

Combustions et énergie

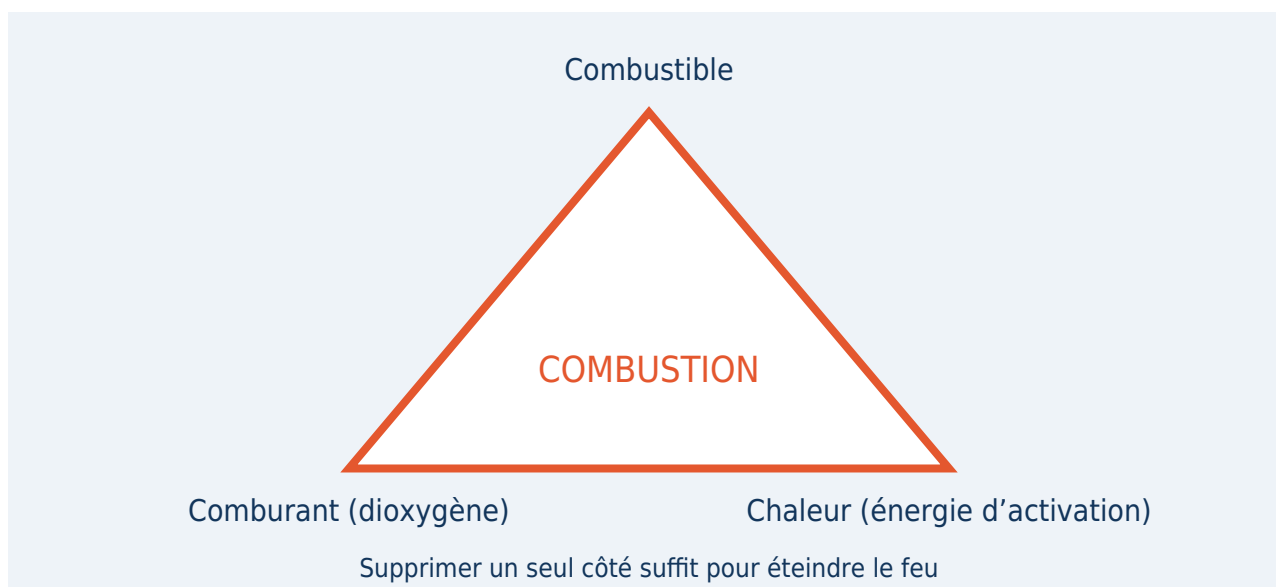
Cours de sciences physiques - niveau 1re

*Un feu de camp, la flamme bleue d'une gazinière, le moteur d'une voiture : partout, un combustible brûle et libère de la chaleur. En première spécialité, on ne se contente plus de constater. On écrit l'équation des **combustions**, on calcule les quantités consommées et on mesure l'**énergie** libérée par mole ou par kilogramme de combustible, pour comparer les carburants et évaluer leur impact sur le climat.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les combustions et l'énergie : ce que l'on observe

Une **combustion** est une transformation chimique entre un **combustible** (bois, gaz naturel, essence, éthanol, dihydrogène...) et un **comburant**, presque toujours le dioxygène O_2 de l'air. Elle libère de l'énergie sous forme de chaleur et de lumière. Pour démarrer et s'entretenir, elle exige trois éléments réunis : c'est le **triangle du feu**. Il suffit d'en supprimer un (couvrir la flamme, fermer l'arrivée de gaz, refroidir) pour éteindre le feu.



Le triangle du feu : combustible, comburant et énergie d'activation doivent être réunis.

DÉFINITION

Une **combustion** est une transformation chimique **exothermique** au cours de laquelle un combustible réagit avec un comburant. Du point de vue de l'oxydo-réduction, le combustible est le **réducteur** et le dioxygène l'**oxydant** : les atomes de carbone et

d'hydrogène du combustible sont oxydés.

