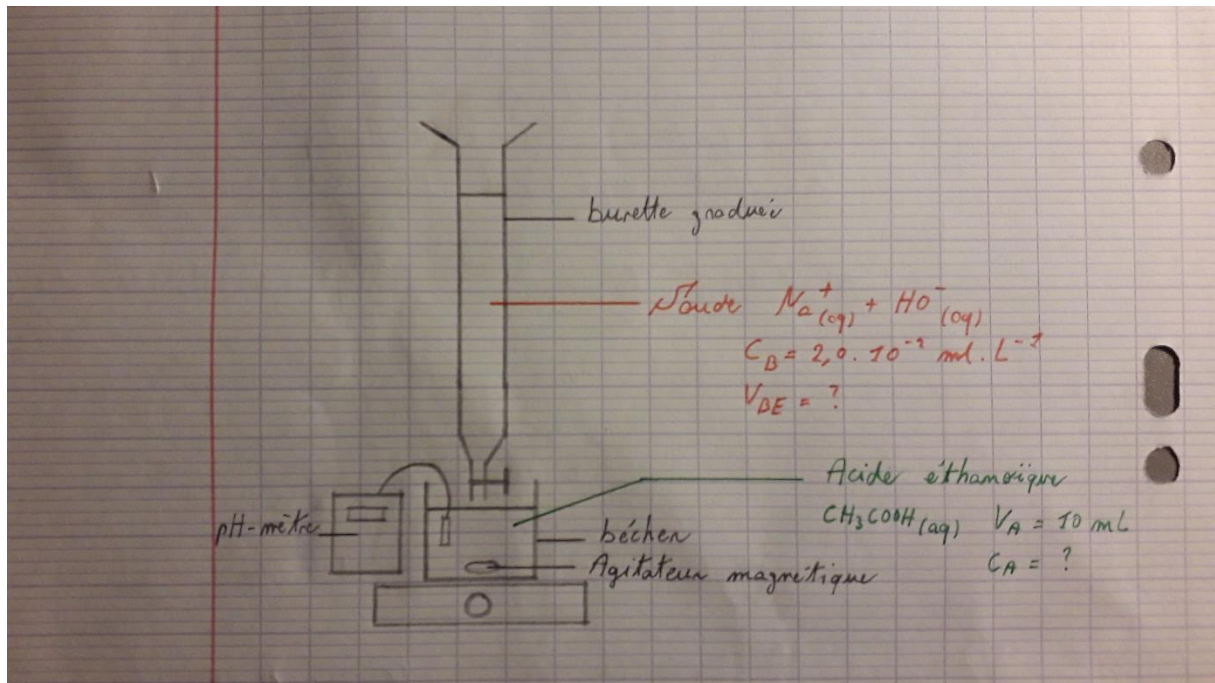


Picard  
Matias  
TG4

**Dosage par titrage direct avec une réaction acido-basique**

Partie I – Une bouteille de vinaigre d'alcool blanc du commerce indique 8°

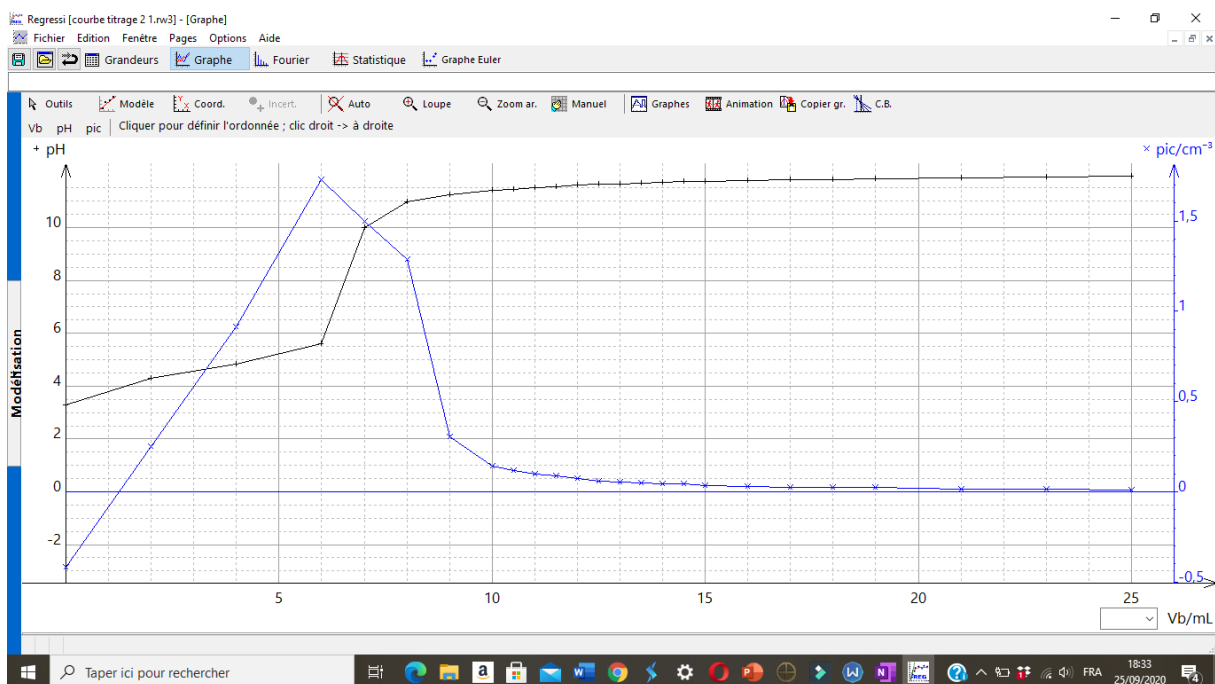
1/ *Schéma du montage :*



2/ Couples mis en jeu :  $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) / \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$   $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) / \text{HO}^- (\text{aq})$

Equation :  $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

4/ *Courbe obtenue à la suite du titrage :*



D'après la courbe obtenue on estime le volume de soude versé à l'équivalence à 6,50 mL,

$$V_{BE} = 6,50 \text{ mL}$$

A l'équivalence les deux réactifs sont en présence selon les proportions stœchiométriques, on cherche  $C_{AS}$  la concentration molaire de l'acide éthanóïque, on a :

$$C_{AS}V_A = C_BV_{BE}$$

On obtient donc :  $C_{AS} = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$

Avec  $C_B = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$V_{BE} = 6,5 \text{ mL} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$V_A = 10 \text{ mL} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

$$\text{A.N : } C_{AS} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3} \cdot 6,5 \cdot 10^{-3}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = \underline{1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

La concentration molaire du vinaigre dilué est donc de  $1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

*Le vinaigre a été dilué 100 fois donc :*

$$C_{AO} = C_{AS} \cdot 100$$

$$\text{A.N : } C_{AO} = 1,3 \cdot 10^{-2} \cdot 100 = \underline{1,3 \text{ mol.L}^{-1}}$$

La concentration molaire du vinaigre est donc de  $1,3 \text{ mol.L}^{-1}$

5/ *Trouver la valeur du degré revient à calculer une concentration massique :*

On a  $C_{AO} = 1,3 \text{ mol.L}^{-1}$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 40,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C_m = C \cdot M$$

$$\text{A.N : } C_m = 1,3 \cdot 40,0 = \underline{78 \text{ g.L}^{-1}}$$

