

Groupe 1	Groupe 3	Groupe 2
9h00 à 10h20	10h30 à 11h55	14h00 à 15h30
8 binômes (15 élèves)	7 binômes (14 élèves)	7 binômes (14 élèves)
Terminale STAV T+A+P	Terminale STAV T+A+P	Terminale STAV T+A+P

Date : 24 novembre 2016

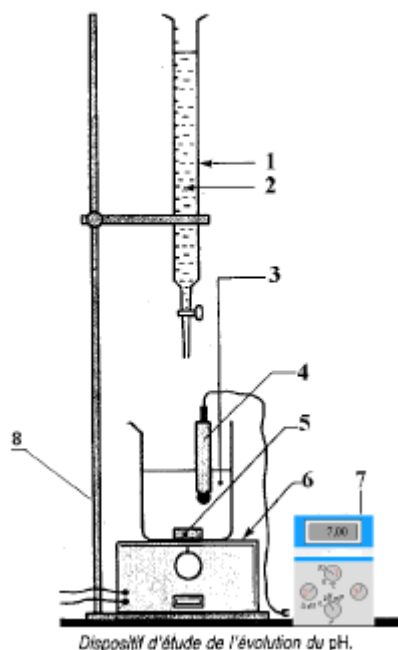
**Objectif général :** vérifier le degré d'acidité d'un vinaigre du commerce par un titrage pH-métrique.

Données :

- les vinaigres peuvent être considérés comme des solutions aqueuses d'acide éthanoïque
- Degré d'un vinaigre : masse d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre.
- Le couple présent dans le vinaigre est  $CH_3COOH/CH_3COO^-$  et son pKa est égale à **4,8**.
- Le couple présent dans l'eau est  $H_2O/OH^-$  et son pKa est égale au produit ionique **14**.
- La solution contenant l'acide acétique  $CH_3COOH$  est la solution titrée et la solution de soude NaOH est la solution titrante.
- La densité du vinaigre  $d = 1,02$
- L'étiquette sur la bouteille de vinaigre : 6°

**I) Montage expérimental pour effectuer le dosage**

Figure 1 : schéma du dosage



Vous disposez sur votre table du montage expérimental nécessaire au dosage de l'acide acétique par une base forte comme la soude.

Légènder le schéma de la figure 1 :

- |                               |                          |
|-------------------------------|--------------------------|
| 1 : burette graduée           | 5 : barreau aimanté      |
| 2 : solution de soude (NaOH)  | 6 : agitateur magnétique |
| 3 : solution d'acide acétique | 7 : pH-mètre             |
| 4 : sonde pH-métrique         | 8 : potence              |

## II) Protocole expérimental

### 1. Etalonnage du pH-mètre

\* Etalonner le pH-mètre à l'aide de la notice et des solutions tampons à votre disposition.

### 2. Dosage pH-métrique précis

\* Remplir la burette graduée avec la soude jusqu'au zéro (Faire le zéro).

\* Prélever 10 mL d'acide acétique (solution S) à la pipette et placez-la dans le bécher.

\* Ajouter 4-5 gouttes de bleu de thymol. En milieu acide, la coloration est jaune puis elle passe au bleu.

\* Homogénéiser avec l'agitateur magnétique pendant toute la durée du dosage.

\* Disposer l'électrode (elle doit tremper dans la solution mais **sans toucher le barreau magnétique**) du pH-mètre dans le bécher. Il faut compléter la solution avec de l'eau distillée afin que l'extrémité de la sonde du pH-mètre soit correctement immergée.

\* Au début verser la soude 0,5 mL par 0,5 mL jusqu'à un volume de 11 mL puis tous les 0,2 mL autour de la valeur  $V_{bEq}$  signalée par le changement de teinte.

\* Noter les résultats dans le tableau de données (Vous ferez varier la valeur du volume de soude de 0 à 21 mL et vous consignez dans la deuxième ligne du tableau la valeur du pH correspondant).

\* Noter la valeur du volume de base versé à l'équivalence :

$$V_{bEq} = 13 \text{ mL}$$

\* Verser le contenu du bécher dans le bac de récupération (bac vert).

\* Nettoyer le bécher à l'eau du robinet puis à l'eau distillée.

\* Rincer la burette graduée avec la pissette d'eau distillée et placer là robinet ouvert vers le haut

\* Répondre aux questions de la feuille de réponses (**III) Exploitation des résultats expérimentaux**)

## III) Exploitation des résultats expérimentaux

1. Construire sur l'Annexe la courbe de dosage point par point.

Voir le graphique

2. Déterminer le volume de soude versé à l'équivalence  $V_{bEq}$  par la méthode des tangentes (voir figure 2)

$$V_{be} = 13 \text{ mL}$$

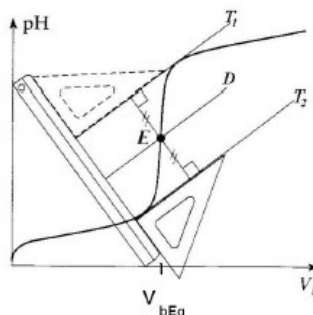


Figure 2 : Méthode des tangentes

3. Ecrire l'équation du bilan du dosage de l'acide éthanóique par la soude



4. Ecrire la relation à l'équivalence

$$\text{A l'équivalence : } n_A = n_B \text{ et par conséquent : } C_A \times V_A = C_B \times V_B$$

5. En déduire la valeur de la concentration molaire  $C_a$

$$C_A = \frac{C_B \times V_B}{V_A} = \frac{1.10^{-1} \times 13,0}{10,0} = 1,3.10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$$

6. Calculer la masse molaire de l'acide acétique

$$M(CH_3COOH) = (2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 4 \times 1,0) = 60,0 \text{ g. mol}^{-1}$$

Données : Masse molaire (g/mol) : H : 1    C : 12    O : 16

7. Calculer la concentration massique de l'acide acétique (g/L)

$$C_m = 1,3.10^{-1} \times 60,0 = 7,8 \text{ g. L}^{-1}$$

8. Calculer le degré d'acidité du vinaigre

Définition : Le degré d'acidité d'un vinaigre est la masse en gramme d'acide acétique contenu dans 100 g de vinaigre c'est à dire dans pratiquement 100 mL de vinaigre.

Il y a 7,8 grammes d'acidité dans cet échantillon prélevé qui a été dilué 10 fois. Il y en a donc 78 g dans la bouteille de 1 litre de vinaigre **soit 7,8 degrés**.

Degré d'acidité inscrit sur la bouteille de vinaigre : 8 degrés

Cohérence des 2 valeurs (celle de l'étiquette et celle de vos mesures expérimentales) :

Très bonne car  $\frac{8-7,8}{7,8} \times 100 \approx 2,6$  % d'erreur sur l'indication de l'emballage.

9. Déterminer le pKa du couple  $CH_3COOH/CH_3COO^-$  et comparer le à la valeur officielle.

Méthode : à la demi-équivalence, pH = pKa

Sur le graphique pour une valeur  $V_{be} = 13,0$  mL, le volume à la demi-équivalence est  $V_{be} / 2 = 6,5$  mL. Pour cette valeur de  $V_b$ , on trouve un pH = 4,9 (voir construction graphique)

Cohérence des 2 valeurs (celle de l'étiquette et celle de vos mesures expérimentales) :

Le pKa officiel étant de 4,7 (voir classement des pKa du cours), la cohérence est donné par :

$$\frac{4,7-4,9}{4,9} \times 100 \approx 4,1 \text{ % ce qui est acceptable.}$$

#### IV) Annexe : à rendre avec la copie double

Annexe 1 : tableau des données + papier millimétré

Annexe 2 : Zones de virages de quelques indicateurs colorés acido-basiques :

Indicateur	Couleur acide	Couleur basique	Zone de virage
Rouge de crésol	Rose	Jaune	0,2-1,8
Hélianthine	Rouge	Jaune	3,1-4,4
Bleu de bromothymol	Jaune	Bleu	6,0-7,6
Phénophtaléine	Incolore	Rose vif	8,2-9,6
Alizarine	Rouge	Violet	10,1-12,1

**V) Liste du matériel destinée à la technicienne de laboratoire**

Pour une paillasse élève (8 paillasses à préparer par séance) :

- un pH-mètre et ses deux solutions étalons pour l'étalonner.
- une burette graduée de 25 mL et son support
- trois béchers de 50 mL
- une pipette jaugée de 10 mL + propipette
- un agitateur magnétique et son barreau
- une pissette d'eau distillée
- un compte goutte de phénolphtaléine pour montrer l'équivalence
- des lunettes de protection

Pour la paillasse prof :

- 500 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $c_B = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- 500 mL d'une solution S de vinaigre du commerce diluée 10 fois et de degré  $6^\circ\text{-}8^\circ$

TABLEAU DE DONNEES.

$V_B$ en ml	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5	5,5	6	6,5	7	7,5	8	8,5	9	9,5	10
pH	3,1	3,34	3,65	3,74	3,87	4	4,1	4,19	4,27	4,35	4,43	4,5	4,57	4,64	4,7	4,78	4,88	4,97	5,04	5,13	5,25
$V_B$ en ml	10,5	11	11,5	12	12,5	13	13,5	14	14,5	15	15,5	16	16,5	17	18						
pH	5,38	5,56	5,85	6,25	8,88	8,9	11	11,23	11,37	11,46	11,53	11,58	X	11,65	11,7						

