

# Chapitre 1 : Oxydoréduction

## 1. Définitions

### Définitions :

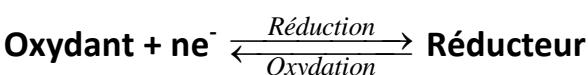
- On appelle **oxydant** une entité (atome, molécule ou ion) capable de capter au moins un électron (noté  $e^-$ ) au cours d'une réaction chimique :

**Oxydant** = capteur d'électrons

- On appelle **réducteur** une entité (atome, molécule ou ion) capable de céder au moins un électron au cours d'une réaction chimique :

**Réducteur** = donneur d'électrons

- Un oxydant et un réducteur sont dits **conjuguées** et forment un couple redox (noté Oxydant/Réducteur) si on peut les relier par une **demi-équation d'oxydoréduction** :



Réduction :  $\text{Ox} + n e^- \rightarrow \text{Red}$

Oxydation :  $\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n e^-$

### Exemples :

Couple redox	Oxydant	Demi-équation d'oxydoréduction	Réducteur
$\text{H}^+_{(aq)} / \text{H}_2_{(g)}$	$\text{H}^+$ : ion hydrogène	$2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2_{(g)}$	$\text{H}_2$ : dihydrogène
$\text{O}_2_{(g)} / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{O}_2$ : dioxygène	$\text{O}_2_{(g)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{H}_2\text{O}$ : eau
$\text{MnO}_4^-_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$	$\text{MnO}_4^-$ : ion permanganate	$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 8\text{H}^+_{(aq)} + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{Mn}^{2+}$ : ion manganèse

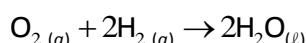
## 2. Les réactions d'oxydoréduction

### Définition :

Une **réaction d'oxydoréduction** est une réaction de transfert d'électron(s) entre un oxydant et un réducteur de couples différents. Les produits de la réaction sont les formes **conjuguées** des réactifs. L'équation de réaction est :



### Exemple : réaction d'oxydoréduction dans une pile à combustible



### 3. Les piles



La première pile  
(la pile Volta)

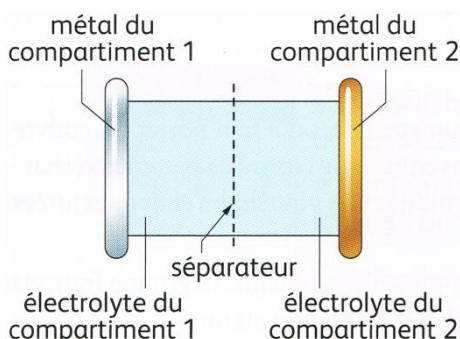


Schéma simplifié d'une pile électrochimique

#### Définitions :

- Une **pile** est un **générateur électrochimique** (conversion d'énergie chimique en énergie électrique) dans lequel se déroule une réaction d'oxydoréduction entre deux couples redox. Il est constitué de deux parties (appelées **demi-piles**), reliées par un **pont salin**, comportant chacune un conducteur métallique (appelés **électrode**) en contact avec un milieu ionique (conducteur) appelé **électrolyte**. L'une des électrodes est la borne  $\oplus$  et l'autre la borne  $\ominus$  ;
- L'électrode où se produit une **réduction** est appelée la **cathode** ;
- L'électrode où se produit une **oxydation** est appelée **l'anode**.

#### Fonctionnement d'une pile :

- À l'intérieur de la pile, le passage du courant électrique est assuré par des ions (porteurs de charges) : les cations se déplacent dans le sens du courant (vers la borne  $\oplus$ ) et les anions se déplacent en sens inverse (vers la borne  $\ominus$ ) ;
- À l'extérieur de la pile, le passage du courant électrique est assuré par des électrons (porteurs de charge) : ils se déplacent de la borne  $\ominus$  vers la borne  $\oplus$  (sens inverse du sens conventionnel du courant) ;
- Le **pont salin** assure la continuité électrique et la neutralité électrique entre les deux demi-piles.

