

ÉNONCÉS

1

L'analyse qualitative d'un composé organique montre qu'il contient le carbone, l'hydrogène et l'oxygène en proportions :
69,94% de carbone; 7,3% d'hydrogène. Sachant que sa masse molaire est $M = 138 \text{ g.mol}^{-1}$. Déterminer sa formule brute.

2

La combustion d'un échantillon de 0,195g d'un hydrocarbure aliphatique de formule $C_x H_y$ a donné 0,590g de dioxyde de carbone et 0,306g d'eau.

- 1°) Calculer le pourcentage de chaque élément de l'hydrocarbure.
 - 2°) Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure sachant que sa masse molaire est égale à 58 g.mol^{-1} .
 - 3°) Donner les formules semi-développées possibles ainsi que les noms :
- On donne : $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

3

La combustion complète de 3,2g d'un composé formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne 4,4g de dioxyde de carbone et 3,6g d'eau.

- 1°) Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction de combustion complète.
- 2°) Déterminer la formule brute de ce composé sachant que sa densité par rapport à l'air est $d = 1,1$.

4

L'analyse élémentaire qualitative d'une substance organique (A) montre qu'elle est composée des éléments carbone, hydrogène et oxygène.

On soumet à l'analyse quantitative un échantillon de (A) de masse $m = 0,345 \text{ g}$.

On réalise la combustion complète de (A) dans le dioxygène. La mesure de la densité de (A) par rapport à l'air donne $d = 3,034$

Les résultats de l'analyse sont : -une masse de dioxyde de carbone est égale à 0,863g

-une masse de vapeur d'eau égale à 0,423 g

- 1°) calculer les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène dans l'échantillon
- 2°) Déterminer le pourcentage massique de chaque élément.
- 3°) Déduire la formule brute de (A).

5

La combustion complète de $V = 10 \text{ cm}^3$ d'un composé hydrocarbure nécessite 50 cm^3 de dioxygène et donne 30 cm^3 d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et de l'eau.

1°) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé dans le dioxygène.

2°) Déterminer la formule brute de ce composé et sa formule développée.



La combustion complète d'un échantillon d'un hydrocarbure $C_x H_y$ a fourni 2,2g de CO_2 et 0,9g de $H_2 O$.

1°) Ecrire, en fonction de x et y, l'équation bilan de la réaction.

2°) Montrer qu'il s'agit d'un alcène.

3°) Sachant que la masse molaire de l'hydrocarbure est $M=70g.mol^{-1}$; déterminer la formule brute de l'hydrocarbure.

4°) Donner quatre formules semi-développées et leurs noms des isomères de l'hydrocarbure :

On donne : $M_C=12g.mol^{-1}$; $M_H=1g.mol^{-1}$.



L'analyse de $V=6,25\text{ cm}^3$ d'un composé organique A liquide, constitué uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, de densité par rapport à l'eau 0,8 à fourni : 11g de gaz absorbable par la potasse et 6g d'eau.

1°) Calculer la masse volumique ρ du composé A et en déduire sa masse m.

2°) Calculer les pourcentages massiques des éléments constitutifs du composé A.

3°) Déterminer la formule brute du composé A sachant que la densité de sa vapeur par rapport à l'air est $d=2,07$.

On donne : $M_C=12g.mol^{-1}$; $M_H=1g.mol^{-1}$; $M_O=16g.mol^{-1}$.

Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau}=1g.cm^{-3}$.



La combustion complète de 2,8 g d'un hydrocarbure aliphatique fournit un volume V de dioxyde de carbone et une masse m d'eau le pourcentage massique d'hydrogène est 14,28 % .

1°) Déterminer la masse de chaque élément .

2°) Calculer le volume V ainsi que la masse m.

3°) La densité de cet hydrocarbure par rapport à l'air $d = 1,93$.

a – Déterminer sa formule brute .

b – A quelle famille d'hydrocarbures appartient-il ? Justifier.

c – Donner les formules semi développés et les noms des différents isomères.

On donne : $V_m = 24\text{ L.mol}^{-1}$; $C = 12\text{ g.mol}^{-1}$; $M = 1\text{ g.mol}^{-1}$ et $O = 16\text{ g.mol}^{-1}$



La combustion complète d'une masse $m = 8,2\text{ g}$ d'un hydrocarbure $C_x H_y$ de masse molaire $M = 82\text{ g . mol}^{-1}$ nécessite un volume $V_{O_2} = 21,25\text{ L}$ de dioxygène.

1 / Ecrire en fonction de x et y l'équation de la réaction.

2 / Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

On donne $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$

10

L'analyse quantitative d'un composé ne contenant que du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène a donné les résultats suivants :

- La masse du carbone est six fois plus grande que celle de l'hydrogène.
- La masse de l'oxygène est huit fois plus grande que celle de l'hydrogène.
- La densité de vapeur du composé est $d = 2,07$.

