

EXERCICE I.

1. Généralités.

1.1. $\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$ Groupement caractéristique de la famille des acides carboxyliques.

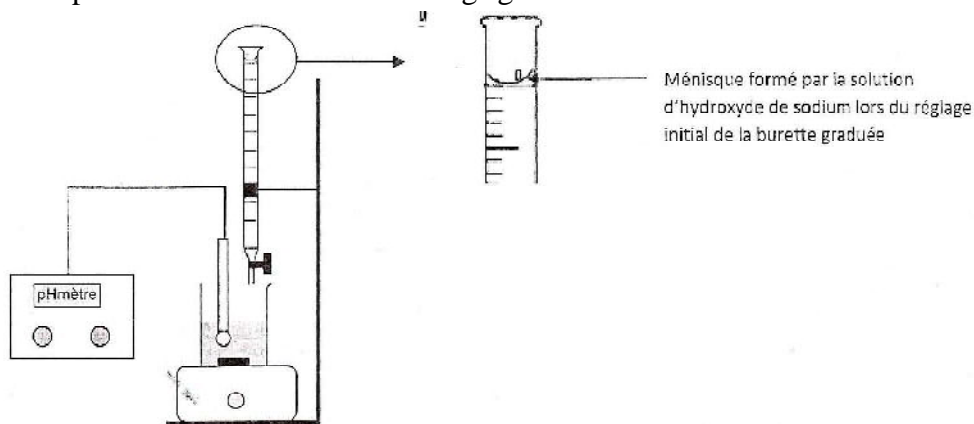
1.2. Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .

2. Le dosage.

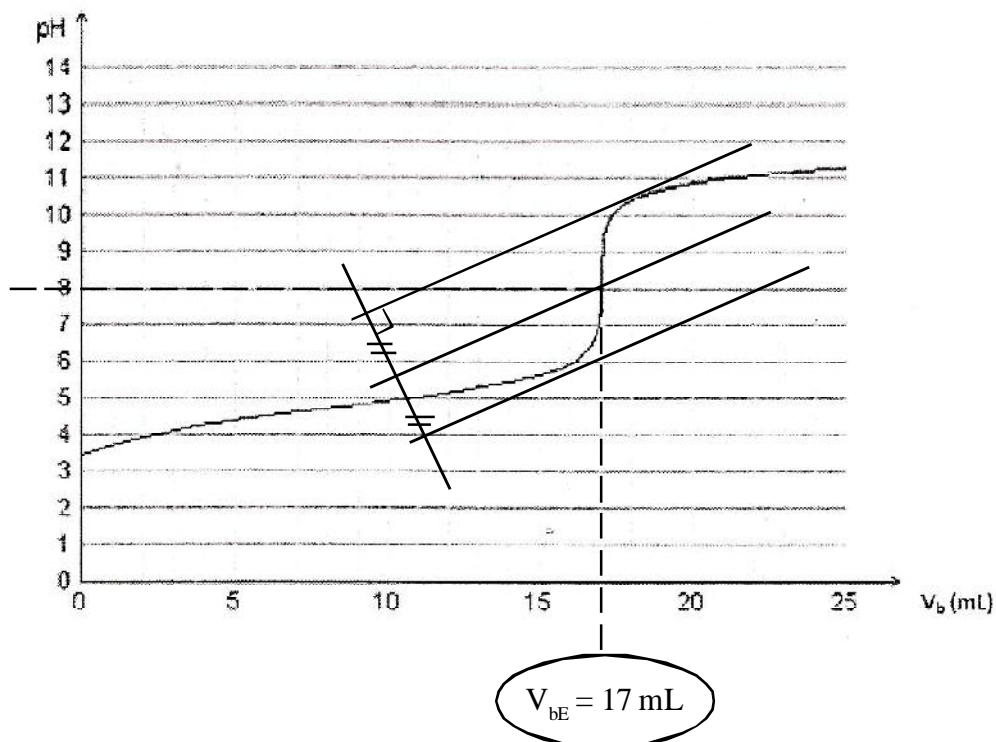
2.1. Pour prélever un volume précis de 10,0 mL on utilise une pipette jaugée (schéma 2) de 10,0 mL.

