

**Objectifs :**

- ❖ Montrer expérimentalement le caractère oxydant d'un antiseptique
- ❖ Savoir définir les termes suivant : oxydant, réducteur, oxydation, réduction, couple oxydant/réducteur
- ❖ Savoir en déduire les couples ox/red misent en évidence lors d'une réaction chimique d'oxydo-réduction.
- ❖ Etablir et équilibrer l'équation d'une réaction d'oxydoréduction
- ❖ Décrire un système chimique (par sa composition qualitative et quantitative).
- ❖ Écrire l'équation chimique d'une réaction avec les nombres stœchiométriques corrects.
- ❖ Analyser des résultats expérimentaux.

**I. Exemple de réaction d'oxydo-réduction (ou réaction rédox).**

**1. expérimentation :**

On imprime une lame fer dans une solution de sulfate de cuivre (II). $(\text{Cu}^{2+}, \text{SO}_4^{2-})$	Après quelques instants..	On fait sortir la lame...	La solution est verte-rouille

- Au bout de quelques secondes on observe alors sur la lame de fer un dépôt brun rouge .
- Au bout d'une durée suffisamment longue on observe la décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II).

Caractérisation des ions présents dans la solution verte pâle

On filtre le mélange obtenu et on le traite avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium	Apparition d'un Précipité vert vert d'hydroxyde de fer (II)

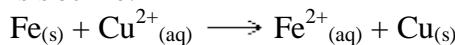
**2. Observations :**

- - La couleur de la solution est passée du bleu au vert rouille.
- Le dépôt métallique rouge-brun sur la lame de fer est identifié comme étant un dépôt de cuivre métallique.

## Réactions d'oxydo-réduction

- La solution obtenue est filtrée puis traitée avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Il apparaît un précipité vert d'hydroxyde de fer (II) (voir photographie).

L'équation de la réaction peut alors s'écrire:



### 3. Interprétation :

Au cours de cette transformation

- Le dépôt rouge est du cuivre métallique constitué d'atomes de cuivre de formule Cu. Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ont **gagné** deux électrons pour devenir des atomes de cuivre selon la demi-équation :



→ On dit que l'ion cuivrique **Cu<sup>2+</sup>** est un **oxydant** ; l'ion cuivrique **Cu<sup>2+</sup>** est **réduit** en atome de cuivre Cu.

- Le précipité vert indique la présence d'ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution verte rouille. Les atomes de la lame de fer Fe

ont **perdu** deux électrons pour devenir des ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  selon la demi-équation :



→ On dit que l'atome de fer **Fe** est un **réducteur** ; l'atome de fer Fe est **oxydé** en ion ferreux  $\text{Fe}^{2+}$ .

- la réaction chimique appelée réaction d'oxydoréduction est modélisée par L'équation-bilan suivante :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

### II. Généralisation: théorie des oxydants et des réducteurs.

#### 1. Définitions et exemples.

##### **Les réducteurs.**

Un réducteur **Red** est une espèce chimique qui peut céder (donner) un ou plusieurs électrons.

##### **Les oxydants.**

Un oxydant **Ox** est une espèce chimique qui peut accepter (capter) un ou plusieurs électrons.

##### Réaction d'oxydo-réduction :

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction chimique durant laquelle se produit un transfert d'électrons. L'espèce chimique qui capte les électrons est nommé «oxydant» ; celle qui les cède, «réducteur»

#### 2. Couple oxydant / réducteur ou couple rédox.

##### **2.1) Expérience : Action des ions argent ( $\text{Ag}^+$ ) sur une lame de cuivre (Cu) :**

			
On met la lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$ )	La solution est bleue.....et un dépôt brillant est sur la lame	On filtre le mélange obtenu et on le traite avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium	Apparition d'un Précipité bleu d'hydroxyde de cuivre(II)

## 2.2) Interprétations :

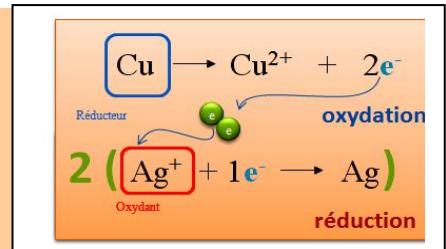
Le dépôt brillant sur la lame de cuivre est de l'argent métallique constitué d'atomes d'argent Ag.

Les ions argent  $\text{Ag}^+$  ont gagné un électron pour devenir des atomes d'argent Ag selon la demi-équation :



- On dit que l'ion argent  $\text{Ag}^+$  est un oxydant ;

l'ion argent  $\text{Ag}^+$  est réduit en atome d'argent Ag.



- Le précipité vert indique la présence d'ions cuivrés  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution bleue.

Les atomes de la lame de cuivre ont perdu deux électrons pour devenir des ions cuivrés  $\text{Cu}^{2+}$  selon la demi-équation :



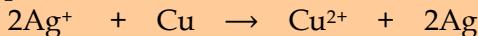
- On dit que l'atome de cuivre Cu est un réducteur ; l'atome de cuivre Cu est oxydé en ion cuivreux  $\text{Cu}^{2+}$ .

