

**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 :



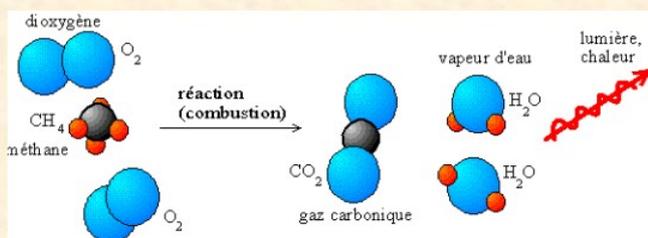
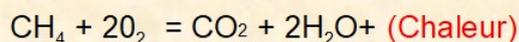
avec :

réactifs : alcane et dioxygène ;

produits : dioxyde de carbone et vapeur d'eau

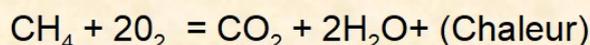
Ce qui est recherché lors de la combustion, c'est la production de chaleur.

**Exemple:** La combustion du méthane



**Le gain d'énergie (enthalpie)  $\Delta H$  lors d'une réaction de combustion**

On la détermine en faisant la différence d'enthalpie entre les réactifs et les produits. Soit par exemple la combustion suivante :



L'énergie produite par la réaction :

$$\Delta H = (H_{CH_4} + 2H_{O_2}) - (H_{CO_2} + 2H_{H_2O})$$

On trouve un  $\Delta H < 0$ . La valeur négative de l'enthalpie indique que le système a perdu de l'énergie. L'extérieur du système a donc récupéré de la chaleur.

Le système a perdu de l'énergie, parce que la réaction chimique a cassé des liaisons chimiques (C-H) et que la construction des produits est moins coûteuse énergétiquement.

**Exercice 1**

Le méthane  $CH_4$  est exploité par la ville comme combustible pour chauffer une crèche.

1. Ecrire et équilibrer l'équation de combustion du méthane dans le dioxygène sachant que les produits obtenus sont de l'eau et du dioxyde de carbone.
2. La combustion d'un mètre cube de méthane dégage une énergie  $E_1$  de 11,5 kWh.
  - 2.1. La crèche utilise une énergie moyenne  $E_m$  de 287,5 kWh par jour.  
Calculer le volume de méthane  $V$  nécessaire pour fournir cette énergie.
  - 2.2. Sachant que l'énergie  $E_a$  absorbée par la chaudière est de 958 kWh par jour, calculer le rendement  $\eta$  de la chaudière. Exprimer le résultat obtenu en pourcentage.



### 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  $\text{CO}_2$  au kilomètre et qualifient donc leur  
acheteur pour un bonus écologique !

Le but de cet exercice est de vérifier la quantité de  $\text{CO}_2$  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. Calculer la masse molaire moléculaire du cétane.
2. Recopier et compléter l'équation-bilan de la combustion du cétane dans le dioxygène :



3. 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,  $\Delta H$ , 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 :

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

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

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

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

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