

**EXERCICE N° 1.**

Dans un eudiomètre, on introduit un volume de 5cm<sup>3</sup> d'un hydrocarbure gazeux, puis un volume de 50cm<sup>3</sup> de dioxygène. Après explosion déclenchée par le passage d'une étincelle électrique et refroidissement, on observe un volume résiduel de 40mL qui est ramené à 25 mL après addition d'un excès d'hydroxyde de sodium. Tous les volumes ont été mesurés dans les conditions normales de température et de pression. Quelle est la formule de l'hydrocarbure ?

**EXERCICE N° 2.**

L'analyse d'un composé A monooxygéné renfermant uniquement les éléments carbone, hydrogène et oxygène ( un seul atome par molécule ) a conduit aux résultats suivants : La combustion complète dans le dioxygène pur d'une masse m=15,65g du composé A a fourni 19,476L de dioxyde de carbone gazeux mesuré dans les CNTP et 15, 65g d'eau. Déterminer les réponses exactes :

% massique de C dans A	54,5	66,7	64,9	62,1	52,2
Masse molaire de A	86	44	88	72	58
Formule brute de A	C <sub>5</sub> H <sub>10</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	C <sub>5</sub> H <sub>15</sub> O	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O	C <sub>3</sub> H <sub>10</sub> O

**EXERCICE N° 3.**

La combustion de 14,6 mg d'une substance contenant de l'azote a donné 35,1 mg de dioxyde de carbone et 19,8 mg de vapeur d'eau. Une détermination de la masse molaire de

cette même substance par cryoscopie a révélé une masse molaire d'environ 75 g/mol.

- Quelle est la formule brute de cette substance ?
- Quelle est la formule moléculaire de cette substance ?
- Proposez une formule développée pour la substance organique

**EXERCICE N° 4.**

On souhaite déterminer la formule d'un hydrocarbure. Pour cela, on réalise la combustion de m<sub>1</sub> = 0,420g de cet hydrocarbure. Après la transformation chimique, on obtient m<sub>2</sub> = 0,330g et m<sub>3</sub> = 1,410g de dioxyde de carbone par ailleurs, la mesure de la densité par rapport à l'air cet hydrocarbure a donné d = 3,18.

- Rappeler la définition d'un hydrocarbure.
1. A partir de la masse de dioxyde de carbone déterminer le nombre de mole de carbone que contenait initialement l'hydrocarbure brûlé.
2. En déduire la masse et pourcentage de carbone dans l'échantillon.
- 3.1. De la même façon déterminer le nombre de mole d'hydrogène que contenait l'hydrocarbure., à partir de la masse d'eau.
- 3.2. En déduire la masse et le pourcentage de l'hydrogène dans l'échantillon.
- 4.1. Déterminer la masse molaire de l'hydrocarbure.
- 4.2. En déduire la formule brute de l'hydrocarbure.
5. Proposer une formule semi développée de cet hydrocarbure.

Données :-volume molaire dans les cntp : 22,4mol/L-masse de 22,4L d'air dans les cntp =29g

**EXERCICE N° 5.**

L'analyse élémentaire de l'aspirine (est un acide) a donné la composition centisémale massique : %C=60% ; %H=4,5 et %O=35,5.

Pour déterminer la masse molaire de l'aspirine on réalise les opérations suivantes :

- On dissout 0,1 g d'aspirine dans 50 mL d'eau.
  - On prélève 10 mL de la solution obtenue qu'on dose par une solution de soude 0,01 M, l'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume de soude versé égal à 11,1 mL.
- Calculer la masse molaire de l'aspirine.
  - Déterminer la formule brute de l'aspirine.

**EXERCICE N° 6.**

Un hydrocarbure aliphatique  $C_xH_y$  gazeux de composition massique 88.9% en carbone.