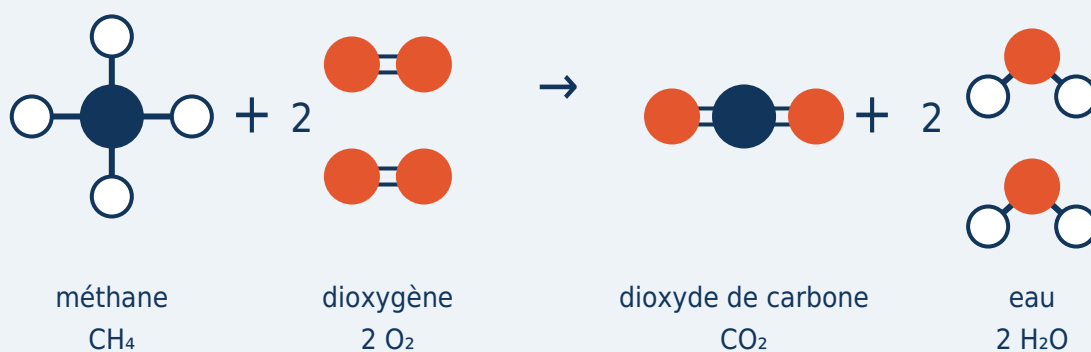
Écrire l'équation d'une combustion complète

Quand le dioxygène est en quantité suffisante, la combustion est **complète**. Un combustible formé de carbone, d'hydrogène (et éventuellement d'oxygène) donne uniquement du **dioxyde de carbone** CO_2 (il trouble l'eau de chaux) et de l'**eau** H_2O (elle bleuit le sulfate de cuivre anhydre). On ajuste les nombres stœchiométriques dans l'ordre : d'abord le carbone, puis l'hydrogène, enfin l'oxygène.

EXEMPLE

Combustion du propane C_3H_8 : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$. Vérification : 3 C de chaque côté ; 8 H = 4×2 ; 10 O = $3 \times 2 + 4$.

Combustible	Équation de combustion complète
Méthane CH_4	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Butane C_4H_{10}	$2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
Éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
Dihydrogène H_2	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Alcane $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (3n + 1)/2 \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + (n + 1) \text{H}_2\text{O}$



Bilan atomique : 1 C, 4 H et 4 O avant la réaction ; 1 C, 4 H et 4 O après. Les atomes se conservent, seuls les liaisons changent.

Quand le dioxygène manque, la combustion est **incomplète**. Elle produit du **monoxyde de carbone** CO , gaz toxique, inodore et incolore, et/ou du **carbone** C sous forme de suie : $2 \text{CH}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO} + 4 \text{H}_2\text{O}$ et $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C} + 2 \text{H}_2\text{O}$. Une flamme jaune et fuligineuse trahit des particules de carbone incandescentes. Une combustion incomplète libère aussi moins d'énergie.

Quantités de matière consommées et produites

Pour une équation $a A + b B \rightarrow c C + d D$, l'avancement ξ (en mol) relie les quantités : A et B disparaissent de $a \times \xi$ et $b \times \xi$, C et D apparaissent de $c \times \xi$ et $d \times \xi$. L'avancement maximal $\xi_{\max}$ est celui du réactif limitant. On passe de la masse à la quantité de matière par $n = m \div M$, et d'un gaz à son volume par $V = n \times V_m$ avec $V_m = 24 \text{ L/mol}$ (20°C , 1 bar).

APPLICATION NUMÉRIQUE

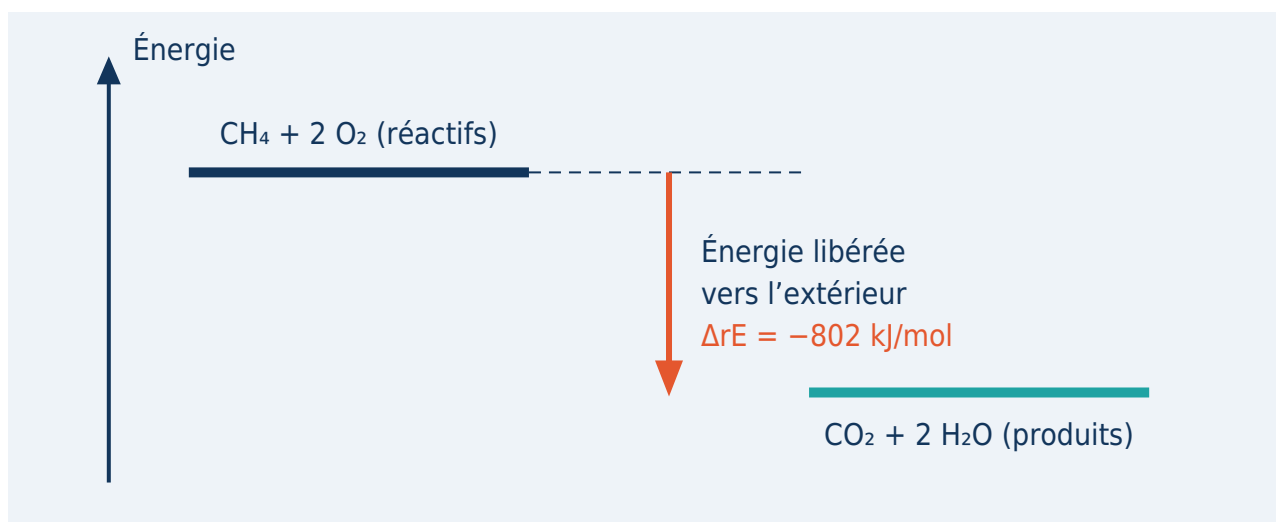
On brûle complètement 8,0 g de méthane ($M = 16,0 \text{ g/mol}$). $n(\text{CH}_4) = 8,0 \div 16,0 = 0,50 \text{ mol}$, donc $\xi_{\max} = 0,50 \text{ mol}$. Dioxygène consommé : $n = 2 \times 0,50 = 1,0 \text{ mol}$, soit $V = 1,0 \times 24 = 24 \text{ L}$, contenus dans environ $1,1 \times 10^2 \text{ L}$ d'air (21 % de dioxygène). CO_2 formé : 0,50 mol, soit $0,50 \times 44,0 = \mathbf{22 \text{ g}}$; eau formée : 1,0 mol, soit $\mathbf{18 \text{ g}}$. Contrôle de la masse : $8,0 + 32,0 = 40,0 \text{ g} = 22 + 18 \text{ g}$.