### Bilan de la réaction d'oxydoréduction :

$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$  (x2) on multiplie par 2 pour que le nombre d'électrons échangés



### Equation-bilan :



## 2.4) Conclusion:

le couple Ox/Red et la demi-équation électronique :

- Lors de la réaction entre la lame de fer et la solution de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$ ), l'ion cuivreux  $\text{Cu}^{2+}$  est réduit en atome de cuivre Cu selon :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .
- Lors de la réaction entre la lame de cuivre Cu avec la solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$ ), l'atome de cuivre Cu est oxydé en ion cuivreux  $\text{Cu}^{2+}$  selon :  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Ainsi l'atome de cuivre Cu passe sous la forme d'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et inversement : on dit que l'ion cuivreux  $\text{Cu}^{2+}$  et l'atome de cuivre Cu forment un couple oxydant/réducteur et ce couple s'écrit :

*ox/red*

Pour formaliser le passage de l'état oxydé à l'état réduit et inversement, on écrit la demi-équation électronique

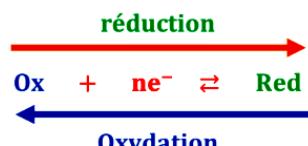
du couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  :



## 2.5) Généralités :

le couple Ox/Red et la demi-équation électronique :

Ox et Red sont des espèces conjuguées. Ox et Red constituent un couple d'oxydo-réduction symbolisé par : oxydant / réducteur (*ox/red*)



**La demi-équation électronique du couple *ox/red* :** oxydant + ne⁻ ⇌ réducteur

**Remarque :** Le réducteur s'oxyde (réaction d'oxydation), l'oxydant se réduit (réaction de réduction). L'oxydo-réduction se compose par conséquent de deux demi-réactions : une oxydation et une réduction.

## 2.4) Exemples de quelques couples ox/red :

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$H^+_{(aq)} / H_{(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^- / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_2_{(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq)	ion iodure	$I_2_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

#### 2.4) Situation des oxydants et des réducteurs dans le tableau périodique des éléments.

- Les principaux oxydants sont les corps simples correspondant aux éléments situés à droite du tableau périodique des éléments ( $O_2$ ,  $Cl_2$  etc...).
- Les principaux réducteurs sont les métaux, en particulier ceux de la colonne I (métaux alcalins) et de la colonne II (métaux alcalino-terreux).

### III. Réaction d'oxydoréduction (ou réaction rédox).

#### 1. Demi-équations d'oxydoréduction.

L'écriture des demi-équations rédox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

- La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.
- La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'**oxygène** (on le trouve dans l'**eau** pour les solutions aqueuses) et/ou des ions  $H^+_{(aq)}$  ou  $H_3O^+$  (pour certaines réactions qui ont lieu en **milieu acide**).

#### 1.1 Premier exemple.

On considère le couple  $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$  et l'on veut écrire la demi-équation rédox correspondante.

On écrit :



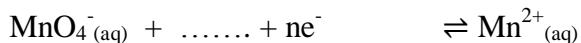
Il faut équilibrer les charges électriques en cherchant la valeur du coefficient n tel que :



#### 1.2 Deuxième exemple.

On considère le couple  $MnO_4^- / Mn^{2+}_{(aq)}$  et l'on veut écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

On écrit:



L'élément manganèse est équilibré.

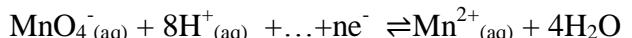
Il faut équilibrer l'élément oxygène.



En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.

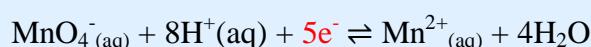
Il faut équilibrer l'élément hydrogène

introduit par l'eau.



En milieu acide on utilise  $H^+_{(aq)}$  (ou  $H_3O^+$ )

Il reste à équilibrer les charges électriques.  
On utilise pour cela les électrons.



## 2.Les réactions d'oxydo-réduction.

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couple rédox. Elle consiste en un transfère d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Une réaction d'oxydoréduction ou rédox correspond à un échange d'électrons entre deux couples :

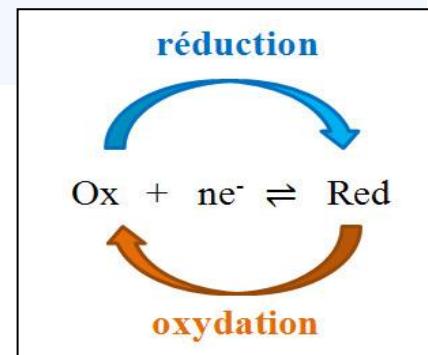
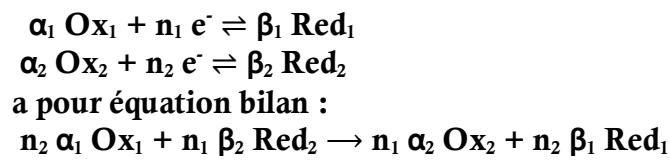
Considérons les 2 couples  $\text{Ox}_1/\text{Red}_1$  et  $\text{Ox}_2/\text{Red}_2$ .

