

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.

**Exercice I: Préparation du savon (6 points)**

A) l'huile d'olive contient principalement de l'oléine qui est le triester du glycérol et de l'acide oléique.

a- Écrire la formule semi-développée du glycérol (propan -1, 2,3-triol)

b- L'acide oléique a pour formule  $C_{17}H_{33}COOH$ . Sa chaîne carbonée est linéaire et présente une double liaison entre les atomes de carbone 9 et 10, qui adopte la configuration Z. donner sa formule développée en faisant apparaître la stéréochimie.

B) On a préparé au laboratoire de l'oléate de sodium, en faisant réagir dans ses conditions appropriées, 10 g d'oléine avec la quantité suffisante de soude.

a- Comment appelle-t-on la réaction réalisée ?

b- Écrire son équation bilan. Quel est le produit obtenu avec l'oléate de sodium. ?

c- La réaction a été réalisée en chauffant pendant un certain temps à ébullition. que peut-on dire de cette réaction ?

d- L'anion oléate est qualifié d'amphiphile. En se référant à la structure de cet anion, expliquer le sens de ce terme et les particularités de la structure de l'anion.

e- Les caractéristiques de la structure de l'anion oléate permet de l'utiliser dans une application importante de la vie courante. de quoi s'agit-il ?

C) après avoir laissé l'oléate de sodium sécher, on a recueilli 9.5 g de ce produit.

a- Calculer la masse d'oléate de sodium théorique à obtenir.

b- Calculer le rendement de la réaction. Quelle autre caractéristique peut-on attribuer à la réaction de l'oléine avec la soude?

$M(\text{oléate de sodium}) = 304 \text{ g. mol}^{-1}$        $M(\text{oléine}) = 884 \text{ g. mol}^{-1}$

**Exercice II : Acide lactique ( 7 points )**

Le lactose est le sucre présent dans le lait. Ce sucre fait une fermentation lente pour donner l'acide lactique ou acide 2-hydroxypropanoïque.

A) 1-a- Écrire la formule développée de l'acide lactique

b- Entourer et nommer les groupes fonctionnels présents.

- 2- a- Cette molécule est-elle chirale ?justifier la réponse ?  
 b- Donner la représentation spatiale conventionnelle de deux énantiomères.

B) Le but de ce problème est de savoir l'état d'un lait.

Si la teneur de cet acide dépasse  $5\text{g.L}^{-1}$ , le lait caille.

### I- Préparation de la solution d'hydroxyde de sodium

On veut préparer une solution  $0.5\text{mol/L}$  de NaOH de volume 200 mL. Pour cela, on pèse 4,2 g de pastilles d'hydroxyde de sodium. On met cette masse dans un bécher de 200 mL. On ajoute de l'eau jusqu'à 200 mL et on dissout les pastilles totalement .on laisse le flacon contenant cette solution ouverte un long temps, puis on tire a l'aide d'une éprouvette graduée, 20mL de cette solution qu'on dilue jusqu'à 200 mL. L'atmosphère contient du gaz carbonique qui peut réagir lentement avec l'hydroxyde de sodium. **Cette expérience comporte 4 fautes ou imprécisions**

Indiquer les et corriger.

### II-Dosage du lait

À l'aide de la solution basique diluée ( $0.05\text{ mol/L}$ ).on dose par pH-mètre, 20 mL du lait. On obtient les valeurs suivantes :

V de la soude en mL	0	2	4	6	8	10	11
pH	2.6	3.2	3.6	3.9	4.2	4.6	5.2

V de la soude en mL	11.5	12	12.5	13	14	16	
pH	6.3	8	10.5	11	11.3	11.6	

- 1- Tracer le graphe  $\text{pH} = f(V_b)$
- 2- Écrire l'équation du dosage
- 3- Trouver le point d'équivalence et le point demi-équivalent
- 4- Déduire :
  - a- la concentration de l'acide lactique dans le lait
  - b- le pKa du couple acide lactique / ion lactate.
  - c- la constante de la réaction du dosage

d- la masse de l'acide lactique dans 1 L de lait.

e- indiquer l'état du lait.

5- Justifier qualitativement le pH à l'équivalence en étudiant la composition du mélange a l'équivalence.

Donnes : masses en g/mol :

M(C)=12.

