




Dosage de l'acide acétique dans un vinaigre (pH-métrie et conductimétrie)			3 F.15
CAPES : 3-(16)-24-26-27-28	Durée : Préparation 20 min Manipulation 10 min	Bibliographie : [M4] [M6] [M7] [M31] [M37] [M40]	
Prérequis Savoir : - préparer une solution étalon - effectuer et interpréter un dosage pH-métrique.	Objectifs Doser un produit utilisé dans la vie courante.	Thème d'enseignement - Acidité des boissons.	
Matériel 3 A + : bêcher de 250 mL, (NaOH) 1 erlen de 150 mL, (vinaigre) 1 fiolle jaugée de 100 mL, 1 pipette de 5 et 20 mL, 1		Réactifs NaOH 1g,  vinaigre d'alcool incolore, 10 mL phénolphtaléine (0,1% dans l'alcool) charbon actif ou celite®.	
Principe Pour mesurer son degré d'acidité, cf. p. 260, on dose du vinaigre commercial par une solution de NaOH. L'acide majoritaire du vinaigre est l'acide acétique, d'où la réaction de dosage : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$			
Mode opératoire a) Préparation de 250 mL de solution à environ 0,1 mol·L⁻¹ de NaOH et étalonnage  Préparer et étalonner 250 mL de solution à environ 0,1 mol·L ⁻¹ de NaOH (cf. fiche 3 B.1). b) Préparation d'une solution diluée de vinaigre Prélever à la pipette jaugée 5 mL de vinaigre commercial et transvaser dans une fiole jaugée de 100 mL. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. c) Dosage de l'acide acétique par colorimétrie, pH-métrie et conductimétrie Doser 20 mL de la solution diluée de vinaigre en présence de phénolphtaléine, avec la solution de NaOH étalonnée placée dans la burette. On peut suivre simultanément le dosage par pH-métrie et conductimétrie. Utiliser un bêcher assez large et ajouter une quantité d'eau suffisante pour que les électrodes et la cellule soient correctement immergées.			



Compléments théoriques

On considère que le vinaigre est une solution aqueuse d'acide acétique de densité $d \sim 1$. Le pK_A de l'acide acétique est 4,75.

Le *degré d'acidité* du vinaigre est défini comme la masse d'acide acétique pur contenu dans 100 g de vinaigre. Comme $d \sim 1$, si D désigne le degré d'acidité du vinaigre, C_a la concentration en acide acétique et M_a la masse molaire de l'acide acétique, on a :

$$D = C_a M_a 0,1$$

Compléments pratiques

Il est préférable d'utiliser du vinaigre d'alcool incolore. Si l'on ne dispose que de vinaigre de vin, on peut d'abord le décolorer en le traitant avec du charbon actif (adsorbant non polaire des composés non polaires), puis filtrer la solution. La filtration du charbon actif n'est pas aisée, aussi est-il préférable de faire passer lentement le vinaigre coloré sur un entonnoir muni d'un filtre contenant du charbon actif ou sur un büchner contenant de la celite®, (terre d'infusoires, diatomées ou diatomacées – classe d'algues microscopiques à coque de silice – de haute pureté, lavée à l'acide pour la débarrasser des matières organiques).

Compléments culturels

Le *vinaigre* est un vin rendu aigre par fermentation acétique et employé comme condiment. Il contient de l'acide acétique.

L'*acide acétique* (du latin *acetum* - vinaigre) ou *acide éthanoïque* est le plus important des acides organiques. Voir page 118 d'autres compléments sur cet acide.

La première analyse titrimétrique connue consiste en la comparaison de divers types de vinaigres. Elle fut réalisée en 1729 par GEOFFROY, la solution basique utilisée étant une solution de carbonate de potassium K_2CO_3 .

Le point d'équivalence était ainsi repéré par la fin du dégagement gazeux de dioxyde de carbone (les indicateurs colorés ne furent utilisés dans les titrages acido-basiques qu'à partir de 1767).



