

Terminale Spécialité G - Physique-Chimie
Devoir en classe n°4 bis - Durée : 1h20
Proposition de correction

TENEUR EN ÉLÉMENT AZOTE D'UN ENGRAIS

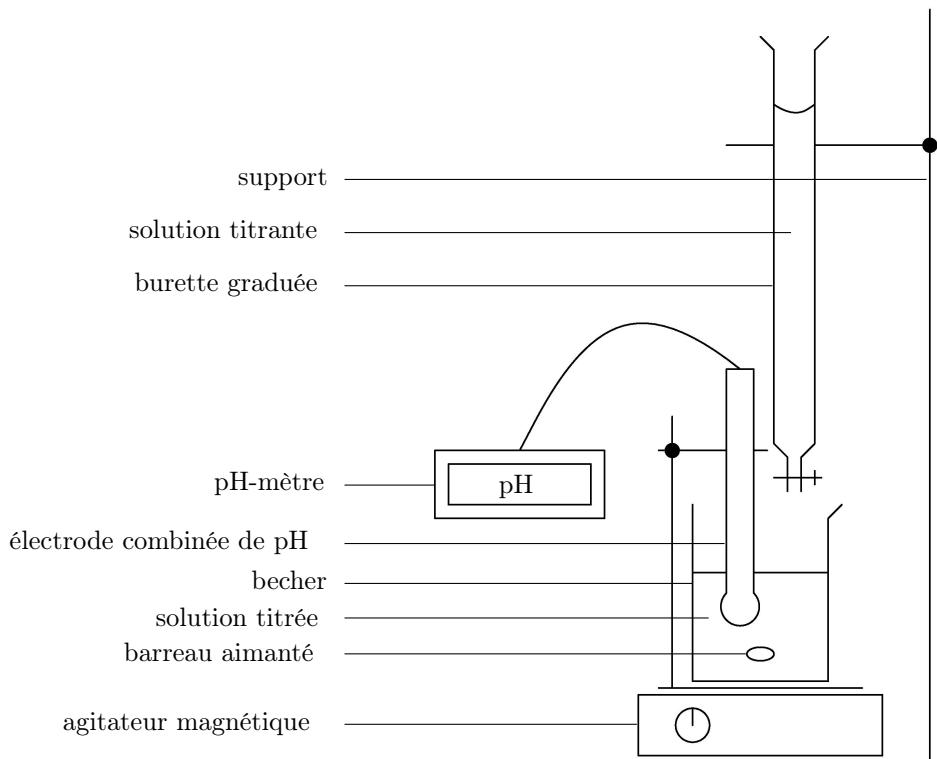
1. Étude de la réaction de titrage

1.1. Équation-bilan de la réaction de titrage : $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

1.2. L'ion ammonium NH_4^+ cède un proton H^+ à l'ion hydroxyde : c'est un acide au sens de Brønsted.

2. Titrage pH-métrique

2.1. Montage permettant de réaliser un titrage pH-métrique :



2.2. Détermination du point équivalent

2.2.1. L'équivalence du dosage est le moment où les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques ou encore le moment où l'on assiste à un changement de réactif limitant. Le point d'équivalence associé est un point d'inflexion pour la courbe de dosage dont les coordonnées (V_{BE} ; pH_E) peuvent être déterminées par la méthode des tangentes par exemple.

2.2.2. La courbe présentant le saut de pH le plus important permet de déterminer l'équivalence avec le maximum de précision. Il s'agit de la courbe correspondant au becher **B₁**.

2.2.3. Sur cette courbe, on trouve (par la méthode des deux tangentes), à l'équivalence : $V_{BE} = 14,0 \text{ mL}$ et $pH_E = 11,1$.

3. Détermination du pourcentage massique en élément azote dans l'engrais

3.1. À l'équivalence, on a introduit les réactifs dans les proportions stoechiométriques. Or, d'après l'équation de la réaction de dosage, les réactifs réagissent mole à mole donc la relation entre les quantités de matière est : $n_0(\text{NH}_4^+) = n_E(\text{HO}^-)$.

3.2. $n_0(\text{NH}_4^+) = n_E(\text{HO}^-) = C_B \cdot V_{BE} = 0,20 \times 14,0 \cdot 10^{-3} = 2,8 \cdot 10^{-3}$ mol

3.3. La quantité de matière calculée précédemment est celle contenue dans 10 mL de solution *S*. Dans la fiole jaugée de 250 mL, il y en a 25 fois plus : $n_S(\text{NH}_4^+) = 25 \times 2,8 \cdot 10^{-3} = 7,0 \cdot 10^{-2}$ mol.

D'après l'équation de dissolution du nitrate d'ammonium : $\text{NH}_4\text{NO}_3_{(s)} = \text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$, on trouve autant d'ions ammonium en solution que l'on a dissout de nitrate d'ammonium solide. La quantité de nitrate d'ammonium présente dans cette fiole est donc également de $7,0 \cdot 10^{-2}$ mol.

3.4. Une mole de nitrate d'ammonium contient deux moles d'azote soit $2 \cdot M_N = 2 \times 14 = 28$ g d'azote. Dans $7,0 \cdot 10^{-2}$ mol de nitrate d'ammonium, on trouve donc une masse d'azote de :
 $m_N = n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot 2 \cdot M_N = 7,0 \cdot 10^{-2} \times 28 = 2,0$ g.

3.5. Pourcentage massique p_N en azote de l'échantillon : $p_N = \frac{m_N}{m} = \frac{2,0}{6,0} = 0,33 = 33\%$. Cette valeur est proche des 34,4% annoncés par le fabricant. On peut calculer l'écart relatif entre les deux valeurs :
 $\epsilon = \left| \frac{p_{N\ exp} - p_{N\ fab}}{p_{N\ fab}} \right| = \left| \frac{33 - 34,4}{34,4} \right| = 4\%$, ce qui représente un écart acceptable.