

PILES et ÉLECTROLYSE

Objectifs :

- Réaliser une pile, déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes, identifier la transformation mise en jeu
- 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 des produits formés.

1) Électrolyse de l'eau :

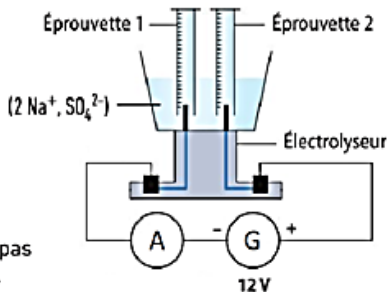
Il est possible de décomposer l'eau par électrolyse en utilisant une source d'énergie électrique. On obtient alors du dihydrogène et du dioxygène selon l'équation : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

Ainsi, le dioxygène respiré par les occupants d'un sous-marin est produit par électrolyse de l'eau de mer. On peut également produire le dihydrogène nécessaire aux voitures fonctionnant avec une pile à hydrogène de cette manière.

On se propose ici de réaliser l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de sodium de manière à calculer le coût de production du dihydrogène (les ions sulfate et sodium ne participent pas à l'électrolyse mais leur présence est nécessaire pour rendre la solution conductrice de l'électricité).

Protocole Électrolyse de l'eau

- Réaliser le montage ci-contre.
- Verser dans la cuve de l'électrolyseur environ 250 mL de sulfate de sodium à $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Remplir une éprouvette de sulfate de sodium à ras-bord, la boucher avec le pouce, la retourner et la placer au-dessus de la première électrode en prenant garde à ne pas avoir de bulle d'air emprisonnée. Faire de même avec l'autre éprouvette.
- Fermer l'interrupteur et déclencher le chronomètre.
- Ouvrir l'interrupteur et arrêter le chronomètre quand l'une des éprouvettes contient 200 mL de gaz. Noter la durée Δt de l'électrolyse.
- Procéder aux tests de reconnaissance pour identifier ces deux gaz.



Données :

- Couples oxydant-réducteur : $\text{H}^+_{(aq)}/\text{H}_{2(g)}$ et $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- Les ions présents dans l'eau sont inertes dans l'électrolyse.
- Constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Coût du kWh : 0,25 euro
- Tests de reconnaissance des gaz :
 - Quand on plonge une bûchette incandescente dans le dioxygène, la flamme se ravive.
 - Quand on approche une flamme dans du dihydrogène, on entend une implosion.

Questions

- Réaliser le **protocole**.
- Indiquer le sens du mouvement des électrons sur le schéma de l'électrolyseur.
 - Écrire les demi-équations électroniques ayant lieu à chaque électrode en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction. En déduire dans quelle éprouvette se forme le dihydrogène ainsi que l'équation de la réaction d'électrolyse.
- À partir des volumes de gaz mesurés à la fin de l'électrolyse, calculer les quantités de matière n_{H_2} et n_{O_2} formées. Est-ce conforme à l'équation de la réaction de l'électrolyse ?
 - Déduire des demi-équations la quantité de matière n_{e^-} d'électrons échangés, puis la quantité d'électricité Q correspondante.
 - Déduire de la valeur de Q l'intensité (moyenne) débitée par le générateur.
- À partir des questions précédentes, déterminer le coût de production de 1 m^3 de dihydrogène par électrolyse de l'eau.

2) Caractéristiques des piles :

Une pile électrochimique convertit l'énergie chimique en énergie électrique, en canalisant le transfert d'électrons associé à une réaction d'oxydoréduction.

RÉALISER Réaliser le protocole ci-dessous :

- Dans un bécher de 100 mL, verser environ 50 mL de la solution de sulfate de cuivre et introduire la lame de cuivre.
- Dans un second bécher de 100 mL, verser environ 50 mL de la solution de sel de Mohr et introduire la lame de fer.
- Placer le pont salin de telle sorte qu'il trempe dans les deux solutions. Une pile est formée.
- Placer un voltmètre entre les deux plaques. Mesurer la tension à vide U_0 entre les lames. Inverser éventuellement les bornes du voltmètre pour obtenir une valeur positive.
- Remplacer le voltmètre par un ampèremètre en série avec un dipôle ohmique et mesurer la valeur I de l'intensité du courant. Inverser éventuellement les bornes pour obtenir une valeur positive.



ANALYSER

Q1) Déduire du sens de branchement du voltmètre la polarité de la pile. Déduire du sens de branchement de l'ampèremètre le sens du courant et le sens des électrons dans le circuit.

Q2) Les couples mis en jeu sont Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe , en déduire les demi équations au niveau de chaque lame. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.

Q3) Réaliser un schéma de la pile faisant apparaître les transformations chimiques dans chaque bécher et le mouvement des électrons, le sens du courant extérieur et le mouvement des ions dans le pont salin.

Q4) Remplacer le couple Fe^{2+}/Fe par le couple Zn^{2+}/Zn . Quelle caractéristique de la pile est modifiée ?

Q5) Ajouter un deuxième puis un troisième pont salin. Quelle caractéristique de la pile sont est modifiée ?

Q6) Faire l'exercice n°61 p198