

Forcer le sens

Avant d'aborder le chapitre

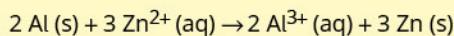
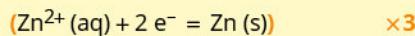
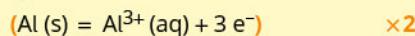
EN AUTONOMIE

LES ACQUIS INDISPENSABLES

● Cycle 4 ● 1^{re} Enseignement de spécialité ● Chapitre 6

- Lorsque de l'énergie est échangée et garde la même forme, on parle de **transfert d'énergie**. Lorsque l'énergie passe d'une forme à une autre, on parle de **conversion d'énergie**.
 - Une **réaction d'oxydoréduction** est un transfert d'électrons entre l'oxydant et le réducteur de deux couples oxydant-réducteur différents.

Exemple :



- L'intensité du courant électrique I , exprimée en ampère, est définie par cette relation :

$$\text{intensité} \rightarrow I = \frac{q}{\Delta t} \quad \begin{array}{l} \text{quantité de charge} \\ \text{électrique (en C)} \\ \text{durée (en s)} \end{array}$$

- Le **quotient de réaction** à l'état initial $Q_{r,i}$ permet de connaître le sens d'évolution spontanée d'un système chimique, $K(T)$ étant la **constante d'équilibre** de la réaction.

The diagram illustrates the equilibrium state of a reaction. It features a horizontal axis labeled $Q_{r,i}$ at the right end. The axis is divided into three regions by two vertical lines: a yellow region on the left labeled "sens direct" (forward direction), a green central region labeled "équilibre" (equilibrium), and a blue region on the right labeled "sens opposé" (reverse direction). Above the axis, the equilibrium constant $K(T)$ is indicated. The boundary between the forward and reverse directions is marked by a double-headed arrow pointing towards the equilibrium region.

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

Pour chaque situation, rédiger une réponse qui explique en quelques lignes le raisonnement.



SITUATION 1

Une réaction d'oxydoréduction se produit quand on plonge un fil de cuivre dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+ (aq), NO_3^- (aq)).



Quelle est l'équation de la réaction modélisant cette transformation ?

Données :

- Couples oxydant-réducteur :*
 $\text{Ag}^+ (\text{aq}) / \text{Ag} (\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) / \text{Cu} (\text{s})$.

SITUATION 2

Après quelques heures d'utilisation,
il est nécessaire de recharger son
smartphone.

Quelle conversion d'énergie est mise en jeu lors de l'utilisation d'un smartphone ? lors de sa recharge ?

SITUATION 3

On considère la réaction suivante :
 $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^-(\text{aq})$
 La constante d'équilibre associée à cette réaction est $K(T) = 1,2 \times 10^{25}$.

On mélange les trois espèces chimiques en solution à des concentrations en quantité de matière initiales identiques $c_i = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Que vaut le quotient de réaction $Q_{r,i}$?
Dans quel sens le système chimique va-t-il évoluer ?



d'évolution d'un système

8

CHIMIE

Quelles sont les alternatives proposées par cet aéronef dans le secteur du transport pour lutter contre les émissions de gaz à effet de serre ?

EXERCICE 30



NOTIONS ET CONTENUS

- ▶ Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique.
- ▶ Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur.
- ▶ Stockage et conversion d'énergie chimique.

CAPACITÉS EXPÉRIMENTALES

- ▶ Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. ➔ **Activité 1**
- ▶ Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés lors d'une électrolyse. ➔ **Activité 2**

1. ACTIVITÉ DE DÉCOUVERTE

CLASSE INVERSÉE

COMPÉTENCES :

(AN/RAI) Formuler des hypothèses.

(COM) Utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modes de représentation appropriés

Principe de l'électrolyse

Une transformation chimique fait évoluer spontanément un système, pris dans un état initial, vers un état final.

Comment peut-on contraindre un système chimique à fonctionner dans le sens inverse du sens spontané ?

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

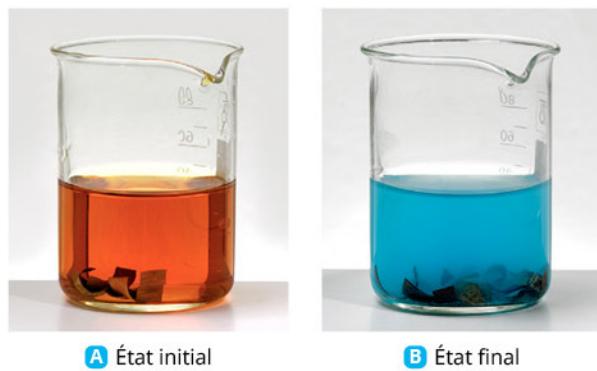
Expérience 1

- Verser dans un bêcher 50 mL d'une solution de diiode $I_2(aq)$ de concentration en quantité de matière $[I_2(aq)] = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis y ajouter 0,50 g de copeaux de cuivre.
- Agiter le mélange réactionnel pendant quelques minutes.
- Observer et noter les changements de couleur.

Expérience 2

- Verser le mélange obtenu lors de l'expérience 1 dans un tube en U.
- Introduire une électrode de graphite dans chaque branche du tube.
- Relier ces électrodes à un générateur de tension continue égale à 6,0 V, branché pendant une dizaine de minutes.
- Observer et noter les changements de couleur au voisinage des électrodes et sur les électrodes.

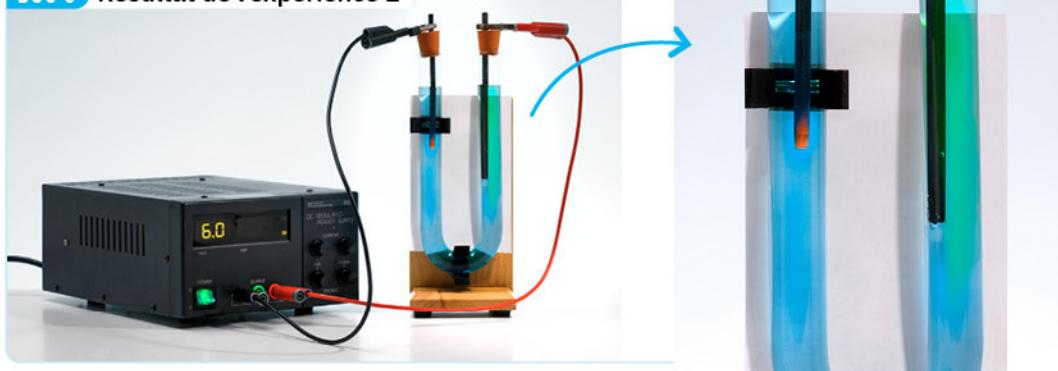
DOC 1 Expérience 1



DOC 2 Données

- Couples oxydant-réducteur : $I_2(aq) / I^-(aq)$; $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$.
- Couleurs des espèces chimiques en solution : jaune-orangé pour $I_2(aq)$, incolore pour $I^-(aq)$, bleu ciel pour $Cu^{2+}(aq)$.

DOC 3 Résultat de l'expérience 2



EXPLOITATION ET ANALYSE

- a. Interpréter le changement de couleur du milieu réactionnel lors de l'expérience 1.
b. En déduire les deux demi-équations électroniques d'oxydoréduction et l'équation bilan de la réaction mise en jeu.
- La constante d'équilibre associée à cette réaction chimique est $K(T) = 1,2 \times 10^{25}$.
a. Calculer le quotient de réaction $Q_{r,i}$ dans l'état initial.
b. Comment le système chimique évolue-t-il ?
- a. Décrire pour l'expérience 2 en les justifiant les transformations se produisant au niveau de chaque électrode.

- b. En déduire l'équation de la réaction. Conclure.

SYNTHÈSE

- Expliquer comment inverser le sens d'une transformation chimique.

Je réussis si...

- Je sais écrire une demi-équation d'oxydoréduction.
- Je sais calculer un quotient de réaction.
- Je connais le critère d'évolution spontanée d'un système chimique.

2. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE

TP

COMPÉTENCES :

(APP) Rechercher et organiser l'information

(REA) Mettre en œuvre un protocole expérimental

Le dihydrogène, une solution d'avenir

Le dihydrogène devrait être utilisé plus largement à l'avenir dans les transports et la production d'électricité. Comment peut-on être autonome en énergie grâce au dihydrogène obtenu à partir d'énergies renouvelables ?

PARTIE 1 Production et utilisation du dihydrogène

DOC 1 Produire du dihydrogène H₂

L'hydrogène se trouve dans la nature combiné avec d'autres atomes : l'oxygène dans le cas de l'eau ou le carbone dans le cas du méthane. Pour le produire, il faut donc l'extraire. Pour cela, différents procédés existent.

■ **Le vaporeformage** : c'est le procédé le plus utilisé actuellement et le moins cher. On projette de la vapeur d'eau à haute température sur du méthane CH₄, on obtient ainsi du dihydrogène et du dioxyde de carbone.

