

1. Étude de la réaction de titrage

1.1 On peut écrire $\text{NH}_4^+(\text{aq}) = \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$; l'ion ammonium cède un proton H^+ , c'est donc un acide selon Brönsted.

1.2.1 Équation chimique		$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) = \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	0	$n = C.v$	$n_1 = C_1.v_1$	0	Beaucoup
État au cours de la transformation	x	$C.v - x$	$C_1.v_1 - x$	x	Beaucoup
État final si la transformation est totale	x_{max}	$C.v - x_{\text{max}}$	$C_1.v_1 - x_{\text{max}}$	x_{max}	Beaucoup
État final réel	x_f	$C.v - x_f$	$C_1.v_1 - x_f$	x_f	Beaucoup

1.2.2 quantité de matière d'ion ammonium introduite $n = C.v$,
 $n = 0,0200 \times 0,15 = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 quantité de matière d'ions hydroxyde introduite $n_1 = C_1.v_1$,
 $n_1 = 0,0100 \times 0,15 = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

1.2.3 $[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f = 10^{-\text{pH}}$ et $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f [\text{HO}^-(\text{aq})]_f$ soit $[\text{HO}^-(\text{aq})]_f = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]} = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}}$

$[\text{HO}^-(\text{aq})]_f = \frac{n_{\text{HO}^- \text{ finale}}}{v + v_1}$ donc $n_{\text{HO}^- \text{ finale}} = [\text{HO}^-(\text{aq})]_f \cdot (v + v_1)$

$$n_{\text{HO}^- \text{ finale}} = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}} \cdot (v + v_1)$$

$$n_{\text{HO}^- \text{ finale}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{10^{-9,2}} \times (20,0 + 10,0) \times 10^{-3} = 4,8 \times 10^{-7} \text{ mol d'ions hydroxyde}$$

Avancement final ?

$$n_{\text{HO}^- \text{ finale}} = n_{\text{HO}^- \text{ initiale}} - x_f = n_1 - x_f$$

$$x_f = n_1 - n_{\text{HO}^- \text{ finale}}$$

$$x_f = 1,5 \times 10^{-3} - 4,8 \times 10^{-7} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

1.2.4 Si les ions ammonium correspondent au réactif limitant, $C.v - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = C.v$

$$x_{\text{max}} = 0,15 \times 20 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Si les ions hydroxyde correspondent au réactif limitant, $C_1.v_1 - x_{\text{max}1} = 0$, soit $x_{\text{max}1} = C_1.v_1$

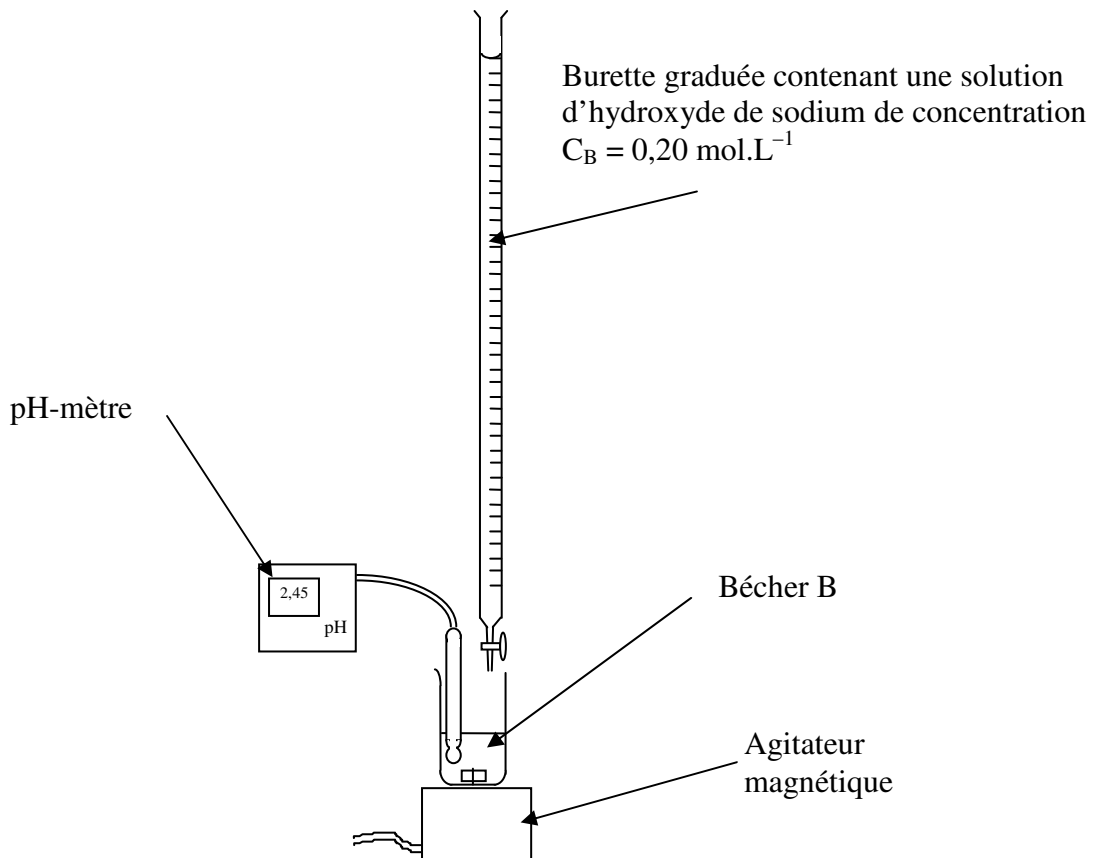
$$x_{\text{max}1} = 0,15 \times 10 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$x_{\text{max}1} < x_{\text{max}}$, les ions hydroxyde correspondent au réactif limitant et $x_{\text{max}} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

