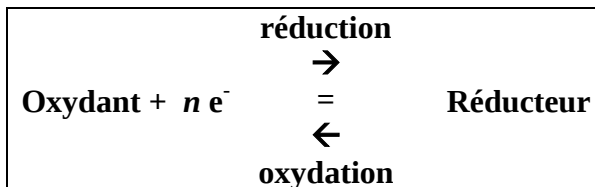


Ecrire une équation d'oxydo-réduction.

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

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

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

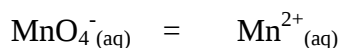


Cette demi-équation vous permet de retrouver toutes les définitions :

- 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

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.



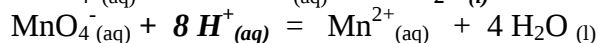
2 - Equilibrer les éléments autres que l'H et l'O.

Ici le manganèse Mn est déjà équilibré

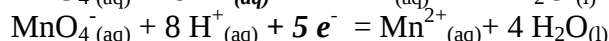
3 - Ecrire la conservation de l'O en ajoutant des H_2O .



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



5 - Ecrire la conservation de la charge en ajoutant des électrons.

**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	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) = \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 1 e^-$
Multiplier les demi-équations pour avoir le même nombre d'électrons dans chaque demi-équation.	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) = 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 5 e^-$
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.

Quelques couples Oxydant / Réducteur courants :

Oxydant		Réducteur
Ion permanganate	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$	Ion manganoux
Diode	$\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$	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
Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	Eau
Dioxygène	$\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$	Peroxyde 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.

Ecrire l'équation de réaction entre $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq})$ et $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$.

entre $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$ et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$