

## Chapitre 2 : Les réactions d'oxydoréduction

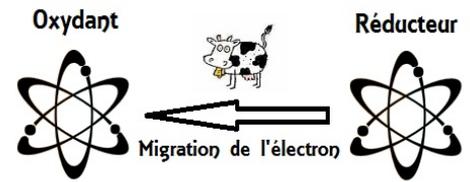


### I- Qu'est ce qu'un couple oxydant réducteur ?

#### 1- Oxydant et Réducteur

Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique au cours de laquelle un transfert d'électrons se produit entre un oxydant et un réducteur.

- ✓ L'oxydant, noté **Ox**, est l'entité du couple susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- ✓ Le réducteur, noté **Red**, est l'entité du couple susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

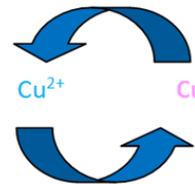


Couples : Ox/Red
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
$\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-$

#### Exemples :

L'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  est l'oxydant et l'atome de cuivre **Cu** est le réducteur :

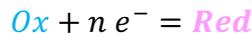
Perd 2 électrons : Réducteur



Capte 2 électrons : Oxydant

#### 2- Demi-équation d'oxydoréduction

La demi-équation d'oxydoréduction ou demi-équation électronique associée à un couple oxydant/réducteur **Ox/Red** traduit la transformation possible d'une des espèces conjuguées en l'autre :



#### Exemples :

Couples : Ox/Red	Demi-équation électronique associée
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$
$\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-$	$\text{I}_2(\text{aq}) + 2e^- = 2\text{I}^-$

### II- Qu'est ce qu'une réaction d'oxydoréduction ?

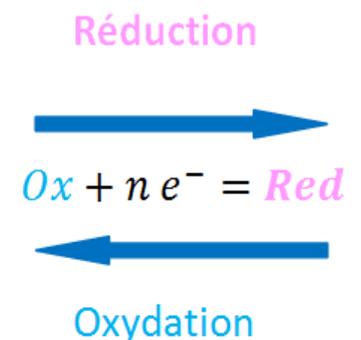
#### 1- Oxydation et Réduction

Une oxydation est une perte d'électrons.

Une réduction est un gain d'électrons.

Le réducteur du premier couple est oxydé et se transforme en l'oxydant conjugué.

L'oxydant du second couple est réduit et se transforme en le réducteur conjugué.



#### Exemples :



L'écriture d'une demi-équation se fait en plusieurs étapes afin de respecter la conservation des éléments et de la charge électrique :

## Méthode pour équilibrer une demi-équation électronique :

**Exemple :** Couple ion permanganate/ion manganèse II :  $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

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

### 2- Oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est un transfert d'électrons entre le réducteur d'un couple rédox et l'oxydant d'un autre couple. C'est donc la combinaison d'une oxydation et d'une réduction. Les électrons libres n'existant pas en solution, tous les électrons cédés par le réducteur sont captés par l'oxydant.

### 3- Ecriture d'une réaction d'oxydoréduction

L'équation associée à une réaction d'oxydoréduction ne fait pas apparaître d'électrons : elle s'écrit en combinant les demi-équations associées aux deux couples Ox/Red en présence, de façon à égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.

## Méthode pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction :

**Exemple :** réaction entre les ions permanganate  $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$  et les ions fer II  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$

Ecrire les couples en entourant les réactifs (d'après l'énoncé)	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$
Ecrire comme précédemment les demi-équations <u>en mettant les réactifs à gauche</u>	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) = \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 1 \text{e}^-$
Multiplier les demi-équations pour avoir le même nombre d'électrons dans chaque équation	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $( \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) = \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 1 \text{e}^- ) \times 5$ (A ne pas écrire) donc $5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) = 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 5 \text{e}^-$
Ajouter membre à membre les deux demi-équations <b>Rque :</b> on remplace alors le signe égal par une flèche.	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq})$