

<u>Cours</u>	<u>Réactions</u> <u>d'oxydo-réduction</u>	<u>Constitution et</u> <u>transformation de</u> <u>la matière</u> <u>Séquence 1</u>
--------------	--	--

## I. Couple oxydant/réducteur.

### 1. Oxydant.

Un **oxydant** est une espèce chimique (atome, ion ou molécule) susceptible de **capter** un ou plusieurs **électrons**.

$\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$  capte un électron et se transforme en Ag.

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$  capte **2** électrons et se transforme en  $\text{Cu}_{(\text{s})}$ .

$2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$  captent deux électrons et se transforment en  $\text{H}_{2(\text{g})}$ .

### 2. Réducteur.

Un **réducteur** est une espèce chimique susceptible de **céder** un ou plusieurs **électrons**.

Cu cède deux électrons et se transforme en  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ .

$\text{Ag}_{(\text{s})}$  cède **1** électron et se transforme en  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ .

$\text{H}_{2(\text{g})}$  cède deux électrons et se transforme en  $2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$ .

### 3. Couple oxydant/réducteur.

Deux espèces forment un couple oxydant/réducteur si on passe de l'une à l'autre par transfert d'électrons.

Par convention, on écrit les couples en plaçant l'oxydant à gauche et le réducteur à droite, soit **ox/red**.

On associe à chaque couple une **demi-équation** : **ox + n e<sup>-</sup> = red**.

La **demi-équation doit être équilibrée** : voir fiche - méthode.

## II. Les réactions d'oxydo-réduction.

Les électrons ne peuvent pas exister seuls en solution : la réaction a lieu entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un **autre** couple.

L'oxydant va **capter** des électrons : on dit qu'il est **réduit** ou qu'il **subit une réduction**.

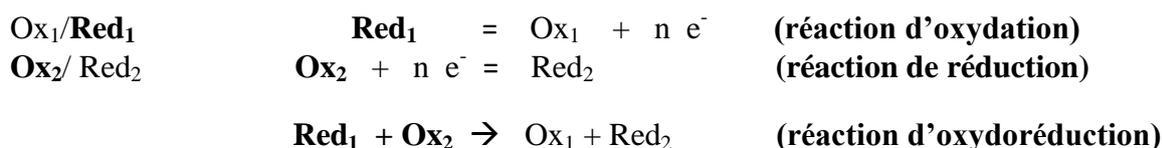
Le réducteur va **céder** des électrons : on dit qu'il est **oxydé** ou qu'il **subit une oxydation**.

Une réduction est un **gain** d'électrons.

Une oxydation est une **perte** d'électrons.

Lorsqu'on met **en contact** l'oxydant d'un couple et le réducteur **d'un autre** couple, une transformation chimique peut avoir lieu, c'est une **réaction d'oxydoréduction**

L'équation de la réaction d'oxydoréduction se déduit des deux ½ équations rédox.



**Remarque** : les électrons n'apparaissent pas dans l'équation.

**Attention** : si nécessaire multiplier les ½ équations par un facteur tel que le nombre d'électrons cédé par le réducteur soit égal au nombre d'électrons capté par l'oxydant.

**Exemple** : on fait réagir des ions  $\text{I}^-_{(\text{aq})}$  et des ions  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ .

Couple :  $\text{I}_2 / \text{I}^-$  ;  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

