

Chapitre 18 : contrôle de la qualité par dosage

Une solution d'éthanoate de sodium

N.B. : aucune réaction chimique ne peut "a priori" être considérée comme totale (quantitative). La température des solutions est de 25°C dans tout l'exercice.

Donnée : $pK_e = 14,0$

L'éthanoate de sodium NaCH_3COO est un **solide** blanc, soluble dans l'eau, de masse molaire $M = 82,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Sa solution aqueuse contient, entre autres, les ions Na^+ et CH_3COO^- .

I. On prépare 100 mL d'une solution aqueuse, notée (S), d'éthanoate de sodium de concentration $C = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à partir du solide pur. On mesure le pH de la solution (S) obtenue : $\text{pH} = 8,9$.

- 1.1. Donner le mode opératoire permettant de préparer (S), en précisant le matériel utilisé.
- 1.2. Ecrire l'équation de la réaction modélisant la transformation qui explique que (S) soit basique.
- 1.3. (Hors programme) Donner l'expression de son quotient de réaction Q_R .
- 1.4. Calculer la concentration $[\text{OH}^-]$ en ions hydroxyde dans (S).
- 1.5. A l'aide d'un tableau d'avancement, calculer l'avancement final x_f de cette réaction, et l'avancement maximal x_m si la réaction était totale (ou quantitative).

(hors programme) Le taux d'avancement final est égal au rapport de l'avancement final sur l'avancement maximal:

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

- 1.6. En déduire le taux d'avancement final τ (exprimé en %). Conclure.
- 1.7. Donner la liste des espèces **présentes** dans (S). Quelles sont les deux espèces, à part l'eau, dont la concentration est très nettement supérieure à celles des autres ?

II. A $V' = 20 \text{ mL}$ de la solution (S) précédente, on ajoute $V'' = 5,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le mélange a alors un $\text{pH} = 5,3$.

- 2.1. Ecrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation.

2.2. Calculer la quantité de matière n_0 de CH_3COO^- initialement présente dans les 20 mL et celle n_0' de H_3O^+ apportée par les 5,0 mL. Quel réactif est en excès ?

2.3. Calculer la quantité de matière n' de H_3O^+ dans le **mélange**, lorsque l'équilibre est atteint.

2.4. A l'aide d'un tableau d'avancement, montrer que x_f vaut environ $5 \cdot 10^{-4}$ mol.

2.5. Que peut-on déduire de la question 2.4 ?

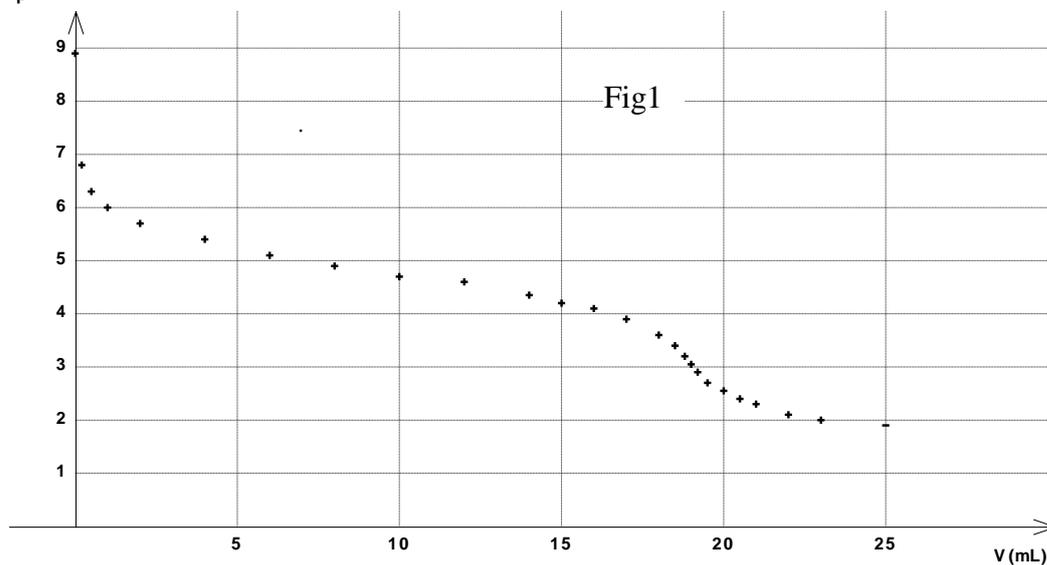
2.6. Calculer le pK_a du couple auquel appartient CH_3COO^- en utilisant les résultats obtenus à la question II.4.

