



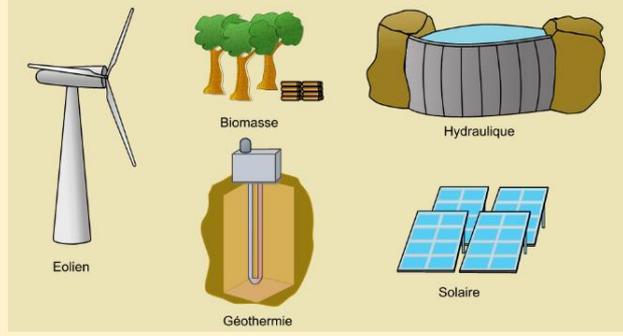
Chapitre 10 : Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique.

I. Combustibles organiques usuels.

- Citer des exemples de combustibles usuels.

Le briquet	La gazinière alimentée par une bouteille de gaz	La bougie
		
Le combustible usuel est du butane (C ₄ H ₁₀).		Le combustible principal est la stéarine (C ₅₇ H ₁₁₀ O ₆).

Le barbecue à gaz	La flamme du soldat inconnu	Le brûleur d'un réchaud à fondue
		
Le combustible usuel est le propane (C ₃ H ₈).	Le combustible est le gaz naturel, mélange d'hydrocarbures composé à 95 % de méthane (CH ₄).	Le combustible est de l'éthanol (C ₂ H ₆ O).

Ressources renouvelables (végétaux, déchets organiques) : ces combustibles se forment rapidement à l'échelle d'une vie humaine.	Ressources non renouvelables (charbon, pétrole, etc.) : ces combustibles ne se reforment pas ou lentement à l'échelle d'une vie humaine.
	<p>Ressources énergétiques non renouvelables</p> <p>Combustibles fossiles : Charbon Gaz naturel Pétrole</p> <p>Combustible fissile : Uranium 235</p> 

II. Modélisation d'une combustion par une réaction d'oxydoréduction.

- Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.

1) L'équation de combustion.

L'équation d'une combustion complète fait intervenir un **combustible** (éthanol, alcane, etc.) avec un **comburant** comme le **dioxygène O₂**. Cette réaction produit du **dioxyde de carbone CO₂** et en général de **l'eau H₂O** (sauf dans le cas du charbon).

L'octane est un composant de l'essence et sa combustion a lieu à l'intérieur du moteur de nombreuses voitures. La réaction suivante correspond à la combustion de l'octane, un hydrocarbure.

Comment ajuster l'équation de réaction ?

Combustion : réaction avec le dioxygène donnant de l'eau et du dioxyde de carbone :

	$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O$
Il y a 8 carbones	$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8 CO_{2(g)} + H_2O$
Il y a 18 hydrogènes	$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8 CO_{2(g)} + 9 H_2O$
Il y a à droite 25 oxygènes donc 12,5 dioxygènes	$C_8H_{18} + 12,5 O_2 \rightarrow 8 CO_{2(g)} + 9 H_2O$
On multiplie tous les coefficients par deux pour avoir des nombres entiers.	$2 C_8H_{18} + 25 O_2 \rightarrow 16 CO_{2(g)} + 18 H_2O$

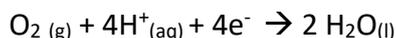
2) Oxydo-réduction.

Ces réactions peuvent être modélisées par une réaction d'oxydoréduction entre les couples oxydant/réducteur : $\text{CO}_2/\text{combustible}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.

Équations de réduction et d'oxydation

Réduction	$\text{Ox} + n. e^- \rightarrow$	Red
Oxydation	Red $\rightarrow m. e^- + \text{Ox}$	

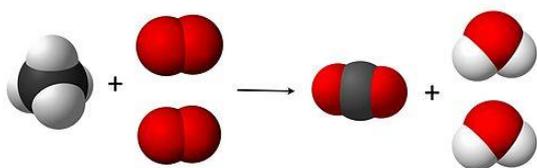
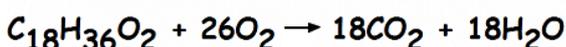
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ la demi-équation est :



$\text{CO}_2/\text{combustible}$ la demi-équation est :



On ajuste en ajoutant des H^+ s'il manque de l'hydrogène et de l'eau s'il manque de l'oxygène.



