

Série C₁ : GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

EXERCICE 1

1. Indiquer si les composés chimiques suivants sont des composés organiques ou minéraux : NO₂ ; C₄H₁₀ ; NH₃ ; CO ; C₂H₃Cl ; C₇H₅O₂N , C ; CaCO₃ ; NaCN ; K₂C₂ ; CO₃

2. L'urée a une masse molaire moléculaire M = 60,0g.mol⁻¹. Une analyse centésimale massique de l'urée donne les proportions suivantes: P(C)=20,0%, P(H)=6,7%, P(O)=26,7% et P(N)=46,6%.

2.1- Déterminer la formule brute de l'urée.

2.2- Donner sa formule de **Lewis**, sachant que l'atome de carbone est lié à l'atome d'oxygène par une double liaison, que les deux atomes d'azote ne sont pas liés entre eux et qu'ils ne sont pas engagés dans une double liaison

EXERCICE 2

On soumet à l'analyse élémentaire 0,45 g d'un composé organique gazeux. Sa combustion produit 0,88 g de dioxyde de carbone et 0,63 g d'eau ; par ailleurs, la destruction d'une même masse de substance en l'absence totale d'azote conduit à la formation de 0,17g d'ammoniac NH₃ (méthode de Kjeldahl).

1- Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les 0,45 g du composé. Celui-ci, contient-il de l'oxygène?

2- Quelle est la composition centésimale du composé ?

3- Sachant que dans les C.N.T.P la masse volumique du composé est voisine de 2 g / L, calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule brute

Exercice 3

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 225cm³. Le volume molaire des gaz dans ces conditions est de 22,5L.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= 75g/mol

Exercice 4 Formule brute de la chlorophylle

La chlorophylle, pigment végétal vert qui confère aux végétaux le possédant la fonction d'assimilation du carbone par photosynthèse, est une macromolécule qui renferme dans sa structure les éléments carbone, hydrogène, oxygène, azote et magnésium. L'oxydation d'une masse m = 10g de chlorophylle produit

27,13g de dioxyde de carbone et 7,29g d'eau. La destruction de 10g de chlorophylle en l'absence totale d'azote produit 0,504L de diazote dans les conditions normales de température et de pression. Par ailleurs, la chlorophylle renferme en masse 2,69%de magnésium et sa molécule ne contient qu'un seul atome de magnésium.

1- Déterminer la composition centésimale massique de la chlorophylle.

2- Calculer la masse molaire de la chlorophylle.

3- Déduire de ce qui précède la formule brute de la chlorophylle.

4- Sachant que 500g de feuilles de laitue contiennent environ 1g de chlorophylle, calculer la masse de magnésium absorbée lorsqu'un individu consomme 200g de salade. Quel est le nombre d'atomes de magnésium correspondant ?

On donne : volume molaire : V_m= 24Lmol⁻¹ et M_C = 12 g.mol⁻¹ ; M_H = 1 g.mol⁻¹ ; M_O = 16 g.mol⁻¹,

$$M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{Mg} = 24 \text{ g.mol}^{-1}$$

EXERCICE 5

Un composé organique A est formé des éléments carbone, hydrogène, oxygène et azote. L'analyse élémentaire du composé montre que :

- La destruction d'une masse $m = 0,450\text{g}$ du composé fournit une masse $m_1 = 0,671\text{g}$ de gaz absorbable par le potasse et une masse $m_2 = 0,342\text{g}$ d'eau.
- La destruction d'une masse $m' = 0,125\text{g}$ du même composé à l'absence totale d'azote fournit un volume $V = 35,234\text{cm}^3$ d'ammoniac NH_3 , volume mesuré dans les conditions où la température est de 127°C et la pression $P = 2 \cdot 10^5\text{Pa}$.

1. Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans la masse $m = 0,450\text{g}$ du composé A.

2. Quelle est la composition centésimale massique du composé A ?

3. En prenant $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$ comme formule brute de A.

3.1 Exprimer x , y , et z en fonction de t puis en déduire la formule brute sous la forme $\text{C}_{\alpha t}\text{H}_{\beta t}\text{O}_{\gamma t}\text{N}_t$: α , β et γ étant des entiers que l'on déterminera.

3.2. Calculer la masse molaire du composé A en fonction de t . Puis calculer la valeur de t sachant que la masse volumique du composé A dans les conditions normales de température et de pression est voisine de : $\rho = 2,634\text{g/L}$.

4. Ecrire les deux formules développées de A sachant que sa molécule renferme un atome de carbone doublement lié à un atome d'oxygène et simplement lié à un atome d'azote. Masse volumique de l'air dans les C.N.T.P : $\rho_0 = 1,3\text{g/L}$

EXERCICE 6

Un composé organique pur A de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ et de masse molaire moléculaire M .

La combustion complète d'une masse m de A dans un volume V_t de dioxygène donne $8,8\text{g}$ d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et $4,5\text{g}$ d'eau. Il reste un excès de $2,8\text{L}$ de dioxygène.

1. Ecrire l'équation équilibrée de la réaction de combustion.

2. En utilisant la correspondance en nombre de mole, montrer que $5x=2y$.

On donne $M_H = 1\text{g.mol}^{-1}$, $M_C = 12\text{g.mol}^{-1}$ et $M_O = 16\text{g.mol}^{-1}$

3. On donne le volume de dioxygène utilisé $V_t = 10\text{L}$

3.1. Calculer le volume v_{O_2} de dioxygène ayant réagi.

3.2. Montrer que $x=4z$ et $y=10z$. On donne $V_M = 24\text{L.mol}^{-1}$

4. Sachant que $M=74 \text{ g.mol}^{-1}$,

4.1. Déterminer la formule brute de ce composé

4.2. Calculer la masse m .

4.3. Déterminer la composition massique de ce composé en carbone, hydrogène et oxygène.

EXERCICE 6

L'analyse élémentaire de l'aspirine (est un acide) a donné la composition centésimale massique : $\%C=60\%$; $\%H=4,5$ et $\%O=35,5$.

Pour déterminer la masse molaire de l'aspirine on réalise les opérations suivantes :

- On dissout $0,1 \text{ g}$ d'aspirine dans 50 mL d'eau.
- On prélève 10 mL de la solution obtenue qu'on dose par une solution de soude $0,01 \text{ M}$, l'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume de soude versé égal à $11,1 \text{ mL}$.

1. Calculer la masse molaire de l'aspirine.

2. Déterminer la formule brute de l'aspirine