*Le degré comme expliqué dans le document 1 correspond à une concentration massique pour 100 mL on doit donc diviser notre résultat par 10 :*

$$\frac{78}{10} = 7,8^\circ$$

La valeur expérimentale du degré du vinaigre est  $7,8^\circ$

6/ A l'équivalence le pH est d'environ 8, le choix de l'hélianthine comme indicateur coloré n'est donc pas pertinent puisque le virage de l'hélianthine se situe entre un pH de 3,1 et 4,4 et  $8 > 4,4$

7/ Valeur théorique =  $8^\circ$  Valeur expérimentale =  $7,8^\circ$

$$\frac{8 - 7,8}{0,8} \cdot 100 = \underline{2,5 \%}$$

Avec un écart relatif de  $2,5\% < 5\%$  on peut affirmer que le résultat expérimental est en accord avec la valeur de l'étiquette.

8/ Pour effectuer un titrage correcte il faut ne pas oublier de bien réaliser les rinçages (de la pipette et de la burette à l'eau et à la solution), il faut manipuler avec soin le pH mètre (réaliser correctement le rinçage de la sonde, bien positionner la sonde dans la solution titrée) enfin on doit être précis lors des ajouts successifs de la solution titrante afin de pouvoir bien estimer le volume à l'équivalence.

9/ Les mesures sur pH-mètre ou le tracé de la courbe (particulièrement celle de la dérivée) peuvent être des sources d'incertitudes.

*Calcul de l'incertitude relative de la concentration massique du vinaigre  $\frac{\Delta C_m}{C_m}$  :*

Selon le doc 3 on a  $\Delta C_B = 0,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $\Delta V_A = 0,01 \text{ mL}$  soit  $0,01 \cdot 10^{-3} \text{ L}$  (sur le document on a une pipette de 20 mL cependant on a utilisé une pipette de 10 mL on prend donc  $\Delta V_A = 0,02 / 2$ )

$$\text{Donc : } \left(\frac{\Delta C_m}{C_m}\right)^2 = \left(\frac{\Delta V_A}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2$$

$$\text{A.N : } \frac{\Delta C_m}{C_m} = \sqrt{\left(\frac{0,01 \cdot 10^{-3}}{1,0 \cdot 10^{-2}}\right)^2 + \left(\frac{0,1 \cdot 10^{-2}}{2,0 \cdot 10^{-2}}\right)^2} = 0,051 \text{ soit } 5,1 \%$$

On a une incertitude relative de 5,1 %

10/ Selon la courbe  $E_{1/2}$  à pour abscisse  $V_{BE}/2$  soit  $6,5/2 = 3,25 \text{ mL}$  ce qui correspond à un  $\text{pH}_{E1/2}$  de 4,7.

