

SERIE D'EXERCICES SUR C1: GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

EXERCICE 1:

Un composé C_xH_yO a une masse molaire $M = 72 \text{ g.mol}^{-1}$. 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 2:

Partie A:

La quinine, grâce à ses propriétés thérapeutiques bien connues (antipaludéen) est un médicament qui fut isolé en 1820 dans l'écorce de quinquina par les pharmaciens français Pierre Pelletier (1788-1842) et Joseph Caventou (1795-1877).

L'analyse élémentaire de la quinine fournit les pourcentages massiques suivants:

$\% C = 74,08$; $\% O = 9,87$; $\% N = 8,64$; $\% H = 7,41$.

1/ Les résultats précédents découlent-ils de l'analyse qualitative ou de l'analyse quantitative? Justifier.

2/ L'analyse a-t-elle permis de préciser tous les éléments constitutifs de la quinine? Justifier.

3/ Peut-on déduire des résultats précédents la formule brute de la quinine? Sinon quelle donnée manque-t-il?

4/ Déterminer alors la formule brute de la quinine, sachant que sa masse molaire moléculaire est $M = 324 \text{ g.mol}^{-1}$.

Partie B:

La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique oxygéné de formule $C_xH_yO_z$ fournit 8,7 g de dioxyde de carbone et 3,7 g d'eau.

1/ Quelle est la composition centésimale de la substance?

2/ Sachant que dans les conditions normales de température et de pression

($V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$), la masse volumique de ce composé est voisine de $\rho = 3,21 \text{ g.L}^{-1}$.

a/ Montrer que sa masse molaire est $M = 72 \text{ g.mol}^{-1}$.

b/ Déduire sa formule brute.

EXERCICE 3:

On réalise dans un eudiomètre la combustion complète d'un volume $V = 10 \text{ cm}^3$ d'un hydrocarbure gazeux (C_xH_y) avec 100 cm^3 de dioxygène. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste 85 cm^3 de gaz dont 30 cm^3 sont absorbables par la potasse. On s'assure de la pureté du gaz résiduel en le fixant intégralement par le phosphore. Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

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

2/ Déterminer le volume de dioxygène entré en réaction.

3/ Déterminer la formule brute de l'hydrocarbure.

NB: la potasse absorbe le dioxyde de carbone (CO_2) ; la ponce sulfurique absorbe l'eau (H_2O) et le phosphore le dioxygène (O_2).

EXERCICE 4:

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 10^5 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 5:

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 g de glycine avec de l'oxyde de cuivre II (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 0,9g;
- Le deuxième barboteur contient de la potasse, finalement sa masse a augmenté de 1,76g;
- Le diazote formé est récupéré en bout d'appareillage, il occupe à la fin un volume égal à 225cm^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 en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{Cu}) = 63,5$.

EXERCICE 6:

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 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 étudié.