

TP Chimie 07 – Titrages du vinaigre

1. V_{vinaigre} = volume pour $m_{\text{vinaigre}} = 100 \text{ g}$ de vinaigre
 n_0 = quantité de matière d'acide éthanóique dans V
 m_0 = masse d'acide éthanóique dans V ($m_0 = D$)
 M_0 = masse molaire de l'acide éthanóique (60 g.mol^{-1})
 ρ_{vinaigre} = masse volumique du vinaigre

$$C_{\text{théorique}} = \frac{n_0}{V_{\text{vinaigre}}} = \frac{m_0}{M_0 \times V_{\text{vinaigre}}} = \frac{D}{M_0 \times \frac{m_{\text{vinaigre}}}{\rho_{\text{vinaigre}}}}$$

$$C_{\text{théorique}} = \frac{D \times \rho_{\text{vinaigre}}}{M_0 \times m_{\text{vinaigre}}}$$

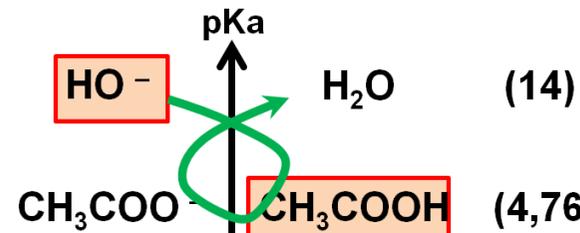
$$\underline{\text{AN}} \rightarrow C_{\text{théorique}} = \frac{8 \times 1050}{60 \times 100} = 1,40 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Diluer **d'un facteur 10** nécessite d'utiliser une **pipette jaugée** et une **fiolle jaugée**, cette dernière devant avoir un volume **10 fois plus grand** que celui de la pipette.

Fiolle jaugée de **100 mL**
 Pipette jaugée de **10,0 mL**

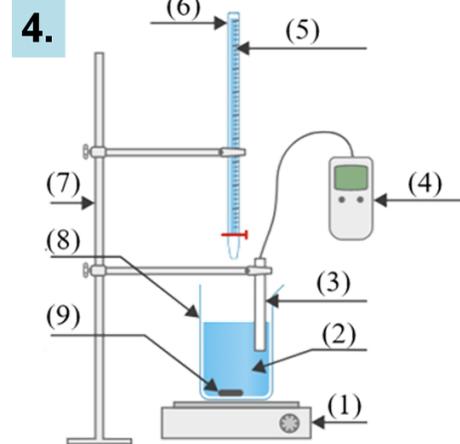
➔ Protocole expérimental :

- Prélever 10,0 mL du vinaigre pur à l'aide d'une pipette jaugée préalablement conditionnée ;
- Les introduire dans une fiolle jaugée de 100,0 mL préalablement conditionnée ;
- Remplir la fiolle jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- Boucher puis agiter par retournements successifs pour homogénéiser la solution.



$$K = 10^{9,24} > 10^3$$

Réaction **totale**



(5) Hydroxyde de sodium

$$(\text{Na}^+_{(\text{aq})}, \text{HO}^-_{(\text{aq})})$$

$$C_B = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_{BE} \approx 14 \text{ mL}$$

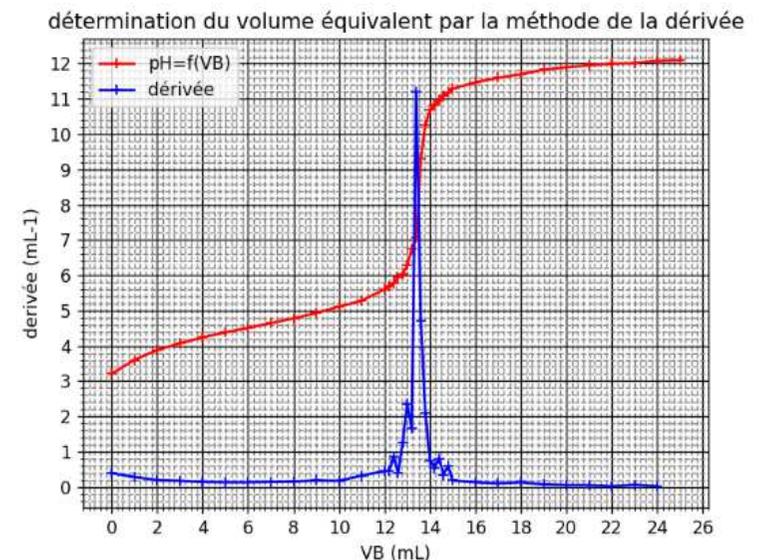
(2) Acide éthanóique

$$(\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})})$$

$$C_1 = ?$$

$$V_1 = 20,0 \text{ mL}$$

- 5-6- L'exploitation des 2 premières parties du programme Python permettent de tracer les courbes ci-dessous.