■ **La gazéification du charbon** : porté à très haute température, le charbon se vaporise et le carbone qu'il contient réagit avec de la vapeur d'eau en produisant du dihydrogène et du dioxyde de carbone.

■ **L'électrolyse de l'eau** : c'est un procédé qui permet de décomposer l'eau en dioxygène et dihydrogène gazeux sous l'action d'un courant électrique. Actuellement, c'est le procédé le plus coûteux. On utilise surtout l'énergie électrique produite par les centrales nucléaires ou thermiques pour réaliser cette électrolyse.

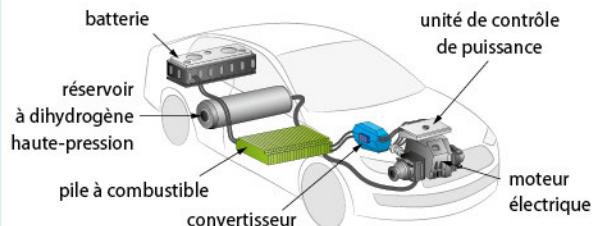
DOC 3 Un exemple de micro-réseau électrique



Un réseau électrique de petite taille, conçu pour fonctionner en autonomie a été installé dans le cirque de Mafate (accessible uniquement à pied ou en hélicoptère) afin d'approvisionner des consommateurs isolés du réseau électrique classique. Il est composé de panneaux photovoltaïques, d'accumulateurs lithium-ion, d'un système de stockage de dihydrogène et d'une pile à combustible. Des panneaux solaires captent l'énergie solaire pour la convertir en énergie électrique qui est soit stockée dans un accumulateur lithium-ion pour être consommée dans les jours à venir, soit transformée par électrolyse de l'eau en dihydrogène qui sera stocké. Pour injecter de l'électricité sur le micro-réseau en cas d'absence durable de Soleil ou en cas de pic de consommation, une pile à combustible assure la transformation inverse en produisant de l'électricité à partir du dihydrogène en ne rejetant que de l'eau. On peut ainsi être autonome en produisant et en stockant de l'énergie sans polluer.

DOC 2 Le dihydrogène dans les transports

Certains véhicules utilisent une pile à combustible consommant du dihydrogène (schéma). L'électricité ainsi produite alimente un moteur électrique. Cette technologie est peu polluante car les piles ne rejettent que de l'eau contrairement aux moteurs thermiques.



De nombreux pays et de grandes entreprises investissent dans cette nouvelle technologie pour lever certains freins tels que :

- le coût de fabrication élevé de ces véhicules ;
- le manque de stations-services proposant du dihydrogène ;
- la pollution engendrée par la production d'énergie nécessaire à la fabrication du dihydrogène : dioxyde de carbone pour les centrales thermiques et déchets radioactifs pour les centrales nucléaires. De nouvelles techniques utilisant les énergies renouvelables sont à l'étude pour produire un dihydrogène « plus propre ».

EXPLOITATION ET ANALYSE

1 Écrire l'équation de réaction associée à la transformation qui se produit :

- lors du vaporeformage du méthane ;
- lors de la gazéification du charbon.

2 Pourquoi la production de dihydrogène par électrolyse de l'eau est-elle très peu utilisée actuellement ?

3 Quelles conversions d'énergie sont réalisées dans les dispositifs du micro-réseau du cirque de Mafate ?

SYNTHÈSE

4 Quelles nouvelles perspectives envisager d'un point de vue énergétique avec l'utilisation du dihydrogène ? Quels seraient les avantages de ces nouvelles technologies ?

Je réussis si...

► Je connais les différentes conversions d'énergie.

2. ACTIVITÉ EXPÉRIMENTALE (SUITE)

TP

PARTIE 2 Produire du dihydrogène par électrolyse et l'utiliser dans une pile à combustible

PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

Électrolyse de l'eau

- Remplir d'eau distillée l'électrolyseur et deux tubes gradués retournés sur les électrodes (on a utilisé ici un dispositif intégrant deux cylindres de stockage qui remplacent les tubes).
- Alimenter l'électrolyseur à l'aide d'une cellule photovoltaïque après avoir placé dans le circuit un ampèremètre branché en série.
- Relier les bornes d'un voltmètre aux deux électrodes.
- Stopper l'électrolyse après obtention de 10 mL de dihydrogène (tube le plus rempli).

Pile à combustible

- Relier une pile à combustible à un moteur électrique et un ampèremètre montés en série.
- Alimenter la pile à combustible à l'aide du dihydrogène et du dioxygène, récupérés après électrolyse, pour faire fonctionner le moteur électrique.



DOC 4 Données

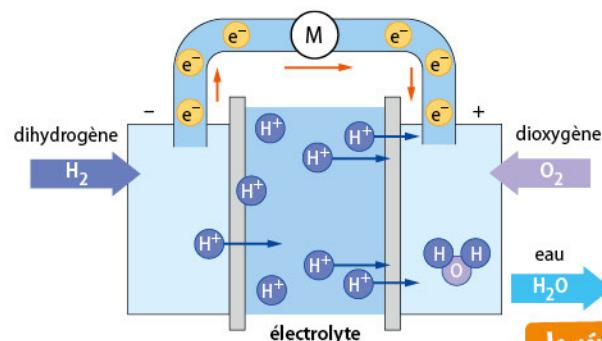
$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}, e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

DOC 5 La pile à combustible

Découverte en 1839, la pile à combustible est basée sur la réaction d'oxydoréduction ayant lieu spontanément entre le dioxygène et le dihydrogène.

- Le dihydrogène est le réducteur du couple $H^+ (aq) / H_2 (g)$ et le dioxygène est l'oxydant du couple $O_2 (g) / H_2O (l)$.
- La pile à combustible est constituée de deux compartiments disjoints alimentés respectivement en dioxygène et dihydrogène.

Les deux électrodes sont séparées par un électrolyte, solution qui laisse circuler les ions.



ANIMATION

La pile à combustible



Je réussis si...

- Je sais calculer une quantité de charges électriques q .
- Je sais déterminer une quantité de matière à partir de la quantité de charges électriques q .
- Je connais un dispositif mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique et les enjeux sociétaux associés.

EXPÉRIENCE ET EXPLOITATION

- a. Mettre en œuvre le protocole proposé.
b. Noter la durée de l'électrolyse et l'intensité du courant électrique.

- a. Écrire l'équation de la réaction se déroulant dans l'électrolyseur.
b. Comparer les volumes de dihydrogène et de dioxygène formés. Ce résultat était-il prévisible ?
c. Que peut-on dire des réactions se produisant dans la pile et dans l'électrolyseur ?

- a. Calculer la quantité de charges électriques q mise en jeu lors de l'électrolyse.
b. À quelle quantité d'électrons échangés cela correspond-il ?
c. Déterminer la quantité de matière de dihydrogène formé.

CONCLUSION

- Décrire succinctement le fonctionnement de l'électrolyseur.

1 Transformations forcées

► Évolution spontanée d'un système chimique

On souhaite observer l'**évolution d'un système chimique** composé des quatre espèces constituant les deux couples oxydant-réducteur $I_2(aq) / I^-(aq)$ et $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$.

Pour cela, dans un bêcher, on mélange le même volume $V = 20 \text{ mL}$ de trois solutions aqueuses de concentration en quantité de matière identique $c = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: une solution de diiode $I_2(aq)$, une solution d'iodure de potassium ($K^+(aq), I^-(aq)$) et une solution de sulfate de zinc ($Zn^{2+}(aq), SO_4^{2-}(aq)$). On rajoute ensuite 20 mg de poudre de zinc dans le bêcher (FIG. 1A).

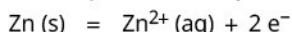
La concentration initiale en quantité de matière de chaque espèce en solution est :

$$[Zn^{2+}(aq)]_i = [I_2(aq)]_i = [I^-(aq)]_i = \frac{n_i}{V_{\text{total}}} = \frac{c \cdot V}{V_{\text{total}}}$$

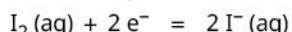
$$AN : [Zn^{2+}(aq)]_i = [I_2(aq)]_i = [I^-(aq)]_i = \frac{0,015 \times 0,020}{0,060} = 0,0050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Au bout de quelques minutes, la solution initialement jaune-orangé devient quasiment incolore et du zinc disparaît (FIG. 1B).

L'oxydation du zinc se traduit par la demi-équation :



Le diiode est réduit selon la demi-équation :



L'équation de la réaction s'écrit :



À 25 °C, la **constante d'équilibre** qui lui est associée est : $K(T) = 10^{46}$.

