



Les énergies renouvelables telles que le solaire ou l'éolien présentent l'inconvénient d'être intermittentes. Les moments de production de ces énergies ne correspondent pas forcément à leurs moments de consommation.

Une solution pertinente à grande échelle est de les utiliser pour produire du dihydrogène à l'aide d'une électrolyse. Le dihydrogène obtenu pourrait alors servir à produire de l'électricité à n'importe quel moment grâce à une pile à combustibles consommant ce dihydrogène.



### Document 1 : Matériel, schéma et protocole

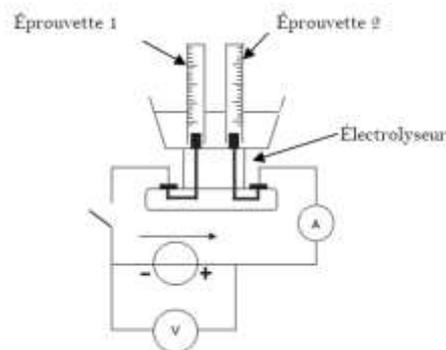
#### Matériel :

- Electrolyseur
- Un générateur de tension stabilisée
- Des fils de connexion
- Un interrupteur
- 2 multimètres
- 1 chronomètre

#### Produits :

- Électrolyte : Une solution de sulfate de sodium ( $2Na_{(aq)}^+ + SO_4^{2-}$ )
- Un indicateur coloré : Le bleu de bromothymol BBT
- Eau distillée

#### Schéma du montage



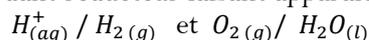
### Document 2 : Données

$N_A$  : constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$e$  : Charge élémentaire  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

$\mathcal{F}$  est la constante de Faraday  $\mathcal{F} = 95600 \text{ C}$  (charge d'une mole d'électrons)

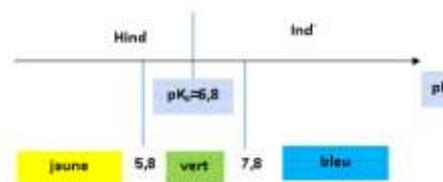
Couples oxydant réducteur faisant apparaître des gaz



Volume molaire à température ambiante

$$V_m = 24,0 \text{ L/mol}$$

#### Diagramme de prédominance du BBT



### I- Réaliser le protocole

#### Préparation de l'électrolyseur

- Introduire un volume d'environ 200 mL (Les électrodes doivent être complètement immergées) de solution de sulfate de sodium ( $2Na_{(aq)}^+ + SO_4^{2-}$ ) de concentration molaire  $C = 0,250 \text{ mol/L}$  dans la cuve de l'électrolyseur.
- Enfiler le gant (un gant suffit) et remplir entièrement les éprouvettes de la solution de sulfate de sodium.
- Ajouter, dans chaque éprouvette, quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT)
- Boucher avec votre pouce une éprouvette. Aucune bulle d'air ne doit apparaître dans l'éprouvette.
- La retourner sans que cela coule et l'introduire dans l'électrolyte de façon à la placer au dessus d'une des 2 électrodes.
- Réaliser la même chose avec la deuxième éprouvette.
- Maintenir ces 2 éprouvettes verticalement, avec des potences munies de leurs pinces, au dessus de chaque électrode sans quelles ne touchent le fond de la cuve.

#### Réalisation du montage : *L'interrupteur est ouvert*

- Réaliser les branchements en respectant la règle suivante : Utiliser des fils rouges s'ils sont branchés à la borne + du générateur et noir s'ils sont branchés à la borne - du générateur. Cela sera plus facile de vérifier le montage

#### - Rappels :

- Par la borne Com de l'ampèremètre doit sortir le courant électrique  $I$ . Il est réglé en courant continu et sur le calibre 2 A ou 10 A
- La borne Com du voltmètre doit être du côté de la borne - du générateur. Il est réglé en tension continue et sur le calibre 20 V
- Régler la tension aux bornes du générateur à 12 V

Appeler le professeur pour vérification

## II- Réalisation de l'expérience :

- **Fermer l'interrupteur en déclenchant le chronomètre.**

- Noter les valeurs de la tension aux bornes de l'électrolyseur ainsi que la valeur de l'intensité du courant électrique  
 $U = \dots\dots\dots$  et  $I = \dots\dots\dots$

