

# **Chapitre 15 : PILES ET ACCUMULATEURS**

**Un grand nombre d'appareils électriques fonctionnent avec des piles. Elles convertissent de l'énergie chimique en énergie électrique grâce à des réactions d'oxydoréduction. Ces piles sont salines, alcalines ou encore à combustible. Il existe aussi des piles rechargeables : les accumulateurs.**

## **I) Stockage et conversion de l'énergie chimique**

Une des difficultés de la production d'électricité est que la demande n'est pas constante, mais qu'elle doit être satisfaite lorsqu'elle existe. Il est donc nécessaire de pouvoir stocker de l'énergie pour la rendre disponible au besoin.

Les matières fossiles ou l'eau retenue par les barrages sont des réservoirs d'énergie libérable à tout moment. En revanche, les dispositifs de production utilisant les éoliennes et les panneaux photovoltaïques, par exemple, ne peuvent pas stocker d'énergie. L'optimisation de dispositifs de stockage, comme les piles, occupe de nombreux chercheurs.

## **II) Les piles**

### 1) Constitution d'une pile : demi-pile et continuité électrique

→ **Activité expérimentale : pile et réactions d'oxydoréduction p.282**

Une demi-pile est constituée d'une lame conductrice (métal ou graphite), appelée **électrode**, plongeant dans une solution aqueuse qui contient des ions (un **électrolyte**).

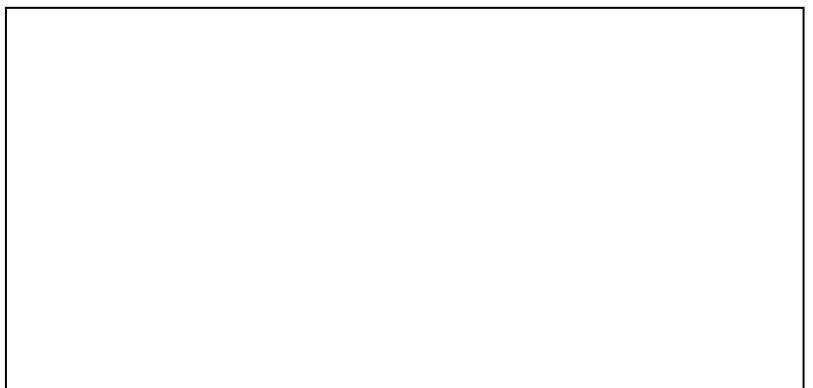
Le courant électrique circulant dans le circuit correspond au déplacement des électrons dans les électrodes et les fils de conduction et au déplacement des ions dans les solutions aqueuses et le pont salin.

Le **pont salin** qui assure la continuité électrique et la neutralité électrique des solutions, est réalisé avec une bande de papier filtre imbibée d'une solution ionique.

