



**INSPECTION D'ACADEMIE DE THIES I.E.F MBOUR1 LYCEE NGUEKOKH**  
**CELLULE DE SCIENCES PHYSIQUES 1S1 GENERALITE SUR LA CHIMIE**  
**ORGANIQUE ANNEE 2025/2026**

**EXERCICE01**

Un composé organique A de formule brute  $C_xH_yO$  renferme en masse, 26,67% d'oxygène. La combustion d'une masse  $m = 3,75$  g de ce composé donne 8,25 g de dioxyde de carbone et 4,5 g d'eau.

**2.1.** Déterminer les pourcentages massiques du carbone et de l'hydrogène. En déduire les valeurs de x et y. En déduire la formule brute de A

**2.2.** Un mélange équimolaire de A et un autre composé organique B de formule  $C_xH_yO_z$  contient 7,4 g de B. La combustion complète de ce mélange nécessite 26,25 L de dioxygène (volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut 25L/mol) et a donné 30,8g de dioxyde de carbone.

**2.2.1.** Ecrire les équations bilan des réactions de combustion.

**2.2.2.** Déterminer les de x, y et z sachant que  $m_0 = 1,6m_H$  ( $m_0$  et  $m_H$  désignent respectivement d'oxygène et d'hydrogène dans le composé B).

**2.2.3.** Déterminer les pourcentages massiques de A et B dans le mélange.

**2.2.4.** En déduire la masse d'eau formée.

**2.3.** Les composés A et B possèdent dans leur structure un groupe hydroxyle ( - OH ).

**2.3.1.** Donner les formules semi-développées possibles de A.

**2.3.2.** Donner les formules semi-développées de B.

**EXERCICE02**

On donne les masses molaires en  $g.mol^{-1}$ :  $M(H) = 1$  ;  $M(C) = 12$  ;  $M(N) = 14$  et  $M(O) = 16$ .

L'éthanolamine est un liquide toxique, inflammable, corrosif et visqueux ; son odeur est similaire à celle de l'ammoniac. L'éthanolamine peut servir d'ingrédient de base dans la production de détergents, de produits pharmaceutiques et d'inhibiteurs de corrosion.

L'éthanolamine appelée aussi 2-aminoéthanol ou mon éthanolamine, est un composé organique qui dont la formule brute est de la forme  $C_xH_yO_zN_t$ . Sa molécule possède à la fois :

► Le groupe amino ( — NH<sub>2</sub> ) que l'on peut retrouver dans des molécules d'amine.

► Le groupe hydroxyle ( — OH ) présent dans les alcools.

Une analyse élémentaire de l'éthanolamine a permis d'établir la composition centésimale molaire de l'éthanolamine de formule brute  $C_xH_yO_zN_t$  :

$$\%_{NC} = 18,18 ; \%_{NH} = 63,64 ; \%_{HN} = 9,09 \text{ et } \%_{NO} = 9,09.$$

1~1/ Déduire de la composition centésimale molaire de l'éthanolamine sa composition centésimale massique.

1~2/ Trouver les masses des différents éléments constituants l'éthanolamine dans une mole d'éthanolamine de masse de 61 g.

1~3/ Déterminer la formule brute de l'éthanolamine puis donner sa formule semi-développée ainsi que sa formule topologique, sachant que chacun des groupes — NH<sub>2</sub> et hydroxyle — OH sont liés à deux atomes de carbone différents.

**EXERCICE03**

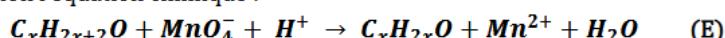
On dispose d'un composé organique A à l'état liquide. Sa formule brute peut s'écrire sous la forme  $C_xH_{2x+2}O$  avec x un entier non nul. Pour l'identification de ce composé, on réalise trois manipulations.

**Manipulation 1 :** Sur une balance de précision on réalise les trois pesées suivantes à l'aide d'un pycnomètre (un pycnomètre est une fiole jaugée de grand précision) :

- La pesée du pycnomètre rempli jusqu'au trait de jauge du composé organique A donne  $m_1=31,46$ g.
- La pesée du pycnomètre rempli jusqu'au trait de jauge de l'eau distillée donne  $m_2=34,34$ g.
- La pesée du pycnomètre vide et sec  $m_3=19,34$ g.

