

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

Dosage pHmétrique de l'acide éthanoïque d'un vinaigre blanc

✔ Objectifs

- Titrage avec suivi pH-métrique.
- Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse.
- Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.

👤 Classe

Terminale Spé

🕒 Durée

2 h

✂ Sur la paillasse

- Pipettes jaugées de 5,0 mL et 10,0 mL ;
- Poire à pipeter ;
- Une pipette en plastique ;
- Une fiole jaugée de 100,0 mL ;
- 4 béchers de 50 mL ;
- Une burette graduée de 25 mL ;
- Une bouteille de vinaigre à 4° ;
- Un solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Un pHmètre ;
- Un indicateur coloré (bleu de thymol) ;
- Un agitateur magnétique et son turbulent ;
- Pissette d'eau distillée, gants et lunettes ;
- Verre à pied ;
- Un ordinateur avec le logiciel *Regressi*.

Lors de cette séance de TP, on se propose de déterminer la concentration en acide acétique (ou acide éthanoïque) d'un vinaigre blanc à 4°, d'en déduire son degré d'acidité puis de comparer la valeur trouvée avec celle fournie par le fabricant¹.

📄 Document 1: L'acide éthanoïque, composant essentiel du vinaigre

- Le vinaigre est une solution contenant essentiellement de l'acide éthanoïque à la concentration $C_0 = 0,675 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Le fabricant indique sur l'étiquette de la bouteille le degré d'acidité du vinaigre. Le degré d'acidité d'un vinaigre blanc du commerce représente le pourcentage massique (ou titre massique) d'acide éthanoïque contenu dans 100 g de vinaigre.

📄 Document 2: Données diverses

- Masse molaire moléculaire de l'acide acétique : $M = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Densité du vinaigre : $d = 1,01$.
- Masse volumique de l'eau : $\rho_0 = 1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Couple acide base de l'acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$.
- Couple acide base de la soude : $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{HO}^-_{(\text{aq})}$.

1 Protocole expérimental

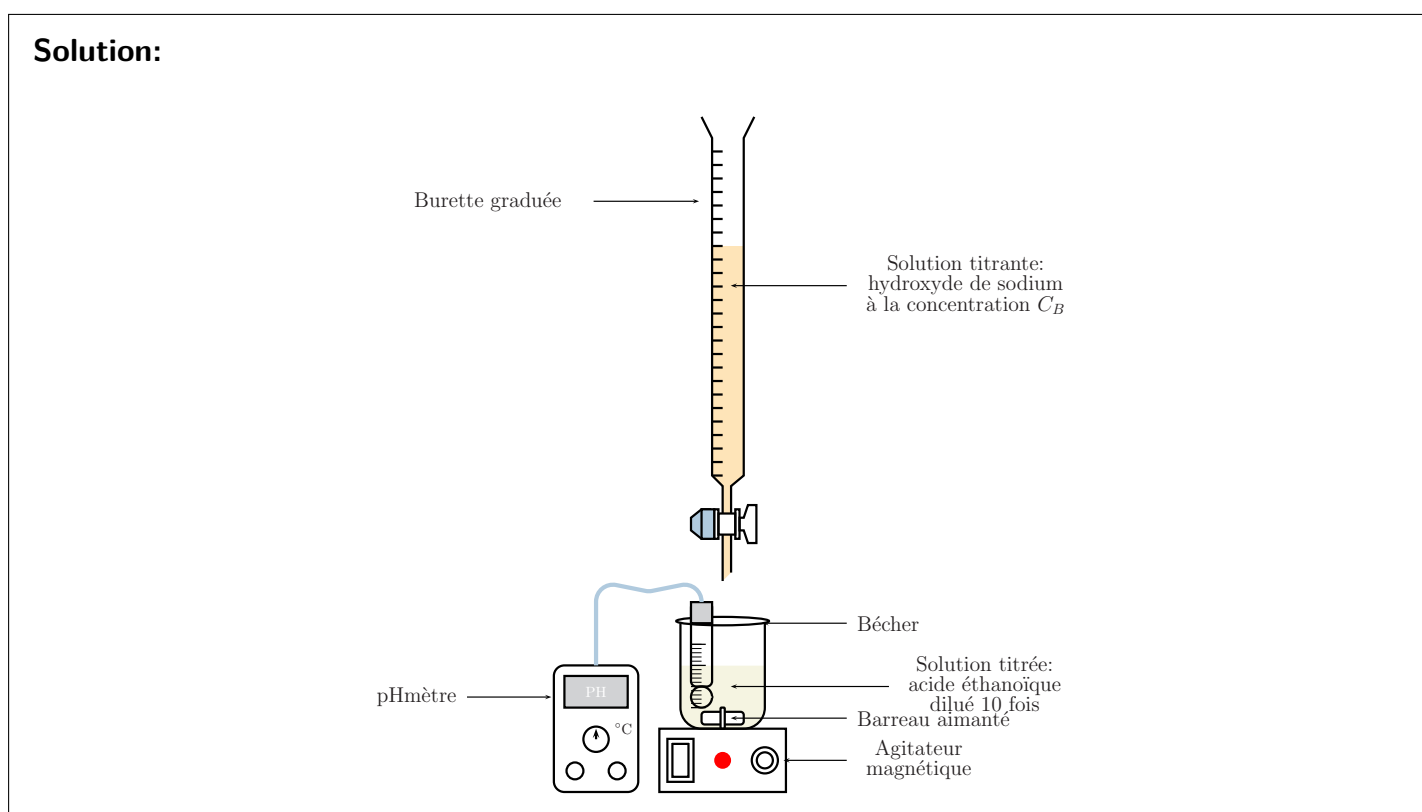
1. À l'aide des documents mis à votre disposition et de vos connaissances, proposer un protocole pour doser, par pHmétrie, l'acide éthanoïque présent dans $V_A = 10 \text{ mL}$ de vinaigre dilué 10 fois. On notera $C_{1,\text{exp}}$ la concentration de l'acide éthanoïque.

