

Exercice n° 55

détachant S_0 dilution par 100 solution S de concentration C
 18% en masse de $NH_3(aq)$ 100 mL
 concentration C_0

Burette graduée

acide chlorhydrique solution titrante
 $\begin{cases} C_A = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ V_{AE} = 18,7 \text{ mL} \end{cases}$

erlenmeyer
 agitateur
 magnétique
 barreau aimanté

ammoniacque solution titrée
 $\begin{cases} V_B = 10,0 \text{ mL} \\ C = ? \end{cases}$

indicateur coloré BBT

① a) à $25^\circ C$, le pH de la solution S est 11,1

$$[H_3O^+] = C_0 \times 10^{-pH} = 10^{-11,1} = 7,9 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{7,9 \times 10^{-12}} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

pH > 7 donc la solution est basique

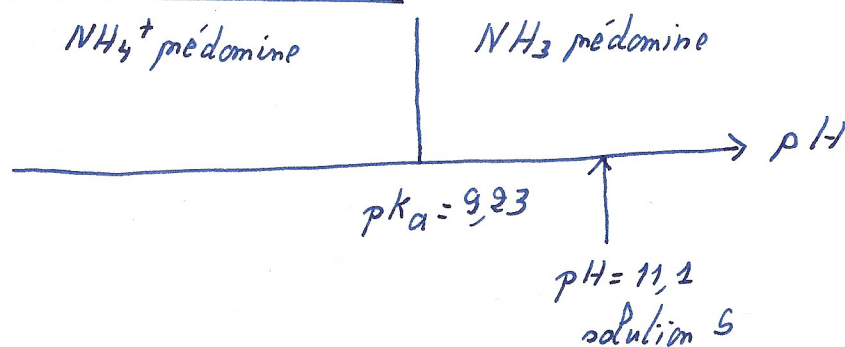
$$[HO^-] > [H_3O^+]$$

② couple acide / base de l'ammoniac $NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$
acide base



L'acide donne la base conjuguée et un H^+

③ diagramme de prédominance



A $pH = 11,1$ dans la solution S, l'espèce chimique qui prédomine est $NH_3(aq)$.

② a) L'équation support de la réaction de titrage est



$$K = \frac{[\text{NH}_4^+(\text{aq})] \times 1}{[\text{NH}_3(\text{aq})] \times [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1}{K_A} = \frac{1}{10^{-9,23}} = 10^{9,23}$$

La constante K est très élevée ($K > 10^4$) donc la réaction est considérée comme totale.

Remarque :

La constante d'équilibre, notée K est une valeur qui caractérise l'état d'équilibre d'une réaction chimique. Elle est définie comme le rapport des concentrations des produits de la réaction par la concentration des réactifs.

③ Lorsque $V_A = 6,0 \text{ mL}$ on est avant l'équivalence. L'acide H_3O^+ est le réactif limitant.



Etat initial	$C \times V_B$	$C_A \times V_A$	0	solvant
Etat final	$C \times V_B - x_f$	$C_A \times V_A - x_f$	x_f	solvant
Etat hypothétique (réaction totale)	$C \times V_B - x_{\max}$	$C_A \times V_A - x_{\max}$	$x_{\max}$	solvant

$$x_{\max} = C_A \times V_A = 5,0 \times 10^{-2} \times 6,0 \times 10^{-3} = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = \frac{C_A \times V_A - x_f}{V_A + V_B}$$

$$\text{Soit } (V_A + V_B) \times 10^{-pH} = C_A \times V_A - x_f$$

$$x_f = C_A \times V_A - (V_A + V_B) \times 10^{-pH}$$

$$x_f = 5,00 \times 10^{-2} \times 6,0 \times 10^{-3} - (6,0 + 10,0) \times 10^{-3} \times 10^{-10,9}$$

$$x_f = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

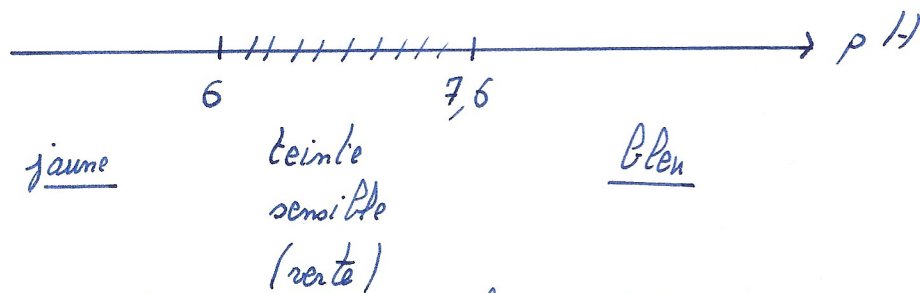
Le taux d'avancement est $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{3,0 \times 10^{-4}}{3,0 \times 10^{-4}} = 1$

③a La solution passe de la couleur bleue (en milieu basique) à

la couleur jaune (en milieu acide)

$$V_{AE} = 18,7 \text{ mL}$$

③ Pour le BBT, la zone de virage est comprise entre $pH = 6$ et $pH = 7,6$ donc on peut dire que $6 < pH < 7,6$



③ A l'équivalence du titrage, les réactifs ont réagi dans des proportions stoechiométriques : $n_A = n_B$

$$C_A \times V_{AE} = C \times V_B$$

On en déduit que

$$C = \frac{C_A \times V_{AE}}{V_B}$$

$$\text{A.N.} \quad C = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 18,7 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,094 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = \underline{94 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

La solution commerciale étant diluée 100 fois

$$F = \frac{C_0}{C} \quad C_0 = F \times C$$

$$C_0 = 100 \times 9,4 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_0 = 9,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Pourcentage en masse

$$P_{\text{act}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} = \frac{C_0 \times V \times M_{\text{soluté}}}{\rho_0 \times V} = \frac{C_0 \times M}{\rho_0 \rightarrow (\text{g} \cdot \text{L}^{-1})}$$

$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$
 $\downarrow$
 $(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$

$$P_{\text{exp}} = \frac{9,4 \times 170}{920} = 0,174 = 17,4 \%$$

e) On calcule le z-score

$$z = \frac{|P_{\text{exp}} - P_{\text{ref}}|}{u(p)} = \frac{18 - 17,4}{0,5} = 1,2$$

La valeur est inférieure à 2. On peut donc conclure que la valeur expérimentale P_{exp} est conforme à la valeur de référence.