

# TP n°12

## Mesure du degré acétique d'un vinaigre

### Objectif :

Le vinaigre est une solution aqueuse contenant essentiellement de l'acide acétique (acide éthanoïque,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) dissous, ainsi que de nombreux autres solutés en concentration beaucoup plus faible, la composition exacte dépendant du mode d'obtention (vinaigre de cidre, de vin rouge, de vin blanc, d'alcool...).

La teneur en acide acétique (éthanoïque) d'un vinaigre figure sur la bouteille sous forme d'une valeur exprimée en degrés. Il s'agit en fait de la **teneur massique** en  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Ainsi, un vinaigre à 5° contient 5 g de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans 100 g de vinaigre.

Cette valeur est généralement exprimée sur la bouteille avec un seul chiffre significatif, ce qui correspond en principe à une incertitude de  $\pm 0,5$  g... soit 10% pour un vinaigre à 5°.

**Votre objectif est de déterminer le degré acétique d'un vinaigre commercial, afin de vérifier la valeur figurant sur la bouteille, et de la connaître avec une meilleure précision.**



### Sécurité :



On rappelle que les solutions d'acides et de bases sont corrosives. On utilisera obligatoirement des lunettes de sécurité pendant toute la séance.

### Nécessité de dilution :

Les titrages ne doivent pas être réalisés avec des solutions trop concentrées, pour différentes raisons :

- en raison du caractère corrosif mentionné ci-dessus, et donc de risques pour la santé en cas de contact avec les yeux, la peau, ou par inhalation de vapeurs ;
- en raison du fait que l'activité des différents solutés n'est plus assimilable à la concentration aux concentrations trop fortes, ce qui rend difficile l'exploitation de certaines mesures ;
- en raison de la non linéarité entre certaines grandeurs physiques et la concentration (lois de Beer-Lambert en spectrophotométrie, de Kohlrausch en conductimétrie...).

Il n'y a pas de limite précise à ce qu'on appelle une solution trop concentrée. Cela dépend de la nature des espèces concernées, de leur dangerosité, des écarts à l'idéalité qu'elles engendrent...

Le plus souvent, une concentration dépassant  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  est trop élevée ; au voisinage de  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  acceptable ; au voisinage de  $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  préférable...

Il ne faut pas non plus travailler avec des solutions trop diluées car la sensibilité aux impuretés devient trop grande.

### Travail à réaliser :

- 1) Proposer un protocole pour doser le vinaigre par titrage ; écrire la réaction support de titrage ; définir l'équivalence.
- 2) Faire un tableau d'avancement pour la réaction de titrage avant et après l'équivalence et en déduire l'allure des courbes d'évolution des quantités de matière des différentes espèces pendant le titrage.

- 3) En utilisant l'indication figurant sur la bouteille et la concentration de la solution titrante, déterminer la masse approximative de vinaigre à prélever pour obtenir une descente de burette convenable.
- 4) Réaliser le titrage, tracer sur ordinateur vos courbes pH-métriques et conductimétriques, et les exploiter pour obtenir une valeur expérimentale pour  $V_E$  et une évaluation type B de son incertitude-type.
- 5) Donner l'expression littérale du degré acétique du vinaigre à partir de  $V_E$  et des autres grandeurs nécessaires ; faire l'application numérique et l'assortir d'une évaluation type B de l'incertitude avec la formule de propagation des incertitudes (voir TP précédent).
- 6) À partir des résultats de tous les binômes du groupe et en supposant l'absence de biais, donner la meilleure valeur possible du degré acétique du vinaigre et l'assortir d'une évaluation type A de l'incertitude élargie, avec un intervalle de confiance de 95%. Comparer avec votre précédent résultat et son incertitude-type.
- 7) En se plaçant en un point particulier du titrage, déterminer graphiquement le  $pK_a$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ .
- 8) Proposer un indicateur coloré acido-basique qui pourrait convenir pour réaliser rapidement le titrage du vinaigre.