M(O)=16

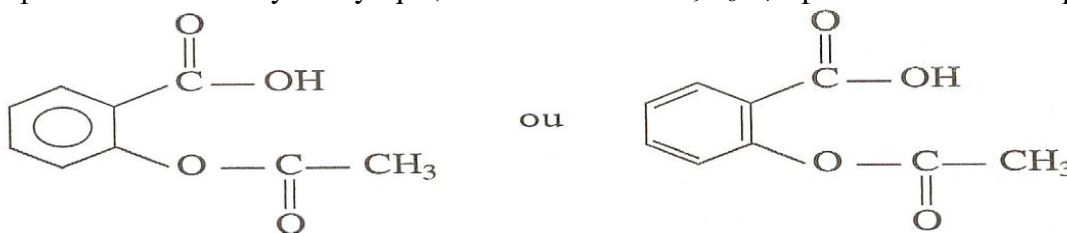
M(H)=1

### Exercice III : dosage de l'aspirine (7 points).

**Objectif :** On se propose de vérifier, par un dosage, la formulation d'un comprimé d'aspirine dose a 500 mg.

**Donnes :**

L'aspirine ou acide acétylsalicylique, de formule brute  $C_9H_8O_4$  a pour formule développée :



- la masse molaire de l'aspirine est :  $M(C_9H_8O_4) = 180$  g/mol

- pKa de couples susceptibles d'intervenir dans l'exercice :

$H_2O/HO^-$  :14

$H_3O^+/H_2O$  :0

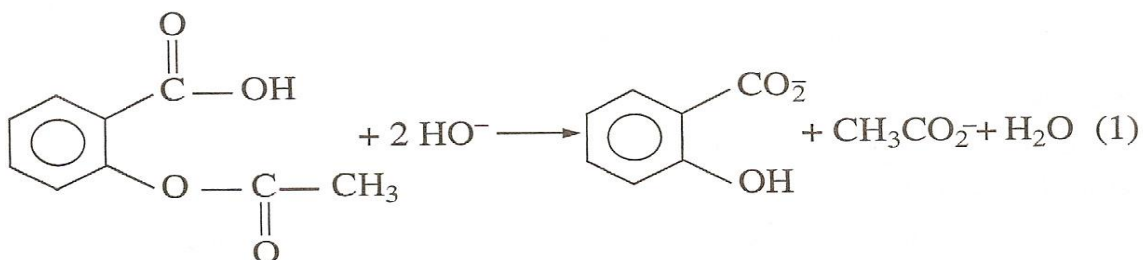
$CH_3CO_2H/CH_3CO^-$

$2$  : 4.75 (couples acide acétiques / ion acétate)

$C_6H_4OHCO_2H/C_6H_4OHCO_2^-$  :3.1 (couple

acide salicylique / ion salicylate )

- À chaud, l'acide acétylsalicylique réagit avec les ions hydroxyde  $HO^-$  suivant l'équation-bilan (1) :



Réaction que l'on pourra écrire de façon plus simple sous la forme :



aspirine

ion salicylate

### A) la molécule d'aspirine

- 1- Reproduire sur la copie la formule moléculaire développée de l'aspirine. Identifier et nommer deux fonctions oxygénées présentes dans la molécule et les encadrer sur le dessin.
- 2- L'action des ions  $\text{HO}^-$  sur l'aspirine (équation-bilan (1)) met en jeu deux types de réactions chimiques : lesquels ? Préciser pour chacun la fonction concernée.
- 3- Que peut-on dire de chacune de ces réactions au niveau cinétique ?

### B) dosage indirect de l'aspirine principe :

Pour la raison évoquée précédemment, on effectue un dosage indirect, c.-à-d. que l'on fait réagir l'aspirine avec une quantité d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  connue, mais en excès : c'est l'excès des ions hydroxyde qui est ensuite dosé par une solution titrée d'acide chlorhydrique.

