

Combustion du carbone et des hydrocarbures

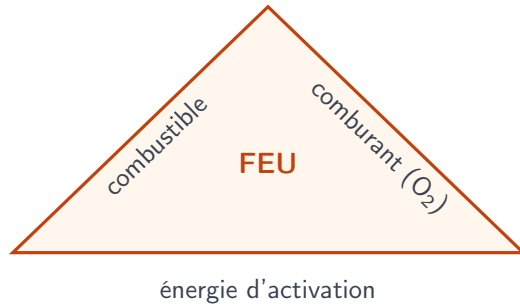
Chapitre 3 — Physique-chimie — Première Bac Pro

Naïm Azzouz

20 septembre 2026

- deux combustions : l'une **complète**, l'autre **incomplète**
- deux produits à **montrer**, pas seulement à nommer
- un gaz mortel qu'aucun sens ne détecte : le **monoxyde de carbone**
- et deux calculs : l'**énergie** libérée, la masse de CO_2

Les pouvoirs calorifiques et les masses molaires sont **toujours fournis**.



le comburant, c'est le **dioxygène** de l'air

cours p. 2

la couverture anti-feu retire le **comburant**

fermer l'arrivée d'air d'un poêle fait la même chose

Une combustion **libère de l'énergie thermique** : elle est **exothermique**.

le dioxygène est en **excès**

tout le **carbone** $\rightarrow$ CO_2 tout l'**hydrogène** $\rightarrow$ H_2O



le carbone ne contient **aucun** atome d'hydrogène

l'eau d'une combustion vient de l'**hydrogène du combustible**, pas de l'air

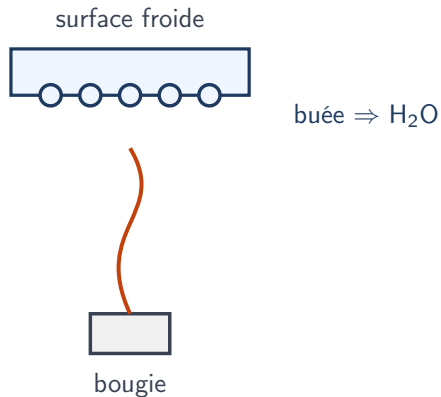
Le butane C_4H_{10} en donne. Le charbon de bois, non.

cours p. 3

on fait **barboter** les gaz recueillis dans de l'eau de chaux

limpide $\longrightarrow$ **trouble**

C'est la première capacité du programme : *réaliser* une combustion et *identifier* les produits.



au laboratoire : le **sulfate de cuivre anhydre** blanc qui **bleuit**

l'eau de chaux ne dit **rien** de l'eau

la buée ne dit **rien** du dioxyde de carbone

et aucun des deux ne prouve que la combustion est **complète** : l'incomplète
produit aussi du CO_2

le dioxygène **manque** : local mal ventilé, entrée d'air bouchée, brûleur encrassé

il se forme du **monoxyde de carbone** et de la **suie**



	Complète	Incomplète
Produits carbonés	CO ₂ seul	CO, suie
Dépôt	aucun	suie noire
Énergie libérée	maximale	réduite
Danger	effet de serre	mortel

La **suie** est le signe le plus sûr : elle se voit, et elle reste.

une flamme jaune est un *indice* de réglage, jamais une preuve

et le monoxyde de carbone est **incolore et inodore**

Ni l'œil ni le nez ne le détectent. Seul un appareil de mesure le dit.

il prend la place du dioxygène sur l'hémoglobine

le corps s'asphyxie **sans que rien n'alerte**

Maux de tête, vertiges, nausées : les symptômes ressemblent à une fatigue ordinaire, et la victime perd souvent la capacité de réagir avant de comprendre.

Prévenir

- ne **jamais** boucher une entrée d'air
- faire entretenir les appareils et les conduits
- installer, si nécessaire, un détecteur conforme

En cas de suspicion : aérer • arrêter l'appareil si c'est sans danger • évacuer • appeler le 15, le 18 ou le 112



les atomes se **conservent** : autant de chaque élément à gauche qu'à droite

Un **hydrocarbure** ne contient que du carbone et de l'hydrogène.



1. écrire les réactifs et les produits
2. ajuster le **carbone**
3. ajuster l'**hydrogène**
4. ajuster l'**oxygène** — en dernier

L'oxygène se répartit entre *deux* produits : c'est pour cela qu'il vient en dernier.

cours p. 7



oxygène des produits : $4 \times 2 + 5 = 13$, donc $\frac{13}{2} \text{ O}_2$



$\frac{13}{2}$ n'est pas une faute : c'est l'usage qui veut des nombres entiers

on multiplie alors **toute** l'équation par 2 — pas seulement le terme qui gêne

Et si le combustible contient déjà de l'oxygène — éthanol, cellulose — cet oxygène compte à **gauche**.

$$E = m \times \text{PC}$$

E en kJ

m en kilogrammes

PC en kJkg^{-1}

Le **pouvoir calorifique** est l'énergie libérée par un kilogramme de combustible.

cours p. 8

Bois sec	15 000
Méthane	50 000
Propane	46 300
Butane	45 700
Fioul	42 000

En kJkg^{-1} , **toujours fournies**. Vers les kWh : diviser par 3 600.

$$n = \frac{m}{M} \quad m = n \times M$$

la **mole** compte les molécules la **masse molaire** M est la masse d'une mole

$M(\text{H}) = 1$, $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{O}) = 16$, en g mol^{-1} — fournies.

1 kg de propane, c'est 1 000 g

$$n = \frac{1\,000}{44} \approx 22,7 \text{ mol} \quad \text{et non } \frac{1}{44}$$

kilogrammes pour le pouvoir calorifique, grammes pour la quantité de matière

cours p. 10

1. écrire l'équation **ajustée**
2. calculer les masses molaires utiles
3. $n = \frac{m}{M}$, en grammes
4. lire la **proportion** dans l'équation, puis $m = n \times M$

$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$: une mole de propane donne **trois** moles de CO_2

$$n = \frac{1\,000}{44} \approx 22,7 \quad \text{puis } 3 \times 22,7 \approx 68,1 \quad \text{puis } 68,1 \times 44 \approx 3\,000 \text{ g}$$

1 kg de propane $\longrightarrow$ environ 3 kg de CO_2

il donne le CO_2 rejeté à la **cheminée**, par kilogramme brûlé

il ne dit rien de l'**énergie utile** obtenue, ni du **bilan complet** d'une filière

Pour le bois, ce bilan dépend de la repousse de la forêt, de sa gestion et du transport.
Comparer deux combustibles sur ce seul calcul serait abusif.

complète : CO_2 et H_2O

incomplète : CO et **suie**

l'eau de chaux se **trouble**

la **buée** se dépose

$$E = m \times \text{PC}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

1. mon équation conserve-t-elle C, H et O ?
2. mes coefficients sont-ils entiers ?
3. masse en **kg** pour le pouvoir calorifique, en **g** pour la quantité de matière ?
4. ai-je employé le coefficient de l'équation ?
5. la masse de CO_2 est-elle plus *grande* que celle du combustible ?