**Manipulation 2 :** on réalise la combustion complète dans un excès de dioxygène d'un échantillon volume de  $V=15,0mL$  du composé A. Un tube absorbeur contenant de l'hydroxyde de potassium permet de déterminer la masse de dioxyde de carbone formé. On trouve  $m(CO_2) = 28,8$ g.

**Manipulation 3 :** dans un autre tube on effectue l'oxydation d'un échantillon de volume  $V=15,0mL$  du composé A par une solution aqueuse de permanganate de potassium qui conduit à la formation d'un produit organique B de formule  $C_xH_{2x}O$  selon l'équation chimique :



A la fin de l'expérience on procède à des ~~tests qui montrent que~~ ~~que~~ ~~13,61019~~ d'oxygène du composé B établit une liaison double avec un carbone lié à deux autres atomes de carbone. Le composé A comporte un groupe hydroxyle (-OH) lié à un carbone asymétrique (carbone lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents).

1.2.1. Déterminer l'expression de la densité du composé A en fonction de  $m_1$ ,  $m_2$  et  $m_3$ . Calculer la densité  $d$ .

1.2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé A.

1.2.3. Montrer que la masse molaire du composé A est  $M(A) = 74 \text{ g.mol}^{-1}$ . En déduire la formule brute de A et celle de B.

1.2.4. En utilisant les formules brutes de A et B, équilibrer l'équation de la réaction qui se produit à la manipulation 3.

1.2.5. Donner les formules semi-développées des composés organiques A et B.

1.2.6. Calculer la masse du produit B obtenu lors de l'oxydation d'une masse  $m = 10 \text{ g}$  de A si le rendement de cette réaction est de 70%.

#### **EXERCICE04**

La combustion complète dans le dioxygène d'un mélange équimolaire de deux composés organiques A et B de formules brutes respectives  $C_xH_{2x+2}O$  et  $C_yH_{2y}$  a donné une masse  $m_1 = 19,8 \text{ g}$  de dioxyde de carbone et une masse  $m_2 = 9 \text{ g}$  d'eau. Soit  $z$  le nombre de moles total du mélange.

1. Ecrire les équations bilans des réactions de combustion complète des composés organiques A et B.

2. Exprimer les nombres de moles de dioxyde de carbone et d'eau en fonction de  $x$ ,  $y$  et  $z$ .

3. Montrer que la valeur de  $z$  est donnée par la relation :  $z = \frac{22m_2 - 9m_1}{198}$ . Calculer sa valeur.

En déduire que  $x + y = 9$ .

4. Sachant que les masses molaire  $M(A)$  et  $M(B)$  des composés organiques A et B sont liées par la relation :  $M(A) - M(B) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ , déterminer les valeurs de  $x$  et  $y$  puis en déduire les formules brutes des composés A et B.

5. La chaîne carbonée de A est ramifiée et possède un groupe hydroxyle (-OH). La chaîne carbonée de B possède une double liaison carbone - carbone ( $C = C$ ) et est ouverte.

a. Donner les formules semi - développées des isomères du composé A.

b. Donner les formules semi - développées des isomères du composé B.

6. Le carbone relié au groupe hydroxyle dans la formule de A est asymétrique (c'est - à - dire relié à quatre atomes ou quatre groupes d'atome différents). La chaîne carbonée de B est linéaire et symétrique.

a. Identifier les composés A et B.

b. Donner les formules topologiques des composés A et B.

Données : Masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$ :  $M(C) = 12$  ;  $M(H) = 1$  ;  $M(O) = 16$ .

#### **EXERCICE05**

La combustion complète de  $V = 10 \text{ cm}^3$  d'un mélange gazeux d'un hydrocarbure A non cyclique de formule  $C_nH_x$  et d'un hydrocarbure B de formule  $C_{n+1}H_y$  a donné un volume  $V' = 36 \text{ cm}^3$  de dioxyde de carbone.

$$\text{On donne : } \begin{cases} \frac{1}{n} = \frac{1}{\frac{x}{2} - 1} \\ x - y = 2 \end{cases}$$

1) Donner l'expression de  $x$  et celle de  $y$  en fonction de  $n$ .

2) Écrire les équations-bilan en fonction de  $n$  des réactions de combustion complète de A et B.

