

Cette épreuve est constituée de trois exercices. Elle comporte quatre pages numérotées de 1 à 4.
L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé.

Traiter les trois exercices suivants

مسابقة في مادة الكيمياء

المدة: ساعتين

(باللغة الفرنسية)

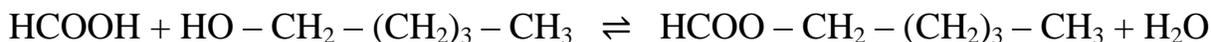
الاسم:

الرقم:

Exercice 1 (6 points)

Cinétique d'une réaction d'estérification

La réaction de synthèse du méthanoate de pentyle est une réaction lente et limitée dont l'équation est:



Le but de cet exercice est d'étudier la cinétique de cette réaction en dosant l'acide méthanoïque restant à différents instants t .

Données: L'étude est réalisée à 25°C.

Couple acide / base	$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$
pK_a	14	4,75	3,75

1. Etude de la réaction de dosage

Pour doser l'acide méthanoïque par une base convenable, on dispose des deux solutions aqueuses suivantes: Une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) et une solution d'éthanoate de sodium ($\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$).

L'étude de la réaction de l'acide méthanoïque avec chacune de ces deux bases est représentée dans le **document-1**:

Réaction	Caractéristiques		Constante de réaction
Ions HO^- avec HCOOH	Rapide	Unique	$K_{R1} = 1,78 \cdot 10^{10}$
Ions CH_3COO^- avec HCOOH	Rapide	Unique	K_{R2}

Document-1

1.1. Donner l'expression de la constante de réaction K_{R2}

. **Calculer** sa K_{R2} .

1.2. En se référant au **document-1** :

. **Choisir** laquelle des deux réactions est convenable pour réaliser le dosage.

. **Justifier** la réponse

1.3. Ecrire l'équation de cette réaction de dosage.

2. Etude cinétique de la réaction d'estérification

On prépare dix tubes scellés contenant chacun 40 mmol d'acide méthanoïque et 40 mmol de pentan-1-ol.

À l'instant $t = 0$, on place ces tubes dans un bain- marie thermostaté.

À différents instants t , on dose l'acide restant.

Les résultats obtenus sont données dans le tableau du **document-2**, où n_a est le nombre de moles d'acide restant à chaque instant t .

t (min)	2	4	6	10	14	18	24	t (équilibre)
n_a (mmol)	32	27,2	24,8	21,2	19,0	17,0	16,0	13,3

Document-2

2.1. Tracer la courbe représentant la variation du nombre de moles d'acide restant en fonction du temps :

$n_a = f(t)$, dans l'intervalle de temps [0 – 24 min].

Prendre les échelles suivantes : en abscisses : 1 cm pour 4 min ; en ordonnées : 1 cm pour 4 mmol.

2.2. Préciser graphiquement la variation de la vitesse de disparition de l'acide au cours du temps.

2.3. On reprend la même étude réalisée ci-haut en apportant une seule modification : quelques gouttes d'acide sulfurique concentré sont ajoutées à chaque tube.

- **Tracer**, sur le même graphe de **la question 2.1**, l'allure de la courbe représentant la variation du nombre de moles d'acide restant en fonction du temps : $n_a = g(t)$.
- **Justifier** la réponse.

2.4. On représente par n_{exp} le nombre de moles expérimental de l'ester formé à la fin de l'évolution du système réactionnel.

2.4.1. Déterminer le nombre de moles théorique n_{theo} de l'ester formé.

2.4.2. Choisir la valeur qui correspond à n_{exp} . **Justifier.**

a. $n_{\text{exp}} = 40 \text{ mmol}$

b. $n_{\text{exp}} = 13,3 \text{ mmol}$

c. $n_{\text{exp}} = 26,7 \text{ mmol}$

Exercice 2 (7 points)

L'acide lactique

L'acide lactique peut être utilisé comme détartrant pour cafetières, lave-linges... Il possède également des propriétés bactéricides.

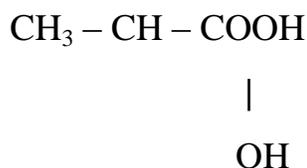
Le but de cet exercice est d'étudier sa structure et de déterminer son pourcentage massique dans un détartrant de commerce.

Données: - pK_a (acide lactique / ion lactate) = 3,9

- $M_{\text{(acide lactique)}} = 90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Etude de l'acide lactique

La formule semi-développée de l'acide lactique est :



Justifier celle qui est correcte et **corriger** celle qui est fausse, pour chacune des propositions suivantes.

