

TP2 : Force d'un acide ou d'une base

L'utilisation du vinaigre (solution aqueuse d'acide éthanoïque) ne nécessite pas le port de gants de protection, tandis que qu'il est recommandé d'en porter lors de la manipulation d'une solution d'acide chlorhydrique de même concentration. Pourquoi deux solutions acides de même concentration peuvent-elles avoir des pH différents ?

L'acide éthanoïque est un acide faible et l'acide chlorhydrique est un acide fort. Cette différence explique à la fois la variation des pH entre les solutions et la différence de dangerosité entre l'acide éthanoïque et l'acide chlorhydrique.

On souhaite déterminer le pK_a du couple acide éthanoïque / éthanoate.

Document 1 lien entre le pH et le pK_a : relation de Henderson

Pour un mélange constitué d'un acide faible $AH_{(aq)}$ et de sa base faible conjuguée $A^{-}_{(aq)}$, le pH de la solution est relié au pK_a du couple acide/base par la relation de Henderson :

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^{-}]}{[AH]} \right).$$

 Voir le cours pour les conditions de validité et les démonstrations de cette relation.

Partie expérimentale

Première série de mesures :

- À l'aide de pipette jaugée nettoyée avec l'acide éthanoïque, verser 10,0 mL d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher de 100 mL.
- Ajouter progressivement (10 mL par 10 mL) une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en utilisant pipette jaugée nettoyée avec l'éthanoate de sodium.
- À chaque addition, **nettoyer** le pH-mètre, le sécher et mesurer le pH. Attendre trois minutes avant de relever la valeur de pH.

V_a (mL)	10	10	10	10
V_b (mL)	10	20	30	40
pH				

Deuxième série de mesures :

- Verser dans un autre bécher de 100 mL, 10,0 mL d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en utilisant une pipette jaugée nettoyée avec l'éthanoate de sodium.
- Ajouter progressivement (10 mL par 10 mL) une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en utilisant une pipette jaugée nettoyée avec l'acide éthanoïque
- À chaque addition, **nettoyer** le pH-mètre, le sécher et mesurer le pH. Attendre trois minutes avant de relever la valeur de pH.

V_a (mL)	10	20	30	40
V_b (mL)	10	10	10	10
pH	Déjà			

Exploitation

Compléter le tableau ci-dessous

V_a (mL)	40	30	20	10	10	10	10
V_b (mL)	10	10	10	10	20	30	40
pH							

Saisir les valeurs de V_a , V_b et pH dans le logiciel **Regressi**. Ajouter une autre colonne calculée $L = \log \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$

- À l'aide du logiciel **Regressi** tracer $\text{pH} = f\left(\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)\right)$, puis avec l'outil de modélisation, donner l'équation de la courbe obtenue.
- En utilisant le document 1, montrer que les pH des solutions sont donnés par la relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}}\right)$
- Montrer que $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}} = \frac{V_b}{V_a}$ sachant de $C_a = C_b$ et que le volume total de la solution est $V = V_a + V_b$
- Que contient le mélange correspondant au point situé à **l'ordonnée à l'origine** de la courbe $\text{pH} = f\left(\log\left(\frac{V_b}{V_a}\right)\right)$?
- En déduire la valeur du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$
- Donner l'expression de $\text{pH}-\text{pK}_a$. En raisonnant sur le signe de $\text{pH}-\text{pK}_a$, déduire l'espèce prédominante pour les pH suivants : 3 ; 4 ; 5 ; 7.
- En utilisant le résultat de la question précédente, compléter les diagrammes ci-dessous

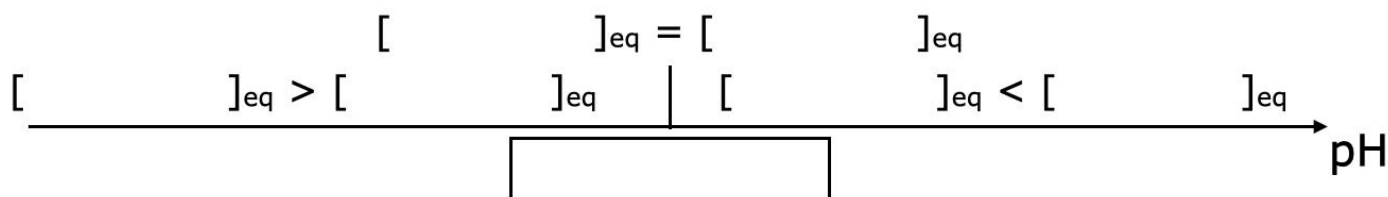


Diagramme de prédominance de $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

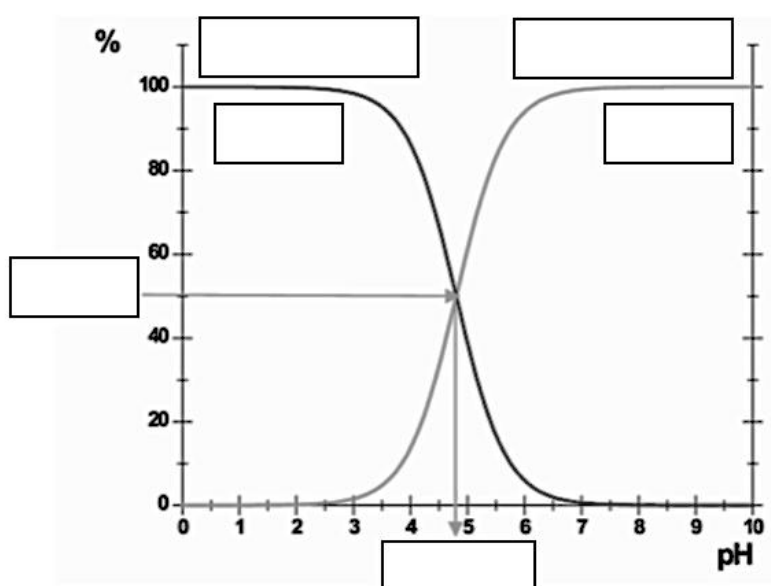


Diagramme de distribution ou d'abondance de $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

Comparaison d'acides entre eux

On mesure le pH de trois solutions de concentration $c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$:

Acide chlorhydrique (H^+, Cl^-)	$\text{pH}_1 = 1,30$
Acide éthanoïque (CH_3COOH)	$\text{pH}_2 = 3,11$
Acide sulfamique ($\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$)	$\text{pH}_3 = 1,73$

- Calculer les concentrations en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- présents dans chaque solution.
- L'acide sulfamique est un acide faible, car sa réaction avec l'eau n'est pas totale, son $\text{pK}_a = 0,99$. Comparer le pK_a de l'acide sulfamique et de l'acide éthanoïque. Expliquer pourquoi, à concentration égale, deux acides peuvent être plus ou moins corrosifs.