

## STOCKAGE DE L'ÉNERGIE ÉLECTRIQUE : LES PILES

Cristina Da Cruz

**Objectif** Comprendre la notion d'oxydant et de réducteur dans une pile et application concrète des piles. Étude expérimentale de la pile Daniell.

**1<sup>re</sup> STI2D** **Thème** • Matière et matériaux.  
**Partie** • Transferts d'électrons lors d'une transformation chimique.

**Capacités** Analyser le fonctionnement d'une pile en termes de transfert d'électrons et de réaction d'oxydo-réduction. Étudier le fonctionnement d'une pile.

**Activité expérimentale** Fonctionnement de la pile électrique.

**Compétences mobilisées** Restitution de connaissances **RCO**  
S'approprier **APP**  
Analyser / Raisonner **ANA/RAI**  
Réaliser **REA**  
Valider **VAL**  
Communiquer **COM**



Les enjeux du stockage de l'énergie © Franck Peters

## Partie A : La pile à combustible

Au cours des trente dernières années, les développements technologiques autour de la pile à combustible se sont amplifiés. L'intérêt premier de ce type de pile est sa déclinaison possible suivant l'utilisation recherchée. Son fonctionnement est ici expliqué ainsi que certaines applications industrielles qui en sont déjà faites.



Pile à combustible pour automobile électrique. - © R. Nicolas

### Document 1 : Stockage par production d'hydrogène

L'électricité produite en excès peut être utilisée pour produire du gaz hydrogène à partir d'eau. Ceci se fait au moyen d'un électrolyseur qui décompose l'eau en hydrogène plus oxygène. L'hydrogène (qui lui est un objet) est stocké dans des réservoirs ou dans les conteneurs qui en permettent le transport. Pour l'utiliser, on peut l'introduire comme combustible dans des brûleurs (comme on le fait pour du gaz de ville). Cette solution est déjà pratiquée aussi bien pour le gaz d'éclairage que pour certaines voitures ; on peut aussi l'utiliser pour alimenter des « piles à combustible » qui produisent du courant électrique à partir d'hydrogène et d'oxygène gazeux.

D'après *Le transport ou le stockage de l'énergie*.

<https://www.mediachimie.org/ressource/le-transport-ou-le-stockage-de-l-energie-electrique>



### Document 2 : La roue libre



<https://www.mediachimie.org/ressource/hydrogene-la-roue-libre>



**1** APP Par quel moyen peut-on stocker le surplus d'électricité d'après le Document 1 ?

.....

.....

**2** COM Après avoir vu la vidéo du Document 2, rechercher des informations sur le vélo à hydrogène et sa commercialisation. Résumer les données recueillies en quelques lignes.

.....

.....

.....

### Document 3 : Schéma de principe d'une pile électrique

Une pile électrique, c'est une boîte (ou une cellule) qui comprend deux compartiments dans lesquels se déroulent des réactions chimiques et que l'on relie, à l'extérieur de la cellule par un fil conducteur (un fil métallique) du courant.

Dans le premier compartiment se déroule la réaction « **Réducteur** donne **Oxydant** + électron » qui libère un électron dans le milieu réactif. On va s'arranger pour que cet électron soit accueilli par un fil conducteur du courant électrique. Ceci se fait par l'intermédiaire d'une électrode - dans ce cas une électrode négative - qu'on appelle **anode**.

