

Thème : Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.

TP C17 : Forcer le sens d'évolution d'un système.

Electrolyse de l'eau

(version professeur)

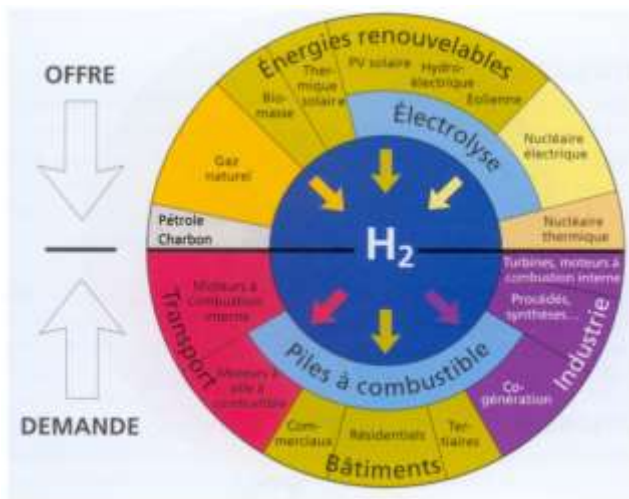
B.O. Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés.

L'eau peut-elle être une source d'énergie ?

L'hydrogène est un vecteur énergétique quasiment inexistant dans la nature à l'état moléculaire: il faut donc le produire avant de l'utiliser ou éventuellement le stocker. On y parvient par divers procédés : le reformage ou gazéification d'hydrocarbures, l'électrolyse de l'eau ou la dissociation thermochimique de l'eau ou de la biomasse.

Source : AFHYPC - Th. A.

A côté de l'électrolyse industrielle mettant en œuvre des puissances unitaires pouvant atteindre plusieurs mégawatts (électrolyse chlorosoude, par exemple), on assiste de nos jours à l'essor des électrolyseurs de petites à de moyennes capacités, typiquement de 1 à 100 kW.



Objectif du TP : Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur et relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés lors d'une électrolyse de l'eau produisant du dihydrogène moléculaire. En déduire le rendement de cette électrolyse.

La décomposition de l'eau par électrolyse s'écrit de manière globale : $2 \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow 2 \text{H}_2 (g) + \text{O}_2 (g)$

L'énergie de dissociation de l'eau, c'est-à-dire l'énergie nécessaire pour produire une mole de dihydrogène H₂ à partir de l'électrolyse de l'eau est égale à : $E_{\text{H}_2} = 285 \text{ kJ/mole}$.

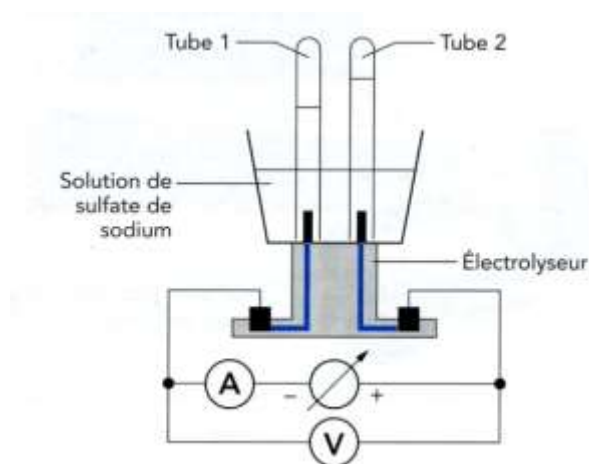
Rappels utiles :

La quantité de matière n correspondant à un volume V (exprimé en litres) de dihydrogène H₂ se calcule par la relation : $n = \frac{V}{V_m}$
 Le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions de l'expérience vaut 24 L ; le volume molaire V_m est donc égal à 24 L·mol⁻¹.

Matériel mis à votre disposition :

- un électrolyseur.
- deux tubes à essais dont on mesurera le volume $V = 24 \text{ mL}$
- un flacon contenant une solution aqueuse de sulfate de sodium : $2 \text{ Na}^+_{(aq)} ; \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ à $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ($M = 142 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- un bécher
- une alimentation de tension continue réglable
- un chronomètre (smartphone)
- deux multimètres (un ampèremètre et un voltmètre).
- deux noix de serrage et un support pour maintenir les tubes à essais.

Montage expérimental :



Protocole :

Réaliser le montage ci-dessus sans placer les éprouvettes.

Dans un premier temps remplir l'électrolyseur (environ 200 mL) avec la solution de sulfate de sodium de concentration $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de telle manière à ce que les électrodes soient bien immergées.

Dans un deuxième temps, mettre le générateur sous tension en réglant l'intensité débitée au maximum à environ 0,3 A.

Noter la valeur de la tension (V) : $U = 1,56 \text{ V}$ et celle de l'intensité (A) : $I = 0,13 \text{ A}$

Régler les calibres des multimètres en conséquence. (tension : 20 V ; intensité : 200 mA)

Eteindre le générateur.

Remplir complètement les deux tubes à essais à ras bord avec la solution de sulfate de sodium et boucher-les avec votre doigt. Placer les deux tubes à essais sur chaque électrode en ayant soin de ne pas faire rentrer d'air dans celles-ci.

Allumer le générateur et déclencher le chronomètre.