#### Réactions aux électrodes :

Les réactions aux électrodes se déduisent du sens de déplacement des électrons :

- Au pôle **négatif** de la pile, **des électrons sont libérés** selon la demi-réaction suivante (**oxydation**) :



(Le métal est consommé et des ions métalliques sont formés)

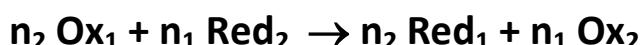
- Au pôle **positif** de la pile, les **électrons qui arrivent sont captés** selon la demi-réaction suivante (**réduction**) :



(Des ions métalliques sont consommés et des atomes métalliques sont formés)

#### Réaction de fonctionnement :

Lorsque la pile fonctionne, une réaction chimique à lieu dont l'équation correspond au bilan des réactions électrochimiques qui se déroulent à chacune des électrodes de la pile :

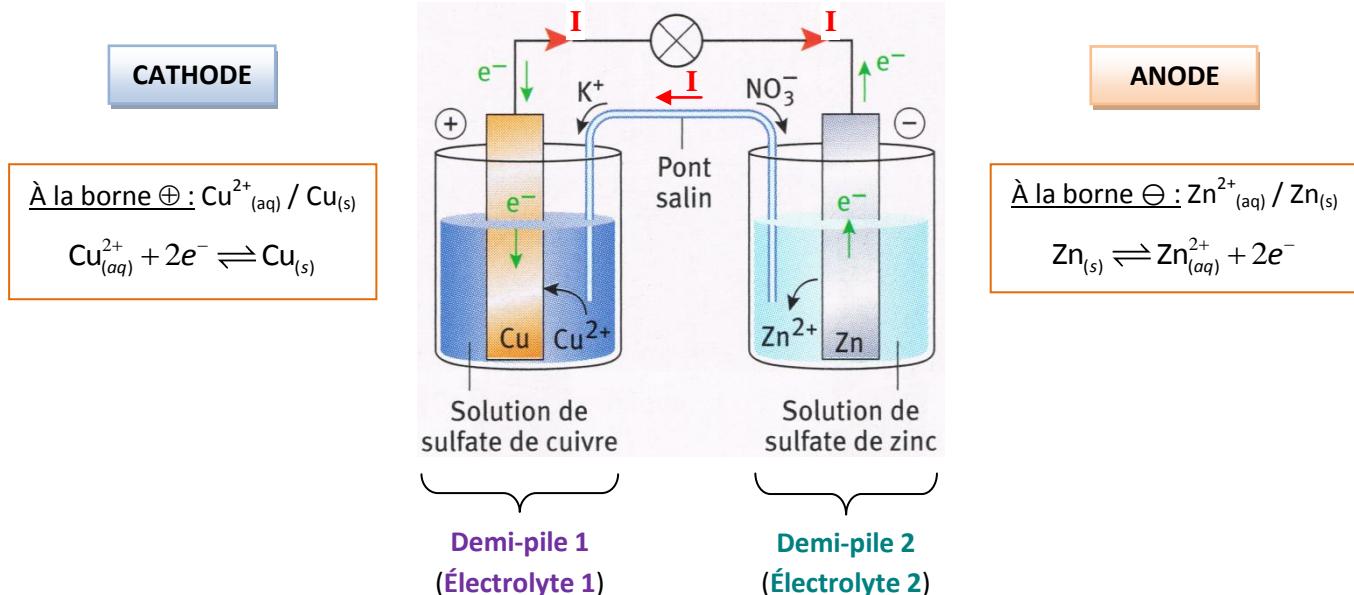


La pile transforme donc de l'énergie chimique en énergie électrique qu'elle transfère au circuit extérieur : c'est un générateur électrochimique. Une partie de l'énergie libérée est dissipée par effet Joule.

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

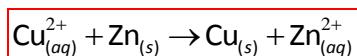
Exemple : La pile Daniell

En 1836, John Frederic Daniell mit au point une pile à deux compartiments. Cette « pile Daniell » fut utilisée pendant plusieurs décennies et servit même de pile étalon de tension électrique car à 25°C, elle fournit toujours une tension stable de 1,1 V. Facile à étudier au laboratoire, elle n'est cependant plus utilisée de nos jours car l'électrolyte qu'elle contient est liquide.