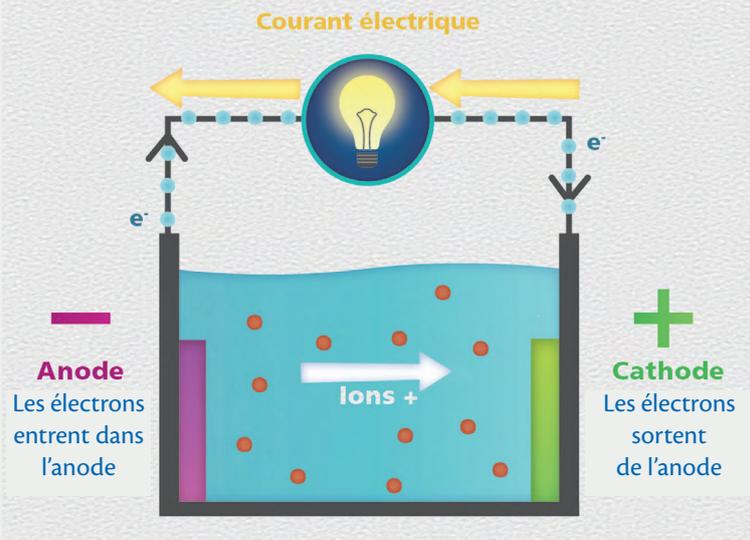
En revanche, dans l'autre compartiment, la réaction chimique « consomme » un électron au lieu d'en libérer un. Elle se résume par « **Oxydant** + électron donne **Réducteur** ». L'électron, à l'inverse du premier compartiment, provient d'un fil conducteur du courant. Ceci se fait par l'intermédiaire d'une électrode positive qu'on appelle la **cathode**.

Les deux électrodes sont reliées par un fil conducteur du courant qui passe à l'extérieur de la boîte. L'électron, fourni à l'anode dans le premier compartiment, circule jusqu'au deuxième compartiment pour regagner la cellule et entrer en réaction chimique par la cathode. Il s'agit donc bien du passage d'un courant électrique provoqué par les deux réactions chimiques qui se passent dans la cellule.

Les réactions chimiques internes à la cellule, alimentent ainsi le circuit extérieur en électricité pour l'appareil de consommation du courant, résumé ici par une ampoule électrique - qu'on peut allumer grâce à la pile.

D'après *Le transport ou le stockage de l'énergie*.

<https://www.mediachimie.org/ressource/le-transport-ou-le-stockage-de-l-energie-electrique>



- 3 APP À partir du Document 3, donner une définition de la réaction se produisant à l'anode, l'oxydation, et de celle à la cathode, la réduction. Faire de même pour un réducteur et un oxydant.

.....

.....

.....

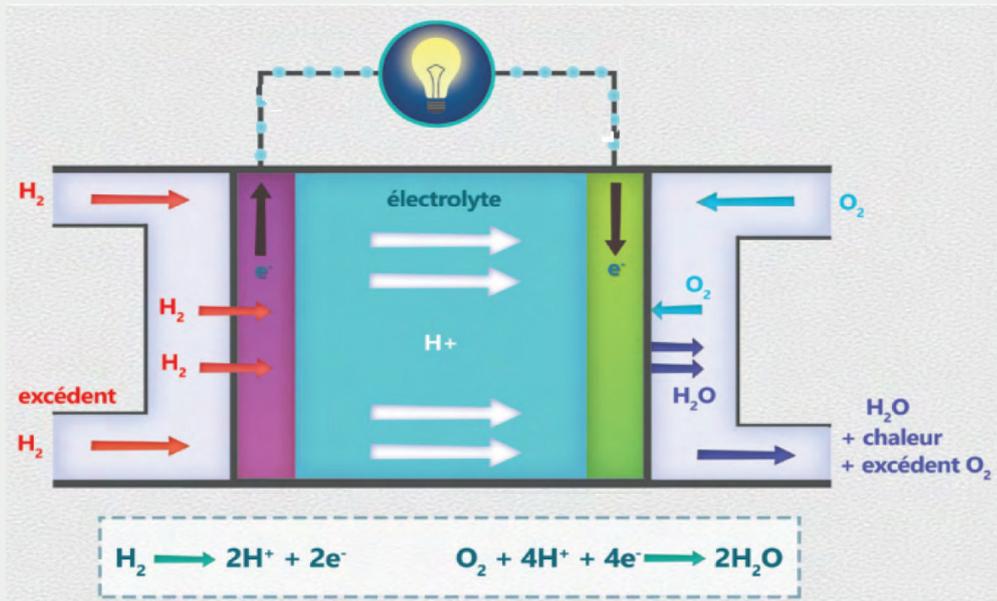
- 4 APP Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction combinant une oxydation à une électrode et une réduction à l'autre. Nommer le type de particules échangées lors d'une réaction d'oxydo-réduction.