#### Protocole :

- Un comprimé d'aspirine broyé est mélangé à 10.0 mL d'une solution de soude de concentration 1.0 mol/L. le tout est chauffé à reflux pendant une quinzaine de minutes puis refroidi.
- Après refroidissement, on verse le milieu réactionnel précédent dans une fiole jaugée de 200 mL, et on complète au trait de jauge par de l'eau distillée, on agite, on a ainsi obtenu une solution (S).
- Pour déterminer l'excès d'ions  $\text{HO}^-$  on dose une prise d'essai de 10.0 mL de la solution (S) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $2 \cdot 10^{-2}$  mol/L, l'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé un volume d'acide de 10.9 mL.

#### Exploitation :

- 1- Placer sur une échelle de pKa les couples acide/base correspondant aux espèces chimiques présentés dans la solution (S).
- 2- Calculer la quantité d'ions  $\text{HO}^-$  initialement mélangée avec le comprimé d'aspirine broyé.
- 3- Écrire l'équation –bilan support du dosage, désignée par réaction (2). calculer la quantité d'ions  $\text{HO}^-$  dosée dans la prise d'essai.
- 4- en déduire la quantité d'ions  $\text{HO}^-$  qui restait en excès dans la solution (S), après réaction avec l'aspirine.
- 5- en déduire la quantité d'ions  $\text{HO}^-$  consommée par la réaction (1) et en vous servant de l'équation bilan de cette réaction calculer la quantité puis la masse d'acide acétylsalicylique présente dans le comprimé .conclure.

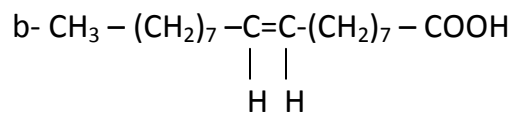
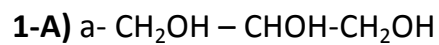
# Bonne Chance

Année scolaire : 10/11  
Classes : SV

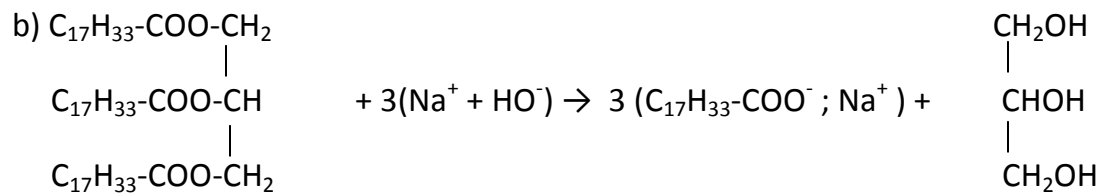
Matière : Chimie

Barème

Exercice I:



B) a) saponification



Le glycérol ou propan – 1,2,3-triol

c) la réaction est lente à la température ambiante. Le chauffage à ébullition est utilisé pour l'accélérer.

d) la réaction  $C_{17}H_{33}O_2^-$  de l'anion oléate est hydrophobe et lipophile, c'est à dire elle n'a pas d'affinité pour l'eau et a de l'affinité pour les lipides.

La partie  $-COO^-$  est hydrophile et lipophile, c'est-à-dire elle a de l'affinité pour l'eau et n'a pas d'affinité pour les lipides, étant hydrophile et lipophile à la fois, l'anion oléate est dit amphiphile

e) l'anion oléate est utilisé comme savon pour son action détergente, c'est-à-dire son action de nettoyer des salissures, la peau, différents objets, surfaces, tissus

C) a) Masse d'oléate de sodium théorique à obtenir :

$$m = 304.3 \cdot 10 / 884 = 10,32 \text{ g.}$$

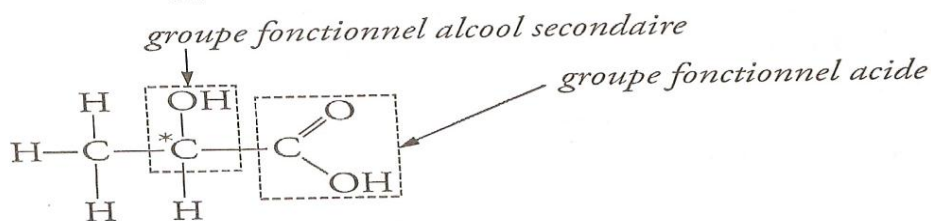
b) rendement :  $R = 9,5 \cdot 100 / 10,32 = 92,1 \%$

La valeur du rendement montre que la réaction de saponification est totale, aux erreurs expérimentales près.

