EXERCICE III – Autour du nitrate d'ammonium (5 points)

Le nitrate d'ammonium est un solide ionique de formule NH_4NO_3. Il est utilisé en grande quantité comme engrais mais il a aussi des applications courantes, on le trouve par exemple dans les poches de froid instantané utilisées pour soulager les douleurs musculaires.

L'objectif de cet exercice est d'étudier des solutions aqueuses d'acide nitrique et d'ammoniaque, les deux réactifs permettant la synthèse du nitrate d'ammonium, puis de s'intéresser au rendement de cette synthèse.

Données :

- La conductivité σ (en $S.m^{-1}$) d'une solution est donnée par la relation $\sigma = \Sigma_i \lambda_i C_i$ avec λ_i la conductivité molaire ionique de chacune des espèces ioniques présentes en solution et C_i leur concentration molaire ;
- Conductivités molaires ioniques à 25°C :
  $\lambda(NH_4^+) = 7{,}35\ mS.m^2.mol^{-1}$; $\lambda(Cl^-) = 7{,}63\ mS.m^2.mol^{-1}$; $\lambda(H_3O^+) = 34{,}98\ mS.m^2.mol^{-1}$;
- Masses molaires : $M(HNO_3) = 63{,}0\ g.mol^{-1}$; $M(NH_4NO_3) = 80{,}0\ g.mol^{-1}$
- pKa du couple NH_4^+/NH_3 = 9,2 à 25°C

1. Préparation d'une solution d'acide nitrique nécessaire à la synthèse du nitrate d'ammonium

Pour réaliser la synthèse du nitrate d'ammonium, on utilise une solution aqueuse d'acide nitrique ($H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$) de concentration molaire égale à 1,0 $mol.L^{-1}$ que l'on souhaite préparer à partir d'une solution d'acide concentré.
L'étiquette d'une solution S_1 d'acide nitrique concentré indique que le pourcentage massique en acide nitrique dans la solution est de 58 % c'est-à-dire que 100 g de solution contiennent 58 g d'acide nitrique. Afin de déterminer la masse volumique de la solution S_1, on mesure la masse de 25,0 mL de solution contenue dans une fiole jaugée et on obtient la masse de 33,76 g.

1.1. Déterminer la valeur de la masse volumique notée ρ_1 de la solution S_1.
1.2. Déterminer le volume de 100 g de solution S_1.
1.3. En déduire que la valeur de la concentration molaire en acide nitrique dans la solution S_1 est d'environ12 $mol.L^{-1}$.
1.4. La concentration molaire de la solution S_1 étant trop élevée, notamment pour des raisons de sécurité, on dilue celle-ci pour obtenir 200,0 mL de solution S_2 d'acide nitrique de concentration molaire égale à 1 $mol.L^{-1}$.
Déterminer le volume V_1 de solution S_1 d'acide nitrique à prélever pour réaliser cette dilution.
1.5. Dans la liste suivante, choisir les éléments de verrerie appropriés pour réaliser cette dilution. Justifier.
Liste de matériel : pipette jaugée de 20,0 mL, pipette graduée de 20 mL, éprouvette graduée de 200 mL, éprouvette graduée de 20 mL, fiole jaugée de 200,0 mL, fiole jaugée de 20,0 mL
1.6. La solution S_2 est diluée d'un facteur 100 et la valeur mesurée du pH de la solution fille S_3 est de 2,0. Déterminer si l'acide nitrique est un acide faible ou un acide fort.

2. Titrage de la solution d'ammoniaque

On souhaite vérifier la concentration molaire d'ammoniac NH_3 dans une solution S_4. Pour cela, on réalise un titrage de la solution S_4 par une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$) de concentration molaire égale à 1,0 $mol.L^{-1}$.
Une prise d'essai de volume V = 20,0 mL de la solution S_4 est versée dans un bécher de 500 mL et complétée d'environ 400 mL d'eau distillée. Le titrage est suivi par mesure de la conductivité de la solution.

