

## DOCUMENT ÉLÈVE

### Comment calculer la masse de CO<sub>2</sub> émise dans une réaction de combustion complète d'un hydrocarbure ?

#### Indications :

- Exemple avec le méthane CH<sub>4</sub>, la réaction **équilibrée** de combustion complète est celle-ci :



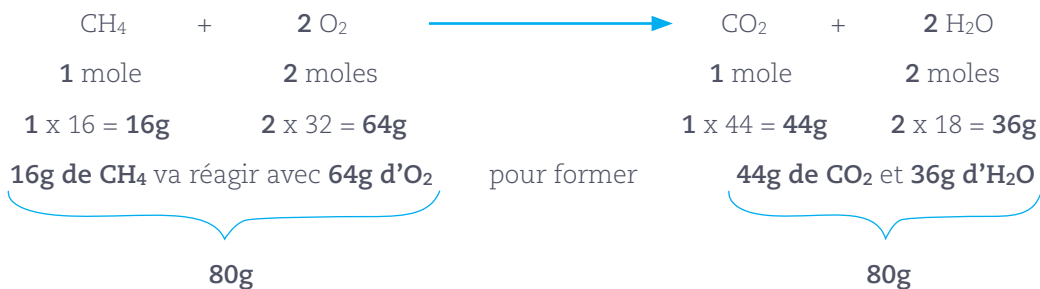
Cela veut dire qu'1 molécule de CH<sub>4</sub> réagit avec 2 molécules d'O<sub>2</sub> pour former 1 molécule de CO<sub>2</sub> et 2 molécules d'H<sub>2</sub>O.

- Cette réaction **reste équilibrée avec des moles** de molécules :



Cela veut dire qu'1 mole de CH<sub>4</sub> réagit avec 2 moles d'O<sub>2</sub> pour former 1 mole de CO<sub>2</sub> et 2 moles d'H<sub>2</sub>O. Les proportions sont conservées.

- On connaît la masse molaire de chaque molécule (voir moment n°1), donc on peut écrire :



La masse des réactifs est bien égale à la masse des produits, on a 80g de chaque côté

- À partir de là, on est capable de calculer la masse de CO<sub>2</sub> émise connaissant la masse de CH<sub>4</sub> brûlée, **en respectant les proportions** de cette réaction complète :

**Exemple** : imaginez que vous brûlez 3 kg = 3000g de méthane (CH<sub>4</sub>).

On sait que 16g de CH<sub>4</sub> brûlé produisent 44g de CO<sub>2</sub>

Donc 3000g de CH<sub>4</sub> vont produire x g de CO<sub>2</sub>

Il s'agit d'un calcul de proportion :  $x = 3000 \times 44 \div 16 = 8250\text{g} = 8,25 \text{ kg de CO}_2$

Donc si vous brûlez 3 kg de méthane (CH<sub>4</sub>), vous émettez 8,25 kg de dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) dans l'atmosphère, ce qui participe d'autant au **réchauffement climatique** !

À vous de jouer ! Résoudre les trois exercices suivants :

Exercice n°1 :

Pour voler 1 heure, une montgolfière consomme **14kg** de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). La réaction de combustion est complète. Le propane brûle dans le dioxygène de l'air ( $\text{O}_2$ ) pour former du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) et de l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

- Écrire l'équation de la réaction chimique de combustion puis équilibrer-la (voir moment 2) :



- Calculer la quantité de  $\text{CO}_2$  émise dans l'atmosphère après avoir brûlé 14 kg de propane :

Exercice n°2 :

Vous avez utilisé votre voiture après avoir fait le plein, vous êtes maintenant sur la réserve, le voyant vient de s'allumer, vous savez que vous avez consommé **40 litres** d'essence (dont la formule est  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ). C'est une voiture récente, les injecteurs sont de très bonne qualité, on suppose donc que la réaction de combustion est complète. L'essence brûle en utilisant le dioxygène de l'air ( $\text{O}_2$ ) via les injecteurs pour former du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) et de l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ). (C'est d'ailleurs pour cela qu'il y a toujours un peu d'eau qui s'écoule à l'arrière des pots d'échappement).

- 1 litre d'essence a une masse de 750g, calculez la masse de 40 litres d'essence :

La masse de 40 litres d'essence est : .....

- Écrire l'équation de la réaction chimique de combustion puis équilibrer-la (voir moment 2) :



- Calculer la quantité de  $\text{CO}_2$  produite après avoir consommé 40 litres d'essence :

## Exercice n°3 :

Une pelle sur chenille consomme 84 litres de gasoil en une journée de 8h de travail. On admettra dans cet exercice, que la formule chimique « fictive » du gasoil est **C<sub>7,25</sub> H<sub>13</sub>**. On prendra le cas d'une combustion complète.

- 1 litre de gasoil a une masse de 840g, calculer la masse de 84 litres de gasoil :

La masse de 84 litres de gasoil est : .....

- Compléter l'équation de la réaction chimique de combustion :



- Calculer la quantité de CO<sub>2</sub> produite après avoir consommé 84 litres de gasoil :