### Écriture d'une réaction redox entre $\text{Ox}_1$ et $\text{Red}_2$

- Écrire la demi-équation du couple redox 1 dans le sens :  $\text{Ox}_1 \rightleftharpoons \text{Red}_1$
- Écrire la demi-équation du couple redox 2 dans le sens :  $\text{Red}_2 \rightleftharpoons \text{Ox}_2$
- Trouver le nombre commun d'électrons échangés
- Appliquer le facteur multiplicatif adéquat à chaque demi-équation
- Effectuer la somme terme à terme
- Vérifier que l'équation bilan est bien équilibrée

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il y aura simultanément :

- oxydation du réducteur 2
- réduction de l'oxydant 1



Une équation d'une réaction redox ne fait pas apparaître les électrons transférés dans l'équation.

### Quelques couples Oxydant /Réducteur courants :

Oxydant	Réducteur	
Ion permanganate	$\text{MnO}_4^-(\text{aq})$	/ $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$
Diiode	$\text{I}_2(\text{aq})$	/ $\text{I}^-(\text{aq})$
Ion fer (III)	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	/ $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

Ion fer (II)	$\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)}$	/	Fe (s)	Métal fer
Ion zinc	$\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$	/	Zn (s)	Métal zinc
Ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$	/	$\text{H}_2 \text{ (g)}$	dihydrogène
Peroxyde d'hydrogène(eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (aq)}$	/	$\text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$	eau
dioxygène	$\text{O}_2 \text{ (g)}$	/	$\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (aq)}$	Peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)
Ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)}$	/	S (s)	Soufre
Dioxyde de soufre	$\text{SO}_2 \text{ (aq)}$	/	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)}$	Ion thiosulfate
Ion tétrathionate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} \text{ (aq)}$	/	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ (aq)}$	Ion thiosulfate
Ion peroxodisulfate	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \text{ (aq)}$	/	$\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$	Ion sulfate
Ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ (aq)}$	/	$\text{Cr}^{3+} \text{ (aq)}$	Ion chrome (III)

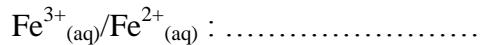
### Exercices d'applications :

A. Ecrire les demi-équations pour les couples suivants :

a) Exemples de couples cation métallique / métal



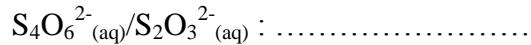
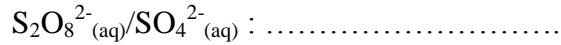
b) Exemple de couple cation métallique / cation métallique



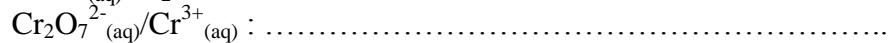
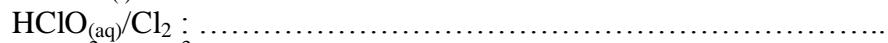
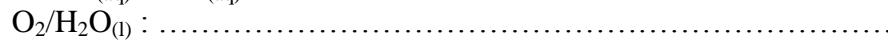
c) Exemples de couples ion métallique / molécule



d) Exemples de couples dans lequel un élément commun s'associe à l'oxygène



*Equilibre en milieu acide :*

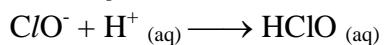
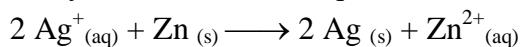


*Equilibre en milieu basique :*

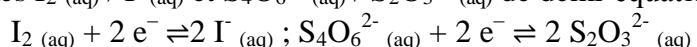
$\text{IO}_3^- \text{(aq)}/\text{I}^- \text{(aq)}$  : .....  
 $\text{MnO}_4^- \text{(aq)}/\text{MnO}_2 \text{(s)}$  : .....  
 $\text{ClO}^- \text{(aq)}/\text{Cl}_2 \text{(g)}$  : .....

**B.**

1) Les réactions dont les équations sont données ci-dessous sont-elles des réactions d'oxydoréduction ? Pourquoi ?



2) Soit les couples  $\text{I}_2 \text{(aq)}/\text{I}^- \text{(aq)}$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} \text{(aq)}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{(aq)}$  de demi-équations d'oxydoréduction :



Ecrire l'équation de la réaction entre les ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{(aq)}$  et le  $\text{I}_2 \text{(aq)}$  :

3) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple  $\text{Fe}^{3+} \text{(aq)}/\text{Fe}^{2+} \text{(aq)}$  et celle du couple  $\text{Sn}^{4+} \text{(aq)}/\text{Sn}^{2+} \text{(aq)}$  puis l'équation-bilan de la réaction entre les ions  $\text{Fe}^{3+} \text{(aq)}$  et  $\text{Sn}^{2+} \text{(aq)}$

4) Etablir la demi-équation d'oxydoréduction du couple  $\text{MnO}_2 \text{(s)}/\text{Mn}^{2+} \text{(aq)}$

En déduire l'équation de la réaction entre les ions fer(II)  $\text{Fe}^{2+} \text{(aq)}$  et le dioxyde de manganèse  $\text{MnO}_2 \text{(s)}$