Le **quotient de réaction** $Q_{r,i}$ dans l'état initial de ce système vaut :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}(aq)]_i \cdot [I^-(aq)]_i^2}{[I_2(aq)]_i}$$

$$AN : Q_{r,i} = \frac{0,0050 \times 0,0050^2}{0,0050} = 2,5 \times 10^{-5}$$

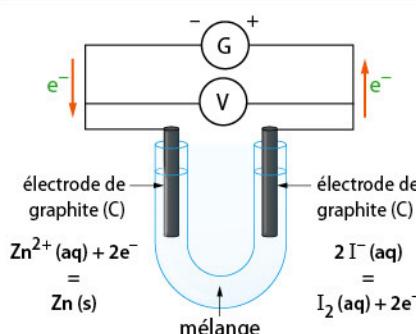
Puisque $Q_{r,i} < K(T)$, le système va évoluer spontanément dans le sens direct de l'équation écrite ci-dessus jusqu'à atteindre un état d'équilibre.

► Evolution forcée

Un **générateur de tension continue** peut forcer un système chimique à évoluer dans le sens opposé à son sens d'évolution spontanée.

Le mélange précédent est versé dans un tube en U et on place une électrode de graphite à chaque ouverture. On relie ces électrodes à un générateur délivrant une tension continue de 6,0 V (FIG. 2).

FIG. 2 Montage expérimental pour observer l'évolution forcée.

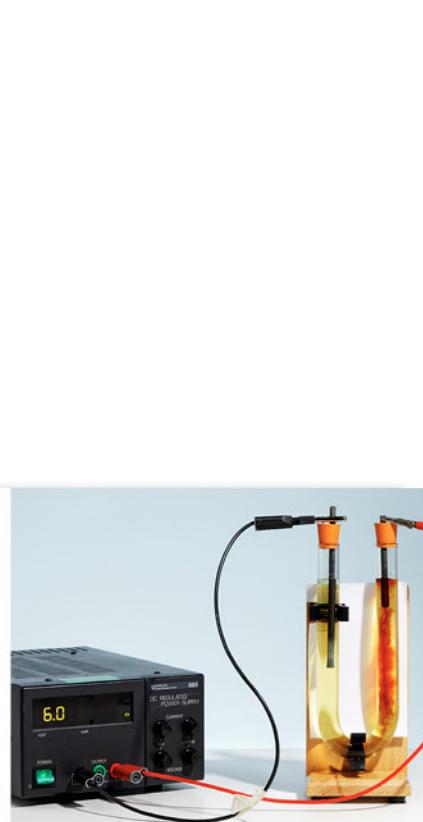


A État initial



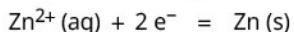
B État final

FIG. 1 Évolution spontanée du système chimique.

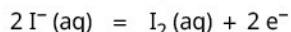


Après quelques minutes, on observe un dépôt métallique gris de zinc sur une des électrodes et la solution, au voisinage de l'autre électrode, prend une teinte jaune-orangé due au diiode formé (FIG. 3).

■ Les électrons libérés par la borne négative du générateur sont captés par les ions zinc Zn^{2+} (aq) au niveau de l'électrode et se transforment en métal zinc Zn (s). Cette **réduction** est modélisée par la demi-équation :



■ Les électrons qui entrent par la borne positive du générateur sont libérés au niveau de l'électrode par les ions iodure I^- (aq) pour se transformer en diiode I_2 (aq). Cette **oxydation** est modélisée par la demi-équation :



■ Le système chimique évolue dans le sens opposé à celui de la transformation spontanée rencontrée précédemment.



FIG. 3 État final obtenu lors de l'évolution forcée.

2 L'électrolyseur

Constitution et fonctionnement

■ Un **électrolyseur** (FIG. 4) est constitué d'une cuve contenant deux électrodes.

Dans un **électrolyseur** relié à un générateur de tension continue se produit une transformation d'oxydoréduction forcée, appelée **électrolyse**, au cours de laquelle le système évolue dans le **sens opposé** à celui qui serait spontanément observé.

L'électrode où se produit l'**oxydation** est l'**anode**. Elle est reliée à la **borne positive du générateur** qui capte les électrons produits lors de l'oxydation d'une espèce chimique.

L'électrode où se produit la **réduction** est la **cathode**. Elle est reliée à la **borne négative du générateur** qui fournit les électrons nécessaires à la réduction.

EXEMPLE

La transformation forcée étudiée au paragraphe 1 est mise en œuvre ci-dessous dans un électrolyseur.

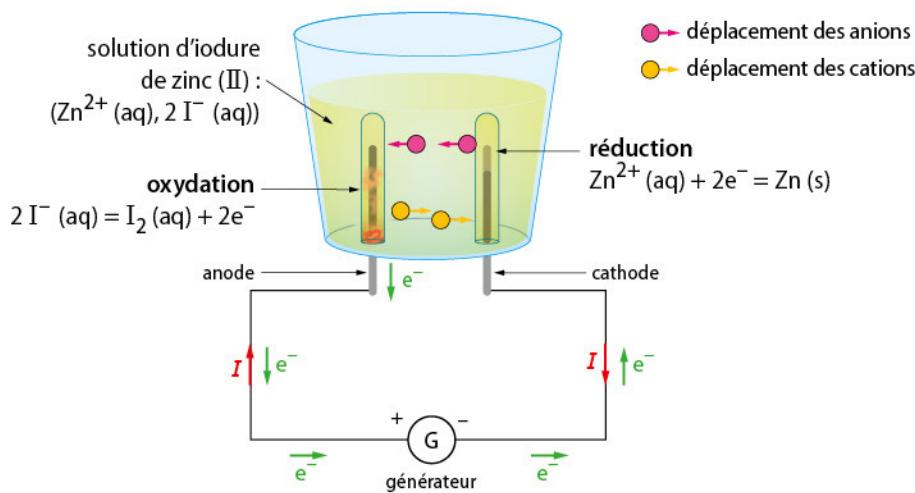


FIG. 4 Électrolyseur en cours de fonctionnement.

► Quantité de charges électriques mise en jeu

■ Lors d'une électrolyse de durée Δt réalisée à l'aide d'un générateur délivrant un courant d'intensité constante I , le système est traversé par une **quantité de charges électriques** q donnée par :

$$q = I \cdot \Delta t$$

intensité du courant délivré par le générateur (en A)
durée de l'électrolyse (en s)

quantité de charges électriques (en C)

■ Cette quantité de charges électriques q est liée à la quantité de matière d'électrons échangés $n(e^-)$ lors de l'électrolyse.

$$q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$$

quantité de matière d'électrons échangés durant l'électrolyse (en mol)
charge élémentaire (en C)
constante d'Avogadro

quantité de charges électriques (en C)

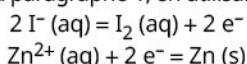
REPÈRES

- La charge élémentaire est $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- La constante d'Avogadro est $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

► Variations de quantité de matière

■ En connaissant la quantité de matière d'électrons échangés lors de l'électrolyse, on peut suivre l'avancement de la réaction, donc suivre les variations de quantités de matière pendant la transformation forcée.

Pour l'électrolyse étudiée au paragraphe 1, en utilisant les deux demi-équations :



on peut écrire :

$$\bullet n(\text{I}_2)_{\text{formé}} = \frac{1}{2} n(\text{I}^-)_{\text{consommé}} = \frac{1}{2} n(\text{e}^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 N_A \cdot e}$$

$$\bullet n(\text{Zn})_{\text{formé}} = n(\text{Zn}^{2+})_{\text{consommé}} = \frac{1}{2} n(\text{e}^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 N_A \cdot e}$$

$n(\text{e}^-)$ étant la quantité d'électrons échangés au cours de l'électrolyse.

EXEMPLE

Un courant d'intensité $I = 500 \text{ mA}$ circule pendant une durée $\Delta t = 10 \text{ min}$.

$$\bullet n(\text{I}_2)_{\text{formé}} = n(\text{Zn})_{\text{formé}} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 N_A \cdot e} = \frac{0,500 \times 10 \times 60}{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}$$

$$n(\text{I}_2)_{\text{formé}} = n(\text{Zn})_{\text{formé}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\bullet n(\text{I}^-)_{\text{consommé}} = 2 \times n(\text{I}_2)_{\text{formé}} = 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\bullet n(\text{Zn}^{2+})_{\text{consommé}} = n(\text{Zn})_{\text{formé}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

BONUS

Électrolyse de l'eau

bordas Flash PAGE animation

3 Stockage et conversion d'énergie chimique

■ Le stockage de l'énergie consiste à préserver une quantité d'énergie pour une utilisation future. Il est au cœur des enjeux actuels, qu'il s'agisse d'optimiser les ressources énergétiques ou d'en favoriser l'accès. Le stockage permet d'ajuster la production et la consommation d'énergie.

La diminution des réserves d'hydrocarbures, l'offre grandissante des appareils nomades, les problèmes liés à la pollution et au réchauffement climatique, poussent les chercheurs à développer des dispositifs dans lesquels s'effectue une conversion d'énergie chimique en énergie électrique.

► Les piles

Une **pile** est un dispositif chimique qui convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une **réaction d'oxydoréduction spontanée**.

