

Révisions : Détermination expérimentale d'une constante d'équilibre

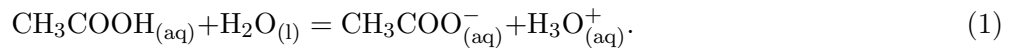
Objectifs

- Mesurer expérimentalement la constante d'équilibre thermodynamique d'une réaction.
- Réaliser un titrage pH-métrique.

Position du problème

L'objectif de ce TP est de déterminer expérimentalement la constante d'acidité du couple acide éthanoïque / ion éthanoate ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}/\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$), et de comparer cette détermination expérimentale à la valeur tabulée qui est $K_A = 10^{-4.8}$, soit $\text{pKa} = -\log K_A = 4.8$.

Nous rappelons que cette constante d'acidité K_A est la constante d'équilibre thermodynamique K^0 de la réaction



Pour déterminer K_A , nous allons réaliser un titrage d'une solution d'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$) par des ions hydroxydes (HO^-), en suivant l'évolution du pH. L'exploitation de la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{versé}})$ permettra d'en déduire une mesure de K_A .

Liste du matériel à votre disposition

- Bécher de 100 mL (assez étroit pour que les électrodes trempent avec un volume faible)
- Pot de yaourt (poubelle)
- Pipette jaugée de 5 mL et 10 mL
- Fiole jaugée 25 mL
- Burette graduée
- Agitateur magnétique
- pH-mètre
- Solution d'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$), concentration environ $c_{05} = 0.5 \text{ mol/L}$.
- Solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, concentration $c_B = 0.1 \text{ mol/L}$.

Étude théorique préliminaire

1 – Écrire l'équation de la réaction de titrage. Donner sa constante d'équilibre.

Faire un tableau d'avancement qui fait apparaître le volume versé. On notera V_0 le volume d'acide éthanoïque prélevé initialement, et c_0 sa concentration. En déduire le volume équivalent.

2 – En utilisant le fait que K_A est la constante d'équilibre de la réaction 1, montrer que l'on a la relation

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

En déduire que pour un volume versé $V < V_{\text{éq}}$, on a la relation

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{V}{V_{\text{éq}} - V}. \quad (2)$$

Qu'obtient-on à la demi équivalence (donc pour $V = V_{\text{éq}}/2$) ?

Préparation de la solution

- 3 – On souhaite obtenir une solution d'acide éthanóïque de concentration $c_0 = 0.1 \text{ mol/L}$.
Proposer un protocole qui permet d'effectuer cette dilution. On souhaite obtenir au moins 10 mL de solution.
Appeler l'examineur pour présenter votre protocole.
- 4 – Réaliser le protocole précédent. **Attention** : port des lunettes de protection obligatoire à cause de l'utilisation de l'acide, à la fois pour celui qui manipule et ceux qui l'entourent.

Réalisation du titrage

- 5 – Proposer un protocole pour réaliser le titrage de la solution d'acide éthanóïque préparée ci-dessus, et permettant d'obtenir la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{versé}})$.
Appeler l'examineur pour présenter votre protocole.
- 6 – Suivre le protocole précédent. **Attention** : port des lunettes de protection obligatoire à cause de l'utilisation de la soude, à la fois pour celui qui manipule et ceux qui l'entourent.

Interprétation

- 7 – Imprimer la courbe de titrage et la joindre au compte rendu, avec les coordonnées des points importants.
Déterminer la valeur du volume équivalent, accompagnée de son incertitude.
- 8 – En utilisant la relation 2 et la question correspondante, donner *deux* moyens de trouver la valeur de pK_a en exploitant votre courbe.
Le faire et comparer avec la valeur tabulée. On donnera à chaque fois l'incertitude de la mesure. On tiendra compte du fait que les solutions tampons utilisées pour étalonner le pH-mètre sont précises à $\pm 0.2 \text{ u.pH}$, le pH-mètre est donc également précis à $\pm 0.2 \text{ u.pH}$.