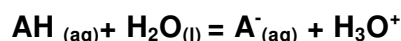


DETERMINATION DE LA CONSTANTE D'ACIDITE D'UN COUPLE ACIDE/BASE

I- Qu'est-ce que la constante d'acidité Ka ou le pKa d'un couple ?

Tout couple acide/base, mis en solution aqueuse, donne lieu à un équilibre :



Cet équilibre est alors caractérisé par une constante d'acidité Ka, telle que :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \times \frac{[\text{A}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{et} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

Le pH et le pKa sont alors liés par la relation $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ (1)

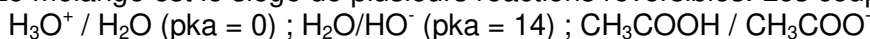
Quelle est l'utilité du pKa ?

II- Protocole

Afin de vérifier la validité de la relation (1), on se propose de mesurer le pH d'une série de mélanges préparés à partir d'un volume V_A (mL) d'une solution A d'acide éthanoïque de concentration $C_A = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et d'un volume V_B (mL) d'une solution B d'éthanoate de sodium de concentration $C_B = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Equations des réactions mises en jeu

Le mélange est le siège de plusieurs réactions réversibles. Les couples sont :



Écrire les équations des réactions et en déduire les espèces présentes :

- Autoprotolyse de l'eau (réaction entre les deux couples de l'eau)
- Réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau
- Réaction entre l'ion éthanoate et l'eau

2. Première partie de l'expérience

Avant de réaliser ces mélanges, étalonner le pH-mètre.

Dans un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de solution A (à pipeter), verser à la burette graduée, des volumes V_B de solution B, croissants de 10 mL en 10 mL, jusqu'à 50 mL, et mesurer à chaque fois le pH du mélange obtenu.

Résultats

V_B (mL)	10	20	30	40	50
pH					

3. Deuxième partie

Même manipulation que précédemment mais en inversant les rôles des réactifs.

Résultats

V_A (mL)	10	20	30	40	50
pH					

III- Exploitation des résultats

1. Concentration des espèces chimiques dissoutes dans les mélanges

Le calcul exact des concentrations de ces espèces chimiques est complexe car plusieurs réactions sont en jeu.

Sachant que les réactions sont très limitées dans le sens (1), c'est-à-dire dans le sens de la production des produits, on peut donc admettre que dans chaque mélange :

$$C_A \cdot V_A = [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot V \quad \text{et} \quad C_B \cdot V_B = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot V$$

(avec $V = V_A + V_B$ le volume total du mélange)

En déduire les expressions littérales de $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ et $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ puis de $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$.

2. Synthèse des résultats

Compléter le tableau suivant.

	Première série de mesures					Deuxième série de mesures				
V_B (mL)	50	40	30	20	10	10	10	10	10	10
V_A (mL)	10	10	10	10	10	10	20	30	40	50
pH										
$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$										
$\text{Log} \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$										

Tracer le graphe $\text{pH} = f\left(\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$

3. Conclusions

Que peut-on dire de la courbe obtenue ?

Quelle est son équation ?

A l'aide de la relation (1) déterminer le $\text{p}K_a$ du couple étudié.

4. Diagramme de prédominance d'un couple acide/base

Le pourcentage d'acide éthanoïque dans le mélange se calcule avec la relation suivante :

$$\%[\text{CH}_3\text{COOH}] = (C_A - 10^{-\text{pH}}) \times 100$$

→ Tracer l'évolution de $\%[\text{CH}_3\text{COOH}]$ en fonction du pH

Le pourcentage d'ion éthanoate dans le mélange se calcule avec la relation suivante :

$$\%[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 100 - \%[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

→ Sur le même graphe tracer $\%[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ en fonction du pH

Commenter les courbes en précisant l'espèce qui prédomine en fonction du pH

Que représente le point d'intersection des deux courbes ?

Pour ce point particulier, comment se nomme un tel mélange, quelles sont ses propriétés ?