1.2.5 $x_f = x_{\text{max}}$, donc la transformation est totale.

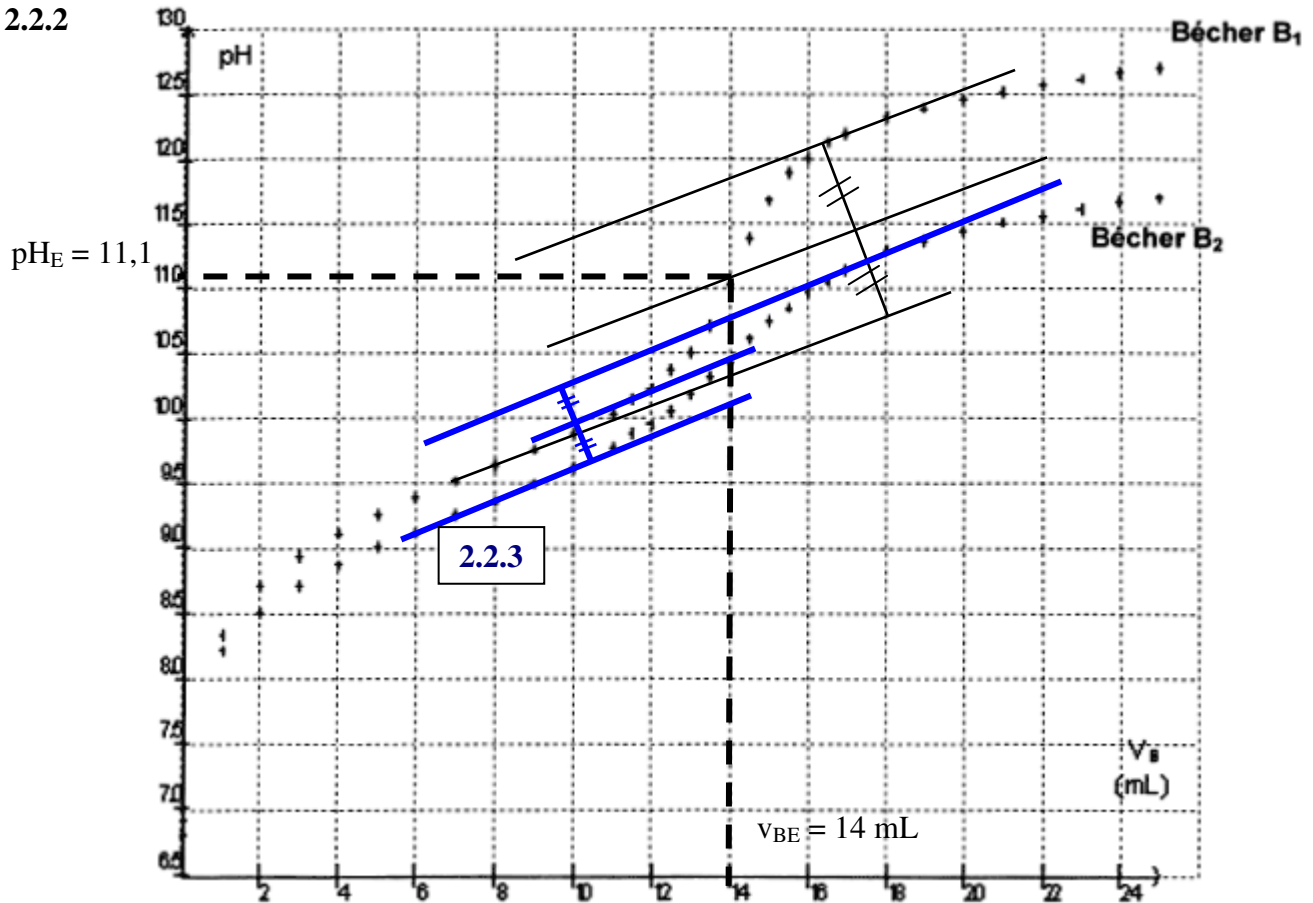
2. Titrage pH-métrique

2.1



2.2.1 A priori la détermination la plus précise du point d'équivalence correspondra au saut de pH le plus important, soit la courbe correspondant au **bécher B₁**.

