

Chimie

Baccalauréat Scientifique

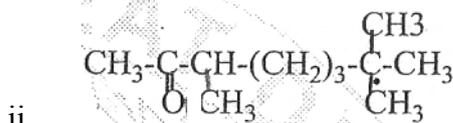
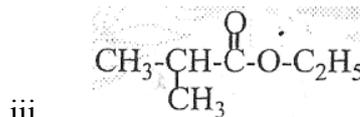
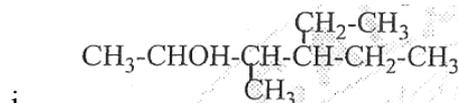
Session de 1999

Série C-D

EXERCICE I : CHIMIE ORGANIQUE -

5 points

1. Donner les noms des composés suivants



2. On considère la N,N-diméthylpropanamine.

2.1. Donner sa formule semi-développée et sa classe.

2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de cette aminé avec l'iodométhane.

2.3. On mélange 8,7 g de N,N-diméthylpropanamine avec l'iodométhane en excès.

Quelle masse de cristaux obtient-on lorsque la réaction est achevée ?

3. Un acide α -aminé (A) a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_2\text{N}$.

3.1. Donner sa formule semi-développée et son nom.

3.2. Pourquoi la molécule A est-elle chirale ?

3.3. En utilisant la représentation de Fischer, donner les configurations D et L de A.

- Donner la formule du zwitterion provenant de A.
- Ecrire les deux équations chimiques mettant en évidence le caractère ampholyte de ce zwitterion.

On donne : $\text{C} = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{N} = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{I} = 53 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

EXERCICE 2 : ACIDES ET BASES

5 points

1. Définir une base selon la théorie de Bronsted.

2. Une solution centimolaire d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ a un pH de 11,3 à 25°C .

2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'ionisation de l'éthylamine dans l'eau.

Déterminer la concentration molaire de chacune des espèces chimiques présentes dans la solution.

2.2. Déterminer le pourcentage de molécules ionisées, et dire si l'éthylamine est une base forte ou faible.

3. A 30 mL d'une solution aqueuse d'éthylamine, on ajoute lentement une solution décimolaire d'acide chlorhydrique. A l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du pH en fonction du volume V_A de la solution acide. L'ensemble des résultats obtenus conduit à la représentation graphique du document-1 ci-dessous.

3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction acide-base qui se produit.

- Déterminer les deux couples acide-base mis en jeu.

3.2. Déterminer, par la méthode des tangentes, la valeur du pH à l'équivalence.

- En déduire la concentration molaire de la solution d'éthylamine.
- Déduire du graphe la valeur du pK_A

EXERCICE 3 : CINETIQUE CHIMIQUE**(5 pts)**

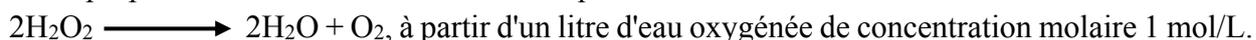
1. Dans un bêcher, on verse 200 mL de solution d'acide oxalique de formule semi-développée $\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}$, et quelques gouttes d'acide sulfurique. Lorsqu'on y ajoute un millilitre de solution de permanganate de potassium, de concentration $0,02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la décoloration a lieu au bout de 40s. Si on ajoute encore un millilitre de la solution de permanganate après la première décoloration, la deuxième décoloration se produit au bout de 25s.

N.B: On supposera qu'aucune variation de volume n'est observée lors du mélange.

- 1.1. Déterminer la vitesse moyenne de disparition de l'ion MnO_4^- à la première décoloration ; puis à la deuxième décoloration.

1.2. Comment varie cette vitesse ?

2. On se propose maintenant d'étudier la cinétique de la réaction suivante :



Pour cela on mesure le volume V_{ox} du dioxygène dégagé à différents instants t , ce qui conduit au tableau suivant :

t(h)	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0
$V_{\text{ox}}(\text{l})$	2,51	4,53	5,86	7,37	8,36	9,16
n(mol)						
$[\text{H}_2\text{O}_2] = 1-n$						

n représente le nombre de moles d'eau oxygénée disparues. On prendra le molaire $V_m = 22,4 \text{ L}$

2.1. Exprimer n en fonction de V_{ox}

2.2. Compléter le tableau ci-dessus.

2.3. En utilisant un papier millimétré, tracer le graphe $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$.

Echelle : 5 carreaux pour 1h; 2 carreaux pour 0,1 mole de H_2O_2 .

2.4. En déduire la vitesse de disparition de H_2O_2 aux instants $t_1 = 1\text{h}$ et $t_2 = 3\text{h}$ Comment varie cette vitesse ?

