



Chapitre E3- Forcer le sens d'évolution d'un système

Activité 1 : Forcer la nature...

Le dichlore oxyde spontanément l'étain pour donner des ions Sn^{2+} et Cl^- .

1. Proposer une équation de réaction modélisant cette transformation.
2. La constante d'équilibre associée à cette équation de réaction vaut $K = 7 \times 10^{50}$. En déduire une information quant à la transformation.

On se propose avec le protocole suivant d'illustrer qu'on peut réaliser la transformation dans le sens inverse.

A- Protocole (réalisé par le professeur)

- Verser la solution de chlorure d'étain ($2\text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$) dans un tube en U. Plonger les deux électrodes en graphite.
 - Faire passer un courant électrique dans la solution en reliant les deux électrodes en graphite à un générateur de tension continue (ajuster à environ 12V)
3. Indiquer l'observation faite au niveau de l'électrode reliée à la borne négative du générateur. Quelle est à votre avis l'espèce chimique formée ?
 4. Indiquer l'observation faite au niveau de l'électrode reliée à la borne positive du générateur. Quelle est à votre avis l'espèce chimique formée ?

B- Interprétation

5. Légender le schéma du montage et y faire figurer le sens du courant électrique puis le sens de déplacement des porteurs de charge (dans le circuit et dans la solution).

6. À l'aide des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent effectivement aux électrodes.

À l'électrode reliée à la borne négative :

À l'électrode reliée à la borne positive :

7. Écrire l'équation de réaction associée à la transformation électrochimique réalisée et justifier qu'on parle pour cette transformation de *transformation forcée*.

8. Estimer la constante d'équilibre associée à cette équation de réaction.
9. Calculer Q_{ri} puis en déduire comment évolue Q_{r} dans ce cas.
10. Le critère d'évolution spontané semble-t-il respecté ? Justifier.

C- Prévoir la masse d'étain déposée

On suppose que pendant min on réalise l'électrolyse de la solution de chlorure d'étain de concentration $C = 0,10 \text{ mol/L}$ avec un courant d'intensité $I = \dots \text{ mA}$.

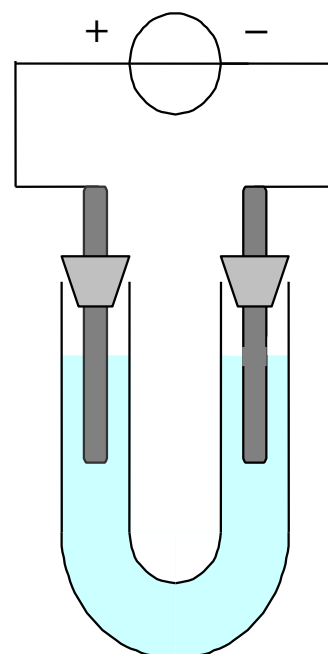
11. Exprimer puis calculer la charge ayant traversé le circuit ?
12. Exprimer puis calculer la masse de métal étain déposée sur l'électrode.
13. Proposer au moins une application industrielle de ce type d'électrolyse.

Données :

charge électronique élémentaire : $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

constante d'Avogadro $N_{\text{A}} = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Masse molaire de l'étain : $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$



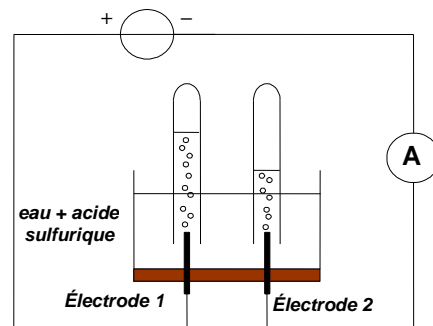
Activité 2 (exp) : Produire du dihydrogène grâce à l'électrolyse de l'eau

On cherche ici à illustrer expérimentalement un mode de production du dihydrogène, utilisé par exemple ultérieurement comme source d'énergie.

Expérience



- 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 50 mL d'acide sulfurique dans la cuve. ATTENTION l'acide est concentré !
- Homogénéiser la solution à l'aide d'un agitateur et ce, particulièrement entre les électrodes.
- Mettre en marche le générateur et ajuster la tension aux bornes du générateur pour que l'intensité du courant soit de l'ordre de 0,3 A. ATTENTION dès la mise en marche, déclencher le chronomètre.
- Noter les valeurs de la tensions et de l'intensité. $U = \dots\dots\dots$ $I = \dots\dots\dots$
- Observer et **noter** ce qui se passe.
- Arrêter l'électrolyse dès qu'un des deux tubes est au trois-quart plein de gaz.
- Noter la durée de l'électrolyse relevée sur le chronomètre : $\Delta t = \dots\dots\dots$
- Noter **les valeurs des volumes dégagés à chaque électrode** :

$V_1 = \dots\dots\dots$ et $V_2 = \dots\dots\dots$

- Identifier les gaz formés :

Présenter une bûchette incandescente dans le tube à essais couvrant l'électrode 1 (voir schéma)

Observation :

Quel est le gaz dégagé à l'électrode 1 ?