2.2. Pour effectuer un bon remplissage de la burette, il faut que le bas du ménisque de la solution soit au-dessus du trait zéro. Ce n'est pas le cas. Le réglage initial de la burette n'est pas bon.

La figure ci-dessous représente la bonne situation de réglage de la burette:



2.3.1. On utilise la méthode des tangentes.



2.3.2. Al'équivalence on est dans les proportions stoechiométriques. Compte tenu de l'équation du dosage donnée, pour 1 mole d'acide consommée, 1 mole de soude a été versée, on peut établir $n_a = n_{bE}$.

2.3.3. Or par ailleurs $n = c \times V$ ce qui donne $c_a \times V_a = c_b \times V_{bE}$ on en déduit $c_a = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a}$

$$c_a = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{0,10 \times 17,0}{10,0} = 0,17 \text{ mol/L}$$

2.3.4. Dans l'énoncé on me dit «on dilue d'abord 10 fois ce produit». La solution que nous venons de doser est donc 10 (x) moins concentrée que le solution commerciale. On en déduit $C = 10 \times c_a = 10 \times 0,17 = 1,7 \text{ mol/L}$.

2.3.5. L'acide éthanóique a pour formule brute $C_2H_4O_2$. On en déduit la masse molaire moléculaire:
 $M = 2 \times M(C) + 4 \times M(H) + 2 \times M(O) = 2 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 60 \text{ g/mol}$.

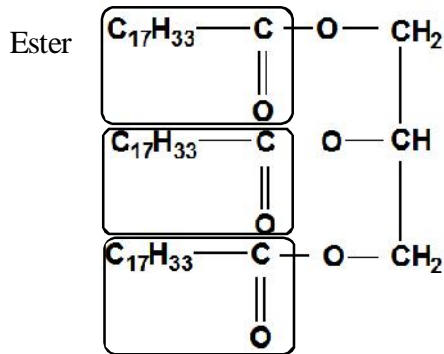
1 Litre de produit d'entretien contient donc 1,7 mol d'acide éthanóique, ayant une concentration $C = 1,7 \text{ mol/L}$.

On en déduit la masse d'acide éthanóique présente dans 1 L de cette solution en appliquant la relation:
 $m = n \times M = 1,7 \times 60 = 102 \text{ g}$

2.3.6. Sur l'étiquette on indique «Contient 100 g d'acide acétique par litre de produit». Nous avons trouvé par le dosage une masse de 102 g par litre de solution. La valeur est voisine de celle indiquée.

EXERCICE II.

1. On trouve trois fonctions ester.

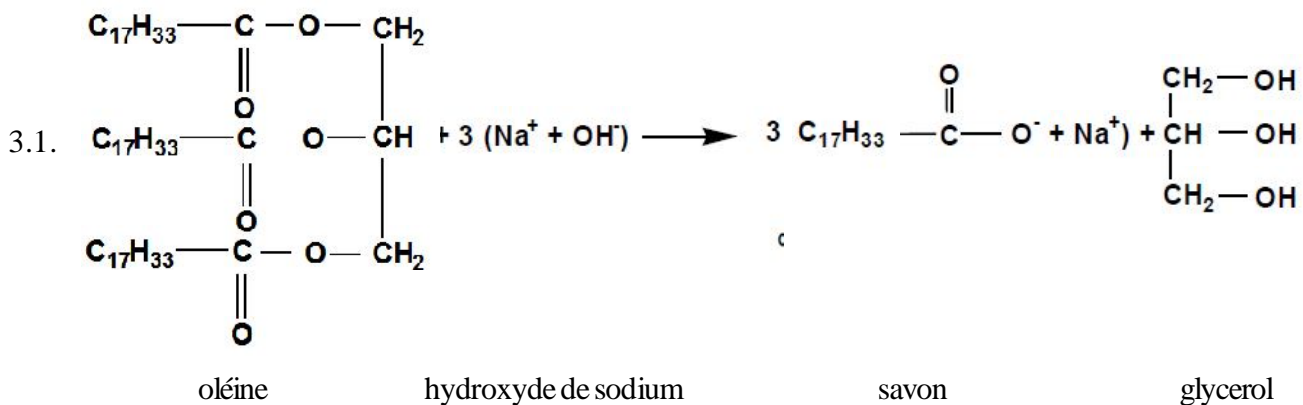


2. Des trois formules on retiendra uniquement $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 - \text{COOH}$ car on y trouve une longue chaîne de carbone avec une double liaison: c'est donc un acide gras insaturé.