.....

.....

- 5 (ANA/RAI) Le schéma du Document 4 est incomplet. Indiquer la cathode, l'anode et le sens de circulation des électrons dans le fil électrique du courant extérieur.

**Document 4 : Schéma de principe d'une pile à hydrogène**



D'après *Le transport ou le stockage de l'énergie.*

<https://www.mediachimie.org/ressource/le-transport-ou-le-stockage-de-l-energie-electrique>



- 6 RCO, RAI Nommer les réactifs consommés à chacune des électrodes. Indiquer s'il s'agit d'un oxydant ou d'un réducteur.

.....

.....

**Pour aller plus loin**

Quiz sur les éléments chimiques dans les piles et les batteries à faire.

<https://www.mediachimie.org/ressource/4-les-elements-chimiques-dans-les-piles-et-les-batteries>



- 7 ANA/RAI L'équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction est la combinaison linéaire des deux demi-équations électroniques afin d'éliminer les électrons de cette équation-bilan.

a) Écrire l'équation-bilan correspondant à la réaction se produisant dans la pile à combustible du Document 4.

.....

b) Que peut-on dire du produit de réaction ?

.....

.....

**8** RAI, VAL Un couple oxydant/réducteur est constitué d'un oxydant et d'un réducteur liés par une demi-équation électronique. Dans l'écriture des couples oxydant/réducteur, l'oxydant est cité en premier. Écrire les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu dans cette pile à combustible.

**Document 5 : Un train à hydrogène**

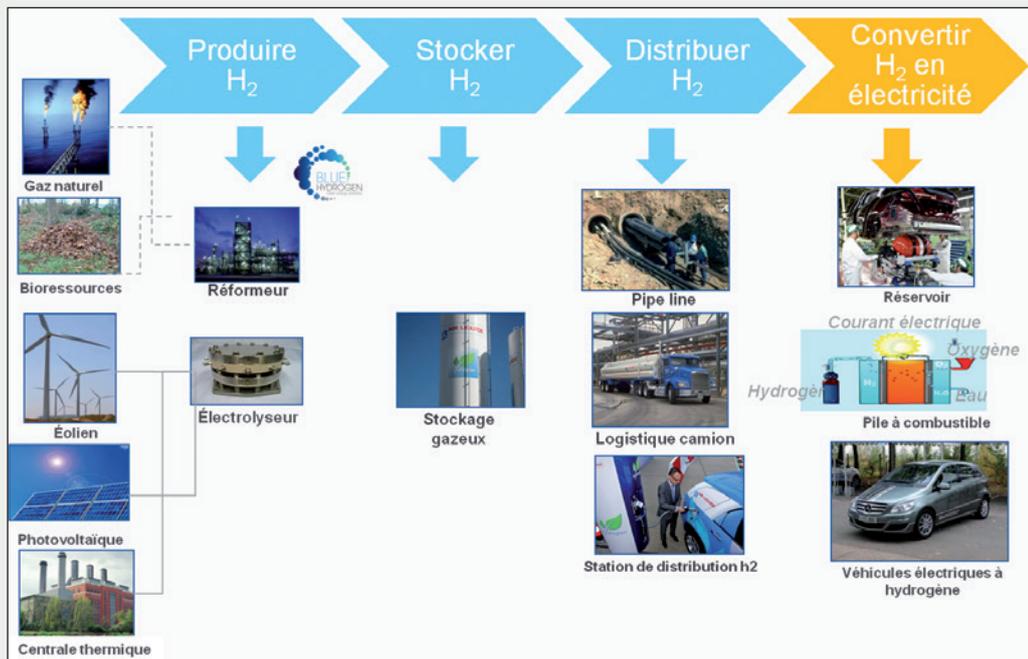
Cela fait déjà presque six mois que deux trains à hydrogène Coradia iLint d'Alstom sont exploités commercialement en Allemagne sur la ligne Cuxhaven – Buxtehude de 100 km. [...] Le train peut emporter 300 passagers à des vitesses comprises entre 80 et 140 km/h avec une autonomie d'environ 800 km. [...] Un plein d'environ 200 kg d'hydrogène lui donne une autonomie d'environ 800 km ce qui est suffisant pour faire plusieurs allers et retours et desservir 5 gares par jour sur le trajet.

