

Série

Les hydrocarbures

Résumé du cours:

Un hydrocarbure est un corps composé formé uniquement de **carbone** et d'**hydrogène**.

La formule générale d'un hydrocarbure s'écrit C_xH_y .

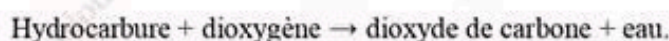
Le pétrole et les gaz naturels sont les principales sources d'hydrocarbures.

La combustion est la réaction avec le dioxygène en présence d'une flamme.

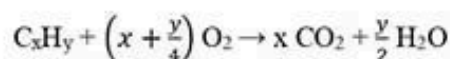
La combustion d'un hydrocarbure peut être complète ou incomplète.

① La combustion **complète** fait apparaître du **dioxyde de carbone** et de l'eau.

L'équation correspondante est :

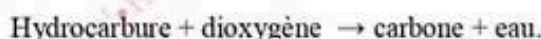


Equation générale :

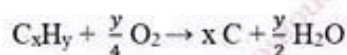


② La combustion **incomplète** fait apparaître du carbone et de l'eau.

L'équation correspondante est :



Equation générale :



La combustion des hydrocarbures est une réaction très **exothermique**.

Exercice 1:

On réalise la combustion incomplète du propane C_3H_8 dans le dioxygène O_2 .

- 1/ Justifier que le propane est un hydrocarbure.
- 2/ Donner, en expliquant, les noms des produits obtenus.
- 3/ Donner, en justifiant, deux caractères de cette réaction.
- 4/ Ecrire l'équation équilibrée de cette réaction.

Exercice 2:

On donne : $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$; $H=1$; $C=12$; $O=16$

Le propane de formule C_3H_8 est un corps gazeux. Il réagit avec le dioxygène pour donner un gaz qui trouble l'eau de chaux et de l'eau.

- 1/ Préciser les réactifs et les produits puis écrire réaction chimique.
- 2/ Au cours de cette réaction chimique, le volume de dioxygène utilisé est 5,6L

- a/ Calculer le nombre de mole de dioxygène utilisé.
- b/ Calculer le nombre de mole de dioxyde de carbone obtenue.
- c/ Calculer la masse de dioxyde de carbone obtenue.
- d/ Calculer le volume de dioxyde de carbone obtenu.
- e/ Calculer le nombre de mole d'eau obtenue.
- f/ Calculer la masse d'eau obtenue.

Exercice 3:

On réalise la combustion du butane C_4H_{10} dans le dioxygène, on obtient de l'eau et du dioxyde de carbone.

- 1/a/ Comment peut-on reconnaître expérimentalement le dioxyde de carbone obtenu.
- b/ Ecrire l'équation de la réaction.
- 2/ Sachant que le gaz dégagé est 2,24L calculer :
 - a/ Le volume de dioxygène nécessaire à la réaction.
 - b/ La masse d'eau obtenue.

Exercice 4:

On fait la combustion de 22,4L de méthane (CH_4) dans 5,6L de dioxygène. On obtient de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

- 1/ Ecrire l'équation de la réaction.
- 2/ Quelle est la quantité de matière de chacun des deux réactifs introduits ?
- 3/ Expliquer lequel des réactifs est en excès ?
- 4/ Quelle est la masse d'eau obtenue ?
- 5/ Quel volume de dioxyde de carbone obtenu ?
- 6/ Quel est le volume restant du réactif en excès ?

Exercice 5:

On donne : $V_m = 22,4L.mol^{-1}$; $H=1$; $C=12$; $O=16$

On réalise la combustion complète de 1,6g de méthane CH_4 dans 7,2L de dioxygène O_2

- 1/ Préciser les produits de la réaction.
- 2/ Ecrire l'équation équilibrée de la réaction.
- 3/ Calculer la quantité de matière initialement introduite de chacun des réactifs.
- 4/ a/ Les réactifs sont-ils dans les proportions stœchiométriques ?
b/ Sinon préciser le réactif limitant.
- 5/ Calculer le volume du gaz dégagé.
- 6/ Calculer la quantité de matière restante du réactif en excès.

Les hydrocarbures.

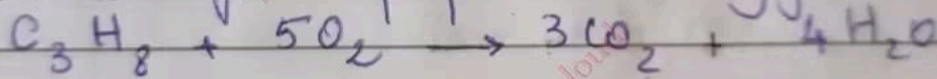
Ex1

- 1) Le propane est un hydrocarbure car il est renfermé uniquement l'élément carbone et l'élément hydrogène.
- 2) la combustion étant incomplète alors il se forme du carbone et de l'eau.
- 3) la combustion est :
 - * Amorcée car elle nécessite la présence d'une flamme.
 - * Exothermique car elle s'accompagne d'une élévation de température.
- 4) $C_3H_8 + 2O_2 \rightarrow 3C + 4H_2O$

Ex2

- 1) * Le gaz qui trouble l'eau de chaux : CO_2
donc les produits sont : dioxyde de carbone et l'eau.

* Les réactifs : le propane et dioxygène.



