

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 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

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

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

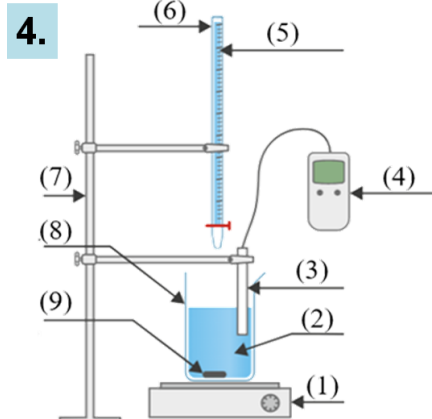
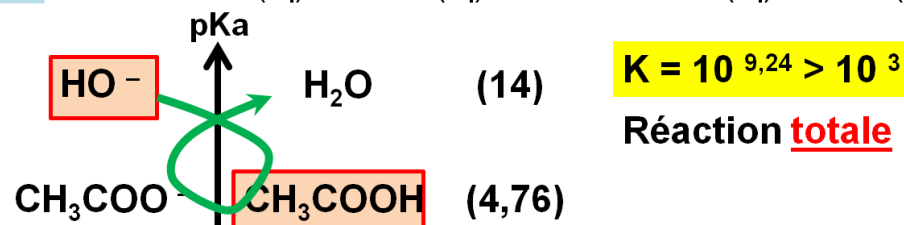
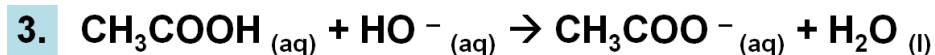
$$\underline{\text{AN}} \rightarrow C_{\text{théorique}} = \frac{8 \times 1050}{60 \times 100} = 1,40 \text{ mol.L}^{-1}$$

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.

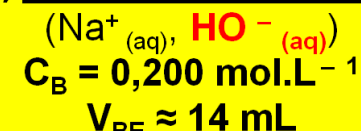
Fiolle jaugée de **100 mL**
 Pipette jaugée de **10,0 mL**

➔ Protocole expérimental :

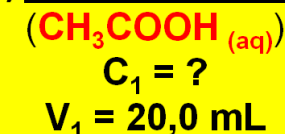
- Prélever 10,0 mL du vinaigre pur à l'aide d'une pipette jaugée préalablement conditionnée ;
- Les introduire dans une fiolle jaugée de 100,0 mL préalablement conditionnée ;
- Remplir la fiolle jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ;
- Boucher puis agiter par retournements successifs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



(5) Hydroxyde de sodium

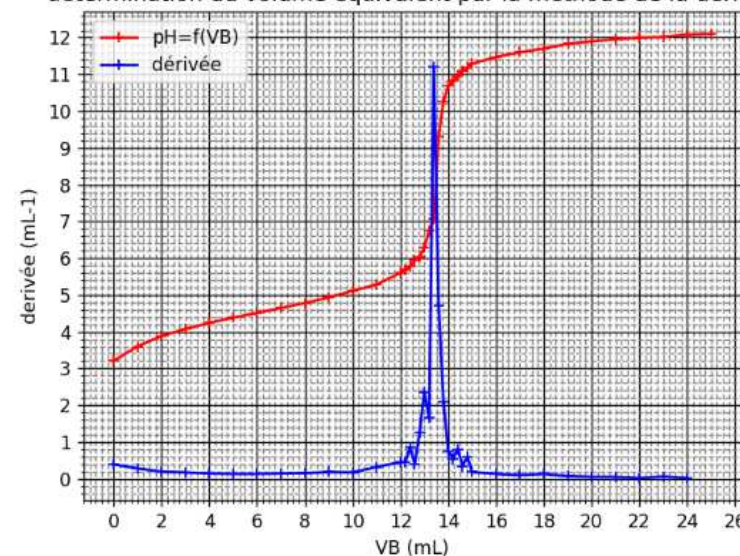


(2) Acide éthanoïque



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

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

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

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

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

Par conservation de la quantité de matière de soluté lors de la dilution : $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_{\text{fiole}}$

$$\text{Donc} \quad C_0 = \frac{C_1 \times V_{\text{fiole}}}{V_0} \quad \text{ou} \quad C_0 = \frac{C_{\text{B}} \times V_{\text{BE}} \times V_{\text{fiole}}}{V_1 \times V_0}$$

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

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_{fiole} 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_{fiole} et V_1 valant respectivement 0,03 mL – 0,10 mL et 0,03 mL. On en déduit donc les valeurs :

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

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

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

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

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

12- D'après la question 8- $C_0 = \frac{C_{\text{B}} \times V_{\text{BE}} \times V_{\text{fiole}}}{V_1 \times V_0}$. On a donc :

$$u(C_0) = C_0 \times \sqrt{\left(\frac{u(C_{\text{B}})}{C_{\text{B}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{BE}})}{V_{\text{BE}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{\text{fiole}})}{V_{\text{fiole}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(V_0)}{V_0}\right)^2}$$
$$u(C_0) = 1,35 \times \sqrt{\left(\frac{0,005}{0,200}\right)^2 + \left(\frac{0,0268}{13,5}\right)^2 + \left(\frac{0,0577}{100}\right)^2 + \left(\frac{0,0173}{20}\right)^2 + \left(\frac{0,0173}{10}\right)^2}$$
$$u(C_0) = 0,04 \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } C_0 = 1,35 \pm 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

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.

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

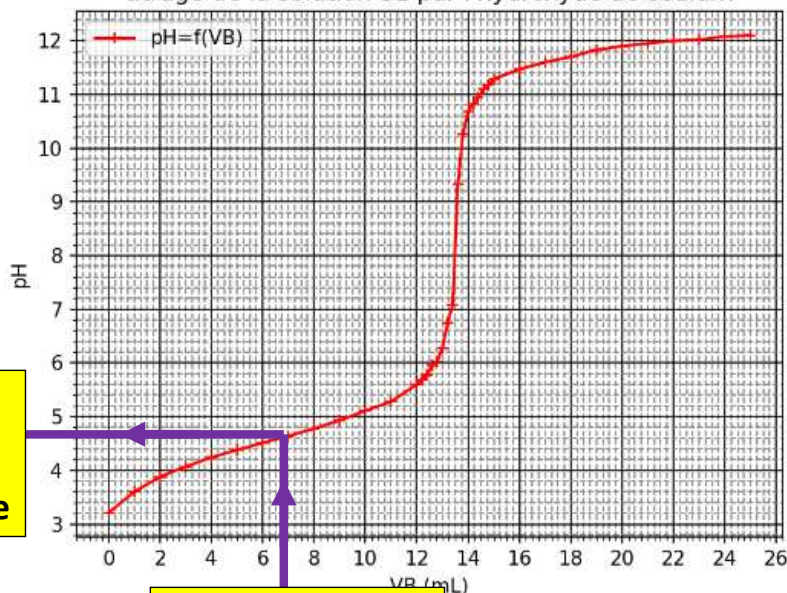
► Cet écart normalisé inférieur à 2 témoigne d'un **bon accord entre la valeur expérimentale et la valeur théorique.**

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

titrage de la solution S1 par l'hydroxyde de sodium



**pH à la
demi-
équivalence**

$$V_{BE} / 2 = 6,75 \text{ mL}$$

d'utiliser la **phénolphtaléine** 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 (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 :

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

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