On en déduit $V_{BE} = 13,50 \text{ mL}$ (volume correspondant au pic de la fonction dérivée) et $pH_E = 8,5$ (pH, à lire sur la courbe rouge, correspondant au volume V_{BE}).

7- A l'équivalence, le réactif titrant (HO^-) et le réactif titré (CH_3COOH) ont été **mélangés dans les proportions stœchiométriques**. Comme cela a été vu à la question 3-, on a donc la relation :

$$C_1 \times V_1 = C_B \times V_{BE}, \quad \text{soit} \quad C_1 = C_B \times V_{BE} / V_1$$

$$\underline{AN} \rightarrow C_1 = 0,200 \times 13,50 / 20,0$$

$$\text{Soit } C_1 = 0,135 \text{ mol.L}^{-1}$$

8- Le vinaigre pur ayant été dilué 10 fois pour obtenir la solution S_1 , on en déduit donc que **le vinaigre pur était 10 fois plus concentré que S_1** , donc à une concentration C_0 telle que $C_0 = 10 \times C_1$, soit $C_0 = 1,35 \text{ mol.L}^{-1}$

9- Si on avait dosé 20,0 mL de vinaigre pur, celui-ci étant 10 fois plus concentré que la solution S_1 , **il aurait fallu verser un volume 10 fois plus grand de la même solution titrante**, ce qui aurait conduit à un volume équivalent de l'ordre de 135 mL. **Ceci n'est évidemment pas raisonnable !**

A la rigueur, on aurait pu doser 20,0 mL du vinaigre pur et toujours avoir un volume équivalent de l'ordre de 13,5 mL mais **il aurait fallu que la solution titrante soit 10 fois plus concentrée, donc de l'ordre de 2 mol.L^{-1}** , ce qui n'est pas non plus raisonnable pour des questions de sécurité.

10- Les incertitudes sur V_0 , V_{firole} et V_1 sont liées aux tolérances de la verrerie utilisée pour ces volumes par la formule :

$$u = \text{tolérance} / \sqrt{3}$$

Les tolérances pour V_0 , V_{firole} et V_1 valant respectivement **0,03 mL – 0,10 mL et 0,03 mL**. On en déduit donc les valeurs suivantes :

$$u(V_0) = \frac{\text{tolérance}(V_0)}{\sqrt{3}} = \frac{0,03}{\sqrt{3}} = 0,0173 \text{ mL}$$

$$u(V_{firole}) = \frac{\text{tolérance}(V_{firole})}{\sqrt{3}} = \frac{0,10}{\sqrt{3}} = 0,0577 \text{ mL}$$

$$u(V_1) = \frac{\text{tolérance}(V_1)}{\sqrt{3}} = \frac{0,03}{\sqrt{3}} = 0,0173 \text{ mL}$$

11- La burette a une graduation de **0,05 mL** et sa tolérance est de **0,03 mL**. On fait donc le calcul suivant :

$$u(V_{BE}) = \sqrt{2 \times \left(\frac{0,05}{2\sqrt{3}}\right)^2 + \left(\frac{0,03}{\sqrt{3}}\right)^2} = 0,0268 \text{ mL}$$

12- On applique la formule ci-dessous :

$$u(C_0) = C_0 \times \sqrt{\left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u(V_0)}{V_0}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{firole})}{V_{firole}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{BE})}{V_{BE}}\right)^2}$$

$$u(C_0) = 1,35 \times \sqrt{\left(\frac{0,005}{0,200}\right)^2 + \left(\frac{0,0173}{10}\right)^2 + \left(\frac{0,0577}{100}\right)^2 + \left(\frac{0,0173}{20}\right)^2 + \left(\frac{0,0268}{13,5}\right)^2}$$

$$u(C_0) = 0,04 \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } C_0 = 1,35 \pm 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

13- L'écart normalisé est donné par la formule :

$$EN = \frac{|C_0(\text{exp}) - C_0(\text{théo})|}{\sqrt{u(C_0(\text{exp}))^2 + u(C_0(\text{théo}))^2}} \quad \text{soit} \quad EN = \frac{|C_0(\text{exp}) - C_0(\text{théo})|}{u(C_0(\text{exp}))}$$

car il n'y a à priori pas d'incertitude sur la concentration théorique, ou, du moins, elle est probablement négligeable par rapport à l'incertitude sur la concentration expérimentale.

