

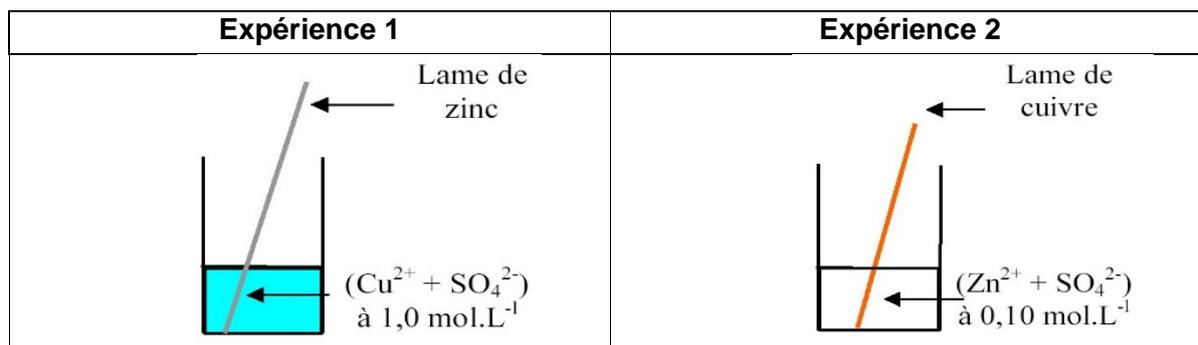
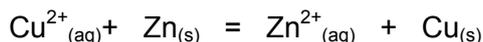
## ACTIVITE EXPERIMENTALE : ELECTROLYSE DE L'EAU

L'eau est utilisée depuis longtemps pour produire de l'énergie, dans les usines marémotrices ou hydrauliques. Elle est actuellement au centre de nombreuses recherches dont l'objectif est de permettre aux hommes de répondre aux défis environnementaux du XXI<sup>e</sup> siècle que sont la diminution de l'utilisation des ressources en énergies fossiles et la réduction de la pollution atmosphérique.

En effet, l'eau constitue la base de la plupart des méthodes de production d'un gaz très en vue actuellement : le dihydrogène. L'hydrogène est une piste d'avenir sérieuse pour le transport et le stockage des énergies intermittentes, comme le solaire et l'éolien, à condition de parvenir à le produire à moindre coût.

### I. Travail préliminaire

On s'intéresse au système formé par les couples ox/red ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) et ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ) et la constante d'équilibre K associée à l'équation ci-dessous est égale à  $4,0 \times 10^{36}$ .



1) Rappeler l'expression du quotient de réaction associée à cette équation dans l'état initial.

2) Comment vont théoriquement évoluer les systèmes associés aux deux expériences ?

Expérience 1 : .....

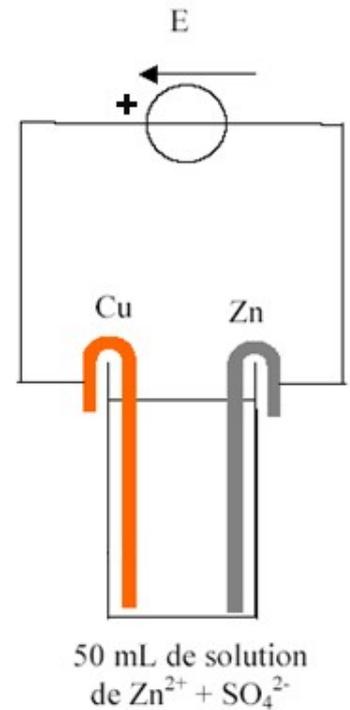
Expérience 2 : .....

3) Ces « prédictions » sont-elles conformes aux observations expérimentales ? Proposer une explication.

.....  
 .....  
 .....

### Expérience 3

- Décaper les plaques de zinc et de cuivre à l'aide de papier de verre.
- Réaliser le montage ci-contre et **le faire vérifier avant d'allumer le générateur**.
- Régler l'intensité du courant à 1,0 A.
- Faire fonctionner le dispositif environ 2 min et observer attentivement les transformations sur les lames métalliques et dans la solution.



1) Décrire les observations.

.....  
.....

2) Indiquer sur le schéma le sens conventionnel du courant électrique et le sens de déplacement des électrons.

3) Ecrire la demi-équation modélisant la transformation qui a lieu au niveau de la lame de cuivre :

.....

4) Ecrire la demi-équation modélisant la transformation qui a lieu au niveau de la lame de zinc :

.....

5) En déduire l'équation bilan de la réaction.

.....

6) Quel est l'utilité du générateur ?

.....  
.....  
.....

## II. L'électrolyse de l'eau

### Document 1 : Histoire de l'électrolyse de l'eau

Le chimiste français Antoine Lavoisier fut le premier à étudier la composition de l'eau, à la fin du XVIII<sup>e</sup> siècle, grâce à des expériences sur la combustion du dihydrogène dans l'air.

