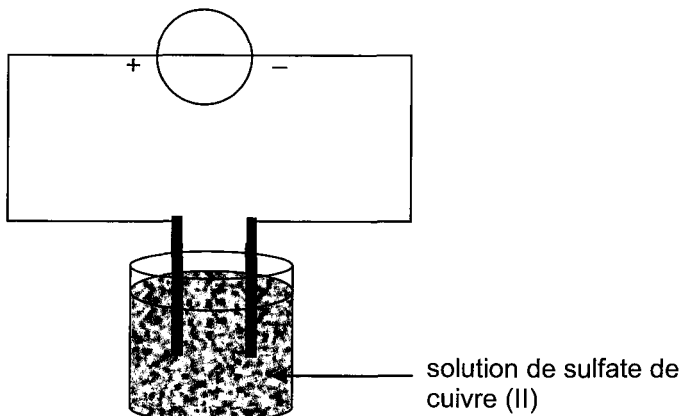


Enoncé

1

On réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre (II) ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) entre deux électrodes inattaquables de carbone afin d'obtenir à l'une des électrodes un dépôt de cuivre.



1. Écrire l'équation de la réaction à l'électrode où se produit le dépôt de cuivre. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?
2. Préciser le nom de l'électrode (anode ou cathode) où se produit ce dépôt ainsi, que le signe + ou - du pôle du générateur auquel elle est reliée.
3. Donner une relation entre la quantité de matière de cuivre déposée n_{Cu} au bout d'une durée Δt d'électrolyse et la quantité d'électrons (exprimée en mol) n_e ayant circulé dans le circuit.
4. Exprimer la quantité d'électrons (exprimée en mol) n_e en fonction de l'intensité I du courant d'électrolyse, la durée Δt de l'électrolyse, le nombre d'Avogadro N_A et la charge électrique élémentaire e .
On rappelle que $1 \text{ F} = N_A \cdot e$.
5. Établir la relation entre la quantité de matière de cuivre déposée n_{Cu} au bout de Δt et l'intensité du courant I d'électrolyse.
6. À partir de la relation précédente, exprimer la masse de cuivre m_{Cu} déposée au bout de Δt .

2

On réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) acidifiée par de l'acide sulfurique avec un électrolyseur comportant une

électrode en graphite, reliée à la borne négative d'un générateur de tension continue, et un fil de cuivre reliée à la borne positive de ce générateur. On applique aux bornes des deux électrodes une tension $U_{AC} = 6V$ et on laisse l'expérience se poursuivre pendant quelques minutes.

1. Faire le schéma du montage.
2. quelles modifications subissent les deux électrodes ?
3. Comment qualifie-t-on l'anode et l'électrolyse correspondante ?
4. Ecrire les demi équations correspondant aux transformations se produisant aux deux électrodes ainsi que l'équation chimique de la réaction qui se produit.
5. La solution est initialement bleue. Cette coloration change-t-elle à la fin de l'électrolyse ? justifier.



On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($Zn^{2+} + SO_4^{2-}$) avec une anode en zinc et une cathode en fer. L'intensité du courant est $I = 0,5 A$, pendant la durée $\Delta t = 10 \text{ min}$ que dure l'électrolyse.

1. Faire le schéma du montage de cette électrolyse. Préciser le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur de l'électrolyseur.
 2. On observe sur l'électrode de fer un dépôt de zinc:
 - a- Ecrire les équations des transformations qui se produisent aux niveaux des électrodes. En déduire l'équation de cette électrolyse. (L'ion SO_4^{2-} ne participe pas à ces transformations)
 - b- Que se passe-t-il aux électrodes après une durée suffisamment longue de l'électrolyse ?
 - c- Donner deux applications industrielles de cette électrolyse.
 3. Calculer la masse m du zinc qui se dépose sur la cathode.
- On donne : la constante de Faraday $F = 96500 C$; $M(Zn) = 65.4 g \cdot mol^{-1}$.



On produit industriellement le cadmium par électrolyse d'une solution de sulfate de cadmium (Cd^{2+} et SO_4^{2-}) et d'acide sulfurique. L'électrolyse est réalisée sous une tension de $3,1 V$ et le générateur délivre un courant $I = 25 kA$. Les ions sulfates ne participent pas aux transformations.

