

## Activité 3.1 – Les réaction d'oxydoréduction

### Objectifs :

- ▶ Savoir qu'un **oxydant** est une espèce qui **obtient** des électrons.
- ▶ Savoir qu'un **réducteur** est une espèce qui **relâche** des électrons.
- ▶ Apprendre la méthode pour écrire une réaction d'oxydoréduction.

**Contexte :** Un acide et une base forment un couple si l'on peut passer de l'un à l'autre par la perte ou le gain de proton  $H^+$ .

Pour les réaction d'oxydoréduction, il s'agit de couple oxydant/réducteur, reliés par la perte ou le gain d'électron.

→ **Comment décrire une réaction d'oxydoréduction ?**

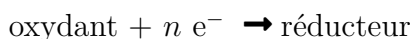
### Document 1 – Couple oxydant réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable d'**obtenir** un ou plusieurs **électrons**.

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **relâcher** un ou plusieurs **électrons**.

Un oxydant et un réducteur forment un couple oxydant/réducteur, si l'on peut passer de l'un à l'autre par le gain ou la perte d'électrons. Le couple est noté Ox/Réd. ▶ *Exemple :*  $Zn^{2+}/Zn$ .

À chaque couple oxydant/réducteur, on associe une demi-équation



$n$  est le nombre d'électrons échangés,  $e^-$  représente un électron.

- Oxydant +  $n e^- \rightarrow$  Réducteur : il s'agit d'une **réduction**. L'oxydant est **réduit** (se transforme en réducteur).
- Réducteur  $\rightarrow$  Oxydant +  $n e^-$  : il s'agit d'une **oxydation**. Le réducteur est **oxydé** (se transforme en oxydant).

### Document 2 – La réaction d'oxydoréduction

Une réaction **d'oxydoréduction** a lieu quand on met en contact un oxydant et un réducteur de deux couples différents.

Elle met donc en jeu deux couples oxydant/réducteur. Par exemple avec un couple du fer :  $Fe^{3+}/Fe$ ; et un couple de l'oxygène :  $O_2/O^{2-}$

Le gaz  $O_2$  va réagir avec le solide  $Fe$ , pour se transformer en ion  $Fe^{3+}$  et en ion  $O^{2-}$ , qui vont se combiner pour former de la rouille  $Fe_2O_3$ .

Les électrons ne sont jamais libres. Il y a transfert d'électrons du réducteur vers l'oxydant.

**1 –** Indiquer quel espèce chimique est l'oxydant et quel espèce chimique est le réducteur pour le couple associé au fer et pour le couple associé à l'oxygène.

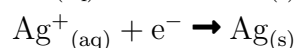
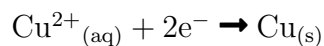
L'oxydant est l'ion fer III  $Fe^{3+}$  et le dioxygène  $O_2$ , car ils sont à gauche dans le couple. Le réducteur est le fer  $Fe$  et l'ion oxygène  $O^{2-}$ .

### Document 3 – L'arbre de Diane

On introduit dans un erlenmeyer une solution incolore de nitrate d'argent, qui est concentrée en **ions argent  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$** . On plonge ensuite un **fil de cuivre solide  $\text{Cu}_{(\text{s})}$** . Après quelques minutes, le morceau de cuivre s'est recouvert de **paillettes argentées  $\text{Ag}_{(\text{s})}$**  et la solution **est devenue bleue**. Cette couleur bleue est liée à **la présence d'ion  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$**



Les demi-équations intervenant dans cette réaction sont



**2 –** À l'aide des demi-équations fournies, identifier les couples Oxydant/Réducteur qui interviennent dans la réaction de l'arbre de Diane.

On a un couple avec le cuivre  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et un avec l'argent  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ .

**3 –** Identifier les réactifs et les produits de la réaction de l'arbre de Diane.

Dans l'arbre de Diane, le cuivre solide réagit avec les ions argent.

