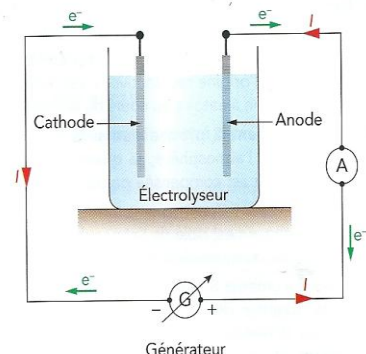


TP : Production de dihydrogène**Electrolyse de l'eau et énergie**

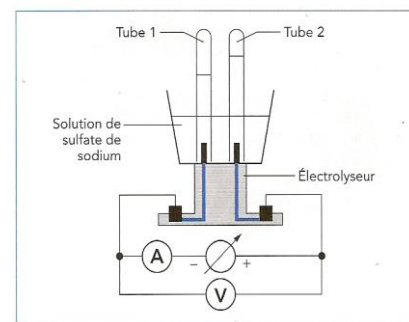
- L'électrolyse de l'eau est l'une des voies de synthèse du dihydrogène. La manipulation proposée permet d'interpréter cette électrolyse.

I. A propos des électrolyses : (à connaître à l'avenir !)

- Une électrolyse s'effectue dans un **électrolyseur** comportant **deux électrodes** au contact d'**un électrolyte**.
- Une électrolyse est une réaction d'**oxydoréduction forcée** par un générateur de tension continue.
- Le sens du courant électrique et donc celui des électrons est imposé par le générateur. Lorsque la tension aux bornes de l'électrolyseur est suffisante, il se produit des réactions électrochimiques aux électrodes.
- L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est l'**anode** ; elle est reliée au pôle + du générateur. L'électrode à laquelle se produit la réduction est la **cathode** ; elle est reliée au pôle - du générateur.
 - **Rappels 1^{ère} S** : une oxydation est une perte d'électrons et une réduction est un gain d'électrons.

**II. Electrolyse de l'eau****1. Etude qualitative****1.1. Manipulations**

- Introduire 200 mL de solution de sulfate de sodium, $2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ dans l'électrolyseur.
- Coiffer chaque électrode d'un tube à essais contenant la solution de sulfate de sodium à laquelle ont été ajoutées quelques gouttes de bleu de bromothymol.
- Ce dernier est un indicateur coloré qui est jaune en milieu acide (milieu contenant beaucoup d'ions hydrogène $\text{H}^+_{(aq)}$) et bleu en milieu basique (milieu contenant beaucoup d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(aq)}$).
- Régler le générateur de tension continue sur la valeur 12 V et le relier aux bornes de l'électrolyseur.
- - Ajouter un ampèremètre en série avec le générateur et un voltmètre en dérivation avec le générateur.
- - Mettre en route en déclenchant le chronomètre et observer.



- 1.1.1** Faire le schéma annoté du montage. Préciser l'anode, la cathode, le sens conventionnel du courant dans le circuit et le sens de déplacement des électrons.

Le tube à essai au-dessus de la cathode sera le tube 1.

- Arrêter le chronomètre lorsque le volume dans le tube 1 est de $V_{\text{dihydrogène}} = 10,0 \text{ mL}$
- 1.1.2** Noter $\Delta t = \dots\dots\dots$, noter le volume de gaz dans le tube 2 : $V_{\text{dioxygène}} = \dots\dots\dots$ et noter l'intensité $I_0 = \dots\dots\dots$
- Arrêter le générateur lorsque le tube 1 est rempli totalement de gaz.
 - Réaliser le *test d'identification du dihydrogène* sur le gaz contenu dans le tube 1. (Boucher le tube 1 avec un bouchon avant de le sortir de la solution, le retourner et le déboucher en présentant une allumette à son extrémité)
 - Réaliser le *test d'identification du dioxygène* sur le gaz contenu dans le tube 2. (Boucher le tube 2, le retourner le déboucher en introduisant une bûchette incandescente dans sa partie supérieure).
- 1.1.3** Noter vos observations (y compris les changements de coloration observés avec le bleu de bromothymol).
- 1.1.4** Conclure quant aux produits formés à l'anode et à la cathode.

1.2. Exploitation

- 1.2.1** Déterminer les équations d'oxydoréduction qui se produisent aux électrodes. On admettra que seule l'eau réagit dans cette électrolyse (les ions sodium et sulfate sont des ions spectateurs).
- 1.2.2** Déterminer l'équation de la réaction qui décrit le fonctionnement global de l'électrolyseur.
- 1.2.3** Les volumes respectifs des deux gaz obtenus sont-ils cohérents avec l'équation de cette réaction ?
- 1.2.4** Pourquoi a-t-on utilisé une solution de sulfate de sodium et non de l'eau pure pour cette électrolyse ?
- 1.2.5** Quels sont les porteurs de charge responsables du passage du courant dans la solution ? Dans quel sens se déplacent-ils ? Représenter ces mouvements sur le schéma.

2. Tracé de la caractéristique de l'électrolyseur

2.1. Montage et mesures

- On reprend le montage précédent, sans mettre les tubes au-dessus des électrodes.
- On utilisera à nouveau la solution de sulfate de sodium à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ comme électrolyte.
- Faire varier la tension U aux bornes de l'électrolyseur entre 0 et 10 V (valeurs régulièrement réparties) et noter à chaque fois la valeur de l'intensité du courant I correspondante.

2.1.1 Tracer la caractéristique $U = f(I)$ de l'électrolyseur à l'aide de Régressi. Imprimer la courbe.

2.2. Exploitation des mesures

2.2.1 L'équation de la caractéristique est-elle de la forme : $U = E' + r.I$; $U = r .I$; $U = E - r . I$? Justifier le choix.

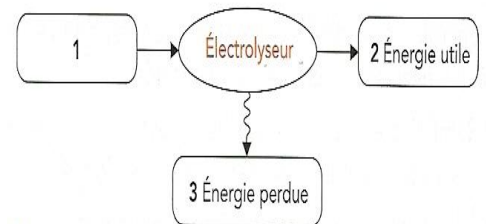
2.2.2 Le générateur est-il un générateur ou un récepteur ?

2.2.3 Déduire de la caractéristique la valeur de force contre électromotrice E' de l'électrolyseur et sa résistance interne r' .

3. Détermination du rendement

3.1. L'électrolyseur reçoit de l'énergie électrique qu'il convertit partiellement en énergie chimique.

Recopier le schéma de la chaîne énergétique associée à l'électrolyseur ci-contre et le compléter en précisant la nature des énergies notées 1,2 et 3



3.2. Exprimer l'énergie électrique E_e , reçue par l'électrolyseur en fonction de U , I_0 et Δt , puis la calculer.

3.3. L'énergie utile produite, notée E_{ch} , est égale à $E_{ch} = E' \times I_0 \times \Delta t$. La calculer.

3.4. Exprimer l'énergie E_J , énergie perdue en fonction de r , I_0 et Δt . Comment appelle-t-on l'effet alors produit ?

3.5. Définir le rendement énergétique de l'électrolyseur. Montrer qu'il est égal à $R = E' / U$ et le calculer.

• La réaction mise en jeu a pour équation : $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

La dissociation d'une quantité d'eau $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ mol}$ nécessite une énergie chimique $E_{dm} = 282 \text{ kJ}$

3.6. Quelle est l'énergie chimique E_d qui a été mise en jeu lors de l'obtention du volume $V(\text{H}_2) = 10 \text{ mL}$, sachant que le volume occupé par une mole de gaz dans ces conditions vaut $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$?

3.7. Calculer le quotient E_d / E_{ch} . Commenter le résultat.