EXERCICE I : TITRAGE DES ION NITRATE CONTENUS DANS UN ENGRAIS LIQUIDE Spécialité (4points)

La toxicité des nitrates provient essentiellement de leur transformation en nitrites dans l'organisme. La principale source de pollution de l'eau par les nitrates est l'utilisation massive d'engrais. L'exercice suivant se propose d'étudier un protocole permettant de déterminer la teneur en ions nitrate NO_3^- d'un engrais de jardin.

Principe du titrage :

Un excès connu d'ions Fe^{2+} réagit avec les ions nitrate contenus dans une solution préparée à partir d'un engrais liquide. Les ions Fe^{2+} qui n'ont pas réagi sont titrés par une solution de dichromate de potassium.

Protocole expérimental :

On introduit dans un ballon bicol de 500 mL, muni d'un réfrigérant à eau disposé verticalement, 1,00 g d'engrais liquide, 115 mL d'eau distillée, 45,0 mL d'une solution acidifiée de sel de Mohr contenant des ions Fe^{2+} à la concentration molaire $c_1 = 0{,}200$ mol.L^{-1} et 40,0 mL d'acide sulfurique concentré. L'ensemble est porté à ébullition pendant 5 minutes. Après refroidissement, le milieu réactionnel est transvasé en totalité dans un bécher de 500 mL. Une solution de dichromate de potassium de concentration molaire $c_2 = 0{,}100$ mol.L^{-1} permet d'effectuer le titrage des ions Fe^{2+} restants.

Données :

M(N) = 14,0 g.mol^{-1} M(O) = 16,0 g.mol^{-1}
Sel de Mohr : $FeSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$,$6H_2O$: masse molaire M = 392,1 g.mol^{-1}.

1. Quelle masse m faut-il peser pour préparer V = 50,0 mL d'une solution de sel de Mohr de concentration molaire $c = 0{,}200$ mol.L^{-1} ?

2. Quelle est la quantité de matière en ions Fe^{2+}, notée n_1, présente dans un prélèvement de volume $V_1 = 45{,}0$ mL d'une solution de sel de Mohr contenant des ions Fe^{2+} à la concentration molaire $c_1 = 0{,}200$ mol.L^{-1} ?

3. Quel est le nom du montage utilisé dans le protocole expérimental ?

4. Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : $Fe^{3+}_{(aq)}$ / $Fe^{2+}_{(aq)}$ et $NO_3^-{}_{(aq)}$ / $NO_{(g)}$, en déduire que l'équation de la réaction entre les ions nitrate, issus de l'engrais liquide, et les ions Fe^{2+}, contenus dans la solution de sel de Mohr est :

$$4\,H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + 3\,Fe^{2+}_{(aq)} = NO_{(g)} + 2\,H_2O_{(l)} + 3\,Fe^{3+}_{(aq)} \qquad (1)$$

5. *On donne par la suite l'équation de la réaction entre les ions dichromate et les ions Fe^{2+} :*

$$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 14\,H^+_{(aq)} + 6\,Fe^{2+}_{(aq)} = 2\,Cr^{3+}_{(aq)} + 7\,H_20_{(l)} + 6\,Fe^{3+}_{(aq)} \qquad (2)$$

Sachant que le volume équivalent trouvé lors du titrage est : $V_{éq} = 10$ mL, en déduire la quantité de matière n_2 d'ions dichromate versée à l'équivalence.

6. À partir de l'équation de la réaction (2), déterminer la quantité de matière n_3 en ions Fe^{2+} dosée par les ions dichromate *(On pourra éventuellement s'aider d'un tableau d'avancement).*

7. Vérifier que la quantité de matière n_4 en ions Fe^{2+} qui a réagi avec les ions nitrate est $n_4 = 3{,}00\times10^{-3}$ mol.

8. À partir de l'équation de la réaction (1), déterminer la quantité de matière n_5 d'ions nitrate présente dans 1,00 g d'engrais liquide *(On pourra éventuellement s'aider d'un tableau d'avancement).*

9. En déduire la masse d'ions nitrate $m_{nitrate}$ présente dans 1,00 g d'engrais liquide puis trouver le pourcentage massique en ions nitrate $p_{nitrate}$ dans l'engrais liquide.

Le pourcentage massique est défini par $$p_{nitrate} = \frac{m_{nitrate}}{m_{engrais}} \times 100$$