

Dosage de l'acide acétique du vinaigre

De nombreuses boissons sont acides. Certaines sont naturelles comme le vinaigre, le vin, le Perrier ou le jus de citron, d'autres sont artificielles comme les sodas.

Pour donner un ordre d'idée, le pH du jus de citron et du Coca est d'environ 2,5 quand celui de l'estomac vaut 2.

Le dosage du degré d'acidité du vinaigre est assez important dans la mesure où commercialement, il est nécessaire de pouvoir préciser l'acidité de la solution vendue. On se place donc ici dans une optique de contrôle qualité.

Matériel à disposition

- | | |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> ↪ pH-mètre ↪ Burette de 25 mL ↪ Pipette de 1 mL ↪ Indicateurs colorés : Hélianthine, BBT, Phénolphthaléine | <ul style="list-style-type: none"> ↪ Vinaigre commercial ↪ Solution d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ↪ Solution d'acide chlorhydrique à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ↪ Bêchers et erlenmeyers |
|---|---|

Document 1 - Le vinaigre

Le vinaigre est obtenu par fermentation acétique soit d'une solution aqueuse d'éthanol (vinaigre d'alcool), soit d'un vin (vinaigre de vin). La fermentation acétique est effectuée par des bactéries, qui oxydent l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ en acide éthanoïque CH_3COOH , aussi appelé acide acétique.

On considère donc le vinaigre comme une solution aqueuse d'acide éthanoïque CH_3COOH . La densité du vinaigre vaut 1,02.

Le degré d'acidité d° d'un vinaigre est le pourcentage massique de l'acide éthanoïque dans la solution. Dans le cas du vinaigre que nous allons étudier, il vaut 8%.

Document 2 - L'acide acétique

L'acide acétique forme avec l'acétate CH_3COO^- un couple acide/base.

On notera $K_a = 10^{-4,8}$ la constante d'équilibre de la réaction de l'acide acétique avec l'eau.

Étude théorique

- 1/ Quelle est la concentration molaire en acide acétique du vinaigre ?
- 2/ Définir un dosage et son objectif. Rappeler la différence entre un dosage par étalonnage et un dosage par titrage.

Dans ce TP, on va réaliser un dosage par titrage.

- 3/ Choisit-on plutôt la solution d'acide chlorhydrique ou bien celle d'hydroxyde de sodium pour titrer l'acide éthanoïque ?
- 4/ Écrire l'équation support du titrage. Calculer sa constante d'équilibre et conclure.
- 5/ Rappeler la définition de l'équivalence d'un titrage.
- 6/ Compte tenu du matériel à disposition, justifier le choix d'une solution à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. En déduire le volume de solution titrante apporté à l'équivalence $V_{\text{éq}}^{\text{th}}$.
- 7/ Pour que l'électrode du pH-mètre puisse être complètement immergée dans la solution, il peut être nécessaire d'ajouter de l'eau distillée dans le bécher. Faut-il mesurer avec précision le volume d'eau à ajouter ?
- 8/ Dresser le tableau d'avancement du dosage. Distinguer les trois états finaux possibles en fonction de la valeur de V par rapport à $V_{\text{éq}}$ le volume équivalent.
- 9/ Montrer qu'il existe un volume V^* de soude versée pour lequel le pH mesuré est égal au $\text{p}K_a$ cherché. Exprimer ce volume V^* en fonction du volume équivalent.

Réalisation expérimentale

On procède à deux titrages ici.

1 - Dosage pH-métrique

Tout au long du dosage, on mesure la valeur du pH.

- 10/ Dessiner le montage expérimental. Proposer un protocole de tracé de l'évolution du pH en fonction du volume de soude versé.
- ☞ Réaliser le protocole (on pensera à étalonner le pH-mètre préalablement).
- 11/ Déterminer la valeur du volume à l'équivalence en utilisant deux méthodes.
- 12/ En déduire la valeur expérimentale du degré d'acidité du vinaigre.
- 13/ La valeur du pK_a obtenue à l'aide de cette courbe est elle satisfaisante ?

2 - Dosage colorimétrique

- 14/ En utilisant la courbe de titrage réalisée précédemment, proposer un indicateur coloré adapté à un dosage colorimétrique.
- ☞ Réaliser le dosage colorimétrique (Attention à bien verser la solution au goutte à goutte autour de l'équivalence).
- 15/ Comparer les valeurs obtenues par les deux méthodes. Laquelle est la plus précise à votre avis ?

Document 3 - Incertitudes d'un dosage par titrage

Lors d'un titrage, l'incertitude connaît plusieurs sources :

- Tout d'abord, il y a l'imprécision de lecture lorsqu'on fait le « zéro ». Ensuite, il y a l'imprécision de lecture du volume pour chaque point. La mesure de volume total versé de solution titrante se fait ainsi :

$$v = v_{\text{initial}} - v_{\text{final}} \quad \text{où } v_{\text{initial}} \text{ vaut souvent } 0$$

L'incertitude associée à la lecture totale s'exprime donc $\Delta v_{\text{lecture}} = \sqrt{\Delta v_{\text{initial}}^2 + \Delta v_{\text{final}}^2}$. Chaque incertitude correspond à une demi-graduation, soit 0,05 mL pour une burette graduée à 0,1 mL.

- Il existe également l'imprécision constructeur notée sur la verrerie.
- La burette délivrant la solution titrante à la goutte près, l'incertitude due au volume de la goutte, c'est à dire 0,05 mL, joue également.
- Enfin, la méthode peut jouer dans l'imprécision. Dans une mesure par saut de pH par exemple, la mesure graphique du volume équivalent n'est pas toujours très précise.

Ainsi, l'incertitude totale sur le volume équivalent est donnée par :

$$\Delta v_{\text{eq}} = \sqrt{\Delta v_{\text{initial}}^2 + \Delta v_{\text{final}}^2 + \Delta v_{\text{burette}}^2 + \Delta v_{\text{goutte}}^2 + \Delta v_{\text{méthode}}^2}$$