Borne $\oplus$ <b>(REDUCTION)</b>	Pont salin :	Borne $\ominus$ <b>(OXYDATION)</b>
Lame de <b>cuivre</b> trempant dans une solution de sulfate de cuivre (II) : $(\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-})$ <u>Réaction à l'électrode :</u> $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$	Gel de nitrate de potassium ou de nitrate d'ammonium	Lame de <b>zinc</b> trempant dans une solution de sulfate de zinc (II) : $(\text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-})$ <u>Réaction à l'électrode :</u> $\text{Zn}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

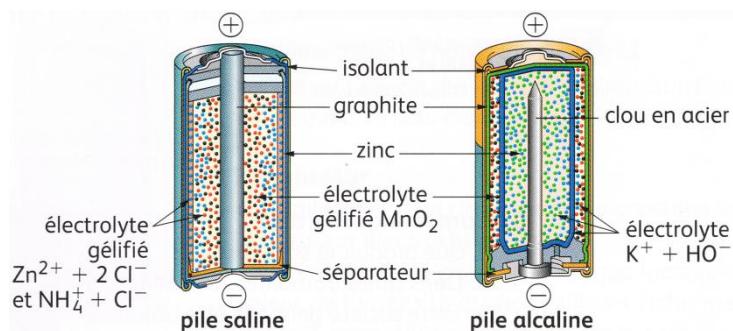
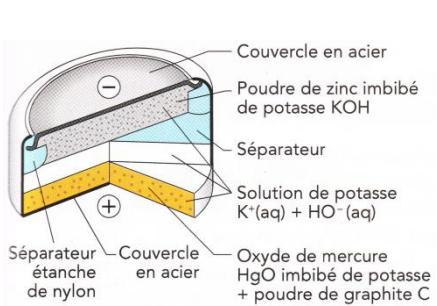
### Réaction globale d'oxydoréduction :



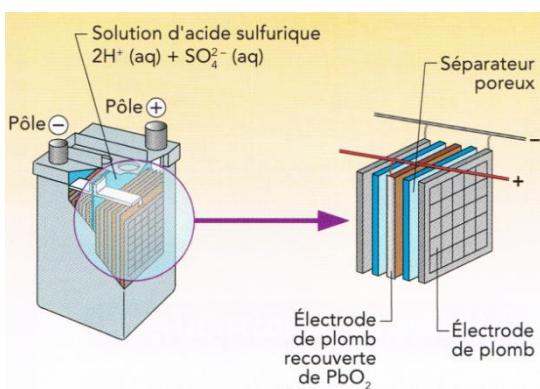
⇒ Deux moles d'électrons sont échangées au cours de la réaction entre une mole d'ions cuivre (II) et une mole d'atomes de zinc.

Remarque : il existe plusieurs types de piles

## Les piles salines et alcalines :



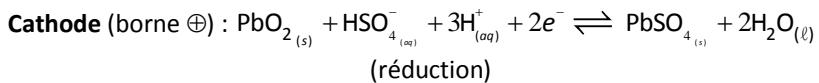
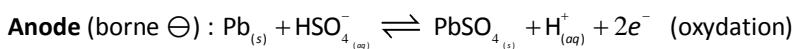
## Les batteries d'accumulateurs de voiture :



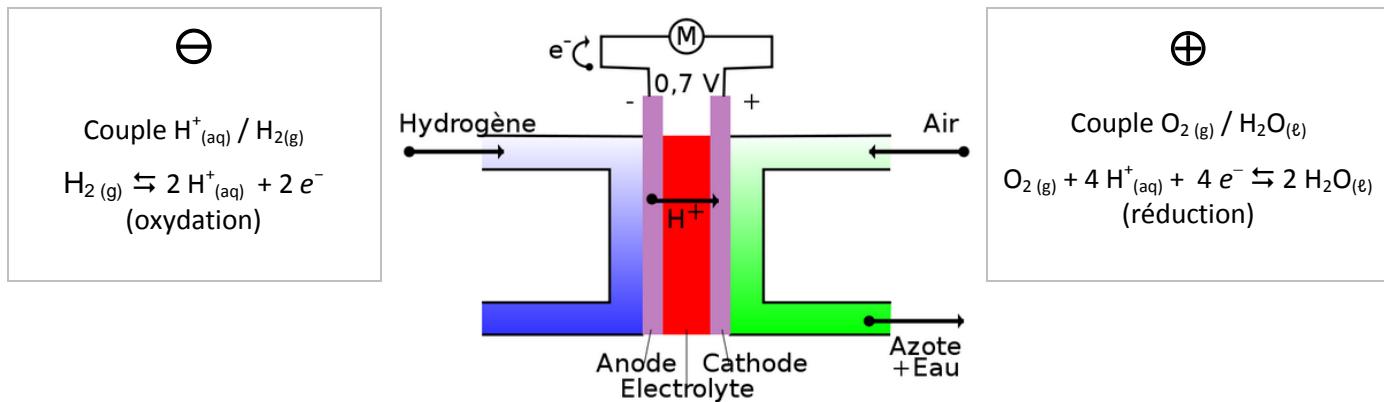
Une batterie au plomb se caractérise essentiellement par :

