

GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

Exercice 1 : Faire le point

1. Qu'appelle-t-on pyrolyse ? Quelle différence existe-t-il entre pyrolyse et combustion ?
2. Au cours de la respiration, il y a absorption de dioxygène et rejet de dioxyde de carbone ; quelles réactions expliquent ce rejet ?
3. On chauffe une biscotte pilée dans un tube à essais ; de la vapeur d'eau se condense sur les parois, et un dépôt noir apparaît au fond du tube ; qu'en conclure ? Quelle substance a-t-on principalement décomposée au cours de cette pyrolyse ?
4. Le chauffage d'une coquille d'œuf pilée dans un tube à essais donne un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux ; qu'en conclure ? Quel est le constituant essentiel de la coquille d'œuf ? est-il organique ou minéral ?
5. Qu'est-ce que la covalence d'un élément ?
6. Quelle est la covalence des éléments carbone, azote, soufre, oxygène et néon ?
7. Qu'appelle-t-on isomères ?
8. En respectant la covalence des éléments écrire les formules développées des isomères de formule C_2H_6O .

Exercice 2 : Identification d'un composé organique

Un liquide A possède pour composition centésimale massique C : 37,5% ; O : 50% ; H : 12,5%

1. Sachant que sa vapeur a une densité par rapport à l'air de 1,1 ; déterminer la formule brute du composé A.
2. En tenant compte de la covalence des éléments, proposer une formule développée pour A.

Exercice 3 : Composition centésimale et formule brute

L'analyse d'un composé organique ne renfermant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène donne les résultats suivants 1,491 g de substance fournit par combustion complète 3,54 g de CO_2 et 1,81 g d'eau. La vaporisation de cette substance produit une vapeur de masse 2,56 g et de volume 1057 cm^3 (le volume molaire est de 31 $L \cdot mol^{-1}$).

1. Quelle est la composition centésimale massique de la substance ?
2. Quelle est sa masse molaire moléculaire ? Quelle est sa formule brute ?

Exercice 4 : Identification d'un composé organique

1. Un composé A est formé de 20% de carbone ; de 6,66% d'hydrogène ; de 26,67% d'oxygène et de 46,67% d'azote. Déterminer sa formule brute sachant qu'il contient un seul atome de carbone.
2. L'analyse d'un composé B montre que sa formule est de la forme $C_xH_yO_zN_t$ où x, y, z et t sont des entiers. Par oxydation de 0,500g de ce corps, on a obtenu 0,370 g d'une substance absorbable par la potasse et 0,300 g d'une autre substance absorbable par la ponce sulfurique. La masse molaire de corps est $M = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - 2.1. Calculer x et w et en déduire une relation entre y et t.
 - 2.2. Quelles valeurs peuvent prendre t pour que la masse molaire de B soit égale à 60 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$?
 - 2.3. En déduire sa formule brute. Le composé B obtenu est-il identique au composé A.

Exercice 5 : Analyse élémentaire de la glycine

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type $C_xH_yO_zN_w$. On mélange intimement 1,5g de glycine avec de l'oxyde de cuivre II en excès. On chauffe fortement et longtemps. On fait passer le gaz à des barboteurs

- ❖ Le premier barboteur contient de l'acide sulfurique, sa masse finale a augmenté de 0,9g ;
- ❖ Le deuxième barboteur contient de la potasse, sa masse finale a augmentée de 1,76 g ;
- ❖ Le diazote formé est recueilli en bout d'appareillage par déplacement d'eau. Il occupe à la fin un volume égal à 225 cm³. Le volume molaire des gaz dans ces conditions est 22,5 L/mol.

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

2. Quelle masse de cuivre s'est-il formée ?

Données : CO₂ est absorbé par la potasse, la soude ; O₂ par le phosphore et H₂O vapeur par l'acide sulfurique

Exercice 6 : Détermination d'un hydrocarbure gazeux

500 ml d'un hydrocarbure gazeux, volume mesuré dans les CNTP ont une masse $m = 0,98 \text{ g}$. La combustion complète de ce volume nécessite 12,5 litres d'air, volume mesuré dans les CNTP.

1. Trouver la formule brute du composé.

2. Ecrire les formules développées correspondantes. On admet que l'air renferme en volume 20% de dioxygène.

Exercice 7 : Détermination d'un hydrocarbure gazeux

Un corps pur gazeux A a pour formule CH_xCl_y, x et y sont des entiers naturels. L'analyse d'un échantillon pur de A indique qu'il renferme en masse 13,8 % de carbone.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de A.

2. Calculer les valeurs de x et y, sachant que A renferme en masse six fois plus de carbone que d'hydrogène. En déduire la formule brute de A.

3. Calculer la quantité de matière contenue dans 11,2 L de A dans les C.N.T.P. Calculer la masse correspondante.

4. Donner les formules développées possibles.

Masses molaires atomiques en g/mol : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{Cl}) = 35,5$.

Exercice 8 : Analyse élémentaire d'une essence

1. On considère une essence entièrement constituée d'hydrocarbures isomères de formule C_xH_y

1.1. Ecrire l'équation-bilan de la combustion de ces hydrocarbures.

1.2. Sachant que la combustion de 2,28 g d'essence donne 7,04 g de dioxyde de carbone et 3,24 g d'eau, déterminer le rapport x/y.

1.3. La masse molaire de ces isomères est de 114 g.mol⁻¹; en déduire leur formule brute.

2. On mélange maintenant deux hydrocarbures de gaz à la composition volumique suivante : éthane : 40 %, propane : 35 % et butane : 25 %.

2.1. Déterminer la composition centésimale massique de ce mélange.

2.2. Calculer la masse volumique de ce mélange, sa densité par rapport à l'air et sa masse molaire moyenne.

Données : dans les conditions d'étude, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ et la masse volumique de l'air vaut $\rho_e = 1,29 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 9 : La salade, source de magnésium

La formule de la chlorophylle est C₅₅H₇₂N₄O₅Mg.

1. Calculer le pourcentage massique de magnésium contenu dans la chlorophylle.

2. Sachant que 1 Kg de feuilles contient environ 2g de chlorophylle, calculer la masse de magnésium absorbée lorsqu'on mange 250 g de salade. Quel est le nombre correspondant d'atomes de magnésium ?

Exercice 10 : Formule et solubilité de la quinine

La quinine est un médicament très efficace dans la lutte contre les fièvres et le paludisme. Elle est toujours extraite du quinquina selon un procédé décrit par Pelletier et Caventou en 1820. Sa masse molaire est de 324 g.mol^{-1} et sa composition centésimale massique est la suivante : **C : 74,07% ; H : 7,41% ; O : 9,87% ; N : 8,64%**.

1. Quelle est la formule brute de la quinine ?
2. La solubilité de la quinine dans l'eau est 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 de la solution correspondante ?

Exercice 11 :

La combustion totale d'un corps organique A de masse $m_A = 0,973 \text{ g}$ et ne renfermant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, a donné $1,946 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et $0,80 \text{ g}$ d'eau.

1. Calculer la masse de chaque élément constituant le corps A.
2. Déterminer la composition centésimale massique de ce corps.
3. Déterminer la formule moléculaire brute du corps, sachant que sa masse molaire moléculaire est $M_A = 88 \text{ g/mol}$.

ndongochem.science.blog