

CH08 Forcer le sens d'évolution d'un système chimique

Livre page

Physique Chimie



Je travaille seul en silence.



J'aide ou je suis aidé, seul mon voisin m'entend.



Je travaille en équipe sans déranger personne.



1. Découvrir

Je consulte les ressources :

- Capsule
- Ressources à découvrir sur le site <http://physchileborgne.free.fr>
- Activité du livre



Je mets en pratique :

- TP :



2. S'exercer

Je m'entraîne en réalisant les exercices :

Noter les exercices à faire



Je m'entraîne en ligne :

- Quiz :



3. Mémoriser

Je mémorise :

- Utiliser les cartes mentales (sur papier, à l'aide de FreeMind ou SimpleMindFree)
 - Utiliser les fiches de cours.
- Recommencer souvent en espaçant les séances pour une mémorisation à long terme.



4. Se tester

Je vérifie que je maîtrise les objectifs du chapitre :

- Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, 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.
- Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés.
- Citer des exemples de dispositifs mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.



J'ai réalisé :

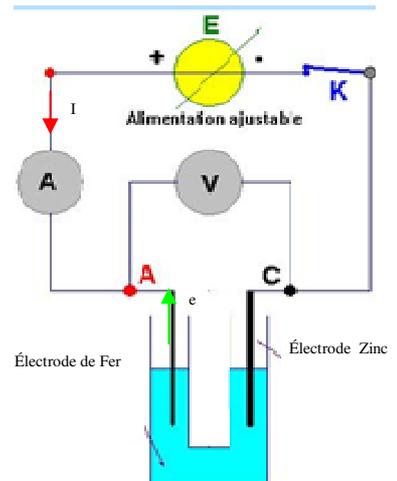
- Un compte rendu de TP
- Une rédaction complète d'exercice
- Un calcul
- Une carte mentale
- Un résumé de cours
- Des exercices du devoir surveillé de la session précédente

1. Fonctionnement d'un électrolyseur

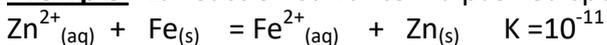
- Lorsqu'un générateur de tension continue fournit de l'énergie électrique à un système chimique, il lui impose d'évoluer dans le sens inverse de son sens d'évolution spontanée.
- Le courant imposé est inverse à celui qui serait observé lorsque le système évolue spontanément.
- Cette **transformation forcée** constitue une **électrolyse**.

- **Anode : le pôle positif**, les électrons en sortent, **oxydation**
- **Cathode : le pôle négatif**, les électrons entrent, **réduction**

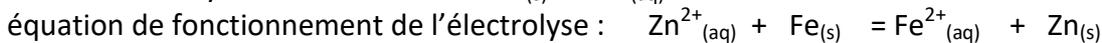
- Pour une transformation forcée, le quotient de réaction du système chimique s'éloigne de la constante d'équilibre.



Exemple : La réaction suivante n'a pas lieu spontanément :



Pour la forcer on réalise une électrolyse d'une solution de sulfate de zinc.



Méthode pour l'équation chimique d'une électrolyse

- 1) Ecrire les espèces chimiques présentes en solution.
- 2) Ecrire les couples oxydant réducteur et entourer les espèces présentes en solution.
- 3) Déterminer les réactions possibles à l'anode (oxydation) et à la cathode (réduction).
- 4) Choisir la réaction d'oxydation et de réduction par l'observation ou les tests.
- 5) En déduire l'équation produite au cours de l'électrolyse.

Quantité d'électricité Q fournie à l'électrolyseur

Soit un générateur fournissant un courant d'intensité I constant à un électrolyseur, pendant une durée Δt . La quantité d'électricité Q débitée est :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot F$$

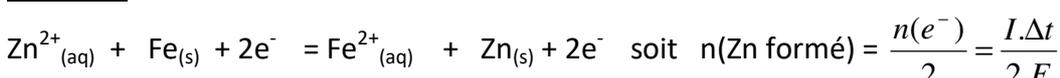
Avec : Q : quantité d'électricité en coulomb (C) ;

I : intensité en ampère (A) ; Δt : durée en seconde (s) ;

$n(e^-)$: quantité de matière d'électrons fournis par le générateur en mole (mol) ;

F : charge par mole d'électron égale à un Faraday $1 F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple:



2. Stockage et conversion d'énergie chimique

Les accumulateurs

Certaines piles utilisées couramment sont nommées improprement piles rechargeables. Celles-ci sont en fait des accumulateurs. L'accumulateur le plus usuel est celui que l'on rencontre dans nos véhicules : l'accumulateur au plomb.

On ne peut pas recharger toutes les piles car l'électrolyse de certaines d'entre elles conduirait à la production de gaz ce qui constitue un danger. De plus, les aspects cinétiques de certaines transformations ne peuvent permettre à la pile d'être rechargée.

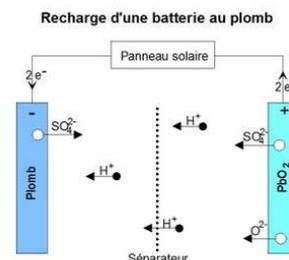
Equation des réactions aux électrodes lors de la décharge :

A la cathode (réduction) : $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

A l'anode (oxydation) : $\text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) = \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{e}^-$

Réaction de décharge : $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) = 2 \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Equation de charge : $2 \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq})$



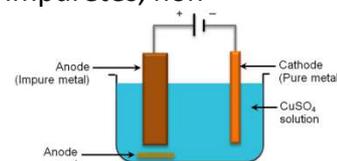
Applications industrielles

- L'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium permet d'obtenir du dichlore, du dihydrogène, de la soude et de l'eau de javel (cela dépend des conditions d'électrolyse).
- A l'aide d'un procédé qui se nomme "électrolyse à anode soluble", on peut purifier des métaux comme le plomb, le fer, le zinc ou le cuivre : Pour ce dernier, on effectue une électrolyse avec deux électrodes en cuivre, l'anode est composée de cuivre impur, la cathode de cuivre pur. Ces deux électrodes plongent dans une solution de sulfate de cuivre.