- Lorsque l'un des volumes de gaz dégagés sera égal à **8,0 mL**, ouvrir l'interrupteur et arrêter le chronomètre

| Volume $V_1$ dans l'éprouvette 1 reliée à la borne - du générateur | Volume $V_2$ dans l'éprouvette 2 reliée à la borne + du générateur | Durée $\Delta t$               |
|--|--|--------------------------------|
| $V_1 = \dots\dots\dots$ mL   | $V_2 = \dots\dots\dots$ mL   | $\Delta t = \dots\dots\dots$ s |

## III- Interprétation :

1- Sur le schéma ci-dessous représenter : le sens du courant électrique I, le sens des électrons et les bornes COM de l'ampèremètre et du voltmètre.

### 2- Recherche des gaz formés aux électrodes

Ecrire les deux  $\frac{1}{2}$  équations faisant apparaître dans un cas la formation de dihydrogène et dans l'autre la formation de dioxygène

|                          |   |
|--------------------------|---|
| Formation de dihydrogène | = |
| Formation de dioxygène   | = |

**Électrode 1 :** Les électrons sont consommés / produits

Ecrire la  $\frac{1}{2}$  équation ayant lieu

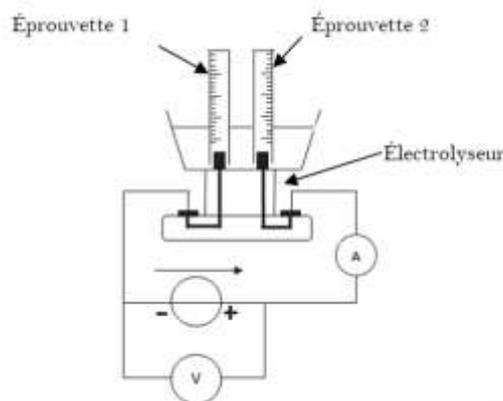
A l'électrode 1, il s'est produit une oxydation / réduction

Cette électrode est l'anode / la cathode

Le gaz formé est .....

Comment expliquer la couleur dans l'éprouvette au-dessus de l'électrode 1 ?

.....  
 .....



**Électrode 2 :** Les électrons sont consommés / produits

Ecrire la  $\frac{1}{2}$  équation ayant lieu

A l'électrode 2, il s'est produit une oxydation / réduction

Cette électrode est l'anode / la cathode

Le gaz formé est .....

Comment expliquer la couleur dans l'éprouvette au-dessus de l'électrode 2 ?

.....  
 .....

**Ecrire l'équation de la réaction d'électrolyse**

|                 |   |
|-----------------|---|
| $\rightarrow$ + | Combien d'électrons ont été transférés<br>$z = \dots\dots\dots$ |
|-----------------|---|

Compléter le tableau suivant : L'état final correspond à l'ouverture de l'interrupteur.

| Equation                           | $\rightarrow$ | + | Quantité d'électrons transférés $n(e)$ |
|------------------------------------|---------------|---|--|
| Etat final<br>$x = x_f = x_{\max}$ |               |   | $n(e) =$                               |

Calculer les quantités expérimentales formées  $n_{H_2}^f$  et  $n_{O_2}^f$

En déduire la quantité d'électrons échangée  $n(e)$  puis la quantité d'électricité  $Q$  correspondant.

Vérifier que  $Q = I \times \Delta t$

### EXERCICE

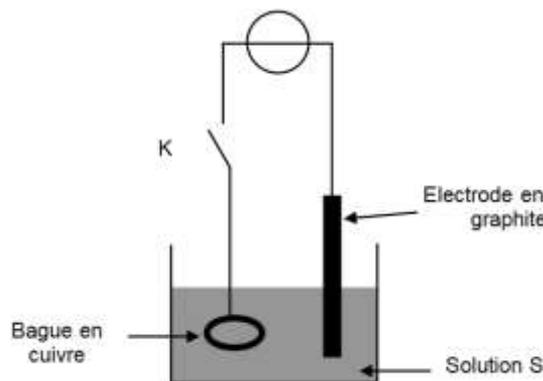
**L'argenture est un procédé encore très utilisé qui consiste à déposer une fine couche d'argent sur un métal moins noble, par exemple du cuivre pour la fabrication de bagues bon marché.**