2.2.2



Les coordonnées du point équivalent sont ($V_{BE} = 14 \text{ mL}$; $pH_E = 11,2$)

2.2.3 1^{ère} méthode : On applique à nouveau la méthode des tangentes pour la courbe correspondant au becher B₂. On constate que le volume équivalent est le même que celui obtenu précédemment. L'ajout d'eau n'a pas d'influence sur ce volume équivalent.

2^e méthode : L'ajout d'eau distillée ne modifie pas la quantité d'ions NH₄⁺ initialement présente dans le bécher, car la transformation entre NH₄NO₃ et H₂O est totale et H₂O est en excès aussi bien dans le becher 1 que dans le becher 2. La quantité de soude à verser pour atteindre l'équivalence n'est donc pas modifiée.

2.3 On peut faire calculer la dérivée $\frac{dpH}{dv_B}$ à un tableur.

On affiche la courbe $\frac{dpH}{dv_B} = f(v_B)$ et V_{BE} correspondra à l'abscisse de l'extremum de la courbe.

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

3.1 L'équivalence correspond au changement de réactif limitant. À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. Ici on a versé autant d'ions hydroxyde qu'il y avait initialement d'ions ammonium.

3.2 À l'équivalence les ions ammonium sont totalement consommés.

D'après l'équation support de titrage, le milieu réactionnel contient de l'eau et de l'ammoniaque. Enfin les ions spectateurs sodium Na⁺ et nitrate NO₃⁻ sont également présents.

Soit le couple acide/base NH₄⁺ / NH₃, la base conjuguée NH₃ prédomine sur l'acide ammonium NH₄⁺, le pH à l'équivalence est alors supérieur au pK_A de ce couple. Si ce pK_A est supérieur à 7,0 alors la solution est basique. (le pK_A, non donné dans l'énoncé, vaut effectivement 9,2)

3.3 À l'équivalence les réactifs sont totalement consommés, appelons x_E l'avancement à l'équivalence, en utilisant le tableau d'avancement :

$$n_{NH_4^+ \text{ finale}} = 0, \text{ tous les ions ammonium présents initialement ont été dosés } n_0(NH_4^+) - x_E = 0$$

$$\text{soit } x_E = n_0(NH_4^+)$$

$$n_{HO^- \text{ finale}} = 0, \text{ tous les ions hydroxyde versés ont été consommés } n_e(HO^-) - x_E = 0$$

$$\text{soit } x_E = n_e(HO^-)$$

$$\text{Finalement } n_e(HO^-) = n_0(NH_4^+)$$

$$\mathbf{3.4} \quad n_0(NH_4^+) = C_B \cdot V_{BE}$$

$$n_0(NH_4^+) = 0,20 \times 14 \times 10^{-3} = \mathbf{2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}} \text{ dans 10 mL de solution S}$$

3.5 On a prélevé un volume V = 10 mL de la solution S, la fiole jaugée a un volume de 250 mL soit un volume 25 fois plus grand.

$$n(NH_4^+) = 25 \times n_0(NH_4^+) = \mathbf{7,0 \times 10^{-2} \text{ mol}} \text{ dans 250 mL de solution S}$$

D'après l'équation de dissolution NH₄NO_{3(s)} = NH₄⁺_(aq) + NO₃⁻_(aq) considérée totale, une mole de nitrate d'ammonium conduit à l'apparition d'une mole d'ions ammonium : la quantité de nitrate d'ammonium est la même que n(NH₄⁺).

$$\mathbf{n(NH_4NO_3) = n(NH_4^+) = 7,0 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

3.6 Dans une mole de nitrate d'ammonium NH₄NO₃ il y a 2 moles d'azote, soit n(N) = 2 moles.

$$n(N) = \frac{m(N)}{M(N)} \text{ donc } m(N) = n(N) \cdot M(N)$$

$$m(N) = 2 \times 14 = \mathbf{28 \text{ g d'azote}}$$
 dans une mole de NH₄NO₃.

masse d'azote dans l'échantillon :

$$28 \text{ g} \Leftrightarrow 1 \text{ mole de } NH_4NO_3$$

$$m \text{ g} \Leftrightarrow 7,0 \times 10^{-2} \text{ mol de } NH_4NO_3$$

$$m = 28 \times 7,0 \times 10^{-2} = \mathbf{2,0 \text{ g d'azote}}$$
 dans l'échantillon.

$$\mathbf{3.7} \quad \% (N) = \frac{m(N)}{m} \quad \% (N) = \frac{2,0}{6,0} = 33\%$$

Le fabricant donne un pourcentage de 34,4%, ce qui fait un écart de relatif de 4%, l'indication donnée par le fabricant semble correcte.