Les données concernant les indicateurs acido-basiques les plus courants sont rassemblées dans le tableau suivant :

Nom	Couleur de la forme acide - basique	pH zone de virage	$pK_a$
Hélianthine	rouge - jaune orangé	3,1 - 4,4	3,7
Rouge de méthyle	rouge - jaune	4,2 - 6,2	5,1
Bleu de bromothymol	jaune - bleu	6,0 - 7,6	7,1
Bleu de thymol	jaune - bleu	8,0 - 9,6	8,9

## ANNEXE : Rappels sur le pH et sa mesure

### a) Le pH

Par définition :

$$\text{pH} = -\log a_{(\text{H}^+_{\text{aq}})}$$

Lorsque les solutions sont suffisamment diluées,  $a_{(\text{H}^+_{\text{aq}})} = \frac{[\text{H}^+_{\text{aq}}]}{c^\circ}$ , on peut alors utiliser l'expression approchée :  $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}^+_{\text{aq}}]}{c^\circ}$ .

### b) Le pH-mètre

#### Constitution :

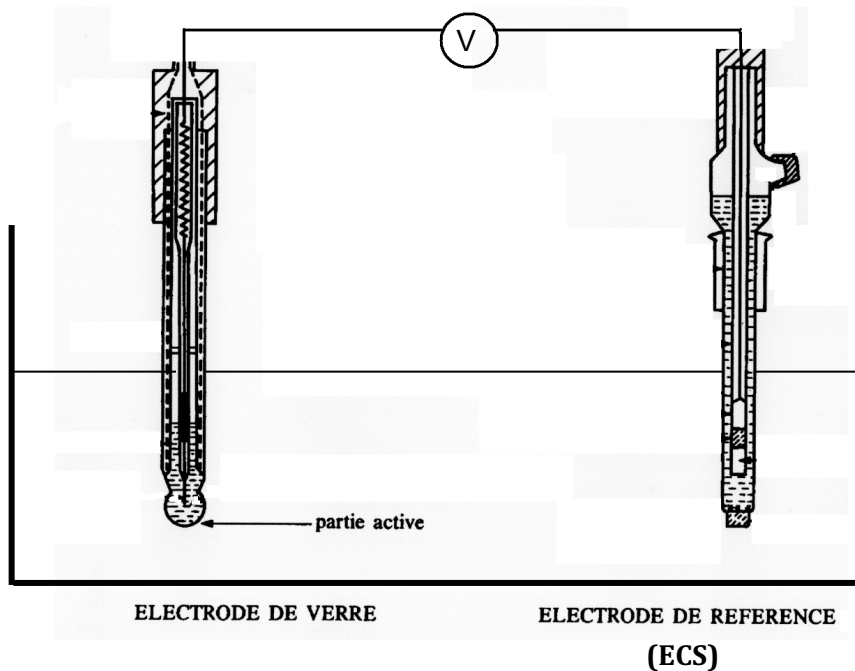
Le pH-mètre est un **voltmètre** mesurant la différence de potentiel entre deux électrodes :

- une électrode de **référence** (en général l'électrode au calomel saturée) ;
- **l'électrode de verre**, qui est reconnaissable par son extrémité arrondie en verre, qui est la partie active de l'électrode.

*Remarque : Pour un usage plus pratique, il est fréquent que ces deux électrodes soient rapprochées et rassemblées en une « sonde » unique. Cela a en plus l'avantage de les protéger dans un manchon. On parle alors d'électrodes combinées. Il ne faut pas oublier que, même peu visibles, il y a bien toujours **deux** électrodes pour mesurer un pH.*

La ddp mesurée est liée à la polarisation de la fine membrane de verre (partie active) en présence des ions  $\text{H}^+_{\text{aq}}$ , selon une relation affine :  $U = a + b\text{pH}$ .

Les constantes  $a$  et  $b$  dépendent de la température, de la nature et de l'état des électrodes. On les détermine lors de la procédure **d'étalonnage du pH-mètre**. Comme il y a deux constantes à déterminer, il faut **deux solutions tampon** (de pH connu et invariant) pour cela.