1. Faire le schéma d'un électrolyseur et préciser les différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
2. Sur quelle électrode le cadmium se dépose-t-il ?
 - Ecrire l'équation de la réaction correspondante.

3. Il se produit un dégagement gazeux à l'autre électrode. Utiliser les couples oxydoréducteurs pour identifier l'espèce chimique formée. Ecrire l'équation de la réaction correspondante.
 4. Ecrire l'équation de la réaction globale d'électrolyse.
 5. Indiquer le sens du déplacement des ions dans l'électrolyseur.
 6. Calculer la quantité d'électricité transportée dans l'électrolyseur au bout de 12 heures de fonctionnement.
- On donne :** $1F = 96500 \text{ C}$. Les couples ox/red : $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$; H^+ / H_2 ; $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$.



On veut déposer par électrolyse à anode soluble une couche d'argent d'épaisseur

$e = 50 \mu\text{m}$ sur une cuillère dont l'air de la surface est $S = 120 \text{ cm}^2$.

- 1) Définir l'électrolyse.
 - 2) Donner le schéma de l'électrolyse annoté, en faisant apparaître le sens du courant électrique et le sens de déplacement et la nature des porteurs de charge.
 - 3) a- Ecrire les demi-équation des transformations s'effectuant à la cathode et à l'anode, sachant le seul couple qui intervient est le couple Ag^+ / Ag .
b- Dédire l'équation bilan de la réaction d'électrolyse.
 - 4) Expliquer le terme « électrode à anode soluble » et préciser si la concentration en ions Ag^+ de la solution varie ou non au cours du temps.
 - 5) Calculer la masse d'argent à déposer sur la cuillère.
 - 6) Déterminer la durée de l'opération d'argenture sachant que l'intensité du courant est maintenue constante : $I = 1 \text{ A}$ durant l'électrolyse.
- On donne : masse volumique de l'argent est : $\rho = 10,5 \text{ g.cm}^{-3}$.

$$M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$1F = 96500 \text{ C}.$$



- 1- Dans une pile saline l'équation de la réaction se produisant à une des deux électrodes est : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$.

Cette électrode est-elle l'anode ou la cathode ? Justifier la réponse.

- 2- Le couple mis en jeu à la seconde électrode est $\text{MnO}_2 / \text{MnO}_2\text{H}$.

Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu à cette électrode.

- 3- En déduire l'équation globale de fonctionnement de la pile.

- 4- Le constructeur de la pile indique la quantité maximale d'électricité que peut débiter la pile en ampère-heure : $Q_{\text{max}} = 1,35 \text{ Ah}$. Donnée : 1 Ah correspond à $3,60 \times 10^3 \text{ C}$.

Si l'intensité I du courant débité par la pile de Philippe est égale à $90,0 \text{ mA}$, déterminer la durée maximale t_{max} de fonctionnement de la pile.

- 5- Déterminer la quantité d'électrons $n(\text{e}^-)$ mise en jeu pendant la durée t_{max} . Donnée : constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$.

6- En déduire la masse m de zinc consommée pendant cette même durée $t_{\max}$.
Donnée : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.

**Données :**

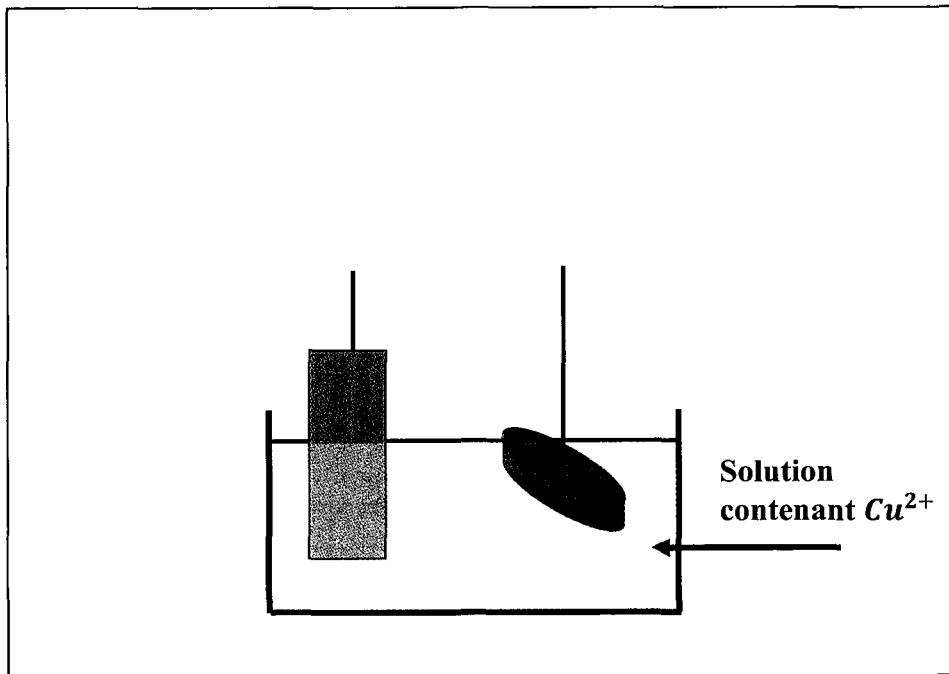
Masse molaire atomique du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Charge élémentaire de l'électron : $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$

