

Version professeur

Physique-chimie – Première Bac Pro

Cours et applications

Chapitre 3

Combustion du carbone et des hydrocarbures

Édition : 20 septembre 2026 – Naïm Azzouz

Rappel de cours — Avant de commencer

Pour aborder ce chapitre, il faut savoir lire une formule chimique, compter des atomes, et calculer avec des puissances de dix. La calculatrice est autorisée. Les masses molaires et les pouvoirs calorifiques sont **toujours fournis** : rien n'est à apprendre par cœur.

Repères et ordre de travail

Les codes désignent les capacités du chapitre, pas des codes officiels.

Capacité et intitulé complet	Partie du cours	Page
C1 – Qu'est-ce qu'une combustion ?	§1	3 él. 2
C1 – La combustion complète et ses deux produits	§2	3 él. 2
C1 – Identifier les produits par l'expérience	§3	4 él. 3
C1 – La combustion incomplète	§4	5 él. 4
C5 – Le monoxyde de carbone	§5	6 él. 5
C2 – Écrire une équation de combustion	§6	7 él. 6
C2 – Ajuster une équation, en quatre étapes	§7	8 él. 7
C3 – L'énergie libérée par une combustion	§8	9 él. 8
C4 – Compter les molécules : mole et masse molaire	§9	10 él. 9
C4 – La masse de dioxyde de carbone dégagée	§10	11 él. 10

« él. » : page du cours élève de cette même édition.

Méthode — Mode d'emploi

Lire la notion et l'exemple résolu, puis chercher l'application avant de passer à la notion suivante. Le travail peut être accompagné en classe ou repris seul. Les corrections suivent les applications dans cette version.

Les parties se lisent dans l'ordre. Le §3 se fait **en salle de TP** : c'est la première capacité du programme,

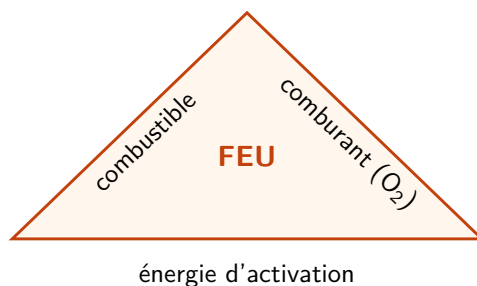
et elle se joue avec du matériel en main.

1 Qu'est-ce qu'une combustion ? (C1)

Définition — Combustion

Une **combustion** est une réaction chimique entre un **combustible** — bois, gaz, gazole, solvant — et un **comburant**, qui est le **dioxygène** O_2 de l'air.

Elle **libère de l'énergie thermique** : on dit qu'elle est **exothermique**.



Les trois côtés sont nécessaires. Retirer l'un des trois éteint le feu : c'est ce que fait une couverture anti-feu, qui prive la flamme de dioxygène.

Remarque — Pourquoi ce chapitre est au programme

À l'échelle du monde, l'énergie consommée provient encore très majoritairement de combustions. Les **moteurs thermiques** d'un utilitaire ou d'un engin de chantier convertissent en mouvement l'énergie libérée par la combustion du carburant — en en perdant une grande part sous forme de chaleur.

Application 1 – Éteindre un départ de feu

Un chiffon imbibé de vernis s'enflamme sur un établi.

- Nommer le combustible et le comburant.
- Un apprenti jette une couverture anti-feu dessus. Lequel des trois côtés du triangle retire-t-il ?
- Pourquoi ne jette-t-on pas d'eau sur un feu de solvant ?

Correction — Application 1

- Le combustible est le **vernis** (ses solvants) imbibant le chiffon ; le comburant est le **dioxygène** de l'air.
- Le **comburant** : la couverture isole la flamme de l'air, donc du dioxygène. C'est l'extinction par **étouffement**.
- Les solvants sont moins denses que l'eau et ne s'y mélangent pas : l'eau passe dessous, le solvant enflammé surnage et se répand. On emploie un extincteur adapté.
Conduite : montrer la couverture anti-feu de l'atelier. Le triangle devient évident dès qu'on a l'objet en main.