1°) Déterminer la formule brute du composé.

2°) Calculer le pourcentage de chacun des éléments qui constituent le composé.

11

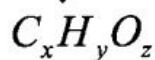
On introduit dans un eudiomètre 60mL de dioxygène et 10mL d'un hydrocarbure gazeux C_xH_y .

Après passage de l'étincelle et refroidissement, il reste 45mL d'un mélange gazeux dont 30mL sont absorbables par la potasse et 15mL par le phosphore. Sachant que tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions, déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

NB : La potasse absorbe le dioxyde de carbone et le phosphore fixe le dioxygène.

CORRIGÉS

1



$$M = xMc + yMh + zMo$$

$$= 12x + y + 16z$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} \Rightarrow x = 8$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \cdot M}{100} \Rightarrow y = 10$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - 12x - y}{16}$$

$$\Rightarrow z = 2$$

D'où la formule brute $C_8H_{10}O_2$

2

$$m_E = 0,195g; n_{CO_2} = 0,590g; m_{H_2O} = 0,306g$$

$$1^\circ) \%C = \frac{m_c}{m_E} \times 100$$

$$\text{Avec } m_c = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot Mc$$

$$\Rightarrow \%C = \frac{m_{CO_2} \times Mc \times 100}{M_{CO_2} \cdot m_E} = 82,5\%$$

$$\text{Il s'agit d'un hydrocarbure } \%H = 100 - \%C$$

$$= 17,5\%$$

$$2^\circ) M = xMc + yMh$$

$$= 12x + y$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 4$$

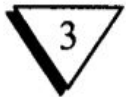
$$12x + y = M \Rightarrow y = M - 12x = 10$$

La formule brute est donc C_4H_{10}

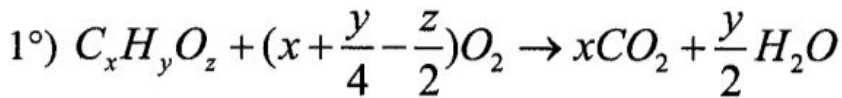
$$3^\circ) CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 : \text{butane}$$



| : Méthyl propane



$$m = 3,2g; m_{CO_2} = 4,4g; m_{H_2O} = 3,6g; d = 1,1$$



D'après l'équilibre de l'équation on peut écrire :

$$n_{C_xH_yO_z} = \frac{n_{CO_2}}{x} \Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$\text{Avec } \begin{cases} n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \\ n_{C_xH_yO_z} = \frac{m_{C_xH_yO_z}}{M_{C_xH_yO_z}} \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = \frac{m_{CO_2} \cdot M_{C_xH_yO_z}}{m_{C_xH_yO_z} \cdot M_{CO_2}} \text{ ce qui donne } x = 1$$

$$n \text{ en } H_y = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow y = \frac{2n_{H_2O}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$y = \frac{2m_{H_2O} \cdot M_{C_xH_yO_z}}{M_{H_2O} \cdot m_{C_xH_yO_z}} \text{ ce qui donne } y = 4$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - (12x + y)}{16} = 1$$

La formule brute est donc $\boxed{CH_4O}$



$$m_E = 0,345g$$

$$m_{CO_2} = 0,863g$$

$$m_{H_2O} = 0,423g$$

$$d = 3,034$$

$$M = 29d = 88 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$1^\circ) m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C = 0,235 \text{ g}$$

$$m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H = 0,047 \text{ g}$$

$$m_0 = m_E - m_C - m_H = 0,065 \text{ g}$$

$$2^\circ) \%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100 = 68,11\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 = 13,62\%$$

$$\%O = 100 - \%C - \%H = 18,27\%$$

$$3^\circ) M = 12x + y + 16z$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 5$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \cdot M}{100} = 12$$

$$z = \frac{M - 12x - y}{16} = 1$$

$$\Rightarrow \boxed{C_5H_{12}O}$$

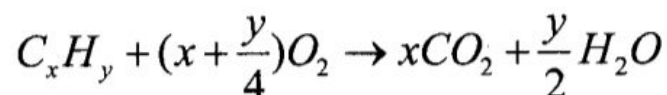


Le volume de l'hydrocarbure est $V = 10 \text{ cm}^3$

Le volume de dioxygène nécessaire $V_2 = 50 \text{ cm}^3$

Le volume de dioxyde de carbone dégagé : $V_3 = 30 \text{ cm}^3$

1°) Equation de la réaction de combustion :



2°) D'après l'équation on a :

