

13 : PILES

Plan du chapitre

Oxydoréduction

- Couple oxydant / réducteur
- Réaction d'oxydoréduction

Piles

- Principe de fonctionnement
- Exemple de pile : la pile Daniell
- Compléments

Oxydoréduction

Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple.

Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox.

▪ Couple oxydant / réducteur

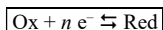
Oxydant : espèce chimique capable de **capter** des électrons.

Réducteur : espèce chimique capable de **céder** des électrons.

Oxydation : perte d'électrons

Réduction : gain d'électrons

Un **couple oxydant / réducteur** (ou couple redox) est formé de deux espèces reliées par une **demi-équation** d'oxydoréduction (ou demi-équation redox) :



Exemples :

Couple Cu^{2+}/Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$

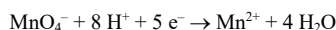
Couple Zn^{2+}/Zn : $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$

Remarque importante :

La plupart du temps, une réaction d'oxydoréduction se fait dans l'eau. Il y a donc une grande quantité de molécule H_2O ou d'ions H^+ disponibles. Dans ce cas, il est possible d'ajouter des ions H^+ ou des molécules d'eau du côté des réactifs ou des produits pour pouvoir équilibrer la réaction.

Exemple : Couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

Si l'on écrit seulement $\text{MnO}_4^- + n e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$, on n'arrivera jamais à équilibrer la réaction. Il faut ajouter 4 molécules de H_2O du côté des produits et donc 8 H^+ du côté des réactifs.



Exercice 1 Demi-équations redox

▪ Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est la **réaction d'un oxydant** d'un couple redox **avec le réducteur** d'un autre couple redox.

Exemple : Réaction de l'ion Cu^{2+} (oxydant du couple Cu^{2+}/Cu) avec le Zn (réducteur du couple Zn^{2+}/Zn).

Équilibrer les électrons

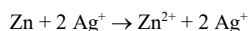
Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y a autant d'électrons cédés par le réducteur que d'électrons captés par l'oxydant. Il faut donc ajuster la proportion de réactif pour en tenir compte.

Exemple : Oxydation du métal Zn par l'ion argent Ag^+ (oxydant du couple Ag^+/Ag).

Demi-équation du couple Ag^+/Ag : $\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$ (sens \rightarrow)

Demi-équation du couple Zn^{2+}/Zn : $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$ (sens \leftarrow)

On constate qu'il faut deux fois plus d'ions Ag^+ que de Zn. L'équation-bilan de cette réaction d'oxydoréduction est donc :



Exercice 2 Réactions d'oxydoréduction

Piles

Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

TP 13 : Fonctionnement d'une pile

Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement. Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.

▪ Principe de fonctionnement

Une pile est un dispositif où se déroule une **réaction d'oxydo-réduction** entre deux réactifs.

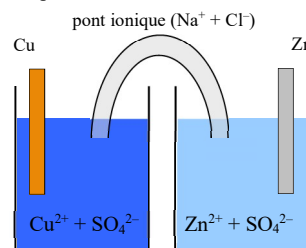
Sa structure permet que l'**échange d'électrons** entre les deux réactifs ne soit pas direct, mais qu'il ne puisse se faire lorsqu'il y a un contact électrique entre ses **deux électrodes**. Des réactions se déroulent à ses électrodes.

La borne positive de la pile est celle où entre les électrons. Il s'y déroule donc une oxydation lors de sa décharge. La borne négative est celle d'où sortent les électrons. Il s'y déroule donc une réduction lors de sa décharge.

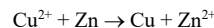
À l'**intérieur de la pile**, le passage du courant est assuré par des **ions**, à travers, par exemple, un **pont ionique**.

▪ Exemple de pile : la pile Daniell

La pile Daniell est une pile zinc - cuivre.



Lors de son fonctionnement la réaction se déroulant à ses électrodes est :



Les atomes de zinc constituant l'électrode cèdent chacun deux électrons aux ions cuivre (II). Ces électrons ne peuvent se déplacer que si les deux électrodes sont reliées par un conducteur.

Exercice 3 Accumulateur au plomb

▪ Compléments

Les **piles classiques** (salines, alcalines, etc.) ont une durée d'utilisation limitée liée à leur quantité de réactifs.

Les **piles à combustibles** sont rechargées continuellement en réactif (ex : pile à hydrogène).

Les **accumulateurs** (ou piles rechargeables) peuvent être rechargés électriquement. La réaction inverse de celle de la décharge se déroule alors à l'intérieur de la pile.

Exercice 4 Intérêt des accumulateurs