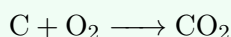
2 La combustion complète et ses deux produits (C1)

Définition — Combustion complète

Une combustion est **complète** lorsque le dioxygène est en **excès**. Alors :
tout le **carbone** du combustible donne du **dioxyde de carbone** CO_2 ;
tout l'**hydrogène** donne de l'**eau** H_2O .

Exemple — Le carbone seul

Le carbone ne contient **aucun** atome d'hydrogène : sa combustion ne produit **jamais** d'eau.

**Erreur fréquente — La couleur de la flamme ne prouve rien**

Une flamme bleue est un *indice* de bon réglage sur un brûleur à gaz, pas une preuve. Et le CO est **incolore et inodore** : ni l'œil ni le nez ne le détectent. Seul un appareil de mesure le dit.

Application 2 – Deux combustibles, deux produits

- Un menuisier brûle du charbon de bois, assimilé à du carbone pur, dans un brasero bien alimenté en air. Quels produits se forment ?
- Il allume ensuite un chalumeau au butane C_4H_{10} . Quels produits se forment cette fois ?
- D'où vient la différence ?

Correction — Application 2

- Uniquement du **dioxyde de carbone** CO_2 .
- Du **dioxyde de carbone** et de l'**eau** H_2O .
- Le butane contient des atomes d'**hydrogène**, le carbone pur n'en contient pas. L'eau provient de l'hydrogène du combustible.

Conduite : c'est le point qui se perd le plus vite. Faire entourer les H dans C_4H_{10} avant de répondre.

3 Identifier les produits par l'expérience (capacité du BO)

Le programme demande de **réaliser** une combustion et d'en **identifier les produits**. Affirmer qu'il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau ne suffit pas : il faut savoir le **montrer**.

Méthode — Reconnaître le dioxyde de carbone

On recueille les gaz de la combustion au-dessus de la flamme, puis on les fait barboter dans de l'**eau de chaux**, une solution limpide.

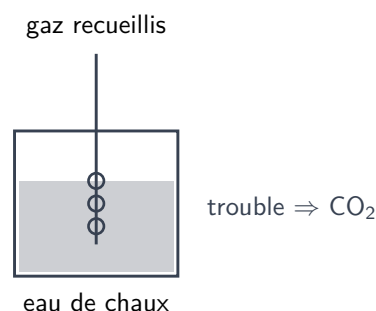
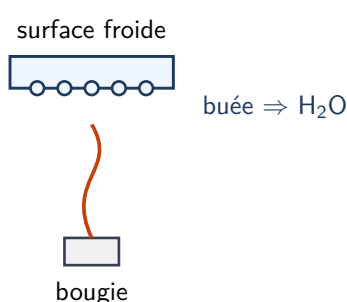
L'eau de chaux se trouble et blanchit : c'est du dioxyde de carbone.

Méthode — Reconnaître l'eau

On approche de la flamme une **surface froide** — un verre, une coupelle sortie du réfrigérateur.

De la buée s'y dépose : la vapeur d'eau produite s'y condense.

Au laboratoire, on peut confirmer avec du **sulfate de cuivre anhydre**, poudre blanche qui **bleuit** en présence d'eau.



À gauche, la buée révèle l'eau. À droite, l'eau de chaux troublée révèle le dioxyde de carbone. Deux produits, deux tests : l'un ne remplace pas l'autre.

Erreur fréquente — Un seul test ne prouve qu'un seul produit

L'eau de chaux ne dit **rien** de l'eau formée, et la buée ne dit **rien** du dioxyde de carbone. Pour conclure qu'une combustion d'hydrocarbure est complète, il faut les **deux** tests — et l'absence de suie.

Application 3 – Un protocole à compléter

Un binôme veut montrer que la combustion d'une bougie produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

- Quel test emploie-t-il pour le dioxyde de carbone ? Qu'observe-t-il ?
- Quel test emploie-t-il pour l'eau ? Qu'observe-t-il ?
- Le binôme conclut : « l'eau de chaux s'est troublée, donc la combustion produit du CO_2 et de l'eau. » Que répondre ?

