

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

## Activité 1 : Forcer la nature...

### Protocole 1

Si on plonge une lame de zinc  $Zn_{(s)}$  dans une solution de diiode  $I_{2(aq)}$ , après quelques dizaines de minutes, le zinc est partiellement consommé et la solution se décolore légèrement.

1. Proposer une équation de réaction modélisant cette transformation sachant que les deux couples en jeu sont  $Zn^{2+}/Zn$  et  $I_2/I^-$ .
2. Même si elle est assez lente, cette transformation est quasiment totale. En déduire une information quant à la constante d'équilibre associée à l'équation de réaction écrite à la question précédente.
3. Indiquer deux ions présents dans la solution obtenue.

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

### Protocole 2

- Verser la solution obtenue précédemment dans un « tube en U ».
  - Plonger les deux électrodes, l'une en cuivre, l'autre en graphite.
  - Faire passer un courant électrique dans la solution en reliant les deux électrodes à un générateur de tension continue (ajuster à environ 20 V).
4. Noter le pôle positif et le pôle négatif du générateur.
  5. 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 ?
  6. 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 ?

### Interprétation

7. 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).

8. 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 :

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

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

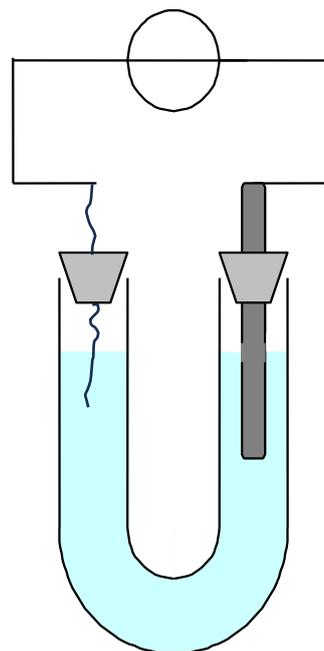
### Prévoir la masse de métal déposée

On suppose que pendant . . . . . min on réalise l'électrolyse d'une solution dont la concentration est ion iodure est 0,10 mol/L avec un courant d'intensité  $I = \dots\dots\dots$  mA.

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

### Données :

charge électronique élémentaire :  $e = 1,602 \times 10^{-19}$  C  
 constante d'Avogadro  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$  mol<sup>-1</sup>  
 Masse molaire de l'étain :  $M_{Zn} = 65,4$  g·mol<sup>-1</sup>



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

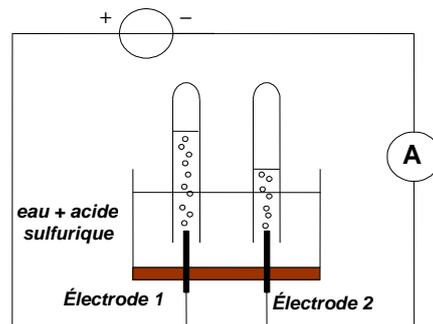
On cherche ici à illustrer expérimentalement un mode de production du dihydrogène.

Ce dihydrogène peut être utilisé 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 (donc en bouchant avec son doigt), sur les électrodes.
- Réaliser le montage en série comprenant : un générateur de tension continue réglable, un électrolyseur, un multimètre utilisé en mode ampèremètre.



- Vérifier que l'eau distillée ne conduit pas le courant.

👉 Appeler le professeur lorsque vous avez fait cette vérification

- Le professeur ajoute du sulfate de sodium solide  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ . Il y a alors un apport d'ions qui permettent le passage du courant.
- 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 :  $\Delta t = \dots\dots\dots$
- 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 à prendre en compte :  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})/\text{H}_2(\text{aq et g})$

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  $V_m = 24,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**4. Étude semi-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 approximativement avec le volume recueilli. Expliquer les causes possibles de la différence.

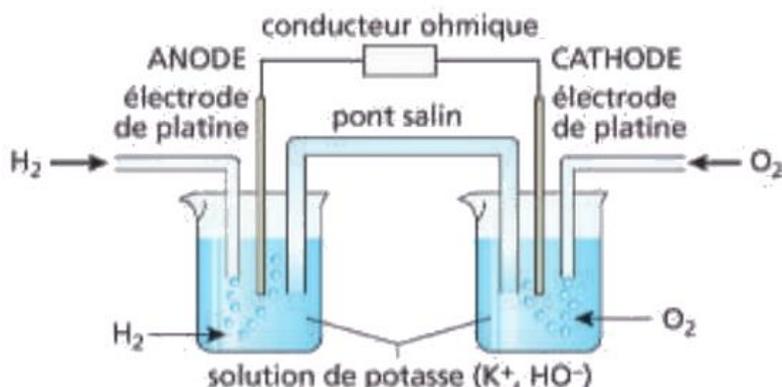
**Activité 2 - Pour aller plus loin au sujet de l'énergie...**

1. Calculer l'énergie fournie au système chimique (on négligera les pertes par effet Joule). Quel est le type de transfert en jeu ?
2. Déduire de la masse de dihydrogène formée l'énergie chimique  $E_{ch}$  stockée durant cette électrolyse sachant que le pouvoir calorifique massique du dihydrogène est  $C_m = 141,8 \text{ MJ.kg}^{-1}$ .
3. 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**

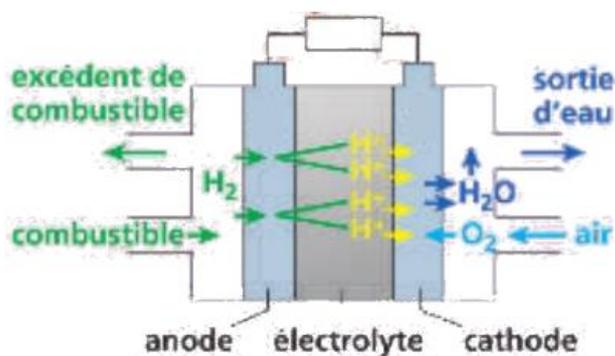
Le schéma de principe de la pile à hydrogène est donné ci-dessous.

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. 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 ».

