

EXERCICE 1

On dispose de deux solutions : $\begin{cases} \text{une solution de LEMOUROUDJI de concentration } C_a \text{ inconnue et de volume } V_a = 21 \text{ cm}^3 \\ \text{une solution de soude de concentration } C_b \text{ inconnue} \end{cases}$

À l'aide d'une burette graduée, on verse progressivement la solution de soude sur les 21 cm³ de LEMOUROUDJI. Pour chaque volume V_b de soude versée, on relève le pH du mélange. On obtient le tableau des valeurs suivant :

V_b (cm ³)	0	1	2	3	4	5,25	6	7	8	9	9,5	10	10,5	11	12
pH	2,06	2,15	2,50	2,75	2,91	3,13	3,25	3,43	3,63	3,90	4,10	4,43	9,15	12,57	12,62

1°/Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$. Échelle : $\begin{cases} 1 \text{ cm pour } 1 \text{ unité de pH} \\ 1 \text{ cm pour } 1 \text{ cm}^3 \end{cases}$

2°/Le constituant essentiel du LEMOUROUDJI est l'acide citrique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ noté LH dont la base conjuguée est l'ion citrate $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7^-$ noté L⁻.

2.1 L'acide citrique est-il un acide faible ou fort ? On justifiera en se servant de la courbe.

2.2 Écrire l'équation de la réaction entre la soude et le LEMOUROUDJI. (Utiliser les notations LH et L⁻)

2.3 Déterminer le pKa du couple LH/L⁻.

3°/En utilisant le pKa, déterminer la concentration initiale du LEMOUROUDJI. En déduire C_b .

4°/Déterminer graphiquement le pH du mélange obtenu lorsqu'on ajoute 6,5 cm³ de soude sur les 21 cm³ de LEMOUROUDJI.

**EXERCICE 2**

Cinq béchers contiennent chacun 50 mL d'une solution différente. Les cinq solutions, chacune de concentration molaire volumique $C_i = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ sont les suivantes :

- Solution de chlorure de sodium A
- Solution d'hydroxyde de sodium (Soude) B
- Solution de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) C
- Solution d'acide éthanóïque (acétique) D
- Solution d'éthanoate de sodium (acétate de sodium) E.

L'étiquette posée sur chaque bécher n'est plus lisible. Pour identifier les solutions, on mesure le pH de chacune d'entre elles.

1) Compléter le tableau suivant avec les lettres A , B , C , D , E. Justifier votre choix.

N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	12	8,4	2	3,4	7
Solution					

2) Faire le bilan des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le bécher numéro 4 (N° 4).

Calculer le pourcentage α des molécules d'acide éthanóïque dissociées par rapport aux molécules introduites.

3) On mélange la solution du bécher N° 5 avec celle du bécher N° 4. On obtient 100mL de solution. Le pH de la solution obtenue est mesuré égal à 3,55.

Faire le bilan des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans cette solution.

Calculer le nouveau pourcentage α' caractérisant la dissociation ionique de l'acide éthanóïque.

Comparer α et α' puis interpréter les résultats obtenus.

EXERCICE 3

Soit le montage schématisé ci-dessous. Il comprend :

L'un des laborantins du lycée a préparé quatre solutions notées ① ② ③ ④ de même concentration molaire volumique $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

- ① : chlorure d'hydrogène
- ② : hydroxyde de sodium
- ③ : composé X
- ④ : composé Y.

Il a oublié de coller les étiquettes indiquant la nature des composés X et Y sur les flacons contenant les solutions ③ et ④. Afin d'identifier les composés X et Y on effectue les tests décrits ci-après :

La mesure du pH donne : solution ③ $\text{pH} = 2,4$
solution ④ $\text{pH} = 11,9$

1. En déduire la nature des composés X et Y : acide fort ou faible, base forte ou faible. Justifier les réponses
2. Dans 10 cm^3 de solution ③ on verse goutte à goutte la solution ②.
La courbe en annexe donne la variation du pH du mélange en fonction du volume v de solution ②.

a) Déterminer graphiquement :

- le volume de solution ② versé à l'équivalence
- le pK_a du couple auquel appartient le composé X.

b) Identifier le composé X. On donne :

- acide méthanoïque/ion méthanoate : $\text{pK}_a = 3,8$
- acide éthanoïque/ion éthanoate : $\text{pK}_a = 4,8$

Comparer, en justifiant la réponse, la force de X à celle de l'acide de l'autre couple.

3. On mélange 30 cm^3 de solution ④ avec 20 cm^3 de solution ①. La solution obtenue notée S a un pH égal à 10,5.

Écrire l'équation-bilan de la réaction d'une base faible notée B avec l'eau.

À partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S, déterminer le pK_a du couple acide/base auquel le composé Y appartient.

Identifier le composé Y. On donne :

- ion éthylammonium/éthylamine : $\text{pK}_a = 10,8$
- ion ammonium/ammoniac : $\text{pK}_a = 9,2$.