

RÉSUMÉ DE COURS DU CHAPITRE 5

Rappels sur l'oxydoréduction

1. Couple redox

► Oxydant et réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capturer un ou plusieurs électrons e^-** .

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder un ou plusieurs électrons e^-** .

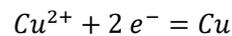
Une **oxydation** est une réaction de **perte d'électron**. Elle forme l'oxydant : *Ox*.

Une **réduction** est une réaction de **gain d'électron**. Elle forme le réducteur : *Red*.

Exemple :

Un ion cuivre Cu^{2+} peut gagner 2 électrons pour former un atome de cuivre Cu .

Voici l'équation correspondante :



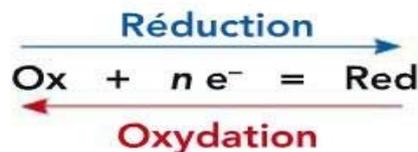
Ici, l'ion cuivre Cu^{2+} est l'oxydant, et l'atome de cuivre Cu est le réducteur.

► Couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique

Un couple oxydant-réducteur ou couple *Red/Ox*, est un couple d'espèces chimiques dont le premier est l'oxydant du second, et le second le réducteur du premier.

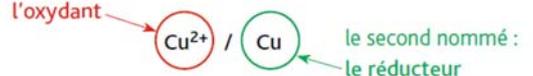
On associe un couple *Red/Ox* à une demi-équation électronique tel que :

Ox/Red :

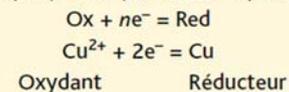


Exemple : Couple Red/Ox : ions cuivre et atome de cuivre :

le premier nommé :
l'oxydant



⇒ On associe à un couple (Ox/Red) une demi-équation électronique :



Fiche technique : Établir une demi-équation d'oxydoréduction

- I. On identifie l'oxydant et le réducteur et on les écrit de chaque côté du signe =.
- II. On ajuste les nombres stœchiométriques de manière à assurer la conservation des éléments chimiques communs autres que *O* et *H*
- III. On assure la conservation de l'élément chimique oxygène *O* en ajoutant des molécules d'eau $H_2O_{(l)}$ du côté où il manque des atomes d'oxygène.
- IV. On assure la conservation de l'élément chimique hydrogène *H* en ajoutant des ions $H^+_{(aq)}$ du côté où il manque des atomes d'hydrogène.
- V. On assure la conservation de la charge électrique en ajoutant des électrons e^- du côté de l'oxydant.

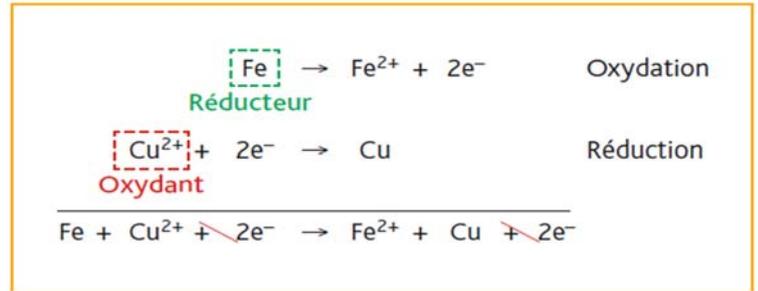
2. Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox.

C'est une réaction de transfert d'électron entre deux réactifs, l'un oxydant et l'autre réducteur.

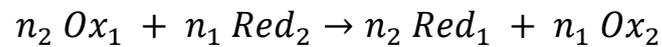
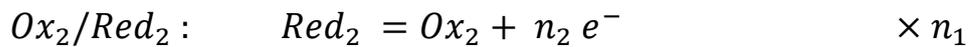
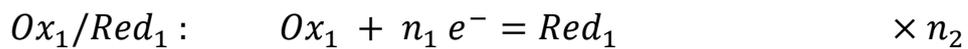
Exemple :

Réaction d'oxydoréduction entre le fer et les ions cuivres.



Méthode : Écrire une réaction d'oxydoréduction

- I. On détermine les deux couples Redox en jeu
- II. On trouve les réactifs d'après l'énoncé.
- III. On écrit les demi-équations des deux couples mis en jeu l'une en dessous de l'autre en plaçant **les réactifs à gauche du =**
- IV. On combine les deux demi-équations pour égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.
- V. On additionne les deux demi-équations et on remplace les = par une \rightarrow



Les piles

Principe de fonctionnement d'une pile

Une pile est constituée de deux conducteurs appelés électrodes, mis au contact d'une solution ionique appelée électrolyte.

Exemple de la pile Daniell :



On a donc deux couples redox mis en relation par un pont salin et un circuit fermé.