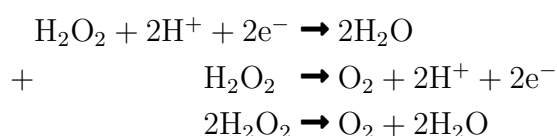
### Document 4 – Méthode d'écriture d'une équation d'oxydoréduction

Pour écrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions argent  $\text{Ag}^+$  et le cuivre  $\text{Cu}$ , il faut suivre la méthode suivante :

- 1. Repérer** dans les deux couples quel oxydant réagit avec quel oxydant.
- 2. Écrire** les demi-équations de réaction pour chaque couple dans le « bon » sens, avec les réactifs à gauche et les produits à droite.
- 3. Ajuster** les deux demi-équations pour qu'il y ait le même nombre d'électrons échangés en rajoutant un coefficient multiplicateur devant les demi-équations si nécessaire.
- 4. Additionner** les deux demi-équations afin d'obtenir l'équation d'oxydoréduction.

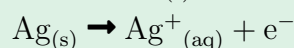
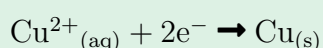
⚠ Il ne doit pas y avoir d'électrons dans l'équation finale !

► *Exemple :* L'eau oxygénée peut réagir sur elle-même, car elle intervient dans deux couples ( $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ) et ( $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ ) :

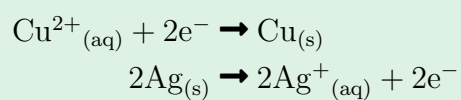


**4 –** En suivant la procédure du document 4, écrire la réaction d'oxydoréduction qui modélise la transformation de l'arbre de Diane.

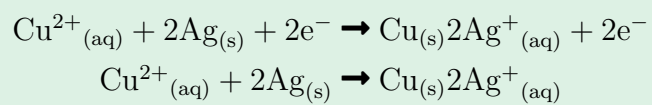
On commence par mettre les demi-équations dans le bon sens, avec les réactifs à gauche :



Puis on ajuste le nombre d'électrons :



Et finalement on additionne les deux demi-équations :



## Activité 3.2 – Antiseptiques et désinfectants

### Objectifs :

- Comprendre le principe de fonctionnement d'un antiseptique et d'un désinfectant

**Contexte :** Depuis des siècles les humains essayent de lutter contre les infections. D'abord grâce à des plantes médicinales, puis de nos jours grâce à des solutions désinfectantes ou antiseptiques.

→ **Quelle est la différence entre antiseptique et désinfectant ? Quel est leur action ?**

### Document 1 – Définition d'un antiseptique et d'un désinfectant

Un **antiseptique** est capable d'empêcher la prolifération ou de tuer des micro-organismes sur des **tissus vivants**.

L'antiseptique doit être toléré par la peau ou les muqueuses et ne réduit que temporairement la quantité de micro-organismes.

Un **désinfectant** est capable de tuer et d'empêcher la prolifération des micro-organismes sur des **objets inertes**.

Les désinfectants/antiseptiques reposent **sur des principes actifs qui agissent par oxydation**.

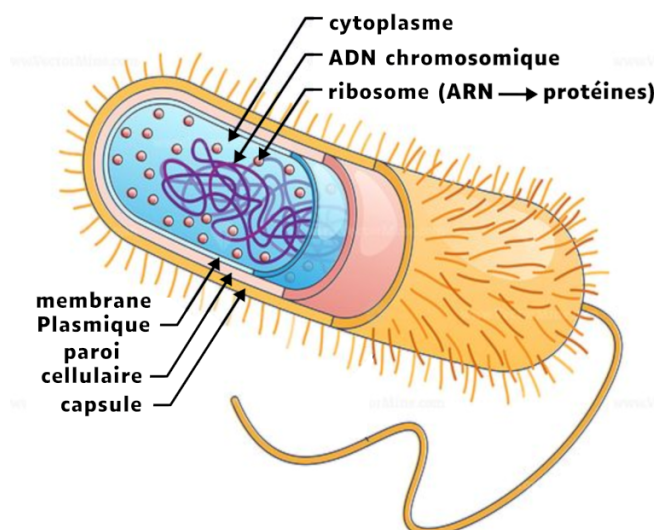
### Document 2 – Action oxydante sur les micro-organismes

Les antiseptiques et les désinfectants vont **oxyder les molécules responsables de la survie ou de la duplication des micro-organismes**, pour inhiber leurs actions ou les détruire.

Précisément ils peuvent :

- **détruire** ou **dénaturer** des **protéines membranaires** ;
- **modifier** des **enzymes** et empêcher leur action ;
- **dénaturer** des **acides nucléiques** composant son ADN ou ARN.

