

## Pratique expérimentale



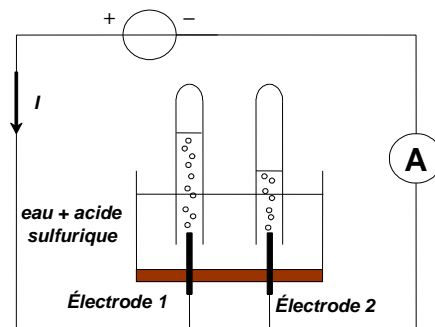
## Électrolyse de l'eau

On cherche ici à illustrer expérimentalement un mode de production du dihydrogène, comme ressource ultérieure d'énergie.

## A- Manipulation (qualitative)



- Introduire environ 200 mL d'eau distillée dans l'électrolyseur (ou cuve à électrolyse) de façon à immerger les électrodes.
- Remplir les tubes à essai avec de l'eau distillée et les retourner, sans bulles d'air, sur les électrodes.
- Réaliser le montage en série comprenant : un générateur de tension continue réglable, un électrolyseur, un multimètre utilisé en mode ampèremètre, un interrupteur.
- Vérifier que l'eau distillée ne conduit pas le courant.
- Ajouter environ 10 g de sulfate de sodium solide (environ deux spatulées) dans l'eau.



- Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur et ce, particulièrement entre les électrodes.
- Ajuster la tension aux bornes du générateur pour que l'intensité du courant soit de l'ordre de 0,3 A.
- Observer et **noter** ce qui se passe.
- Arrêter l'électrolyse dès qu'un des deux tubes est au trois-quart plein de gaz.
- Comparer **les valeurs des volumes dégagés à l'anode et à la cathode**.

## Questions

1. A partir de l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution, écrire les équations de réaction possibles à chaque électrode :

A l'électrode 1 :

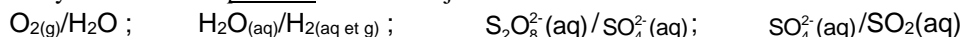
- 
- 

A l'électrode 2 :

- 
- 

- En utilisant les observations, entourer pour chaque électrode la réaction qui se produit.
- Quels sont les deux gaz formés ? Comment le vérifier expérimentalement ? Proposer deux protocoles au professeur et **après validation**, les réaliser.
- Écrire l'équation de la réaction associée à l'électrolyse :

Données : Couples oxydant/réducteur *pouvant* être mis en jeu :



Le volume molaire d'un gaz est indépendant, à température donnée, du gaz considéré.

## B- Manipulation (quantitative)

On recommence l'électrolyse mais avec quelques contraintes supplémentaires :

- On remplace les tubes à essai par des **tubes gradués** en les relevant légèrement au dessus des électrodes.
- On déclenche le chronomètre lorsqu'on ferme l'interrupteur.
- **On relève la valeur de l'intensité** du courant et on la maintient constante.
- On ouvre l'interrupteur et **on arrête le chronomètre** lorsqu'un des deux tubes est au trois-quart plein de gaz.

Durée de l'électrolyse :  $\Delta t$ .....

Intensité :  $I$ =.....

Tension  $U$  aux bornes de l'électrolyseur :  $U$  = .....

- **On note les valeurs des volumes dégagés à l'anode et à la cathode** :  $V(\text{H}_2)$ =.....  $V(\text{O}_2)$ =.....
- On relève les valeurs approximatives de la température du laboratoire et de la pression atmosphérique.

## Questions

- Calculer l'énergie fournie au système chimique (on négligera les pertes par effet Joule). Quel est le type de transfert en jeu ?
- Calculer la masse de dihydrogène recueilli sachant que le volume molaire vaut environ  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- En déduire l'énergie chimique  $E_{\text{ch}}$  stockée durant cette électrolyse sachant que le pouvoir calorifique massique du dihydrogène est  $C_m = 141,8 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$  (on rappelle que la masse molaire de  $\text{H}_2$  vaut  $2,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).
- Exprimer puis estimer alors le rendement  $r$  de cette électrolyse. Commenter la valeur en indiquant toutes les sources de « pertes » d'énergie.