- La **tension nominale** U qui dépend du nombre d'éléments ;
- La **capacité de stockage**, notée Q : quantité d'énergie disponible. Elle s'exprime en ampère-heure ;
- Le **courant maximal** qu'elle peut fournir pendant quelques instants, ou **courant de crête**.

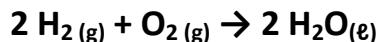
Les réactions électrochimiques aux électrodes sont les suivantes :



## Les piles à combustible :

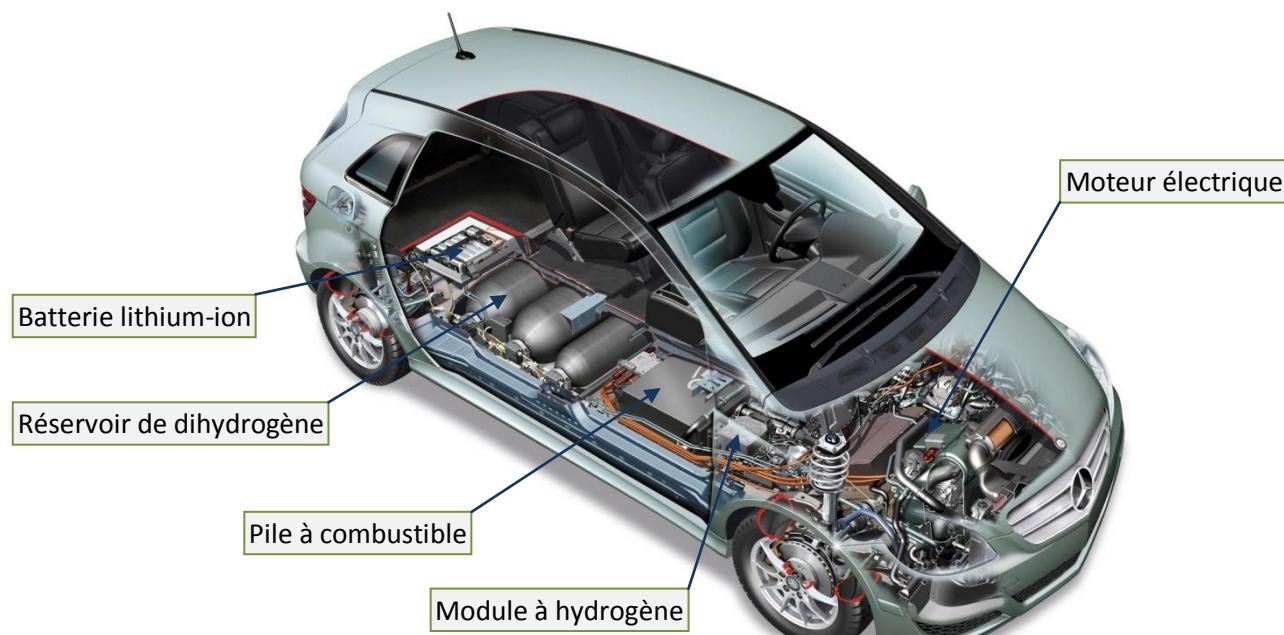


L'équation de la réaction globale d'oxydoréduction s'écrit alors :



## 4. Application

### La voiture électrique :



Source : Mercedes-Benz

## 5. Chaine énergétique d'une pile