Ces actions mènent à la mort ou à l'incapacité de se répliquer de la cellule.



↑ Schéma d'une bactérie

### 1 – Quelle est la différence entre un antiseptique et un désinfectant ?

Un antiseptique permet de nettoyer une plaie, tandis qu'un désinfectant sert à tuer les micro-organismes sur une surface ou un objet inerte.

### 2 – Quelle est la propriété chimique des principes actifs présents dans les antiseptiques ou les désinfectants ?

Tous les principes actifs sont de puissants oxydants.

### 3 – Détailler comment l'action oxydante des antiseptiques ou des désinfectants agit sur les différentes parties de la cellule d'un micro-organisme.

Les antiseptiques vont détruire les protéines composant les membranes des micro-organismes, modifier des enzymes critiques à leur fonctionnement ou détruire l'ADN et l'ARN des micro-organismes.

#### Document 3 – Un peu de vocabulaire

Les antiseptiques ou les désinfectants sont **virucides, bactéricides, fongicides ou sporicides** s'ils peuvent être létal (= tuer) pour les virus, les bactéries, les champignons ou les spores.

Les antiseptiques ou les désinfectants sont **bactériostatiques** s'ils stoppent la prolifération des bactéries.

#### Document 4 – Un antiseptique et un désinfectant usuel

Principe actif	Diode I <sub>2</sub>	Ion hypochlorite ClO <sup>-</sup>
Produit commercial	Bétadine, Teinture d'iode	Eau de Javel, Dakin
Catégorie	Antiseptique	Désinfectant
Actions	Bactéricide, virucide, sporicide, fongicide	Bactéricide, virucide, sporicide, fongicide
Usages	Brûlures et plaies superficielles. Antisepsie du champ opératoire.	Désinfection des sols, surfaces, bassins urinaires, canalisation. Action blanchissante.
Couple Ox/Red	I <sub>2(aq)</sub> /I <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	ClO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>
Demi-équation d'oxydoréduction	I <sub>2(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> → 2I <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>	ClO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> + 2H <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> → Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> + H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>

### 4 – La bétadine est l'antiseptique le plus utilisé en milieu hospitalier, expliquer pourquoi.

La bétadine permet de traiter toutes les plaies couramment rencontrées et tue tous les micro-organismes.

### 5 – Expliquer pourquoi le diode et l'ion hypochlorite sont des oxydants.

Le diiode gagne 2 électrons, c'est donc un oxydant. De même pour l'ion hypochlorite.

## Activité 3.3 – Risques associés au produits oxydants

### Objectifs :

- Comprendre les mesures de précaution à employer avec des produits oxydants.

**Contexte :** Les produits oxydants nécessitent de respecter strictement des règles de sécurités pour éviter des accidents et pour une efficacité optimale.

→ **Comment utiliser un produit oxydant en toute sécurité ?**

### Document 1 – Précautions d'emploi et toxicité

Il faut respecter plusieurs règles pour utiliser des antiseptiques et des désinfectants.

- Ils sont dangereux à fortes concentration et doivent donc être dilués.
- Il ne faut pas utiliser deux produits en même temps, leur action pourrait être inhibée.
- Il ne faut pas mélanger les antiseptiques ou les désinfectants avec autre chose que de l'eau.

Produit oxydant	Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	Eau de Javel	Solution de diode
Précautions et dangers	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Nocif par ingestion ou inhalation.</li> <li>● Peut provoquer des brûlures de la peau, des lésions oculaires graves, des irritations des voies respiratoires.</li> <li>● Peut provoquer un incendie ou une explosion.</li> <li>● Corrosif si concentré.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Ne jamais ingérer.</li> <li>● Peut provoquer des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.</li> <li>● Ne pas mélanger avec des acides (dégage un gaz toxique).</li> <li>● Très toxique pour les organismes aquatiques.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Ne pas ingérer ou avaler.</li> <li>● Irritation de la peau.</li> <li>● Peut impacter le fonctionnement de la thyroïde si utilisation répétée.</li> </ul>
Stockage	Locaux ventilés, à l'abri de la lumière, des hautes températures, de tout combustible.	Locaux ventilés, à l'abri de tout rayonnement solaire et des hautes températures, à l'écart des acides et des matière organiques.	Locaux ventilés, à l'abri des hautes températures, à l'écart de produits susceptible de réagir avec du diode.
Conservation	15 jours après ouverture.	3 mois si concentrée, 6 à 12 mois diluée.	1 mois après ouverture.