Correction — Application 3

- Le test à l'**eau de chaux** : on y fait barboter les gaz recueillis au-dessus de la flamme. Elle se **trouble**.
- On approche une **surface froide** de la flamme : de la **buée** s'y dépose. Le sulfate de cuivre anhydre, qui bleuit, confirme.
- La conclusion va **trop loin**. L'eau de chaux troublée prouve seulement le dioxyde de carbone. L'eau demande son propre test : sans lui, elle n'est pas montrée, elle est supposée.
Conduite : la question **c.** est le cœur de la capacité. Une expérience prouve ce qu'elle mesure, et rien de plus. À réutiliser au TP.

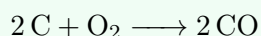
4 La combustion incomplète (C1)

Définition — Combustion incomplète

Une combustion est **incomplète** lorsque le dioxygène est **insuffisant** : local mal ventilé, entrée d'air bouchée, brûleur encrassé.

Il se forme alors du **monoxyde de carbone** CO , très toxique, et du **carbone** sous forme de **suie** noire — en plus d'un peu de CO_2 , et d'eau si le combustible contient de l'hydrogène.

Exemple — Le carbone en manque d'air



Deux atomes de carbone ne captent qu'un dioxygène : chacun ne reçoit qu'un atome d'oxygène au lieu de deux.

Proposition — Ce qui distingue les deux combustions

	Complète	Incomplète
Produits carbonés	CO_2 seul	CO , suie, un peu de CO_2
Dépôts	aucun	suie noire
Énergie libérée	maximale	réduite
Danger	CO_2 , gaz à effet de serre	CO , mortel

La **suie** est le signe le plus sûr, parce qu'elle se voit et qu'elle reste.

Application 4 – Le brûleur encrassé

Le brûleur à gaz d'une cabine de séchage laisse des dépôts noirs sur la paroi, et le menuisier trouve que la cabine chauffe moins bien qu'avant.

- De quel type de combustion s'agit-il ? Justifier par les deux indices donnés.
- Nommer le gaz dangereux qui se forme.
- Proposer deux causes possibles.

Correction — Application 4

- Une combustion **incomplète**. Deux indices concordants : les **dépôts noirs** sont de la suie, donc du carbone non brûlé ; et l'énergie libérée est **réduite**, ce qui explique que la cabine chauffe moins.
- Le **monoxyde de carbone** CO.
- Deux parmi : brûleur encrassé, entrée d'air obstruée, local insuffisamment ventilé, appareil mal réglé ou mal entretenu.

Conduite : insister sur « deux indices concordants ». Un seul signe ne suffirait pas à conclure.

5 Le monoxyde de carbone (C5)**Définition — Un gaz qu'aucun sens ne détecte**

Le **monoxyde de carbone** CO est **incolore**, **inodore** et **mortel**. Il se fixe sur l'hémoglobine du sang à la place du dioxygène : le corps s'asphyxie sans que rien n'alerte.

Erreur fréquente — Ce qu'il ne faut pas attendre

On ne sent pas le CO. On ne le voit pas. Les **symptômes** — maux de tête, vertiges, nausées — ressemblent à une fatigue ordinaire, et la victime perd souvent la capacité de réagir avant de comprendre.

Méthode — Prévenir, puis réagir

Prévenir : ne jamais boucher une entrée d'air ; faire entretenir appareils et conduits ; respecter la notice ; installer si nécessaire un détecteur conforme.

En cas de suspicion : aérer, arrêter l'appareil si cela peut se faire sans danger, évacuer le local, appeler les secours (15, 18 ou 112), et ne pas réintégrer avant l'avis d'un professionnel.

Application 5 – Un chauffage d'appoint dans un local fermé

En hiver, un apprenti installe un chauffage d'appoint au gaz dans une réserve fermée où sont stockés des pots de vernis, et il calfeutre la porte pour garder la chaleur.

- Citer deux risques distincts créés par cette installation.
- Pourquoi le calfeutrage aggrave-t-il le second risque ?
- Que faut-il faire si l'apprenti ressort avec des maux de tête et des vertiges ?

