

Série C₁ : GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

EXERCICE 1

1- Ecrire les formules semi-développées des composés moléculaires suivants : C_2H_6 ; C_2H_4 ; CH_4O ; C_3H_9N ; $C_2H_4O_2$.

2- La composition centésimale est, en masse, la suivante pour la saccharine : 45,9% de carbone ; 2,7% d'hydrogène ; 26,2% d'oxygène ; 7,7% d'azote ; 17,5% de soufre.

Sachant que la molécule comporte un seul atome de soufre, trouver la formule brute de la saccharine.

3- La quinine est un médicament très efficace dans la lutte contre les fièvres et le paludisme. Elle est extraite de l'écorce du quinquina (plante péruvienne) selon un procédé décrit par Pelletier et Caventou en 1820. Sa masse molaire est de 324 g.mol^{-1} et sa composition massique est la suivante :

$$C : 74,07 \% ; H : 7,41 \% ; N : 8,64 \% ; O : 9,87 \%$$

a- Quelle est la formule brute de la quinine ?

b- Sa solubilité dans l'eau est très faible : $2,15 \text{ g.L}^{-1}$. Calculer la quantité de quinine présente dans 100 cm^3 d'une solution saturée. Quelle est la concentration molaire de la solution correspondante ?

EXERCICE 2

La glycine est une poudre blanche dont la formule est de type $C_xH_yO_zN_t$. On mélange intimement 1,5g de glycine avec de l'oxyde 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 225 cm^3 . Le volume molaire des gaz dans ces conditions est de $22,5 \text{ L.mol}^{-1}$.

1- Déterminer la masse de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène dans 1,5g de glycine.

2- En déduire la composition centésimale massique de la glycine.

3- Déterminer la formule brute de la glycine sachant que sa masse molaire $M = 75 \text{ g/mol}$.

EXERCICE 3

La combustion d'une masse $m_B = 7,5 \text{ g}$ d'un composé organique B de formule C_xH_yO a donné une masse $m_1 = 16,5 \text{ g}$ de gaz absorbable par la potasse et une masse $m_2 = 9 \text{ g}$ d'eau.

1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion du composé B.

2- Montrer alors que la masse molaire du composé B vaut $M_B = 20x$ et que le rapport $\frac{y}{x} = 2,67$. En déduire la formule brute du composé B.

3- Sachant que la molécule du composé B, possède un groupe hydroxyle (OH), proposer deux formules développées des isomères de B.

EXERCICE 4

L'acide butyrique ou acide butanoïque extrait du beurre rance n'est constitué que de carbone, d'oxygène et d'hydrogène. La combustion complète d'un échantillon de masse $m_1 = 1,35 \text{ g}$ d'acide butyrique fournit une masse $m_2 = 2,70 \text{ g}$ de dioxygène de carbone et une masse $m_3 = 1,10 \text{ g}$ d'eau.

1- Calculer la masse molaire M_A de l'acide butyrique sachant que sa densité de vapeur vaut $d_A = 3,034$.

2- En écrivant $C_xH_yO_z$, la formule de A, établir l'équation-bilan de la combustion complète de A.

3- Exprimer et calculer la quantité de matière de A brûlée, puis celles de dioxyde de carbone et d'eau obtenues.

4- En déduire les valeurs de x et de y. Déterminer z, puis la formule brute de A.

EXERCICE 5

La combustion, dans du **dioxygène**, de $0,745 \text{ g}$ d'une substance organique a donné $1,77 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et $0,91 \text{ g}$ d'eau. La substance étant vaporisée, la masse de $528,5 \text{ mL}$ est de $1,18 \text{ g}$, la pression étant 700 mmHg , la température de 100°C .

1. Trouver la densité de la substance à l'état de vapeur.

2. Trouver la composition centésimale massique de la substance sachant qu'elle ne renferme que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

3. Trouver la formule brute du composé.

EXERCICE 6

On soumet à l'analyse élémentaire d'une masse $m = 0,0450\text{g}$ d'un composé organique essentiellement formé de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote.

- Sa combustion produit $m_1 = 0,0671\text{g}$ de gaz absorbable par la potasse et $m_2 = 0,0342\text{g}$ d'eau.
- Par ailleurs la destruction d'une masse $m' = 0,0250\text{g}$ du composé en l'absence total d'azote conduit à la formation d'un volume $V = 10,5\text{cm}^3$ d'ammoniac NH_3 volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 25\text{L/mol}$.

1- Déterminer la masse de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote contenu dans $m = 0,0450\text{g}$ de ce composé.

2- En déduire la composition centésimale massique du composé.

3- Sachant que dans les conditions normales de température et de pression, la masse volumique du composé à l'état de vapeur est voisine de $2,63\text{g/L}$, calculer sa masse molaire.

4- Déterminer la formule brute du composé.

5- Ecrire une formules développées possibles sachant qu'il existe dans la molécule un atome de carbone doublement lié à un atome d'oxygène.

Données Numériques : Masses molaires atomiques en g/mol : $H = 1$; $C = 12$; $N = 14$; $O = 16$;

$V_M = 22,4\text{L/mol}$ dans les CNTP; Masse volumique de l'air dans les C.N.T.P : $\rho_o = 1,3\text{g/L}$; $V_{O_2} = \frac{1}{5}V_{air}$.

AU BOULOT !

cissdorosp.e-monsite.com