## Exercice II :

A)1-a-b-

La formule développée de l'acide lactique est :

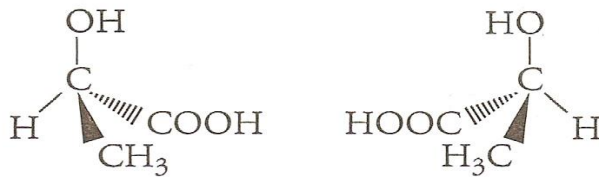


2-a pour qu'une molécule soit chirale il faut qu'elle comporte un atome de carbone asymétrique. L'atome de carbone marqué d'un astérisque dans la formule développée de la question 1 est asymétrique puisqu'il est lié à 4 atomes de groupes différents :

H, OH, CH<sub>3</sub>, COOH

Il y a un seul atome de carbone asymétrique et la molécule est chirale.

b- les deux énantiomères sont schématisés l'un de l'autre par rapport à un plan (ou image l'un de l'autre dans un miroir). les deux énantiomères de l'acide sont représentés ci-dessous avec la représentation selon Cram:



## B) Preparation de la solution

- masse nécessaire :

$C = n/V$ ,  $n = m/M$ , d'où  $C = m/MV$  ou  $m = C.M.V = 0,5 \cdot 40 \cdot 0,2 = 4 \text{ g}$ . ce n'est pas 4,2.

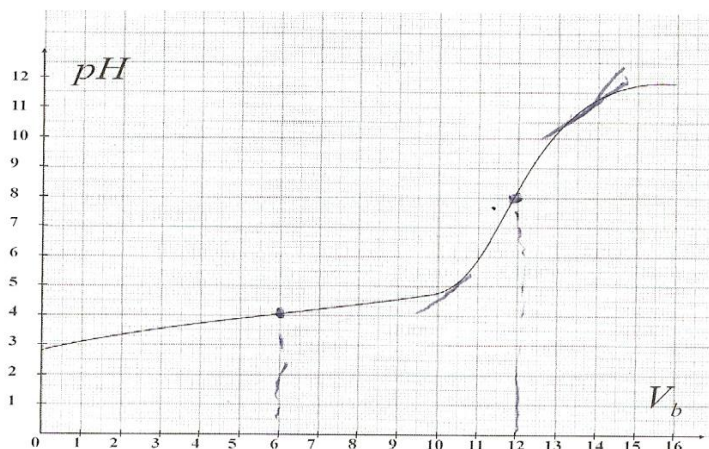
- on doit utiliser une fiole jaugée de 200 mL et pas un bécher.
- on ne doit pas laisser le flacon ouvert pour ne pas réagir avec le CO<sub>2</sub> de l'air.
- pour doser 20 mL on doit utiliser une pipette jaugée et non pas une éprouvette.

II- dosage du lait.

Par NaOH : ( 0,05 mol/L).

On dose 20 mL de lait par NaOH

1-  $\text{pH} = f(V_b)$



2- équation du dosage : soit l'acide lactique HA:  $HA + HO^- \rightarrow A^- + H_2O$

3- le point d'équivalent est trouvé par la méthode des tangentes parallèles. le point demi-équivalent est trouvé par le point où

$$V_{NaOH} = V_{eq(NaOH)} / 2$$

Point équivalent ( 12 mL ; 8 )

Point ½ équivalent ( 6 mL ; 3,9 )

4-a- la concentration de l'acide lactique dans le lait.

À l'équivalence les réactifs réagissent suivant leur rapport stœchiométrique :  $n_{(acide)}$

$$= n_{(base)} \text{ donc } C_a V_a = C_b V_b E ;$$

$$C_a = 0,05 \cdot 10^{-3} \cdot 12 / 20 \cdot 10^{-3} = 0,03 \text{ mol/L}$$

b- le pKa du couple acide lactique / ion lactate.

$$V_{bE/2} = V_{eq} / 2 = 12 / 2 = 6 \text{ mL, correspond graphiquement à pH } \frac{1}{2} \text{ équivalent} = 3,9 = \text{pKa}$$

c- la constante de la réaction du dosage.

$$K_R = [A^-] / [HA][OH^-] = [A^-] / [HA][OH^-] \cdot [H_3O^+] / [H_3O^+] = K_a / K_e = 10^{-3,9} / 10^{-14} = 10^{10,1}$$

$$K_R = 1,26 \cdot 10^{10} > 10^4$$

d-  $C = n/V$ ,  $n = m/M$ , d'où  $C = m/MV$

Donc  $M = 90 \text{ g/mol}$

$$m = C.M.V = 0,03 \cdot 90 \cdot 1 = 2,7 \text{ g}$$

e-état du lait.