1.1. Le nom systématique de l'acide lactique est : acide 2-hydroxy-2-méthyléthanoïque.

1.2. L'acide lactique possède deux énantiomères.

1.3. L'oxydation ménagée catalytique de l'acide lactique avec le dioxygène donne un composé organique qui réagit avec le 2,4-D.N.P.H.

2. Préparation d'une solution diluée (S) d'acide lactique

On dispose d'un flacon contenant une solution commerciale (S_0) d'acide lactique.

Pour préparer un volume $V_S = 1,0$ L d'une solution (S) d'acide lactique, on prélève un volume $V_0 = 2,2$ mL de la solution commerciale (S_0)

2.1. Choisir de la liste **du document-1**, la verrerie la plus précise pour préparer la solution (S) :

- Bêchers : 100 mL, 250 mL et 500 mL

- Fioles jaugées : 100 mL, 500 mL et 1000 mL

- Epprouvettes graduées : 5 mL, 10 mL et 25 mL

- Pipettes jaugées : 5 mL, 10 mL et 25 mL

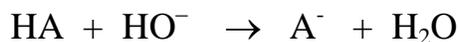
- Pipettes graduées : 1 mL et 5 mL

Document-1

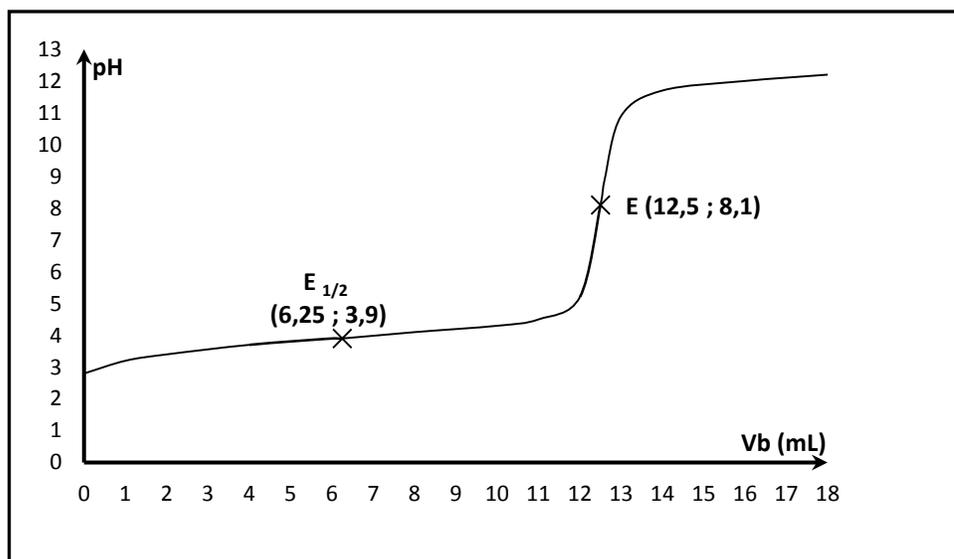
3. Dosage de la solution (S)

À 25°C, on réalise un dosage pH-métrique d'un volume $V_a = 25,0$ mL de la solution (S) par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_b = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On y ajoute de l'eau distillée pour assurer l'immersion de l'électrode combinée du pH-mètre.

L'équation de la réaction de dosage de l'acide lactique noté HA est:



Le suivi de ce dosage permet d'obtenir la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ du **document-2** :



Document -2

3.1. En se référant à la courbe du **document-2**:

3.1.1. Dégager deux raisons qui montrent que l'acide lactique est un acide faible.

3.1.2. Que représente les coordonnées du point $E_{1/2}$

. **Vérifier** que l'acide dosé est l'acide lactique.

3.2. Montrer que la concentration de la solution (S) en acide lactique est $C_a = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

3.3. Déterminer le pourcentage massique de la solution (S₀) en acide lactique sachant que la masse volumique de cette solution est $\rho_{(S_0)} = 1,2 \text{ g.mL}^{-1}$.

On donne : formule du pourcentage massique : $\% = \frac{C_0 \times M(\text{acide})}{\rho(S_0) \times 10}$

4. Action de l'acide lactique sur un dépôt de tartre

Données: - La formule chimique du tartre est (Ca^{2+} , CO_3^{2-})

$$- \text{pKa} (\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,4$$

$$\text{pKa} (\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 10,3$$

$$- \text{pKa} (\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-) = 14$$

$$\text{pKa} (\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}) = 0$$

L'action d'un excès d'acide lactique sur un dépôt de tartre produit une effervescence.

