

Réaction d'oxydoréduction (4h)

I- Réactions d'oxydo-réduction :

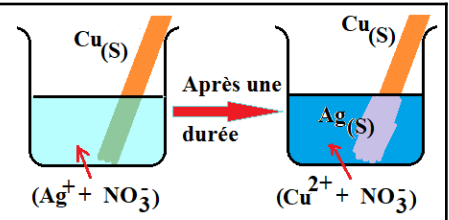
1- Etude expérimentale :

a- Activité :

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

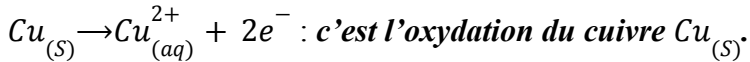
Remarques

On observe après quelques minutes un dépôt de $Ag(s)$ et la solution prend une couleur bleue.

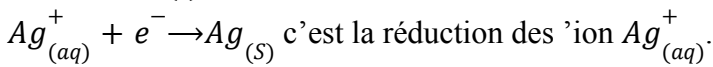


b- Interprétation :

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



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



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

c- 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

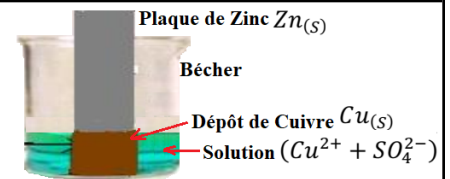
2- Demi-équations :

a- Activité : Expérience :

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

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+} .

b- 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 : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$: **c'est une réduction**

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

On obtient l'équation de la réaction bilan suivante : $Cu_{(aq)}^{2+} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn_{(aq)}^{2+}$

c- 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 : $Ox + ne^- \rightleftharpoons Réd$

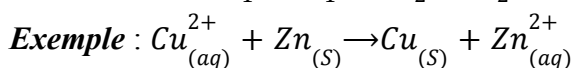
Application 1 : Compléter le tableau ci-dessous :

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

$\frac{Fe^{2+}_{(aq)}}{Fe_{(s)}}$			
$\frac{S_4O_6^{2-}_{(aq)}}{S_2O_3^{2-}_{(aq)}}$			
$\frac{ClO^-_{(aq)}}{Cl^-_{(aq)}}$			
$\frac{Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}}{Cr^{3+}_{(aq)}}$			

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 : $Ox_1 + Réd_2 \rightarrow Réd_1 + Ox_2$



Application 2 :

Dans un bécher contenant une solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) acidifié par quelques gouttes d'acide sulfurique, ajoutons du sulfate de fer II ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$)

On constate que la disparition de la couleur violette et la solution finale prend une coloration rouge brique.

Au cours de cette transformation les ions Fe^{2+} ont été oxydés en ions Fe^{3+}

Alors que les ions permanganates MnO_4^- ont été transformés en ions manganèse Mn^{2+} incolore dans les solutions aqueuses.

- 1- Donner les deux couples mis en jeu,
- 2- Etablir les deux demi-équations correspondantes,
- 3- Donner l'équation oxydoréduction globale,

Application 3 :

On ajoute 0,28g de poudre de fer à V=10mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique dont la concentration est $C=0,1\text{mol/L}$. 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 : $R=8,314\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ et $M(\text{Fe})=56\text{g/mol}$

Application 4 :

On immerge une masse m de poudre de plomb Pb(s) dans le volume V=500mL de solution de sulfate de cuivre II ($Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$) de concentration molaire $C=10^{-2}\text{mol/L}$. Au cours de cette transformation, des ions plomb $Pb^{2+}_{(aq)}$ se forment et un corps métallique se dépose. A la fin de la transformation, on constate que la poudre de plomb a complètement disparu, et la masse du corps déposé est de 0,20 g. On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$ et $M(\text{Pb}) = 207\text{g/mol}$

- 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.

