

Oxydants et réducteurs, oxydoréduction

Historique :

Oxydation : gain d'oxygène ($C \rightarrow CO_2$), enrichissement des liaisons du C avec O (éthanol \rightarrow éthanal \rightarrow acide éthanoïque)

Réduction : perte d'oxygène ($MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$), appauvrissement des liaisons du C avec O, enrichissement des liaisons avec H (propanone \rightarrow propane)

+ général et tout aussi vrai (définition officielle) :

- **Oxydation = perte d'électrons** **Réduction = gain d'électrons**
- **Oxydant : accepteur d'électrons** **Réducteur : donneur d'électrons**
- **Au cours de la transformation, le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit.**

Mais attention : une espèce ne subit effectivement l'oxydation que si elle est confrontée à une espèce susceptible d'être réduite, on réalise alors une réaction d'oxydo-réduction.

Une réaction d'oxydo-réduction peut donc être présentée comme un échange d'électrons.

Elle met en jeu deux couples oxydant réducteurs : Ox1/Réd1 et Ox2/Réd2.

La réaction est toujours de la forme $Ox1 + Réd2 \rightarrow Ox2 + Réd1$ (ou l'inverse)

On peut la décomposer en deux demi-équations rédox :

- D'une part, la réduction de Ox1 en Réd1 qui correspond à un gain d'électrons.
- D'autre part, l'oxydation de Réd2 en Ox2 qui correspond à une perte d'électrons.

Le nombre d'électrons échangés de part et d'autre doit être le même et les demi-équations s'équilibrent à l'aide d'espèce chimiques courantes et dont la présence est avérée dans le milieu réactionnel, quelle que soit la réaction Si la réaction à lieu en solution aqueuse, nous avons le droit d'équilibrer avec $H^+_{(aq)}$ et $H_2O_{(aq)}$ (nous pouvons aussi utiliser $HO^-_{(aq)}$, mais cela compliquerait la recette d'équilibrage d'une demi-équation « rédox »).

Obtenir sans se tromper l'équation équilibrée d'une réaction d'oxydoréduction :

Nous commençons par écrire chaque demi-équation :

- l'élément dont le caractère (oxydant, réducteur) est modifié est au préalable équilibré (par exemple pour passer de Cl^- à Cl_2 , nous plaçons un nombre stoechiométrique 2 devant Cl^-).
- L'élément oxygène est équilibré avec des molécules d' H_2O ;
- L'élément hydrogène est équilibré avec des ions H^+ ;
- Les charges électriques sont équilibrées avec des électrons.

Nous réunissons, nous combinons les deux demi-équations en modifiant éventuellement les nombres stoechiométriques de manière à ce qu'il n'apparaisse aucun électron dans l'équation. En effet l'existence d'électrons libres présents en solution aqueuse n'est pas validée. Il faut donc, tout en respectant les proportions de la réaction, faire en sorte qu'il y ait autant d'électrons perdus d'un côté que gagnés de l'autre.