



Manipulation :

Détermination de la constante d'acidité du méthanoïque et de l'éthanoïque

1) INTRODUCTION

1) Rappel :

Un acide est dit faible lorsque son ionisation en solution aqueuse est partielle (donc réversible et limitée à un équilibre). Pour un acide faible de formule HA, on peut écrire



Cet équilibre est caractérisé par la constante

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

Cette constante, appelée **constante d'acidité** ou K_A , permet de caractériser la force relative de cet acide. **Plus l'acide est fort, plus son ionisation est marquée et plus sa constante d'acidité sera élevée.**

A tout acide faible HA est associé une base faible A^- . Les espèces HA et A^- forment un couple acide-base et A^- est appelée base conjuguée de HA. Il est aisé de comprendre que plus la forme acide du couple est forte, plus la forme basique sera faible. Ainsi le K_A sert aussi à classer les bases faibles en fonction de leur force respective.

La détermination du K_A est donc importante pour le chimiste. Actuellement il existe des tables reprenant les constantes d'acidité de nombreux couples. Nous allons voir comment, expérimentalement, il est possible de déterminer la valeur de cette constante.

2) Principe de la manipulation :

Soit une solution d'acide faible HA de concentration C_A et une solution de base forte de concentration C_B .

A V_A ml de HA on ajoute V_B ml de base. On a alors

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

$$\text{ou } [H_3O^+] = K_A \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} \quad (1)$$

$$[HA] = \frac{V_A \cdot C_A - V_B \cdot C_B}{V_A + V_B} \quad \text{cad } \frac{\text{nombre de moles d'acide encore présent}}{\text{divisé par le volume total}}$$

et

$$[A^-] = \frac{V_B \cdot C_B}{V_A + V_B} \quad \text{cad } \frac{\text{nombre de moles de base ajoutée}}{\text{divisé par le volume total}}$$

l'équation (1) devient alors

$$[H_3O^+] = K_A \cdot \frac{V_A \cdot C_A - V_B \cdot C_B}{V_B \cdot C_B}$$

ou encore

$$[H_3O^+] = \frac{K_A \cdot V_A \cdot C_A - K_A \cdot V_B \cdot C_B}{V_B \cdot C_B} = \frac{K_A \cdot V_A \cdot C_A}{V_B \cdot C_B} - \frac{K_A \cdot V_B \cdot C_B}{V_B \cdot C_B}$$

qui peut se mettre sous la forme

$$\frac{1}{V_B} \cdot \frac{K_A \cdot V_A \cdot C_A}{C_B} = [H_3O^+] + K_A$$

et finalement

$$\frac{1}{V_B} = \frac{C_B}{V_A \cdot C_A} + \frac{C_B}{K_A \cdot V_A \cdot C_A} \cdot [H_3O^+]$$

Etudions plus en détail cette équation apparemment complexe.

Les grandeurs K_A , C_A et C_B sont fixées initialement (on choisit l'acide faible, K_A , sa concentration, C_A , ainsi que la concentration de la base forte C_B). Ce sont donc des constantes.

Supposons maintenant que, pour un même volume initial constant V_A d'acide faible, on ajoute différents volumes V_B de base. On constate que, d'après l'équation ci-dessus, le pH va varier. Si on mesure à chaque ajout le pH, on va obtenir un ensemble de couples de points V_B et $[H_3O^+]$.

L'équation nous montre que si on porte en graphique $1/V_B$ en fonction de $[H_3O^+]$ on obtient une droite ($y = b + a \cdot x$) dont le coefficient angulaire (a) nous permet de déterminer K_A .

C'est donc à partir du graphique que nous pourrions déterminer K_A .

II) MODE OPERATOIRE :

Détermination de la constante d'acidité K_A de l'acide acétique CH_3COOH et de l'acide formique $HCOOH$.

- Préparer 500ml de NaOH 0,1M
- Préparer 250ml d'une solution d'acide faible 0,1M
- Monter le dispositif de titrage volumétrique
 - dans la burette : 50ml de NaOH $C_B=0,1M$
 - dans l'erenmeyer : 25ml de HA $C_A=0,1M$
- Ajouter progressivement les volumes V_B de base tels qu'indiqués dans le tableau et mesurer le pH au pH-mètre et au papier indicateur
- Compléter le tableau

TABLEAU DES MESURES					
V_B [ml]	$1/V_B$ [l ⁻¹]	acide acétique		acide formique	
		pH	$[H_3O^+]$ [mole/l]	pH	$[H_3O^+]$ [mole/l]
2					
4					
6					
8					
10					
12					
14					
16					
18					
20					
22					
24					

- Tracer le graphique $1/V_B$ en fonction de $[H_3O^+]$. Mesurer la pente de la droite obtenue et déterminons le K_A de l'acide. (A comparer avec la valeur des tables)