III. Comment calculer l'énergie libérée lors d'une combustion ?

- Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.
- Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible

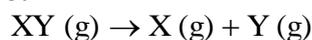
1) Énergie de liaison.

a) Définition.

Une molécule possède une énergie inférieure à celle des atomes qui le compose, cette différence d'énergie est appelée énergie de liaison.

On définit l'énergie de liaison, d'une liaison X-Y, comme l'énergie à fournir pour rompre cette liaison chimique entre les deux atomes X et Y.

Les tables donnent toujours E_{X-Y} l'énergie nécessaire pour rompre une mole de liaisons quand les réactifs et les produits sont gazeux :



L'énergie de liaison est toujours positive car la molécule est plus stable que l'ensemble des atomes isolés qui la constituent. Il faut donc fournir de l'énergie à la molécule pour la dissocier.

Doc. 4 Énergies moyennes de liaison

Liaison	Énergie de liaison ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
O - H	459
O = O	494
O - O	142
C = C	602
C - O	358
C = O	749
C = O*	795
C - C	346
C - H	411
C - N	305
C = N	615
N - H	386
H - H	432

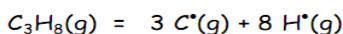
C = O* liaisons dans CO_2 .

b) Cas des molécules polyatomiques.

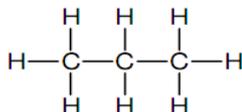
La dissociation de molécules.

L'énergie nécessaire à la dissociation d'une molécule est égale à la somme des énergies nécessaires pour rompre chacune des liaisons de cette molécule. On appelle cela l'énergie molaire de dissociation E_d .

Exemple :



formule développée du propane :



Il faut rompre deux liaisons C - C et huit liaisons C - H

$$\text{Donc } E_d(C_3H_8) = 2 \times E_l(C-C) + 8 \times E_l(C-H) = 2 \times 346 + 8 \times 411 = 3,98 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$$

La formation de molécules.

L'énergie nécessaire à la formation d'une molécule est égale à la somme des énergies nécessaires pour former chacune des liaisons de cette molécule. On appelle cela l'énergie molaire de formation E_f .

On part de 3 atomes de carbone et huit hydrogènes pour former du propane :

$$E_f = 2 \times E_l(C-C) + 8 \times E_l(C-H) = 2 \times 346 + 8 \times 411 = 3,98 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$$

2) Énergie molaire de réaction

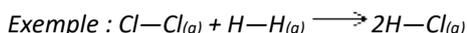
L'énergie de réaction est définie comme la variation d'énergie chimique qui accompagne la transformation d'un système siège d'une réaction chimique (toutes les espèces sont à l'état gazeux).

On appelle « énergie molaire de réaction » l'énergie libérée par une mole de réactif.

L'énergie molaire d'une réaction chimique est égale à la différence entre l'énergie de dissociation des réactifs et l'énergie de formation des produits : $E_r = E_d - E_f$.

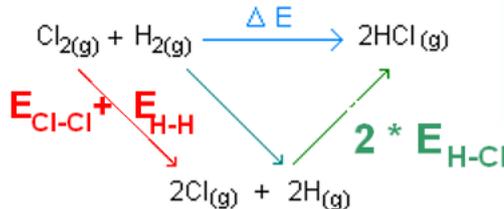
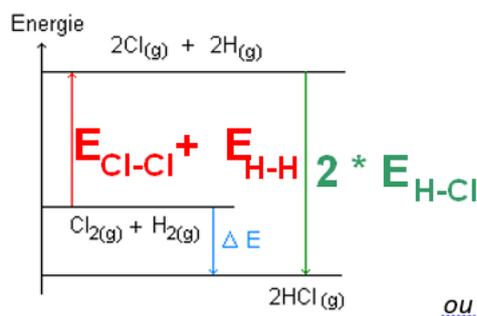
L'énergie libérée lors de cette réaction est proportionnelle à la quantité de matière de combustible brûlé : $E = n \cdot E_r$.

On part des réactifs dont on va calculer l'énergie nécessaire pour dissocier toutes les liaisons puis on arrive à partir des atomes que l'on va associer pour former les produits.



Pour passer des réactifs au produit, il faut rompre des liaisons Cl-Cl et H-H et des liaisons H-Cl s'établissent.

