



## LES REACTIONS D'OXYDOREDUCTION

### ►► La réaction d'oxydation

- Une **oxydation** est une réaction au cours de laquelle des électrons sont produits.
- Un **réducteur** est une espèce capable de former des électrons au cours d'une réaction d'oxydation

**Exemple :** L'atome de zinc est un réducteur ; il peut former des électrons au cours de la réaction d'oxydation suivante :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

### ►► La réaction de réduction

- Une **réduction** est une réaction au cours de laquelle des électrons sont captés.
- Un **oxydant** est une espèce capable de captés des électrons au cours d'une réaction de réduction

**Exemple :** L'ion cuivre II est un oxydant ; il peut capter des électrons au cours de la réaction de réduction suivante :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

### ►► La réaction d'oxydo-réduction

- Oxydation et réduction sont deux réactions intimement liées : lorsque des électrons sont formés d'un côté, ils sont captés d'un autre.

- Une **réaction d'oxydoréduction** est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre un donneur d'électrons (le réducteur) et un receveur d'électrons (l'oxydant)

- Le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation doit être égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

#### Exemples :

	Réaction entre les ions cuivre et le zinc	Réaction entre les ions ar- gent et le cuivre	Réaction entre les ions cuivre et l'aluminium
(1) Oxydation	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \quad (\times 2)$
(2) Réduction	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag} \quad (\times 2)$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} \quad (\times 3)$
<b>BILAN</b>	$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$	$\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$	$2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} = 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$

#### Remarque :

- Les écritures (1) et (2) sont appelées "demi-équation électronique" ; elles obéissent à toutes les règles de conservation des réactions chimiques (matière, charges).
- Le nombre d'électrons échangés par les deux couples doit être le même : le nombre d'électrons donnés par le réducteur doit être le même que le nombre d'électrons captés par l'oxydant

## ►► Le couple oxydant/réducteur (ou couples rédox)

- Deux entités chimiques constituent **un couple oxydant / réducteur** si l'une peut se transformer en l'autre par perte ou gains d'électrons.

**Exemple:**  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

▪ À chaque couple OX/RED est associé un nombre appelé "**potentiel standard d'oxydo-réduction**" ou "**potentiel normal**" (voir cours SPCL chimie) noté  $E^\circ$  qui s'exprime en volts.

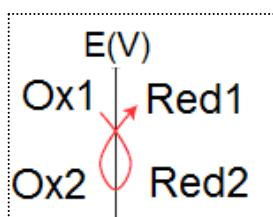
**Les couples sont ainsi placés les uns par rapport aux autres sur une échelle de potentiels.**

À l'aide de cette échelle, les oxydants et réducteurs peuvent être classés selon leur pouvoir oxydant ou réducteurs croissants (voir ci-contre).

Couples OX/RED		Potentiel normal (V)
Pouvoir oxydant croissant ↑		
$\text{Au}^{3+}$	$\text{Au}$	1,50
$\text{Pt}^{2+}$	$\text{Pt}$	1,00
$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}$	0,85
$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}$	0,80
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}$	0,34
$\text{H}^+$	$\text{H}_2$	0
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}$	- 0,13
$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}$	- 0,14
$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}$	- 0,23
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}$	- 0,44
$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}$	- 0,76
$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}$	- 1,66
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}$	- 2,37
$\text{Na}^+$	$\text{Na}$	- 2,71
$\text{Li}^+$	$\text{Li}$	- 3,04
	Pouvoir réducteur croissant ↓	

▪ Les potentiels des couples permettent de déterminer la réaction spontanée donc le sens de circulation des électrons :

- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu 2 couples OX/RED. Elle se déroule spontanément entre l'oxydant le plus fort (oxydant du couple de plus fort potentiel) et le réducteur le plus fort (réducteur du couple de plus faible potentiel)



▪ On résume parfois cette loi par le schéma ci-contre ; et cette loi est communément appelée « **règle du gamma** »