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$\Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_y}} \text{ avec } \begin{cases} n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_m} = \frac{V_3}{V_m} \\ n_{C_xH_y} = \frac{V}{V_m} \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = \frac{\frac{V_3}{V_m}}{\frac{V}{V_m}} = \frac{V_3}{V} = 3$$

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}}$$

$$\Rightarrow x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n_{C_xH_y}}$$

$$\text{Avec } n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{V_2}{V_m}$$

$$\Rightarrow x + \frac{y}{4} = \frac{V_2}{V}$$

$$x + \frac{y}{4} = \frac{V_2}{V}$$

$$\Rightarrow y = 4 - \left(\frac{V_2}{V} - x\right) \Rightarrow \boxed{y = 8}$$

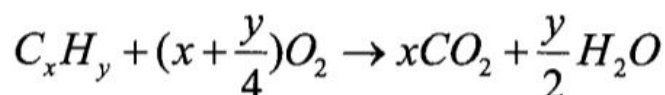
La formule brute est donc $\boxed{C_3H_8}$

Elle correspond à un hydrocarbure saturé (Alcane)

La formule semi développée est $CH_3 - CH_2 - CH_3$ c'est le propane.



1°) L'équation de la réaction de combustion



2°) Alcène : hydrocarbure de formule brute C_xH_{2x} il suffit donc de montrer que
 $y = 2x$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{2,2}{44} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{0,9}{18} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{CO_2} = n_{H_2O}}$$

or d'après l'équilibre de l'équation :

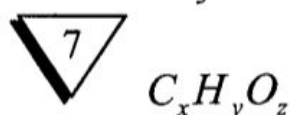
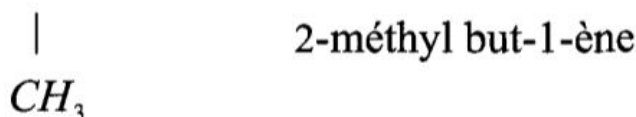
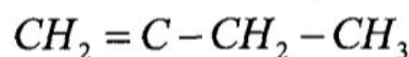
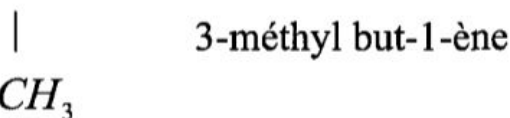
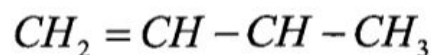
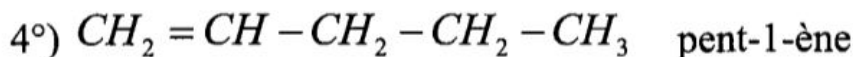
$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow \frac{1}{x} = \frac{2}{y} \Rightarrow y = 2x$$

Il s'agit donc d'un alcène

$$3^\circ) M = xM_C + 2xM_H$$

$$= 12x + 2x = 14x$$

$$\rightarrow x = \frac{M}{14} = 5 \text{ la formule est donc } \boxed{C_5H_{10}}$$



$$1^\circ) d_{\text{liquide/eau}} = \frac{\rho_{\text{liquide}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\Rightarrow \rho_{\text{liquide}} = d \cdot \rho_{\text{eau}} = 0,8 \text{ g.cm}^{-3}$$

$$\text{or } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$$

$$= 0,8 \times 6,25$$

$$\Rightarrow m = 5 \text{ g}$$

$$2^\circ) m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C \quad \text{et} \quad \%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100$$

$$\Rightarrow \boxed{\%C = \frac{m_{CO_2} \cdot M_C \times 100}{M_{CO_2} \cdot m_E}} \quad \%C = 60\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 \quad \text{avec} \quad m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H$$

$$\Rightarrow \boxed{\%H = \frac{2 \cdot m_{H_2O} \cdot M_H \times 100}{m_E \times M_{H_2O}}}$$

$$\Rightarrow \%H = 13,33\%$$

$$\%O = 100 - \%C - \%H = 26,67\%$$

$$3^\circ) d_{\text{vapeur/air}} = \frac{M}{29}$$

$$\Rightarrow M = 29 \cdot d = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

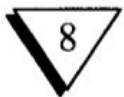
$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 3$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \cdot M}{100} = 8$$

$$M = 12x + y + 16z \rightarrow z = \frac{M \cdot 12x - y}{16}$$

$$z = 1$$

$$\Rightarrow (A): C_3H_8O$$



$$1^\circ) \%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 \Rightarrow m_H = \frac{\%H \cdot m_E}{100} = 0,4 \text{ g}$$

$$m_C = m_E - m_H = 2,8 - 0,4 = 2,4 \text{ g}$$

$$2^\circ) n_C = n_{CO_2}$$

$$\Rightarrow \frac{m_C}{M_C} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow \boxed{V = \frac{m_C}{M_C} \cdot V_m}$$