3) Déterminer les formules brutes de A et B sachant que le volume  $V_B$  de l'hydrocarbure B représente  $\frac{3}{5}$  du volume  $V$  du mélange gazeux. Tous les volumes de gaz sont mesurés dans les mêmes conditions

4) Donner la (ou les) formule(s) semi-développée(s) possibles de A et les nommer.

#### **EXERCICE 0 6**

On réalise la combustion dans le dioxygène d'un composé organique gazeux A de formule brute

$C_xH_yN_z$ . Lorsqu'il brûle dans le dioxygène de l'air, l'azote est transformé sous forme de diazote et

l'eau formée est liquide.

1) Définir la chimie organique.

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction en fonction de  $x$ ,  $y$  et  $z$ .

3) Dans la suite on considère que la molécule du composé A renferme un seul atome d'azote et

$y = 2x + 3$ . Réécrire l'équation bilan précédente en fonction de  $x$ .

4) La combustion du mélange entre A et le dioxygène dans les proportions stœchiométriques

montre que le volume initial de la phase gazeuse est 1.9 fois le volume final de la phase gazeuse.

Cours à domicile: 77 513 63 49

4.1) En déduire la formule brute du composé A

4.2) Ecrire les formules semi développées de tous les isomères possibles du composé A

### **EXERCICE 07**

#### **PARTIE A:**

Un composé organique, constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, a pour atomicité 13. Sa molécule comporte 2 fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone et que sa masse molaire est voisine de 72g/mol.

**A-1/** Déterminer sa formule brute.

**A-2/** Donner toutes les formules semi-développées possibles de ce composé, sachant qu'il y'a une double liaison entre un atome de carbone et un atome d'oxygène.

#### **PARTIE B:**

On réalise dans un eudiomètre la combustion complète d'un volume  $V=2,5L$  d'un composé organique essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène en présence d'un volume  $V_1$  de dioxygène. Après combustion et retour aux conditions initiales, le volume de gaz dans l'eudiomètre est  $V_{gaz}=25,5L$ . Ce volume de gaz mis en contact avec la potasse est ramené à 18L. Ces 18L sont absorbable par le phosphore.

**B-1/** On désire réaliser la synthèse de l'eau en mélangeant le volume  $V_1$  de dioxygène avec un excès de dihydrogène. Il se forme un volume  $V'=56L$  d'eau à l'état gazeux.

Calculer ce volume  $V_1$  de dioxygène.

**B-2/** Ecrire l'équation-bilan équilibrée de la réaction de combustion complète du composé organique.

**B-3/** Calculer le volume de  $CO_2$  formé ainsi que le volume de  $O_2$  entré en réaction.

**B-4/** En déduire la formule brute du composé, sachant que sa masse molaire est de 58g/mol.

**B-5/** Ecrire deux formules semi-développées possibles, sachant qu'il y'a une double liaison entre un atome de carbone et un atome d'oxygène.

**Données:** tous les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions où le volume molaire est  $V_m=25L/mol$ . La potasse absorbe le  $CO_2$  et le phosphore le  $O_2$ .

### **EXERCICE08**

#### **PARTIE A**

L'analyse d'un composé organique montre qu'il est composé de 66,7%, 11,2% et 22,1 % respectivement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. A 100°C et à la pression de 0,970atm, sa vapeur à une masse volumique 2,28g/L.

1.1. Trouver la formule brute du composé.

1.2. Donner les formules développées des tous les isomères du composé.

#### **PARTIE B**

La combustion complète d'un échantillon de m inconnue d'un composé organique oxygéné

$(C_x H_y O_z)$  donne 3,96g de dioxyde de carbone et 1,62g d'eau. La réaction a nécessité 2,25L de dioxygène mesuré dans les conditions où le volume molaire gazeux vaut 25L.mol<sup>-1</sup>.

2.1. Ecrire l'équation bilan générale de combustion du composé oxygéné.

2.2. Montrer que la formule brute du composé peut s'écrire  $(CH_2O)_x$

2.3. La densité par rapport à l'eau du composé oxygéné est de 1,05 et le volume molaire du liquide vaut 57,1ml.mol<sup>-1</sup>. Déterminer la formule brute exacte du composé

2.4. Calculer la masse m de l'échantillon

2.5. Donner deux formules semi développées isomères de ce composé.