



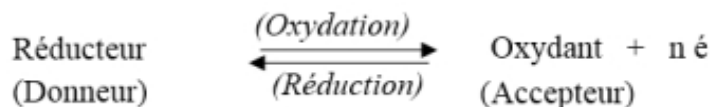
### TP N°4 : Titrage d'oxydo-réduction

#### (Dosage de l'acide oxalique par manganimétrie)

#### I. Généralités :

Les réactions d'oxydoréduction sont des réactions **d'échange d'électrons** faisant intervenir des accepteurs et des donneurs de cette particule : les **oxydants** ont le pouvoir de **fixer** des électrons, les **réducteurs** peuvent **en céder**.

La réaction qui définit la relation entre un réducteur et un oxydant est :



Dans ces réactions, le réducteur s'oxyde en gagnant des électrons, tandis que l'oxydant se réduit en perdant des électrons.

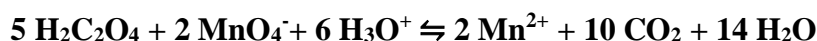
**Oxydation** : Une oxydation est une réaction au cours de laquelle un réactif cède (perd) un ou des électron(s) :  $Red2+ \rightarrow OX2+ n2e-$  (demi-réaction d'oxydation).

**Réduction** : Une réduction est une réaction au cours de laquelle un réactif capture (prend) un ou des électron(s) :  $OX1+ n1e- \rightarrow Red1$  (demi-réaction de réduction).

**Réaction d'oxydoréduction** : somme des deux demi-réactions d'oxydoréduction elle s'écrit sous la forme suivante :  $n2OX1 + n1Red2 \rightarrow n2Red1 + n1OX2$

#### II. Principe de la manipulation :

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



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

Les ions  $H^+$  sont apportés par de l'acide sulfurique en excès (si l'acide n'est pas une quantité suffisante, le permanganate ne se décolore pas totalement et on observe une couleur brune).

Cette réaction est lente au départ, pour activer, on peut chauffer légèrement (ne pas dépasser 60 °C) au début du dosage.

### III. But du TP

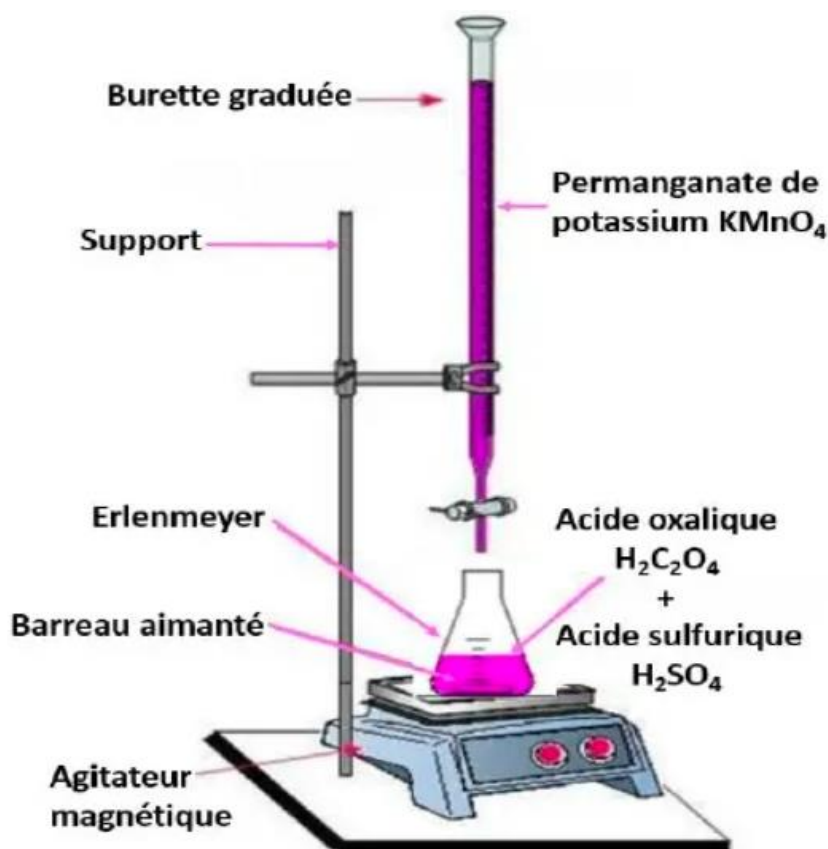
Le dosage consiste à déterminer la molarité ou bien la normalité et la masse d'une solution réductrice connaissant celle de la solution oxydante. On se propose d'étudier l'oxydation de l'acide oxalique par l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$  en milieu acide.

### IV. Partie expérimentale

#### Dosage de l'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )

- 1-Remplir la burette par la solution de permanganate (0.1 N).
- 2-Versez dans un erlenmeyer 10 ml de la solution d'acide oxalique à normalité inconnue
- 3-Ajoutez environ 10 ml d'acide sulfurique (2N).
- 4-Placez l'erlenmeyer dans un cristalliseur et faire chauffer pendant 3 min à 60 °C sous agitation.
- 5-Versez 1 ml de permanganate et attendre jusqu'à la disparition de la couleur rose.
- 6-Continuez à couler la solution de permanganate jusqu'à la persistance de la coloration rose.
- 7-Notez le volume d'équivalence.

Refaire l'opération 2 fois pour s'assurer des résultats.



Dispositif expérimentale du titrage de la solution de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  par  $\text{KMnO}_4$ .

## V. Questions

- 1-Ecrire les demi-réactions d'oxydoréduction en indiquant l'oxydant et le réducteur.
- 2-Ecrire la réaction globale d'oxydoréduction.
- 3-Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? A ce qu'on peut le remplacer par de l'HCl ? Expliquez.
- 4-Calculez la molarité du  $\text{KMnO}_4$  utilisée.
- 5-Calculez la normalité de l'acide oxalique et déduire sa molarité.