

Première Partie :
La mesure en
chimie
 Unité 6
 4 H

Les réactions
d'oxydoréduction
 تفاعلات أكسدة - اختزال

1^{er} Bac Sciences

Chimie

I – Les réactions d'oxydoréduction :

1 – Activité :

- On introduit un morceau de coton au fond du tube tulipe et on ajoute limaille de fer $Fe_{(s)}$, puis on verse la solution de sulfate de cuivre II ($Cu_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$) . Il se forme un dépôt rougeâtre sur la limaille de fer.

On verse un peu de filtrat de la solution obtenue dans un tube à essais (1), et on ajoute quelques gouttes de soude

($Na_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$) . Il se forme un précipité vert pâle (2).

a- Quelle est la nature du corps solide rouge qui apparaît sur la limaille de fer ?

La disparition de la couleur bleue indique la consommation des ions $Cu_{(aq)}^{2+}$ et l'apparition du corps solide rouge sur limaille de fer montre la formation du métal cuivre $Cu_{(s)}$.

b- Quel est l'ion qui a été identifié par l'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium ?

L'apparition d'un précipité vert pâle d'hydroxyde de fer II indique que l'espèce chimique détectée est celui des ions fer II $Fe_{(aq)}^{2+}$.

c- Quelles espèces chimiques ont été transformées ?

Les réactifs $Cu_{(aq)}^{2+}$ et $Fe_{(s)}$ se transforment aux produits $Cu_{(s)}$ et $Fe_{(aq)}^{2+}$.

d- Écris l'équation chimique associée à cette transformation.

L'équation de la réaction chimique est $Cu_{(aq)}^{2+} + Fe_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe_{(aq)}^{2+}$

e- Compléter l'écriture qui exprime :

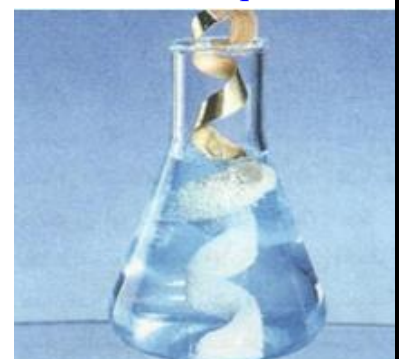
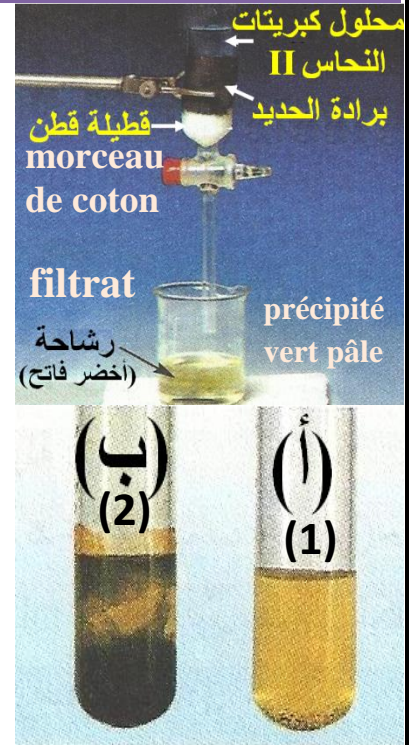
La transformation des ions cuivre II au cuivre : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$.

La transformation de fer aux ions fer II : $Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(aq)}^{2+} + 2e^-$.

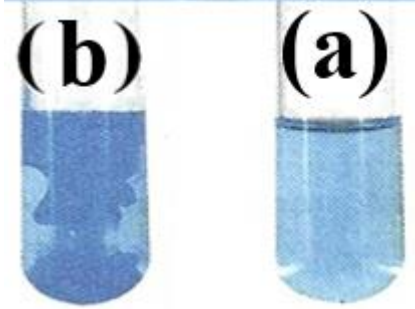
f- Quelle est la nature des particules échangées entre les réactifs pour expliquer cette réaction ? Quel est le nom de cette réaction ?

