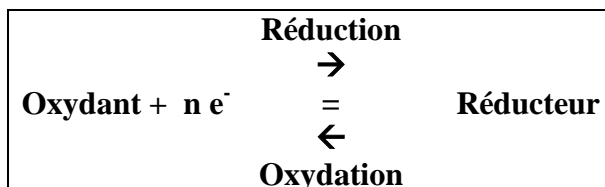


<u>Méthode</u>	<u>Ecrire une Réaction d'oxydo-réduction</u>	<u>Constitution et transformation de la matière Séquence 1</u>
----------------	--	--

Une réaction d'oxydo-réduction est un **transfert d'électron(s) entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple.**

Chaque couple est sous la forme : **Oxydant / Réducteur.**

Chaque couple Ox/Red est caractérisé par une demi-équation qui s'écrit :



Cette demi-équation vous permet de retrouver toutes les définitions :

- **Les électrons se situent toujours du côté de l'oxydant.**
- **Un oxydant peut capter (gagner) un ou des électrons.**
- **Un réducteur peut céder (perdre) un ou des électrons.**
- **Une réduction est un gain d'électron(s) par l'oxydant.**
- **Une oxydation est une perte d'électron(s) par le réducteur.**

Ecriture d'une demi-équation : Exemple du couple $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} / \text{Mn}^{2+} \text{(aq)}$.

- | | |
|--|---|
| 1. Ecrire l'oxydant et le réducteur. | $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)}$ |
| 2. Equilibrer les éléments autres que l'H et l'O. | <i>Ici le manganèse Mn est déjà équilibré</i> |
| 3. Ecrire la conservation de l'O en ajoutant des H ₂ O. | $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$ |
| 4. Ecrire la conservation de l'H en ajoutant des H ⁺ . | $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$ |
| 5. Ecrire la conservation de la charge en ajoutant des électrons. | $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$ |

Ecriture de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction :

On peut avoir une réaction d'oxydo-réduction quand on a en présence l'oxydant d'un couple (Ox₁) et le réducteur **d'un autre couple** (Red₂).

Exemple : on fait réagir les ions permanganate MnO_4^- avec les ions fer(II) Fe^{2+}

Ecrire les couples en entourant les réactifs (d'après l'énoncé).	$\text{Fe}^{3+} \text{(aq)} / \boxed{\text{Fe}^{2+} \text{(aq)}}$ $\boxed{\text{MnO}_4^- \text{(aq)}} / \text{Mn}^{2+} \text{(aq)}$
Ecrire comme précédemment les demi-équations en mettant les réactifs à gauche.	$\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$ $\text{Fe}^{2+} \text{(aq)} = \text{Fe}^{3+} \text{(aq)} + 1 \text{e}^-$
Multiplier les demi-équations pour avoir le même nombre d'électrons dans chaque demi-équation.	$\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$ $5 \text{Fe}^{2+} \text{(aq)} = 5 \text{Fe}^{3+} \text{(aq)} + 5 \text{e}^-$
Ajouter membre à membre les deux demi-équations.	
$\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} + 5 \text{Fe}^{2+} \text{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)} + 5 \text{Fe}^{3+} \text{(aq)}$	

Remarque : on remplace alors le signe égal par une flèche.