



# Fiche de synthèse n° 3.c

## Réactions d'oxydo-réduction

### 1. Oxydation et réduction :

#### 1.1. Définitions :

Une **oxydation** est une réaction chimique où il y a gain d'un ou plusieurs électrons.

Au cours d'une oxydation, le nombre d'oxydation de l'élément augmente.

Une **réduction** est une réaction chimique où il y a perte d'un ou plusieurs électrons.

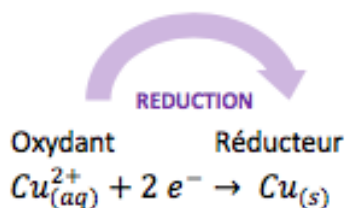
Au cours d'une réduction le nombre d'oxydation de l'élément diminue.

#### 1.2. Exemple :

Couple:  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$

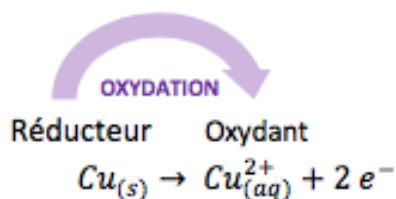
Équation de demi-réaction :  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$

Equation de réduction



n.o de l'élément Cuivre diminue de +II à 0

Equation d'oxydation



n.o de l'élément Cuivre augmente de 0 à +II

### 2. Réactions d'oxydo-réduction :

#### 2.1. Définition :

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction de transfert d'électrons. Dans des conditions précises, il peut y avoir oxydation du réducteur d'un couple par l'oxydant d'un autre couple et vice-versa.

Attention : le nombre d'électrons échangés par les deux couples doit être le même, autrement dit on écrira l'équation de la réaction d'oxydoréduction de telle sorte que la diminution du n.o de l'oxydant d'un couple soit égale à l'augmentation du n.o du réducteur de l'autre couple (Voir exemples 2.3.).



## 2.2. Réactions d'oxydo-réduction spontanées :

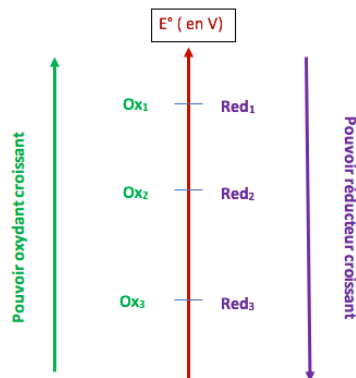
À chaque couple rédox est associé un potentiel standard d'oxydo-réduction notée  $E^\circ$  qui s'exprime en volts.

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

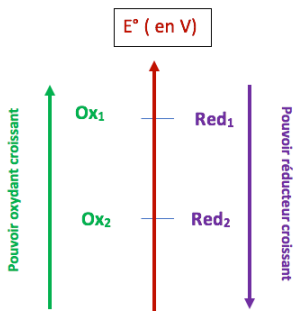
À l'aide de cette échelle, les oxydants et réducteurs peuvent être classés selon leur pouvoir oxydant ou réducteur croissants.

Une réaction d'oxydo-réduction met en jeu deux couples rédox.

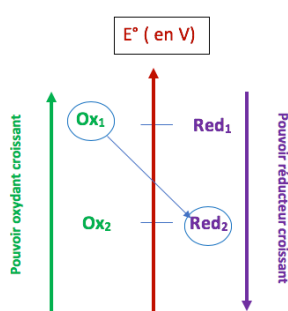
**La réaction n'est spontanée qu'entre l'oxydant le plus fort d'un couple et le réducteur le plus fort d'un autre couple.**



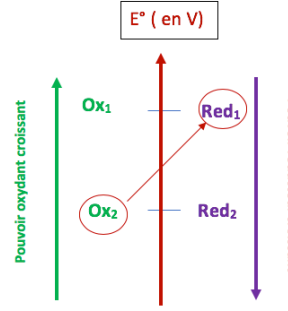
Positionner les deux couples sur une échelle de potentiel



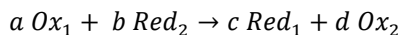
Entourer l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort qui correspondent aux réactifs de la réaction



Repérer donc les produits de la réaction.



L'équation de réaction d'oxydo-réduction peut s'écrire :



a, b, c et d sont des coefficients stœchiométriques

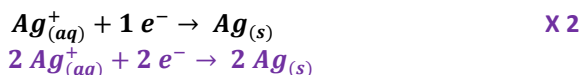
L'oxydant du couple 1 subit donc une réduction alors que le réducteur du couple 2 subit une oxydation.

## 2.3. Exemples :

➤ **Réaction entre les ions argent  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  et le cuivre métal  $\text{Cu}(\text{s})$**

Les deux couples mis en jeu sont :  $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$

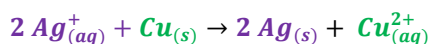
Équation de réduction



Équation d'oxydation



Équation d'oxydo-réduction  
= transfert de 2 électrons



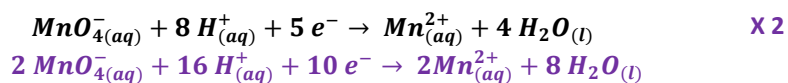


## ➤ Réaction en milieu acide :

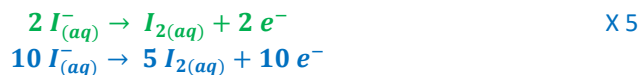
Réaction entre les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  (aq) et les ions iodure  $\text{I}^-$  (aq).

Les deux couples mis en jeu sont :  $\text{MnO}_4^-$  (aq) /  $\text{Mn}^{2+}$  (aq) et  $\text{I}_2$  (aq) /  $\text{I}^-$  (aq)

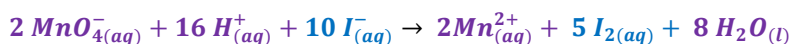
## Équation de réduction



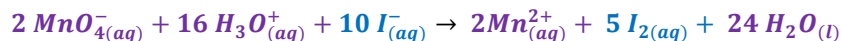
## Équation d'oxydation



Équation d'oxydo-  
réduction = transfert de  
10 électrons



Si on veut utiliser les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (aq), on ajoute la molécule d'eau de chaque côté de l'équation, ici 16  $\text{H}_2\text{O}$ .



Voir la vidéo expliquant comment écrire une équation de réaction d'oxydo-réduction

