

Chapitre 2

Réactions d'oxydoréduction

2.1	Couple Oxydant/Réducteur	22
2.2	Equilibrer une demi équation électronique	22
2.3	Réaction d'oxydoréduction	22
2.4	Equilibre d'oxydoreduction en milieu basique	23

APRÈS avoir étudié la notion de transformation chimique et le suivi des transformations à l'aide d'un tableau d'avancement, nous allons étudier ici un type bien particulier de réaction chimique : **la réaction d'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 équilibrer 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

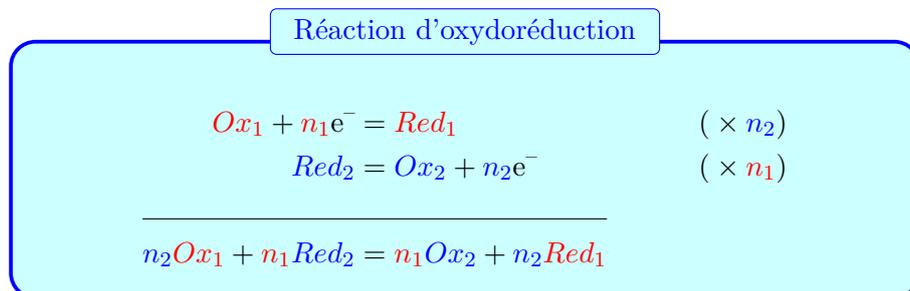
Exemples :

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

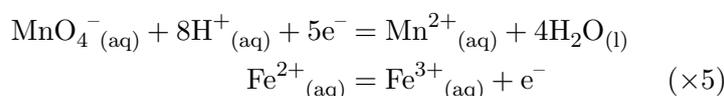
2.3 Réaction d'oxydoréduction

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 **combiner** 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).



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 :