→ **Schéma général d'une pile :**



9 Jonction constituée d'un papier filtre imbibé d'une solution ionique (ou électrolyte).



2) Transformations chimiques dans une pile

---

---

---

---

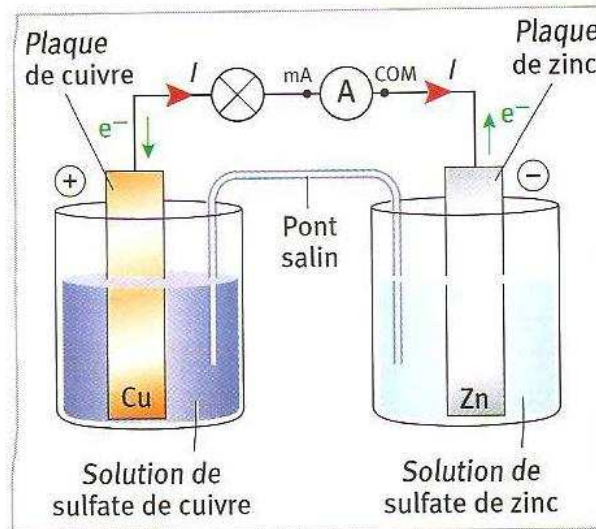
---

---

---

---

Exemple : la pile Daniell



11 Schéma d'une pile Daniell reliée à un circuit extérieur constitué d'un récepteur et d'un ampèremètre.

III) Les réactions d'oxydoréduction

1) Oxydant et réducteur

a) Oxydant

---

---

---

Exemple : L'ion cuivre (II),  $Cu^{2+}$  est \_\_\_\_\_

b) Réducteur

---

---

---

Exemple : Le zinc est \_\_\_\_\_

**c) Couple oxydant/réducteur**

---

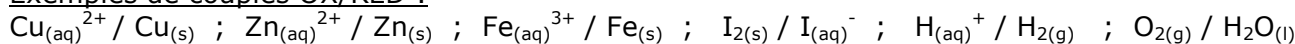


---



---

Exemples de couples OX/RED :



2) Réactions d'oxydo-réduction

**a) Demi-équation associée à un couple oxydant / réducteur**

- Le **réducteur** en donnant ses électrons subit une **oxydation** (perte d'électrons).

⇒ \_\_\_\_\_

- L'**oxydant** en gagnant des électrons subit une **réduction** (gain d'électrons).

⇒ \_\_\_\_\_

- Ces 2 réactions sont possibles pour un même couple :

⇒ \_\_\_\_\_

**b) Passage des 1/2 équations à l'équation de la réaction entre 2 couples**

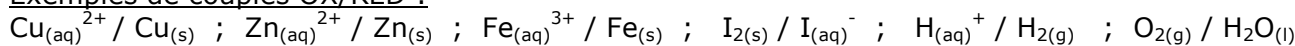
On a donc 2 couples  $OX_1/RED_1$  et  $OX_2/RED_2$ .

---



---

Exemples de couples OX/RED :




---



---



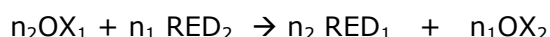
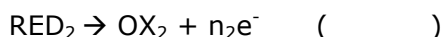
---



---

⇒ Un des couples réalisera une **oxydation** (par exemple le couple n°2) et l'autre une **réduction** avec transfert d'électrons entre les couples.

**Attention ! Comme il n'y a pas d'électrons libres, le nombre d'électrons gagnés est obligatoirement égal au nombre d'électrons perdus. Par conséquent, il n'apparaît aucun e dans l'équation d'une réaction d'oxydoréduction.**



**Point Méthode !**

Pour écrire une équation d'oxydoréduction, il faut dans l'ordre :

- 1- Identifier les réactifs.**
- 2- Etablir la demi-équation de chaque couple mis en jeu dans le bon sens de réaction.**
- 3- Combiner ces écritures pour égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.**
- 4- Ecrire l'équation de la réaction.**

Exemple : lorsque l'on introduit un fil de cuivre dans une solution contenant des ions argent  $Ag^+$  les atomes de cuivre, en cédant 2 électrons, se transforment en ion cuivre  $Cu^{2+}$ .

→ Ecrire en suivant les 4 points de méthode l'équation de la réaction.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

3) La pile et l'oxydoréduction

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

⇒ **Remarque :**

Le transfert des électrons entre l'oxydant d'une demi-pile et le réducteur de l'autre demi-pile est indirect : ils passent par un circuit électrique extérieur. Un courant électrique est ainsi débité par la pile.

Exemple : La pile Daniell

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

⇒ **Remarque :**

Lors de la recharge d'un accumulateur, les espèces qui ont été consommées aux électrodes sont régénérées : le sens de la réaction d'oxydoréduction est inversé grâce à un apport d'énergie.

## **CHAP15C/FICHE MATERIEL :** **PILES ET ACCUMULATEURS**

### ➡ Paillasse élèves : x 6 postes

- 2 pinces crocodiles
- 1 plaque de cuivre
- 1 plaque de zinc
- 1  $R_p = 10 \Omega$
- 1 multimètre
- 2 fils
- 1 pont salin (papier filtre imbibé de KCl)
- 2 béchers de 150mL
- 2 béchers 100 mL

### ➡ Paillasse Prof

- vidéoprojecteur
- 3 L de solution de sulfate de cuivre  $c = 0,5 \text{ mol/L}$
- 3 L de sulfate de zinc  $c = 0,5 \text{ mol/L}$
- 200 mL de solution de KCl saturée
- 2 béchers
- sopalin
- Ordinateur
- Animations