

TP-Cours 4 : Propriétés d'une solution tampon



Dans cette activité, on va fabriquer une solution tampon et tester son comportement lors de l'ajout d'acide, de base ou d'eau. On comparera ses propriétés à celle d'une simple solution d'acide faible.

Une solution tampon est obtenue à partir d'un acide faible en réalisant une solution telle que le pH soit égale au pK_A de cet acide. Dans la pratique, on peut y parvenir de deux façons :

- En réalisant un mélange en proportions égales de l'acide faible et de sa base conjuguée, de même concentration. On a alors dans la solution 50% d'acide et 50% de base, ce qui conduit bien à $pH=pK_A$.
- En faisant réagir un acide faible avec la bonne quantité de base forte (réaction totale) pour que la moitié de l'acide se transforme en sa base conjuguée (on retrouve alors une solution avec 50% acide 50% base conjuguée d'où $pH=pK_A$)

Etape 1 : Réalisation et analyse d'une solution tampon

Le travail à réaliser sera différent selon les groupes. Certains groupes prépareront une véritable solution tampon en mélangeant 10mL de solution d'acide éthanoïque à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'une solution d'éthanoate de sodium (base conjuguée de l'acide éthanoïque) à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. D'autres groupes travailleront sur une solution contenant simplement 20 mL d'acide éthanoïque ou 20mL d'éthanoate. Les groupes mesureront alors le pH de la solution en y ajoutant progressivement soit 10mL d'acide chlorhydrique, soit 10 mL de soude, soit 30 mL d'eau. Le pH sera mesuré après chaque ajout de 1mL pour l'acide chlorhydrique et la soude et après chaque ajout de 3mL pour l'eau. On tracera alors la courbe $pH=f(V_{\text{versé}})$

	Groupe 1-2	Groupe 3-4	Groupe 5-6	Groupe 7	Groupe 8	Groupe 9	Groupe 10	Groupe 11	Groupe 12
Préparation	10-10	10-10	10-10	20 acide	20 acide	20 acide	20 base	20 base	20 base
Ajout	Acide chlo	Soude	Eau	Acide chlo	Soude	Acide chlo	Acide chlo	Soude	Acide chlo

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?