EXEMPLE

- Le type de pile qui présente le plus d'intérêt pour les chercheurs est la pile à combustible dans laquelle le dihydrogène H₂ (g) réagit avec le dioxygène O₂ (g) de l'air pour produire de l'électricité en ne rejetant que de l'eau. Cette pile ne produit pas de gaz à effet de serre lors de son fonctionnement.
- L'inconvénient de ce type de pile est le coût et la pollution engendrée par la production du dihydrogène. Cependant de nouvelles techniques utilisant les énergies renouvelables comme les panneaux solaires (FIG. 5) laissent à penser que l'on pourrait résoudre ce problème.



FIG. 5 Les panneaux solaires se trouvant sur le catamaran *Energy Observer* permettent de recharger les piles à combustible.

► Les accumulateurs

Un **accumulateur** est une pile pouvant être rechargeée grâce à une **électrolyse**.

Un accumulateur permet de transformer de l'énergie chimique en énergie électrique lors de son utilisation, puis l'inverse lors de sa recharge.

EXEMPLE

Les accumulateurs lithium-ion sont les plus utilisés de nos jours. Ils peuvent être de très petite taille dans un téléphone portable ou assemblés par dizaines dans une voiture électrique (FIG. 6).

L'autonomie et la réduction de la taille de ces accumulateurs ne cessent de s'améliorer.



FIG. 6 Voiture électrique fonctionnant avec des batteries lithium-ion.

► Les organismes chlorophylliens

Lors de la **respiration**, le glucose C₆H₁₂O₆ que contient une plante subit en présence du dioxygène de l'air une **transformation chimique spontanée** modélisée par la réaction d'équation :



Dans la **journée**, grâce à la **chlorophylle** et à l'**énergie lumineuse**, la plante transforme l'eau qu'elle puise dans le sol et le dioxyde de carbone se trouvant dans l'atmosphère et capté par ses feuilles en glucose et en dioxygène selon la réaction d'équation :



Cette transformation, inverse de la précédente, n'est pas spontanée.

Les **végétaux chlorophylliens** sont capables de fabriquer eux-mêmes de la matière organique et de consommer du dioxyde de carbone (FIG. 7).

Ce phénomène est un élément essentiel pour limiter les émissions croissantes de dioxyde de carbone dues à l'activité humaine, donc pour lutter contre le réchauffement climatique.

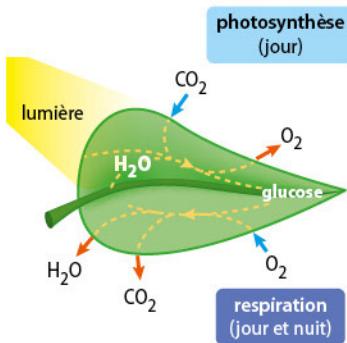


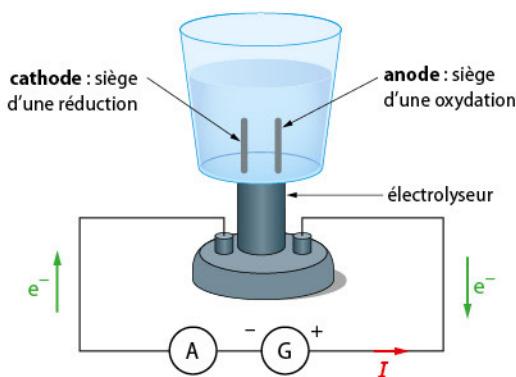
FIG. 7 La forêt amazonienne, le « poumon » de la Terre.

1 Transformations forcées

- Pour une transformation non totale $A + B \rightleftharpoons C + D$ lorsque $Q_{r,i} < K(T)$, le système évolue spontanément dans le **sens direct**, $Q_{r,i}$ étant le quotient de réaction et $K(T)$ la constante d'équilibre de la même réaction.
- Un générateur de tension continue peut forcer le système chimique à évoluer dans le **sens opposé** à son sens d'évolution spontanée.

2 L'électrolyseur

- Un **électrolyseur** est composé d'une cuve contenant deux électrodes reliées à un générateur.



Quantité de charges électriques mise en jeu lors d'une électrolyse

$$q = I \cdot \Delta t$$

intensité du courant délivré par le générateur (en A)

durée de l'électrolyse (en s)

$$q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$$

quantité de charges électriques (en C)

charge élémentaire (en C)

constante d'Avogadro

quantité de matière d'électrons échangés durant l'électrolyse (en mol)

$$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \quad N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

3 Stockage et conversion d'énergie chimique

- Stocker de l'énergie**, c'est conserver une quantité d'énergie pour une utilisation future.
- Une **pile** convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une **réaction d'oxydoréduction** spontanée.
- Un **accumulateur** est capable de fonctionner en **pile** lors de la **décharge** en convertissant l'énergie chimique en énergie électrique ou en **électrolyseur** lors de la charge.
Les réactions aux électrodes traduisant la charge et la décharge sont opposées.
- Le développement des **piles à combustible** ou des **accumulateurs lithium-ion** permet de réduire les émissions de gaz à effet de serre pour lutter contre le réchauffement climatique.

EXERCICES

Vérifier l'essentiel

EN AUTONOMIE

Pour chaque question, choisir la ou les bonnes réponses. ➔ **SOLUTIONS EN PAGE 593**



1 Transformations forcées

A

B

C

- 1** Pour forcer une transformation chimique, on utilise :

un générateur de tension alternative.

une pile.

un générateur de tension continue.

2 L'électrolyseur

A

B

C

- 2** Lors d'une électrolyse, les porteurs de charges qui se déplacent en solution aqueuse sont :

les ions.

les électrons.

les atomes.

- 3** Lors d'une électrolyse, les porteurs de charges qui se déplacent dans le circuit sont :

les ions.

les électrons.

les atomes.

- 4** Lors d'une électrolyse, l'anode :

est reliée à la borne + du générateur.

est le siège d'une réduction.

attire des cations.

- 5** Lors de l'électrolyse de l'eau
 $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
la quantité de charges électriques q traversant le système parcouru par une intensité $I = 250 \text{ mA}$ pendant une durée $\Delta t = 3,0 \text{ min}$ est :

$$q = 750 \text{ C}$$

$$q = 45 \text{ C}$$

$$q = 0,75 \text{ C}$$

- 6** D'après l'énoncé de la question 5, la quantité de matière d'électrons échangés $n(\text{e}^-)$ est :

$$n(\text{e}^-) = 7,8 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$n(\text{e}^-) = 7,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{e}^-) = 4,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- 7** Lors de l'électrolyse de l'eau
 $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
on peut écrire :

$$n(\text{H}_2) = 2 \times n(\text{e}^-)$$

$$n(\text{H}_2) = n(\text{e}^-)$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \times n(\text{e}^-)$$

3 Stockage et conversion d'énergie chimique

A

B

C

- 8** Une pile convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à :

une réaction acide-base.

une réaction d'oxydoréduction.

une dilution.

- 9** Lors de la charge d'un accumulateur, il y a conversion :

d'énergie chimique en énergie électrique.

d'énergie électrique en énergie chimique.

d'énergie lumineuse en énergie électrique.

- 10** La photosynthèse se déroule :

le jour.

la nuit.

toute la journée.

Acquérir les bases

1 Transformations forcées

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du **BAC**

- Savoir comment forcer une transformation chimique.
- Écrire l'équation bilan d'une réaction forcée.

→ Acquérir les bases : 12 → S'entraîner : 18 24

11 Forcer une transformation

- Dans un bêcher, on mélange 25 mL d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$) de concentration en quantité de matière $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 25 mL d'une solution aqueuse jaune-orange de diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ de concentration en quantité de matière $c_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution devient incolore.

Données :

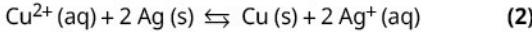
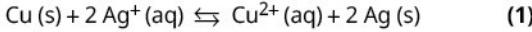
- Couples oxydant-réducteur : $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$; $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{H}_2(\text{g})$; $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$.
 - Seul le diiode est coloré.
1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.

- On verse le mélange dans un tube en U et on place une électrode de graphite à chaque ouverture que l'on relie à un générateur délivrant une tension continue de 12 V. On observe des bulles de gaz à une électrode et la solution redevient jaune-orange.

2. Écrire les demi-équations modélisant les transformations à chaque électrode.
3. Quel est le rôle du générateur ?

12 Dans quel sens ?

On considère deux équilibres chimiques d'équations :



- On verse dans un bêcher un même volume $V = 50 \text{ mL}$ de solutions aqueuses de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$), $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) et de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq})$, $\text{NO}_3^-(\text{aq})$). La solution de sulfate de cuivre est bleue, celle de nitrate d'argent, incolore.
- On plonge ensuite une lame d'argent et une lame de cuivre dans le bêcher. Après mélange, on observe un dépôt gris et une coloration bleue plus intense.



- Parmi les deux réactions proposées, quelle est celle associée à la transformation chimique observée ?
- On verse la solution dans un électrolyseur que l'on branche à un générateur délivrant une tension continue.
 - Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
 - Qu'observera-t-on dans l'électrolyseur ?

