



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

EXERCICE 1:

Un corps pur A, a pour formule brute CH_xCl_y . L'analyse de 500mg d'un échantillon de A montre qu'il contient 70,5mg de carbone.

- 1/ Déterminer la masse molaire de A.
- 2/ Quelle est la formule brute du composé A.

EXERCICE 2:

1/ La combustion complète d'un volume $V = 0,24$ L d'un hydrocarbure gazeux (A) de formule générale C_xH_y a nécessité un volume $V_1 = 1,44$ L de dioxygène. La masse molaire moléculaire de cet hydrocarbure est $M = 56$ g/mol.

Les volumes des gaz sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

- a/ Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète de cet hydrocarbure.
- b/ Montrer que sa formule brute s'écrit C_4H_8 .
- c/ Sachant que l'hydrocarbure étudié (A) est un alcène ramifié, donner sa formule semi développée et son nom.

2/ Un hydrocarbure B renferme en masse 4,5 fois plus de carbone que d'hydrogène. Par ailleurs, la densité de vapeur du composé par rapport à l'air est $d = 1,52$. Trouver la formule brute du composé.

Ecrire les formules développées possibles.

3/ Un hydrocarbure C renferme en masse 85% de carbone.

- a/ Quelles sont les formules brutes possibles pour ce composé ?
- b/ Quelle est la formule brute qui convient sachant que la densité de vapeur de la substance est 2,4 ?

EXERCICE 3: les parties A et B sont indépendantes

Partie A:

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 $R = 8,314$ J.mol⁻¹.K⁻¹.

Partie B:

1/ Un composé organique A a pour formule brute C_xH_yO . La combustion complète de 3,52 g de A donne de l'eau et 8,8 g de dioxyde de carbone. Par ailleurs, les masses volumiques de ce composé et du dioxygène, prises dans les mêmes conditions de pression et de température sont respectivement 3,52 kg.m⁻³ et 1,28 kg.m⁻³

- a/ Ecrire l'équation la réaction de combustion complète de A dans le dioxygène.
- b/ Déterminer la formule brute du composé A.
- c/ Sachant que la molécule de A est ramifiée et renferme un groupe hydroxyle, écrire toutes les formules semi développées possibles de A

EXERCICE 4:

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

1/ Calculer les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote contenues dans les 0,45g du composé. Ce dernier contient-il de l'oxygène ? Justifier

2/ Déterminer 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 2g/L, calculer une valeur approchée de sa masse molaire et déterminer sa formule brute

Données : M(C)=12 g/mol ; M(H)=1 g/mol ; M(N)=14 g/mol ; M(O)=16 g/mol et $\rho_{\text{air}}=1,3\text{g/L}$

EXERCICE 5:

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type C_xH_yO_zN_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 225cm³ ; Le volume molaire des gaz dans ces conditions est de 22,5 L.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 g.mol⁻¹.

4/ Equilibrer l'équation de la réaction suivante:



5/ Quelle masse de cuivre s'est-il formé ?

Données: M(C)=12g.mol⁻¹; M(H)=1 g.mol⁻¹; M(O)=16 g.mol⁻¹; M(N)=14 g.mol⁻¹; M(Cu)=63,5 g.mol⁻¹.

EXERCICE 6: les parties A et B sont indépendantes

Partie A: Données en g/mol : M(H)=1 ; M(C)=12 ; M(O)=16 et nombre d'Avogadro = 6,02.10²³ mol⁻¹

Un composé organique, constitué de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, peut s'écrire sous la forme C_xH_yO_z où x, y et z sont des entiers naturels non nuls. Il a pour atomicité 15. Sachant que le rapport de la masse de carbone dans ce composé par celle d'hydrogène est égal à 4,8 et que 1,505.10²³ des molécules de ce composé ont une masse de 18,5 g.

1) Montrer que la masse molaire de ce composé est égale à 74g/mol.

2) Déterminer sa formule brute.

3) Sachant que ce composé comporte un groupe hydroxyle (OH), écrire toutes ses formules semi-développées.

Partie B:

On mélange dans un eudiomètre un volume V d'un composé organique gazeux de formule C_xH_yO_z, de masse molaire 74g/mol, avec un volume V'=100 cm³ de dioxygène. Après passage de l'étincelle et refroidissement, le volume de gaz résiduels est de 90 cm³. Ce volume de gaz, en contact avec le phosphore est ramené à 60cm³ qui sont absorbables par la potasse.

1) Ecrire l'équation bilan de la combustion complète de ce composé.

2) Ecrire, en une fraction irréductible, le rapport entre le volume de dioxygène réagi et celui de dioxyde de carbone formé.

3) Déterminer la formule brute et le volume V de ce composé organique.

4) Ecrire sa formule semi-développée sachant que les atomes de carbone sont liés les uns à la suite des autres.