

# Oxydoréduction.

## 1 Définitions.

### 1.1 Oxydant et réducteur.

#### Définition

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs **électron(s)**.  
Par définition, donc, un oxydant... oxyde une autre espèce chimique c'est à dire qu'il lui prend un ou plusieurs électrons !  
Une **oxydation** est donc une **perte** d'électrons.

Pour un réducteur, c'est le contraire !

Un réducteur cède un ou plusieurs électrons. Un réducteur réduit ! Une **réduction** est un **gain** d'électrons.

### 1.2 Couple redox

#### Propriété

Dès qu'un oxydant a capté un électron, il devient une nouvelle espèce chimique capable de... céder cet électron, donc un réducteur ! qu'on appelle son réducteur conjugué.

#### Définition

On appelle couple redox, l'ensemble d'un oxydant et de son réducteur conjugué noté *Oxydant/Réducteur*

Exemple : Quand l'ion fer III  $Fe^{3+}$  gagne un électron, il devient l'ion fer II  $Fe^{2+}$  qui est son réducteur conjugué.  
Le couple redox correspondant est donc :  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

### 1.3 Demi-équation électronique.

#### Définition

On appelle demi-équation électronique de définition d'un couple redox, l'équation montrant la capture d'électron(s) par l'oxydant du couple pour devenir le réducteur conjugué.



Exemple :  $Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$

### 1.4 Équation d'oxydoréduction.

#### Définition

Une réaction d'oxydo-réduction est le transfert d'électron(s) du réducteur **d'un couple** vers l'oxydant **d'un autre couple**.

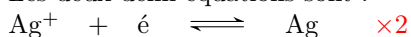
#### Propriété

Le nombre d'électrons perdus par le réducteur doit être exactement égal au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant.  
Ainsi, les électrons n'apparaissent plus dans l'équation.

Exemple : réaction entre les **ions cuivre** et le **métal argent** (on plonge une lame d'argent dans une solution contenant des ions cuivre).

Les couples redox sont :  $Ag^+/Ag$  et  $Cu^{2+}/Cu$

Les deux demi-équations sont :



Et l'équation est :



On observe un dépôt d'argent sur la plaque de cuivre.

## 2 Antiseptiques et désinfectants.

### Définition

Un **antiseptique** et un **désinfectant** empêchent la prolifération, détruisent des germes pathogènes (microbes, bactéries, virus, champignons, spores) et empêchent l'infection.

Un désinfectant agit en dehors de l'organisme, sur des surfaces inertes alors qu'un antiseptique agit sur les tissus vivants.

Dénomination commerciale	Eau oxygénée	Bétadine ou alcool iodé	Eau de Dakin	Eau de Javel
Nature	antiseptique	antiseptique	antiseptique	désinfectant
Principe actif	Peroxyde d'hydrogène $H_2O_2$	Diode $I_2$	Ion permanganate $MnO_4^-$ et ion hypochlorite $ClO^-$	Ion hypochlorite $ClO^-$
Précautions	Risque de brûlure en cas de forte concentration	Risque pour la thyroïde en cas d'usage répété ou forte concentration	Pas d'usage répété ou forte concentration	Ne pas mélanger à une solution acide

## 3 Deux réactions particulières.

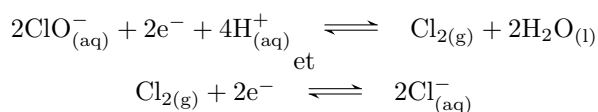
### 3.1 Mélange dangereux : détartrant et eau de javel

#### Définition

**Détartrant** : Solution **acide** capable de dissoudre le tartre.

**Eau de Javel** : Solution de chlorure de sodium ( $Na^+ + Cl^-$ ) et d'hypochlorite de sodium ( $Na^+ + ClO^-$ ).

Les couples mis en jeu sont :  $ClO^-/Cl_2$  et  $Cl_2/Cl^-$

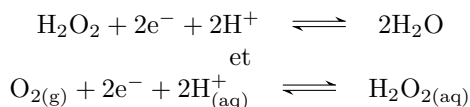


L'équation de la réaction devient alors :  $2ClO^-_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

Le mélange d'eau de javel et d'un produit acide (contenant des ions  $H^+_{(aq)}$ ) comme un détartrant dégage un gaz toxique, le dichlore  $Cl_2$  de couleur verte.

### 3.2 Vieillessement d'une eau oxygénée

Les couples mis en jeu sont :  $H_2O_2/H_2O$  et  $O_2/H_2O_2$



L'équation de la réaction devient alors :  $2H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

Cette réaction appelée **dismutation** de l'eau oxygénée est à l'origine du vieillissement de l'eau oxygénée.

Au cours du temps, l'eau oxygénée réagit lentement avec elle-même pour produire de l'eau et du dioxygène et perd ainsi ses propriétés oxydantes.

#### Remarque

Une dismutation est une réaction dans laquelle la même espèce chimique intervient à la fois comme oxydant et comme réducteur.