Le protocole consiste à réaliser une électrolyse en utilisant une solution aqueuse de nitrate d'argent ( $Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$ ) afin de déposer sur cette bague en cuivre de l'argent sous forme solide. Le volume de la solution S de nitrate d'argent introduite dans l'électrolyseur sera  $V = 500 \text{ mL}$  et sa concentration en soluté apporté  $C = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . La bague en cuivre, préalablement décapée, est complètement immergée dans la solution et reliée par un fil conducteur à un générateur comme le décrit le schéma ci-dessous.

Une électrode de graphite (considéré comme inerte) plongée dans la solution, permet la circulation d'un courant électrique. L'électrolyse commence lors de la fermeture de l'interrupteur K. Le générateur délivre alors pendant une durée notée  $\Delta t$  un courant électrique d'intensité  $I$  constante. Au niveau de l'électrode de graphite, on observe un dégagement gazeux et sur l'électrode constituée par la bague, seul un dépôt d'argent apparaît distinctement. On considèrera que les anions nitrate  $NO_3^-$  ne subissent aucune transformation chimique au cours de l'électrolyse. Ils contribuent seulement au passage du courant électrique dans l'électrolyseur.

#### Données

Couple oxydo-réducteur :  $Ag^+(aq)/Ag(s)$        $H^+(aq)/H_2(g)$        $O_2(g)/H_2O(\ell)$   
Constante de Faraday  $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$  ;  
Masses molaires en  $g.mol^{-1}$  :  $M(Ag) = 107,9$      $M(H) = 1,0$      $M(O) = 16,0$



#### Bilan de l'électrolyse

1. La bague en cuivre constitue-t-elle l'anode ou la cathode pour cette électrolyse ? Justifier votre réponse. Doit-elle être reliée à la borne positive ou négative du générateur de tension présent dans le montage ?
2. Quelle autre demi-équation d'oxydoréduction est susceptible de se produire à l'électrode constituée de la bague en cuivre ?
3. Écrire la demi-équation d'oxydoréduction susceptible de se produire à l'électrode de graphite.
4. À l'aide des questions précédentes, justifier l'équation suivante traduisant le bilan de l'électrolyse :  $4Ag^+(aq) + 2H_2O(\ell) = 4Ag(s) + O_2(g) + 4H^+(aq)$
5. La durée de l'électrolyse est  $\Delta t = 80 \text{ min}$  et l'intensité du courant vaut  $I = 24 \text{ mA}$ .

5.1. Déterminer la quantité  $n(e)$  d'électrons échangée pendant cette durée.

5.2. Déterminer la quantité initiale d'ions  $Ag^+$ ,  $n(Ag^+)$ , présents à la fermeture de l'interrupteur. Compléter le tableau d'avancement **en annexe à rendre avec la copie**.

5.3. En déduire l'avancement  $x$  de la réaction au bout de la durée de fonctionnement  $\Delta t$ .

5.4. Déterminer la masse d'argent  $m(Ag)$  déposée sur la bague en cuivre.

## Question 1.5.2. : tableau d'avancement à compléter

| Équation de la transformation chimique |                   | $4\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) = 4\text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq})$ |                                |                       |                        |                        |                   |
|--|-------------------|--|--------------------------------|-----------------------|------------------------|------------------------|-------------------|
| État du système                        | Avancement en mol | $n(\text{Ag}^+)$ en mol  | $n(\text{H}_2\text{O})$ en mol | $n(\text{Ag})$ en mol | $n(\text{O}_2)$ en mol | $n(\text{H}^+)$ en mol | $n(e^-)$ échangés |
| État initial                           | $x = 0$           |  | Excès                          |                       |                        | Excès                  |                   |
| État intermédiaire                     | $x$               |  | Excès                          |                       |                        | Excès                  |                   |

L'état intermédiaire correspond à la durée  $\Delta t = 80 \text{ min}$