1. Travail basé sur les documents de l'académie de la Réunion

Solution:

- On effectue un dosage pHmétrique de l'acide éthanoïque contenu dans le vinaigre par l'hydroxyde de sodium.
- L'espèce titrante est l'hydroxyde de sodium, celle titrée l'acide éthanoïque.
- On mesure, pour différents volume de solution d'hydroxyde de sodium versés, le pH de la solution.
- On repère le saut de pH dû au passage d'une solution acide à une autre basique à mesure qu'on introduit l'hydroxyde de sodium dans le milieu réactionnel.
- Le saut de pH correspond au volume équivalent, ce qui nous permet de connaître la concentration de l'acide éthanoïque dans le vinaigre.

2. Schématiser le montage expérimental.

Solution:**Appel 1**

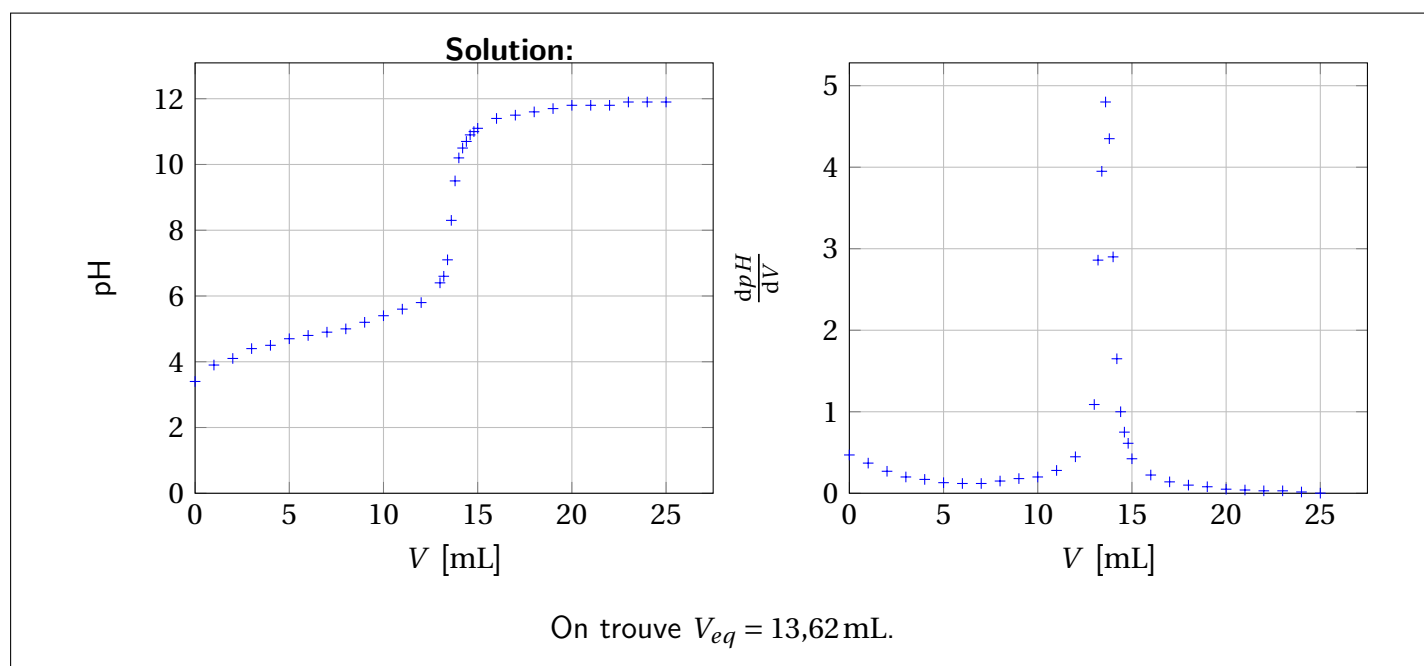
Appeler le professeur pour lui présenter le protocole et le schéma expérimental.