$$V = 4,8 \text{ L}$$

$$n_H = 2n_{H_2O}$$

$$\frac{m_H}{M_H} = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow \boxed{m = \frac{m_H \cdot M_{H_2O}}{2 \cdot M_H}} \quad m = 3,6g$$

$$3^\circ) a/ M = 29.d = 56g.mol^{-1}$$

$$\%C = 100 - \%H = \frac{12x}{M} \times 100$$

$$\Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = \frac{(100 - \%H) \times 100}{1200}$$

$$x = 4$$

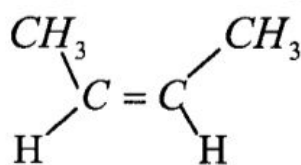
$$M = 12x + y \Rightarrow y = M - 12x$$

$$= 8$$

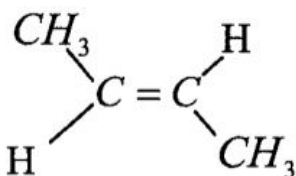
Hydrocarbure est $\boxed{C_4H_8}$

b/ L'hydrocarbure appartient à la famille des alcènes car sa formule brute s'écrit de la forme C_nH_{2n} .

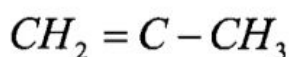
c/ $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$ but-1-ène



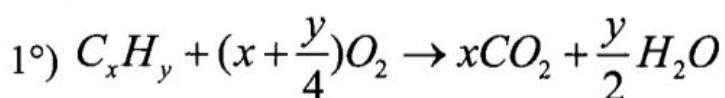
Z-but-2-ène ;



E-but-2-ène



Méthyl propène



$$2^\circ) \frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}}$$

$$\text{Avec } n_{C_xH_y} = \frac{m}{M} = 0,1mol$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = 0,85 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow 0,1 = \frac{0,85}{x + \frac{y}{4}} \Rightarrow \boxed{x + \frac{y}{4} = 8,5} \quad \textcircled{1}$$

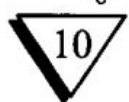
$$M = 12x + y = 82 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \begin{array}{l} \textcircled{1} \begin{cases} x + \frac{y}{4} = 8,5 \\ 12x + y = 82 \end{cases} \Rightarrow \begin{array}{l} \textcircled{1} \begin{cases} 4x + y = 34 \\ 12x + y = 82 \end{cases} \\ \textcircled{2} \end{array} \end{array}$$

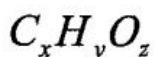
$$\textcircled{2} - \textcircled{1} \Rightarrow 8x = 48 \Rightarrow x = 6$$

$$y = M - 12x = 10$$

$$\Rightarrow C_6H_{10}$$



1.



$$m_C = 6 \times m_H$$

$$m_O = 8 \times m_H$$

$$d = 2,07$$

$$d = \frac{M}{29} \rightarrow M = d \times 29$$

$$M = 60,63 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M = 12x + y + 16z$$

$$m_C = 6 \times m_H$$

$$12x = 6 \times y \Rightarrow \boxed{y = 2x}$$

$$m_O = 8 \times m_H$$

$$16z = 8 \times y$$

$$\boxed{y = 2z} \quad d'où \quad x = z$$

$$M = 6y + y + 8y$$

$$M = 15y$$

$$\boxed{y = \frac{60}{15} = 4} \Rightarrow x = z = 2 \Rightarrow \boxed{C_2H_4O_2}$$

2.

$$x = \frac{\%C \times M}{1200}$$

$$\%C = \frac{x \times 1200}{M} = \frac{2 \times 1200}{60} = 40\%$$

$$\%H = \frac{y \times 100}{M} = \frac{400}{60} = 6,66\%$$

$$\%O = 100 - 6,66 - 40 = 53,34\%$$



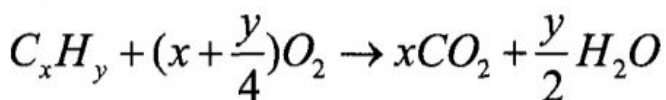
$$V_{O_2} = 0,06L$$

$$V_{C_xH_y} = 0,01L$$

Après passage de l'étincelle et refroidissement :

$$\rightarrow V' = 0,045L \rightarrow V'' = 0,03L \rightarrow CO_2 \quad V''' = 0,015L \rightarrow O_2$$

Equation de la réaction de combustion :



$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_y}} = \frac{V''}{V_M} \times \frac{V_M}{0,01} = \frac{0,03}{0,01} = 3$$

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}}$$

$$x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n}$$

$$\frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n} - x$$

$$y = (\frac{n_{O_2}}{n} - x) \times 4$$

$$y = 6$$

Composé C_3H_6

