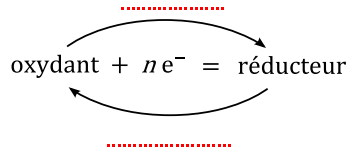
# Quelques révisions au sujet de l'oxydo-réduction

| | |
|---|---|
| **Définition d'un oxydant**<br>Un oxydant est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs **électrons $e^-$.** | **Définition d'un réducteur**<br>Un réducteur est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs **électrons $e^-$.** |
| **Couple oxydant / réducteur**<br>Deux espèces chimiques forment un couple oxydant / réducteur, noté **Ox / Red**, si l'on peut passer de l'une à l'autre par perte ou gain d'électrons,<br>Ce sont des espèces chimiques conjuguées.<br>On associe au couple la demi-équation électronique :<br>Oxydant + n e- = réducteur |  |

**Méthode pour écrire les demi-équations d'oxydoréduction**

- Écrire l'oxydant et le réducteur de part et d'autre du signe égal.
- Assurer la conservation de l'élément autre que H et O en choisissant les nombres stœchiométriques adaptés.
- Assurer la conservation de l'élément O avec des molécules d'eau $H_2O$.
- Assurer la conservation de l'élément H avec des protons $H^+$
- Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons $e^-$.

| | |
|---|---|
| **Réaction d'oxydoréduction**<br>C'est le **transfert d'au moins un électron** du réducteur d'un couple vers l'oxydant d'un autre couple. | Les électrons n'existent pas en solution aqueuse. Ils ne doivent donc pas apparaître dans une équation qui modélise une oxydoréduction. |

**Méthode pour écrire les équations d'oxydoréduction**

- Écrire les couples qui interviennent.
- Écrire les demi-équations électroniques **en écrivant à gauche les réactifs.**
- Multiplier les demi-équations par des nombre choisis pour que le nombre d'électrons dans chacune des demi-équations soit le même.
- « Additionner » les demi-équations en tenant compte de ces nombres.

## *Pour s'entrainer…*

| | Réaction des ions cuivre $Cu^{2+}$ avec le métal zinc Zn | Réaction des ions permanganate avec les ions fer II. |
|---|---|---|
| Solutions ou espèces chimiques mélangées | Solution de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}$, $SO_4^{2-}$).<br>Plaque de zinc. | Solution de permanganate de potassium ($K^+$,$MnO_4^-$)<br>Solution de sulfate de fer ($Fe^{2+}$, $SO_4^{2-}$). |
| Couples en jeu | $Cu^{2+}$ / Cu  $Zn^{2+}$ / Zn | $MnO_4^-/Mn^{2+}$  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$ |
| Demi-équations | •<br>• | •<br>• |
| Équation de la réaction | | |
| Espèces réagissantes | Oxydant :  Réducteur : | Oxydant :  Réducteur : |

| | Réaction des ions iodure avec le peroxyde d'hydrogène en milieu acide | Réaction des ions thiosulfate avec l'acide chlorhydrique |
|---|---|---|
| Solutions mélangées | Solution d'iodure de potassium ($K^+$,$I^-$)<br>Solution de peroxyde d'hydrogène $H_2O_2$ (eau oxygénée) | Solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+$, $S_2O_3^{2-}$)<br>Solution d'acide chlorhydrique ($H^+$, $Cl^-$) |
| Couples en jeu | $I_2/I^-$  $H_2O_2/H_2O$ | $S_2O_3^{2-}/S$  $SO_2/ S_2O_3^{2-}$ |
| Demi-équations | •<br>• | •<br>• |
| Équation de la réaction | | |
| Espèces réagissantes | Oxydant :  Réducteur : | Oxydant :  Réducteur : |

***Remarque*** *En solution les ions $H^+$ n'existent pas. Ils s'associent aux molécules d'eau pour former les ions oxonium $H_3O^+$.*