

EXERCICES

18 Purification du cuivre



Le métal cuivre obtenu à partir de son minerai contient habituellement des impuretés comme du nickel. Pour éliminer ces impuretés, on réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) acidifiée. La cathode est composée de cuivre pur et l'anode est un bloc de cuivre impur.

Dans les conditions de cette électrolyse, le nickel peut être oxydé et les ions nickel  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$  ne peuvent pas être réduits. Cette électrolyse dure 21 jours et permet d'obtenir 300 kg de cuivre.

Données :

- Couples oxydant-réducteur :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$  ;  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$ .
- $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

1. Déterminer les demi-équations pouvant se produire à chaque électrode. Pourquoi cette électrolyse conduit-elle à du cuivre pur ?
2. Calculer la quantité de matière de cuivre formé et celle d'électrons échangés.
3. Exprimer l'intensité constante du courant requise pour réaliser cette électrolyse, puis calculer sa valeur.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. • L'anode est le siège d'une oxydation, on peut avoir les demi-équations  $\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$  et  $\text{Ni}(\text{s}) = \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

• La cathode est le siège d'une réduction, on peut avoir :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$

Le nickel est éliminé à l'anode, et la cathode reste en cuivre pur.

2. • La quantité de matière de cuivre formé est :

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M_{\text{Cu}}} = \frac{300 \times 10^3}{63,5} \text{ soit } n(\text{Cu}) = 4,7 \times 10^3 \text{ mol.}$$

• La quantité de matière d'électrons échangés est :

$$n(\text{e}^-) = 2 \times n(\text{Cu}) = 2 \times 4,7 \times 10^3 \text{ soit } n(\text{e}^-) = 9,4 \times 10^3 \text{ mol.}$$

3. • On sait que :  $q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot N_{\text{A}} \cdot e$  donc :

$$I = \frac{n(\text{e}^-) \cdot N_{\text{A}} \cdot e}{\Delta t} = \frac{9,4 \times 10^3 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}{21 \times 24 \times 3 \ 600} \text{ soit } I = 5,0 \times 10^2 \text{ A.}$$

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

La composition de chaque électrode est indiquée.

LES VERBES D'ACTION

- ▶ Déterminer : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.
- ▶ Calculer : trouver la valeur par le calcul.
- ▶ Exprimer : donner une relation littérale entre des grandeurs.

QUELQUES CONSEILS

1. Lors d'une électrolyse, la cathode est le siège d'une réduction et l'anode, le siège d'une oxydation.

20 Chromage d'une pièce métallique



Pour chromer une pièce métallique de surface  $S = 50 \text{ cm}^2$ , on réalise l'électrolyse d'une solution contenant des ions chrome  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ . On souhaite déposer une couche de chrome d'épaisseur  $e = 40 \text{ }\mu\text{m}$  sur la pièce.

L'électrolyseur est alimenté par un générateur de tension continue délivrant un courant d'intensité constante  $I = 2,5 \text{ A}$ .

Données :

- Couple oxydant-réducteur :  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) / \text{Cr}(\text{s})$ .
- $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $\rho_{\text{Cr}} = 7,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  ;  $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

1. À quelle électrode doit-on placer la pièce métallique ? Justifier la réponse.
2. Calculer la quantité de matière de chrome à déposer sur la pièce.
3. En déduire la quantité de matière d'électrons échangés.
4. Déterminer la durée de l'électrolyse pour réaliser le chromage de la pièce.

LES CLÉS DE L'ÉNONCÉ

Ces valeurs permettent de calculer le volume de chrome.

LES VERBES D'ACTION

- ▶ Calculer : trouver la valeur par le calcul.
- ▶ En déduire : intégrer le résultat précédent pour répondre.
- ▶ Déterminer : mettre en œuvre une stratégie pour trouver un résultat.

QUELQUES CONSEILS

2. Utiliser des unités cohérentes.

4. La quantité de charges électriques échangées est  $q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot N_{\text{A}} \cdot e$ .

$$\text{On en déduit la durée de l'électrolyse : } \Delta t = \frac{n(\text{e}^-) \cdot N_{\text{A}} \cdot e}{I}$$

$$\text{AN : } \Delta t = \frac{8,1 \times 10^{-2} \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}{2,5}$$

$$\text{soit } \Delta t = 3,1 \times 10^3 \text{ s} = 52 \text{ min.}$$

EXERCICE SIMILAIRE

21 Nettoyage d'une antiquité

Un canon appartenant à un galion espagnol a été retrouvé au fond de la mer. Il était recouvert d'une gangue formant une sorte de ciment qui le protégeait.

Une fois remonté à la surface, on le traite par électrolyse dans une solution d'hydroxyde de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq})$ ,  $\text{HO}^-(\text{aq})$ ) pour détruire la gangue. Le canon sert d'électrode où se forme du dihydrogène pendant le traitement visant à faire tomber la gangue.

On réalise cette électrolyse pendant 36 h avec un courant d'intensité constante  $I = 80 \text{ mA}$ .

Données :

- Couple oxydant-réducteur :  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{H}_2(\text{g})$ .
- $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$  ;  $V_{\text{m}} = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  (volume molaire dans les conditions de l'expérience).

- a. Le canon sert-il d'anode ou de cathode ? Justifier la réponse.
  - b. Écrire la demi-équation s'y produisant.
2. Déterminer la quantité de matière d'électrons échangés.
  3. En déduire le volume de dihydrogène formé.



EXERCICE SIMILAIRE

19 Électrolyse du titane

On réalise l'électrolyse pendant 1,0 h sous un courant d'intensité constante  $I = 200 \text{ mA}$  d'une solution contenant des ions titane  $\text{Ti}^{4+}(\text{aq})$ . Il se forme 179 mg de titane sur une des deux électrodes.

Données :

- Couple oxydant-réducteur :  $\text{Ti}^{4+}(\text{aq}) / \text{Ti}(\text{s})$ .
- $M_{\text{Ti}} = 47,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

1. À quelle électrode le titane s'est-il formé ? Justifier la réponse.
2. Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ?
3. Calculer la quantité de matière de titane formé.
4. Écrire la demi-équation modélisant la transformation des ions titane. En déduire la charge des ions titane.

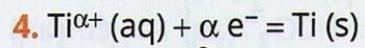


**CORRECTION Exercice 19**

**19** 1. Le titane est réduit, donc il se trouve à la cathode.

2.  $n(e^-) = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

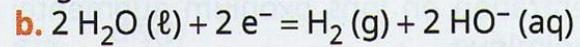
3.  $n(\text{Ti}) = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol.}$



$\alpha = 2$  donc  $\text{Ti}^{2+}(\text{aq})$ .

**CORRECTION Exercice 21**

**21** 1. a. Le canon sert de cathode car il est le siège d'une réduction.



2.  $n(e^-) = 0,11 \text{ mol.}$

3.  $n(\text{H}_2) = 5,5 \times 10^{-2} \text{ mol. } V(\text{H}_2) = 1,3 \text{ L.}$