On pourra représenter ces échanges énergétiques en utilisant les diagrammes suivants:



Vocabulaire

- **Endothermique** : réaction chimique qui absorbe de l'énergie thermique, $E_r > 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- **Exothermique** : réaction chimique qui libère de l'énergie thermique, $E_r < 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- **Athermique** : réaction chimique qui n'échange pas d'énergie thermique avec l'extérieur. $E_r = 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Le bilan énergétique de la transformation s'écrit : $E_r = E_d - E_f = E_{Cl-Cl} + E_{H-H} - 2 E_{H-Cl}$

3) Pouvoir calorifique massique

Le pouvoir calorifique est une propriété des combustibles. Il s'agit de l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de combustible

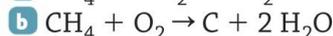
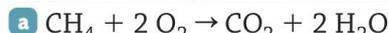
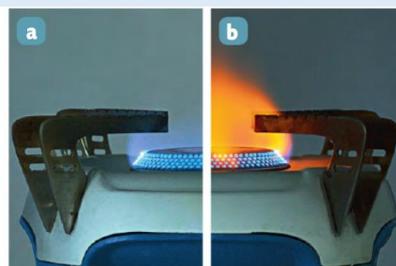
4) Energie libérée lors d'une combustion.

Lors d'une réaction chimique, des liaisons se cassent et d'autres se reforment. Casser des liaisons demande un apport d'énergie mais la formation de nouvelles liaisons en libère. Globalement, les réactions de combustion libèrent de l'énergie.

On appelle « énergie molaire de combustion » l'énergie libérée par une mole de combustible consommée lors d'une combustion complète.

Ainsi, lorsque n moles de combustible sont mises en jeu lors d'une combustion complète, l'énergie libérée est alors :

$$E_{lib} = n \times E_{m,comb} \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ E_{m,comb} \text{ en } J \cdot mol^{-1} \\ E_{lib} \text{ en } J \cdot mol^{-1} \end{array} \right.$$



> Combustion complète (a) et exemple de combustion incomplète (b) du méthane.

Éviter les erreurs

- ➔ Si un mélange réactionnel libère de l'énergie, l'énergie de réaction est négative ($E < 0$).
- ➔ Si un mélange réactionnel absorbe de l'énergie, l'énergie de réaction est positive ($E > 0$).

Application

Calculer l'énergie libérée par 5 mol de propane (environ 200 mL de gaz). L'équation de la réaction de combustion complète du propane est : $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$

Corrigé :

Calcul des énergies de dissociation, de formation et de réaction (doc. 5).

Énergie de dissociation : $E_d = 2 \times 347 + 8 \times 414 + 5 \times 502$

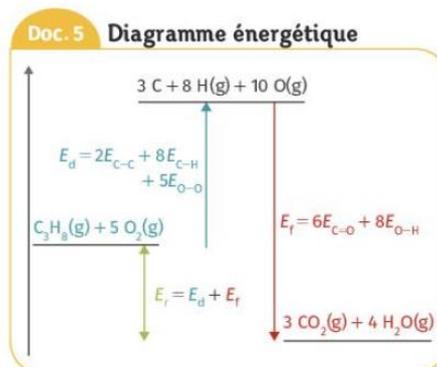
$E_d = 6516 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Énergie de formation : $E_f = 6 \times 795 + 8 \times 464 = 8482 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Énergie de réaction : $E_r = 6516 - 8482 = -1966 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Soit une énergie libérée : $E = n(C_3H_8) \cdot E_r = 5 \times (-1966) = -9830 \text{ kJ}$.

La combustion d'une cartouche de propane libère 9830 kJ sous forme de chaleur.



IV. Combustions et enjeux de société.

- 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.
- Les réactions de combustion permettent de fournir l'énergie nécessaire aux transports, au chauffage, etc.
- Les réactions de combustion émettent des gaz polluants à effet de serre tels que le dioxyde de carbone. Elles participent au réchauffement climatique. Lors d'une combustion incomplète, du monoxyde de carbone, gaz particulièrement toxique, est émis et peut entraîner des intoxications.
- Les enjeux du XXI^e siècle consistent en la diminution de dioxyde de carbone et en la mise au point d'alternatives énergétiques telles que l'utilisation d'agrocarburants issus des végétaux
- Un des enjeux est l'élaboration de systèmes de combustion moins énergivores et plus efficaces.