Le 2 mai 1800, quelques semaines après l'invention de la pile par Alessandro Volta, deux chimistes britanniques, William Nicholson et Sir Anthony Carlisle, réalisent la première électrolyse de l'eau.

Ils utilisèrent la pile de Volta, reliée à deux électrodes, pour faire débiter un courant électrique dans de l'eau préalablement acidifiée pour la rendre conductrice. Cette expérience leur permit de mettre en évidence les deux composants de l'eau : l'oxygène et l'hydrogène. Ils confirmèrent ainsi les travaux de Lavoisier.



*William Nicholson et Anthony Carlisle*

### Document 2 : L'électrolyse

Lorsqu'un générateur est nécessaire pour qu'une réaction d'oxydoréduction ait lieu, il s'agit d'une **électrolyse**.

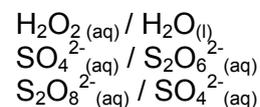
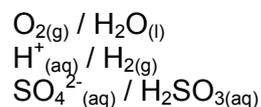
L'électrolyse est une **transformation forcée** : le générateur apporte l'énergie nécessaire pour que la réaction ait lieu. Il impose le sens de circulation du courant et des électrons, et donc les lieux de l'oxydation et de la réduction.

L'électrode où a lieu l'oxydation est appelée **anode**. Celle où se produit la réduction est la **cathode**.

### Document 3 : Tests d'identification

Au contact de la flamme d'une allumette, le dihydrogène produit une petite explosion au bruit caractéristique ; on dit que le dihydrogène « aboie ». Le dioxygène ravive la flamme d'une buchette incandescente.

### Document 4 : Couples oxydant/réducteur



### Document 5 : Matériel à disposition

- cuve à électrolyse
- éprouvettes à gaz
- béchers
- générateur de tension continue réglable
- multimètre
- interrupteur
- rhéostat
- fils électriques
- chronomètre
- boîte d'allumettes
- lunettes de protection
- solution d'acide sulfurique ( $2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ ) (paillasse prof)
- pissette d'eau distillée

## Protocole expérimental

- 1) A partir de la cuve à électrolyse à disposition sur votre paillasse, proposer un protocole expérimental permettant de réaliser l'électrolyse de l'eau. On souhaite au cours de l'expérience maintenir une intensité électrique la plus proche de 250 mA. Faire un schéma légendé.

*Après accord du professeur, réaliser le montage et lancer l'électrolyse.*

Observer et noter les observations, puis arrêter l'électrolyse.

- 2) On souhaite faire une étude quantitative de cette électrolyse, pour cela nous devons identifier et mesurer la quantité des produits formés. Proposer une méthode pour récupérer les produits formés.

*Après accord du professeur, compléter le montage.*

Réaliser l'électrolyse pendant une durée de 5 minutes (chronomètre). Mesurer les quantités de produits formés.

- 3) Proposer un protocole expérimental permettant d'identifier les produits formés.

*Après accord du professeur, mettre en œuvre le protocole expérimental.*

## Exploitation

- 4) Indiquer, sur le schéma du montage d'électrolyse, le sens conventionnel du courant et le sens de circulation des électrons.
- 5) Identifier où se situe l'anode et la cathode.
- 6) En utilisant les résultats des tests d'identification, identifier le gaz qui se forme à la cathode. En déduire la réaction qui a lieu à cette électrode.
- 7) Quel est le gaz qui se forme à l'anode ? En déduire la réaction qui a lieu à cette électrode.
- 8) En déduire l'équation-bilan de l'électrolyse de l'eau.
- 9) A partir des mesures réalisées, calculer les quantités de matière des deux produits formés. Montrer que ces résultats sont en accord avec l'équation de l'électrolyse.

### **Données :**

L'électrolyseur est constitué de deux électrodes de platine inattaquables.

Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Constante de Faraday  $1F = N_A \times e = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

- 10) Exploitation quantitative.

1. Ecrire les demi-équations qui se produisent aux deux électrodes. Ecrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de l'électrolyse.
2. Evaluer grâce à  $I$  et  $\Delta t$ , la quantité d'électricité  $Q$  mise en jeu. En déduire la quantité de matière d'électrons  $n(e^-)$  ayant été échangés lors de l'électrolyse.
3. A partir de l'équation de l'électrolyse, exprimez la quantité de matière d'électrons échangés en fonction de la quantité de matière de dihydrogène.
4. Exprimer le volume de gaz  $V(\text{H}_2)$  théorique. Ce volume correspond-t-il à celui mesuré lors de la manipulation ? Proposer une explication à cet écart.
5. Incertitude statistique (type A) sur le volume de dihydrogène mesuré par les 12 binômes de la classe avec GUM.