

Chapitre 7

Oxydoréduction

De nombreuses réactions voient des substances **échanger un ou plusieurs atomes d'oxygène**. Par exemple, dans les hauts fourneaux produisant du fer, on dit qu le minerai de fer subit une réduction : il passe de l'état d'oxyde de fer à l'état de fer pur. En même temps, c'est le monoxyde de carbone qui récupère les atomes d'oxygène et se transforme en dioxyde de carbone : on dit qu'il s'oxyde.



Les termes d'**oxydation** et de **réduction** ne s'appliquent pas seulement aux réactions Durant lesquelles des atomes d'oxygène sont échangés. Ils s'appliquent à toutes paires d'éléments qui **s'échangent un ou plusieurs électrons**. Ce transfert se mesure d'après le degré d'oxydation de ces éléments.

Un élément est **réduit** lorsqu'il **gagne** un ou plusieurs électrons, donc lorsque son degré d'oxydation diminue. Exemple : $\text{Fe}(+\text{III}) \rightarrow \text{Fe}(0)$

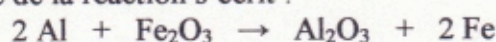
Un élément est **oxydé** lorsqu'il **perd** un ou plusieurs électrons, donc lorsque son degré d'oxydation augmente. Exemple : $\text{C}(+\text{II}) \rightarrow \text{C}(+\text{IV})$

Par conséquent :

un oxydant est un accepteur d'électron
un réducteur est un donneur d'électron

Un exemple d'oxydoréduction : l'aluminothermie

L'aluminium réagit avec l'oxyde de fer III pour donner de l'alumine (oxyde d'aluminium) et du fer. L'équation chimique de la réaction s'écrit :



Degrés d'oxydation : 0 +III +III 0

Cette réaction est un exemple où un métal pur est présent avant et après la réaction. Il se produit une oxydoréduction car l'aluminium est oxydé et l'oxyde de fer est réduit.

Principaux agents réducteurs :

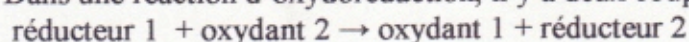
- tous les métaux
- H_2
- les sucres

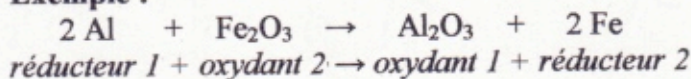
Principaux agents oxydants :

- les halogènes
- O_2
- HNO_3 , KMnO_4

De manière similaire aux couples acide – base, on parle de couples oxydant – réducteur.

Dans une réaction d'oxydoréduction, il y a deux couples oxydant – réducteur :



Exemple :

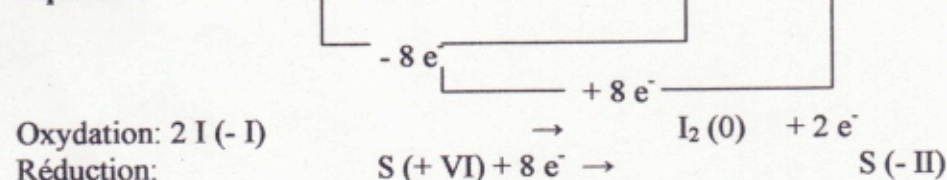
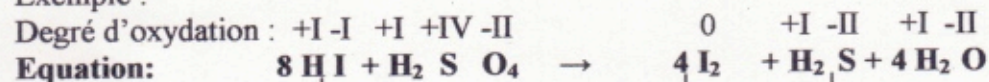
Couples oxydants – réducteurs : 1) $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$
 2) $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$

Les équations rédox :

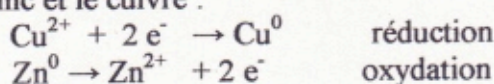
Dans une équation redox, le nombre d'électrons acceptés par l'oxydant doit toujours être égal au nombre d'électrons cédés par le réducteur.

Pour équilibrer une équation rédox, on procède comme suit :

1. On indique le degré d'oxydation de chacun des éléments.
2. On relie entre eux les éléments dont le degré d'oxydation change.
3. On indique le nombre d'électrons transférés.
4. On équilibre le nombre d'électrons donnés et reçus par chaque couple.
5. On vérifie finalement que l'équation est équilibrée.

Exemple :**Réaction rédox entre métaux:**

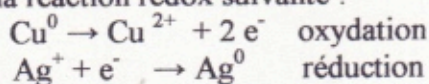
Certains sels de métaux attaquent d'autres métaux. Par exemple, lorsqu'on plonge de la paille de zinc dans une solution de sulfate de cuivre, le zinc se fait attaquer et se recouvre d'un dépôt de cuivre. En même temps, la solution perd sa couleur bleue claire pour devenir transparente : le sulfate de cuivre est remplacé peu à peu par du sulfate de zinc. Il se produit une réaction d'oxydoréduction entre le zinc et le cuivre :



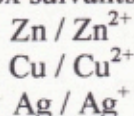
On constate qu'il y a **transfert d'électrons**, un déplacement d'électrons du zinc au cuivre. Il s'est produit un **courant électrique local**.

Remarque : si on dépose de la paille de cuivre dans une solution de sulfate de zinc, il ne se produit aucune réaction. La réaction entre le cuivre et le zinc n'est donc pas réversible.