D'après *Vive le Coradia iLint*, mars 2019.

<https://www.mediachimie.org/actualite/vive-le-coradia-ilint>



**Document 6 : Le cycle de production d'électricité à partir de l'hydrogène**



D'après *Le stockage de l'énergie dans le monde des transports*.

[https://www.mediachimie.org/sites/default/files/transports\\_p229\\_2.pdf](https://www.mediachimie.org/sites/default/files/transports_p229_2.pdf)



**9** REA À partir des Documents 5 et 6, faire une synthèse sur le dihydrogène, de sa production jusqu'à son utilisation en donnant des exemples précis.

.....

.....

.....

.....

.....

## Partie B : Étude de la pile Daniell

### Activité expérimentale

Au moment où le télégraphe se développait et nécessitait un besoin de sources de courant constantes, le chimiste britannique John Frederic Daniell inventa la pile électrique qui porte son nom. Cette activité expérimentale a pour but d'en étudier son fonctionnement.

John Frederic Daniell - © Wikimedia.org



#### Matériel et solutions à disposition

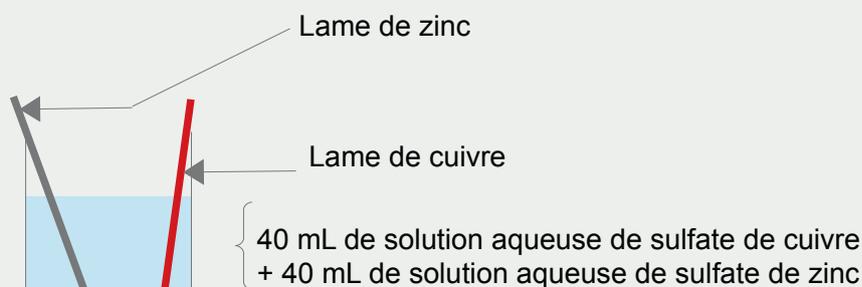
- Verrerie :
  - béchers de 50, 100, 150 mL
  - éprouvettes graduées de 25,0, 50,0 mL
- Solutions aqueuses de :
  - sulfate de cuivre II ( $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
  - sulfate de zinc ( $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Plaques métalliques :
  - cuivre
  - zinc

Pont salin, pinces crocodiles, conducteur ohmique de  $10 \Omega$ , fils, multimètre.

#### I. Expérience préalable

Considérons les couples oxydant/réducteur  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$ . Réaliser l'expérience schématisée ci-dessous.

#### Schéma de l'expérience à réaliser



1. REA Décrire ce que vous observez.

.....

.....

.....

2. **APP, RAI** Écrire les demi-équations électroniques qui traduisent les réactions qui ont lieu dans cette transformation chimique en précisant leur nom.

.....  
.....

3. **RAI** Nommer le métal qui cède les électrons et l'espèce chimique qui les reçoit.

