



**SERIE D'EXERCICES SUR C<sub>1</sub>: GENERALITE SUR LA CHIMIE ORGANIQUE.**

**EXERCICE 1:**

Un corps pur A, a pour formule brute CH<sub>x</sub>Cl<sub>y</sub>. 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 2:**

Un composé C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O a une masse molaire M=72 g/mol. L'analyse d'un échantillon de cette substance montre qu'il renferme 2 fois plus d'atome d'hydrogène que de carbone.

- 1/ Quelle est la formule brute du corps étudié.
- 2/ Trouver la composition centésimale massique du composé.

**EXERCICE 3:**

1/ Un hydrocarbure renferme en masse 4,5 fois plus de carbone que d'hydrogène. Par ailleurs, la densité de vapeur du composé par rapport à l'air est d = 1,52. Trouver la formule brute du composé.

Écrire les formules développées possibles.

2/ Un hydrocarbure renferme en masse 85% de carbone.

- a/ Quelles sont les formules brutes possibles pour ce composé ?
- b/ Quelle est la formule brute qui convient sachant que la densité de vapeur de la substance est 2,4 ?

**EXERCICE 4:**

On considère une essence A entièrement constituée d'hydrocarbures isomères de formule C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>.

1/ Ecrire l'équation bilan de la combustion complète de ces hydrocarbures dans le dioxygène.

2/ La combustion d'une masse m d'essence donne 9,04g de dioxyde de carbone et 3,24g d'eau.

a/ Déterminer le rapport y/x.

b/ La masse molaire de ces isomères est M = 114g.mol<sup>-1</sup>

En déduire la formule brute de ces isomères. Calculer le nombre de mol de A et la masse m.

**EXERCICE 5:**

1/ Le cholestérol est une substance du groupe des stéroïdes qui provoque le durcissement des artères.

Déterminer sa formule brute sachant qu'il ne contient que les éléments carbone, hydrogène et oxygène, que sa composition centésimale est : %C = 83,94 ; %H = 11,92 et que sa masse molaire ne comporte qu'un seul atome d'oxygène.

2/ Les plantes contiennent parfois des bases azotées appartenant à la famille des alcaloïdes ; la nicotine est l'alcaloïde du tabac.

Déterminer sa formule brute sachant qu'elle ne contient que les éléments carbone, hydrogène et azote, et que le pourcentage de carbone vaut 74,07 et que sa molécule comporte deux atomes d'azote. Sa masse molaire est égale à 162g.mol<sup>-1</sup>.

**EXERCICE 6:**

Un composé organique B 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 20g de cette substance; la vapeur obtenue occupe un volume de 6,92 L à 35°C et une pression de 10<sup>5</sup> Pa.

1/ Calculer la masse molaire de B.

2/ Donner le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de B.

3/ Trouver la formule brute de B. En déduire les formules semi-développées possibles.



On rappelle que la constante des gaz parfaits  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

### EXERCICE 7:

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.

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.

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

3/ Calculer le volume de  $\text{CO}_2$  formé ainsi que le volume de  $\text{O}_2$  entré en réaction.

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

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

### EXERCICE 8:

On soumet à l'analyse élémentaire de  $0,45 \text{ g}$  d'un composé organique azoté gazeux. Sa combustion produit  $0,88 \text{ g}$  de dioxyde de carbone et  $0,63 \text{ g}$  d'eau. Par ailleurs, la destruction d'une même masse de ce composé en l'absence totale d'azote conduit à la formation de  $0,17 \text{ g}$  d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ )

1/ Calculer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les  $0,45 \text{ g}$  du composé. Ce dernier contient-il de l'oxygène ? Justifier

2/ Déterminer la composition centésimale massique du composé

3/ sachant que dans les conditions normales de température et de pression la masse volumique du composé est voisine de  $2 \text{ g/L}$ , calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule brute

**Données :**  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  et  $\rho_{\text{air}} = 1,3 \text{ g/L}$

### 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  $1,5 \text{ g}$  de glycine avec de l'oxyde de cuivre II ( $\text{CuO}$ ) en excès ; on chauffe fortement et pendant longtemps. On fait passer les gaz formés dans des barboteurs:

-Le premier barboteur contient de la ponce sulfurique, finalement sa masse a augmenté de  $0,9 \text{ g}$  ;

-Le deuxième barboteur contient de la potasse, finalement sa masse a augmenté de  $1,76 \text{ g}$  ;

-Le diazote formé est récupéré en bout d'appareillage, il occupe à la fin un volume égal à  $225 \text{ cm}^3$  ; Le volume molaire des gaz dans ces conditions est de  $22,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1/ Calculer les masses de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène.

2/ Calculer les pourcentages massiques des éléments qui constituent le composé.

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

4/ Equilibrer l'équation de la réaction suivante:



5/ Quelle masse de cuivre s'est-il formé ?

**Données:**  $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### EXERCICE 10:

On réalise la combustion complète dans le dioxygène, une masse  $m_0 = 90 \text{ g}$  d'un composé organique oxygéné de formule  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$  et de masse molaire moléculaire  $M = 60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . On obtient une masse  $m_1 = 54 \text{ g}$  d'eau et une masse  $m_2$  de dioxyde de carbone.

On fait réagir la totalité du dioxyde de carbone formé avec l'eau de chaux (solution saturée de d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ). Il se forme alors un précipité blanc de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$  et de l'eau. Le carbonate de calcium séché pèse  $m_3 = 300 \text{ g}$ .

1/ Ecrire l'équation bilan de la réaction entre le dioxyde de carbone et l'eau de chaux. En déduire la valeur de  $m_2$ .

2/ Ecrire l'équation-bilan de la combustion réalisée.

3/ Déterminer en utilisant 2) dans l'ordre x, y et z. En déduire la formule brute du composé organique

