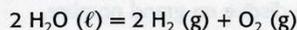


EXO TP COURS CHIME : L'ELECTROLYSE

11. Électrolyse de l'eau

La production de dihydrogène en vue d'une utilisation énergétique semble avoir de l'avenir, que ce soit avec les piles à combustibles ou les moteurs à combustion interne. Le dihydrogène peut être produit par électrolyse. La cellule d'électrolyse est constituée de deux électrodes et d'un électrolyte ; un générateur de tension continue maintient une tension voisine de 2 V permettant d'avoir une intensité du courant électrique de plusieurs kiloampères.

L'équation de la réaction s'écrit :



1. Étude de l'électrolyse

- La réaction qui a lieu dans l'électrolyseur est-elle une réaction spontanée ? Justifier.
- Les couples d'oxydoréduction qui participent à l'électrolyse sont : $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$ et $\text{H}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2 (\text{g})$. Écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondant à la formation du dihydrogène.
- À quelle électrode se dégage le dihydrogène, cathode ou anode ?
- À quel pôle du générateur cette électrode est-elle branchée ?

2. Intensité du courant dans l'électrolyseur

À l'instant $t_0 = 0$, on démarre l'électrolyse. On veut déterminer l'intensité I du courant qui doit circuler dans l'électrolyseur pour assurer une production horaire de dihydrogène de 5 m^3 . À un instant, la valeur absolue de la charge électrique Q qui a été transportée entre t_0 et t , dans l'électrolyseur est donnée par la relation : $Q = I \cdot (t - t_0)$

- On appelle x l'avancement à l'instant t de la demi-équation traduisant la formation du dihydrogène. Donner la relation entre la quantité de dihydrogène formé $n(\text{H}_2)$ et l'avancement x . **SOS**
- Donner la relation entre la quantité n_e d'électrons mis en jeu et l'avancement x .
- Exprimer la valeur absolue de la charge électrique Q en fonction de l'avancement x .
- En utilisant les relations précédentes, montrer que l'intensité I du courant qui a circulé dans l'électrolyseur pour produire la quantité

$$n(\text{H}_2) \text{ est : } I = \frac{2F \cdot n(\text{H}_2)}{t - t_0}$$

où F représente la constante de FARADAY.

- Calculer la valeur de l'intensité I du courant.

Données : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$;

volume molaire des gaz : $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

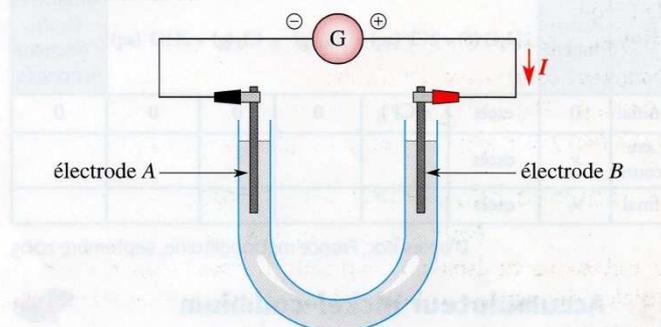
D'après bac, Centres étrangers, 2005

12. Traitement de l'eau d'une piscine



I. Électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium au laboratoire

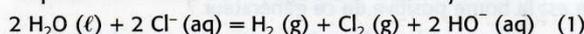
Pour déterminer les produits de l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium, on réalise l'expérience suivante au laboratoire (voir figure ci-après). Un tube en U contient une solution de chlorure de sodium, $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$. Deux électrodes A et B sont reliées chacune à l'une des bornes, positive ou négative, d'un générateur de tension continue G.



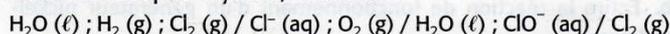
Après plusieurs minutes de fonctionnement, on effectue des tests d'identification des produits formés.

- À une électrode, il s'est formé un dégagement de dichlore.
- À l'autre électrode, il s'est formé un dégagement de dihydrogène et il est apparu des ions hydroxyde HO^- .

L'équation de la réaction modélisant l'électrolyse est :



Données : couples oxydant / réducteur :



- À partir des indications de l'énoncé, identifier les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu dans l'équation (1).
- En déduire l'espèce chimique oxydée.
- Identifier l'électrode (A ou B) à laquelle se produit l'oxydation. Quel gaz se dégage à cette électrode ?

2. Étude d'un électrolyseur de piscine

Dans certaines piscines, on ajoute à l'eau de la piscine du chlorure de sodium. Après pompage, l'eau est traitée par électrolyse. L'électrolyseur peut être représenté par une cellule comprenant deux électrodes et un coffret d'alimentation électrique délivrant une tension continue d'environ 10 V. L'intensité du courant, considérée comme constante, vaut $I = 20 \text{ A}$.

Aide au calcul : $N_A \cdot e = 1,0 \times 10^5 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ avec N_A constante d'AVOGADRO et e charge élémentaire.

- Dans ce dispositif, l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium est modélisée par l'équation donnée en I.
 - Recopier et compléter le tableau d'avancement donné ci-après.
 - En déduire la relation entre la quantité $n(e^-)$, en mole, d'électrons échangés et la quantité $n_1(\text{Cl}_2)$ de dichlore formé lors de la réaction d'équation (1).

2. Dans cet électrolyseur, les ions hydroxyde et le dichlore formé sont consommés lors d'une nouvelle transformation chimique, supposée rapide et totale, dont l'équation, dite équation (2), est la suivante : $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) = \text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Établir la relation entre la quantité $n(\text{ClO}^-)$ d'ions hypochlorite formés et la quantité $n_2(\text{Cl}_2)$ de dichlore consommé dans la réaction d'équation (2).

