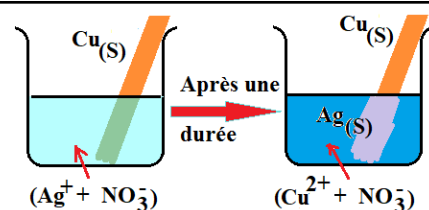


Activité 1 : On immerge partiellement une plaque de cuivre dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$).

Remarques

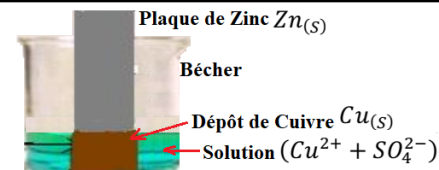
On observe après quelques minutes un dépôt de $Ag_{(s)}$ et la solution prend une couleur bleue.



Activité 2 : 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+} .



Application 1 : Compléter le tableau ci-dessous :

Le couple (ox/red)	Le réducteur (red)	L'oxydant (ox)	Demi-équation
$\frac{H^+_{(aq)}}{H_{2(g)}}$			
$\frac{I^-_{2(aq)}}{I^-_{(aq)}}$			
$\frac{Fe^{3+}_{(aq)}}{Fe^{2+}_{(aq)}}$			
$\frac{Fe^{2+}_{(aq)}}{Fe_{(s)}}$			
$\frac{S_4O_6^{2-}_{(aq)}}{S_2O_3^{2-}_{(aq)}}$			
$\frac{ClO^-_{(aq)}}{Cl^-_{(aq)}}$			
$\frac{Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}}{Cr^{3+}_{(aq)}}$			

Application 2 : Dans un bécher contenant une solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) acidifié par quelques goutte d'acide sulfurique, ajoutons de 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.

Donner les deux couples mis en jeu, puis établir les deux demi-équations correspondantes et l'équation 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=0,1mol/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 : $R=8,314\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ et $M(\text{Fe})=56\text{g/mol}$
-

Application 4 : On immerge une masse m de poudre de plomb Pb(s) dans le volume $V=500\text{mL}$ de solution de sulfate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C=10^{-2}\text{mol/L}$. des ions plomb $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$ 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 : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ 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 $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$ et la concentration en ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ 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.