2 L'électrolyseur

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du **BAC**

- Modéliser et schématiser les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques.
- Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant.

→ Acquérir les bases : 16 → S'entraîner : 20 25

DONNÉES

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}; e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C.}$$

13 Électrolyse

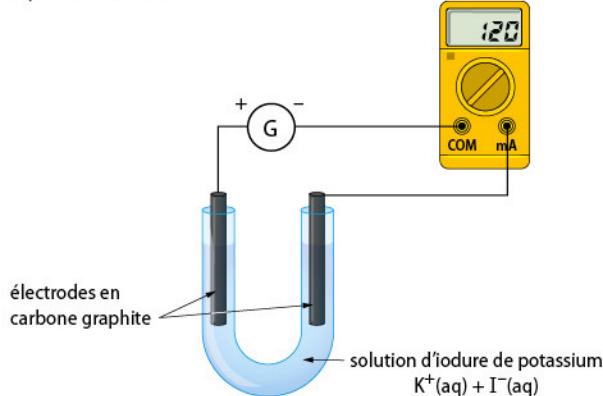
On introduit une solution de chlorure de nickel ($\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$, $2\text{Cl}^-(\text{aq})$) dans un électrolyseur dont la cathode est en graphite et l'anode en platine.

Données :

- Couples oxydant-réducteur : $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$; $\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-(\text{aq})$.
- Écrire les demi-équations se produisant à chaque électrode et préciser le type de transformation.
En déduire l'équation de la transformation.
- Faire un schéma du montage en indiquant les bornes du générateur, le sens de circulation des électrons et le sens du mouvement des ions en solution.

14 Électrolyse d'une solution d'iодure de potassium

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iодure de potassium ($\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$) dans un tube en U dans lequel on place des électrodes de graphite reliées à un générateur de tension continue et un ampèremètre selon le dispositif expérimental fourni ici.



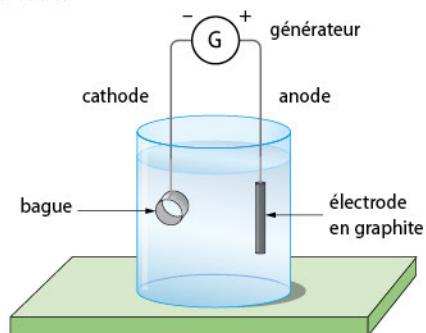
Données :

- Couples oxydant-réducteur : $\text{K}^+(\text{aq})/\text{K}(\text{s})$; $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$; $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{H}_2(\text{g})$; $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Préciser le sens du courant et le sens de circulation des électrons.
- Quelles sont les demi-équations d'oxydoréduction susceptibles de se produire :
 - à la cathode ?
 - à l'anode ?
- On observe un dégagement gazeux à la cathode, mais pas à l'anode. En déduire la réaction se déroulant effectivement à chaque électrode.

EXERCICES

15 Bague plaquée or

Pour fabriquer les bijoux plaqués or, on dépose par électrolyse une fine couche d'or, de l'ordre de $10\text{ }\mu\text{m}$, sur un bijou en bronze. Par exemple, on plonge une bague dans un bain de cyanure d'or ($\text{Au}^{3+}(\text{aq})$, $3\text{ CN}^-(\text{aq})$) où la bague sert de cathode et une électrode de graphite sera utilisée comme anode.



Données :

- Couple oxydant-réducteur : $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) / \text{Au}(\text{s})$.
- Masse molaire atomique $M_{\text{Au}} = 197\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Quel est l'intérêt d'utiliser la bague comme cathode ?
2. Écrire l'équation de la réaction se produisant à cette électrode. De quel type de transformation s'agit-il ?
3. On souhaite déposer une masse $m = 59\text{ }\mu\text{g}$ d'or sur la bague.
 - a. Calculer la quantité de matière d'or à déposer sur la bague.
 - b. Calculer la quantité de matière d'électrons nécessaire pour réaliser ce dépôt.
 - c. Déterminer la durée Δt de l'électrolyse sachant qu'elle est réalisée avec un courant d'intensité constante $I = 20\text{ mA}$.

16 Production de dichlore Cl_2

Pour produire industriellement le dichlore, on réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) concentrée sous une tension continue $U = 3,8\text{ V}$ et un courant d'intensité constante $I = 45\text{ kA}$.

Données :

- Couple oxydant-réducteur : $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$.
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24\text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Écrire la demi-équation électronique d'oxydoréduction permettant d'obtenir du dichlore. À quelle électrode cette réaction se produit-elle ?

2. Quelle est la quantité de charges électriques q mise en jeu en une journée ?

3. À quelle quantité de matière d'électrons cette quantité de charges correspond-elle ?

4. En déduire la quantité de matière de dichlore $n(\text{Cl}_2)$ produite en une journée.

5. Quel volume de dichlore est obtenu par jour ?

3 Stockage et conversion d'énergie chimique

EN AUTONOMIE

Ce qu'on attend de moi le jour du BAC

- Citer des exemples de dispositifs.
- Connaître les enjeux sociétaux associés.

→ Acquérir les bases : 17 → S'entraîner : 26

17 Vers l'autonomie énergétique

En 2012, le projet MYRTE (Mission hydrogène renouvelable pour l'intégration au réseau électrique) a vu le jour en Corse pour permettre à des régions isolées de produire de l'électricité en utilisant des énergies renouvelables.

La Corse étant une région à fort ensoleillement, cela semblait logique d'y installer des panneaux photovoltaïques pour produire l'électricité sans produire de gaz à effet de serre. L'intérêt innovant de ce projet se trouve dans la seconde partie de l'installation. En effet, ces panneaux sont couplés à des électrolyseurs qui permettent la décomposition de la molécule d'eau en dihydrogène et dioxygène.

Le dihydrogène, stocké dans des citernes, peut être utilisé dans une pile à combustible.

1. Quelle conversion d'énergie est réalisée dans une pile à combustible ?
2. Expliquer, en rédigeant quelques lignes, comment le dispositif MYRTE permet d'être autonome en énergie.
3. Quel est le caractère innovant de ce type de dispositif ?

Faire le point avant d'aller plus loin

Pour vérifier ses connaissances, répondre aux questions suivantes (sans regarder le cours !)

PRÉPA
BAC

Comment peut-on forcer une réaction chimique ?

Schématiser le dispositif expérimental d'une électrolyse.

Quels sont les enjeux sociétaux associés aux dispositifs de conversion et de stockage d'énergie ?

Quelle transformation se produit à la cathode lors d'une électrolyse ? et à l'anode ?

Citer des exemples de dispositifs de conversion et stockage d'énergie chimique.

Comment peut-on calculer la quantité de charges électriques mise en jeu lors d'une électrolyse ?

Quelle est la relation entre les différentes quantités de matière dans cette demi-équation ?
 $\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{ e}^-$

Retrouver ces questions en version numérique

bordas
Flash PAGE
cartes mémos

Exercice résolu

EN AUTONOMIE

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 (Cu^{2+} (aq), SO_4^{2-} (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 Ni^{2+} (aq) ne peuvent pas être réduits. Cette électrolyse dure 21 jours et permet d'obtenir 300 kg de cuivre.

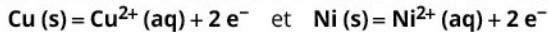
Données :

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

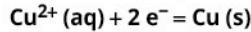
- Déterminer** les demi-équations pouvant se produire à chaque électrode. Pourquoi cette électrolyse conduit-elle à du cuivre pur ?
- Calculer** la quantité de matière de cuivre formé et celle d'électrons échangés.
- Exprimer** l'intensité constante du courant requise pour réaliser cette électrolyse,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

EXEMPLE DE RÉDACTION

- L'anode est le siège d'une oxydation, on peut avoir les demi-équations



- La cathode est le siège d'une réduction, on peut avoir :



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

- 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 :

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

- On sait que : $q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$ donc :

$$I = \frac{n(e^-) \cdot N_A \cdot e}{\Delta t} = \frac{9,4 \times 10^3 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}{21 \times 24 \times 3600} \text{ soit } I = 5,0 \times 10^2 \text{ A.}$$

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

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

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 Ti^{4+} (aq). Il se forme 179 mg de titane sur une des deux électrodes.

Données :

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

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



Exercice résolu

EN AUTONOMIE

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 Cr^{3+} (aq). On souhaite déposer une couche de chrome d'épaisseur $e = 40 \mu\text{m}$ 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 : Cr^{3+} (aq) / Cr (s).
- $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\rho_{\text{Cr}} = 7,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$;
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

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.

