

13 Électrolyse et quotient de réaction

| Utiliser un modèle pour prévoir, décrire et expliquer.

Dans une cuve comportant des électrodes de graphite inattaquables, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre (II), $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^{-}(\text{aq})$ telle que $[\text{Br}^{-}]_i = 2 \times [\text{Cu}^{2+}]_i = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume V égal à 200 mL.

1. Écrire l'équation de la réaction entre les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et les ions bromure $\text{Br}^{-}(\text{aq})$ avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

2. a. À 25 °C, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à $1,3 \times 10^{-25}$. Prévoir le sens d'évolution du système.

b. À l'état d'équilibre, la concentration du dibrome $\text{Br}_2(\text{aq})$ est égale à $6,5 \times 10^{-26} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Justifier la nécessité de réaliser une électrolyse de la solution.

3. a. Réaliser un schéma légendé du montage permettant d'effectuer cette électrolyse.

b. Représenter le sens conventionnel du courant et le sens de circulation des électrons.

c. Écrire les équations des réactions électrochimiques ayant lieu aux deux électrodes.

4. a. Au cours de l'électrolyse, l'électrolyseur est traversé par un courant d'intensité I constante et égale à 4,0 A, pendant une durée Δt égale à 1,0 heure. Calculer l'avancement x de la réaction à la fin de l'électrolyse.

b. En déduire les concentrations en quantité de matière des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Br}^{-}(\text{aq})$ et de l'espèce $\text{Br}_2(\text{aq})$.

c. Calculer le quotient de réaction $Q_{r,f}$ à la fin de l'électrolyse. Commenter le résultat.

Données

Couples oxydant/réducteur :

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}) ; \text{Br}_2(\text{aq}) / \text{Br}^{-}(\text{aq})$.

15 À chacun son rythme**Nickelage d'une pièce métallique**

| Exploiter des informations ; effectuer des calculs.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Il est possible de nickeler une pièce métallique afin de la rendre brillante par électrolyse. Un dépôt de nickel d'épaisseur e égale à 40 μm est réalisé sur un pot d'échappement de moto de surface S égale à 10 dm^2 . La pièce est plongée dans une solution contenant des ions nickel (II) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$. Le générateur délivre un courant d'intensité I constante égale à 0,70 A et la tension entre les électrodes est 3,0 V.

Énoncé compact

Estimer l'énergie nécessaire à la réalisation de ce dépôt.

Énoncé détaillé

1. Écrire l'équation de la réaction électrochimique conduisant au dépôt de nickel.
2. Déterminer la quantité n de nickel à déposer.

3. En déduire la durée de l'électrolyse.

4. Estimer l'énergie électrique nécessaire à la réalisation de ce dépôt.

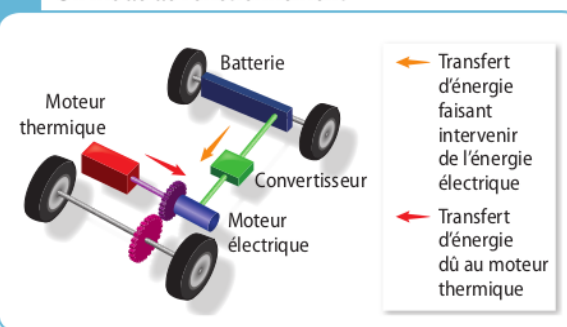
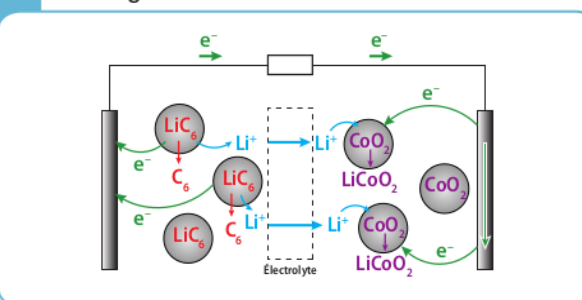
Données

- $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\rho(\text{Ni}) = 8,9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
- Énergie (en Joule) transférée par un générateur : $E = U \times I \times \Delta t$ où U est la tension en V, I l'intensité du courant en A et Δt la durée en s.

16 Rôle d'une batterie Lithium-ion

| Exploiter des schémas ; faire preuve d'esprit critique.

Les véhicules hybrides sont équipés d'un moteur thermique associé à un moteur électrique. Ceux dotés de la technologie « mild hybrid » récupèrent de l'énergie lors des phases de freinage. Cette énergie est convertie, puis stockée dans des batteries Lithium-ion.

A Un mode de fonctionnement**B Décharge de la batterie Lithium-ion**

1. a. Associer le schéma du doc. A à un des modes de fonctionnement du véhicule hybride : propulsion électrique ; charge de la batterie ; assistance électrique ; freinage régénératif.

b. Schématiser les trois autres modes de fonctionnement en précisant le(s) type(s) de conversion d'énergie se produisant.

2. Expliquer pourquoi la voiture hybride consomme moins de carburant qu'une voiture à moteur thermique.

3. Le mécanisme de décharge de la batterie est représenté sur le dessin B. Écrire l'équation de la réaction ayant lieu lors de la décharge de la batterie.

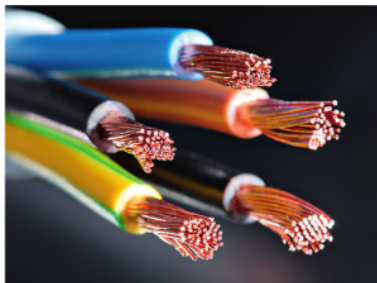
4. En déduire l'équation de la réaction ayant lieu lors de la charge de la batterie.

5. Expliquer l'intérêt environnemental et rechercher les limites que peut présenter ce type de batterie dans l'automobile.

Obtention de cuivre très pur par électrolyse

| Extraire et exploiter des informations ; effectuer des calculs.

- Après extraction du cuivre d'un minerai, on peut obtenir des lingots de cuivre, d'une pureté d'environ 99 %. Cette pureté n'est pas suffisante pour l'utilisation du cuivre comme conducteur électrique qui nécessite une pureté supérieure à 99,95 %.



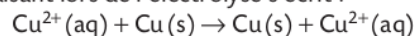
- Les lingots de cuivre peuvent être purifiés en réalisant une électrolyse. Lors de cet électroraffinage, l'anode est constituée d'un lingot de cuivre à purifier et la cathode est en cuivre. Le bain d'électrolyse est une solution contenant de l'acide sulfurique $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, et des ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.
- Aucun dégagement gazeux n'est observé lors de cette électrolyse et les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ sont électro-inactifs
- L'association d'une anode et d'une cathode est appelée une cellule d'électrolyse. La durée de vie des anodes est de 3 à 4 semaines. La tension appliquée est faible, de l'ordre de 0,30 V. La consommation électrique par tonne de cuivre à purifier est de l'ordre de 250 kWh.

1. Schématiser et légénder une cellule d'électrolyse branchée aux bornes d'un générateur et permettant l'obtention de cuivre purifié.

2. Indiquer le sens conventionnel du courant électrique et le sens de déplacement des électrons. **Utiliser le réflexe 2**

3. À partir des couples fournis en données, écrire toutes les équations des réactions susceptibles de se produire à l'anode et à la cathode. **Utiliser le réflexe 3**

4. À l'aide de la réponse à la question 3, justifier que l'équation de la réaction chimique modélisant la transformation se produisant lors de l'électrolyse s'écrit :



5. Expliquer le principe de l'électroraffinage du cuivre. Justifier notamment l'expression « électrolyse à anode soluble ».

6. Vérifier la durée de vie d'une anode sachant que $I = 350\text{ A}$ et que la masse moyenne d'une anode est de 280 kg. **Utiliser le réflexe 1**

7. Vérifier la valeur de la consommation électrique donnée.

Données

- Couples oxydant/réducteur : $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$; $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- $M(\text{Cu}) = 63,5\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- $F = 96\,500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Énergie électrique E : $E = U \times I \times \Delta t$ avec E en kWh, U en V, I en kA et Δt en h.