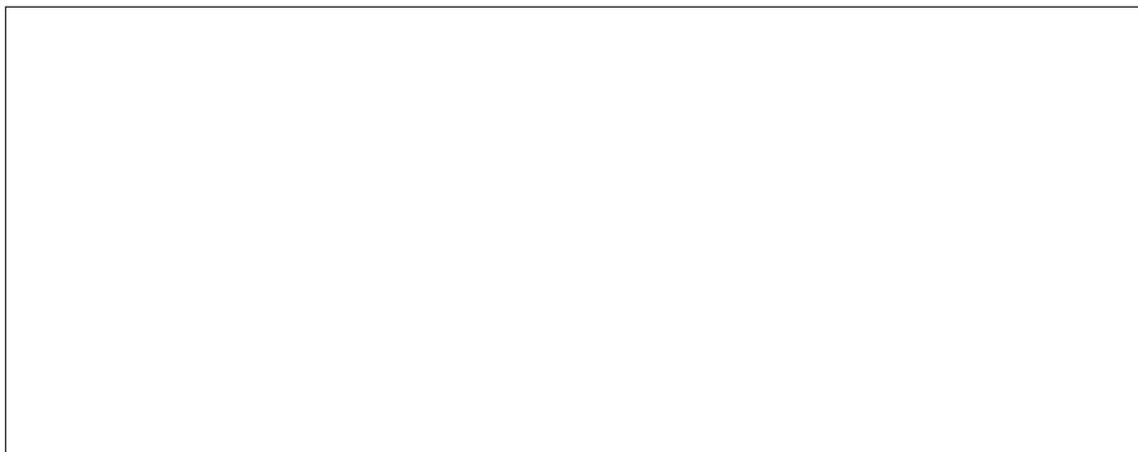
.....  
.....

## II. Pile Daniell

Une pile est constituée à partir de deux demi-piles qui sont reliées par un pont salin. Une demi-pile est constituée d'une plaque métallique servant d'électrode plongeant dans une solution d'ion métallique correspondant. Le pont salin est un conducteur ionique constitué de chlorure de potassium ( $K^+(aq) + Cl^-(aq)$ ) qui permet aux anions de migrer vers le métal oxydé et aux cations de migrer vers le compartiment où des ions positifs ont été consommés pour assurer l'électroneutralité de la solution. Ce pont salin constitue donc la continuité du flux de charges électriques à l'intérieur de la pile.

4. **APP, REA** Proposer un protocole expérimental permettant de réaliser la pile électrique Daniell. Après validation du professeur le réaliser.

5. **REA** Faire le schéma électrique du montage qui sera par la suite complété.



Relier les deux électrodes aux bornes du voltmètre afin de mesurer la tension délivrée.

6. **ANA** Que constatez-vous ?

.....  
.....

7. **ANA, REA** Refaire l'expérience sans pont salin et noter les observations faites.

.....  
.....

8. ANA Déduire du signe de la valeur de la tension délivrée par cette pile la borne positive de la pile.

**Rappel**

Si la borne V du voltmètre est reliée au point A et la borne COM au point B, alors le voltmètre mesure la tension  $U_{AB}$ .

.....  
 .....  
 Brancher aux bornes de la pile ainsi constituée un conducteur ohmique de  $10 \Omega$  et un ampèremètre en série. Repérer le sens de branchement de l'ampèremètre afin qu'il indique une intensité positive.

9. REA Compléter le schéma légendé précédent de la pile ainsi constituée (avec l'ampèremètre et la résistance). Noter également le sens de circulation des électrons dans le circuit.

10. ANA Déterminer la nature des porteurs de charges (électrons ou ions) dans les différentes parties de la pile et déduire du sens du courant leur sens de déplacement. Le faire apparaître sur le schéma.

.....  
 .....

11. ANA Déterminer la nature des réactions (oxydation ou réduction) aux électrodes.

.....  
 .....

