

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.


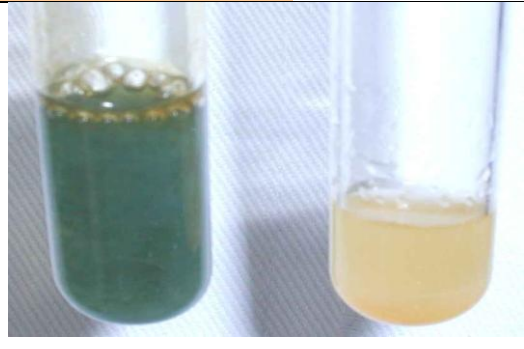
I. Exemple de réaction d'oxydo-réduction (ou réaction rédox).

1. expérience :

			
On immerge une lame fer dans une solution de sulfate de cuivre (II). (Cu^{2+} , 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

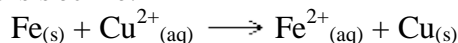
	
On filtre le mélange obtenu et on le traite avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium	Apparition d'un Précipité vert vert d'hydroxyde de fer (II)

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.

- 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 Cu^{2+} ont **gagné** deux électrons pour devenir des atomes de cuivre selon la demi-équation :



→ On dit que l'ion cuivrique Cu^{2+} est un **oxydant** ; l'ion cuivrique Cu^{2+} est **réduit** en atome de cuivre Cu.

- Le précipité vert indique la présence d'ions ferreux Fe^{2+} dans la solution verte rouille. Les atomes de la lame de fer Fe ont **perdu** deux électrons pour devenir des ions ferreux 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 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.

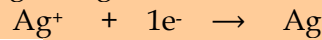
2.1) Expérience : Action des ions argent (Ag^+) sur une lame de cuivre (Cu) :

			
On met la lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , 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 Ag^+ ont gagné un électron pour devenir des atomes d'argent Ag selon la demi-équation :



On dit que l'ion argent Ag^+ est un **oxydant** ;

l'ion argent Ag^+ est **réduit** en atome d'argent Ag.

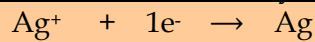
- Le précipité vert indique la présence d'ions cuivriques Cu^{2+} dans la solution bleue.

Les atomes de la lame de cuivre ont **perdu** deux électrons pour devenir des ions cuivriques 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 cuivrique Cu^{2+} .

Bilan de la réaction d'oxydoréduction :

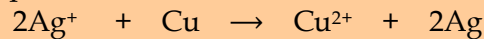


(x2) on multiplie par 2 pour que le nombre

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 (Cu^{2+} , SO_4^{2-}), l'ion cuivrique Cu^{2+}

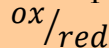
est réduit en atome de cuivre Cu selon : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

Lors de la réaction entre la lame de cuivre Cu avec la solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-), l'atome de cuivre Cu

est oxydé en ion cuivreux 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 Cu^{2+} et inversement : on dit que l'ion cuivrique Cu^{2+}

et l'atome de cuivre Cu forme un couple **oxydant/réducteur** et ce couple s'écrit :



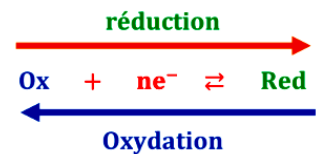
Pour formaliser le passage de l'état oxydé à l'état réduit et inversement, on écrit la demi-équation électronique

du couple Cu^{2+}/Cu : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$.

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 : $\text{oxydant} + \text{ne}^- \rightleftharpoons \text{réducteur}$

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
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- + 8H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diode (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.

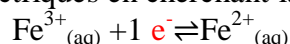
- La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.
- La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'**oxygène** (on le trouve dans l'**eau** pour les solutions aqueuses) et/ou des ions $H^+_{(aq)}$ ou H_3O^+ (pour certaines réactions qui ont lieu en **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 : $Fe^{3+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$

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



1.2 Deuxième exemple.

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

On écrit: $MnO_4^-_{(aq)} + \dots + ne^- \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)}$

L'élément manganèse est équilibré.

IL faut équilibrer l'élément oxygène.

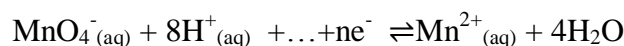
En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.



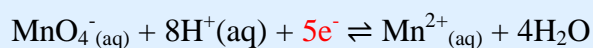
Il faut équilibrer l'élément hydrogène

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 transfert 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 :

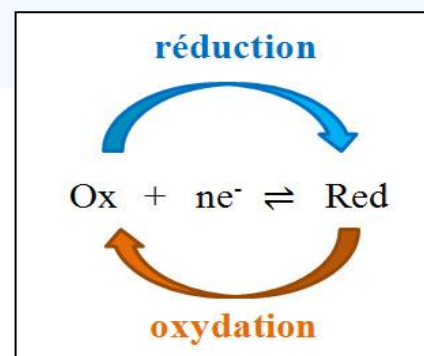
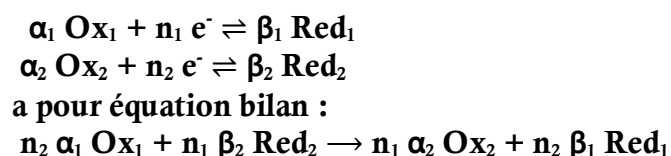
Considérons les 2 couples Ox_1/Red_1 et Ox_2/Red_2 .

Écriture d'une réaction redox entre Ox_1 et 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 rédox ne fait pas apparaître les électrons transférés dans l'équation.

Quelques couples Oxydant /Réducteur courants :

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

Ion fer (II)	$\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	/	$\text{Fe} (\text{s})$	Métal fer
Ion zinc	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$	/	$\text{Zn} (\text{s})$	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	$\text{O}_2 (\text{g})$	/	$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$	Péroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)
Ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$	/	$\text{S} (\text{s})$	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



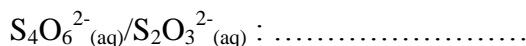
b) Exemple de couple cation métallique / cation métallique



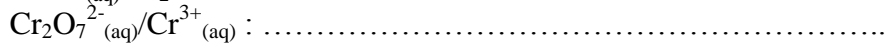
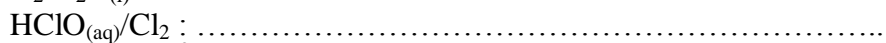
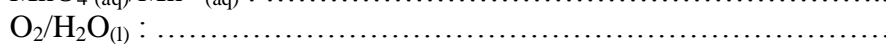
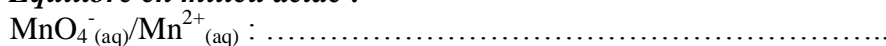
c) Exemples de couples ion métallique / molécule



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



Equilibre en milieu acide :

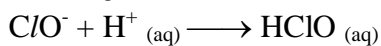
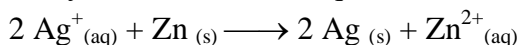


Equilibre en milieu basique :

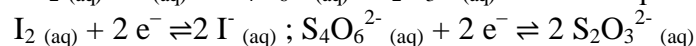
$\text{IO}_3^- (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$:
 $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{MnO}_2 (\text{s})$:
 $\text{ClO}^- (\text{aq}) / \text{Cl}_2 (\text{g})$:

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 $\text{MnO}_2 (\text{s})$

