

Autour de la conversion énergie chimique-énergie électrique



Lors de ce TP, nous allons utiliser la conversion énergie chimique/énergie électrique pour : stocker de l'énergie et produire une plaque d'aluminium anodisé.

⚠ Précautions (à lire impérativement)

- Le port de la **blouse et des lunettes de protection** est OBLIGATOIRE pendant toute la séance (si nécessaire, des lunettes de sécurité pourront vous être fournies au début du TP). Il faut porter des chaussures fermées et un pantalon.
- Le port de **lentilles de contact** est INTERDIT.
L'accès à la salle de TP vous sera INTERDIT si vous en portez.
- Toute la verrerie nécessaire sera disponible sur votre paillasse. Cependant, toute la verrerie utilisée lors du TP devra être **rincée à l'eau et posée sur le chariot de vaisselle sale avant de partir.**
- ⚠ Il y a un **risque important d'électrisation** ⚠ : appeler obligatoirement un encadrant avant d'allumer ou d'éteindre les potentiostats et mettre des gants en latex lors de l'électrolyse pour faire isolant.
- Ne pas toucher au montage (pinces crocos, plaques) lorsque les alimentations sont en route.

1 Introduction

La demande croissante en énergie, les problèmes d'approvisionnement en énergie fossile et les contraintes environnementales font de l'énergie un des grands défis des futures années. De nouvelles sources d'énergie doivent être trouvées mais aussi des moyens de stocker cette énergie. En effet, la demande croissante pour des appareils nomades (tablettes, smartphone) nécessite de pouvoir stocker dans un petit volume suffisamment d'énergie pour leur fournir une autonomie acceptable sans être relié au réseau.

On peut citer comme sources d'énergie : le bois, le charbon, le pétrole, le gaz, l'eau, le soleil, l'uranium,... Ces sources d'énergie sont transformées en différents types d'énergie : énergie thermique, énergie rayonnante, énergie mécanique, énergie chimique, énergie électrique. La conversion d'un type d'énergie en un autre s'accompagne toujours de pertes d'énergie. Une partie de l'énergie transformée est dissipée dans la nature. Par exemple, dans un moteur à explosion classique, près des 2/3 de l'énergie est « gaspillée » en chaleur.

Il est donc nécessaire d'avoir un processus de conversion entre ces différentes énergies qui soit le plus efficace possible.

2 Électrolyses

2.1 Raffinage électrolytique du cuivre

L'étape de raffinage électrolytique est une des étapes clés de l'extraction du cuivre à l'échelle industrielle. En effet, pour des applications en électronique, la pureté doit être très élevée et pour l'instant seul une étape d'électrolyse permet d'obtenir une pureté suffisante. Cette étape étant très énergivore, il faut maîtriser différents paramètres de l'électrolyse afin de réduire au maximum la quantité d'électricité à fournir.

2.1.1 Courbe intensité-potentiel du couple cuivre(II)/cuivre

Lors de cette expérience, on trace la courbe intensité/potentiel du couple cuivre(II)/cuivre sur électrode de cuivre. Pour cela, on utilisera le potentiostat Origalys 100 dont le fonctionnement sera expliqué.

Questions :

- Comment calculer le potentiel au repos ?
- Pourquoi fait-on buller de l'azote ?
- Quelle est la réaction qui a lieu à potentiel élevé ?
- Quelle est la réaction qui a lieu à potentiel faible ?
- Proposer des conditions opératoires pour le raffinage électrolytique du cuivre.

2.1.2 Courbe intensité-potentiel du couple cuivre(II)/cuivre

- Peser les deux plaques de cuivre.
- Dans un bécher de 200 mL à forme haute, introduire une solution de sulfate de cuivre à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Rajouter une solution d'acide sulfurique diluée.
- Faire tremper les deux plaques sur une hauteur d'au moins un centimètre.
- Faire un montage électrique pour faire le raffinage électrolytique du cuivre.
- **Appeler un encadrant** : après vérification du montage, appliquer une intensité de 200 mA pendant 30 à 45 min. (on déclenchera un chronomètre lors de l'allumage du générateur.)

- **Appeler un encadrant pour arrêter le montage.**
- Sortir les plaques de cuivre, les rincer à l'eau, les sécher et les peser.

Questions :

- Quelle est la réaction à l'anode, à la cathode ?
- Écrire l'équation bilan de l'électrolyse.
- Pourquoi doit-on acidifier le milieu ?
- Commenter l'évolution des masses de chaque plaque.
- Calculer le rendement faradique de l'électrolyse.