3. La transformation associée à l'équation (2) étant supposée totale et rapide, en déduire la relation entre $n(e^-)$ et $n(\text{ClO}^-)$.

4. En déduire et calculer la quantité de matière maximale d'ions hypochlorite que peut fournir cet appareil en une heure de fonctionnement.

| État | Avancement | $2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$ | | | | | Quantité (mol) d'électrons échangés |
|----------|------------|--|--------------------|---|---|---|-------------------------------------|
| | | excès | $n(\text{Cl}^-)_i$ | 0 | 0 | 0 | |
| initial | 0 | excès | $n(\text{Cl}^-)_i$ | 0 | 0 | 0 | 0 |
| en cours | x | excès | | | | | |
| final | x_f | excès | | | | | |

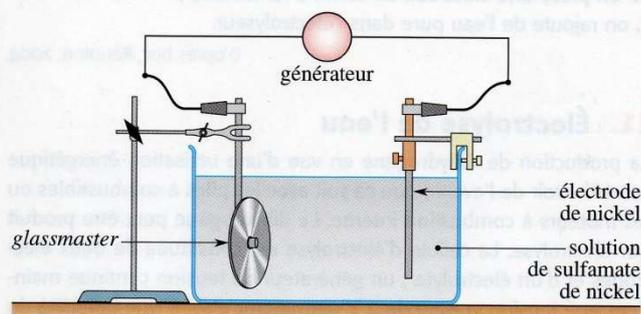
D'après bac, France métropolitaine, septembre 2005

14. Gravure d'un CD



La duplication en grande quantité d'un disque compact se fait par pressage de polycarbonate fondu à l'aide d'une matrice en nickel. Le procédé se déroule en trois étapes.

- La fabrication du *glassmaster* : on grave le disque de base, ou *glassmaster*, à partir duquel on va réaliser la fabrication en série. On le recouvre ensuite d'une fine couche d'argent et on obtient le *glassmaster* métallisé.
- La galvanoplastie : on crée une matrice, image symétrique du *glassmaster*. Ce dernier est devenu conducteur après le dépôt d'argent ; il est immergé dans une solution acide de sulfamate de nickel où il subit une électrolyse pendant deux heures, l'autre électrode étant en nickel. On crée ainsi un dépôt de nickel sur le *glassmaster*. On sépare ensuite cette couche de nickel et on obtient une matrice, dite le *père*, qui est l'image symétrique parfaite du *glassmaster*.

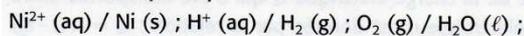


- Le pressage : on place le père dans le moule d'une presse qui permet de dupliquer le disque en grand nombre.

Les questions qui suivent ne portent que sur la galvanoplastie.

1. Sur le schéma précédent, préciser le sens du courant et la polarité des bornes du générateur en justifiant.
2. Nommer les électrodes et préciser les équations des réactions qui s'y déroulent.
3. Le « père » obtenu est un disque de nickel de 23,0 cm de diamètre et de 0,305 mm d'épaisseur.
 - a. Vérifier que la masse du « père » est $m = 113 \text{ g}$.
 - b. En déduire la quantité de nickel déposé pendant l'électrolyse.
4. L'électrolyse dure deux heures. Quelle doit être l'intensité du courant, supposée constante, qui circule dans le circuit ?

Données : couple oxydant / réducteur :



masse volumique du nickel : $\rho = 8,90 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$;

charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$;

constante d'AVOGADRO : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

D'après bac, Polynésie, 2005

COMMENT RESTAURER UN CANON ANCIEN

Après des siècles d'immersion dans l'eau de mer, les canons se recouvrent de concrétions marines formant une carapace très dure de quelques centimètres d'épaisseur appelée la « gangue ». Pour restaurer un canon ancien, une entreprise spécialisée réalise la première étape du traitement, une électrolyse d'environ 700 heures, en imposant un courant électrique constant $I = 7,5$ ampères. Le canon, plongé dans une solution de chlorure de sodium, constitue la cathode de l'électrolyseur : il apparaît à sa surface un dégagement de gaz qui comprime la gangue, et il devient progressivement possible de séparer celle-ci de la surface du canon.

Le fait de restaurer le canon en retirant la gangue a pour conséquence de le rendre de nouveau sensible à la corrosion.

**Document 1. Couples rédox**

| Couples | Oxydant | Réducteur |
|--|------------------------|-------------------------------|
| $\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ | dichlore (gaz toxique) | ion chlorure |
| $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$ | ion fer II | métal fer |
| $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{H}_{2(\text{g})}$ | eau | dihydrogène (gaz inflammable) |
| $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ | dioxygène | eau |

Document 2. Principe de l'électrolyse

L'électrolyse est un processus au cours duquel de l'énergie électrique est convertie en énergie chimique. Les deux électrodes (conductrices), plongées dans une solution appelée électrolyte, sont reliées aux bornes d'un générateur de courant électrique. La cathode est l'électrode reliée au pôle négatif du générateur, et l'anode l'électrode reliée au pôle positif du générateur.

L'intensité du courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge électrique Q qui traverse le

circuit pendant une durée Δt : $I = \frac{Q}{\Delta t}$.

Dans le système international, I s'exprime en ampère (A), Q en coulomb (C) et Δt en seconde (s).

La valeur absolue de la charge électrique portée par une mole d'électrons est

$F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

D'après : <http://www.lenntech.fr/electrolyse.htm>