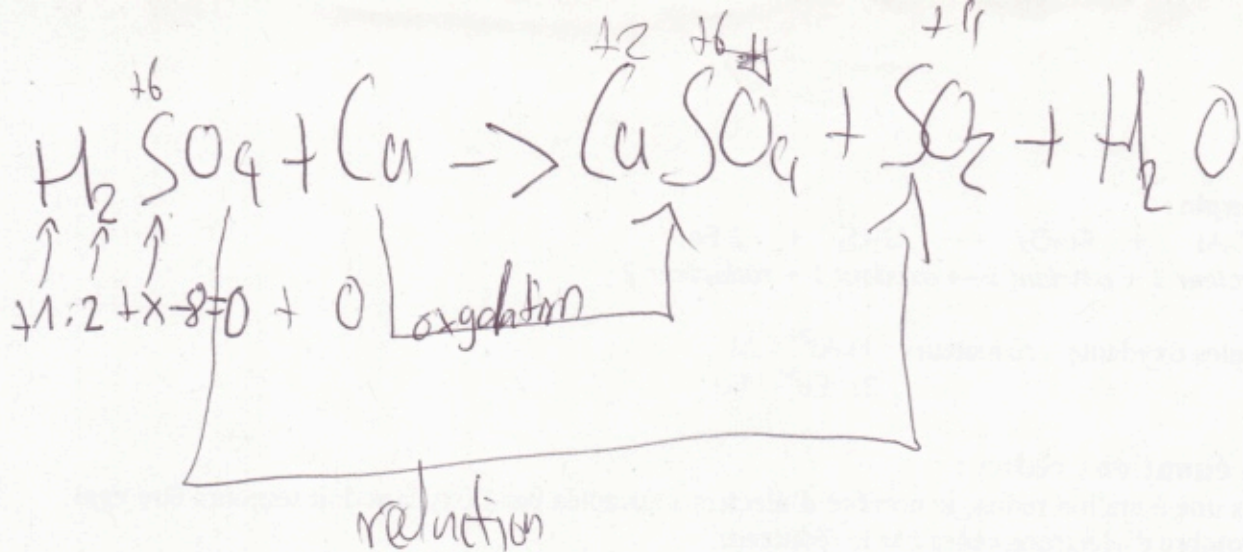
Par contre, lorsqu'on trempe du cuivre dans une solution de sulfate d'argent, le cuivre est oxydé et l'argent réduit. On a la réaction rédox suivante :



Au total, on a étudié les trois couples rédox suivants :



Le cuivre oxyde le zinc, mais il est lui-même oxydé par l'argent. On peut ainsi classer les différents couples rédox d'après leur force d'oxydation, appelée **potentiel d'oxydoréduction**.



$$H = +1$$

$$O = -2$$

Potentiel d'oxydoréduction :

Le potentiel d'oxydoréduction indique le pouvoir oxydant d'un couple. Il est utile pour prévoir dans quel sens une réaction va se produire. L'échelle se base sur le couple oxydant - réducteur :

$2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- / \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ pour lequel le potentiel est égal à zéro.

Une liste des potentiels d'oxydoréduction est donnée en annexe. L'oxydant, situé à gauche, oxyde les réducteurs des couples qui le précèdent et se trouve réduit par eux. Le réducteur, situé à droite, réduit les oxydants des couples qui le suivent et se trouve oxydé par eux.

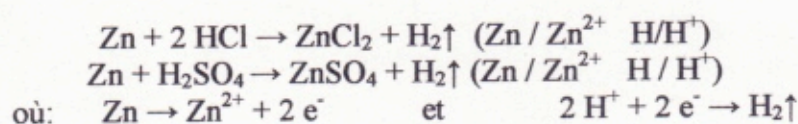
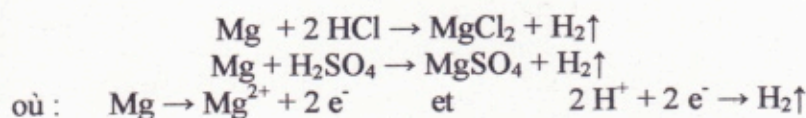
Les réactions seront d'autant plus aisées et le transfert d'autant plus facile que les couples mis en présence seront plus éloignés l'un de l'autre sur le tableau.

Potentils et réactions chimiques :

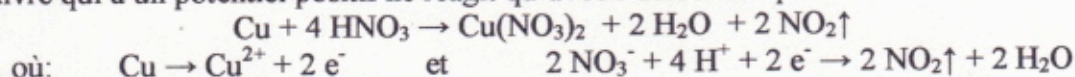
Il est possible de prédire certaines réactions chimiques d'après le tableau des potentiels d'oxydoréduction. En particulier, on y retrouve le comportement des métaux face aux acides.

Exemples :

Les métaux ayant un potentiel d'oxydoréduction négatif réagissent avec les acides en formant du gaz H_2 .



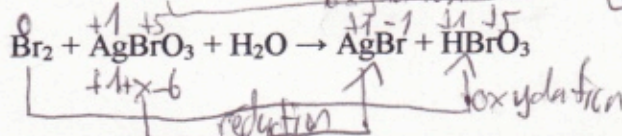
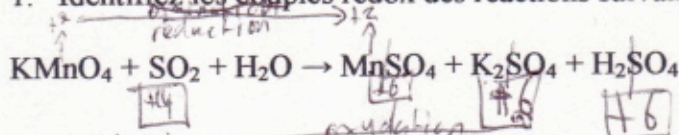
Le cuivre qui a un potentiel positif ne réagit qu'avec l'acide nitrique:



L'or ne se fait pas attaquer par l'acide nitrique.

Exercices :

1. Identifiez les couples rédox des réactions suivantes :



2. Equilibrez les réactions suivantes et indiquez les couples oxydant / réducteur :