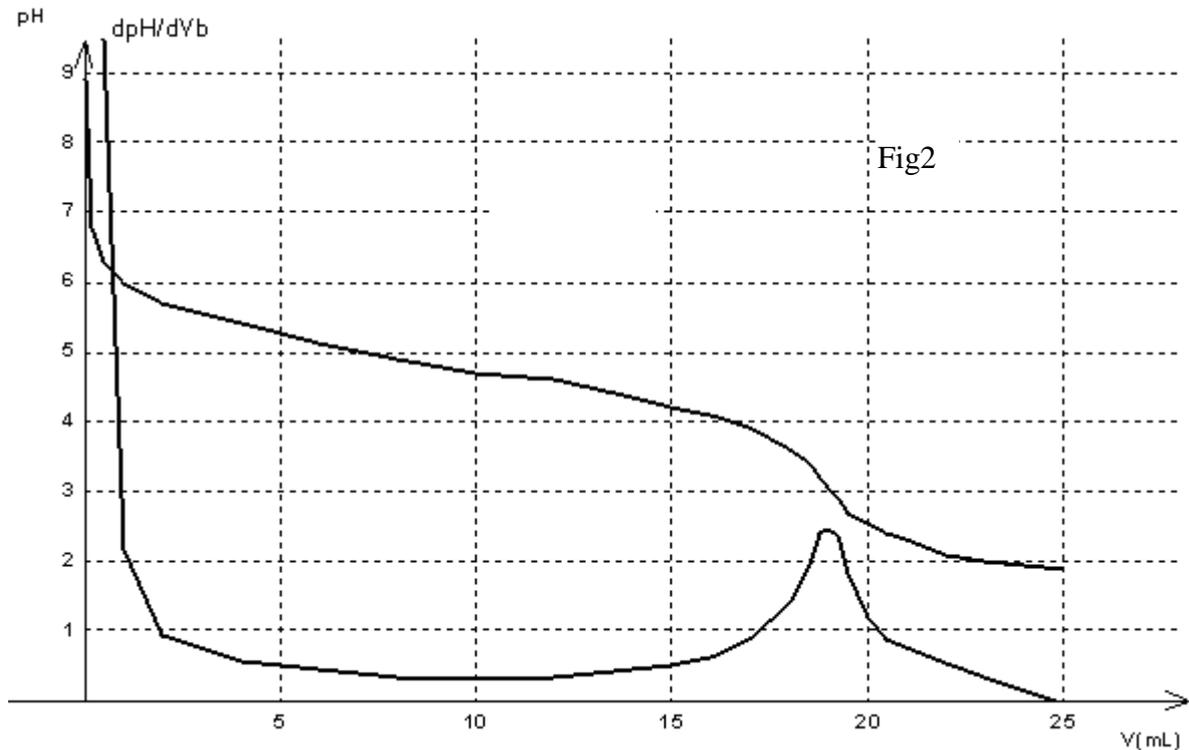
III. Afin de vérifier la concentration de la solution (S) (préparée partie I), on dose 20 mL de (S) par une solution titrée d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient le tableau de mesures suivant :

V(mL)	0	0.2	0.5	1	2	4	6	8	10	12	14	15	16	17	18	18.5	18.8	19	19.2	19.5	20	20.5	21	22	23	25
pH	8,9	6,8	6,3	6,0	5,7	5,4	5,1	4,9	4,7	4,6	4,35	4,2	4,1	3,9	3,6	3,4	3,2	3,05	2,9	2,7	2,55	2,4	2,3	2,1	2,0	1,9

On trace ensuite le graphe $\text{pH} = f(V)$ à l'aide d'un logiciel (figure 1), puis on calcule l'opposé de la dérivée de pH par rapport à V (courbe notée « opdpH » sur la figure 2), et on trace les deux courbes, en joignant les points.

N.B. : les valeurs en ordonnée de la courbe « $-\frac{\text{dpH}}{\text{dV}} = f(V)$ » ne sont pas indiquées.





- 3.1. Définir l'équivalence d'une réaction chimique en général.
- 3.2. Déterminer V_E le volume d'acide versé à l'équivalence, et pH_E la valeur du pH à l'équivalence. Expliquer brièvement votre méthode.
- 3.3. En déduire la véritable concentration de la solution C_1 (S).
- 3.4. Si la solution (S) a bien été préparée comme à la question I.1., calculer le « degré de pureté » des cristaux de $NaCH_3COO$, c'est-à-dire le rapport de la masse de $NaCH_3COO$ réellement contenu dans une masse m de cristaux, sur la masse m des cristaux, exprimé en % .
- 3.5. On donne les couleurs et zones de virage de quelques indicateurs colorés acido-basique :

nom :	couleur de la forme acide :	zone de virage :	couleur de la forme base :
jaune d'alizarine	Rouge	2,1 - 3,4	jaune
Hélianthine	Rouge	3,2 - 4,4	jaune
vert de bromocrésol	Jaune	3,8 - 5,4	bleu
bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	bleu
phénolphtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	rose

3.5.1. Lequel de ces indicateurs colorés pourrait-on « a priori » utiliser pour effectuer un dosage sans pH-mètre de (S) par l'acide chlorhydrique ?

3.5.2. Expliquer pourquoi le résultat serait trop imprécis.

