

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

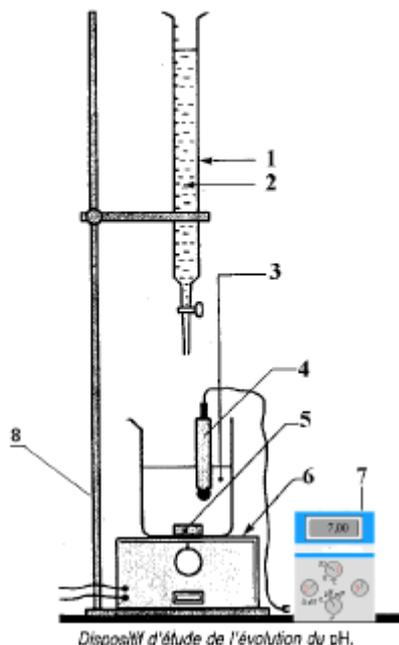
Objectif général : vérifier le degré d'acidité d'un vinaigre du commerce par un titrage pH-métrique.

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 pHmètre 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)

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

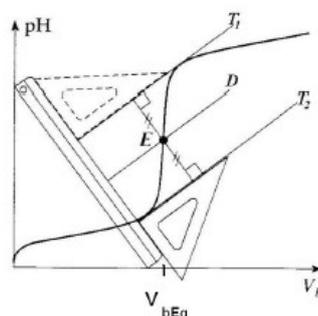
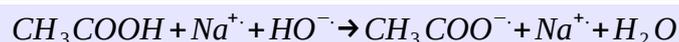


Figure 2 : Méthode des tangentes

3. Ecrire l'équation du bilan du dosage de l'acide éthanoïque 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 phénophtaléine 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						