Mesures

Préparation de la solution diluée de vinaigre

Masse molaire (CH_3CO_2H) : $M_a = 60,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume de vinaigre commercial : $V_0 = (5,00 \pm 0,03) \text{ mL}$

Volume de solution : $V = (100,0 \pm 0,1) \text{ mL}$

Dosage

Volume de la prise d'essai : $V_a = (20,00 \pm 0,06) \text{ mL}$

Volume équivalent par pH-métrie : $V_e = (12,7 \pm 0,1) \text{ mL}$

Volume équivalent par conductimétrie : $V_e = (12,7 \pm 0,1) \text{ mL}$

V / mL	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	7,0
pH	2,87	3,59	3,91	4,14	4,31	4,40	4,48	4,56	4,63	4,78
G / mS	0,395	0,500	0,787	1,077	1,330	1,458	1,576	1,699	1,798	2,006
V / mL	7,5	8,0	8,5	9,2	10,0	11,0	11,5	12,0	12,3	12,6
pH	4,86	4,94	5,02	5,16	5,32	5,61	5,85	6,25	6,95	10,11
G / mS	2,100	2,203	2,286	2,407	2,53	2,679	2,759	2,83	2,876	2,927
V / mL	12,8	13,0	13,6	14,1	14,5	15,0	16,0	17,0	18,0	
pH	10,84	11,28	11,73	11,92	12,02	12,13	12,27	12,38	12,46	
G / mS	2,997	3,113	3,409	3,680	3,880	4,140	4,590	5,070	5,460	

Observations

Puisque la manipulation consiste à doser un acide faible par une base forte, on peut aussi déterminer la valeur du pH à demi-équivalence, c'est-à-dire le pK_A de l'acide acétique :

$$V_{1/2eq} = 6,35 \text{ mL} \quad \text{pH} = 4,7 \quad pK_A \text{ tabulé} = 4,8$$

Calculs

Titre de la soude utilisée : $C_b = (0,115 \pm 0,001) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Concentration d'acide acétique C_a dans le vinaigre commercial

$$C_a = \frac{C_b V_e}{V_a} \frac{V}{V_0} \quad \Delta C_a = C_a \left[\frac{\Delta C_b}{C_b} + \frac{\Delta V_a}{V_a} + \frac{\Delta V_e}{V_e} + \frac{\Delta V_0}{V_0} + \frac{\Delta V}{V} \right]$$

$$C_a = (1,41 \pm 0,04) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Degré d'acidité D du vinaigre

$$D = C_a M_a 0,1 \quad \Delta D = D \frac{\Delta C_a}{C_a} \quad D = (8,8 \pm 0,3)^\circ$$

Cette mesure expérimentale est cohérente avec la valeur indiquée par le fabricant, 9° .

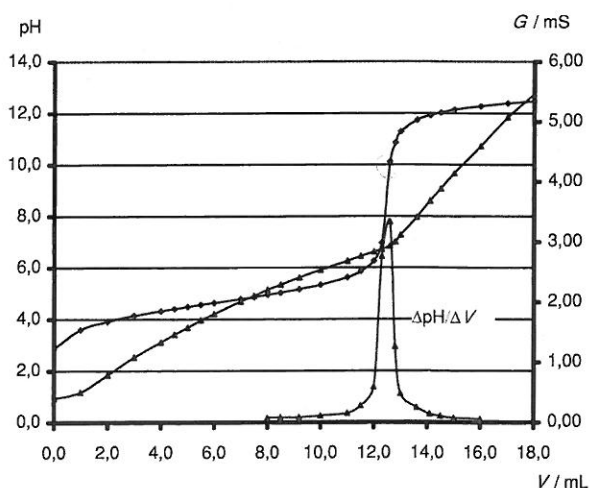


Fig. 3 F.15 : dosage de 20 mL de solution diluée de vinaigre par une solution à $0,115 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de NaOH.

Si l'on veut représenter la valeur de G corrigée du facteur de dilution soit $G' = G(V + V_0)$, il convient, pour que les électrodes et la cellule soient correctement immergées, d'ajouter une quantité d'eau connue, mesurée à l'éprouvette.