

TP 9 : Détermination expérimentale d'une constante d'équilibre

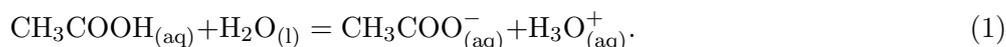
Objectifs

- Mesurer expérimentalement la constante d'équilibre thermodynamique d'une réaction.

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 10 mL
- Burette graduée
- Agitateur magnétique
- pH-mètre
- Solution d'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$), concentration environ $c_0 = 0.1 \text{ mol/L}$.
- 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 $V = V_{\text{éq}}/2$) ?

Réalisation de l'expérience

- 3 – Suivre le protocole suivant. **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.
- Étalonner le pH-mètre en utilisant la notice.
 - Dans le bécher, introduire 10 mL mesuré précisément d'acide éthanoïque. Compléter par de l'eau distillée juste ce qu'il faut pour que les électrodes du pH-mètre trempent correctement (ce volume ajouté n'est pas important pour déterminer le volume équivalent car il ne change pas la quantité de matière de CH_3COOH que l'on dose : on ajoute juste de l'eau ; en revanche il l'est pour la valeur initiale du pH qui ne doit pas être trop élevée, donc la solution d'acide pas trop diluée).
 - Rincer et remplir la burette avec de la soude.
 - Réaliser le titrage et son suivi pH-métrique. On prendra un point tous les mL, voire plus au début du dosage et proche de l'équivalence. On fera l'acquisition sur Régressi.

Interprétation

- 4 – 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.
- 5 – 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 ± 0.2 u.pH, le pH-mètre est donc également précis à ± 0.2 u.pH.