

DOCUMENT CORRIGÉ

Comment calculer la masse de CO₂ émise dans une réaction de combustion complète d'un hydrocarbure ?

Indications :

- Exemple avec le méthane CH₄, la réaction équilibrée de combustion complète est celle-ci :



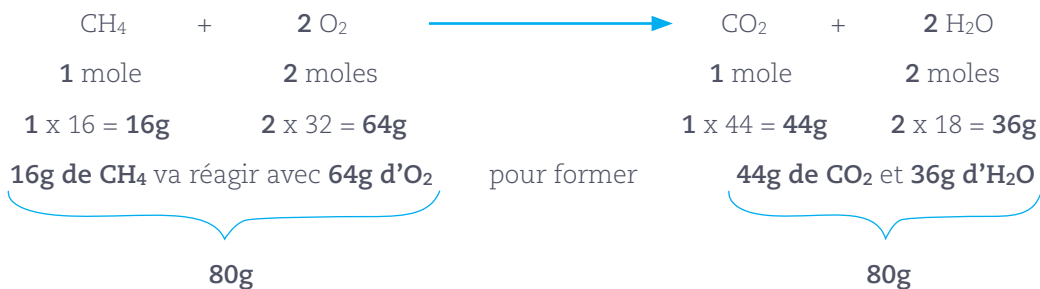
Cela veut dire qu'1 molécule de CH₄ réagit avec 2 molécules d'O₂ pour former 1 molécule de CO₂ et 2 molécules d'H₂O.

- Cette réaction reste équilibrée avec des moles de molécules :



Cela veut dire qu'1 mole de CH₄ réagit avec 2 moles d'O₂ pour former 1 mole de CO₂ et 2 moles d'H₂O. 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 CO₂ émise connaissant la masse de CH₄ brûlée, **en respectant les proportions** de cette réaction complète :

Exemple : imaginez que vous brûlez 3 kg = 3000g de méthane (CH₄).

On sait que 16g de CH₄ brûlé produisent 44g de CO₂

Donc 3000g de CH₄ vont produire x g de CO₂

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 (CH₄), vous émettez 8,25 kg de dioxyde de carbone (CO₂) 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 (C_3H_8). La réaction de combustion est complète. Le propane brûle dans le dioxygène de l'air (O_2) pour former du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O).

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



- Calculer la quantité de CO_2 émise dans l'atmosphère après avoir brûlé 14 kg de propane :



Donc **1** mole de C_3H_8

produit **3** moles de CO_2

Donc **1** x 44g = **44**g de C_3H_8

produit **3** x 44 = **132**g de CO_2

Donc **14000**g de C_3H_8

produit **x** g de CO_2

Donc **x = 14000 x 132 ÷ 44 = 42000g = 42 kg** de CO_2 sont rejetés dans l'atmosphère.
Produit en croix

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 C_8H_{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 (O_2) via les injecteurs pour former du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O). (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 : **40 x 750 = 30000g = 30 kg**.

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



- Calculer la quantité de CO_2 produite après avoir consommé 40 litres d'essence :



Donc **2** moles de C_8H_{18}

produisent **16** moles de CO_2

Donc **2** x 114g = **228**g de C_8H_{18}

produisent **16** x 44 = **704**g de CO_2

Donc **30000**g de C_8H_{18}

produit **x** g de CO_2

Donc **x = 30000 x 704 ÷ 228 ≈ 92632 g ≈ 92,6 kg** de CO_2
Produit en croix

92,6 kg de CO_2 sont rejetés dans l'atmosphère après avoir consommé un plein d'essence de **40 l**.

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 $C_{7,25}H_{13}$. On prendra le cas d'une combustion complète.

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

La masse de 84 litres de gasoil est : $84 \times 840 = 70560g = 76,56 \text{ kg}$.

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



- Calculer la quantité de CO_2 produite après avoir consommé 84 litres de gasoil :



Donc 4 moles de $C_{7,25}H_{13}$

produisent 29 moles de CO_2

Donc $4 \times 100g = 400g$ de $C_{7,25}H_{13}$

produisent $29 \times 44 = 1276g$ de CO_2

Donc 70560g de $C_{7,25}H_{13}$

produit x g de CO_2

Donc $x = \frac{70560 \times 1276}{400} \approx 225086 \text{ g} \approx 225 \text{ kg de } CO_2$
 Produit en croix

225 kg de CO_2 sont rejetés dans l'atmosphère quand 84 litres de gasoil sont consommés par cet engin.