4.1. Placer sur un axe de pKa tous les couples acido-basiques mis en jeu au cours de cette réaction.

4.2. En se référant à l'axe de pKa, **interpréter** l'effervescence observée.

Exercice 3 (7 points)

Préparation d'un savon

Le savon, connu depuis longtemps, était utilisé comme médicament et comme agent purificateur plutôt que comme détergent.

Les corps gras comme l'oléine et l'hydroxyde de sodium sont les matières de base de la fabrication du savon.

Le but de cet exercice est de préparer une solution d'hydroxyde de sodium afin de préparer le savon.

Donnée : Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M_{(\text{NaOH})} = 40$; $M_{(\text{oléate de sodium})} = 304$.

1. Préparation de la solution (S) d'hydroxyde de sodium

On dispose d'un flacon contenant des pastilles d'hydroxyde de sodium NaOH. On dissout une masse m d'hydroxyde de sodium dans l'eau distillée de façon à avoir une solution (S) de volume $V_S = 100,0 \text{ mL}$ et de concentration $C_b = 5,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

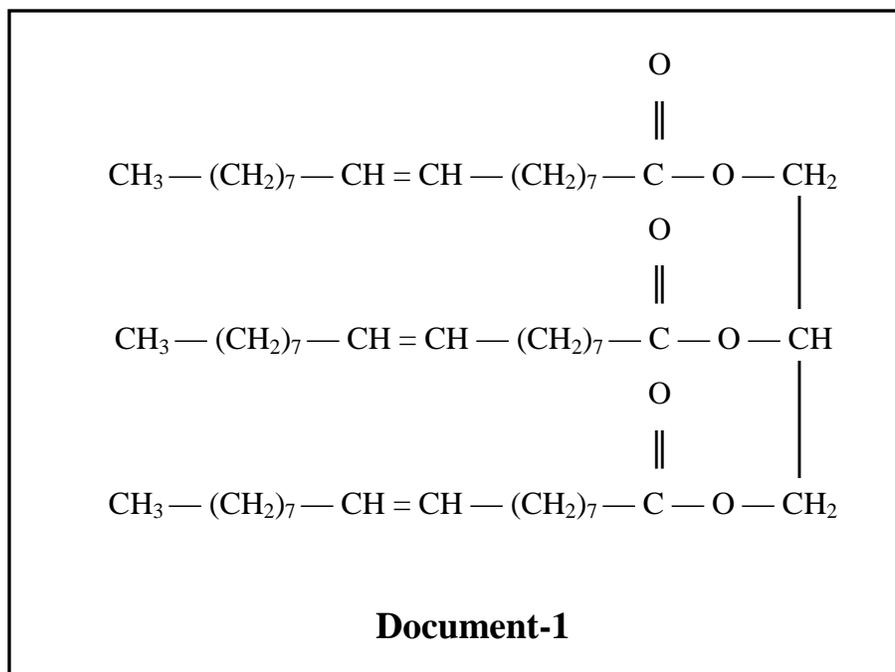
1.1. Calculer la masse m de NaOH nécessaire pour préparer la solution (S).

1.2. Nommer le matériel indispensable pour préparer cette solution.

2. L'oléine

L'oléine est un triester préparé à partir de l'acide oléique et du glycérol.

La formule semi-développée de l'oléine est:



2.1. En se référant au **document-1**, écrire la formule semi-développée :

2.1.1. De l'acide oléique.

2.1.2. Du glycérol.

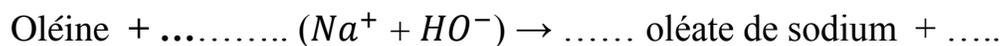
2.2. Donner le nom systématique du glycérol.

3. Préparation d'un savon

On introduit dans un ballon un volume d'huile d'olive contenant 0,10 mol d'oléine et un excès de la solution (S) déjà préparée. On y ajoute ensuite quelques mL d'éthanol.

On chauffe à reflux ce mélange pendant 45 minutes. Après refroidissement du ballon, on récupère le savon formé, on le purifie et on le pèse ; on trouve une masse de 82,6 g.

3.1. Recopier puis compléter l'équation de la réaction de préparation du savon en utilisant la formule semi – développés :



3.2. Choisir la bonne réponse:

3.2.1. Le caractère de l'ion oléate est:

a. acide

b. basique

c. neutre

3.2.2. Les deux caractéristiques de la réaction de saponification sont:

a. lente et limitée

b. lente et totale

c. rapide et limitée

3.3. Déterminer le rendement de cette réaction.

3.4. Justifier que l'ion oléate est une espèce dite amphiphile.

3.5. Expliquer que l'eau de mer (contenant entre autres les ions Na^+ et Cl^-) réduit le pouvoir nettoyant du savon.