

## Les réactions d'oxydoréduction

### **Introduction :**

Le terme oxydation est forgé par analogie avec les réactions au cours desquelles l'oxygène se combine à d'autres éléments ou d'autres corps composés. Les réactions d'oxydoréduction sont responsables de nombreuses réactions chimiques qui nous environnent. Par exemple, les plantes produisent, au cours du processus de photosynthèse, leur nourriture par réduction du dioxyde de carbone prélevé dans l'air. Les métaux sont extraits des minerais par réduction, mais détruits par oxydation au cours des phénomènes de corrosion...

Nous allons voir dans ce chapitre une grande analogie avec les réactions acides bases étudiées précédemment.

### **I- Exemples de réactions d'oxydoréduction :**

#### **1- Réaction entre les ions cuivre II et le fer métal (plaque ou laine de fer) :**

##### \* Expérience :

On plonge du fer (laine de fer) dans une solution de sulfate de cuivre II (couleur bleue).

##### \* Observations :

- La solution bleue se décolore,
- Un dépôt rougeâtre sur la laine de fer,
- Prélèvements un peu de la solution et versons-y quelques gouttes de soude ( $\text{Na}^+$  ;  $\text{OH}^-$ ), on observe un précipité Jaune-verdâtre caractéristique de l'hydroxyde de fer II,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

##### \* Interprétation :

- La disparition de la couleur bleu caractérisant les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ainsi que l'apparition de dépôt rougeâtre caractérisant le Cuivre métal peut être modélisé par l'écriture :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .
- La formation d'un précipité d'hydroxyde de fer II  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  signifie que la solution contient des ions  $\text{Fe}^{2+}$  alors qu'au début de l'expérience ne n'avons que de Fer métal, cette transformation peut être modélisé par l'écriture :  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

##### \* Conclusion :

On remarque dans les deux écritures précédentes (deux demi-équations électroniques), qu'une espèce (Fe) a fourni des électrons  $\text{e}^-$ , alors que l'autre espèce ( $\text{Cu}^{2+}$ ) a accepté des électrons  $\text{e}^-$ .

On dit alors qu'il y a un transfert d'électrons entre les deux réactifs.

**2- Définition :**

On appelle réaction d'oxydoréduction **une transformation chimique au cours de laquelle, il y a un transfert d'électrons entre les réactifs.**

**II- Analogie avec les acides et les bases : oxydant et réducteur :****> Réducteur (analogie à l'acide) :**

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

**Ex:**

\* Le métal zinc :  $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$       \* Le métal cuivre :  $Cu_{(s)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

**> Oxydant (analogie à la base) :**

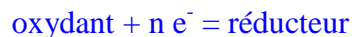
Un oxydant est une espèce chimique **susceptible de capter un ou plusieurs électrons.**

**Ex:**

\* Les ions cuivre (II) :  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} = Cu_{(s)}$       \* Les ions argent :  $Ag^{+}_{(aq)} + 1 e^{-} = Ag_{(s)}$

**> Couple oxydant/réducteur :**

Un couple oxydant/réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une demi équation électronique :



**Ex:**  $Cu_{(s)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-}$

Le cuivre est un réducteur et l'ion cuivre (II) capable de capter deux électrons est un oxydant. On dit que l'ion cuivre (II) est l'oxydant conjugué du cuivre ou que le cuivre est le réducteur conjugué de l'ion cuivre (II).

**III- Quels sont les oxydants, quels sont les réducteurs ?****1- Les couples à connaître et leur demi-équation :**

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi Équation
$M^{n+}_{(aq)}/M_{(s)}$	Cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + n e^{-} = M_{(s)}$
$Fe^{2+}_{(aq)}/Fe_{(s)}$	Ion fer (II)	Fer métal	$Fe^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} = Fe$
$Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$	Ion fer (III)	Ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + 1 e^{-} = Fe^{2+}_{(aq)}$
$Ag^{+}_{(aq)}/Ag_{(s)}$	Ion argent	Argent métal	$Ag^{+}_{(aq)} + 1 e^{-} = Ag$
$I_{2(aq)}/I^{-}_{(aq)}$	diiode	Ion iodure	$I_{2(aq)} + 2 e^{-} = 2I^{-}_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)}/S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2 e^{-} = 2 S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

## 2- D'autres couples oxydant/réducteur

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-Équation
$H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$	Ion $H^+$ (aqueux)	Dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- = H_{2(g)}$
$MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$	Ion permanganate	Ion manganèse (II)	$MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$

**Remarque :** Dans le cas des couples dont l'oxydant et le réducteur sont différents au niveau de l'élément chimique, le cas de  $MnO_4^-_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$  par exemple, il faut suivre les quatre étapes suivantes :

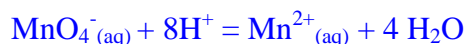
Etape 1 : équilibre de l'élément oxygène par ajout de l'eau  $H_2O$  :



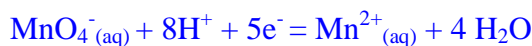
Etape 2 : équilibre de l'élément hydrogène par ajout de  $H^+$  dans un milieu acide et  $OH^-$  dans un milieu basique :

Dans le cas d'un milieu acide :  $MnO_4^-_{(aq)} + H^+ = Mn^{2+}_{(aq)} + H_2O$

Etape 3 : équilibre de la quantité de matière :



Etape 4 : équilibre de la charge électrique par ajout d'électrons de côté de l'oxydant :



## 3- Oxydants et réducteurs de la vie courante (un exemple):

L'eau de javel est un mélange équimolaire de chlorure de sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ,  $Cl^-_{(aq)}$ ) et d'hypochlorite de sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ,  $ClO^-_{(aq)}$ ). Ses propriétés désinfectantes et blanchissantes sont dues aux propriétés oxydantes de l'ion hypochlorite ( $ClO^-_{(aq)}$ ).

## IV-La réaction d'oxydoréduction

Une espèce chimique (réducteur) ne peut libérer un électron  $e^-$  que s'il y a une autre espèce chimique (oxydant) qui peut capter cet électron. De cette caractéristique, toute réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples oxydant/réducteur. L'oxydant du premier couple réagit avec le réducteur du deuxième couple.

**Ex :** Dans la réaction d'oxydoréduction d'équation :  $Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

Le cuivre Cu est un réducteur ( $Cu^{2+}/Cu$ ) alors que l'ion  $Ag^+$  est un oxydant ( $Ag^+/Ag$ )