

A savoir:

La Combustion

La combustion est une réaction chimique exothermique où des molécules complexes sont décomposées en molécules plus petites et plus stables via un réarrangement des liaisons entre les atomes.

La combustion complète d'un alcane dans le dioxygène O_2 est une réaction chimique produisant du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O selon l'équation-bilan suivante :



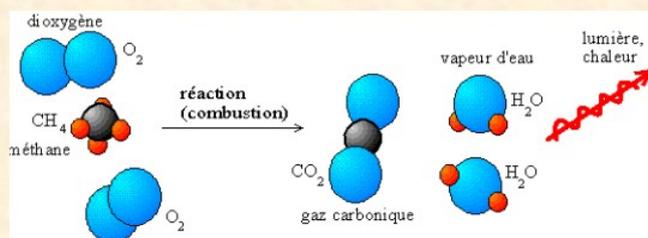
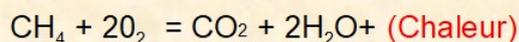
avec :

réactifs : alcane et dioxygène ;

produits : dioxyde de carbone et vapeur d'eau

Ce qui est recherché lors de la combustion, c'est la production de chaleur.

Exemple: La combustion du méthane



Exercice 1

Des plats sont cuits dans un four utilisant un alcane linéaire gazeux à quatre atomes de carbone : le butane.

1) Écrire les formules développée et semi-développée du butane.

2) Les arrivées d'air sont réglées de manière à obtenir une combustion complète du gaz de formule C_4H_{10} .

a) Recopier et équilibrer l'équation de combustion du butane dans le dioxygène.



b) À l'aide de l'équation équilibrée déduire le volume V_0 de dioxyde de carbone produit lors de la combustion complète de 30 m³ du gaz de formule C_4H_{10} .

Exercice 2

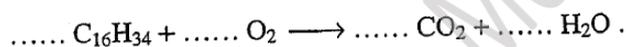
Sur une publicité pour une voiture, on peut lire l'information suivante :

Toutes les berlines Diesel de cette gamme rejettent
moins de 130 g de CO_2 au kilomètre et qualifient donc leur
acheteur pour un bonus écologique !

Le but de cet exercice est de vérifier la quantité de CO_2 rejetée au kilomètre.

Le gazole est un mélange d'hydrocarbures qui comptent de 12 à 22 atomes de carbone. Nous considérerons que le principal constituant du gazole est le cétane, de formule $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$.

1. À quelle famille de composés organiques le cétane appartient-il ? Justifier la réponse.
2. Calculer la masse molaire moléculaire du cétane.
3. Recopier et compléter l'équation-bilan de la combustion du cétane dans le dioxygène :



4. La consommation mixte de ce véhicule est donnée par le constructeur : elle est de 4,8 L/100 km.
 - a) Sachant que la masse volumique du cétane est de 850 g/L, calculer la masse de cétane consommé pour 100 km parcourus, puis pour 1 km.
 - b) Calculer le nombre de moles de cétane consommé pour 1 km. Arrondir le résultat à 10^{-2} .
 - c) En utilisant l'équation-bilan, déduire le nombre de moles de dioxyde de carbone rejeté. Arrondir le résultat à 10^{-2} .
 - d) Calculer la masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone, puis la masse de dioxyde de carbone produit pour un kilomètre parcouru.
5. D'après le résultat de la question précédente, la publicité dit-elle vrai ?

On donne : $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$.

Exercice 3

Une usine chimique possède des bureaux qu'elle souhaite chauffer. Une solution possible pour chauffer le local est d'utiliser une chaudière au fioul.

On admet que le fioul est admissible à de l'heptane, de formule brute C_7H_{16} .

1. Ecrire et équilibrer la réaction de combustion totale de l'heptane dans le dioxygène de l'air.
2. Calculer la variation d'enthalpie, ΔH , de cette combustion pour 1 mole d'heptane.
3. On définit le **pouvoir calorifique inférieur** (P.C.I.) d'un combustible comme étant la **quantité de chaleur dégagée par la combustion complète de 1kg de ce combustible** (l'eau n'étant pas ramenée à l'état liquide).
 - a. Calculer le nombre de moles présentes dans 1 kg d'heptane.
 - b. Calculer le P.C.I de l'heptane
4. Ce même P.C.I., exprimé en kJ/kg, peut également être calculé par la formule empirique suivante :

$$PCI = (220 + 606 n) \times \frac{1000}{M_{\text{hydrocarbure}}}$$

dans laquelle n représente le nombre d'atomes de carbone de l'hydrocarbure considéré (ici l'heptane) et $M_{\text{hydrocarbure}}$ représente la masse molaire moléculaire de l'hydrocarbure.

