

# Les réactions d'oxydoréduction

## I. Définitions :

- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y a échange **d'électrons**.  
entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un second couple.
- Au cours de la réaction, le réducteur d'un des couples mis en jeu **perd** des électrons, alors que l'oxydant de l'autre couple **gagne** des électrons.
- La réduction est la demi équation relative à un couple : elle correspond à un **gain** d'électrons.  
L'oxydation est la demi équation relative à l'autre couple : elle correspond à une **perte** d'électrons.
- Si la réaction  $Ox_1 + Red_2 \longrightarrow Red_1 + Ox_2$  est spontanée, la réaction  $Ox_2 + Red_1 \longrightarrow Red_2 + Ox_1$  ne l'est pas.

## II. Couples rédox :

### 1. Couple rédox :

Lorsqu'il gagne un électron, un oxydant se transforme en son réducteur conjugué. L'oxydant et le réducteur forment un couple rédox dont la représentation est Ox / Red.

On associe à ce couple la demi-équation :  $Ox + ne^- = Red$

### 2. Couples à connaître :

$Cu^{2+}/Cu$	$Zn^{2+}/Zn$		$I_2/I^-$
$Fe^{2+}/Fe$	$Fe^{3+}/Fe^{2+}$		$Cl_2/Cl^-$
$Al^{3+}/Al$	$NO_3^-/NO_2$	$SO_4^{2-}/SO_2$	$H^+/H_2$
$Pb^{2+}/Pb$		$S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$	$H_2O_2/H_2O$
$Mg^{2+}/Mg$	$MnO_4^-/Mn^{2+}$		$O_2/H_2O$
$Ag^+/Ag$	$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$		

### 3. Méthode : établir la demi-équation relative à un couple rédox

- Equilibrer les éléments autre que O et H
- Equilibrer l'élément O en ajoutant le nombre de molécules  $H_2O$  nécessaires
- Equilibrer l'élément H en ajoutant le nombre nécessaire de  $H^+$
- Ajouter le nombre d'électrons nécessaires pour avoir le même nombre de charges de chaque côté

### 4. Applications