EXEMPLE DE RÉDACTION

1. On souhaite former du chrome en réalisant une réduction. La pièce métallique doit servir de **cathode**.

2. La masse de chrome est : $m_{\text{Cr}} = \rho_{\text{Cr}} \cdot V$.

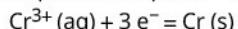
$$V = S \times e \text{ donc } m_{\text{Cr}} = \rho_{\text{Cr}} \cdot S \cdot e.$$

$$AN : m_{\text{Cr}} = 7,2 \times 50 \times 40 \times 10^{-4} \text{ soit } m_{\text{Cr}} = 1,4 \text{ g.}$$

La quantité de matière de chrome à déposer est :

$$n(\text{Cr}) = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} = \frac{1,4}{52} \text{ soit } n(\text{Cr}) = 2,7 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

3. La demi-équation pour le couple Cr^{3+} (aq) / Cr (s) s'écrit :



La quantité de matière d'électrons échangés est donc :

$$n(\text{e}^-) = 3 \times n(\text{Cr}) = 3 \times 2,7 \times 10^{-2} \text{ soit } n(\text{e}^-) = 8,1 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

QUELQUES CONSEILS

2. Utiliser des unités cohérentes.

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

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

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

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

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 (K^+ (aq), HO^- (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 : H_2O (l) / H_2 (g).
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$; $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ (volume molaire dans les conditions de l'expérience).

1. 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.



S'entraîner pour maîtriser

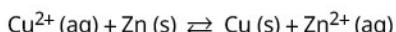
SAVOIR RÉDIGER

22 Proposer une correction de la solution donnée par l'élève à l'énoncé.

Énoncé

On mélange dans un bêcher 50 mL d'une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} (aq), SO_4^{2-} (aq)) de concentration en quantité de matière $c_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de sulfate de zinc (Zn^{2+} (aq), SO_4^{2-} (aq)) de concentration en quantité de matière $c_2 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On rajoute dans le même bêcher 5 mg de poudre de cuivre et 5 mg de poudre de zinc.

La constante d'équilibre $K(T)$ associée à la réaction d'équation :



est égale à $2,0 \times 10^{37}$.

Données :

- $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

- Déterminer le quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial et en déduire le sens d'évolution du système.
- On verse le mélange dans un électrolyseur et on réalise une électrolyse pendant une durée $\Delta t = 30 \text{ min}$ avec une intensité $I = 200 \text{ mA}$. Quel métal va se former lors de l'électrolyse ?
- Déterminer la quantité de charges électriques mise en jeu lors de cette électrolyse.
- Déterminer la masse de métal formé.

Solution proposée par un élève

1. La concentration initiale en ions cuivre est $[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})]_i = c_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La concentration initiale en ions zinc est $[\text{Zn}^{2+}(\text{aq})]_i = c_2 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Prendre le volume total du mélange

Le quotient de réaction à l'état initial est :

$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i}$ soit $Q_{r,i} = 1$. $Q_{r,i} < K$ donc l'évolution du système se fait dans le sens direct de l'équation donnée.

2. Si l'on force la transformation grâce à un générateur, elle se fera dans le sens opposé de l'équation donnée, donc on formera du zinc.

3. La quantité de charges électriques mise en jeu est : $q = I \cdot \Delta t = 200 \times 30 = 6\,000 \text{ C}$.

Faire attention aux unités

4. D'après la demi-équation : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$, on a :

$$n(\text{Zn}) = \frac{1}{2} n(\text{e}^-) \text{ avec } n(\text{e}^-) = \frac{q}{N_A \cdot e}, \text{ donc } n(\text{Zn}) = \frac{q}{2 N_A \cdot e} = \frac{6\,000}{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}$$

soit $n(\text{Zn}) = 0,031 \text{ mol}$.

La masse de zinc formé est : $m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot M_{\text{Zn}} = 0,031 \times 65,4$ soit $m(\text{Zn}) = 2,0 \text{ g}$.



DONNÉES

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

23 Accumulateur lithium-ion HISTOIRE DES SCIENCES

L'accumulateur lithium-ion se cache dans de nombreux appareils de notre quotidien : téléphones portables, ordinateurs, mais aussi dans nos voitures électriques. Certains l'imaginent même jouer un rôle majeur dans notre transition vers un recours massif aux énergies renouvelables.

En 2019, la Royal Swedish Academy of Sciences a décidé d'attribuer le prix Nobel de chimie aux trois pionniers du développement de cette technologie : l'Américain John Goodenough, le Britannique Stanley Whittingham et le Japonais Akira Yoshino.



Dans les années 1970, en pleine crise pétrolière, Stanley Whittingham s'est mis en quête de sources d'énergie non-fossiles et propose un accumulateur révolutionnaire au lithium capable de fournir une tension de 2 V.

En 1980, John Goodenough modifie le matériau constituant la cathode et arrive à produire une tension de 4 V. Mais c'est grâce à Akira Yoshino que l'on a pu obtenir, quelques années plus tard, le tout premier accumulateur lithium-ion commercialisable : un accumulateur léger, résistant et qui peut être chargé des centaines de fois sans que ses performances ne se détériorent trop. Toute l'électronique en a été révolutionnée et miniaturisée.

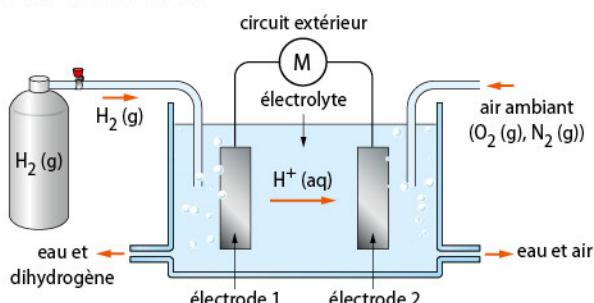
- Quel a été le déclencheur pour développer cette nouvelle technologie ?
- Pourquoi ce type d'accumulateur a-t-il révolutionné l'électronique ?
- Quels sont ses avantages ?

EXERCICES

24 Principe de la pile à hydrogène

La pile à hydrogène est constituée de deux électrodes et d'un électrolyte dans lequel se déplacent les ions.

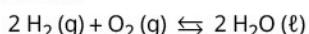
Les réactions chimiques d'oxydoréduction ont lieu à la surface des électrodes.



Au niveau de l'électrode 1, les molécules de dihydrogène $H_2(g)$, provenant d'un réservoir, sont oxydées en ions $H^+(aq)$ qui se déplacent dans la solution électrolytique.

Au niveau de l'électrode 2, des électrons, des ions hydrogène $H^+(aq)$ de l'électrolyte et des molécules de dioxygène O_2 , provenant de l'air ambiant, se combinent pour donner de l'eau.

On écrira l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique qui a lieu au sein de la pile lors de son fonctionnement ainsi :



Données :

- Couples oxydant-réducteur : $H^+(aq) / H_2(g)$; $O_2(g) / H_2O(l)$.
- $V_m = 24 L \cdot mol^{-1}$ (volume molaire d'un gaz dans les conditions d'utilisation de la pile à hydrogène).

1. Quel intérêt la pile à hydrogène présente-t-elle pour l'environnement ?

2. Écrire la demi-équation électronique se produisant à chaque électrode.

3. Donner l'expression de la quantité de matière d'électrons échangés $n(e^-)$ en fonction de la quantité de matière de dihydrogène initial $n_i(H_2)$.

4. Expliquer pourquoi le dihydrogène est le réactif limitant.

5. On suppose que la pile s'arrête de fonctionner lorsque le réactif limitant est épuisé au bout d'une durée notée Δt . Déterminer l'expression littérale de la quantité de matière $n_i(H_2)$ du réactif limitant en fonction de l'intensité I du courant, de la durée Δt , de la constante d'Avogadro N_A et de la charge élémentaire e .

6. Calculer le volume de dihydrogène consommé pendant une durée de fonctionnement de 200 h et pour une intensité moyenne du courant électrique débité par la pile $I = 200 A$.

7. Au regard de ce résultat, quel inconvénient peut présenter l'utilisation de la pile à hydrogène dans les conditions usuelles de pression et de température ?

25 Voyage sur Mars

Les agences spatiales élaborent des plans pour pouvoir un jour aller sur Mars. L'atmosphère de cette planète est composée de 95,3 % de dioxyde de carbone.



Il est nécessaire de fabriquer du dioxygène sur place pour les spationautes. Une solution envisageable est l'électrolyse de l'eau extraite du sol martien.

Les deux couples oxydant-réducteur mis en jeu lors de cette électrolyse sont : $O_2(g) / H_2O(l)$ et $H_2O(l) / H_2(g)$.

Chaque minute, pour une respiration normale, nos poumons envoient un volume $V = 0,30 L$ de dioxygène vers les tissus (ou les cellules) humains.

Donnée :

- Volume molaire d'un gaz : $V_m = 25 L \cdot mol^{-1}$ à 25 °C et sous une pression $P = 10^5 Pa$.

DÉMARCHE EXPÉRTE

Quelle doit être l'intensité I supposée constante du courant délivré par l'électrolyseur pour former le dioxygène nécessaire à la respiration d'un spationaute durant une journée ?