Les particules échangées entre les réactifs sont les électrons, C'est ce qu'on appelle une réaction d'oxydoréduction.

- On verse un certain volume de solution de nitrate d'argent ($Ag_{(aq)}^+ + NO_{3(aq)}^-$) dans un erlenmeyer, puis on ajoute un morceau de tournure de cuivre $Cu_{(s)}$. Après un temps, la solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'un corps solide brillant sur la tournure de cuivre émergé.



On verse un peu de filtrat de la solution dans un tube à essai (a) puis on ajoute quelques gouttes de soude ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) et il se forme un précipité bleu (b).



a- Quelle est la nature du corps solide brillant qui apparaît sur la tournure de cuivre émergé ?

Le corps solide brillant qui apparaît sur la tournure de cuivre émergé est le métal argenté $Ag_{(s)}$.

b- Quel est l'ion qui a été identifié par l'ajout d'une solution d'hydroxyde de sodium ? La coloration bleue de la solution devient plus intense indique la formation des ions de $Cu^{2+}_{(aq)}$, ce qui est confirmé par un dépôt bleu d'hydroxyde de cuivre II lorsqu'on ajoute une solution d'hydroxyde de sodium.

c- Quelles espèces chimiques ont été transformées ?

Les réactifs $Ag^+_{(aq)}$ et $Cu_{(s)}$ se transforment aux produits $Ag_{(s)}$ et $Cu^{2+}_{(aq)}$.

d- Écris l'équation chimique associée à cette transformation.

L'équation de la réaction chimique est : $Cu_{(s)} + 2 Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2 Ag_{(s)}$

e- Compléter l'écriture qui exprime :

La transformation des ions cuivre II au cuivre : $Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$.

La transformation de cuivre aux ions cuivre II : $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$.

f- Rempli le vide par l'un des mots : gagné – perdu, oxydant – réducteur.

Pour 1^{er} expérience : $Cu^{2+}_{(aq)}$ a gagné deux électrons, alors c'est un oxydant.

Pour 2^{ème} expérience : $Cu_{(s)}$ a perdu deux électrons, alors c'est un réducteur.

g- On dit que $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Cu_{(s)}$ forment un couple oxydant/réducteur, noté *ox/red* exprimé par une demi-équation de la réaction d'oxydoréduction.

Pourquoi forment-ils un couple? Écrire ce couple et sa demi-équation de la réaction.

Les espèces $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Cu_{(s)}$ forment un couple $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ car ils sont conjugués c-à-d il est possible de passer d'une espèce chimique à l'autre en gagnant ou en perdant des électrons selon la demi-équation : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$.

2 – Définitions :

L'**oxydation** est la **perte d'électrons** par une espèce chimique lors d'une réaction.

Exemple : $Cu_{(s)} \xrightarrow{\text{oxydation}} Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ et $Fe_{(s)} \xrightarrow{\text{oxydation}} Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \dots$

La **réduction** est l'**acquisition d'électrons** par une espèce chimique lors d'une réaction.

Exemple : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \xrightarrow{\text{réduction}} Cu_{(s)}$ et $Ag^+_{(aq)} + e^- \xrightarrow{\text{réduction}} Ag_{(s)} \dots$

Remarque : Une espèce chimique ne peut pas s'**oxyder** (perdre des électrons) sauf s'il y a la présence d'une autre espèce chimique se **réduit** (acquérir des électrons), l'**oxydation** et la **réduction** sont **deux phénomènes couplés** et **simultanément**.

L'**oxydant** (*ox*) est toute espèce chimique capable d'**acquérir des électrons** lors d'une réaction chimique. **Exemple :** $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Ag^+_{(aq)} \dots$

Le **réducteur** (*red*) est toute espèce chimique capable de **perdre des électrons** lors d'une réaction chimique. **Exemple :** $Cu_{(s)}$ et $Fe_{(s)} \dots$

La **réaction d'oxydoréduction** est une réaction qui fait intervenir un **échange d'électrons** entre les réactifs, où le **réducteur perd des électrons** et est **acquis par l'oxydant**.