**1 –** Quels sont les précautions communes à ces trois produits oxydants ?

Ce sont des produits corrosifs et nocifs, donc il ne faut pas les ingérer et les mettre (à forte concentration) sur la peau.

**2 –** Indiquer les propriétés d'un local qui permettrait de stocker ces trois produits oxydants.

Il faut un local ventilé, à l'abri des hautes températures et des rayonnements solaires.

**Document 2 – Quelques espèces oxydantes**

Les principes actifs des antiseptiques et désinfectants agissent par **oxydation**.

Principe actif	Couples Ox/red	Demi-équation d'oxydoréduction
Eau oxygénée	$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$
Eau de Javel	$\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$	$\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
Dichlore	$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Diode	$\text{I}_2/\text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$
Permanganate de potassium	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

**Document 3 – Eau de Javel et produit acide : un mélange dangereux !**

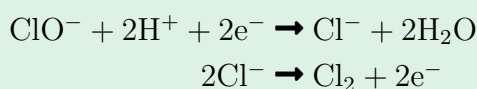
L'eau de Javel est une solution aqueuse basique d'hypochlorite de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{ClO}^-$ ) et de chlorure de sodium ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ). Un produit acide contient des ions  $\text{H}^+$ .

Le dichlore  $\text{Cl}_2$  est un gaz toxique, car le dichlore se combine avec l'eau présente dans les muqueuses pour former des acides qui attaquent les tissus.

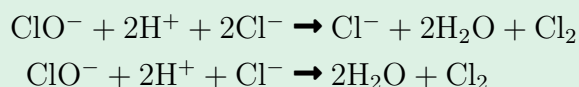
**3 –** Établir l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions hypochlorites  $\text{ClO}^-$  et les ions chlorures  $\text{Cl}^-$  (couple  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ).

Ici l'hypochlorite est un oxydant et le chlorure un réducteur.

- On identifie les couples associés aux espèces chimiques qui réagissent :  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$  et  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ .
- On écrit les demi-équations d'oxydoréduction avec les réactifs à gauche



- Le nombre d'électrons est le même pour les deux demi-équations, donc il suffit de les additionner côté par côté en enlevant les électrons



**4 –** Pourquoi cette réaction ne peut avoir lieu que dans un milieu acide ?

Les ions hydrogènes  $\text{H}^+$  se trouvent en milieu acide. En milieu neutre ou basique, leur concentration est trop faible.

**5 –** Quel est le gaz toxique dégagé par la réaction ?

C'est le dichlore  $\text{Cl}_2$ , qui attaque les muqueuses.

**Document 4 – Nettoyer une plaie**

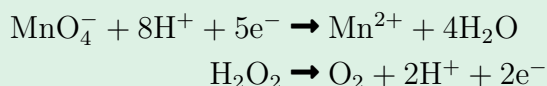
Judith s'est écorchée le genou et mélange de l'eau oxygénée avec du permanganate de potassium pour soigner sa plaie. Les couples Oxydant/Réducteur sont  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$  et  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ .

Au moment de l'application, le mélange devient incolore et forme une mousse.

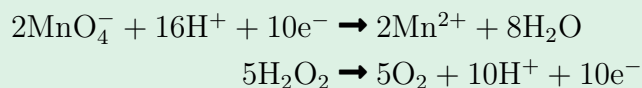
**6 —** Établir l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre l'eau oxygénée et le permanganate de potassium. Expliquer la formation de mousse.

Ici le permanganate de potassium est un oxydant et l'eau oxygénée est un réducteur.

1. On identifie les couples associés aux espèces chimiques qui réagissent :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$ .
2. On écrit les demi-équations d'oxydoréduction avec les réactifs à gauche



3. On multiplie les demi-équations par 2 et par 5 respectivement pour obtenir le même nombre d'électrons



4. Finalement, on additionne les demi-équations en enlevant les électrons



et on simplifie les ions hydrogènes