2) a/ $n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol}$

b/ d'après l'équation : $\frac{n_{CO_2}}{3} = \frac{n_{O_2}}{5}$

$\rightarrow n_{CO_2} = \frac{3 n_{O_2}}{5} = 0,15 \text{ mol}$

c/ $m_{CO_2} = n_{CO_2} \times M_{CO_2}$

$= 0,15 \times (12 + (2 \times 16)) = 6,6 \text{ g}$

d/ $V_{CO_2} = n_{CO_2} \times V_M$

$= 0,15 \times 22,4$

$= 3,36 \text{ L}$

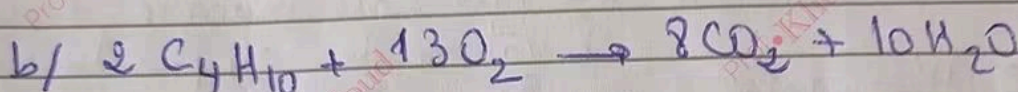
e) D'après l'équation $\frac{n_{H_2O}}{4} = \frac{n_{O_2}}{5}$

$$\rightarrow n_{H_2O} = \frac{4}{5} n_{O_2} = 0,2 \text{ mol.}$$

$$b) m_{H_2O} = n_{H_2O} \times M_{H_2O} = 0,2 \times 18 = 3,6 \text{ g}$$

Ex3

1) a/ Le dioxyde de carbone est le gaz qui trouble l'eau de chaux.



$$2) a/ V_{O_2} = n_{O_2} \times V_M$$

$$\text{or d'après l'équation } \frac{n_{O_2}}{13} = \frac{n_{CO_2}}{8}$$

$$\rightarrow n_{O_2} = \frac{13 \times n_{CO_2}}{8} \text{ et } n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_M} = 0,1 \text{ mol}$$

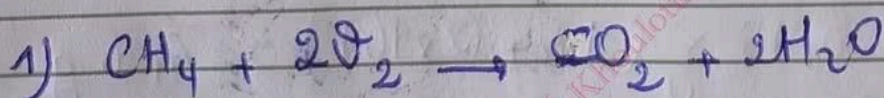
$$n_{O_2} = 0,16 \text{ mol}$$

$$b) m_{H_2O} = n_{H_2O} \times M_{H_2O}$$

$$\text{D'après l'équation } n_{H_2O} = \frac{10}{8} n_{CO_2} = 0,125 \text{ mol}$$

$$m_{H_2O} = 0,125 \times 18 = 2,25 \text{ g.}$$

Ex4



$$2) n_{CH_4} = \frac{V_{CH_4}}{V_M} = \frac{22,4}{22,4} = 1 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol}$$

$$3) \frac{n_{CH_4}}{1} = 1 > \frac{n_{O_2}}{2} = 0,125$$

donc CH_4 est le réactif en excès
et O_2 est le réactif limitant.

$$4) n_{H_2O} = n_{H_2O} \times M_{H_2O}$$

$$n_{H_2O} = n_{O_2} = 0,25 \text{ mol (d'après l'équation)}$$

$$m_{H_2O} = 0,25 \times 18 = 4,5 \text{ g}$$

$$5) V_{CO_2} = n_{CO_2} \times V_M$$

$$\text{or d'après l'équation } n_{CO_2} = \frac{1}{2} n_{O_2} = 0,125 \text{ mol}$$

$$V_{CO_2} = 0,125 \times 22,4 = 2,8 \text{ L}$$

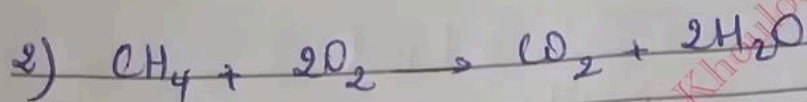
$$6) V_{CH_4} \text{ en excès} = V_{CH_4} \text{ introduit} - V_{CH_4} \text{ réagi}$$

$$\text{or } V_{CH_4} \text{ réagi} = \frac{1}{2} V_{O_2} = 2,8 \text{ L}$$

$$V_{CH_4} \text{ excès} = 22,4 - 2,8 = 19,6 \text{ L}$$

Ex 5

1) La combustion étant complète
alors les produits sont le CO_2
et H_2O .



$$3) n_{\text{CH}_4 \text{ introduit}} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = 0,1 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{O}_2 \text{ introduit}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_M} = 0,3 \text{ mol}$$

$$4) a) \frac{n_{\text{CH}_4}}{1} = 0,1 \quad + \quad \frac{n_{\text{O}_2}}{2} = 0,15$$

les réactifs ne sont pas pris ds les proportions stœchiométriques

$$b) \frac{n_{\text{CH}_4}}{1} < \frac{n_{\text{O}_2}}{2} \text{ donc } \text{CH}_4 \text{ est le réactif limitant}$$

$$5) V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times V_M \text{ or d'après l'équation:}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CH}_4 \text{ introduit}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\rightarrow V_{\text{CO}_2} = 0,1 \times 24 = 2,4 \text{ L.}$$

$$6) n_{\text{O}_2 \text{ restant}} = n_{\text{O}_2 \text{ introduit}} - n_{\text{O}_2 \text{ réagi}}$$

$$\text{or } n_{\text{O}_2 \text{ réagi}} = 2 n_{\text{CH}_4} = 0,2 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{O}_2 \text{ restant}} = 0,3 - 0,2 = 0,1 \text{ mol.}$$