

## I. Nombre d'oxydation

### 1. Nombre d'oxydation d'un élément

L'état d'oxydation correspond au nombre d'électrons qu'un atome peut perdre ou capter lors d'une réaction chimique pour atteindre sa stabilité appelée état fondamental.

Cet état d'oxydation est caractérisé par le nombre ou degré d'oxydation noté n.o. Ce nombre est sans unité et il est noté à la suite de l'élément en chiffres romains.

Le **nombre d'oxydation** sert à caractériser l'état d'oxydation d'un élément dans une espèce chimique.

Le nombre d'oxydation d'un élément est une charge réelle (dans le cas des ions monoatomiques) ou fictive (dans le cas où l'élément est combiné).

Plus le nombre d'oxydation d'un élément est élevé, plus l'élément est dans un état oxydé.

### 2. Calculs des nombres d'oxydation

#### *Charges réelles*

• Pour les ions monoatomiques, le nombre d'oxydation de l'élément est égal à la charge portée par l'ion. Exemple : ion chlorure :  $\text{Cl}^- \rightarrow \text{n.o} = -\text{I}$

#### *Charges fictives*

• Pour les corps simples moléculaires, le nombre d'oxydation de l'élément est nul.

Exemple : dihydrogène  $\text{H}_2 \rightarrow \text{n.o} = 0$

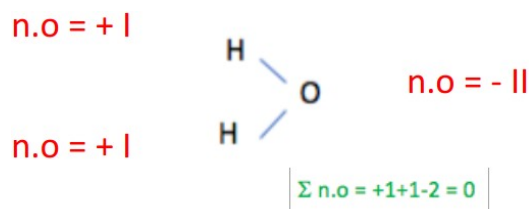
• Pour les corps composés moléculaires, la somme des nombres d'oxydation est nulle.

Entre deux atomes, l'atome le plus électronégatif porte le nombre d'oxydation négatif et l'atome le moins électronégatif porte le nombre d'oxydation positif.

Cas de O et H : l'élément oxygène, très électronégatif a le plus souvent un n.o égal à -II.

Au contraire, l'élément hydrogène, peu électronégatif a souvent un n.o égal à +I

Exemple : dans la molécule d'eau :  $\text{H}_2\text{O}$



• Pour les ions polyatomiques, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge portée par cet ion. Exemple : ion hydroxyde  $\text{HO}^-$

## II. Oxydants et réducteurs

### 1. Oxydant et réducteur :

Un **oxydant** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de gagner un ou plusieurs électrons. C'est une espèce qui contient un élément dont le nombre d'oxydation peut diminuer.

Un **réducteur** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de perdre un ou plusieurs électrons. C'est une espèce qui contient un élément dont le nombre d'oxydation peut augmenter.

### 2. Couples oxydant / réducteur

Un couple Oxydant/Réducteur ou couple redox est l'association de deux espèces chimiques dont chacune peut être obtenue à partir de l'autre par échange d'électrons.

Il se note de façon conventionnelle de la façon suivante : Oxydant/Réducteur

Exemple :  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$  est l'oxydant (n.o = +II), le cuivre métal  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  est le réducteur (n.o = 0).

Le couple se note donc  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ .

Le nombre d'oxydation varie de 2, il y a donc 2 électrons échangés par l'oxydant et le réducteur de ce couple.

#### 4. Équation de demi-réaction

L'écriture des équations de demi-réaction est basée sur les lois de conservation des charges électriques et des éléments. Le nombre  $n$  d'électrons entre l'oxydant et le réducteur d'un couple correspond à la variation du n.o dans le couple.

Dans certains cas, le gain ou la perte d'électrons entre l'oxydant et le réducteur ne peut se faire qu'en milieu acide c'est-à-dire avec l'apport d'ions  $H^+_{(aq)}$ .

Pour écrire l'équation de demi-réaction d'un couple rédox en milieu acide, il faut :

- Écrire l'oxydant à gauche et le réducteur à droite avec une double flèche entre les deux.
- Équilibrer les atomes autres que O et H à l'aide de coefficients stœchiométriques.
- Équilibrer les atomes O en utilisant la molécule d'eau  $H_2O_{(l)}$
- Équilibrer les atomes H de la molécule d'eau en utilisant les ions  $H^+_{(aq)}$ .
- Équilibrer les charges électriques en utilisant des électrons  $e^-$ .

Exemple : Pour le couple :  $Cr_2O_7^{2-}_{(aq)} / Cr^{3+}_{(aq)}$

Si on veut utiliser les ions  $H_3O^+_{(aq)}$ , on ajoute la molécule d'eau de chaque côté de l'équation.

### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 1. Oxydation et réduction

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.

#### 2. Réactions d'oxydo-réduction

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.

#### Réactions d'oxydo-réduction spontanées

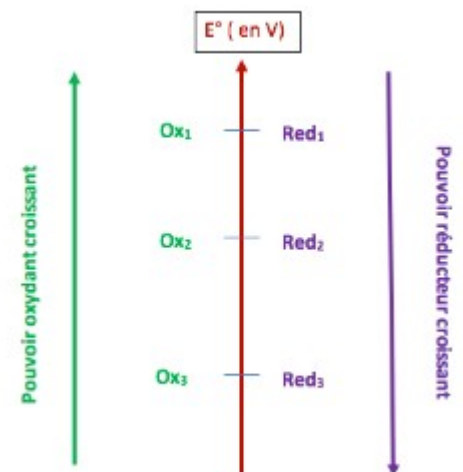
À chaque couple rédox est associé un potentiel standard d'oxydo-réduction notée  $E^\circ$  qui s'exprime en volts.

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 réducteurs croissants.

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

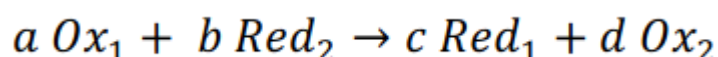
**La réaction n'est spontanée qu'entre l'oxydant le plus fort d'un couple et le réducteur le plus fort d'un autre couple.**



Pour trouver l'équation spontanée entre 2 couples :

- 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

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



a, b, c et d sont des coefficients stœchiométriques