Nombre d'Avogadro : $N = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Charge électrique d'une mole d'électrons : $F = 96500 \text{ C}$

On considère le montage de la figure ci-dessous qui comporte une électrode de cuivre et une bague en métal conducteur que l'on veut recouvrir de cuivre.



- 1- Quel appareil est-il nécessaire de rajouter dans le montage précédent pour réaliser ce dépôt ?
- 2- Écrire les demi-équations aux électrodes en justifiant votre raisonnement.
- 3- En déduire le sens des électrons, le sens du courant et la polarité dans le montage.
- 4- L'électrolyse fonctionne pendant une heure à une intensité constante $I = 400 \text{ mA}$.
 - a- Déterminer la quantité d'électricité correspondante notée Q .

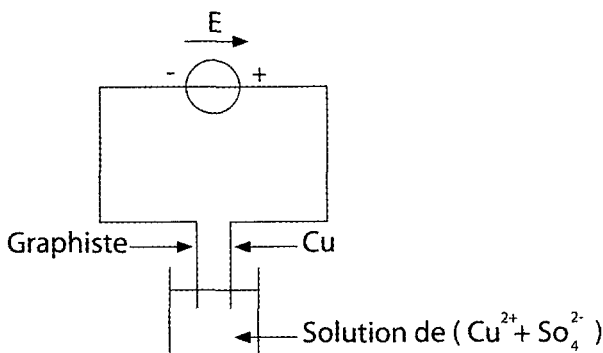
- b-** En déduire la quantité de matière d'électrons, notée $n(e^-)$, qui a circulé pendant cette durée.
- c-** Quelle relation existe-t-il entre la quantité de cuivre qui a disparu $n_{\text{disp}}(\text{Cu}^{2+})$ et la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons qui a circulé ?
- d-** En déduire la quantité de matière $n_{\text{dép}}(\text{Cu})$ déposée.
- e-** Quelle est la masse $m(\text{Cu})$ correspondante ?

Corrigé

1

1. $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ Il s'agit d'une **réduction**.
2. Une réduction se produit à la **cathode**. Cette électrode est reliée **au pôle de signe –** du générateur qui fournit les électrons nécessaires à la réduction.
3. D'après la demi-équation de réduction, $\frac{n_e}{2} = n_{\text{Cu}}$.
4. Quantité d'électricité ayant circulé pendant la durée Δt : $Q = I \cdot \Delta t$ et $Q = n_e \cdot N_A \cdot e$
donc $I \cdot \Delta t = n_e \cdot N_A \cdot e$ d'où $n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$
5. D'après 3. $n_{\text{Cu}} = \frac{I \cdot \Delta t}{2N_A \cdot e}$.
6. $n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}}$, donc $m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}}$ ainsi $m_{\text{Cu}} = \frac{I \cdot \Delta t}{2N_A \cdot e} \cdot M_{\text{Cu}} = \frac{I \Delta t}{2F} \cdot M_{\text{Cu}}$

2

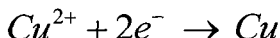


2. Au niveau de l'anode :

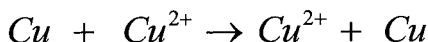


Le fil de cuivre se dégrade : Ce passe de l'état métallique à l'état ionique.

