



GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

**Exercice 1**

On soumet à l'analyse 0,2523 g d'une substance organique ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. On obtient 0,1846 g d'eau et 0,4470 g de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de cette substance est égale à 2,56.

- 1) Quelle est la composition centésimale massique de cette substance ?
- 2) Déterminer sa formule.

**Exercice 2**

L'analyse élémentaire d'un composé organique formé seulement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène a montré qu'il contient 60 % en masse de carbone et 13,3 % d'hydrogène. Sa masse molaire moléculaire est  $M = 60 \text{ g. mol}^{-1}$ .

- 1.1 Déterminer sa formule brute.
- 1.2 On réalise la combustion complète d'une masse  $m = 1,2 \text{ g}$  de ce composé.
  - 1.2.1 Ecrire l'équation de la réaction.
  - 1.2.2 Calculer la masse de carbone et d'hydrogène dans cet échantillon
  - 1.2.3 En déduire la masse d'eau et le volume de dioxyde de carbone obtenus quand la réaction est terminée.
- 1.3 Donner les formules semi développées possibles de ce composé.

**Données :**  $M(\text{C}) = 12 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$

**Exercice 3**

Un corps pur A, a pour formule brute  $\text{CH}_x\text{Cl}_y$ . L'analyse de 500mg d'un échantillon de A montre qu'il contient 70,5mg de carbone.

- 1/ Déterminer la masse molaire de A.
- 2/ Quelle est la formule brute du composé A.

**Exercice 4: Les parties 1 et 2 sont indépendantes:**

**PARTIE 1:**

La combustion de 0,825 g d'une substance organique dans le dioxygène donne 2,761 g de dioxyde de carbone et 0,648 g d'eau.

- 1-1-1/ Montrer que la substance ne contient que du carbone et d'hydrogène.
- 1-1-2/ Déterminer la formule brute de cette substance, sachant que sa masse molaire est voisine de 92 g/mol.

**PARTIE 2:**

Un composé organique B à l'état gazeux a pour composition centésimale massique : 64,9 % de carbone et 13,5 % d'hydrogène ; l'excédent est constitué par un troisième élément inconnu. On vaporise 20 g de cette substance; la vapeur obtenue occupe un volume de 6,92 L à 35°C et une pression de  $10^5 \text{ Pa}$ .

- 1-2-1/ Montrer que la masse molaire de B est égale à 74  $\text{g. mol}^{-1}$ .
- 1-2-2/ Donner le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de B.
- 1-2-3/ Trouver la formule brute de B.

En déduire toutes les formules semi-développées possibles, sachant que le composé renferme un groupe hydroxyle (OH) lié à un carbone tétraédrique.

On donne  $R = 8,314 \text{ J. mol}^{-1}. \text{K}^{-1}$  appelée constante des gaz parfaits

**Exercice 5**

**Partie A:**

La molécule de quinine  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$  a une densité de vapeur  $d = 10,62$ . Sa composition centésimale en masse est la suivante: %C = 74,02 ; %H = 6,49 ; % O = 10,39 et %N = 9,10. Déterminer sa formule brute ?

**Partie B:**

On introduit dans un eudiomètre 10 $\text{cm}^3$  d'un hydrocarbure gazeux A de formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  et 80 $\text{cm}^3$  de dioxygène. Après passage de l'étincelle électrique et refroidissement, le gaz résiduel contenu dans l'eudiomètre est constitué de deux volumes égaux dont l'un est absorbable par la potasse et l'autre par le phosphore.

- 1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion de cet hydrocarbure.

2/ Déterminer le volume de dioxyde de carbone formé et celui de dioxygène entré en réaction.

3/ En déduire la formule brute de l'hydrocarbure.

4/ Donner sa formule semi-développée.

### Exercice 6

Dans un eudiomètre, on introduit  $100 \text{ cm}^3$  de dioxygène et  $30 \text{ cm}^3$  d'un mélange de méthane  $\text{CH}_4$  et d'éthylène  $\text{C}_2\text{H}_4$ . Après passage de l'étincelle et refroidissement, il reste  $70 \text{ cm}^3$  de gaz dont  $36 \text{ cm}^3$  sont absorbables par la potasse et le reste par le phosphore. Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

1) Ecrire les équations de combustion.

2) Calculer les volumes de dioxygène entré en réaction et de dioxyde de carbone formé.

3) Déterminer la composition du mélange initial.

Indication : la potasse absorbe le dioxyde de carbone et le phosphore fixe le dioxygène ; l'eau liquide condensée au cours du refroidissement a un volume négligeable.

### Exercice 7

Un composé organique A gazeux à la température ordinaire ne contient que les éléments C, H et N. on fait la combustion de  $0,59 \text{ g}$  de ce composé dans certaines conditions. On obtient  $1,32 \text{ g}$  de dioxyde de carbone,  $0,54 \text{ g}$  d'eau et  $0,17 \text{ g}$  d'ammoniac  $\text{NH}_3$

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

2) Déterminer la composition centésimale massique du composé.

3) La densité de A par rapport au diazote est voisine de  $d=2,11$ . Déterminer sa formule brute.

4) Proposer deux formules semi-développées de A.

### Exercice 8

**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  $72 \text{ g/mol}$ .

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  $V=2,5 \text{ L}$  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  $V_{\text{gaz}}=25,5 \text{ L}$ . Ce volume de gaz mis en contact avec la potasse est ramené à  $18 \text{ L}$ . Ces  $18 \text{ L}$  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  $V'=56 \text{ L}$  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  $\text{CO}_2$  formé ainsi que le volume de  $\text{O}_2$  entré en réaction.

B-4/ En déduire la formule brute du composé, sachant que sa masse molaire est de  $58 \text{ g/mol}$ .

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

Données: tous les volumes gazeux sont mesurés dans les conditions où le volume molaire est  $V_m=25 \text{ L/mol}$ .

La potasse absorbe le  $\text{CO}_2$  et le phosphore le  $\text{O}_2$ .

### Exercice 9

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$ . On mélange intimement  $1,50 \text{ g}$  de glycine avec de l'oxyde de cuivre ( $\text{CuO}$ ). On chauffe fortement et pendant longtemps. On fait passer les gaz qui s'échappent dans les tubes absorbeurs.

- Les tubes à ponce sulfurique ont une augmentation de masse de  $0,90 \text{ g}$ .

- Les tubes à potasse ont une augmentation de masse de  $1,76 \text{ g}$

- Le diazote formé est recueilli en bout d'appareillage par déplacement d'eau. Il occupe à la fin un volume égal à  $225 \text{ cm}^3$ . Le volume molaire gazeux dans ces conditions est de  $22,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1) Déterminer la formule brute de la glycine de masse molaire  $M=75 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

2) Une des formules semi-développées de la glycine ne contient pas de liaison carbone-carbone.

Proposer la.

