

Tp N°05 Manganimétrie

Introduction:

Manganèse, élément chimique métallique cassant, blanc argenté, de symbole Mn et de numéro atomique 25. C'est un élément de transition. Le manganèse est le 12^e élément par son abondance dans la nature: il constitue près de 0,1 p. 100 en masse de la croûte terrestre. Il est largement répandu sous la forme de minerais, tels que la pyrolusite MnO_2 , minéral principal, Chimiquement analogue au fer, le manganèse est très réactif. Il est corrodé à l'air humide et se dissout dans les acides. Il fond vers 1245 °C, bout vers 1960 °C, sa densité est de 7,2 et sa masse atomique de 54,938.

Le sulfate de manganèse MnSO_4 , solide cristallin rose en solution, est synthétisé par action de l'acide sulfurique sur le dioxyde de manganèse. Ce sel est utilisé dans le coton de teinture. Les manganates de sodium et de potassium (NaMnO_4 et KMnO_4) sont des cristaux de couleur pourpre foncé, obtenus par oxydation de sels de manganèse acidifiés. On les utilise comme oxydants et comme désinfectants.

Le but de la manipulation :

- Déterminer la normalité de la solution KMnO_4 .
- Détermination de la molarité.
- Détermination de la concentration massique.

Matériel utilisé :

- Burette ($\Delta = \pm 0.1 \text{ ml}$).
- Pipette de 10 ml ($\Delta = \pm 0.02 \text{ ml}$).
- Erlenmeyer.
- Bécher.
- Eprovette.
- Tube à essai.

Réactifs utilisés :

- Acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$).
- Permanganate de potassium (KMnO_4).
- Eau distillée.

Mode opératoire :

La solution de permanganate préparée de concentration N_{Ox} est à déterminer.

Calcul de masse d'acide oxalique pour préparer une solution aqueuse (0.1N).

Titration de solution de permanganate.

D'abord à partir d'une solution d'acide de 0.1N dont on dispose, faire une dilution pour obtenir 100 ml d'une solution d'acide oxalique de 0.04N.

Pour réaliser le dosage, effectuer les opérations suivantes :

1. Remplir la burette avec la solution de permanganate.
2. Pipeter 10ml de solution diluée d'acide oxalique préparée précédemment, les verser dans un bécher et y ajouter $\frac{1}{4}$ de tube à essai d'acide sulfurique, environ 0.4N.
3. Faire couler une goutte ou deux de permanganate. Comme la réaction est lente à froid, il faut donc chauffer sans dépasser $60^{\circ}C$, pour ne pas décomposer l'acide oxalique.
4. A la disparition de la couleur brune, la réaction est donc amorcée, continuer à faire couler goutte la solution de permanganate de potassium jusqu'à l'obtention d'une coloration rose pâle persistante.

Remarque :

Ne pas trop chauffer pour éviter la déshydratation de l'acide oxalique.



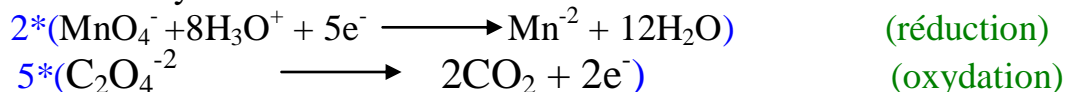
La décoloration doit se faire du rose à l'incolore.

Une teinte brune intermédiaire (MnO_2) indiquait un défaut d'acide sulfurique.

Les réponses :

Dosage de l'acide oxalique par le permanganate :

Réaction d'oxydoréduction



La réaction complète (globale) :



Les réponse

Le tableau des résultats:

<u>N=° titrage</u>	<u>1</u>
Volume versé V_{KMnO_4}	(10.6 + 0.1) ml

$$V_{\text{KMnO}_4} = (10.6 + 0.1)$$

La normalité de $\text{KMnO}_4 = N_0$

$$N_{\text{KMnO}_4} * V_{\text{KMnO}_4} = 2N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} * V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

$$\Rightarrow N_{\text{KMnO}_4} * 10.6 = 0.2 * 40$$

$$N_{\text{KMnO}_4} = 0.37 \text{ N}$$

La molarité M :

D'après la réaction $p=5$

$$N = M * P \Leftrightarrow M = \frac{N}{P} \Rightarrow M = 0.074 \text{ mol/l}$$

La concentration C_m :

M' : La masse molaire.

$$M'_{\text{KMnO}_4} = 158 \text{ g/mol.}$$

$$C_m = M * M' \Leftrightarrow C_m = 0.074 * 158$$

$$C_m = 11.692 \text{ g/l}$$

Les calcul des d'incertitude :

1^{er}) Incertitude de N_{KMnO_4} :

$$\Delta N_{\text{KMnO}_4} = ? \Rightarrow N_0 = ?$$

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = N_R$$

$$\begin{aligned}
V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} &= N_R \\
V_{\text{KMnO}_4} &= V_0 \\
N_0 &= N_R * V_R / V \\
\Rightarrow \ln N_0 &= \ln (N_R * V_R / V_0) \\
\Rightarrow \ln N_0 &= \ln N_R + \ln V_R - \ln V_0 \\
\Rightarrow d N_0 / N_0 &= d N_R / N_R + d V_R / V_R + d V_0 / V_0 \\
\Rightarrow \Delta N_0 / N_0 &= \Delta N_R / N_R + \Delta V_R / V_R + \Delta V_0 / V_0 \\
\Rightarrow \Delta N_0 &= N_0 (\Delta V_R / V_R + \Delta V_0 / V_0) \\
&= 0.37(0.02/40 + 0.1/10.6)
\end{aligned}$$

$$\Delta N_0 = 0.0036 \text{ N}$$

2^{ème}) Incertitude de la molarité M :

$$\begin{aligned}
\Delta M &= ? \\
M &= N/P \Leftrightarrow \ln M = \ln (N/P) \Leftrightarrow \ln M = \ln N - \ln P \\
\Leftrightarrow d M/M &= d N/N - d P/P \\
\Leftrightarrow \Delta M/M &= \Delta N/N + \Delta P/P \\
\Leftrightarrow \Delta M &= 0.074(0.001/0.37)
\end{aligned}$$

$$\Delta M = 0.0002 \text{ mol/l}$$

3^{ème}) Incertitude de la concentration C_m :

$$\begin{aligned}
\Delta C_m &= ? \\
C_m &= M * M' \Leftrightarrow \ln C_m = \ln (M * M') \\
\Leftrightarrow \ln C_m &= \ln M + \ln M' \\
\Leftrightarrow d C_m / C_m &= d M / M + d M' / M' \\
\Leftrightarrow \Delta C_m / C_m &= \Delta M / M + \Delta M' / M' \\
\Leftrightarrow \Delta C_m &= C_m (\Delta M / M) \\
\Leftrightarrow \Delta C_m &= 11.692 (0.0001/0.074)
\end{aligned}$$

$$\Delta C_m = 0.015 \text{ g/l}$$

Le rôle de l'acide oxalique:

Il contient des ions H_3O^+ qui peut capter des électrons perdus par le réducteur (ACIDE OXALIQUE)

Conclusion :

On conclu que le changement de la couleur est due a cause du réduction des ions MnO_4^- (couleur violet). Quand elles unie avec l'acide oxalique ou elles se forment l'ions Mn^{+2} (couleur transparente)

En remarque qu'on peut utiliser ce type de réaction pour obtenir de l'énergie électronique grâce ou électron qui se déplace lors de la réaction

Mode opératoire en dessin :