- . Au niveau de la cathode :



L'électrode de graphite se recouvre d'un dépôt de cuivre l'équation de la réaction qui se produit est

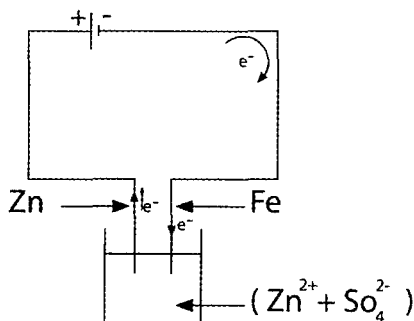


3. Cette électrolyse est dite à anode soluble.

4. La solution garde la même couleur bleue qu'initialement car il y a toujours les Cu^{2+} en solution.



1.

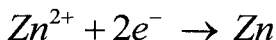


2.

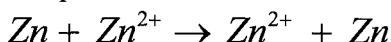
a. Au niveau de l'anode :



Au niveau de la cathode :



L'équation de la réaction



b. Après une durée assez longue de l'électrolyse l'électrode de fer se recouvre de zinc, dès que l'électrode de zinc se dégrade.

c. On peut se couvrir un métal par une couche d'un autre métal : zingage.

- On peut obtenir un métal pur à la cathode : affinage des métaux.

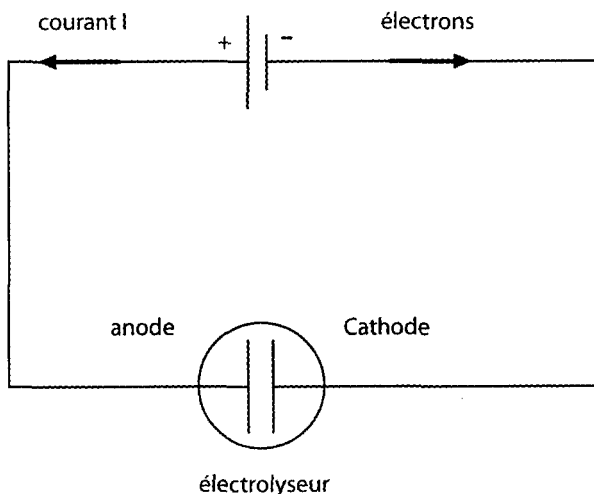
$$3) \quad \frac{m}{M} = \frac{Q}{2F} \quad \Rightarrow \quad m = \frac{QM}{2F}$$

$$\text{Or} \quad Q = It \quad \text{d'où} \quad m = \frac{ItM}{2F}$$

$$\underline{AN} \quad m = \frac{0,5 \times 10 \times 60 \times 65,4}{2 \times 96500} = 0,1g$$



1-



Les ions sulfates SO_4^{2-} , cadmium Cd^{2+} , H_3O^+ oxonium, les molécules d'eau sont présents.

2- Le cadmium métal se dépose à la cathode négative, électrode sur laquelle les ions Cd^{2+} sont réduits $\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd(s)}$

3- à l'anode positive les molécules d'eau sont oxydées en dioxygène :



4- équation de la transformation : $\text{Cd}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cd} + \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{H}^+$.

5- En solution les ions positifs Cd^{2+} , H_3O^+ se déplacent vers l'électrode négative, la cathode où ils peuvent éventuellement se réduire. Les ions négatifs SO_4^{2-} , se déplacent vers l'anode positive.

6- La quantité d'électricité Q est donnée par la relation :

$$Q = I\Delta t = nF \left\{ \begin{array}{l} Q : \text{quantité d'électricité (coulomb)} \\ I : \text{intensité (A)} \\ \Delta t : \text{durée de fonctionnement} \\ n : \text{quantité d'électrons échangée (mol)} \\ F : \text{faraday, charge d'une mole d'électron} \end{array} \right.$$