Les deux autres formules sont celles d'acide gras saturés.

Remarque.

Enfin si on regroupe les atomes de carbone et hydrogène on obtient la formule $\text{C}_{17}\text{H}_{33} - \text{COOH}$ (que l'on retrouve dans la formule de l'oléine).



3.2. Il s'agit d'une réaction de saponification.

4. Les montages n°1 et n°2 sont des montages à reflux. Mais on choisit le montage n°1 car l'eau arrive toujours pas le tuyau du bas.

5. A partir de l'équation de la réaction, pour 1 mole d'oléine consommée, on obtient 3 moles de savon. Donc, à partir de 10 moles d'oléine, on doit obtenir 30 moles de savon.

EXERCICE III.

123 nucléons

123

1.1. La représentation symbolique de l'iode 123

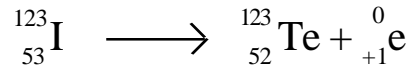
nous indique donc que le noyau est constitué:

53 protons

53

et $123 - 53 = 70$ neutrons

1.2.1. En appliquant les lois de conservation du nombre de charge et du nombre de masse, on aura alors l'équation nucléaire



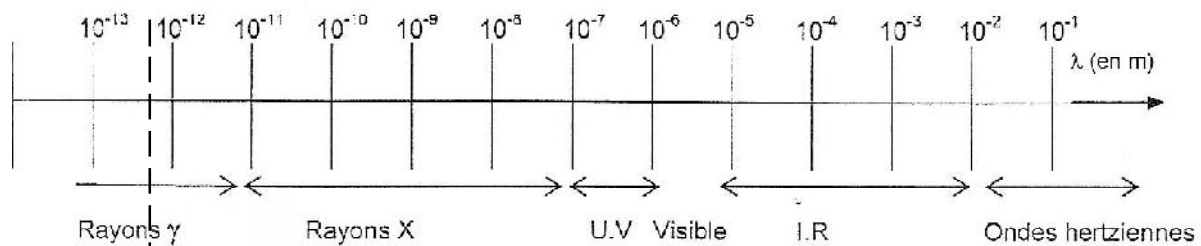
1.2.2. La particule émise est un positon

1.2.3. L'émission d'un positon permet d'affirmer qu'il s'agit d'une radioactivité β^+ .

1.3.1. L'énergie s'exprime en Joule de symbole J.

1.3.2. On applique la relation $E = h \cdot \nu$ soit $\nu_1 = \frac{E_1}{h} = \frac{2,50 \times 10^{-13}}{6,62 \times 10^{-34}} = 3,77 \times 10^{20} \text{ Hz}$

1.3.3. Diagramme des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques



$$\lambda = 7,94 \times 10^{-13} \text{ m}$$

la longueur d'onde de ce photon se situe bien dans la zone des ondes gamma.

1.3.4. Les rayons γ sont les plus énergétiques.

2.1. Pour se protéger des rayonnements γ on se place derrière des plaques de protection en plomb.

2.2. La période radioactive est le temps nécessaire pour que l'activité d'une source radioactive soit divisée par 2.

2.3. Sachant que la période radioactive de l'iode 123 est de 13,3 heures, au bout de 26,6 heures = $2 \times 13,3$ heures, l'activité sera divisée par $2^2 = 4$.

2.4. Au bout d'une journée (soit 24 heures), l'activité a été environ divisée par 4 (voir la question précédente). On est loin d'avoir atteint le critère d'un temps égal à 20 fois la période de l'iode. Elle est donc toujours radioactive.