Veiller à ce que l'intensité reste à peu près constante.

Laisser fonctionner, jusqu'à ce que l'éprouvette qui se remplit le plus vite, soit complètement remplie de gaz.

Eteindre à ce moment le générateur et stopper le chronométrage.

Noter la valeur de la durée Δt et la valeur exacte du volume de gaz dans les deux éprouvettes V_1 et V_2 .

Poursuivre l'électrolyse jusqu'à ce que le second tube soit rempli.

Identification des gaz formés

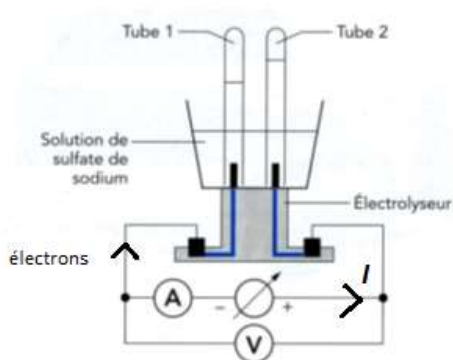
- Boucher (avec un bouchon) le tube 1 avant de le sortir de la solution, le retourner et le déboucher en présentant simultanément une allumette enflammée à son extrémité.
- Boucher (avec un bouchon) le tube 2 avant de le sortir de la solution, le retourner et le déboucher en introduisant immédiatement un bout de carton préalablement enflammé et éteint en partie dans sa partie supérieure.

Exploitation des résultats

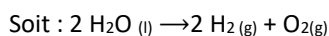
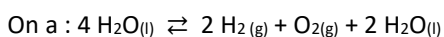
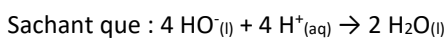
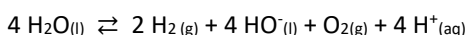
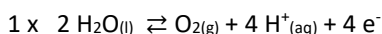
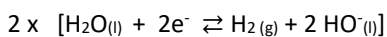
Données : Couples oxydant/réducteur mis en jeu : $O_{2(g)} / H_2O_{(l)}$ et $H_2O_{(l)} / H_{2(g)}$

Partie A : Identification des produits formés lors du passage forcé d'un courant dans l'électrolyseur.

- Déduire des tests réalisés la nature des gaz produits dans chaque tube.
 Tube n°1 : En présence d'une flamme, on entend une légère détonation (plop !) caractéristique du dihydrogène H_2
 Tube n°2 : La faible combustion du carton est ravivée en présence du gaz contenu dans le tube à essais numéro 2. Il s'agit donc du dioxygène O_2 .
- Représenter le sens conventionnel de déplacement du courant dans le circuit (montage expérimental). Représenter également le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur à l'électrolyseur.



- Identifier l'anode et la cathode après avoir rappelé la définition de ces deux termes.
 L'anode est l'électrode où arrive le courant électrique I . Il se produit une oxydation anodique (perte d'électrons)
 A la cathode, il s'effectue une réduction « réduction cathodique » (gain d'électrons)
- Établir l'équation de la réaction se produisant à chacune des électrodes.
 Tube n° 1 : Formation de H_2 . Il s'agit d'une réduction cathodique (gain d'électrons) $H_2O_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2HO^-_{(l)}$
 Tube n° 2 : Formation de O_2 . Il s'agit d'une oxydation anodique (perte d'électrons) $2 H_2O_{(l)} \rightleftharpoons O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4 e^-$
- Montrer que l'équation de la réaction qui décrit le fonctionnement global de l'électrolyseur est $2 H_2O_{(l)} \rightarrow 2 H_{2(g)} + O_{2(g)}$



6. On obtient un volume de dihydrogène deux fois plus élevé que de dioxygène, les volumes respectifs des deux gaz produits sont donc cohérents avec l'équation de cette réaction.

Source : d'après thierry.col2.free.fr

Partie B : Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés. En déduire le rendement de cette électrolyse.

1. Déterminer la valeur de l'énergie utile E nécessaire pour former le volume V_{H_2} formée lors de l'électrolyse.

Données :

$$n = \frac{V_{H_2}}{V_M} \text{ avec } V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1} \text{ dans les conditions de l'expérience.}$$

$$E_{H_2} = 285 \text{ kJ/mole.}$$

$$n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_M} = \frac{24 \times 10^{-3}}{24} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$E = E_{H_2} \cdot n_{H_2} = 285 \times 10^3 \times 1,0 \times 10^{-3} = 285 \text{ J}$$

2. Déterminer la valeur de l'énergie totale E reçue par l'électrolyseur (exprimée en joules) pendant une durée Δt (exprimée en secondes)

Cette énergie a pour expression : $E' = U \cdot I \cdot \Delta t$ avec $U = 15,6 \text{ V}$; $I = 0,13 \text{ A}$ et $\Delta t = 564 \text{ s}$

$$E' = U \cdot I \cdot \Delta t = 1,56 \times 0,13 \times 564 = 1,14 \times 10^3 \text{ J}$$

3. Déterminer la valeur du rendement $r = \frac{E}{E'} = \frac{285}{1140} = 0,25$ soit 25 %

4. Conclusion : l'énergie électrique apporté par le générateur est transformé pour 25% en énergie chimique servant à l'électrolyse et à 75 % en énergie thermique (perte sous forme de chaleur).