



Extrait du programme

Partie : Constitution et transformations de la matière.

Sous-Partie : Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques.

Chapitre : Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Combustibles organiques usuels. Modélisation d'une combustion par une réaction d'oxydoréduction. Énergie molaire de réaction, pouvoir calorifique massique, énergie libérée lors d'une combustion. Interprétation microscopique en phase gazeuse : modification des structures moléculaires, énergie de liaison. Combustions et enjeux de société.	Citer des exemples de combustibles usuels. Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool. Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons. <i>Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.</i> Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés. Citer des axes d'étude actuels d'applications s'inscrivant dans une perspective de développement durable. Enjeux liés au CO ₂ .

1 Réaction de combustion

1.1 Définition

Une réaction de combustion est une réaction d'oxydoréduction entre un **combustible** qui est oxydé et un **comburant** qui est réduit.

Dans les combustions usuelles, le comburant est le dioxygène O₂.

Les combustibles organiques peuvent être :

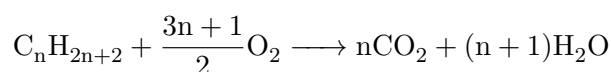
- des **combustibles fossiles** : charbon, pétrole, gaz naturel (méthane, propane...)
- des **agrocombustibles** : produits à partir de la biomasse (ester méthylique de colza, agrométhane...)

1.2 Équation de réaction

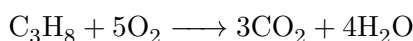
Une combustion *complète* produit du dioxyde de carbone CO₂ et de l'eau.

Une combustion *incomplète* produit du monoxyde de carbone CO à la place du CO₂.

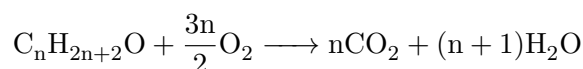
- **Combustion complète d'un alcane C_nH_{2n+2}** :



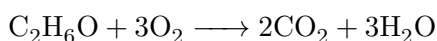
Exemple avec du propane C₃H₈ :



- **Combustion complète d'un alcool C_nH_{2n+2}O** :

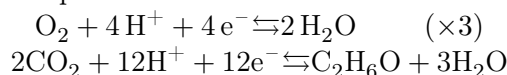


Exemple avec de l'éthanol C₂H₆O :





Remarque : on pourrait écrire les demi-équations électroniques des couples O_2/H_2O et CO_2/C_2H_6O pour retrouver l'équation bilan précédente :



2 Énergie libérée lors d'une combustion

Une combustion est une réaction **exothermique** qui libère de l'énergie.

Remarque : le système chimique perd donc de l'énergie au cours de la réaction ; l'énergie de réaction de combustion E_{comb} est donc une grandeur négative.

Cette énergie résulte du bilan entre l'énergie à fournir au système chimique constitué des réactifs pour rompre chacune des liaisons covalentes entre les atomes, et l'énergie récupérée lors de la formation de nouvelles liaisons covalentes en formant les produits.

L'énergie de liaison est l'énergie à fournir pour rompre une mole d'une liaison donnée A–B en phase gazeuse et obtenir les atomes A et B isolés à l'état gazeux (grandeur positive, exprimée en $kJ \cdot mol^{-1}$).

La connaissance des énergies de liaison E_ℓ permet donc de prévoir l'énergie de réaction d'une combustion. On détermine en général l'énergie molaire de combustion E_{comb} qui est l'énergie de réaction pour **une** mole de combustible.

$$E_{comb} = \Sigma E_\ell(\text{réactifs}) - \Sigma E_\ell(\text{produits})$$

Exemple : combustion du méthane : $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

Il faut briser 4 liaisons C–H et 2 liaisons O=O pour former 2 liaisons C=O et 4 liaisons O–H.

Données des énergies de liaisons :

liaison	E_ℓ ($kJ \cdot mol^{-1}$)
C–H	413
O=O	496
C=O	796
O–H	463

$$E_{comb} = (4E_\ell(C-H) + 2E_\ell(O=O)) - (2E_\ell(C=O) + 4E_\ell(O-H))$$

$$E_{comb} = (4 \times 413 + 2 \times 496) - (2 \times 796 + 4 \times 463)$$

$$E_{comb} = 2644 - 3444 = -800 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

L'énergie libérée, comptée positivement, est l'opposé de cette énergie de réaction.

Le **pouvoir calorifique** PC d'un combustible est l'énergie libérée lors de la combustion d'un kg de combustible.

$$PC = \frac{E_{liberee}}{m} = -\frac{nE_{comb}}{m} = -\frac{E_{comb}}{M}$$

(n , m et M sont la quantité de matière, la masse et la masse molaire du combustible).

Remarque : le **tep** est la tonne équivalent pétrole : c'est l'énergie libérée par une tonne de pétrole. Le pouvoir calorifique moyen du pétrole étant $PC = 4,2 \cdot 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$, une tep vaut :

$$1 \text{ tep} = m \times PC = 10^3 \times 4,2 \cdot 10^4 = 4,2 \cdot 10^7 \text{ kJ} = 42 \text{ GJ}$$



3 Combustion et enjeux de société

Les combustions permettent de fournir l'**énergie nécessaire au transport, chauffage...** L'essentiel du combustible utilisé est d'origine fossile et son exploitation intensive tarit les réserves.

Les combustions **produisent du dioxyde de carbone, un des gaz à effet de serre** responsables du réchauffement de la planète. Certains hydrocarbures contiennent des impuretés dont la combustion produit aussi des particules fines et des gaz nocifs NO_x et SO_x . Ces derniers peuvent provoquer des pluies acides. Les véhicules actuels utilisent des catalyseurs et des filtres à particules pour réduire les rejets.

Pour éviter de puiser dans les ressources fossiles, **on cherche des alternatives renouvelables**. On peut les classer en trois familles :

- Utilisation d'**agrocarburants** en additifs (biocarburants), qui a pour inconvénients de mobiliser des terres habituellement utilisées pour produire de la nourriture, et de provoquer la déforestation.
- Valorisation de la **biomasse**, en brûlant les déchets végétaux ou en les transformant en carburants de synthèse.
- **Utilisation de microalgues ou de bactéries spécialisées** dans la production de matière combustible, avec un excellent rendement.