Remarque : Il n'y a pas d'électrons libres dans la solution, car elle est transmise directement de réducteur à l'oxydant car ces milieux doivent rester électriquement neutres, ainsi le nombre d'électrons perdus par le réducteur égal au nombre d'électrons acquis par l'oxydant.

Exemple: $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Fe}_{(aq)}^{2+}$ et $\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{Ag}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Ag}_{(s)}$

3 – Les oxydants et les réducteurs dans le tableau périodique :

Les réducteurs connus et plus importantes sont les métaux trouvés dans la partie gauche du tableau périodique (groupes I et II).

Exemple : $\text{Na}_{(s)}$, $\text{Mg}_{(s)}$ et $\text{K}_{(s)}$

Les oxydants connus et plus importantes sont des corps associés à des éléments trouvés dans la partie droite du tableau périodique (groupes VI et VII).

Exemple : $\text{F}_{2(g)}$, $\text{Cl}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$ et $\text{I}_{2(aq)}$

II – Le couple oxydant/réducteur :

1 – Observations :

En général, selon les conditions expérimentales :

L'oxydant $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ est susceptible de se réduit au réducteur $\text{Cu}_{(s)}$ selon l'équation suivante : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$.

Le réducteur $\text{Cu}_{(s)}$ est susceptible de s'oxyde a l'oxydant $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ selon l'équation suivante : $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$.

Ainsi, les espèces $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$ et $\text{Cu}_{(s)}$ sont conjugués et forment un couple $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$ exprimé par la demi-équation : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$.

2 – Définition :

Les espèces chimiques (ox) et (red) sont conjugués et forment un couple ox/red s'il est possible de passer d'une espèce chimique à l'autre en gagnant ou en perdant des électrons . **Exemple :** $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$, $\text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$ et $\text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$...

3 – La demi-équation d'une réaction d'oxydoréduction :

Le couple ox/red peut être défini par une demi-équation : $\text{ox} + ne^- \rightleftharpoons \text{red}$.



Exemple :

Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Couples ox/red	Demi-équation électronique
Ion aluminium III	Aluminium (métal)	$\text{Al}_{(aq)}^{3+}/\text{Al}_{(s)}$	$\text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}_{(s)}$
Ion étain II	Étain (métal)	$\text{Sn}_{(aq)}^{2+}/\text{Sn}_{(s)}$	$\text{Sn}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}_{(s)}$
Difluor (g)	ion fluorure	$\text{F}_{2(g)}/\text{F}_{(aq)}^-$	$\text{F}_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{F}_{(aq)}^-$
Diode (solide)	Ion iodure	$\text{I}_{2(g)}/\text{I}_{(aq)}^-$	$\text{I}_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{I}_{(aq)}^-$
Ion argent I	Argent (métal)	$\text{Ag}_{(aq)}^+/\text{Ag}_{(s)}$	$\text{Ag}_{(aq)}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)}$
Ion fer II	Fer (métal)	$\text{Fe}_{(aq)}^{2+}/\text{Fe}_{(s)}$	$\text{Fe}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(s)}$
Ion fer III	Ion fer II	$\text{Fe}_{(aq)}^{3+}/\text{Fe}_{(aq)}^{2+}$	$\text{Fe}_{(aq)}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(aq)}^{2+}$
Oxygène (gaz)	Eau (liquide)	$\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Eau (liquide)	Dihydrogène (gaz)	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + 2\text{HO}^-$
Ion hypochlorite	Ion chlorure	$\text{ClO}_{(aq)}^-/\text{Cl}_{(aq)}^-$	$\text{ClO}_{(aq)}^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cl}_{(aq)}^- + 2\text{HO}^-$
Ion permanganate	ion manganèse II	$\text{MnO}_{4(aq)}^-/\text{Mn}_{(aq)}^{2+}$	$\text{MnO}_{4(aq)}^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}_{(aq)}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Ion dichromate	Ion chrome III	$\text{Cr}_2\text{O}_{7(aq)}^{2-}/\text{Cr}_{(aq)}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_{7(aq)}^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}_{(aq)}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