Les résultats obtenus sont reproduits dans le graphique ci-après :

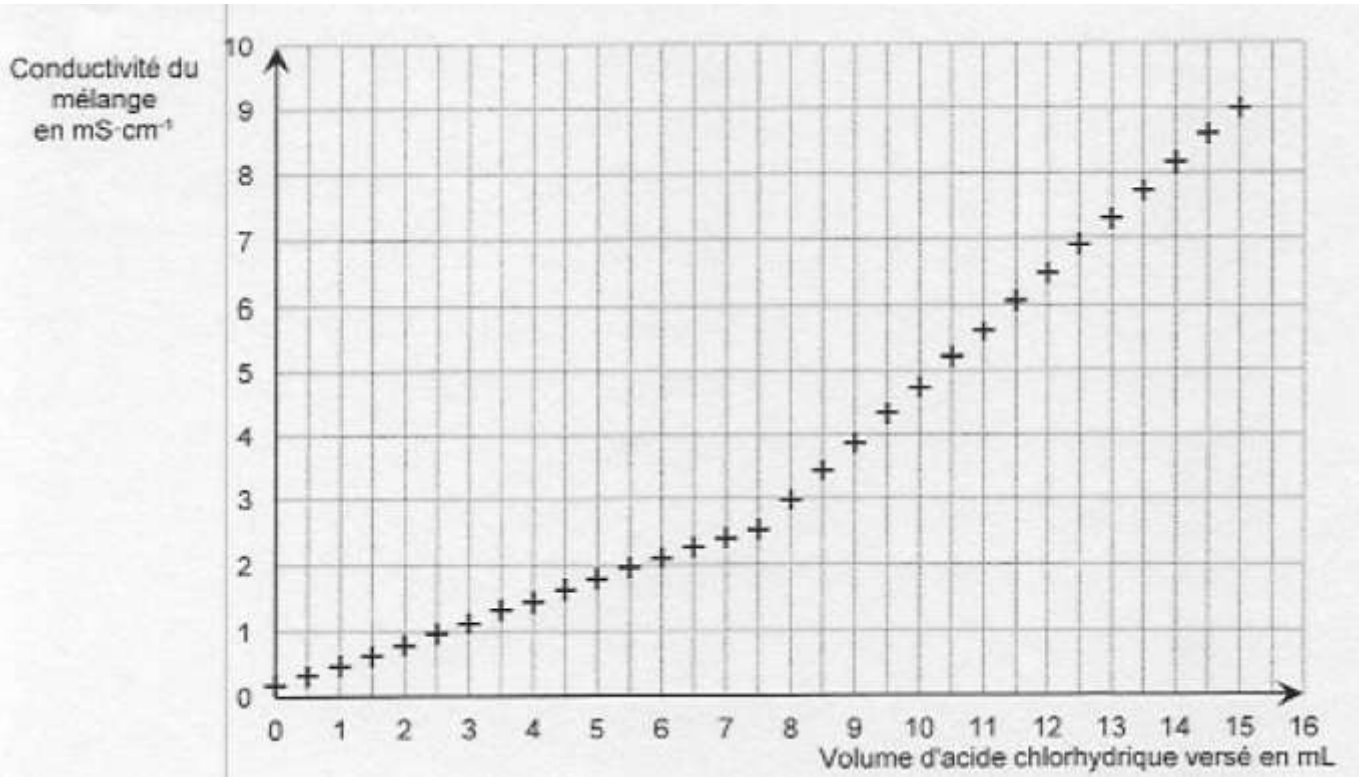


Figure 2. Courbe de titrage de la solution d'ammoniaque S_4 par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire égale à 1,0 mol.L^{-1} suivi par conductimétrie.

2.1. Écrire l'équation de la réaction-support du titrage
2.2. Justifier qualitativement le changement de pente observé dans le graphique de la figure 2.
2.3. Montrer que la valeur de la concentration molaire de la solution S_4 d'ammoniaque est de 0,38 mol.L^{-1}.

3. Synthèse du nitrate d'ammonium

Dans un bécher de 200 mL, on réalise la synthèse du nitrate d'ammonium en mélangeant 25,0 mL de la solution S_2 d'acide nitrique et 25,0 mL de la solution S_4 d'ammoniaque. On obtient expérimentalement une masse de nitrate d'ammonium de 0,88 g.

L'équation de la réaction chimique de synthèse du nitrate d'ammonium est :

$$NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow NH_4NO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

3.1 Calculer le rendement de la synthèse sachant que la réaction est totale.
3.2 Proposer une raison possible sur l'état du solide obtenu en fin de réaction qui expliquerait la valeur de la masse de nitrate d'ammonium mesurée trop élevée. En déduire une solution pour y remédier.