L'énergie libérée : énergie molaire de réaction

Une combustion est **exothermique** : le système chimique cède de l'énergie au milieu extérieur, essentiellement par transfert thermique. L'énergie du système diminue entre l'état initial (réactifs) et l'état final (produits).

DÉFINITION

L'**énergie molaire de réaction** $\Delta_r E$ est l'énergie échangée avec l'extérieur par mole d'avancement, à partir de l'équation écrite. Elle s'exprime en J/mol ou kJ/mol. Elle est **négative** pour une transformation qui libère de l'énergie, comme une combustion.



Au cours de la combustion du méthane, l'énergie du système diminue de 802 kJ par mole d'avancement.

FORMULE À RETENIR

$$E = \xi \times |\Delta_r E|$$

E : énergie libérée (kJ) ; ξ : avancement (mol) ; $|\Delta_r E|$: valeur absolue de l'énergie molaire de réaction (kJ/mol).

APPLICATION NUMÉRIQUE

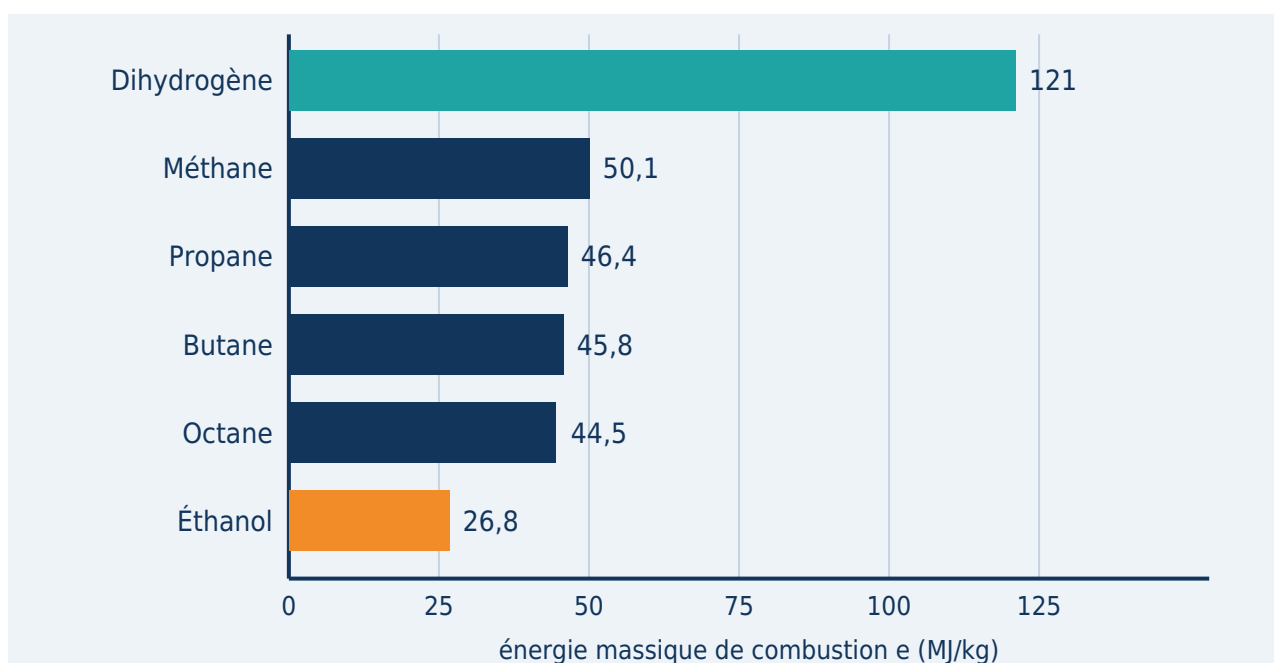
Les 8,0 g de méthane précédents correspondent à $\xi = 0,50$ mol et $|\Delta_r E| = 802$ kJ/mol : $E = 0,50 \times 802 = \mathbf{401 \text{ kJ}}$.

