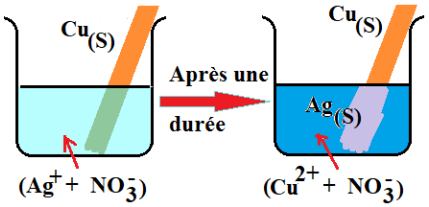
Réaction d'oxydoréduction (4h)

I- Réactions d'oxydo-réduction :

1- Etude expérimentale :

a- Activité :

On immerge partiellement une plaque de cuivre dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$).



b- Remarques

On observe après quelques minutes un dépôt de $Ag_{(S)}$ et la solution prend une couleur bleue.

c- Interprétation :

L'apparition de la couleur bleue s'explique par l'apparition des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ suivant demi-équation :

$Cu_{(S)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$: ***c'est l'oxydation du cuivre*** $Cu_{(S)}$.

Le dépôt $Ag_{(S)}$ se forme sur la plaque de cuivre selon la demi-équation :

$Ag^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ag_{(S)}$ c'est la réduction des 'ion $Ag^+_{(aq)}$.

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

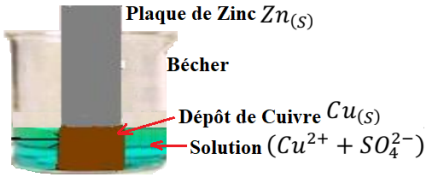
d- Conclusion :

Cette réaction au cours de laquelle il y'a transfert des électrons s'appelle réaction d'oxydo-réduction.
L'espèce qui a subi l'oxydation s'appelle réducteur et l'espèce qui a subi une réduction s'appelle oxydant

2- Demi-équations :

a- Activité : Expérience :

On immerge partiellement une plaque de zinc dans un bécher contenant une solution de sulfate de cuivre $\left(Cu^{2+} + SO_4^{2-}\right)$.



b- Remarque :

On observe, après une durée, un dépôt de cuivre $Cu_{(S)}$ sur la partie immergée de la plaque et on constate la disparition de la couleur bleue qui caractérise les ions Cu^{2+}.

c- Interprétation :

Les ions Cu^{2+} se transforment en cuivre métallique $Cu_{(S)}$,

Les ions Cu^{2+} ont été réduit en $Cu_{(S)}$ selon la demi-équation : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(S)}$: ***c'est une réduction***

Le zinc $Zn_{(S)}$ s'oxyde en Zn^{2+} selon la demi-équation : $Zn_{(S)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$: ***c'est une oxydation***

On obtient l'équation de la réaction bilan suivante : $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(S)} \longrightarrow Cu_{(S)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

d- Conclusion :

L'oxydation est une perte d'électrons par un réducteur
La réduction est un gain d'électrons par un oxydant

Dans le cas général une demi-équation $Ox/Réd$ s'écrit de la manière suivante : $Ox + ne^- \rightleftarrows Réd$

Application 1 : Compléter le tableau ci-dessous :

Le couple (ox/red)	Le réducteur (red)	L'oxydant (ox)	Demi-équation
$\frac{H^+_{(aq)}}{H_{2(g)}}$	.....	.....	....
$\frac{I_{2(aq)}}{I^-_{(aq)}}$	.....	.....	....
$\frac{Fe^{3+}_{(aq)}}{Fe^{2+}_{(aq)}}$	.....	.....	....

$\frac{Fe^{2+}_{(aq)}}{Fe_{(S)}}$	.....		....
$\frac{S_4O^{2-}_{6(aq)}}{S_2O^{2-}_{3(aq)}}$	.....	.....	....
$\frac{ClO^{-}_{(aq)}}{Cl^{-}_{(aq)}}$	.....	.....	....
$\frac{Cr_2O^{2-}_{7(aq)}}{Cr^{3+}_{(aq)}}$	.....	.....	....

3- Equation de la réaction d'oxydo-réduction :

La réaction d'oxydo-réduction est une transformation au cours de laquelle s'effectue un transfert d'électrons entre deux couples : $Ox_1/Réd_1$ et $Ox_2/Réd_2$ selon l'équation bilan suivante : $Ox_1 + Réd_2 \longrightarrow Réd_1 + Ox_2$

Exemple : $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(S)} \longrightarrow Cu_{(S)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

Application 2 :

On ajoutons de sulfate de fer $II\left(Fe^{2+} + SO_4^{2-}\right)$ à une solution de permanganate de potassium $(K^+ + MnO_4^-)$ acidifié. Au cours de dette transformation les ions Fe^{2+} ont été oxydé en ions Fe^{3+}

Et ions permanganates MnO_4^- ont été transformé en ions manganèse Mn^{2+} :

1- Donner les deux couples mise en jeu et établir les deux demi-équations correspondants ainsi l'équation globale.

Exercice 1 :

On ajoute 0,28g de poudre de fer à V=10mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique dont la concentration est C=0,1mol/L. Des ions fer Fe^{2+} se forment, et du dihydrogène gazeux $H_{2\,(g)}$ se dégage :

1- Déterminer l'oxydant et le réducteur, puis écrire les demi-équations et l'équation globale,
2- Dresser le tableau d'avancement de la transformation qui a eu lieu,
3- déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximale x_{max},
4- Exprimer les quantités des matières de chaque espèce chimique à l'état intermédiaire en fonction de x,
5- Calculer les quantités des matières de chaque espèce chimique à l'état finale,
6- Calculer le volume de gaz dihydrogène qui monte dans les conditions de l'expérience (20°C et 1bar).
On donne : R=8,314J.mol^{-1}.K^{-1} et M(Fe)=56g/mol

Exercice 2 :

On immerge une masse m de poudre de plomb Pb(s) dans le volume V=500mL de solution de sulfate de cuivre II ($Cu^{2+}_{(aq)}$+$SO^{2-}_{4(aq)}$) de concentration molaire C=10^{-2}mol/L. des ions plomb $Pb^{2+}_{(aq)}$ se forment et un corps métallique se dépose. La poudre de plomb a complètement disparu, et la masse du corps déposé est de 0,20 g. On donne : M(Cu) = 63,5 g/moL et M(Pb) = 207 g/ moL

1- Déterminer les couples oxydo-réducteurs impliqués dans la réaction,
2- Ecrire les demi-équations et l'équation résultante lors de cette transformation chimique,
3- Dresser le tableau descriptif de la transformation qui a eu lieu,
4- Déterminer la concentration en ions $Pb^{2+}_{(aq)}$ et la concentration en ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ à l'état intermédiaire en fonction de x l'avancement de la réaction,
5- Déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avance maximale x_{max},
6- Déterminer la quantité de matière initiale de la poudre de plomb utilisée et en déduire sa masse initiale.