EXERCICE IV : TYPE EXPERIMENTAL**(5 pts)**

Un élève de Terminale D se propose de produire du savon de ménage à partir de l'huile de palme et de la soude caustique.

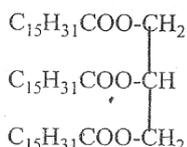
Pour cela, il prépare une solution S de soude en dissolvant 1 kg de grenaille de soude dans 5 litres d'eau.

Puis, par un chauffage doux, il fait blanchir un volume V d'huile de palme. Après refroidissement, il obtient une masse m d'huile blanchie.

Ensuite, il mélange progressivement à froid l'huile blanchie avec la solution S de soude, sous agitation constante, jusqu'à l'obtention du savon

1. Donner deux précautions importantes éprises par l'élève pour sa protection corporelle pendant la manipulation.

On rappelle que l'huile de palme est constituée essentiellement de la palmitine, ester gras de formule



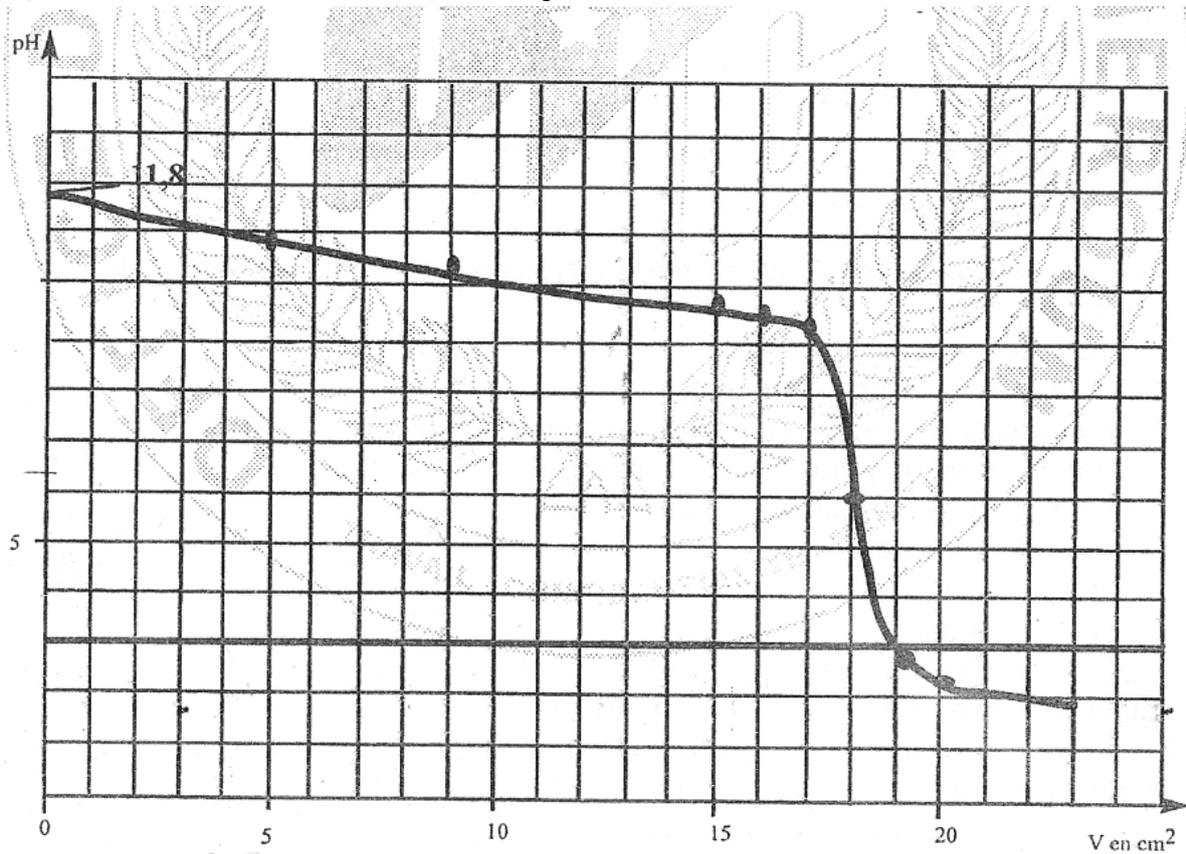
2. Pourquoi ne peut-il pas utiliser un vase en aluminium pour contenir son mélange réactionnel ?
3. Déterminer la concentration molaire de la solution S de soude.
4. Quel nom donne-t-on à la réaction qui se produit entre la palmitine et la soude ?
5. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

6. Quelle est la masse m de l'huile blanchie utilisée.

On suppose qu'elle n'est constituée que de la palmitine.

On donne : $C = 12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $H = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $Na = 23\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $O = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

7. Quelle est la masse de savon obtenue ? 1 pt



Collec