

Généralités sur la chimie organique

Exercice n°1 :

1- La masse molaire du saccharose est 342 g.mol^{-1} .

Déterminer sa formule brute sachant qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène avec les pourcentages suivant:

% C : 42,11 % ; % H : 6,43 %.

2- La composition centésimale en masse de la saccharine est la suivante:

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.

Exercice n°2

Un composé gazeux a, dans les conditions normales de température et de pression, une masse volumique égale à $1,34 \text{ kg.m}^{-3}$.

Déterminer sa formule brute sachant qu'il ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène avec les pourcentages massiques suivants : C : 40,0% ; H : 6,67 %.

Exercice n°3

On soumet à l'analyse une substance organique de masse $m = 0,2523 \text{ g}$, ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. On obtient $0,1846 \text{ g}$ d'eau et $0,4470 \text{ g}$ de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de cette substance est 2,56.

1. Déterminer la composition centésimale massique de cette substance ?
2. Déterminer sa formule brute.

Exercice n°4

La combustion complète d'un volume $V = 20 \text{ cm}^3$ d'un composé gazeux A comportant du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène nécessite 20 cm^3 de dioxygène et produit 20 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau.

1. Ces données suffisent – elles pour déterminer la formule brute du composé A.
2. La densité par rapport à l'air de ce corps est de 1,03. Déterminer sa formule brute ? En déduire les différents isomères possibles pour A.

Exercice n°5

Afin de déterminer la formule brute d'un composé organique A, on réalise les deux expériences suivantes :

- On oxyde une masse $m = 0,344 \text{ g}$ du composé A par CuO ; il se forme $0,194 \text{ g}$ de vapeur d'eau et $0,957 \text{ g}$ de dioxyde de carbone.
- On oxyde une masse $m = 0,272 \text{ g}$ du composé A par le dioxygène dans un courant de dioxyde de carbone. Il se forme $41,9 \text{ mL}$ de diazote gazeux.

Lors de ces deux expériences la température est de 18° C et la pression de 10^5 pascals .

Déterminer :

1. La composition centésimale massique du composé A
2. La formule molaire la plus simple du composé A.
3. La masse minimale d'oxyde de cuivre(II) utilisée dans la première expérience. On suppose que CuO est exclusivement transformé en Cu.

Donnée : La constante des gaz parfaits est $R = 8,314 \text{ S.I}$

Exercice n°6

Dans un eudiomètre, on introduit un volume $V = 100 \text{ cm}^3$ de dioxygène et 30 cm^3 d'un mélange de méthane CH_4 et d'éthylène C_2H_4 . Après passage de l'étincelle et refroidissement, il reste 70 cm^3 de gaz dont 36 cm^3 sont absorbables par la potasse et le reste par le phosphore. Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

1. Ecrire les équations des réactions de combustion.
2. Déterminer les volumes de dioxygène entré en réaction et de dioxyde de carbone formé.
3. Déterminer la composition volumique du mélange initial.

Exercice n°7

On soumet à l'analyse élémentaire une masse $m = 0,45 \text{ g}$ 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.

1. Déterminer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les $0,45 \text{ g}$ du composé. Celui-ci contient-il de l'oxygène? Justifier.
2. Quelle est 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 g.L^{-1} , calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule brute.

Donnée : masse volumique de l'air $\rho_{\text{air}} = 1,3 \text{ g.L}^{-1}$.

Exercice n°8

On considère un composé organique B constitué des éléments carbone, hydrogène et azote. La combustion d'une masse $m_1 = 0,2500 \text{ g}$ de B donne une masse $m' = 0,5592 \text{ g}$ de dioxyde de carbone. La destruction d'une même masse de B, libère un volume $V = 0,0952 \text{ L}$ d'ammoniac, volume mesuré dans les conditions normales.

1. Déterminer la composition centésimale massique de B
2. On prépare une solution basique S_B en dissolvant une masse $m_2 = 14,7500 \text{ g}$ de B dans 500 ml d'eau. On prélève 20 mL de la solution S_B , que l'on dose par une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de solution acide versé. Déterminer la masse molaire moléculaire de B.
3. Etablir la formule brute de B puis écrire ses différentes formules semi développées possibles.
4. La molécule de B ne possède aucune liaison carbone-carbone, identifier alors la formule semi développée précise de B.