12. ANA Écrire au niveau de chaque électrode l'équation de la réaction quand la pile débite.

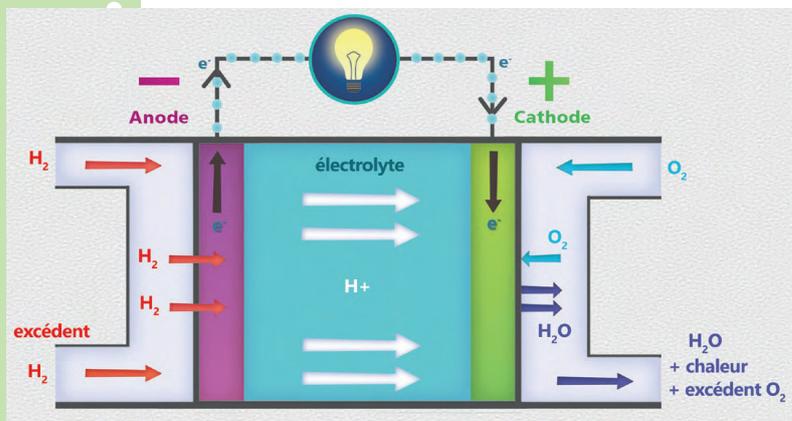
.....  
 .....

13. ANA En déduire l'équation de la réaction décrivant le fonctionnement global de ce générateur électrochimique.

.....  
 .....

## Partie A : Activité documentaire

- On peut utiliser le dihydrogène comme type de stockage pour le surplus d'énergie électrique en le stockant dans des réservoirs.
- Le vélo à hydrogène a été inventé par une entreprise française et permet une autonomie de 100 km pour une recharge de 1 min. Il est encore en développement pour augmenter ses performances et notamment son autonomie qui pour le moment dépend de bouteilles renfermant du dihydrogène que l'on doit recharger. Le développement est centré notamment autour de la production de dihydrogène au fur et à mesure du mouvement du vélo pour une recharge en mouvement.
- À l'anode il y a une oxydation c'est-à-dire la perte d'électrons qui conduit à la formation d'un oxydant. À la cathode, il y a une réduction c'est-à-dire le gain d'électrons pour produire le réducteur. Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons tandis qu'un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
- Les particules échangées lors d'une réaction d'oxydo-réduction sont les électrons.
- 



- Les réactifs consommés sont :
  - à l'anode, le dihydrogène  $H_2$ , un réducteur ;
  - à la cathode le dioxygène  $O_2$ , un oxydant.
- Il faut multiplier par 2 la première demi-équation électronique puis additionner membre à membre les deux demi-équations, et on obtient :
 
$$2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$$
  - On produit de l'eau, qui est un produit de réaction complètement « vert ».
- Les couples redox sont  $H^+ / H_2$  et  $O_2 / H_2O$ .

- On peut **produire** du dihydrogène de différentes manières : la biomasse, peut être utilisée soit pour produire du biométhane qui peut être réformé en  $H_2$  comme le gaz naturel, soit pour être gazéifié et produire un syngaz riche en dihydrogène ; le dihydrogène peut être fabriqué à partir d'électricité (éolien, photovoltaïque et centrales thermiques, nucléaire) ; le procédé de fabrication de dihydrogène à partir de gaz naturel peut être complété par des moyens de captage et de séquestration du  $CO_2$ . Une fois la molécule produite, il faut la **stocker**, et deux options sont possibles : à l'état liquide ou gazeux. L'état liquide est un peu compliqué à gérer car il faut se placer à des températures extrêmement basses. Le stockage gazeux est la solution la plus simple, le dihydrogène se comprime assez bien à 700 bars. **Distribuer** l'hydrogène n'est pas un souci. Aujourd'hui, il est distribué par pipeline et camions. La dernière étape est la conversion du dihydrogène en électricité, et c'est le domaine de l'électrochimie que maîtrisent les fabricants de l'automobile qui sont à la recherche de la meilleure **pile à combustible**. On peut en attester avec la mise en service de trains à hydrogène comme le souligne le Document 5 ou encore celle de vélos à hydrogène déjà commercialisés.