La masse de l'acide lactique dans un litre est  $2,7 \text{ g.L}^{-1}$

Donc la concentration sera  $2,7 \text{ g/L} < 5 \text{ g/L}$

Donc le lait ne caille pas.

5 – pH équivalent :

Le pH eq = 8



La solution à l'équivalence contient :

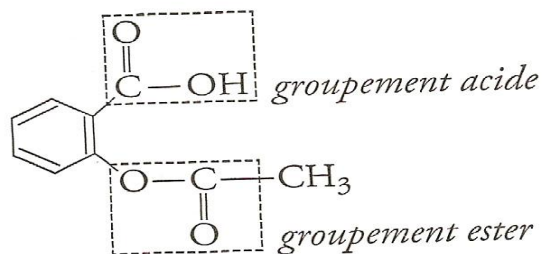
La base conjuguée  $A^-$

L'ion spectateur  $Na^+$  de l'eau

La présence de l'ion basique  $A^-$  justifie **le pH basique de la solution**  $Na^+$  et  $H_2O$  sont neutres.

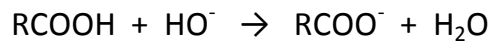
### Exercice III :

les deux fonctions demandées ou les groupes fonctionnels correspondants sont encadrés et nommés ci-dessous

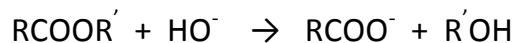


2- l'aspirine est à la fois un acide et un ester. Tandis que  $HO^-$  est une base.

L'aspirine par sa fonction acide donne avec  $HO^-$  une réaction acide-base de type:



Par sa fonction ester l'aspirine donne aussi avec  $HO^-$  une réaction de saponification de type :



3 – une réaction acide-base est rapide alors qu'une réaction de saponification est lente.

\* dosage : exploitation

	Bases	$pK_a$	Acides
1-	$HO^-$	14	$H_2O$
	$CH_3COO^-$	4,75	$CH_3COOH$
	$C_6H_4OHCOO^-$	3,1	$C_6H_4OHCOOH$
	$H_2O$	0	$H_3O^+$

2-  $n(\text{OH}^-) = C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 10^{-3} \cdot 10 \cdot 1 = 10^{-2} \text{ mol} = 10 \text{ mmol}$  car NaOH est une base forte se dissocie totalement dans l'eau.  $[\text{NaOH}] = [\text{HO}^-]$

3- équation bilan :  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$  à l'équivalence.

$n(\text{HO}^-) \text{ réagit} = C_a V_{aE} = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 10,9 \cdot 10^{-3} = 2,18 \cdot 10^{-4} = 0,218 \text{ mmol}$ .

4 –  $n(\text{HO}^-)$  restant : Durant la dilution  $n$  est conservé

$n(\text{reagi}) = C_{\text{restant}} \cdot V_{\text{restant}}$

$n(\text{HO}^-)_{\text{restant}} = n_S \cdot V_f / V_S = 0,218 \cdot 200 \cdot 10^{-3} / 10^{-3} \cdot 10 = 4,36 \text{ mmol}$ .

5 –  $n(\text{HO}^-)_{\text{restant}} = n(\text{HO}^-)_{\text{initial}} - n(\text{HO}^-)_{\text{reagi}} = 10 - 4,36 = 5,64 \text{ mmol}$ .

$n(\text{aspirine}) = n(\text{HO}^-) / 2 = 5,64 / 2 = 2,82 \text{ mmol} = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ . (R.S)

Masse théorique de l'aspirine :  $2,82 \cdot 10^{-3} \cdot 180 = 0,508 \text{ g} = 508 \text{ mg}$

Conclusion  $\Delta m = m_{\text{impure}} - m_{\text{pure}} / m_{\text{impure}} = (508 - 500 / 500) \cdot 100 = 1,5 \%$ .