



## MANIPULATION N°4

### Titration d'oxydo-réduction

#### Titration d'oxydo-réduction :

##### 1- Introduction :

Le dosage consiste à déterminer la normalité d'une solution réductrice connaissant celle de la solution oxydante. On se propose d'étudier l'oxydation de l'ion  $Fe^{2+}$  par l'ion permanganate  $MnO_4^-$  en milieu acide.

Ce dosage est appelé **manganométrie**. Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganométrie. La forme oxydante  $MnO_4^-$  est **violette**, la forme réductrice  $Mn^{2+}$  est **incolor**, ce qui permet de déterminer le **point équivalent** sans utiliser d'indicateurs colorés.

##### 2- But du Travail Pratique :

Il s'agit de déterminer la normalité d'une solution ( $FeSO_4$ ), à l'aide d'une solution de Permanganate de Potassium ( $KMnO_4$ ) préparée au laboratoire.

##### 3- Définitions :

3-1. **Oxydation** : Une oxydation est une réaction au cours de laquelle un réactif **cède (perd)** un ou des **électron(s)**.



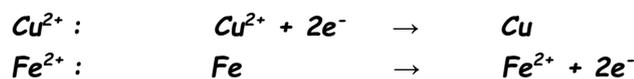
Dans cette réaction, l'ion  $Fe^{2+}$  est la forme oxydée et  $Fe$  est la forme réduite du couple d'oxydoréduction (ou couple redox) ( $Fe^{2+}/Fe$ ).

3-2. **Réduction** : Une réduction est une réaction au cours de laquelle un réactif **capture (prend)** un ou des **électron(s)**.

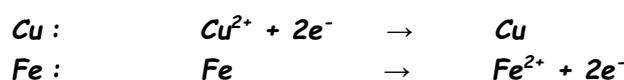


Dans cette réaction, le cuivre métallique est la forme réduite et l'ion  $Cu^{2+}$  est la forme oxydée du couple redox ( $Cu^{2+}/Cu$ ).

3-3. **L'oxydant** : est le réactif capable de provoquer une oxydation c'est à dire qu'il **capte** un ou plusieurs **électrons** à un autre réactif.



3-4. **Le réducteur** : est le réactif capable de provoquer une réduction c'est à dire qu'il **cède** un ou plusieurs **électrons** à un autre réactif.



3-5. **Couple d'oxydo-réduction** : Couple d'oxydo-réduction ou couple **redox** est un couple formé par un oxydant et son réducteur conjugué.





**Exemples de couple rédox :**

Couple rédox	Oxydant	+ n e <sup>-</sup>	↔	Reducteur
Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	↔	Cu
Fe <sup>2+</sup> /Fe	Fe <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	↔	Fe
H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>	2H <sup>+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	↔	H <sub>2</sub>
Ag <sup>+</sup> /Ag	Ag <sup>+</sup>	+ 1 e <sup>-</sup>	↔	Ag

**3-6. Le permanganate de potassium :**

Le permanganate de potassium ( $KMnO_4$ ) est un oxydant particulièrement puissant. Il se présente sous la forme de cristaux violets composés d'ions potassium  $K^+$  et d'ions permanganate,  $[MnO_4]^-$  il est inodore et son goût est amer.

En laboratoire, le permanganate de potassium est utilisé pour réaliser des titrages. À l'équivalence, la solution change en effet de couleur, passant du violet au rose. Le permanganate de potassium sert également au traitement de l'eau puisqu'il permet d'oxyder le fer et le manganèse contenu dans les eaux souterraines. Dans la vie de tous les jours, il peut être utilisé, en solution diluée, pour éliminer les traces noires laissées par les champignons entre les carreaux des salles de bains.

**4- Partie Expérimentale :**

**Titration du fer dans le sulfate ferreux par le permanganate de potassium :**

**Matériel :** Burette, Erlenmeyer, éprouvette, pissette, solution de  $KMnO_4$  (0.1N), solution  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ , Eau distillée,  $H_2SO_4$  (10 %).

- 1- Rincer le matériel. Burette, erlenmeyer, etc...
- 2- Remplir la burette avec la solution de  $KMnO_4$  de Normalité ( $N_A = 0.1N$ ).
- 3- Prendre ( $V_B = 10$  ml) de la solution ( $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ) et verser la dans un erlenmeyer de 250 mL.
- 4- Ajouter environ 5ml de  $H_2SO_4$  à (10 %), et environ 50ml d'eau distillée.
- 5- Poser l'erlenmeyer sur une feuille blanche au-dessous de la burette.
- 6- Réaliser un dosage rapide pour estimer le volume d'équivalence.
- 7- Noter le volume  $V_A$  de ( $KMnO_4$ ) versé.
- 8- Effectuer 2 essais de dosage.

**5- Résultats et calculs:**

**Titration du fer dans le sulfate ferreux par le permanganate de potassium :**

- 1- Quel est le but de la manipulation.
- 2- Ecrire les demi-réactions d'oxydo- réduction, préciser les couples redox.
- 3- Ecrire la réaction globale.
- 4- Noter le volume ( $V_A$ ) de ( $KMnO_4$ ) versé et calculer la normalité ( $N_B$ ) de ( $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ).
- 5- Calculer la Concentration ( $C_B$ ) de la solution ( $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ).
- 6- Que conclure quand le rôle de l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  ?
- 7- Déterminez le réactif limitant de cette réaction ?
- 8- Est ce que en peut remplacer l'acide sulfurique par  $HCl$  ou  $H_3PO_4$  ? Expliquer.