III – Équation d'une réaction d'oxydoréduction :

1 – L'écriture d'une équation de réaction d'oxydoréduction :

Au cours d'une **réaction d'oxydoréduction**, **deux couples** ox_1/red_1 et ox_2/red_2 **participent** où l'**oxydant** d'un des **deux couples** réagit avec le **réducteur** de l'autre. Tout d'abord, il faut déterminer les **deux couples** intervenant dans la **réaction** ox_1/red_1 et ox_2/red_2 , puis on écrit la **demi-équation** de **chaque couple** selon le sens où elles se **produisent**, avec le **nombre d'électrons perdus** par le **réducteur** égal au **nombre d'électrons acquis** par l'**oxydant**.

Ensuite, on écrit l'équation de la **réaction d'oxydoréduction** en « **additionnant** » les **demi-équations**.

Par exemple :

On considère les couples suivants : ox_1/red_1 et ox_2/red_2

Pour le **premier couple** : $n_2 \times (ox_1 + n_1 e^- \rightleftharpoons red_1)$

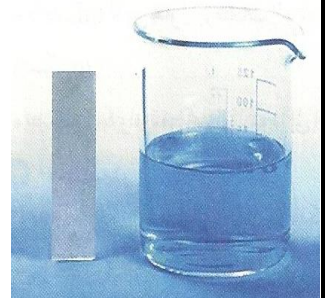
Pour le **deuxième couple** : $n_1 \times (red_2 \rightleftharpoons ox_2 + n_2 e^-)$

On écrit l'équation de la **réaction d'oxydoréduction** est :



2 – Application :

On verse un certain **volume** de **solution** de **sulfate de cuivre II** ($Cu_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$) dans un **bécher**, puis on **immerge** une **plaque** de **zinc** $Zn_{(s)}$ dans cette **solution**. Après un temps, la **couleur bleue** de la **solution disparaître** et Il se **forme** un **dépôt rougeâtre** sur la **plaque** de **zinc** $Zn_{(s)}$.

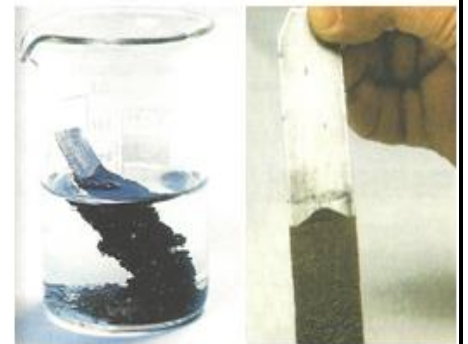


On verse un peu de **filtrat** de la **solution obtenue** dans un **tube à essai** puis on ajoute **quelques gouttes** de **soude**

($Na_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$) et il se **forme** un **précipité blanc**.

a- Quelle est la **nature** du **corps solide rouge** qui **apparaît** sur la **plaque** de **zinc** $Zn_{(s)}$?

La **disparition** de la **couleur bleue** indique la **consommation** des ions $Cu_{(aq)}^{2+}$ et l'**apparition** du **corps solide rouge** sur la **plaque** de **zinc** montre la **formation** du **métal cuivre** $Cu_{(s)}$.



b- Quel est l'**ion** qui a été **identifié** par l'ajout d'une **solution d'hydroxyde de sodium** ?

L'**apparition** d'un **précipité blanc** d'**hydroxyde de zinc** indique que l'**espèce chimique** détectée est celui des ions **zinc** $Zn_{(aq)}^{2+}$.

c- Ecrire l'équation **bilan** de cette **réaction d'oxydoréduction**.

Les **réactifs** : $Cu_{(aq)}^{2+}$ et $Zn_{(s)}$ et les **produits** : $Cu_{(s)}$ et $Zn_{(aq)}^{2+}$

On considère les **couples** suivants : $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$ et $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn_{(s)}$

Les **demi-équations** pour le **premier couple** : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$

Les **demi-équations** pour le **deuxième couple** : $Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

L'équation **bilan** de la **réaction d'oxydoréduction** est :