## Partie B : Activité expérimentale

### I. Expérience préalable

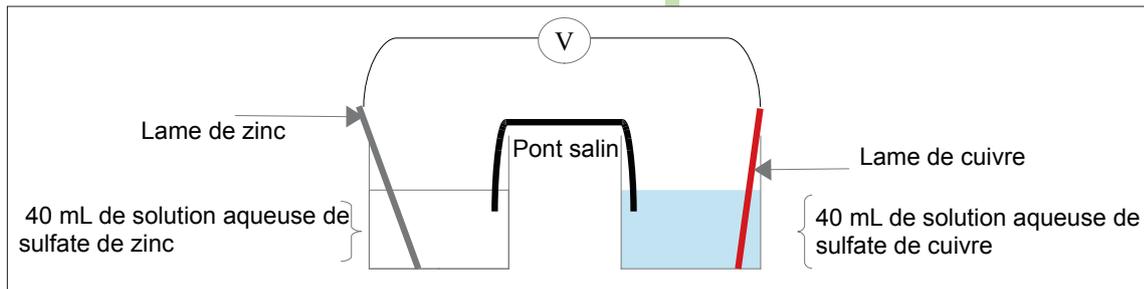
- On observe un dépôt rougeâtre de cuivre solide sur la lame de zinc et après quelques minutes la solution s'éclaircit.
- Les demi-équations sont les suivantes :
 
$$Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2e^- \quad \text{oxydation de Zn (perte d'e}^-)$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- = Cu(s) \quad \text{réduction de } Cu^{2+} \text{ (gain d'e}^-)$$
- Le métal qui cède les électrons est le zinc Zn et l'espèce chimique qui les reçoit les ions cuivre II  $Cu^{2+}$ .

### II. Pile Daniell

- Introduire dans le bécher n° 1 environ 40 mL de solution de sulfate de cuivre II à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ . Y ajouter une lame de cuivre. Attention à la stabilité du bécher. On vient de former une demi-pile. Le couple oxydant/réducteur mis en jeu ici est  $Cu^{2+}(aq)/Cu$ . Introduire dans le bécher n° 2 environ 40 mL de solution de sulfate de zinc à  $0,10 \text{ mol/L}$ . Y ajouter une lame de zinc. Attention à la stabilité du bécher. On vient de former une autre demi-pile. Le couple oxydant/réducteur mis en jeu est ici  $Zn^{2+}(aq)/Zn$ . Ajouter le pont salin et un voltmètre reliant les deux électrodes au moyen de fils conducteurs et pinces crocodiles.

5.

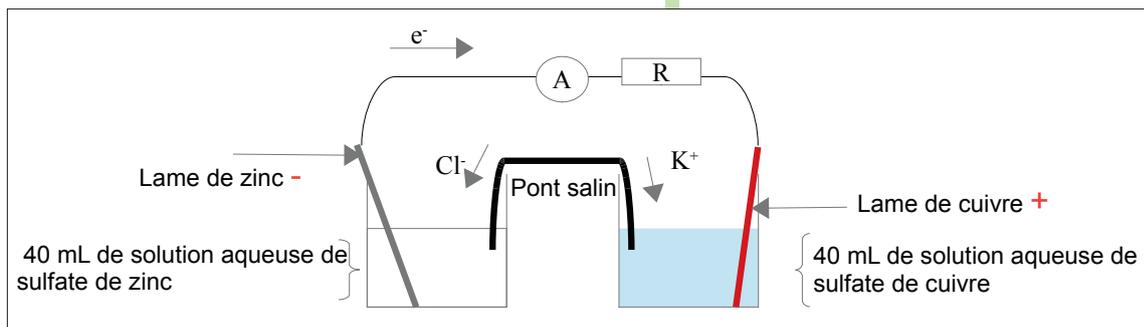


6. On lit une valeur de tension.

7. Aucune tension n'est délivrée, le circuit est ouvert.

8. La tension mesurée est positive si la lame de cuivre est reliée au V du voltmètre, la lame de cuivre est donc l'électrode positive et celle de zinc l'électrode négative.

9 et 10. Dans les solutions, les porteurs de charge sont les ions, dans les fils électriques, ce sont les électrons.



11. À l'anode (-), il y a production d'électrons donc une oxydation se produit, alors qu'à la cathode (+) il y a une consommation d'électrons donc une réduction.

12. À l'anode (-),  $\text{Zn(s)} = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$   
et à la cathode (+)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Cu(s)}$ 13. L'équation de la réaction est :  
$$\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$$