\text{m}.$$

Le poinçon à appliquer comporte le chiffre II.

17 **Obtention de lithium et de dichlore par électrolyse**

1. ① : Li^+ ; ② : Li ; ③ : Cl^- ; ④ : Cl_2 ; a : cathode ; b : anode

2. $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$.

D'après la demi-équation redox : $\text{Li}(\text{s}) \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + e^-$

on déduit : $n(e^-) = n(\text{Li})$.

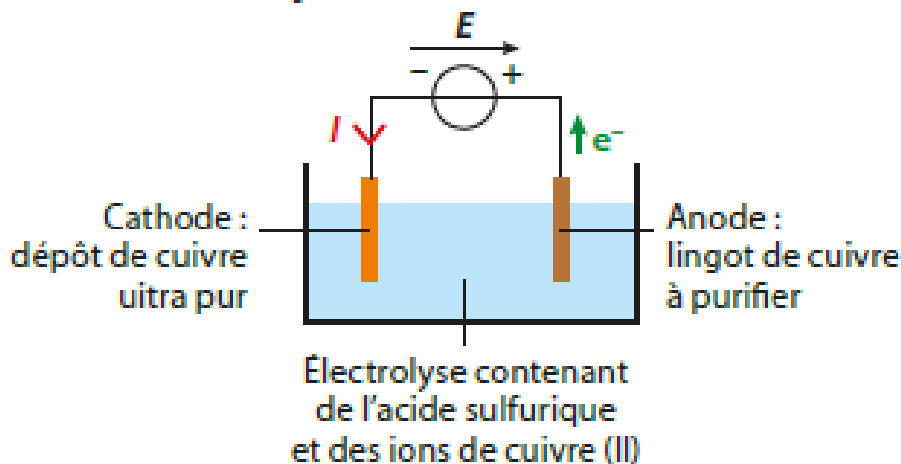
$$I \times \Delta t = n(\text{Li}) \times F = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ or } I = j \times S.$$

$$\text{Donc } j \times S \times \Delta t = \frac{m(\text{Li}) \times F}{M(\text{Li})} \text{ soit } S = \frac{m(\text{Li}) \times F}{j \times M(\text{Li}) \times \Delta t}.$$

On obtient $6,3 \text{ m}^2 \leq S \leq 7,3 \text{ m}^2$.

18 **Obtention de cuivre très pur par électrolyse**

1. Schéma de l'électrolyse :



2. Sens du courant : de la borne + à la borne - en dehors des bornes du générateur ; sens de déplacement des électrons : sens opposé à celui du courant.

3. D'après les données, les oxydants présents sont : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$; $\text{H}^+(\text{aq})$.

Équations électrochimiques correspondantes :



D'après les données, les réducteurs présents sont :

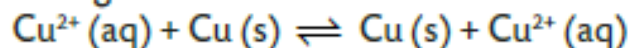
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et $\text{Cu}(\text{s})$

Équations électrochimiques correspondantes :



4. Il est précisé dans l'énoncé qu'on n'observe pas de dégagement gazeux et que les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont électro-inactifs. Les seules réactions électrochimiques possibles sont donc celles qui font intervenir le couple $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}))$.

Ainsi, la réaction globale est :



5. L'anode constituée de cuivre impur est le siège d'une oxydation. Le cuivre métallique forme des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ sous l'effet du passage du courant. Les autres impuretés sont également solubilisées.

La faible tension appliquée ne permet pas de réduire une autre espèce que les ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ qui sont réduits et se déposent à la cathode.

On parle d'électrolyse à anode soluble car l'anode constitue ici le générateur de cuivre. Les anodes doivent être remplacées toutes les 3 à 4 semaines.

Le cuivre impur est ainsi purifié par électrolyse : c'est l'électroraffinage.

6. On exprime la charge de deux façons : $Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F$.
D'après l'équation électrochimique, on déduit que :

$$n(\text{Cu}) = \frac{n(e^-)}{2}.$$

$$\text{Alors } I \times \Delta t = 2 \times n(\text{Cu}) \times F = 2 \times \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} \times F.$$

$$\text{Ainsi } \Delta t = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{I \times M(\text{Cu})} \text{ avec une masse de 280 kg et } I = 350 \text{ A.}$$

Application numérique :

$$\Delta t = 2,4 \times 10^6 \text{ s} = 6,8 \times 10^2 \text{ h} = 28 \text{ jours,}$$

soient 4 semaines comme indiqué dans l'énoncé.

On retrouve bien la durée d'électrolyse proposée.

7. On utilise la relation fournie pour l'énergie électrique (attention aux unités !)

$$E = U \times I \times \Delta t \text{ avec } U = 0,30 \text{ V ; } \Delta t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s.}$$

On cherche l'intensité telle que $m = 1,0$ tonne, soit $1,0 \times 10^6 \text{ g}$.

$$\text{On applique la relation } I = \frac{2 \times m(\text{Cu}) \times F}{\Delta t \times M(\text{Cu})} \text{ obtenue d'après la}$$

question précédente.

On obtient $I = 844 \text{ kA}$ (en prenant une durée de 1 h soit 3 600 s, car l'unité de l'énergie est le kWh).

On obtient $E = 253 \text{ kWh}$, ce qui est incohérent avec l'énoncé.