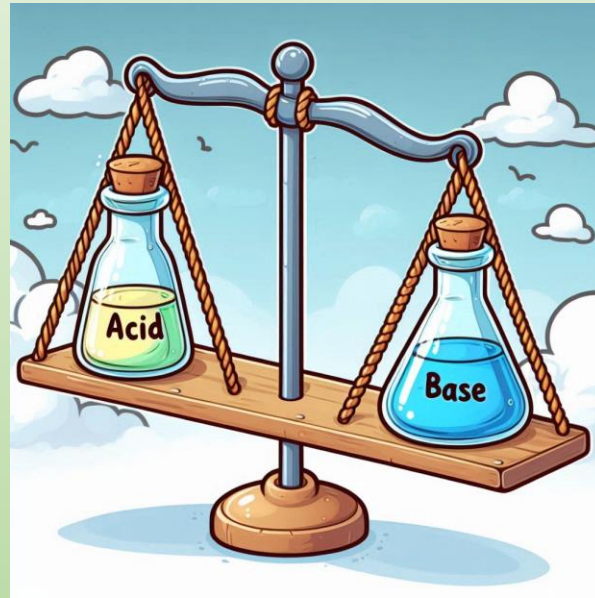


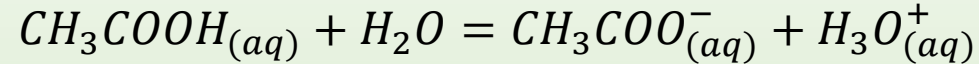
TP-Cours 3 : Détermination d'une constante d'acidité par mesures de pH



Dans cette activité, on va déterminer la constante d'acidité de l'acide éthanoïque en exploitant les relations entre le pH, le taux d'avancement et K_A . On commencera par des mesures de pH sur des solutions d'acide de concentrations diverses, puis on utilisera des équilibres forcés en mélangeant l'acide et sa base conjuguée.

Etape 1 : Mesures de pH de solutions de diverses concentrations

L'acide éthanoïque (CH_3COOH) est un acide faible dont l'équation de la réaction avec l'eau s'écrit :



On considère un volume V d'une solution d'acide éthanoïque de concentration C_A

- 1) A l'aide d'un tableau d'avancement, donner l'expression de x_{max} si on suppose la réaction totale
- 2) En partant de la formule du pH, donner l'expression de x_f l'avancement final réel, en fonction de pH et V_A
- 3) En déduire l'expression du taux d'avancement τ en fonction de C_A et pH

Connaissant C_A et pH, on peut donc obtenir la valeur de l'avancement de la réaction.

- Commencer par étalonner le pH-mètre à l'aide des solutions tampons
- A l'aide d'une éprouvette graduée, introduire dans un bécher un volume $V_0 = 50\text{mL}$ d'eau distillée et placer sous agitation
- Ajouter successivement 5mL d'acide éthanoïque de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ jusqu'à atteindre un volume total de 100mL. Après chaque ajout, mesurer le pH de la solution
- Dans un tableau sur Capstone, récapituler : les valeurs du pH, le volume d'acide dans le bécher, le volume total dans le bécher
- Créer alors 2 colonnes « calcul » et y faire calculer : la concentration C_A de l'acide après chaque ajout et le taux d'avancement
- En utilisant l'expression démontrée en classe, ajouter une dernière colonne « calcul » et y faire calculer la valeur de K_A

Etape 2 : Forcer un taux d'avancement

Repartons de l'expression du K_A :

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq} \times c^\circ}$$

Cette fois (après s'être débarrassé de c°), on met $[H_3O^+]$ de côté :

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} \times [H_3O^+]_{eq}$$

En appliquant directement $-\log$ de chaque côté de l'égalité, on obtient :

$$-\log(K_A) = -\log\left(\frac{[CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} \times [H_3O^+]_{eq}\right)$$

$$-\log(K_A) = -\log\left(\frac{[CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}\right) - \log([H_3O^+]_{eq})$$

$$pK_A = -\log\left(\frac{[CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}}\right) + pH$$

En analysant cette relation, on voit que si à l'équilibre une solution contient autant d'acide que de base conjuguée, c'est-à-dire si $[CH_3COOH]_{eq} = [CH_3COO^-]_{eq}$, on a $pH = pK_A$

Autrement dit, on peut définir le pK_A d'un acide faible **comme le pH d'une solution aqueuse qui contient autant d'acide que de base conjuguée (50% d'acide et 50% de base)**

Vous disposez au bureau de 2 solutions S_A et S_B , l'une faite à partir de l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'autre faite à partir de sa base conjuguée CH_3COO^- . Les deux solutions ont la même concentration : $C_A = C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

- En vous appuyant sur la conclusion en gras, réalisez une expérience simple permettant d'obtenir une valeur du pK_A de l'acide éthanoïque.

Etape 3 : Validation des résultats

La valeur tabulé pour le pK_A de l'acide éthanoïque est de 4,8.

A l'issu de la première étape, quelle conclusion pouvez-vous tirez quant à la validité de vos résultats?

A l'issu de la deuxième étape, quelle conclusion pouvez-vous tirez quant à la validité de vos résultats?