Pendant l'électrolyse, l'anode va se solubiliser : il y a formation d'ions cuivre et les d'impuretés, non oxydables, se déposent.

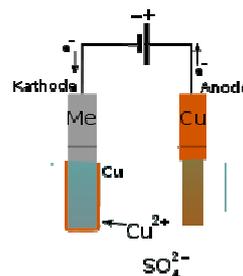
L'anode s'est donc solubilisée mais aussi purifiée.

A la cathode, les ions cuivre sont réduits et donne du cuivre métal.



Deux autres applications intéressantes

- La **galvanostégie** consiste à déposer une couche de métal sur un objet rendu conducteur : La cathode sera constituée par l'objet à recouvrir. L'anode peut être constituée du métal que l'on veut déposer. Ces deux électrodes plongent dans un bain contenant le cation à déposer.
- La **galvanoplastie** suit le même procédé, dans le but de reproduire des objets : La cathode est cette fois-ci le moule de l'objet à reproduire qui a été rendu conducteur. L'anode est par exemple du cuivre et le bain une solution d'ions cuivre II. On obtient alors une reproduction de l'objet en cuivre.

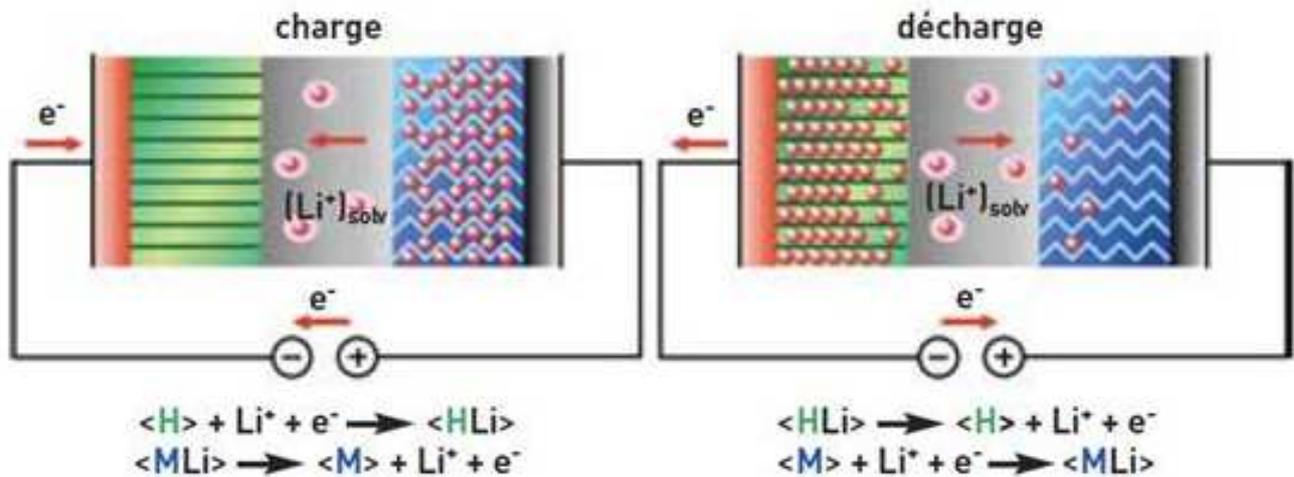


Une transformation forcée dans un autre domaine : la photosynthèse

Respiration spontanée: $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n(\text{s}) + n \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow n \text{CO}_2(\text{g}) + n \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Photosynthèse forcée: $n \text{CO}_2(\text{g}) + n \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n(\text{s}) + n \text{O}_2(\text{g})$ C'est l'énergie de la lumière qui la permet

Exemple : accumulateur lithium ion (suite CH08)



- La batterie Li-Ion est composée de lithium, élément le plus petit et le plus léger de tous les métaux. Dans le tableau de Mendeleïev, c'est un élément solide métallique et alcalin. Il dispose des propriétés électrochimiques excellentes par rapport à son poids (± 2 fois celle du Ni/Cd). Pour des raisons de sécurité, la batterie ne possède pas le lithium sous sa forme métallique (instable), mais sous la forme ionique.
- Fonctionnement pile spontanée:
La cathode (électrode positive) est composée de dioxyde de Cobalt (Co) ou de Manganèse (Mn), ou du Phosphate de fer , ...
L'anode (électrode négative) utilise du carbone poreux, comme des sphères de graphites (Meso Carbon Micro Beads) ou du Titanate (LTO).
- L'électrolyte, élément dans lequel vont circuler les ions entre anode et cathode, est composé d'un sel conducteur.
- Un film séparateur poreux en polyéthylène ou en polypropylène va séparer les substances chimiques de l'anode et de la cathode et ne laisser passer que les ions de lithium mobiles.
- La batterie est entourée d'une couche isolante. La partie positive est prolongée d'aluminium et la partie négative de cuivre.
- Nous pouvons retrouver la forme physique de la batterie lithium d'une façon cylindrique, mais aussi prismatique en sac pochette, et sous toutes les dimensions.

Les accumulateurs électrochimiques dans la société

Voir enseignement scientifique

http://physchileborgne.free.fr/1.musee_accumulateurs_2021.php