2 Mise en œuvre du protocole expérimental

3. Mettre en œuvre le protocole proposé. On fera attention aux points suivants :

- Rincer la burette à l'eau distillée puis avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Remplir la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Vérifier l'absence de bulle d'air dans le bas de la burette et ajuster au zéro.

- Dans un bécher de 50 mL, introduire avec précision $V_3 = 10,0\text{mL}$ de solution de vinaigre diluée 10 fois (solution à préparer).
- Essuyer l'électrode à l'aide de papier absorbant et la plonger dans la solution. On pourra rajouter un peu d'eau distillée pour l'immergée complètement. ⚠ Il faut pouvoir encore verser les 25 mL de solution titrante sans que le bécher ne soit totalement rempli !
- Mettre en marche l'agitateur magnétique afin que l'agitation soit adaptée à la situation. Attention le barreau aimanté ne doit pas toucher l'électrode.
- Rajouter quelques gouttes de phénolphtaléine dans le milieu réactionnel.
- Lancer le logiciel « Regressi ».
- Commencer les mesures par $V_B = 0\text{mL}$ puis à chaque millilitre ajouté. Renseigner le tableur au fur et à mesure, on pourra garder également une trace des données sur papier. Noter également la couleur de la solution en fonction du volume de solution titrante versé.
- Entre 13 mL et 15 mL, ajouter la soude par pas de 0,2 mL. Arrêter vos mesures à $V_B = 25\text{mL}$.
- Déterminer V_{eq} par la méthode de la dérivée. Pour cela appliquer le protocole suivant :
 - Cliquer sur « ajouter » puis « dérivée ».
 - Choisir les variables dans le calcul de la dérivée.
 - Aller dans « Graphe ».
 - Utiliser la fonction « outils graphiques » puis « réticule » pour lire la valeur de V_{eq} .



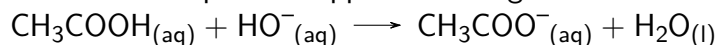
👋 Appel 2

Appeler le professeur pour la lecture de V_{eq} .

3 Résultats

4. Écrire l'équation de la réaction support du dosage.

Solution: L'équation support du titrage est la suivante :



5. Interpréter la couleur de la solution. La phénolphtaléine est-elle un bon indicateur coloré pour ce titrage ? On s'aidera du tableau suivant :

Héliantine	pH	$pH < 3,1$	$3,1 < pH < 4,4$	$pH > 4,4$
	Couleur de la solution	Rouge	Orange	Jaune
B.B.T.	pH	$pH < 6,0$	$6,0 < pH < 7,6$	$pH > 7,6$
	Couleur de la solution	Jaune	Vert	Bleu
Phénolphtaléine	pH	$pH < 8,2$	$8,2 < pH < 10$	$pH > 10$
	Couleur de la solution	Incolore	Rose très pâle	Rose fuchsia

TABLE 1 – Exemples d'indicateurs colorés dans le cadre de titrages pHmétriques.

Solution: Avant l'équivalence, tant que le pH est inférieur à 8,2, alors la solution est incolore.

Pendant la transition, la solution prend une couleur rose pâle.

Enfin, après l'équivalence, le milieu a une couleur rose fuchsia, car le pH est très basique.