### **Mode d'emploi :**

1. Retirer le capuchon rempli d'eau distillée de l'électrode de verre (sert à maintenir l'hydratation de la membrane de verre quand l'électrode n'est pas utilisée) et le capuchon rempli de solution saturée de KCl de l'ECS.
2. Rincer à l'eau distillée et sécher délicatement les électrodes (à renouveler à chaque fois que l'on passe les électrodes d'une solution à une autre).
3. Étalonner le pH-mètre, d'abord avec la solution tampon de pH = 7,0 (standardisation), puis avec la solution tampon de pH voisin de la zone autour de laquelle on souhaite avoir les mesures les plus précises.
4. Introduire les électrodes dans le becher de mesure forme haute en faisant attention à ce que le barreau aimanté ne les heurte pas, notamment l'électrode de verre, la plus fragile.
5. Après le dosage, rincer et sécher les électrodes et replacer délicatement les capuchons.

### **Précision de la mesure :**

- Les pH-mètres utilisés en TP donnent, lorsqu'ils sont correctement étalonnés, une précision de l'ordre de  $\delta\text{pH} = \pm 0,05$  unités de pH lors d'une mesure unique.  
Par conséquent, le pH est habituellement toujours donné avec 1 chiffre après la virgule.

Notons que le pH étant une échelle logarithmique de la concentration en  $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ , la détermination de  $[\text{H}_{(\text{aq})}^+]$  par le calcul de  $10^{-\text{pH}}$  ne permet pas d'obtenir la concentration à mieux de 10% près à partir d'une mesure expérimentale de pH. La pH-métrie, comme la potentiométrie, n'est pas une méthode précise de détermination des concentrations.

- Dans le cas d'un titrage, les sources de variabilité entre les différents points est moindre ; il y a une composante d'erreur systématique, due notamment à l'étalonnage, constante. Des écarts de quelques centièmes d'unité de pH entre deux points ont donc une signification expérimentale. On conserve donc habituellement 2 chiffres après la virgule quand on relève le pH lors d'un titrage.

## Grille d'évaluation TP n°12

<b>Compétences générales</b>		A	B	C	D
<b>Analyser</b>	Proposer une stratégie pour réaliser un dosage et proposer un modèle associé (réaction support de titrage) Concevoir un protocole de titrage Évaluer l'ordre de grandeur d'un phénomène et de ses variations				
<b>Réaliser</b>	Mettre en œuvre un protocole de titrage Utiliser (éventuellement avec notice) un matériel de mesure Effectuer des représentations graphiques à partir de données expérimentales				
<b>Valider</b>	Exploiter des observations, des mesures, en identifiant les sources d'erreurs et en estimant les incertitudes Proposer des améliorations de la démarche ou du modèle				
<b>Communiquer</b>	Présenter ses résultats à l'oral en s'appuyant sur des graphes et en présentant correctement les résultats numériques (nombre de chiffres significatifs, incertitude, unité) Utiliser un vocabulaire scientifique adapté				
<b>Faire preuve d'initiative</b>	S'impliquer, prendre des décisions, anticiper Solliciter une aide de manière pertinente				

<b>Capacités spécifiques</b>
<i>mesures et incertitudes</i>
Mesurer des volumes avec le matériel adapté à la précision requise Mesurer une masse Mesurer un pH Mesurer une conductance ou une conductivité Évaluer une incertitude-type de type A Évaluer une incertitude élargie de type A associée à un intervalle de confiance à 95% Évaluer une incertitude-type de type B, utiliser une formule de composition des incertitudes Présenter un résultat par une valeur et son incertitude associée
<i>réalisation et exploitation d'un titrage</i>
Identifier et exploiter la réaction support de titrage Définir et repérer l'équivalence d'un titrage Recenser les espèces présentes et leur évolution dans le milieu au cours d'un titrage Justifier l'allure d'une courbe de suivi de titrage en pH-métrie Justifier l'allure d'une courbe de suivi de titrage en conductimétrie Choisir un indicateur coloré de fin de titrage Exploiter une courbe de titrage pour déterminer une valeur expérimentale d'une constante thermodynamique Exploiter un titrage pour en déduire la quantité ou le titre d'une espèce dosée

<b>Note :</b>	
---------------	--