Correction — Application 5

a. 1. Les vapeurs de vernis sont **inflammables** : au contact d'une flamme, risque d'incendie ou d'explosion. **2.** La combustion consomme le dioxygène du local : elle devient **incomplète** et produit du **monoxyde de carbone**.

b. Le calfeutrage empêche l'air neuf d'entrer. Le dioxygène s'appauvrit, la combustion s'incomplète, et le CO s'accumule sans pouvoir s'évacuer.

c. Ce sont des **symptômes d'intoxication**. Aérer, arrêter l'appareil si possible sans danger, évacuer, appeler les secours, et ne pas y retourner avant l'avis d'un professionnel.

Conduite : c'est l'application du domaine transversal **Sécurité**. Les deux risques du **a.** sont de natures différentes : l'un est immédiat, l'autre silencieux.

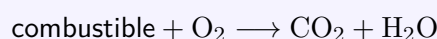
6 Écrire une équation de combustion (C2)**Définition — Hydrocarbure**

Un **hydrocarbure** est une molécule formée uniquement d'atomes de **carbone** et d'**hydrogène**.

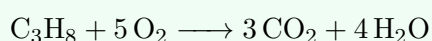
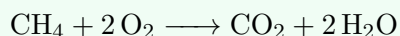
Méthane CH₄, propane C₃H₈, butane C₄H₁₀.

Proposition — Ce qu'une équation doit respecter

Une équation de combustion complète s'écrit toujours



et les atomes se **conservent** : autant d'atomes de chaque élément à gauche qu'à droite. Rien ne se perd, rien ne se crée.

Exemple — Trois équations à savoir lire

Application 6 – Vérifier une équation

Un élève propose : $\text{C}_3\text{H}_8 + 4 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.

- Compter les atomes de carbone de chaque côté.
- Compter les atomes d'hydrogène de chaque côté.
- Compter les atomes d'oxygène de chaque côté. L'équation est-elle juste ?

Correction — Application 6

- Carbone : 3 à gauche, 3 à droite. ✓
- Hydrogène : 8 à gauche, $4 \times 2 = 8$ à droite. ✓
- Oxygène : $4 \times 2 = 8$ à gauche ; à droite $3 \times 2 + 4 \times 1 = 10$. $8 \neq 10$: l'équation est **fausse**. Il faut 5 O_2 , qui donnent 10 atomes d'oxygène.

Conduite : faire toujours compter dans l'ordre C, H, puis O. L'oxygène est le seul qui se répartit entre deux produits : il se vérifie en dernier.

7 Ajuster une équation, en quatre étapes (C2)**Méthode — La méthode**

- Écrire les réactifs et les produits : combustible + $\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- Ajuster le **carbone** : le coefficient de CO_2 est le nombre de C du combustible.
- Ajuster l'**hydrogène** : le coefficient de H_2O est la moitié du nombre de H.
- Ajuster l'**oxygène** en dernier : compter tous les O des produits, puis en déduire le coefficient de O_2 .

Exemple — Le butane C_4H_{10}

- $4 \text{C} \rightarrow 4 \text{CO}_2$. 3. $10 \text{H} \rightarrow 5 \text{H}_2\text{O}$.
 - Oxygène des produits : $4 \times 2 + 5 = 13$. Il faut donc $\frac{13}{2} \text{O}_2$.
- On multiplie tout par 2 pour n'avoir que des nombres entiers :

**Erreur fréquente — Un demi-coefficient n'est pas une faute, mais il se supprime**

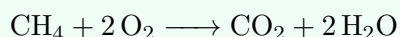
$\frac{13}{2} \text{O}_2$ est chimiquement correct. L'usage veut des **coefficients entiers** : on multiplie alors *toute* l'équation par 2 — pas seulement le terme fautif.

Application 7 – Deux ajustements

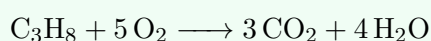
- a. Ajuster la combustion complète du méthane CH_4 .
 b. Ajuster la combustion complète du propane C_3H_8 , en détaillant les quatre étapes.