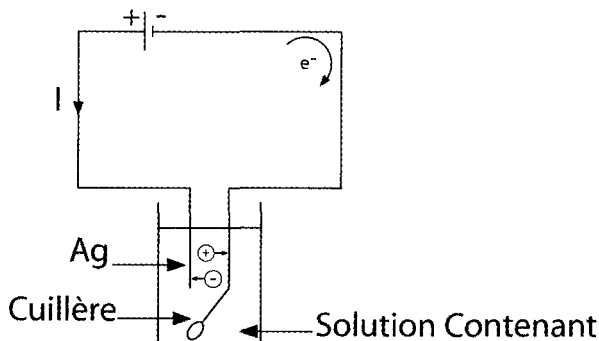
$$I = 25 \text{ kA} = 2,5 \cdot 10^4 \text{ A} ; t = 12 \times 3600 = 43\,200 \text{ s}$$

$$\text{Alors } Q = 2,5 \cdot 10^4 \times 43\,200 = 1,08 \cdot 10^9 \text{ C.}$$

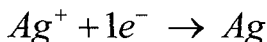


1. L'électrolyse est une réaction imposée, due à la circulation du courant imposé par un générateur.

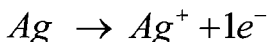
2.



3. a. A la cathode.



A la cathode



b. L'équation de la réaction : $\text{Ag} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Ag}$.

4. L'anode se dégrade au cours de l'électrolyse d'où elle s'appelle électrolyse à anode soluble.

Au cours de cette électrolyse n_{Ag^+} qui se forme = n_{Ag^+} qui se transforme en Ag d'où $[\text{Ag}^+]$ reste constante durant l'électrolyse.

$$5. m_{\text{Ag}} = g \cdot v = g \cdot s \cdot e$$

$$\text{AN } m_{\text{Ag}} = 10,5 \times 120 \times 50 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 6,3 \text{ g}$$

$$6. \frac{m}{M} = \frac{Q}{n \cdot F} \text{ avec } n=1 \text{ et } Q = I \cdot t$$

$$\text{Ce qui donne } \frac{m}{M} = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

$$\text{D'où } \Delta t = \frac{F \cdot m}{I \cdot M}$$

$$\text{AN } \Delta t = \frac{96500 \times 6,3}{1 \times 108} = 5,659 \cdot 10^3$$

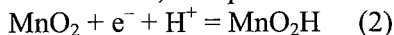
$$\text{Soit } \Delta t = 93,82 \text{ min}$$



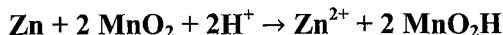
1) a/

1. L'équation (1) : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ correspond à une **oxydation**, elle se produit à l'**anode**.

2. À la cathode, il se produit la réduction de l'oxydant MnO_2



3. En additionnant (1) + 2×(2), on obtient l'équation globale de fonctionnement de la pile :



$$4. Q_{\max} = I \cdot t_{\max}, \text{ soit } t_{\max} = \frac{Q_{\max}}{I}$$

avec $Q_{\max}$ convertie en mA.h, et I en mA, alors $t_{\max}$ est en h :

$$t_{\max} = \frac{1,35 \times 10^3}{90,0} = 15,0 \text{ h}$$

avec $Q_{\max}$ convertie en C, et I en A, alors $t_{\max}$ est en s :

$$t_{\max} = \frac{1,35 \times 3,60 \times 10^3}{90,0 \times 10^{-3}} = 5,40 \times 10^4 \text{ s}$$

$$5. Q = n(\text{e}^-) \cdot F = I \cdot t_{\max}$$

$$n(\text{e}^-) = \frac{I \cdot t_{\max}}{F} \quad \text{avec } t_{\max} \text{ en s et } I \text{ en A}$$

$$n(\text{e}^-) = \frac{90,0 \times 10^{-3} \times 5,40 \times 10^4}{9,65 \times 10^4} = 5,04 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$6. \text{D'après l'équation (1), } n_{\text{Zn}} = \frac{n(\text{e}^-)}{2} ; \text{ d'autre part } m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = \frac{n(\text{e}^-)}{2} \cdot M_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = \frac{I \cdot t_{\max}}{2 \cdot F} \cdot M_{\text{Zn}}$$

$$m_{\text{Zn}} = \frac{90,0 \times 10^{-3} \times 5,40 \times 10^4}{2 \times 9,65 \times 10^4} \times 65,4 = 1,65 \text{ g de zinc consommé en 15 h de fonctionnement.}$$



1- Il est nécessaire d'ajouter un générateur dans le circuit extérieur.

2- On veut déposer du cuivre solide sur la bague, la réaction est : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}_{(s)}$, il s'agit d'une réduction ayant lieu à la cathode (reliée au pôle - du générateur).

Sur l'autre électrode, il se produit une oxydation (Anode) : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Le générateur force l'évolution du système dans le sens inverse.

