

TS1/GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE : EXERCICES SUPPLEMENTAIRES

Exercice 1 :

Une bougie est constituée essentiellement de stéarine de formule $C_{57}H_{110}O_6$. Sa masse est 50 g.

1. Ecrire l'équation de sa combustion complète.
2. La bougie brûle dans une boîte de dimensions : 30 cm x 30 cm x 25 cm, remplie d'air dans les conditions normales.
3. Calculer la quantité de matière de dioxygène présent dans cette boîte sachant que l'air contient, en moles, 20% de dioxygène.
4. Déterminer la perte de masse de la bougie, les masses de dioxyde de carbone et d'eau formés en supposant la combustion de la stéarine complète.

Exercice 2 :

La combustion complète de 1,15g d'un composé D donne 2,2g de dioxyde de carbone et 1,35g d'eau.

1. D ayant pour formule générale $(C_xH_yO_z)_n$, calculer x, y et z.
2. Le volume molaire de D liquide est de $62,2 \text{ mL}\cdot\text{mol}^{-1}$ et sa densité par rapport à l'eau est de 0,74 ; en déduire la formule brute de D.
3. En respectant la valence des éléments, indiquer les formules développées envisageables pour D. Préciser la formule semi développée de D sachant que l'étude structurale de sa molécule montre l'existence d'une liaison C – C.

Exercice 3 :

Dans un tube retourné sur une cuve remplie de mercure (eudiomètre), on introduit un volume de $7,5 \text{ cm}^3$ d'un hydrocarbure gazeux, puis un volume de 75 cm^3 de dioxygène. On fait éclater une étincelle électrique qui déclenche la combustion de l'hydrocarbure. On laisse refroidir les gaz, on obtient un volume de 60 cm^3 de gaz.

Mis en contact avec un excès de soude, ce volume est ramené à $37,5 \text{ cm}^3$. L'eau est condensée. Le gaz restant est le dioxygène en excès. Tous les volumes ont été mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

1. Quel est le rôle de la soude dans cette expérience ?
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion de l'hydrocarbure en utilisant la formule C_xH_y pour ce dernier.
3. Déterminer la formule de l'hydrocarbure.

Exercice 4 :

L'aspirine, ou acide acétylsalicylique, est l'un des médicaments les plus consommés aujourd'hui. Ses principes actifs se trouvent dans l'écorce de saule qui fut utilisée en médecine jusqu'en 1900, date à laquelle le docteur Félix Hoffmann réussit la synthèse de l'aspirine.

L'analyse quantitative de l'acide acétylsalicylique montre qu'il contient, en masse, 60% de carbone, 35,5% d'oxygène et 4,5% d'hydrogène.

Dans une fiole jaugée de 100 mL, dissolvons un comprimé de 0,5g d'aspirine et complétons à 100 mL. La solution alors obtenue est dosée par une solution de soude de concentration molaire $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Il faut 27,8 mL de soude pour que le dosage soit terminé. Sachant que la soude et l'acide acétylsalicylique réagissent mole à mole, déterminer :

1. La quantité d'aspirine contenue dans le comprimé ;
2. La masse molaire de l'aspirine ;
3. sa formule brute.

EXERCICE N°14

On considère un échantillon d'un hydrocarbure gazeux à la pression de $P_1 = 0,959 \text{ atm}$ et la température de $T_1 = 298\text{K}$. En cas de combustion complète de l'ensemble de l'échantillon dans un excès de dioxygène, on recueille un mélange de dioxyde de carbone et de vapeur d'eau à la pression de $P_2 = 1,5 \text{ atm}$ et à la température de $T_2 = 375\text{K}$. Ce mélange gazeux a une masse volumique de $\rho = 1,391 \text{ g/L}$ et occupe un volume quatre fois plus grand que le volume de l'hydrocarbure.

1. Ecrire l'équation générale de combustion d'un hydrocarbure de formule C_xH_y dans un excès de dioxygène.
2. Calculer les fractions molaires X_{CO_2} et $X_{\text{H}_2\text{O}}$ et les pressions partielles P_{CO_2} et $P_{\text{H}_2\text{O}}$ des gaz dans le mélange gazeux.
3. Exprimer les nombres de moles $n(\text{CO}_2)$ et $n(\text{H}_2\text{O})$ en fonctions de T_1 , T_2 , P_{CO_2} , $P_{\text{H}_2\text{O}}$ et P_1 et n_1 , nombre de moles de l'hydrocarbure.
4. En utilisant les questions 1 et 3, montrer que la formule brute de l'hydrocarbure est C_2H_6 ;