

EXERCICE II - RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES (3 points)

Données : Les solutions aqueuses considérées sont prises à 25°C.

- Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$.
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples de l'eau : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.
- Couple acide éthanoïque / ion éthanoate : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$; $K_{a1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$.
- Couple ion ammonium / ammoniac : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; $K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-10}$.
- Zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur	Hélianthine	Bleu de bromothymol	Rouge de crésol	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,2 – 4,4	6,0 – 7,6	7,2 – 8,8	8,2 – 10

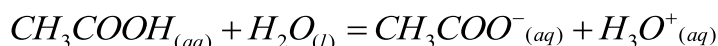
Cet exercice comporte 9 affirmations numérotées de 1.1 à 3.3.

Répondre à chaque affirmation par VRAI ou FAUX. Toute réponse doit être accompagnée de justifications ou de commentaires brefs (définitions, calculs, justifications graphiques).

1. Solution d'acide éthanoïque

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est de 3,4.

1.1. L'équation de réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau s'écrit :



1.2. Cette transformation est limitée.

1.3. Le rapport $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f}$ des concentrations à l'état final vaut environ 25.

2. Réaction de l'ammoniac avec l'eau

On dissout dans l'eau 50 mL d'ammoniac NH_3 gazeux de manière à obtenir 200 mL de solution.

La réaction de l'ammoniac avec l'eau s'écrit : $\text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$

2.1. La concentration molaire en ammoniac apporté est de $4,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

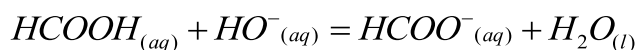
2.2. L'ammoniac est un acide au sens de Brønsted.

2.3. La constante d'équilibre K associée à la transformation vaut $1,6 \cdot 10^{-5}$.

3. Dosage de l'acide méthanoïque par la soude

On réalise la simulation du titrage pH-métrique d'un volume $V_a = 10,0$ mL de solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration molaire $C_a = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équation de la réaction servant de support au titrage est :



La courbe $\text{pH} = f(V_b)$ ainsi que les variations des pourcentages des espèces du couple acide méthanoïque/ion méthanoate en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé sont représentées **SUR LA FIGURE 4 DE L'ANNEXE EN PAGE 12 À RENDRE AVEC LA COPIE.**

- 3.1. La courbe 2 est la courbe d'évolution du pourcentage d'acide méthanoïque.
- 3.2. Le pK_a du couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ est égal à 5,0.
- 3.3. Le rouge de crésol peut être utilisé comme indicateur coloré de fin de réaction.

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

ANNEXE DE L'EXERCICE II

Titration de l'acide méthanoïque par la soude

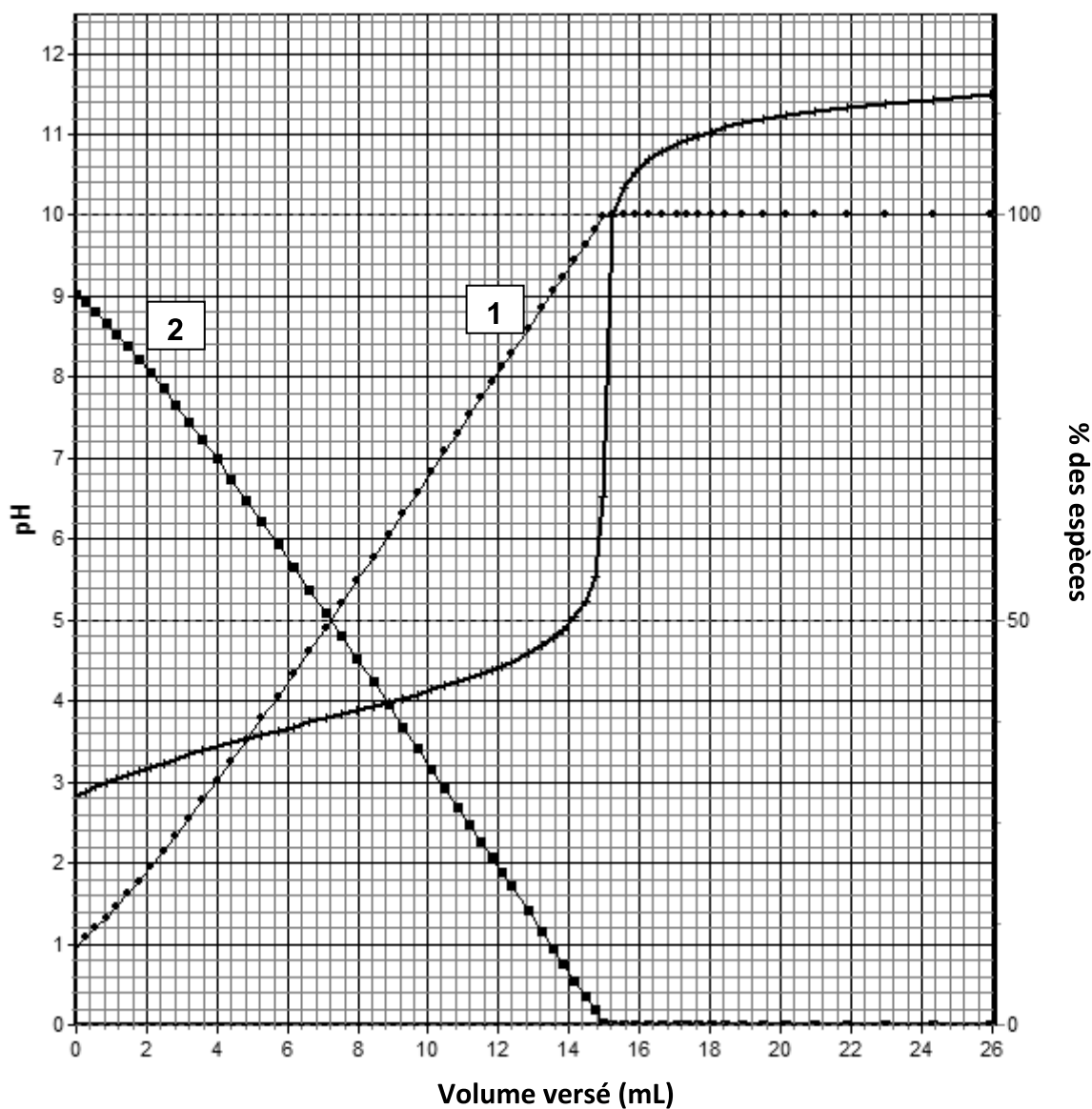


Figure 4. Courbes d'évolution du pH et des pourcentages des espèces HCOOH et HCOO⁻ en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé