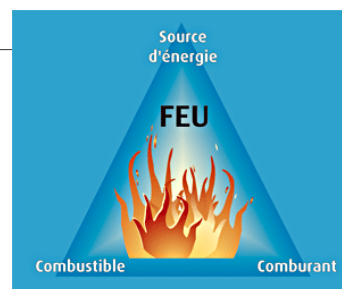


Objectifs

- 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.
- Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés.

1. Le triangle du feu

- Au cours d'une combustion, un combustible réagit avec un comburant, le dioxygène O_2 .
- Une réaction de combustion ne peut se produire que 'il y a un comburant, un combustible et une énergie d'activation sous forme de chaleur. C'est le triangle du feu.

**2. La combustion, une transformation exothermique**

- La combustion est une réaction chimique qui libère de l'énergie thermique : on dit que la réaction est exothermique (cf. § 5)
- ↳ On peut brûler des solides (charbon, bois, fer, etc. ...) des liquides (essence, fioul, etc. ...) des gaz (méthane, butane, etc. ...)

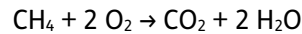
3. Écrire une équation de combustion

- La combustion complète d'une espèce organique forme du dioxyde de carbone et de l'eau.
- Les équations de combustion s'équilibrent de manière systématique dans l'ordre suivant :
 - ↳ Atomes de carbone : décompter dans les réactifs → équilibrer avec le dioxyde de carbone.
 - ↳ Atomes d'hydrogène : décompter dans les réactifs → équilibrer avec l'eau.
 - ↳ Atomes d'oxygène : décompter dans les produits → équilibrer avec le dioxygène.
- Ainsi dans le cas d'un alcane : $C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} O_2 \rightarrow n CO_2 + (n+1) H_2O$
- Dans le cas d'un alcool : $C_nH_{2n+2}O + \frac{3n}{2} O_2 \rightarrow n CO_2 + (n+1) H_2O$
- Dans le cas où le dioxygène est en défaut, la combustion incomplète se caractérise par une flamme jaune. Il se forme alors du carbone C et du monoxyde de carbone CO en plus du dioxyde de carbone et de l'eau.

Trois équations bilan sont alors nécessaires : l'une qui fait intervenir du CO_2 , la suivante du CO et enfin la dernière qui produit du C.

4. Système étudié lors d'une transformation chimique

On souhaite étudier la combustion du méthane d'un point de vue énergétique.



- Le système chimique est constitué par le milieu réactionnel, c'est-à-dire l'ensemble des réactifs et des produits de la transformation, ici : $\{ \text{CH}_4, \text{O}_2, \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} \}$

Étroitement imbriqué avec les molécules de l'air ambiant, ce système n'est pas isolé.

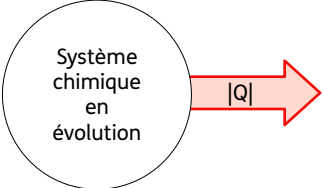
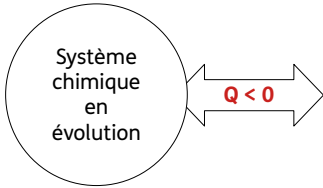
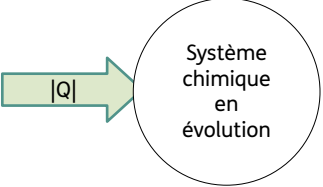
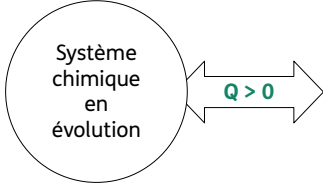
5. Échange d'énergie lors d'une transformation chimique | Échelle macroscopique

- La réaction de combustion réchauffe le milieu extérieur. Elle échange de l'énergie thermique avec le milieu extérieur.

Le système évolue entre un état initial où les réactifs possèdent plus d'énergie chimique, vers un état final où les produits possèdent moins d'énergie chimique.

- Lorsque le système chimique perd de l'énergie au cours de la transformation, la variation d'énergie du système est négative et la réaction, qui libère de la chaleur, est dite exothermique.

$$Q = \Delta E_{\text{ch}} = E_{\text{ch,final}} - E_{\text{ch,initial}} < 0$$

Transformation	L'énergie du système	Le système chimique en évolution		La transformation est
Chimique : Combustion Physique : Condensation, Liquéfaction, Solidification	diminue	libère de l'énergie thermique $ Q $ 	échange de l'énergie thermique Q , où $Q < 0$ 	exothermique
Physique : Fusion, Vaporisation, Sublimation	augmente	reçoit de l'énergie thermique $ Q $ 	échange de l'énergie thermique Q , où $Q > 0$ 	endothermique

Une réaction de combustion est une réaction exothermique. Elle échange avec le milieu extérieur une énergie thermique Q où $Q < 0$.

Cette énergie thermique correspond à la variation d'énergie chimique du système chimique lors de la combustion.

$$Q = \Delta E_{\text{ch}} = E_{\text{ch,final}} - E_{\text{ch,initial}}$$

- On définit également :

Le pouvoir calorifique d'un combustible est l'énergie thermique libérée par unité de masse de combustible brûlé : $PC = \frac{|Q|}{m}$. Il s'exprime en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$.

6. Échange d'énergie lors d'une transformation chimique | Échelle microscopique

- En passant de l'état initial à l'état final, les liaisons entre les atomes des molécules de réactifs sont rompues et les liaisons entre les atomes des molécules de produits sont formées.
- Pour le système chimique :
 - ↳ briser une liaison nécessite de **recevoir** de l'énergie
 - ↳ former une liaison **libère** de l'énergie.

| L'énergie chimique d'un système est due aux liaisons entre les atomes de ses molécules.

- L'énergie échangée avec le milieu extérieur est due à la différence d'énergie entre les liaisons mises en jeu dans les réactifs et dans les produits.

7. Comment calculer l'énergie de combustion ?

- Les énergies des liaisons chimiques sont tabulées (On les trouve dans des tables)

Le système étudié étant une mole de molécules A-B, l'énergie de liaison d'une liaison covalente est l'énergie que doit échanger le système pour rompre toutes les liaisons A-B et obtenir les atomes A et B isolés à l'état gazeux.

L'énergie de liaison est donc définie comme positive.

Liaison	Énergie de liaison E_l (kJ·mol ⁻¹)
C—H	413
C—C	348
C—O	360
O=O	496
O—H	463
C=O	804
C=O dans CO ₂	796

- Lors d'une transformation chimique, les liaisons entre les atomes des molécules de réactifs sont rompues et les liaisons entre les atomes des molécules de produits sont formées.

↳ Pour rompre les liaisons, le système reçoit l'énergie égale à la somme des énergies de liaisons de toutes les liaisons rompues.

↳ Pour former les liaisons, le système libère l'énergie égale à la somme des énergies de liaisons de toutes les liaisons formées.

L'énergie échangée par un système chimique lors d'une réaction de combustion est :

$$E_{\text{comb}} = \left[\text{somme des énergies de liaisons rompues} \right] - \left[\text{somme des énergies de liaisons formées} \right]$$

