

# CHAPITRE 3

THÈME 1 : PRÉVENIR ET SÉCURISER

## Antiseptiques et désinfectants, réactions d'oxydoréduction

### 1 Couple oxydant/réducteur ou couple redox

#### 1.1 Définition

Un couple redox ou couple oxydant/réducteur est l'association de deux espèces chimiques dont chacune peut être obtenue à partir de l'autre par transfert d'électrons. Il est noté Ox/Red et par convention l'oxydant du couple est toujours cité en premier.

**Exemples :** Couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ . L'oxydant est  $\text{Cu}^{2+}$  et le réducteur est  $\text{Cu}$   
Couple  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ . L'oxydant est  $\text{H}_2\text{O}$  et le réducteur est  $\text{H}_2$

- Un oxydant est une espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons.
- Un réducteur est une espèce chimique qui cède un ou plusieurs électrons

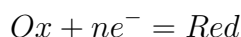
#### 1.2 Équation de demi-réaction d'un couple oxydant/réducteur

La transformation chimique qui permet de passer d'une espèce du couple oxydant/réducteur à l'autre peut être modélisée par une équation de demi-réaction. Cette équation de demi-réaction traduit le transfert d'électrons qui se fait entre l'oxydant et le réducteur.

Une équation de demi-réaction s'écrit en respectant :

- la conservation des éléments chimiques.
- la conservation de la charge électrique.

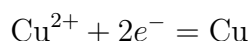
Pour un couple redox Ox/Red, l'équation de demi-réaction s'écrit :



Cette équation de demi-réaction peut également s'écrire :



**Exemples :** On considère le couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ . L'équation de demi-réaction s'écrit :



### 1.3 Quelques exemples d'oxydants et de réducteur

Oxydants et réducteurs usuels gazeux :

- Dihydrogène : réducteur, couple  $H^+/H_2$
- Dioxygène : oxydant, couple  $O_2/H_2O$
- Dichlore : oxydant, couple  $Cl_2/Cl^-$

Oxydants et réducteurs en solution aqueuse

- Diiode : oxydant, couple  $I_2/I^-$
- Eau oxygénée : oxydant et réducteur, couple  $H_2O_2/H_2O$  et  $O_2/H_2O_2$
- Ion fer (II) : oxydant et réducteur, couple  $Fe^{2+}/Fe$  et  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

## 2 Réaction d'oxydo-réduction

### 2.1 Définition

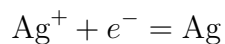
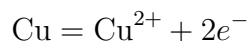
Une réaction d'oxydo-réduction est une transformation chimique au cours de laquelle il y a un échange d'électrons entre l'oxydant d'un couple oxydant/réducteur et le réducteur d'un autre couple oxydant/réducteur. Au cours de cette réaction, il y a donc à la fois oxydation et réduction d'où le nom de la réaction.

### 2.2 Écriture de l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

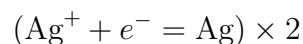
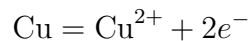
L'équation de la réaction d'oxydo-réduction est établie à partir des équations de demi-réactions de chacun des couples.

**Exemple :** Un ruban de cuivre plongé dans une solution de nitrate d'argent se recouvre d'argent et la solution devient bleue. Les couples oxydant/réducteur sont :  $Cu^{2+}/Cu$  et  $Ag^+/Ag$

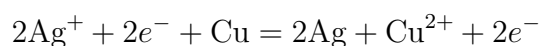
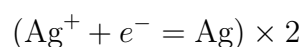
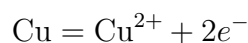
- 1ère étape : On note les demi-équations dans le sens de la réaction. Ici les ions argent  $Ag^+$  réagissent avec le cuivre  $Cu$ .



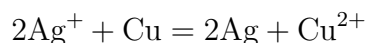
- 2ème étape : On équilibre le nombre d'électrons échangés



- 3ème étape : On additionne les réactions et les produits de chaque côté de l'égalité.