1/ a- Exprimer la masse molaire  $M$  du composé en fonction de  $x$  et  $y$ . On donne :  $M_H = 1g.mol^{-1}$ ,  $M_C = 12g.mol^{-1}$

1/ b- Montrer que  $x$  et  $y$  sont liés par la relation :  $2y=3x$ .

2/ Ecrire l'équation de la réaction de combustion complète de cet hydrocarbure.

Sachant que la combustion complète de 0.24 L de cet hydrocarbure nécessite 1.32 L de dioxygène.

2. a- Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

2.b- Déterminer les formules semi développées et les noms des isomères de cet hydrocarbure.

2. c- Calculer la masse de la vapeur d'eau dégagée au cours de la combustion complète d'une masse  $m=27g$  de cet hydrocarbure.

On donne :  $M_H=1g.mol^{-1}$  ;  $M_O=16g.mol^{-1}$  ;  $M_C=12g.mol^{-1}$  ;  $V_M=24L.mol^{-1}$

### EXERCICE N° 7.

Un composé organique pur A de formule brute  $C_xH_yO_z$  et de masse molaire moléculaire  $M$ .

La combustion complète d'une masse  $m$  de A dans un volume  $V_t$  de dioxygène donne 8.8g d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et 4.5g d'eau .Il reste un excès de 2.8L de dioxygène.

1) Ecrire l'équation équilibrée de la réaction de combustion.

2) En utilisant la correspondance en nombre de mole montrer que  $5x=2y$ .

On donne  $M_H = 1g.mol^{-1}$ ,  $M_C = 12g.mol^{-1}$  et  $M_O=16g.mol^{-1}$

3) On donne le volume de dioxygène utilisé  $V_t = 10L$

a- calculer le volume  $v_{O_2}$  de dioxygène ayant réagi.

b- montrer que  $x=4z$  et  $y=10z$ . On donne  $V_M = 24L.mol^{-1}$

4) Sachant que  $M=74 g.mol^{-1}$ ,

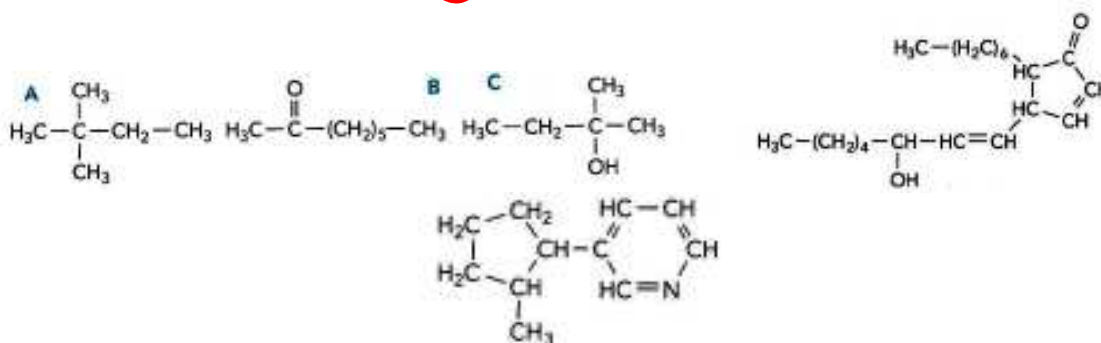
a- déterminer la formule brute de ce composé

b- calculer la masse  $m$

c- déterminer la composition massique de ce composé en carbone, hydrogène et oxygène

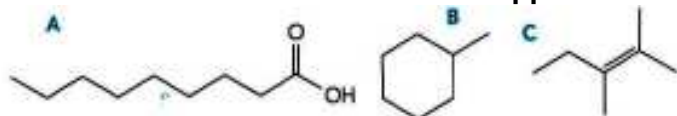
### EXERCICE N° 8.

1. Dessiner la représentation topologique de chacune des molécules ci-dessous.



2.a. Déterminer la formule brute des molécules dont les représentations topologiques sont dessinées ci-dessous.

2. b. Ecrire leur formule semi-développée.



**AU TRAVAIL !**

JOOBPC