

## **Introduction :**

Dans la nature il y a un énorme mouvement d'électrons qui sont transférés entre les éléments chimique (ions, atomes et molécule) mais jamais on trouverait ses derniers libres a cause de leurs charges négatives qui les mettent en interactivité avec les donneurs dit réducteur et les accepteurs dit oxydants.

Pour ce TP on s'intéresse aux réactions oxydoréduction en solution, en a effectué cette procédure pour deux solutions en le répétant plusieurs fois. Afin d'obtenir un meilleur résultat. Tout d'abord on va déterminer le titre d'une solution de  $\text{KMnO}_4$  en milieu acide en présence de l'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $2\text{H}_2\text{O}$ ), nous avons ensuite répété la même procédure pour la détermination de la concentration de  $\text{Fe}^{2+}$  contenus dans une solution de  $\text{FeSO}_4$ .

## **Définitions :**

La titrimétrie à titrage est une technique de dosage utilisée en chimie analytique afin de déterminer la concentration d'une espèce chimique en solution.

La méthode de titrage la plus utilisée est la volumétrie ou titrage volumétrique, elle consiste à utiliser une solution de concentration connue (appelé titrant) afin de neutraliser une espèce contenu dans la solution inconnue.

Le point de neutralisation est connu grâce à un indicateur coloré ajouté dans la solution inconnue (cet indicateur change de couleur au moment de la neutralisation).

Les réactions d'oxydoréduction représentent environ les trois quarts des réactions chimiques dans la nature.

Les oxydants sont des éléments chimiques qui ont tendance à gagner des électrons lors des réactions chimique, cette action est appelle : oxydation

Les réductions sont ce qui ont tendance à perdre des électrons lors d'une réaction chimique, cette action est appelle : réduction.

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, de réactions ce produisent simultanément : l'oxydation d'un réducteur (espèce chimique qui cède des électrons) et la réduction d'un oxydant (espèce chimique qui capte des électrons). Un oxydant et son réducteur associé forment un couple oxydant/réducteur, appelé couple redox.

**Partie expérimentale 1 :****But de la manipulation :**

Détermination de la normalité d'une solution donnée de  $\text{KMnO}_4$ .

**Principe de la manipulation :**

Détermination du titre d'une solution de  $\text{KMnO}_4$  en milieu acide en présence de l'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $2\text{H}_2\text{O}$ ) et ceci en utilisant cette réaction.

**Matériels :**

Pipettes de 25 ml et de 10 ml ; Burette de 10 ml ; Plaque chauffante

Solutions de : $(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4, 2\text{H}_2\text{O})(0,02\text{N})$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4(2\text{N})$ ;  $\text{KMnO}_4$

**Mode opératoire :**

On mesurant à l'aide d'une pipette de 25ml la solution de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  de normalité de 0.02N et après y avoir rajouté 10ml de solution 2N d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  sert à la fabrication de nombreux acides, d'engrais, d'explosifs, de colorant et pour le traitement des eaux) on chauffe le liquide jusqu'à 75-80°C, on plaçant la solution  $\text{KMnO}_4$  dans la burette de 10 ml et en ouvrant le robinet de la burette en laissant passer goutte à goutte la solution de  $\text{KMnO}_4$  à la solution chaude en faisant tourner la solution jusqu'à la coloration, dès que la coloration ne disparate pas, on dit que l décoloration intérieure est pratiquement instantanée ou la solution à une teinte rose.

On fait 3 essais, et à chaque fois on prélève le volume de  $\text{KMnO}_4$ . Les résultats sont au tableau ci-dessous.

**Résultats :**

Essai	N° 1	N° 2	N° 3
Volume de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (ml)	25	25	25
Volume de $\text{H}_2\text{SO}_4$ (ml)	10	10	10
Volume $\text{KMnO}_4$ (ml)	2,5	2,6	2,5
Volume moyen $\text{KMnO}_4$ (ml)			$2,5 + 2,6 + 2,5 = 2,53$

Le volume moyen :

$$V_m = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

**Calculs :**

D'après la loi de la volumétrie :

$$N_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} = N_{H_2C_2O_4,2H_2O} \cdot V_{H_2C_2O_4,2H_2O}$$

$$N_{KMnO_4} = \frac{N_{H_2C_2O_4,2H_2O} \cdot V_{H_2C_2O_4,2H_2O}}{V_{KMnO_4}}$$

$$N_{KMnO_4} = \frac{0.02 \cdot 25}{2,53}$$

$$N_{KMnO_4} = 0,19 \text{ Eqg/mol}$$

**Partie expérimentale 2 :****But de la manipulation :**

Détermination de la concentration de  $Fe^{2+}$  contenus dans une solution de  $FeSO_4$

**Principe de la manipulation :**

On détermine la concentration de  $Fe^{2+}$  en utilisant la réaction d'oxydation par l'ion permanganate en milieu acide.

**Matériels :**

Pipettes de ml, burette de ml, érlen Mayer de 100ml,

Solution de :  $KMnO_4$  (de concentration déterminée dans la premier manipulation)

$H_2SO_4$  (2N) et  $FeSO_4$

**Mode opératoire :**

Rendre les ... de  $FeSO_4$  légèrement acide par adjonction de 10 ml de solution  $H_2SO_4$  de normalité (2N) on passe au titrage qui doit être fait à froid, on ajoutant la solution de  $KMnO_4$  jusqu'à apparition d'une coloration rose pale due à l'addition d'une seule goutte en excès de  $KMnO_4$  ;

**Résultats :**

Essai	N° 1	N° 2	N° 3
Volume de $\text{FeSO}_4$ (ml)	25	25	25
Volume de $\text{H}_2\text{SO}_4$ (ml)	10	10	10
Volume $\text{KMnO}_4$ (ml)	1,7	1,6	1,8
Volume moyen $\text{KMnO}_4$ (ml)	$1,7 + 1,6 + 1,8 = 1,7$		

**Calculs :**

D'après la loi de la volumétrie :

$$N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{FeSO}_4} \cdot V_{\text{FeSO}_4}$$

$$N_{\text{FeSO}_4} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{FeSO}_4}}$$

$$N_{\text{FeSO}_4} = \frac{0,19 \cdot 1,7}{25}$$

$$N_{\text{FeSO}_4} = 0,01 \text{ Eqg/mol}$$

**Conclusion**

Lors d'une réaction ox/red il y a échange d'électrons.

Deux réactions se produisent simultanément : l'oxydation d'un réducteur (espèce chimique qui cède des électrons) et la réduction d'un oxydant (espèce chimique qui capte des électrons).

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox qui échangent des électrons