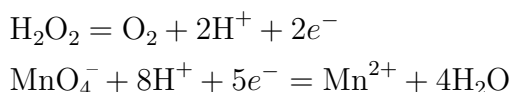
Les électrons sont simplifiés et on obtient :



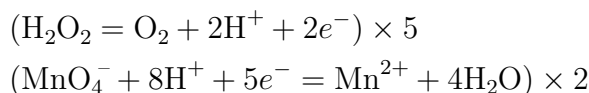
## 2.3 Équation d'une réaction d'oxydo-réduction en milieu acide

Une solution de permanganate de potassium réagit avec l'eau oxygénée en milieu acide. On observe une décoloration de la solution violette de permanganate de potassium et un dégagement gazeux. Les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  réagissent avec l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Les couples rédox présents sont :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$

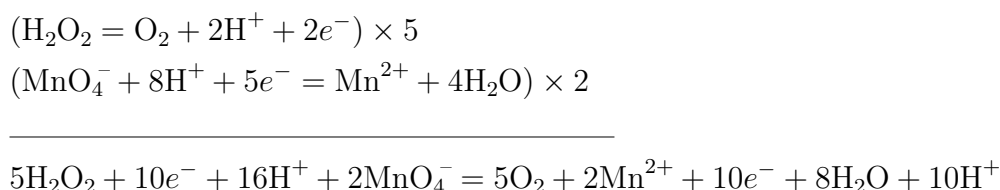
- 1ère étape : On note les demi-équations dans le sens de la réaction. On assure la conservation de l'élément oxygène en ajoutant des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et la conservation de l'élément hydrogène en ajoutant des ions hydrogène  $\text{H}^+$



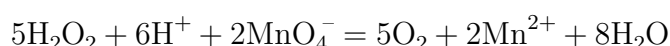
- 2ème étape : On équilibre le nombre d'électrons échangés



- 3ème étape : On additionne les réactions et les produits de chaque côté de l'égalité.



Les électrons et les ions hydrogène  $\text{H}^+$  sont simplifiés et on obtient :



## 3 Antiseptiques et désinfectants

### 3.1 Définition

- Un antiseptique est capable d'empêcher la prolifération ou de tuer les micro-organismes sur les tissus vivants (peau, muqueuses, ...)
- Un désinfectant est capable d'empêcher la prolifération ou de tuer les micro-organismes sur des objets inertes (sol, mobilier, sanitaires, ...)

La principale différence entre ces deux catégories de produits repose sur l'utilisation que l'on en fait.

### 3.2 Propriétés oxydantes et action sur les micro-organismes

Les principes actifs des antiseptiques et des désinfectants sont des espèces chimiques oxydantes. L'action de ces produits est due à des réactions d'oxydoréduction entre le principe actif et les molécules qui constituent les micro-organismes.

## Exemples de quelques antiseptiques et désinfectants :

| Antiseptique/Désinfectant                        | Couple Ox/Red                             | Demi-équation montrant l'action oxydante  |
|--|---|---|
| Eau oxygénée (Solution de peroxyde d'hydrogène)  | $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ | $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$           |
| Eau de Javel (Solution d'hypochlorite de sodium) | $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$                | $\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$       |
| Bétadine (Solution de diiode)                    | $\text{I}_2/\text{I}^-$                   | $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$  |
| Dakin (Solution de permanganate de potassium)    | $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$           | $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ |

## 4 Risques liés à l'utilisation des produits oxydants

### 4.1 Règles de sécurité

- Les conserver à l'abri de la chaleur, de la lumière et dans un endroit ventilé.
- Les diluer s'ils sont trop concentrés pour éviter les brûlures de la peau et des muqueuses.
- Ne pas les combiner pour éviter d'inhiber leur action.
- Ne pas les mélanger à n'importe quel autre produit chimique pour éviter des réactions dangereuses.

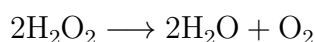
### 4.2 Mélange d'un produit détartrant et d'eau de Javel

Le mélange d'eau de Javel (ions  $\text{ClO}^-$  et  $\text{Cl}^-$ ) et d'un produit détartrant acide (ions  $\text{H}^+$ ) provoque une réaction qui produit un dégagement toxique de dichlore ( $\text{Cl}_2$ ). L'équation de la réaction est la suivante :



### 4.3 Décomposition de l'eau oxygénée

L'eau oxygénée est capable de réagir sur elle-même car elle est à la fois oxydant dans un couple  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  et réducteur dans un autre couple  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$ . L'équation de cette réaction appelée dismutation est la suivante :



Cette réaction très lente et spontanée est à l'origine du vieillissement de l'eau oxygénée.

Elle peut être violente si l'eau oxygénée est trop concentrée.

Des facteurs cinétiques comme la chaleur, la lumière, peuvent accélérer cette réaction.

Ainsi, pour ralentir cette décomposition, il faut la conserver dans un endroit frais et dans un flacon opaque.