Présenter une allumette enflammée à l'ouverture du tube à essais couvrant l'électrode 2

Observation :

Quel est le gaz dégagé à l'électrode 2 ?

1. Légender le plus précisément possible le schéma de début d'activité.
2. Déduire de la circulation des électrons et des couples oxydant-réducteur les transformations ayant lieu à chaque électrode, et vérifier qu'elles sont conformes aux observations.

A l'électrode 1:	A l'électrode 2 :
------------------	-------------------

3. Donner alors l'équation de la réaction associée à l'électrolyse de l'eau.

Données : Couples oxydant/réducteur : $O_{2(g)}/H_2O$; $H_2O_{(aq)}/H_{2(aq \text{ et } g)}$

Le volume molaire d'un gaz est indépendant, à température donnée, du gaz considéré. On admettra que dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est $V_m = 24,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

4. Étude quantitative

On souhaite ici tester si le volume du gaz dihydrogène recueilli est en accord avec les prévisions.

- 4.1. A partir des mesures, calculer la quantité de charge électrique mise en jeu lors de cette électrolyse.
- 4.2. Calculer la quantité de matière d'électrons échangés puis en déduire la masse et le volume de dihydrogène que l'on devrait recueillir.
- 4.3. Comparer avec la donnée obtenue expérimentalement. Expliquer les causes possibles de la différence.

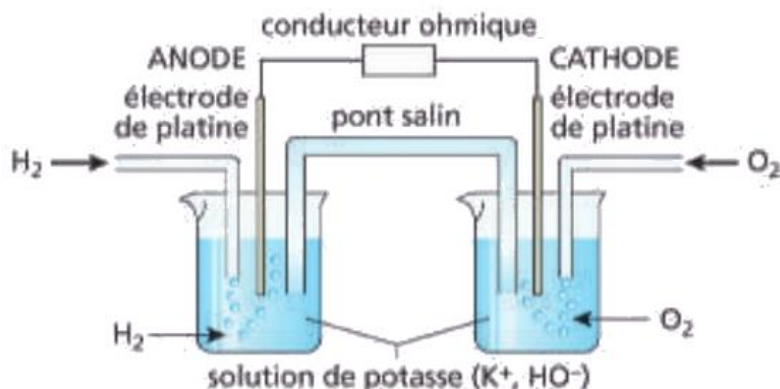
**Activité 2 - Pour aller plus loin au sujet de l'énergie...**

1. Calculer l'énergie fournie au système chimique (on négligera les pertes par effet Joule). Quel est le type de transfert en jeu ?
2. Calculer la masse de dihydrogène recueilli sachant que le volume molaire vaut environ $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.
3. En déduire l'énergie chimique E_{ch} stockée durant cette électrolyse sachant que le pouvoir calorifique massique du dihydrogène est $C_m = 141,8 \text{ MJ.kg}^{-1}$ (on rappelle que la masse molaire de H_2 vaut $2,0 \text{ g.mol}^{-1}$).
4. Exprimer puis estimer alors le rendement r de cette électrolyse. Commenter la valeur en indiquant toutes les sources de « pertes » d'énergie.

Activité 3- La pile à hydrogène et une de ses applications

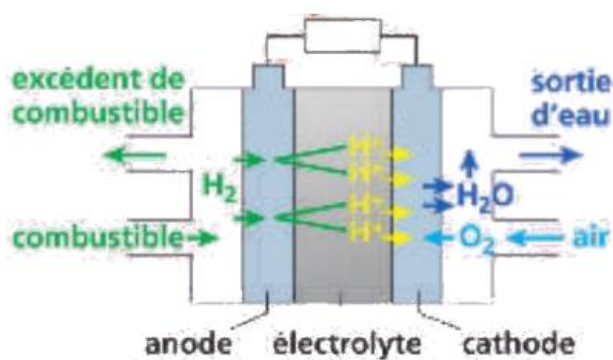
Le schéma de principe de la pile à hydrogène est donné ci-dessous.

1. Indiquer sous chaque électrode l'équation de la réaction ayant lieu.
2. Indiquer le sens des électrons dans le circuit électrique et la polarité de la pile (pôles négatif et positif).



Le schéma d'une PAC PEM (pile à combustible à membrane polymère électrolytique) est fourni ci-contre.

3. Qu'est-ce qui joue le rôle du pont salin ?
4. Indiquer le sens des électrons.

**Illustration qualitative**

A l'aide d'une source extérieure (une pile alcaline) utiliser la PAC en mode « électrolyseur ». Vérifier que les deux volumes dégagés sont bien dans un rapport $\frac{1}{2}$.

Une fois suffisamment de gaz formé, débrancher la source extérieure et utiliser la PAC en mode « pile ».