La phénolphtaléine est un indicateur coloré adapté car le pH correspondant au volume à l'équivalence est d'environ 8,3, qui est compris dans la zone de virage de l'indicateur coloré.

6. Pourquoi les ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ de la soude n'apparaissent pas dans l'équation bilan de la réaction ?

Solution: Les ions sodium sont une espèce spectatrice : ils assurent la neutralité électrique du milieu.

7. Déterminer la concentration d'acide éthanoïque dans le vinaigre dilué $C_{1\text{exp}}$ puis $C_{0\text{exp}}$ la concentration du vinaigre.

Solution: À l'équivalence, on a

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

On a donc

$$C_{1\text{exp}} \times V_3 = C_B \times V_{eq} \quad (2)$$

donc

$$C_{1\text{exp}} = \frac{C_B \times V_{eq}}{V_3} = \frac{5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 13,62 \text{ mL}}{10,0 \text{ mL}} = 6,81 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (3)$$

La solution avait été diluée 10 fois donc $C_{0\text{exp}} = 6,81 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4 Questions supplémentaires

8. Déterminer alors le degré d'acidité du vinaigre dosé en calculant le pourcentage masse d'acide éthanóïque présent dans 100 mL de vinaigre.

Solution:

$$t = \frac{C \times M}{d \times \rho_0} = \frac{6,81 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}} = 4,05\% \quad (4)$$

Document 3: Information concernant le calcul d'incertitude lors d'un dosage

Afin de simplifier la démarche :

- on ne tient pas compte ici des incertitudes liées à la préparation de la solution diluée $u(C_{0_{\text{diluée}}}) = 0$.
- L'incertitude type sur le degré d'acidité d est donnée par la relation :

$$\frac{u(d)}{d} = \sqrt{\left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{eq})}{V_{eq}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{u(V_f)}{V_f}\right)^2} \quad (5)$$

avec

- V_3 le volume de la solution de vinaigre dilué et dosé,
- C_B la concentration de soude,
- V_{eq} le volume de la soude lu à la burette,
- V_A le volume de vinaigre non dilué prélevé pour la dilution,
- V_f le volume de la fiole utilisée pour la dilution.
- V_3 est lié à la pipette jaugée : $u(V_3) = \frac{\text{tolérance}}{\sqrt{3}}$.
- On considérera que $\frac{u(C_B)}{C_B} = 5\%$.
- On considérera que $u(V_{eq}) = 0,2 \text{ mL}$
- V_A est lié à la pipette jaugée : $u(V_A) = \frac{\text{tolérance}}{\sqrt{3}}$.
- V_f est lié à la fiole jaugée : $u(V_f) = \frac{\text{tolérance}}{\sqrt{3}}$.

Remarque : Lors du dosage pH-métrique, le titrage se fait à la goutte près étant donné que le saut de pH est brutal.

9. En utilisant les valeurs d'incertitude portées sur la verrerie, calculer l'incertitude sur le degré d'acidité du vinaigre.

Solution:

$$\begin{aligned} \frac{u(d)}{d} &= \sqrt{\left(\frac{u(V_3)}{V_3}\right)^2 + \left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{eq})}{V_{eq}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{u(V_f)}{V_f}\right)^2} \\ &= \sqrt{\left(\frac{\frac{0,02\text{ mL}}{\sqrt{3}}}{10,0\text{ mL}}\right)^2 + \left(\frac{5\% \times 5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}\right)^2 + \left(\frac{0,2\text{ mL}}{13,62\text{ mL}}\right)^2 + \left(\frac{\frac{0,02\text{ mL}}{\sqrt{3}}}{10,0\text{ mL}}\right)^2 + \left(\frac{\frac{0,08\text{ mL}}{\sqrt{3}}}{100,0\text{ mL}}\right)^2} \\ &= 0,052 \end{aligned}$$

donc $u(d) = d \times \frac{u(d)}{d} = 4,05 \times 0,052 \approx 0,22$.

L'incertitude-type est de 0,22 degrés d'acide acétique.

10. Votre résultat est-il en accord avec l'indication de l'étiquette ? Utiliser le z-score pour comparer votre valeur.

Solution:

$$z = \frac{|d_{th} - d_{exp}|}{u(d)} = \frac{|4 - 4,05|}{0,22} = 0,23 \quad (6)$$

Le z-score est inférieur à 2 ($z < 2$) donc la mesure est compatible.