

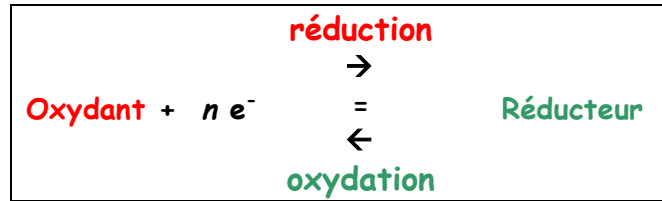
Rappels : Savoir distinguer Oxydants et réducteurs

Ecrire une équation d'oxydo-réduction.

Une réaction d'oxydo -réduction est un **transfert d'électrons**.

Chaque couple, oxydant et son réducteur conjugué, est sous la forme : **Oxydant / Réducteur**.

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



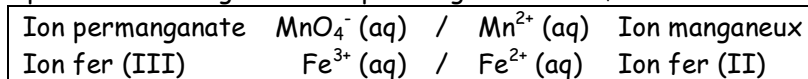
Cette demi-équation vous permet de **retrouver toutes les définitions** :

- Un **oxydant** peut **capter** (gagner) des électrons
- Un **réducteur** peut **céder** des électrons
- Une réduction est **un gain d'électrons par l'oxydant**
- Une oxydation est une **perte d'électrons par le réducteur**
-

Qu'est-ce qu'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+}



MÉTHODE : Équilibrage des équations d'oxydoréduction qui ont lieu **en milieu acide**

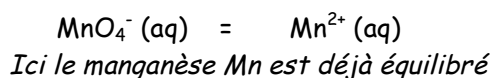
Étapes à suivre :

1. Écrire les équations des demi-réactions.
2. Pour chaque demi-réaction :
 - a) équilibrer tous les éléments, sauf l'hydrogène et l'oxygène ;
 - b) équilibrer l'oxygène en ajoutant des molécules de H_2O ;
 - c) équilibrer l'hydrogène en ajoutant des ions H^+ ;
 - d) équilibrer la charge en ajoutant des électrons.
3. Si nécessaire, équilibrer globalement les deux demi-réactions l'une par rapport à l'autre en fonction du nombre d'électrons échangés.
4. Additionner les demi-réactions et éliminer les espèces identiques.
5. Vérifier si les éléments et les charges sont bien équilibrés.

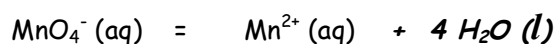
Exemple du couple $MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq)$, écrivons sa demi-équation :

Repérer l'**oxydant** et le **réducteur**

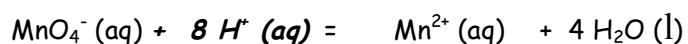
Équilibrer les éléments autres que l'H et l'O



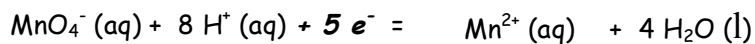
Ecrire la conservation de l'O en ajoutant des H_2O



Ecrire la conservation de l'H en ajoutant des H^+



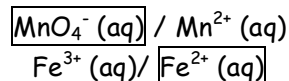
Ecrire la conservation de la charge en ajoutant des électrons



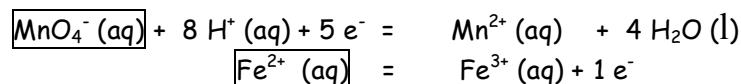
Écriture de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction : l'énoncé dit :

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

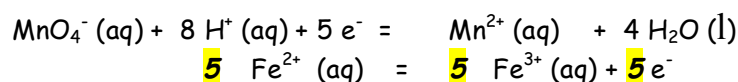
Ecrire les couples en entourant les réactifs (d'après l'énoncé)



Ecrire comme précédemment les demi-équations **en mettant les réactifs à gauche**



Multiplier les demi-équations de façon à avoir le même nombre d'électrons captés que reçus



Ajouter membre à membre les deux demi-équations



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

Quelques couples Oxydant / Réducteur courants :

Oxydant		Réducteur
Ion permanganate	$\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ / $\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	Ion manganèse
Diiodure	$\text{I}_2 (\text{aq})$ / $\text{I}^- (\text{aq})$	Ion iodure
Ion fer (III)	$\text{Fe}^{3+} (\text{aq})$ / $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	Ion fer (II)
Ion fer (II)	$\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ / $\text{Fe} (\text{s})$	Métal fer
Ion zinc	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$ / $\text{Zn} (\text{s})$	Métal zinc
Ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$ / $\text{H}_2 (\text{g})$	dihydrogène
Péroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ / $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	eau
dioxygène	$\text{O}_2 (\text{g})$ / $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$	Péroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)
Ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$ / $\text{S} (\text{s})$	Soufre
Dioxyde de soufre	$\text{SO}_2 (\text{aq})$ / $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$	Ion thiosulfate
Ion tétrathionate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})$ / $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$	Ion thiosulfate
Ion peroxodisulfate	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$ / $\text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$	Ion sulfate
Ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})$ / $\text{Cr}^{3+} (\text{aq})$	Ion chrome (III)

Pour vous entraîner, écrivez **les demi-équations** correspondant à chacun de ces couples.