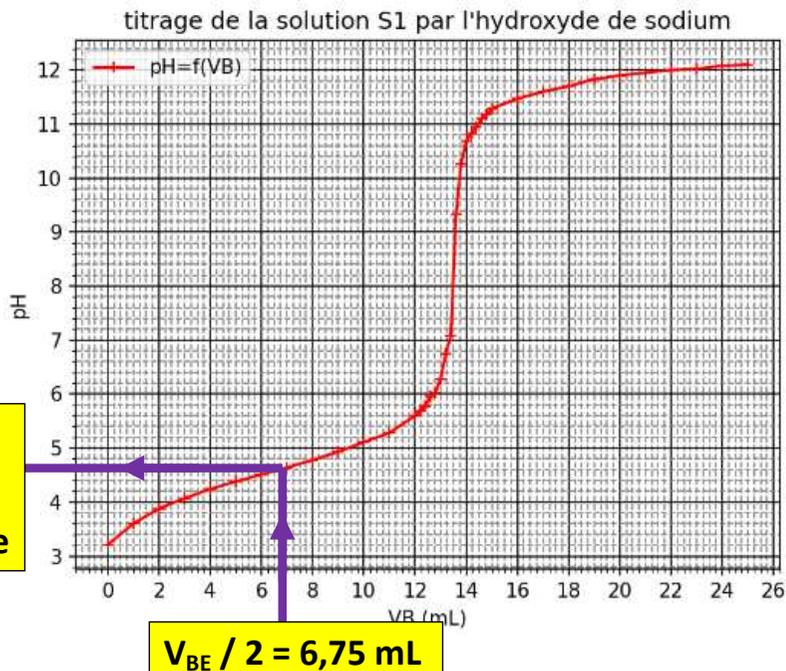
$$EN = \frac{|1,35 - 1,40|}{0,04} = 1,3$$

► Cet écart normalisé **inférieur à 2** témoigne d'un **bon accord entre la valeur expérimentale et la valeur théorique.**

14- On rappelle qu'on peut déterminer le pK_A du couple CH_3COOH / CH_3COO^- auquel appartient l'acide éthanoïque dosé **en repérant la valeur du pH pour lequel on se trouve à la demi-équivalence.**

Ici, l'équivalence a été repérée pour $V_{BE} = 13,5 \text{ mL}$ de solution titrante versé. On sera donc à la demi-équivalence de ce titrage lorsque **$V_B = V_{BE} / 2 = 6,75 \text{ mL}$.**

On lit alors $pH_{1/2 \text{ équivalence}} = pK_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4,7$



15- Il faut choisir un indicateur coloré dont la zone de virage contient la valeur du pH obtenu à l'équivalence ($pH_E = 8,5$). Parmi l'hélianthine, le bleu de bromothymol et la phénolphthaléine qui sont disponibles au laboratoire, on choisit donc d'utiliser la **phénolphthaléine** dont la zone de virage est comprise entre les pH valant 8,2 et 10.

Le pH évoluant d'une valeur environ égale à 3 à des valeurs autour de 12, la phénolphthaléine aura **d'abord sa teinte acide (incolor) avant d'atteindre sa teinte basique (rose).**

16- On réobtient $V_{BE} = 13,50 \text{ mL}$, donc les valeurs obtenues pour C_0 et pour C_1 ne changent pas et on a toujours :

$$C_0 = 1,35 \text{ mol.L}^{-1}$$

17- De même qu'à la question 13-

$$EN = \frac{|1,35 - 1,40|}{0,03} = 1,7$$

► Cet écart normalisé **inférieur à 2** témoigne d'un **bon accord entre la valeur expérimentale et la valeur théorique.**