DÉMARCHE AVANCÉE

- Écrire les deux demi-équations électroniques, puis l'équation d'oxydoréduction modélisant la transformation lors de l'électrolyse.
- Déterminer la quantité de matière de dioxygène $n(O_2)$ nécessaire aux tissus humains durant une journée.
- Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés $n(e^-)$?
- Calculer la charge électrique mise en jeu par l'électrolyseur.
- En déduire l'intensité I du courant traversant l'électrolyseur.

26 Cadmium manufacture

Cadmium is a metal used in certain batteries. It is obtained industrially by electrolysis of an aqueous solution of cadmium sulphate ($Cd^{2+}(aq)$, $SO_4^{2-}(aq)$) mixed with sulphuric acid ($2 H^+(aq)$, $SO_4^{2-}(aq)$).

The current, which is kept constant during electrolysis, is 25.0 kA.

Data:

- Redox couples: $Cd^{2+}(aq) / Cd(s)$; $H^+(aq) / H_2(g)$; $O_2(g) / H_2O(l)$; $S_2O_8^{2-}(aq) / SO_4^{2-}(aq)$; $SO_4^{2-}(aq) / SO_2(g)$.
- Molar volume under the conditions of the experiment: $V_m = 24 L/mol$.
- Molar mass of cadmium $M_{Cd} = 112.4 g/mol$.

1. Write down any half equations that may occur at each electrode.

2. During electrolysis, a metallic deposit is formed at the cathode and a gas is formed at the anode. What products are formed? Write the equation of the transformation taking place.

3. What is the mass of the metal formed after 24 hours?

4. Determine the volume of gas formed at the anode during the same time period.

I CONFIRM THAT I HAVE...

- clearly identified the type of reaction occurring at the anode and cathode.

27 Étamage des boîtes de conserve



L'étamage consiste à recouvrir certaines boîtes de conserve d'étain Sn (s). Il est réalisé par électrolyse d'une solution contenant des ions étain Sn^{2+} (aq) sous un courant d'intensité constante $I = 6,0 \text{ A}$.

Une des électrodes utilisées est en étain, l'autre est la boîte de conserve.

On souhaite réaliser l'étamage intérieur et extérieur d'une boîte de diamètre 73 mm et de hauteur $h = 109 \text{ mm}$ à raison d'une masse de 0,50 g d'étain par mètre carré.

Données :

- Couple oxydant-réducteur : Sn^{2+} (aq) / $\text{Sn}(s)$.
- Masse molaire de l'étain $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Déterminer la quantité de matière d'étain à déposer sur la boîte
- Quelle est la durée Δt de l'électrolyse ?

Coups de pouce

► R est le rayon d'un disque et h la hauteur d'un cylindre.

► Aire d'un disque : $A = \pi R^2$.

► Aire latérale d'un cylindre : $A_{\text{latérale}} = 2 \pi R \cdot h$.

28 Approche du bilan d'une électrolyse par Python



Le programme en langage Python fourni permet de calculer la quantité de charges électriques q échangée lors d'une électrolyse.

On note I l'intensité constante du courant délivrée par l'électrolyseur, $n(e^-)$ la quantité de matière d'électrons échangés et Δt la durée de l'électrolyse.

- Écrire la fin du programme permettant de déterminer la durée Δt de l'électrolyse connaissant l'intensité I et la quantité de matière d'électrons $n(e^-)$.

JE VÉRIFIE QUE J'AI...

- bien appliqué les formules permettant d'obtenir q et Δt ;
- converti correctement les grandeurs.

- On réalise l'électrolyse pendant une durée $\Delta t = 5,0 \text{ min}$ et sous un courant d'intensité $I = 2,0 \text{ A}$.
- Quelle est la quantité de charges électriques échangées ?
- Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ?

```

print("Utilisation de la relation I = q / deltat =")
n(e) * (NA * e) /deltat)
print()
print("Que devez-vous calculer? I, n(e) ou")
deltat ?")
a=input("choix? : ")
NA=6.02214076e23 # constante d'Avogadro
e=1.602176634e-19 # charge élémentaire
if a == 'I':
    b=float(input("quantité de matière d'électrons
(en mol) n(e) = "))
    c=float(input("durée de fonctionnement (en s)
deltat = "))
    q=NA*e*b
    d=NA*e*b/c
    print("Quantité de charges électriques (en C)
q = ", round(q,4), " C")
    print("Intensité du courant électrique (en A)
I = ", round(d,4), " A")
    if a == 'n(e)':
        b=float(input("intensité du courant électrique
I(A) = "))
        c=float(input("durée de fonctionnement (en s)
deltat = "))
        q=b*c
        d= b*c/(NA*e)
        print("Quantité de charges électriques (en C)
q = ", round(q,4), " C")
        print("Quantité de matière d'électrons' (en mol)
n(e) = %.3e%d , ' mol")
```

À L'ORAL

29 Autonomie énergétique

Préparer un exposé oral permettant d'expliquer comment on pourrait être autonome énergétiquement sans utiliser de source d'énergie polluante.

Les mots-clés à utiliser

- | | |
|----------------------------|------------------------|
| ● panneaux photovoltaïques | ● électrolyseur |
| ● gaz à effet de serre | ● pile à combustible |
| ● batterie lithium-ion | ● dihydrogène |
| ● éolienne | ● conversion d'énergie |
| | ● stockage |

Ce court exposé devra pouvoir être réalisé sans note écrite.

30 RETOUR SUR LA PAGE D'OUVERTURE



Préparer un exposé oral expliquant comment les alternatives proposées dans le secteur du transport permettront de lutter contre les émissions de gaz à effet de serre.

Développer ses compétences

31 Rouler plus vert ! ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

(APP) Rechercher et organiser l'information

Le transport est l'une des premières sources de production de gaz à effet de serre comme le dioxyde de carbone. Pour lutter contre cette pollution au gaz, des solutions existent pour remplacer les moteurs classiques.

DOC 1 Différentes motorisations

La France possède un parc automobile de 39,5 millions de véhicules.

■ Les **véhicules à moteur à essence** consomment principalement de l'octane C₈H₁₈.

La combustion du C₈H₁₈ en présence du dioxygène de l'air dans un moteur bien réglé produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

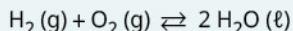
En moyenne, la consommation de tels véhicules est de 6,0 L d'essence pour 100 km.

■ Les **voitures à moteur électrique** fonctionnent avec des accumulateurs lithium-ion. Ils doivent être branchés à une prise électrique pour être rechargeés et ne produisent pas directement de gaz à effet de serre.

Le rendement du moteur électrique est proche de 100 %.

■ Les **voitures hybrides** possèdent deux motorisations : un moteur à essence classique et un moteur électrique.

■ Les **voitures utilisant une pile à combustible** consomme du dihydrogène H₂ (g) selon la réaction d'équation :



Elles ne produisent pas directement de dioxyde de carbone. En moyenne, leur consommation est de 1 kg de dihydrogène pour 100 km.

DOC 3 Production de dihydrogène

La production mondiale de dihydrogène en 2018 est de 74 millions de tonnes.

96 % du dihydrogène est produit par le vaporeformage du méthane selon cette transformation :



Ce procédé nécessite de l'énergie.

Les industriels essaient d'augmenter la production de dihydrogène moyennant une méthode non polluante, l'électrolyse.

ANALYSE

- Écrire l'équation de la réaction de combustion complète de l'octane se produisant dans un moteur.
- En considérant que l'essence est constituée uniquement d'octane, déterminer le volume de dioxyde de carbone produit par une voiture de motorisation classique après 100 km parcourus.
- Si toutes les voitures du parc automobile français utilisaient une pile à combustible, déterminer la masse de dihydrogène nécessaire pour que chaque voiture effectue 100 km.

50 min



DOC 2 Production d'électricité

En France, l'électricité est produite à 72 % grâce aux centrales nucléaires.

Aux États-Unis, elle est davantage produite à partir du charbon, ce qui entraîne une plus grande émission de dioxyde de carbone.

La part d'électricité produite grâce aux énergies renouvelables (panneaux photovoltaïques, éoliennes, barrages) ne cesse d'augmenter mais peine à dépasser 15 % dans le monde.

DOC 4 Données

- Masse volumique de l'octane : $\rho = 810 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Volume molaire d'un gaz : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20 °C et sous une pression $P = 1 \text{ atm}$.
- Masses molaires atomiques :

$$M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- En considérant que ce dihydrogène est entièrement produit par vaporeformage du méthane, calculer le volume de dioxyde de carbone produit indirectement par une voiture au bout de 100 km.

SYNTHESE

Peut-on espérer voir baisser de façon sensible la production de dioxyde de carbone si la fabrication de véhicules fonctionnant avec une pile à combustible est réalisée à grande échelle ? Argumenter.