Correction — Application 7

- a. $1 \text{ C} \rightarrow \text{CO}_2$; $4 \text{ H} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$; oxygène des produits : $2 + 2 = 4$, donc 2 O_2 .



- b. $3 \text{ C} \rightarrow 3 \text{ CO}_2$; $8 \text{ H} \rightarrow 4 \text{ H}_2\text{O}$; oxygène des produits : $3 \times 2 + 4 = 10$, donc 5 O_2 .



Conduite : exiger la vérification finale des trois éléments. Elle prend dix secondes et rattrape la plupart des erreurs.

8 L'énergie libérée par une combustion (C3)**Définition — Pouvoir calorifique**

Le **pouvoir calorifique** d'un combustible est l'énergie libérée par la combustion complète d'un **kilogramme** de ce combustible, en kJ/kg.

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

E en kJ, m en kg, PC en kJ/kg.

Proposition — Valeurs fournies

Combustible	Formule	PC (kJ/kg)
Bois sec	—	15 000
Méthane	CH_4	50 000
Propane	C_3H_8	46 300
Butane	C_4H_{10}	45 700
Fioul	—	42 000

Ces valeurs sont **données** en évaluation : elles ne s'apprennent pas.

Exemple — Huit kilos de chutes de bois

$$E = 8 \times 15\,000 = 120\,000 \text{ kJ} = 120 \text{ MJ}$$

En kilowattheures : $120\,000 \div 3\,600 \approx 33,3 \text{ kWh}$.

Erreur fréquente — La masse se compte en kilogrammes

Une masse en grammes donne un résultat mille fois trop grand. 500 g de granulés, c'est 0,5 kg.

Application 8 – Une bouteille de propane

Un menuisier vide une bouteille de 13 kg de propane pour chauffer son atelier. On donne $PC = 46\,300 \text{ kJ/kg}$.

- Calculer l'énergie libérée, en kJ puis en MJ.
- Convertir en kilowattheures, sachant que $1 \text{ kWh} = 3\,600 \text{ kJ}$.
- Avec 2,5 kg de granulés de bois ($PC = 17\,300 \text{ kJ/kg}$), obtiendrait-on davantage ?

Correction — Application 8

- $E = 13 \times 46\,300 = 601\,900 \text{ kJ}$, soit environ 602 MJ.
- $601\,900 \div 3\,600 \approx 167 \text{ kWh}$.
- $E = 2,5 \times 17\,300 = 43\,250 \text{ kJ}$, soit environ 43 MJ — près de quatorze fois moins. **Non**, et pour deux raisons cumulées : la masse est cinq fois plus petite, et le pouvoir calorifique près de trois fois plus faible.

Conduite : au c., faire nommer les *deux* causes. Les élèves n'en citent qu'une.

9 Compter les molécules : mole et masse molaire (C4)

Une masse de combustible ne dit pas combien de molécules réagissent. Pour aller de la masse brûlée à la masse de dioxyde de carbone produite, il faut d'abord **compter les molécules**.

Définition — Mole et masse molaire

La **mole** (mol) est l'unité de **quantité de matière**, notée n : un paquet toujours identique de $6,02 \times 10^{23}$ entités.

La **masse molaire** M est la masse d'une mole, en g/mol. Celle d'une molécule est la somme de celles de ses atomes.

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

n en mol, m en **grammes**, M en g/mol.

Proposition — Masses molaires atomiques, fournies

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol} \quad M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$$

Exemple — Deux masses molaires

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ g/mol}$$

Erreur fréquente — Dans $n = m/M$, la masse est en grammes

Le kilogramme convient pour le pouvoir calorifique, pas ici. 1 kg de propane, c'est 1 000 g, donc $n = 1\,000 \div 44$ et non $1 \div 44$.

Application 9 – Trois calculs de comptage

- Calculer la masse molaire du méthane CH₄.
- Calculer la masse molaire de l'eau H₂O.
- Quelle quantité de matière représentent 1 kg de méthane ?

Correction — Application 9

- $M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g/mol}$.
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.
- 1 kg = 1 000 g, donc $n = \frac{1\,000}{16} = 62,5 \text{ mol}$.

