

**TENEUR EN ÉLÉMENT AZOTE D'UN ENGRAIS**

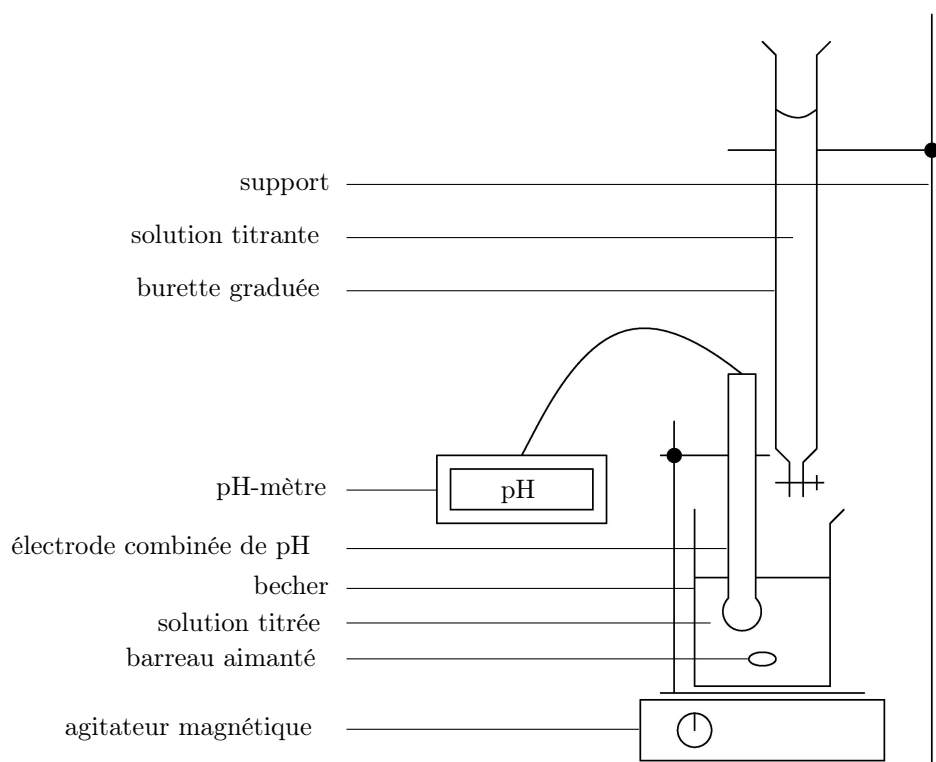
**1. Étude de la réaction de titrage**

**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  $\text{NH}_4^+$  cède un proton  $\text{H}^+$  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 bécher **B<sub>1</sub>**.

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

**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 :  $n_S(\text{NH}_4^+) = 25 \times 2,8 \cdot 10^{-3} = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

D'après l'équation de dissolution du nitrate d'ammonium :  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) = \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ , 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  $7,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

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

**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.