



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 $m_O = 1,6m_H$ (m_O 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 $g \cdot mol^{-1}$: $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(N) = 14$ 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 ($-NH_2$) 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 $C_xH_yO_zN_t$:

$$\%n_C = 18,18 ; \%n_H = 63,64 ; \%n_N = 9,09 \text{ et } \%n_O = 9,09.$$

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

1-2/ Trouver les masses des différents éléments constituant 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 $-NH_2$ et hydroxyle $-OH$ sont liés à deux atomes de carbone différents.

EXERCICE03

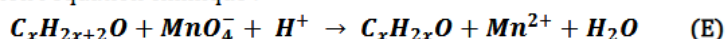
On dispose d'un composé organique A à l'état liquide. Sa formule brute peut s'écrire sous la forme $C_xH_{2x+2}O$ avec x un entier non nul. Pour l'identification de ce composé, on réalise trois manipulations.

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 $V = 15,0$ mL 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 $V = 15,0$ mL 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 l'atome 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 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.

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

- 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 $V_{\text{gaz}}=25,5L$. 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 $100^\circ C$ et à la pression de 0,970atm, sa vapeur a 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.

PARTIEB

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 $25L.mol^{-1}$.

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 $57,1ml.mol^{-1}$. 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.