32 Le premier compteur électrique

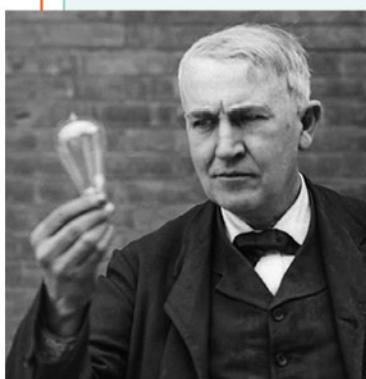
ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

APP Rechercher et organiser l'information

Thomas Edison fût à l'origine de plus de mille inventions. Parmi les plus célèbres, on peut citer l'ampoule à incandescence ou le phonographe mais il a aussi inventé le premier compteur électrique.

DOC 1 La compagnie d'électricité Edison

En 1882, l'Américain Thomas Edison (1847-1931) crée une centrale électrique à courant continu pouvant alimenter en électricité une petite partie de Manhattan (New York). Il inventa peu après le compteur électrique pour connaître la consommation de chaque usager. À cette époque, les habitants n'employaient l'électricité que pour les lampes à incandescence (inventées par Edison) ou pour faire fonctionner de petits moteurs à courant continu.



Quelques années plus tard, le courant continu fût abandonné au profit du courant alternatif qui comportait moins de pertes en ligne et permettait ainsi d'avoir des consommateurs abonnés beaucoup plus éloignés de la centrale électrique. Avec le courant continu, les clients devaient se trouver à moins de deux kilomètres de la centrale.

ANALYSE

1. Faire un schéma du compteur électrique d'Edison en précisant le nom des électrodes, le type de transformation se produisant sur chaque électrode et le mouvement des différents porteurs de charges.
2. Écrire les équations des réactions se produisant sur chaque électrode.
3. Quelle électrode a été prélevée pour mesurer la consommation d'énergie ?

DOC 2 Le compteur électrique d'Edison

Une faible quantité du courant utilisé par le consommateur abonné servait à alimenter une cuve contenant deux électrodes de zinc trempant dans une solution aqueuse de sulfat de zinc (Zn^{2+} (aq), SO_4^{2-} (aq)).

Un employé de la compagnie passait une fois par mois chez les abonnés pour récupérer une des deux électrodes qu'il rinçait, séchait puis pesait pour évaluer la consommation de courant et ainsi établir la facture correspondante.

DOC 3 Données

Lors d'un relevé mensuel, l'employé relève une masse de 52 g de zinc déposé sur l'électrode.

- Couple oxydant-réducteur : Zn^{2+} (aq) / Zn (s).
- Masse molaire $M_{Zn} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $N_A = 6,02 \times 10^{-23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

SYNTHÈSE

En considérant que le compteur utilisait 10 % du courant électrique, comment calculer la consommation d'électricité figurant sur le relevé mensuel ?

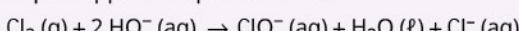
VERS LE SUP'

33 Traitement d'une eau de piscine par électrolyse



Dans certaines piscines, on ajoute du chlorure de sodium (Na^+ (aq), Cl^- (aq)) à l'eau de la piscine. L'eau est pompée, puis traitée par électrolyse en passant entre deux électrodes reliées à un générateur délivrant un courant d'intensité constante $I = 15 \text{ A}$.

1. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction se produisant dans l'électrolyseur.
2. En déduire l'équation de la transformation.
3. Déterminer la quantité de matière de dichlore Cl_2 (g) formé au bout d'une heure.
4. Les ions hydroxyde HO^- (aq) et le dichlore formés sont consommés lors d'une nouvelle transformation chimique supposée rapide et totale :



Données :

- Couples oxydant-réducteur : $H_2O (l) / H_2 (g)$; $Cl_2 (g) / Cl^- (aq)$.

Par leur pouvoir antibactérien, les ions hypochlorite ClO^- (aq) désinfectent l'eau de la piscine. Déterminer la quantité de matière d'ions hypochlorite qui peuvent être fabriqués en une heure de fonctionnement de l'électrolyseur.

Production de dihydrogène

Contexte

On dispose de panneaux photovoltaïques sur le toit d'une maison et on souhaite utiliser l'électricité produite, habituellement vendue à un distributeur, pour alimenter un électrolyseur afin de décomposer l'eau en dihydrogène. Cette solution est-elle financièrement intéressante ?



Documents mis à disposition

DOC 1 Données

- Volume molaire d'un gaz dans les conditions de pression et de température du laboratoire : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse molaire $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Expression de l'énergie électrique E :

$$\text{énergie électrique (en J)} \rightarrow E = U \cdot I \cdot \Delta t \leftarrow \text{durée (en s)}$$

tension (en V)

intensité du courant (en A)

- $1 \text{ kWh} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$.
- Prix de vente du kWh au distributeur d'électricité : 0,10 €.
- Prix de vente d'un kilogramme de dihydrogène : 12 €.

Matériel mis à disposition

- Un générateur de tension continue 6 V
- Un électrolyseur
- Un ampèremètre, un voltmètre
- Fils électriques
- Un chronomètre
- Deux tubes à essais gradués de 25 mL
- Eau distillée

VIDÉO

Mise en œuvre de l'électrolyse de l'eau



Travail à effectuer

1. (AN/RAD) Proposition de protocole expérimental (15 min conseillées)

- À partir des documents et du matériel disponible, proposer un protocole expérimental permettant de produire du dihydrogène.



Être en mesure de présenter le protocole

2. (RÉA) Mise en œuvre du protocole expérimental proposé (15 min conseillées)

- Mettre en œuvre le protocole pour produire un volume $V = 20 \text{ mL}$ de dihydrogène en notant les valeurs des grandeurs électriques mesurées et la durée de l'expérience.
Schématiser l'expérience.



Être en mesure de présenter le dispositif expérimental

3. (VAL) Exploitation des résultats obtenus (30 min conseillées)

- Calculer le coût de l'électricité consommée pour réaliser cette expérience.
- Calculer le prix de vente du dihydrogène formé.
- Cette opération est-elle rentable d'un point de vue économique ?

Défaire le montage et ranger la paillasse.

UNE QUESTION

Comment l'accumulateur lithium-ion de mon smartphone fonctionne-t-il ?

Enjeu de la question

Les appareils électroniques nomades sont omniprésents dans notre vie quotidienne. Les accumulateurs pour les alimenter évoluent, leurs tailles se réduisent, leurs capacités et leurs autonomies augmentent. Le lithium utilisé dans de nombreuses batteries risque de manquer sur Terre, mais de nouvelles technologies n'ayant pas recours à cet élément chimique voient le jour !

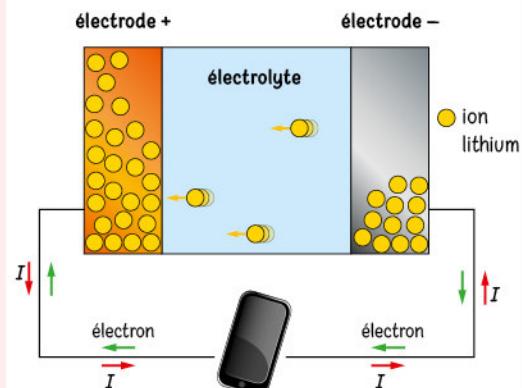
Proposition de plan de présentation

1. Fonctionnement d'un accumulateur :
 - lors de la décharge
 - lors de la charge
2. Les différentes technologies employées
3. Les enjeux industriels et environnementaux

Les mots-clés

oxydoréduction ▶ transformation forcée ▶ pile ▶ lithium ▶ charge électrique ▶ électron

Exemple de support de présentation



Décharge d'un accumulateur

QUESTIONS D'APPROFONDISSEMENT POSSIBLES

Stanley Whittingham a fabriqué le premier accumulateur lithium-ion en 1976. Comment fonctionnait-il ?

Quels sont les autres domaines utilisant des accumulateurs lithium-ion ?

Le lithium est-il polluant ?
Peut-on le recycler ?

À propos des accumulateurs lithium-ion...

Que peut-on dire des réserves en lithium sur Terre ?
Peut-on remplacer le lithium dans les accumulateurs ?

UN EXEMPLE DE PROJET PROFESSIONNEL

Ordinateurs, lecteurs MP3, téléphones portables, guidages de missiles... l'**ingénierie en électronique numérique** conçoit toute une gamme de produits pour le grand public ou les professionnels. Elle crée les « puces » qui forment les composants de base de l'univers de l'électronique numérique et conçoit des montages électroniques qui serviront à réaliser des circuits imprimés, lesquels constitueront ensuite la base de jeux vidéo, décodeurs, et autres téléphones portables. Elle travaille au sein d'une équipe (bureaux d'études), dans les entreprises en conception électronique. Ce métier s'exerce aussi dans l'industrie automobile, l'aéronautique, l'industrie de l'armement, le secteur médical, etc.

Après le bac : Bac + 5, diplôme d'ingénieur en électronique ou master 3EA (électronique, énergie électrique, automatique)...

Autres métiers : ingénieur(e) systèmes embarqués, ingénieur(e) analogicien(ne), ingénier(e) électronicien(ne) des systèmes de la sécurité aérienne.