- a) Calculer le PCI de l'heptane en utilisant cette formule et comparer la valeur trouvée à celle de la question précédente.
- b) Calculer le pourcentage d'erreur commis en utilisant la formule empirique.

Données :

Enthalpies standard de formation, à 25°C :

$$\Delta H_f^\circ (H_2O_{\text{vap}}) = -242 \text{ kJ/mol ;}$$

$$\Delta H_f^\circ (CO_2_{\text{vap}}) = -393 \text{ kJ/mol ;}$$

$$\Delta H_f^\circ (C_7H_{16}_{\text{vap}}) = -245 \text{ kJ/mol ;}$$

$$\Delta H_f^\circ (O_2 \text{ g}) = 0 \text{ kJ/mol.}$$

Masses molaires : $M_C = 12 \text{ g/mol ;}$ $M_H = 1 \text{ g/mol.}$

Exercice 4.

Une cuisinière fonctionne au gaz grâce à la combustion d'un hydrocarbure : le butane.

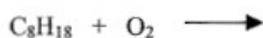
- 4.1. La formule moléculaire du butane est C_4H_{10} . Écrire sa formule semi développée.
- 4.2. A quelle famille d'hydrocarbure appartient le butane? Justifier votre réponse.
- 4.3. Écrire et équilibrer l'équation bilan traduisant la combustion complète du butane dans le dioxygène.
- 4.4. Calculer la masse molaire moléculaire de l'eau et celle du butane.
- 4.5. On brûle 100 cm^3 de butane. Calculer, en litres, le volume de dioxygène nécessaire à la combustion complète du butane, dans les conditions normales. Arrondir la valeur à 10^{-2} .
- 4.6. Calculer, en grammes, la masse d'eau formée au cours de la réaction. Arrondir la valeur à 10^{-3} .

Données : Dans les conditions normales : volume molaire : $22,4\text{ L/mol}$
 $M(\text{C}) = 12\text{ g/mol}$ $M(\text{H}) = 1\text{ g/mol}$ $M(\text{O}) = 16\text{ g/mol}$

Exercice 5.

Cette entreprise de dépannage utilise comme carburant pour son véhicule de l'essence sans plomb 95. Le nombre 95 correspond à l'indice d'octane de cette essence, c'est-à-dire que cette essence est équivalente pour ses propriétés détonnantes, lors de sa combustion dans les moteurs, à un mélange de 95 % d'isooctane et 5 % d'heptane.

- 1- L'isooctane est un alcane comportant 8 atomes de carbone. Écrire sa formule brute.
- 2- L'isooctane est un alcane ramifié dont le nom est le 2,2,4-triméthylpentane. Écrire sa formule semi-développée.
- 3- Écrire la formule semi-développée de deux isomères de l'isooctane.
- 4- Recopier, compléter et équilibrer l'équation bilan ci-dessous traduisant la combustion complète de l'isooctane :



- 5- On brûle 1 litre d'isooctane. Calculer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion complète de l'isooctane.

Données : Masse volumique de l'isooctane : $0,69\text{ kg/L}$
Volume molaire : $22,4\text{ L/mol}$
Masse molaire atomique du carbone : 12 g/mol
Masse molaire atomique de l'hydrogène : 1 g/mol

Exercice 6.

On considère que le carburant des formules 1 est constitué en partie d'heptane.

- 1- A quelle famille d'hydrocarbures appartient l'heptane ?
- 2- Donner la formule brute de l'heptane.
- 3- Écrire et équilibrer l'équation de combustion complète :
 $\dots C_7H_{16} + \dots O_2 \longrightarrow \dots CO_2 + \dots H_2O$
- 4- Calculer le volume de dioxyde de carbone produit par la combustion complète d'une mole d'heptane.

Données : volume molaire gazeux dans les conditions de la course : 24 L/mol .