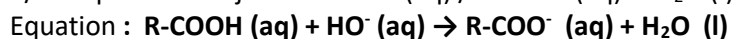
*La relation entre le pH et pKa du couple s'écrit :*

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \text{ or à la demi-équivalence } [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ donc } \text{pH} = \text{pKa} + \log 1 = \text{pKa} = 4,7$$

Le pKa du couple est donc de 4,7

## Partie II – L'étiquette d'un cachet d'aspirine indique « aspirine du Rhône 500 mg »

1/ Couples mis en jeu :  $\text{R-COOH (aq)} / \text{R-COO}^- \text{ (aq)} \quad \text{H}_2\text{O (l)} / \text{HO}^- \text{ (aq)}$



Ici l'espèce titrante est le soude ( $\text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)}$ ) et l'espèce titrée la solution d'acide acétylsalicylique ( $\text{R-COOH (aq)}$ )

2/ L'indicateur coloré choisit pour ce titrage est le rouge de crésole car son virage (passage de la couleur jaune à rouge) s'effectue pour des pH compris entre 7,2 et 8,8 or on a estimé le pH de l'aspirine en solution à 7,8.

Cela signifie qu'à l'équivalence on devrait observer un changement de couleur de la solution d'aspirine à laquelle on aura préalablement ajouté quelques gouttes de rouge de crésole.

3/ A proximité de l'équivalence la solution commence à changer de couleur, il faut donc procéder goutte à goutte pour déterminer le volume précis versé pour que la solution prenne totalement sa nouvelle couleur, ce volume sera le volume à l'équivalence  $V_{BE}$

4/ Au point E, la solution change de couleur passant de jaune au violet.

5/ A l'équivalence on trouve un volume d'équivalence  $V_{BE} = 6,2 \text{ mL}$

6/ A l'équivalence les deux réactifs sont en présence selon les proportions stœchiométriques, on cherche  $C_{A\text{expérimentale}}$  la concentration molaire de l'acide acétylsalicylique, on note  $V_A$  le volume d'acide prélevé, et  $C_B$  la concentration molaire du soude :

$$C_{A\text{expérimentale}} V_A = C_B V_{BE}$$

On obtient donc :  $C_{A\text{expérimentale}} = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$

Avec  $C_B = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_{BE} = 6,2 \text{ mL} = 6,2 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

$V_A = 10 \text{ mL} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$

A.N :  $C_{A\text{expérimentale}} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} \cdot 6,2 \cdot 10^{-3}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

La concentration molaire de la solution d'aspirine est donc de  $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

7/ On doit déterminer  $m_{AH \text{ exp}}$  :

On a  $C_{A\text{expérimentale}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_{\text{solution}} = 250 \text{ mL} = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

$M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

On a  $n = CV = m/M$  donc  $m_{AH \text{ exp}} = C_{A\text{expérimentale}} V_{\text{solution}} M$

A.N :  $m_{AH \text{ exp}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \cdot 2,50 \cdot 10^{-1} \cdot 180 = 5,4 \cdot 10^{-1} \text{ g soit } 540 \text{ mg}$

La valeur expérimentale d'aspirine dans un cachet est donc de 540 mg

8/ Calcul de l'écart relatif :

Donnée de l'étiquette = 500 mg valeur expérimentale = 540 mg

$$\Delta m = \frac{|m_{\text{étiquette}} - m_{AH \text{ exp}}|}{m_{\text{étiquette}}} \cdot 100$$

A.N :  $\Delta m = \frac{|500 - 540|}{500} \cdot 100 = 8 \%$

Malgré l'écart relatif de 8% les valeurs de l'étiquette et expérimentales restent proches

9/ Pour ce titrage les sources d'incertitudes résident dans les rinçages mais surtout dans l'estimation du volume à l'équivalence se faisant grâce au changement de couleur de la solution (peu précis)

10/ Calcul de l'incertitude relative de la masse de l'aspirine  $\frac{\Delta m}{m}$  :

Selon le doc 2 on a  $\Delta pHe = 0,1$  et

Donc :  $\left(\frac{\Delta m}{m}\right)^2 = \left(\frac{\Delta pHe}{pHe}\right)^2$

A.N :  $\frac{\Delta m}{m} = \sqrt{\left(\frac{0,1}{7,8}\right)^2} = 0,013 \text{ soit } 1,3\%$

On a une incertitude relative de 1,3 %