

# L'EAU : ELECTROLYSE DE L'EAU

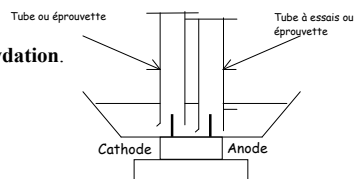
**Objectif** : Réaliser et comprendre la décomposition forcée de l'eau.

## Document 1 : QU'EST CE QU'UNE ELECTROLYSE ?

En branchant un générateur aux bornes de deux électrodes plongeant dans une solution, l'énergie électrique permet parfois de déclencher une réaction chimique qui ne se produit pas habituellement.

Ceci est rendu possible par la **circulation d'électrons** que permet le générateur (on rappelle qu'ils circulent dans le sens contraire du sens conventionnel du courant). Ceux-ci entrent en jeu dans les demi réactions rédox qui se produisent aux électrodes.

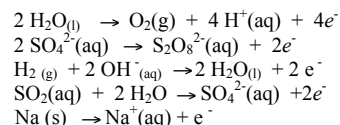
A la cathode, il se produit une **réduction** et à l'anode une **oxydation**.



## Document 2 : DEMI REACTIONS

On utilise une solution de sulfate de sodium afin de disposer d'ions mobiles dans la solution. Ils facilitent donc la réaction de décomposition de l'eau par électrolyse.

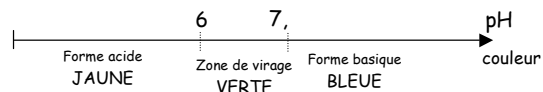
Voici les demi équations des réactions susceptibles de se produire aux électrodes :



Elles sont toutes écrites **dans le sens de l'oxydation**. Elles peuvent donc aussi se dérouler en sens inverse.

## Document 3 : RAPPELS SUR LE TEST DES GAZ ET L'ACIDITE

Le BBT a des couleurs différentes selon le pH. **Rappel** : plus une solution est acide plus  $[\text{H}^+]$  est grande, plus elle est basique plus  $[\text{HO}^-]$  est grande.



### Test de présence de gaz :

Dioxygène : on approche un morceau de carbone incandescent, la combustion est ravivée.

Dihydrogène : petite détonation à l'approche d'une flamme.

## X TRAVAIL EXPERIMENTAL

- Remplir à un peu moins de la moitié l'électrolyseur avec une solution de sulfate de sodium à 0,2 mol/L environ.

- Remplir les deux tubes à essai avec la solution de sulfate de sodium quelques gouttes de BBT puis les disposer au-dessus des électrodes.

- Connectez le générateur à l'électrolyseur puis réglez la tension à 15V environ. Eteignez le générateur lorsque les deux tubes sont remplis de gaz.

- Noter l'évolution de la teinte de la solution des tubes 1 et 2 et comparer les volumes des gaz contenus dans les tubes.

- Boucher le tube qui s'est rempli le plus vite à l'aide d'un bouchon avant de le sortir de la solution, le retourner et le déboucher en présentant simultanément une allumette enflammée à son extrémité.

- Faites de même avec l'autre mais en introduisant un morceau de carbone incandescent dans sa partie supérieure.

1) A l'aide des documents et de toutes vos observations, écrire en donnant vos arguments, les demi équations des réactions qui se produisent aux électrodes.

2) Appelez le professeur pour l'écriture globale de la réaction.

- Recommencer le même travail en remplaçant les deux tubes à essais par deux éprouvettes graduées de 10 mL.

- Mettre en marche le chronomètre lorsque vous allumez le générateur et réglez rapidement celui-ci afin que l'intensité  $I$  du courant débité soit égale à  $I \approx 0,40 \text{ A}$

- Veiller à maintenir constante cette intensité pendant l'expérience. Eteignez le générateur et stoppez le chronomètre lorsque l'éprouvette contient 10mL de dihydrogène.

- Noter le temps mesuré ( $t$  en secondes). Notez aussi le volume de dioxygène produit.

- Volume molaire d'un gaz à la température et à la pression du laboratoire :  $V_m = 24 \text{ L/mol}$

- 1 Faraday est la charge électrique d'une mole d'électrons :  $1 \text{ F} = 96,5 \text{ kC/mol}$

3) La valeur de volume de dioxygène produit est-elle cohérente avec l'écriture globale de la réaction ? Expliquez votre réponse.

4) La quantité d'électrons ayant circulé dans le circuit pendant la durée  $t$  en fonction de l'intensité  $I$  du courant qui a circulé dans le circuit peut s'écrire :  $n(e^-) = \frac{I \cdot t}{N_A \cdot e}$ .

En utilisant cette donnée et la demi équation de la réaction se produisant à cathode, quelle quantité de matière d'électron doit circuler afin d'obtenir une mole de dihydrogène ?

5) Vérifier que le volume de dihydrogène produit expérimentalement pendant la durée  $t$  est en accord avec la valeur calculée.