

TP Chimie 07 – Titrages du vinaigre

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

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

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

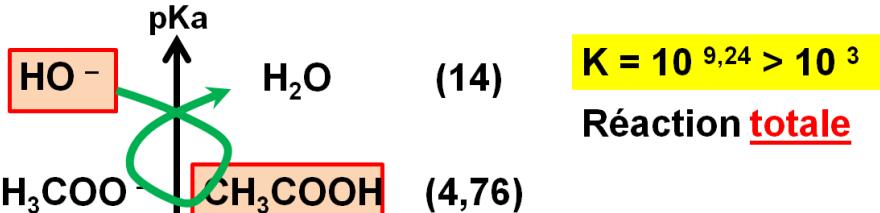
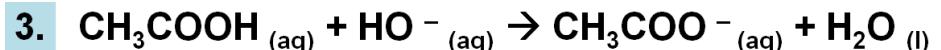
AN → $C_{\text{théorique}} = \frac{8 \times 1050}{60 \times 100} = 1,40 \text{ mol.L}^{-1}$

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

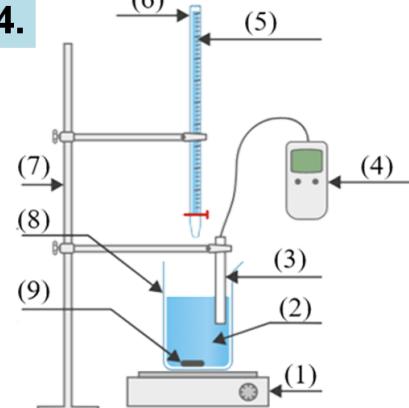
Fiole jaugée de **100 mL**
Pipette jaugée de **10,0 mL**

→ Protocole expérimental :

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



4.



(5) **Hydroxyde de sodium**

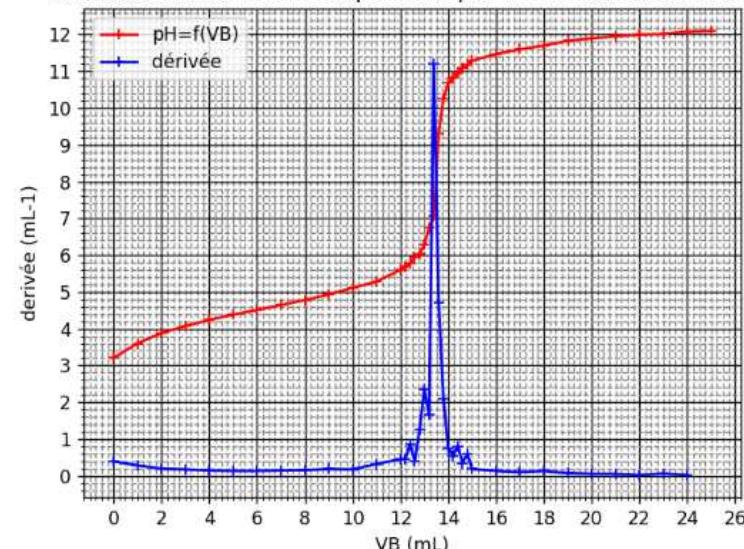
$(\text{Na}^{+}_{(\text{aq})}, \text{HO}^{-}_{(\text{aq})})$
 $C_B = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_{BE} \approx 14 \text{ mL}$

(2) **Acide éthanoïque**

$(\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})})$
 $C_1 = ?$
 $V_1 = 20,0 \text{ mL}$

5-6-

détermination du volume équivalent par la méthode de la dérivée



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

7. CH_3COOH : $V_1 = 20,0 \text{ mL}$; $C_1 = ?$

HO^- : $V_{BE} = ?$; $C_B = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$

A l'équivalence, les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques:

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{dosé}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1}$$

$$C_1 \times V_1 = C_B \times V_{BE} \quad \text{Donc} \quad C_1 = \frac{C_B \times V_{BE}}{V_1}$$

8. Vinaigre pur DILUTION Vinaigre dilué
 $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ → $V_{fiolle} = 100,0 \text{ mL}$
 C_0 → C_1

Par conservation de la quantité de matière de soluté lors de la dilution :

$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_{fiolle}$$

$$\text{Donc } C_0 = \frac{C_1 \times V_{fiolle}}{V_0} \quad \text{ou} \quad C_0 = \frac{C_B \times V_{BE} \times V_{fiolle}}{V_1 \times V_0}$$

$$\underline{\text{AN}} \rightarrow C_0 = \frac{0,200 \times 13,5 \times 100,0}{20,0 \times 10,0} = 1,35 \text{ mol.L}^{-1}$$

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_{fiolle} 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_{fiolle} et V_1 valent respectivement $0,03 \text{ mL}$ – $0,10 \text{ mL}$ et $0,03 \text{ mL}$. On en déduit donc les valeurs :

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

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

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

11- La burette a une graduation de $0,05 \text{ mL}$ et sa tolérance est de $0,03 \text{ mL}$. 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- D'après la question 8- $C_0 = \frac{C_B \times V_{BE} \times V_{fiolle}}{V_1 \times V_0}$. On a donc :

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

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

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

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.

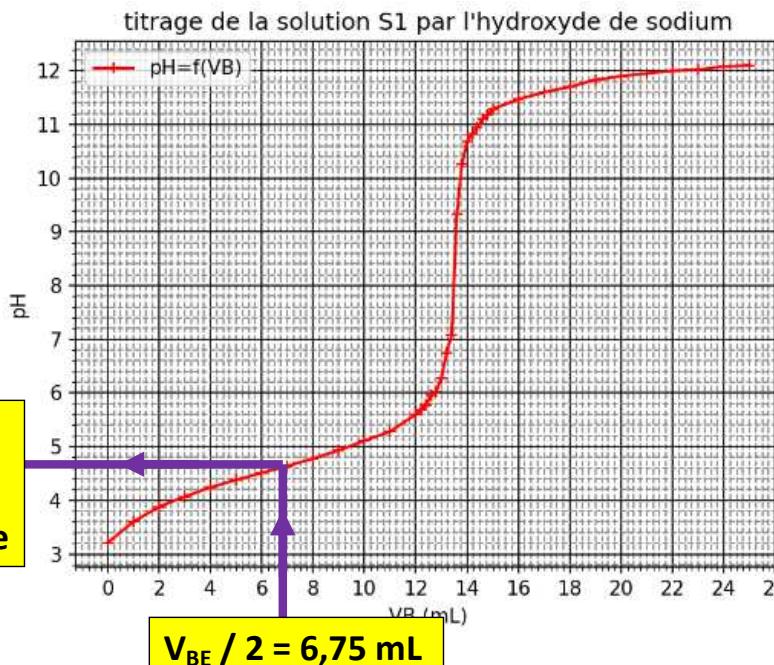
$$EN = \frac{|1,35 - 1,40|}{0,04} = 1,3$$

► 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 $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ 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 $\text{pH}_{1/2 \text{ équivalence}} = \text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,7$



- 15-** Il faut choisir un indicateur coloré dont la zone de virage contient la valeur du pH obtenu à l'équivalence ($\text{pH}_E = 8,5$). Parmi l'hélianthine, le bleu de bromothymol et la phénolphthaleine qui sont disponibles au laboratoire, on choisit donc

d'utiliser la **phénolphthaleine** 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 phénolphthaleine aura d'abord sa teinte acide (incolore) 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 :

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