2.2 Anodisation de l'aluminium

L'anodisation est un traitement de surface qui permet de protéger ou de décorer une pièce en aluminium par oxydation anodique (couche électriquement isolante de 5 à 50 micromètres). Elle octroie au matériau une meilleure résistance à l'usure, à la corrosion et à la chaleur. L'épaisseur est fonction de la destination du produit final. Pour les usages courants à l'intérieur, cinq micromètres sont suffisants, dix pour l'extérieur, vingt pour le bord de mer. L'anodisation améliore également l'aspect (incolore ou teinté). L'opération consiste en une succession de bains suivis de rinçage : un premier pour préparer la surface, un second pour produire l'oxyde, un troisième pour la couleur éventuelle et enfin le dernier pour stabiliser. L'oxydation naturelle incontrôlée des pièces en aluminium ne forme pas de barrière étanche, ce qui ne permet pas de protéger correctement les pièces d'aluminium.

2.2.1 Mode opératoire

Lors de la manipulation, porter des gants.

- Laver deux plaques d'aluminium avec de l'acétone. Puis les tremper dans de la soude à $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pendant une minute. Rincer à l'eau. **Attention à ne pas toucher les parties nettoyées.**
- Peser la plaque d'aluminium sèche.
- Dans un bécher de 250 mL, introduire 100 mL d'une solution d'acide sulfurique molaire (4 M).
- Placer la lame d'aluminium sur la borne \oplus et la plaque de plomb (ou l'électrode de graphite) à la borne \ominus . Chaque plaque doit être immergée sur 2 à 3 cm.
- **Appeler un encadrant** : après vérification du circuit, on applique une différence de potentiel d'environ 8 V pendant 10 à 15 min.
- Lancer un chronomètre lors du lancement de l'électrolyse.
- **Appeler un encadrant pour arrêter le montage.**
- Sortir la plaque d'aluminium, la rincer à l'eau, la sécher et la peser.
- Laver la plaque avec de l'eau, une solution d'ammoniac à $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis avec de l'eau distillée.
- Chauffer une solution d'alizarine à 1% à $50 \text{ }^\circ\text{C}$, tremper la lame anodisée et la lame témoin pendant 5 minutes.
- Tremper dans un bain d'eau distillée porté à ébullition pendant 10 minutes les deux lames.
- Tremper les deux lames dans une solution d'acide chlorhydrique 1 M et observer.

Questions :

- Que se passe-t-il à l'anode, à la cathode ?
- Donner une estimation du rendement de l'électrolyse.
- Comparer la coloration des deux plaques.
- Comparer le comportement des deux plaques en milieu acide. Expliquer.

3 Pile à combustible

Une pile à combustible est une pile dans laquelle la fabrication de l'électricité se fait grâce à l'oxydation sur une électrode d'un combustible réducteur (par exemple l'hydrogène) couplée à la réduction sur une seconde électrode d'un oxydant, tel que l'oxygène de l'air. Le fonctionnement d'une pile dihydrogène-dioxygène est particulièrement propre puisqu'il ne produit que de l'eau et consomme uniquement des gaz. Mais jusqu'en 2010, la fabrication de ces piles est très coûteuse, notamment à cause de la quantité non négligeable de platine nécessaire et au coût des membranes échangeuses d'ions. La synthèse, le stockage et l'approvisionnement en dihydrogène sont un autre défi pour ce type de pile.

3.1 Utilisation d'une pile à combustible

Lors de cette expérience, on réalise dans un premier temps l'électrolyse de l'eau pour permettre la génération de deux gaz. Ils seront dans un second temps utilisés pour faire fonctionner le système en tant que générateur : faire alors tourner l'hélice grâce au moteur. La pile que nous allons utiliser est constituée de deux grilles de nickel en contact avec gel contenant un catalyseur à base du platine et du ruthénium. Entre ces deux plaques est disposée une membrane polymère échangeuse de proton qui joue le rôle d'électrolyte. Les informations pour la mise en place de cette expérience sont écrits sur une plaquette donnée avec le matériel nécessaire pour sa réalisation. Lors de l'électrolyse

- Imposer 3 V
- Mesurer le courant passant à travers le circuit.
- Noter le volume de dioxygène et de dihydrogène en fonction du temps. Prendre le temps lorsque le volume d'eau dépasse une graduation.
- Utiliser la pile pour faire tourner le moteur.

Questions :

- Quelle est la réaction à l'anode, à la cathode ?
- Expliquer les différents types de stockage et de transfert d'énergie.
- À l'aide de la loi de Faraday et de la loi des gaz parfait, donner une estimation de la constante de Faraday.