Énergie massique et comparaison des combustibles

Pour comparer des combustibles, on rapporte l'énergie libérée à la masse brûlée.

L'**énergie massique de combustion** vaut $e = E \div m = |\Delta_r E| \div M$. Avec $|\Delta_r E|$ en kJ/mol et M en g/mol, on obtient directement des kJ/g, c'est-à-dire des MJ/kg.

Combustible	M (g/mol)	$ \Delta_r E $ (kJ/mol)	e (MJ/kg)
Méthane CH ₄	16,0	802	50,1
Propane C ₃ H ₈	44,0	2 043	46,4
Butane C ₄ H ₁₀	58,0	2 657	45,8
Octane C ₈ H ₁₈	114,0	5 070	44,5
Éthanol C ₂ H ₅ OH	46,0	1 235	26,8
Dihydrogène H ₂	2,0	242	121



Énergie massique de combustion de quelques combustibles : le dihydrogène domine, l'éthanol (déjà oxygéné) est le plus faible.

APPLICATION NUMÉRIQUE

On veut chauffer 2,0 kg d'eau de 20 °C à 100 °C avec du butane. L'énergie utile est $Q = m \times c \times \Delta T = 2,0 \times 4,18 \times 80 \approx \mathbf{669 \text{ kJ}}$ ($c = 4,18$ kJ/(kg·K)). Si toute l'énergie était

transférée à l'eau : $m(\text{butane}) = 669 \div 45,8 \approx 14,6 \text{ g}$. Avec un rendement de 50 %, il faut libérer 1 338 kJ : $m \approx \mathbf{29 \text{ g}}$ de butane.

Combustions, dioxyde de carbone et climat

Chaque mole de carbone brûlée donne une mole de CO_2 , soit 44,0 g, un gaz à effet de serre. Pour comparer les combustibles, on rapporte la masse de CO_2 à l'énergie libérée : pour l'octane, $8 \times 44,0 \div 5,070 \text{ MJ} \approx \mathbf{69 \text{ g de CO}_2 \text{ par mégajoule}}$, contre 55 g pour le méthane, 65 g pour le propane et 71 g pour l'éthanol. Le méthane émet moins car sa molécule est riche en hydrogène, qui donne de l'eau et non du CO_2 . Le dihydrogène n'émet aucun CO_2 à la combustion, mais sa production demande de l'énergie. Les biocarburants rejettent du CO_2 que les plantes avaient absorbé par photosynthèse : leur bilan carbone est meilleur, sans être nul (culture, transport, transformation).

ERREUR FRÉQUENTE

Ne pas confondre **combustible** (ce qui brûle) et **comburant** (le dioxygène). Pour équilibrer, on ne change jamais une formule, seulement les nombres stœchiométriques. L'énergie molaire de réaction dépend de l'équation écrite : si on la multiplie par 2, $\Delta_r E$ double aussi. Enfin, attention aux unités : kJ/mol et J/mol, MJ/kg et kJ/g.

L'essentiel à retenir

- Une combustion associe un combustible et un comburant (O_2) ; elle est exothermique.
- Combustion complète d'un hydrocarbure : $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; incomplète : CO et/ou C, avec moins d'énergie libérée.
- Les quantités se calculent avec l'avancement : $n = m \div M$, $V = n \times V_m$.
- Énergie libérée : $E = \xi \times |\Delta_r E|$; $\Delta_r E < 0$ pour une combustion.
- Énergie massique : $e = |\Delta_r E| \div M$, en MJ/kg ; elle sert à comparer les combustibles.
- Le CO_2 émis par mégajoule dépend du combustible : le méthane émet moins que l'octane.