Conduite : la conversion du **c.** est l'erreur numéro un du chapitre. La faire écrire avant le quotient.

10 La masse de dioxyde de carbone dégagée (C4)**Méthode — En quatre gestes**

- Écrire l'équation **ajustée** de la combustion.
- Calculer les masses molaires utiles.
- Convertir la masse brûlée en quantité de matière : $n = \frac{m}{M}$, en grammes.
- Lire les **proportions** dans l'équation, puis revenir à une masse : $m = n \times M$.

Exemple — Un kilogramme de propane

Équation : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$. Une mole de propane donne **trois** moles de CO₂.

$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g/mol}$ et $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{1\,000}{44} \approx 22,7 \text{ mol, donc } n(\text{CO}_2) = 3 \times 22,7 = 68,1 \text{ mol.}$$

$$m(\text{CO}_2) = 68,1 \times 44 \approx 3\,000 \text{ g} = 3,0 \text{ kg.}$$

Erreur fréquente — Le coefficient de l'équation ne se saute pas

Sans le facteur 3, on trouverait 1 kg de CO₂ au lieu de 3. Une molécule de propane porte *trois* atomes de carbone : elle donne trois molécules de dioxyde de carbone.

Remarque — Pourquoi le CO₂ compte

Le dioxyde de carbone est un **gaz à effet de serre**. Sa concentration dans l'atmosphère est passée d'environ 280 ppm avant 1800 à plus de 420 ppm au début des années 2020 : cette augmentation **accentue le réchauffement climatique**.

Erreur fréquente — Ce que ce calcul ne dit pas

Il donne le CO₂ rejeté **à la cheminée**, par kilogramme brûlé. Il ne compare ni l'énergie utile obtenue, ni le bilan complet d'une filière — pour le bois, celui-ci dépend de la repousse de la forêt, de sa gestion et du transport. Comparer deux combustibles sur ce seul calcul serait abusif.

Application 10 – Le méthane du chauffage

Un chauffage au gaz de ville brûle 1 kg de méthane. On donne $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$ et $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$.

- Calculer la quantité de matière de méthane brûlée.
- En déduire celle de dioxyde de carbone formée.
- Calculer la masse de dioxyde de carbone, en grammes puis en kilogrammes.

Correction — Application 10

a. $n(\text{CH}_4) = \frac{1\,000}{16} = 62,5 \text{ mol}$.

b. L'équation donne **1 mole** de CO_2 par mole de méthane, donc $n(\text{CO}_2) = 62,5 \text{ mol}$.

c. $m(\text{CO}_2) = 62,5 \times 44 = 2\,750 \text{ g} = 2,75 \text{ kg}$.

Conduite : comparer au propane du §10 : 3 kg contre 2,75 kg par kilogramme brûlé. Et rappeler que le méthane libère aussi plus d'énergie — d'où l'intérêt de rapporter le CO_2 à l'énergie produite, et non à la masse.

Bilan – Je sais faire**À retenir****Les deux combustions**

Complète : CO_2 et H_2O . Incomplète : CO et suie.

Les deux tests : l'eau de chaux se **trouble** pour le CO_2 ; la **buée** sur une surface froide pour l'eau.

Les deux calculs

$$E = m \times \text{PC} \qquad n = \frac{m}{M}$$

Méthode — Vérifier sa réponse

- Mon équation conserve-t-elle C, H et O ?
- Mes coefficients sont-ils entiers ?
- Ma masse est-elle en **kilogrammes** pour le pouvoir calorifique, en **grammes** pour la quantité de matière ?
- Ai-je employé le coefficient de l'équation pour passer au CO_2 ?
- L'ordre de grandeur est-il plausible ?

Remarque — Ce que ce chapitre ne demande pas

Ni le **volume molaire** et les calculs de volumes gazeux, ni le **rendement** d'une chaudière, ni les **transferts thermiques** — conduction, convection, rayonnement — qui font l'objet d'un autre module. Les **pouvoirs calorifiques** et les **masses molaires** sont fournis : leur mémorisation n'est pas exigible.