

## Oxydants et réducteurs, oxydoréduction

- **Oxydation** = perte d'électrons
- **Réduction** = gain d'électrons
- **Oxydant : accepteur d'électrons**
  - o **Lorsqu'un oxydant réagit, il est réduit.**
- **Réducteur : donneur d'électrons**
  - o **Lorsqu'un réducteur réagit, il est oxydé**

Une espèce chimique ne subit effectivement l'oxydation que si elle est confrontée à une autre espèce chimique susceptible d'être réduite, on réalise alors une **réaction d'oxydo-réduction**.

Une réaction d'oxydo-réduction peut donc être présentée comme un échange, un transfert 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 décomposer l'équation d'une réaction d'oxydoréduction en deux demi-équations:**

- 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.

**Attention :**

- les demi-équations s'ajustent à l'aide d'espèces 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'ajuster avec  $H^+_{(aq)}$  et  $H_2O_{(l)}$  (nous pouvons aussi utiliser  $HO^-_{(aq)}$ , mais cela multiplierait les règles à respecter dans la recette d'ajustage des demi-équations, voir ci-dessous).
- Les demi équations ne sont, à ce stade, que des outils de travail et doivent être réunies de façon cohérente afin d'obtenir la vraie équation de réaction : **le nombre d'électrons échangés** (cédés par le réducteur d'un couple et fixés par l'oxydant de l'autre couple) **doit être le même**.

**Recette permettant d'obtenir sans se tromper l'équation ajustée 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 stœchiométrique 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 stœchiométriques de manière à obtenir une **équation de réaction dans laquelle il n'apparaît aucun électron**, ni à gauche, ni à droite de la flèche. En effet l'existence d'électrons libres présents en solution aqueuse n'a jamais été validée, en particulier ni par l'expérience, ni par la mesure. Il faut donc, tout en respectant les proportions de la réaction, faire en sorte qu'il y ait autant d'électrons perdus lors de l'oxydation d'une espèce chimique que gagnés lors de la réduction de l'autre espèce chimique.