Ici :

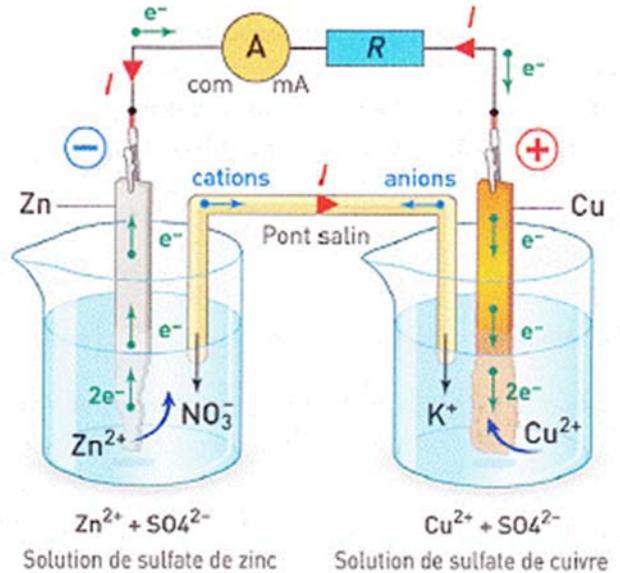
Zn^{2+}/Zn pour la demi-pile de gauche

Cu^{2+}/Cu pour la demi-pile de droite

CATHODE

- = **ANODE**

+ =

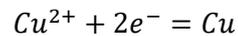
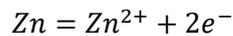


Dans une pile on a toujours une :

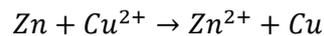
OXYDATION ANODIQUE

REDUCTION CATHODIQUE

Ici :



On a donc la réaction d'oxydoréduction dans un sens bien défini :



Lorsque l'interrupteur est ouvert, le voltmètre indique une tension positive $U = 1,1 \text{ V}$.

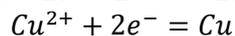
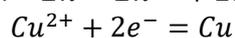
La fem de la pile vaut donc $E = 1,1 \text{ V}$

De plus, l'ampèremètre nous indique le sens du courant (sens du courant de la borne mA vers la borne COM).

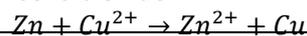
Les électrons circulent dans le sens inverse du courant.

Dans l'exemple ci-contre, on voit donc que les électrons quittent l'électrode de zinc Zn et arrivent à l'électrode de cuivre Cu .

Ce qui correspond bien aux deux demi-équations redox :



On a donc la réaction d'oxydoréduction dans un sens bien défini :



Force électromotrice (*fem*)

La force électromotrice (*fem*) notée U_0 ou tension à vide d'une pile est la tension (différence de potentiel) entre le pôle positif et le pôle négatif de la pile, en circuit ouvert, c'est-à-dire pour une intensité de courant nulle : $I = 0 \text{ A}$.

Capacité d'une pile

C'est la quantité maximale Q_{max} d'électricité que peut fournir une pile. Elle est donnée par la relation :

$$Q_{max} = I \times \Delta t$$

Q_{max} : capacité de la pile en coulomb (C)

I : Intensité du courant fourni (A)

Δt : Durée totale de fonctionnement de la pile (s)

Généralement, la capacité de la pile est exprimée en ampère-heure ($A \cdot h$). $1 \text{ A} \cdot h$ correspond à la quantité d'électricité transportée par un courant d'intensité 1 A , pendant une durée de 1 h .

Énergie maximale disponible dans une pile

Une pile de fem U_0 emmagasine une énergie maximale :

$$W_{max} = U_0 \times I \times \Delta t = U_0 \times Q_{max}$$

Les accumulateurs



Un accumulateur est une pile que l'on peut recharger en régénérant les réactifs : pour cela on « force » la réaction inverse de la réaction de fonctionnement de la pile en apportant de l'énergie électrique à l'aide d'un générateur. Cette opération se nomme **électrolyse**.

Les exemples les plus courants d'accumulateurs sont les :

- Accumulateurs au plomb Pb
- Accumulateurs Ni-MH
- Accumulateurs Li-ion

<u>Charge de l'accumulateur</u>	<u>Décharge de l'accumulateur</u>
La réaction est forcée par le générateur qui impose la circulation des électrons : Electrolyse	La réaction est spontanée : la circulation des électrons est créée par les réactions d'oxydoréduction spontanées aux électrodes.

La pile à hydrogène

Fonctionnement de la pile à hydrogène ou pile à combustible :

La pile à hydrogène est une pile à combustible utilisant un combustible le dihydrogène et un comburant le dioxygène. Il s'agit d'une combustion électrochimique, avec production simultanée d'électricité, d'eau et de chaleur. Pour mettre en œuvre cette réaction, on dispose de deux électrodes l'anode et la cathode séparées par un électrolyte (milieu bloquant le passage des électrons, mais laissant circuler les ions).

Couples oxydant/réducteur mis en jeu :

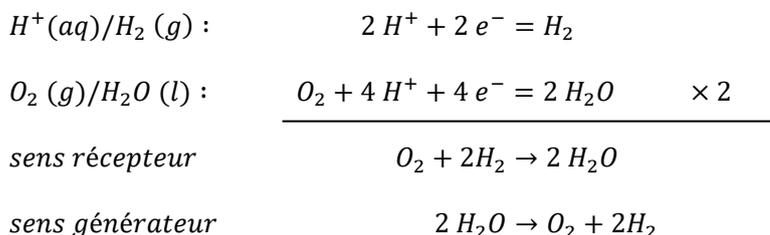


Schéma simplifié pile à hydrogène

