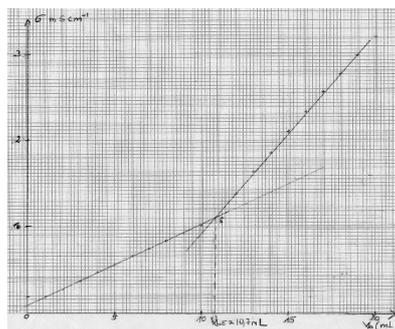


## TP N°9 : TITRAGE CONDUCTIMETRIQUE DU VINAIGRE

### I Manipulations :



Volume de solution  
d'hydroxyde de sodium  
versé à l'équivalence :  
 $V_{b,E} = 10,7 \text{ mL}$

### II Questions :

1) Dilution au 1/10<sup>e</sup> du vinaigre commercial :

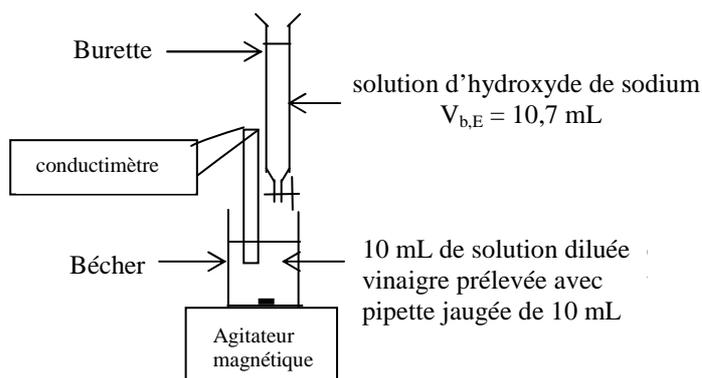
La solution mère de vinaigre est diluée 10 fois donc  $C_a = C_{\text{vin}}/10$

Au cours de la dilution, il y a conservation de la matière donc  $C_{\text{vin}} \times V_{\text{vin}} = C_a \times V_a$  soit

$$V_{\text{vin}} = \frac{C_a \cdot V_a}{C_{\text{vin}}} = \frac{V_a}{10} = 10 \text{ mL}$$

Prélever 10 mL de la solution mère de vinaigre avec une pipette jaugée de 10 mL préalablement rincée avec la solution mère ; les introduire dans une fiole jaugée de 100 mL que l'on aura rincée à l'eau distillée et contenant initialement de l'eau distillée. Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution en agitant.

2) Schéma du titrage conductimétrique :



3) Equation de la réaction de titrage :

Bilan des espèces chimiques introduites :  $\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ;  $\text{Na}^+$  ;  $\text{HO}^-$

La réaction de dosage doit être totale. C'est la réaction entre l'acide le plus fort ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) et la base la plus forte ( $\text{HO}^-$ ) :  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

4) Constante d'équilibre de cette réaction et conclusion :

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{HO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)}{K_e}$$

$$= \frac{10^{-4,8}}{10^{-14}} = 10^{9,2} \quad \text{cette constante est très supérieure à 1 : réaction totale.}$$



5) Concentration molaire de l'acide éthanóïque dans la solution diluée de vinaigre :

<b>Equation de la réaction</b>	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} = \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<b>Etat initial</b>	$C_a V_a$ $C_b V_{b,E}$ 0                      Excès
<b>En cours</b>	$C_a V_a - x = 0$ $C_b V_b - x = 0$ x                      Excès
<b>A l'équivalence</b>	$C_a V_a - x_E = 0$ $C_b V_{b,E} - x_E = 0$ $x_E$ Excès

A l'équivalence les réactifs sont totalement consommés :

$$x_E = C_a V_a = C_b V_{b,E} \quad \text{d'où} : C_a = \frac{C_b \times V_{b,E}}{V_a} = \frac{10^{-1} \times 10,7}{10} = 0,107 \text{ mol.L}^{-1}$$

(Dans toute cette question,  $C_a$  correspond à la solution diluée de vinaigre)

6) Concentration molaire de l'acide éthanóïque dans le vinaigre commercial :

$$C_{\text{vin}} = 10 C_a = 1,07 \text{ mol.L}^{-1}$$

7) Degré d'acidité du vinaigre dosé :

Pour un volume de 100g de vinaigre : (ac : acide éthanóïque)

$$m_{ac} = n_{ac} \times M_{ac} = C_a \times V_a \times M_{ac} \quad \text{d'après la formule } n = C \times V$$

$$\text{Or on a aussi pour le vinaigre : } \mu = m/V \text{ donc } V = m/\mu : m_{ac} = \frac{m}{\mu} \times C_a \times M_{ac} = \frac{100}{1020} \times 1,07 \times 60$$

**On trouve  $m_{ac} = 6.3\text{g}$  d'où le degré du vinaigre est de 6.3**

Comparaison avec l'étiquette :

Ecart relatif :  $\frac{6,3-6}{6} \times 100 = 5\%$  . Le résultat expérimental est compatible avec l'indication de l'étiquette.

8) Evolution de la conductivité ionique du mélange lors de l'ajout de la solution de soude :

Avant l'équivalence, la conductivité du mélange est :  $\sigma = \lambda_{0(\text{CH}_3\text{COO}^-)} [\text{CH}_3\text{COO}^-] + \lambda_{0\text{Na}^+} [\text{Na}^+]$

Lors de l'ajout de la solution d'hydroxyde de sodium les ions hydroxyde sont totalement consommés mais les concentrations en ion sodium et éthanóate augmentent, d'où la conductivité du mélange augmente.

Après l'équivalence :  $\sigma = \lambda_{0(\text{CH}_3\text{COO}^-)} [\text{CH}_3\text{COO}^-] + \lambda_{0(\text{Na}^+)} [\text{Na}^+] + \lambda_{0(\text{HO}^-)} [\text{HO}^-]$

Les ions hydroxyde ne sont plus consommés et leur concentration dans le mélange augmente au cours de l'ajout de la solution de soude, la quantité en ions éthanóate reste constante mais celle des ions sodium continue à augmenter ; d'autre part la conductivité molaire ionique des ions hydroxyde est beaucoup plus importante que celle des ions sodium et éthanóate. Donc la conductivité de la solution augmente davantage à chaque ajout de solution d'hydroxyde de sodium et on observe un changement important de la pente de la droite.