

1 Objectifs

Mise en pratique de la technique de dilution et l'utilisation d'un pH-mètre. Etudier l'influence de la dilution sur le pH d'une solution d'acide éthanoïque. Déterminer la valeur du coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

2 Le vinaigre et l'acide éthanoïque

Document 1 : Le vinaigre

Le vinaigre est aussi vieux que la civilisation elle-même, peut-être plus. Les bactéries qui transforment l'éthanol en acide acétique sont présentes partout dans le monde, et toute culture fabriquant la bière ou le vin a inévitablement découvert le vinaigre, résultat naturel de l'évolution de ces boissons alcoolisées laissées à l'air libre. Les anciens romains faisaient bouillir le « vin aigre » dans des récipients de plomb pour produire un sirop très sucré, le sapa ou sucre de plomb, qui provoqua de nombreux empoisonnements au plomb dans l'aristocratie romaine.

Document 2 : Composition du vinaigre

Bien connu pour ses qualités gustatives, le vinaigre est aussi utilisé aujourd'hui comme produit ménager pour ses propriétés désinfectantes et détartrantes. Il est fabriqué par oxydation naturelle de l'éthanol présent dans le vin ou le cidre. Son pH est compris entre 2,0 et 3,0 et il contient majoritairement de l'acide éthanoïque de formule CH_3COOH . L'acide éthanoïque, notée AH, est un acide faible. Sa base conjuguée, notée A^- est l'ion éthanoate, de formule CH_3COO^- .

- ① Donner le nom et la formule semi-développée de l'espèce chimique contenue dans le vinaigre.
- ② Donner le nom et la formule semi-développée de l'espèce chimique présente dans le vin permettent d'obtenir le vinaigre.
- ③ D'après le document 2, indiquer le mode d'obtention du vinaigre.
- ④ Donner le nom de l'oxydant utilisé pour obtenir le vinaigre.
- ⑤ Ecrire la demi-équation modélisant la transformation qui a lieu pour le dioxygène sachant que l'on a le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.
- ⑥ Ecrire la demi-équation modélisant la transformation qui a lieu pour l'éthanol sachant que l'on a le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- ⑦ Ecrire l'équation bilan de la réaction permettant d'obtenir le vinaigre.
- ⑧ Donner le nom de la maladie dont étaient victimes les aristocrates romains.

3 Coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque

3.1 Coefficient de dissociation d'un acide et constante d'acidité d'un couple acide/base

Lorsqu'on introduit un acide AH dans de l'eau, il y a une réaction d'équation : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
L'acide AH se dissocie alors pour former des ions H_3O^+

Document 1 : Le coefficient de dissociation d'un acide

Le coefficient de dissociation d'un acide, noté α est donné par la formule : $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$: concentration des ions H_3O^+ dans la solution en fin de réaction

C : concentration de l'acide avant sa réaction avec l'eau

Plus un acide est fort, plus le coefficient de dissociation est élevé.

Document 2 : Constante d'acidité d'un couple acide/base

On définit la constante d'acidité K_A du couple AH/A^- par la relation

$$K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$$

On définit le pK_A du couple par la relation : $pK_A = -\log K_A$

On peut montrer que le coefficient de dissociation de l'acide est relié à la constante d'acidité par la relation :

$$K_A = C \times \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

- ① Pour acide fort, sa réaction avec l'eau est considérée comme totale. L'acide est alors complètement dissocié, cela signifie que toutes les molécules d'acide introduites dans l'eau sont totalement transformé en H_3O^+ et en sa base conjuguée A^- . Donner la valeur du coefficient de dissociation α d'un acide fort.
- ② A partir de son expression, donner la signification du coefficient de dissociation α .
- ③ Donner l'expression de la concentration en H_3O^+ en fonction de la valeur du pH.
- ④ Donner l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.
- ⑤ Donner l'expression de la constante d'acidité K_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- .

3.2 Détermination du coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque

A partir d'une solution mère d'acide éthanoïque de concentration $C_0 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (solution 1), on prépare par dilution les solutions 2, 3, 4, 5, 6 et 7 suivantes : $C_0/10$; $C_0/20$; $C_0/100$; $C_0/200$; $C_0/1000$; $C_0/2000$. Chaque solution préparée peut servir à en préparer une autre. Pour chaque solution, préciser, en complétant le tableau suivant, le volume du matériel utilisé (à disposition : fioles jaugées de 50 et 100 mL; pipettes jaugées de 5mL, 10mL, 20 mL).

- ① Introduire 20 mL de la solution mère de concentration C_0 dans un bêcher de 100 mL. Mesurer son pH. Puis, à l'aide d'un tableur, compléter le tableau suivant :

Solution n°	1	2	3	4	5	6	7
Concentration C (mol.L^{-1})							
pH							
$[H_3O^+]$ (mol.L^{-1})							
α							

- ② Décrire le protocole pour préparer la solution n°2. Préparer cette solution, mesurer son pH et compléter le tableau.
- ③ Préparer les solutions n°3, 4, 5, 6 et 7. Mesurer le pH de chacune de ces solutions et compléter le tableau.
- ④ Comment évolue le coefficient de dissociation α quand la concentration en acide éthanoïque diminue ?
- ⑤ En déduire l'influence de la dilution sur la réaction entre un acide faible et l'eau.
- ⑥ La réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau est-elle totale ? Justifier.

3.3 Détermination du pKa de l'acide éthanoïque

- ① Ajouter deux lignes au tableau précédent permettant de calculer la valeur de la constante d'acidité K_A et le pK_A de l'acide éthanoïque pour les différentes solutions.
- ② Calculer l'incertitude-type élargie sur la valeur du $U(pK_A)$ pour un intervalle de confiance de 68 %.
- ③ En déduire la valeur du pK_A de l'acide éthanoïque en faisant apparaître la valeur de l'incertitude-type $U(pK_A)$.
- ④ Le pKa théorique de l'acide éthanoïque est de 4,75. Calculer l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur expérimentale $pK_A(\text{moy})$.