

Chapitre 03 – Oxydoréduction

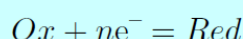
Les réactions d'oxydoréduction sont des réactions chimiques au cours desquelles il y a un échange d'un ou plusieurs électrons entre deux espèces chimiques.

2.1 Couple Oxydant/Réducteur

Couple oxydant/réducteur

- Un **oxydant** est une espèce capable de **capter** (ou **gagner**) un ou plusieurs électrons.
- Un **réducteur** est une espèce capable de **céder** (ou **perdre**) un ou plusieurs électrons.

Un couple oxydant/réducteur, noté **Ox/Red** est l'ensemble formé par deux espèces chimiques qui se transforment l'une en l'autre lorsque l'une ou l'autre perd ou gagne un ou plusieurs électrons. Le passage de l'un à l'autre se modélise alors par une **demi équation électronique** :



où n représente le nombre d'électrons échangés.

2.2 Equilibrer une demi équation électronique

Tout comme on équilibre l'équation bilan d'une réaction chimique, il faut équilibre une demi-équation électronique de sorte à assurer la **conservation de la matière et de la charge**.

Equilibrer une demi-équation Redox

Voici, dans l'ordre, ce qu'il faut équilibrer dans une demi équation électronique :

1. Les atomes autres que l'oxygène et l'hydrogène
2. Les oxygènes en ajoutant des molécules d'eau H_2O du bon côté
3. Les hydrogènes en ajoutant des ions H^+ du bon côté
4. En dernier la charge en ajoutant le nombre d'électrons e^- nécessaire

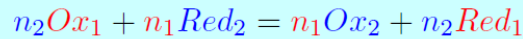
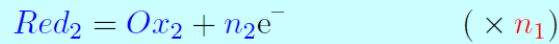
Exemples :

1. $Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}$
2. $MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$
3. $S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- = 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

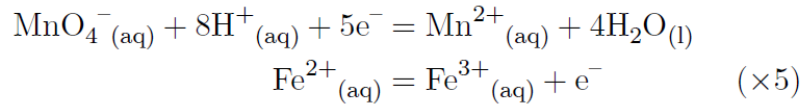
2.3 Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction a lieu lorsque l'oxydant Ox_1 d'un couple Ox_1/Red_1 réagit avec le réducteur Red_2 d'un couple Ox_2/Red_2 pour former les réducteur Red_1 et oxydant Ox_2 conjugués des couples. Il faut alors équilibrer successivement les deux demi équations électroniques des deux couples, puis les **combinaison** pour équilibrer l'équation bilan de la réaction. (*N.B : combiner ici prend exactement le même sens que lorsqu'on combine des équations en maths dans un système de deux équations à deux inconnues. Le but étant ici d'"éliminer" les électrons, qui ne doivent pas apparaître dans l'équation bilan*).

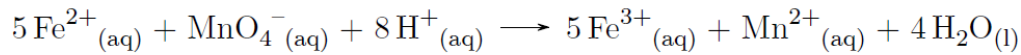
Réaction d'oxydoréduction



Exemple : On considère les couples suivants : $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$ et $MnO_4^{-}_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$.



On multiplie la deuxième demi-équation par 5 et on somme les deux demi-équations pour obtenir l'équation bilan suivante :



2.4 Equilibre d'oxydoreduction en milieu basique

Dans ce qui précède, les demi équations électroniques, et donc les équations bilan aussi, ont été équilibrées en utilisant des ions H^+ . Il s'agit de la méthode à employer lorsque la réaction a lieu en milieu acide. Lorsqu'elle a lieu en milieu basique, il faut équilibrer cette fois ci avec des ions hydroxyde HO^- à la place des ions H^+ .

Pour ce faire, le plus simple est de commencer par équilibrer en milieu acide, puis de passer en milieu basique grâce au fait que : $H^+ + HO^- \longrightarrow H_2O$.

Exemple : On reprend l'équation bilan de l'exemple précédent en milieu acide, et on passe en milieu basique :

