

## CH10 : Conversion d'énergie au cours d'une combustion

### 1. Mise en situation

La maîtrise de la conversion de l'énergie a toujours été un facteur crucial pour le développement de l'humanité et est intimement liée à l'idée de progrès. Depuis la maîtrise du « feu », qui n'est autre que la maîtrise de la transformation de l'énergie chimique contenue dans les combustibles vers une énergie thermique, en passant par la maîtrise du « vent » (conversion d'une énergie mécanique) jusqu'à la maîtrise des énergies chimiques contenues dans les combustibles fossiles aux XIX et XXe siècles qui a amené la révolution industrielle par la conversion en énergie électrique.

Malheureusement, cette soif croissante en énergie s'est aussi accompagnée d'une transformation profonde de notre environnement, avec un changement climatique qu'il n'est plus possible de nier alors que des scientifiques de renom, comme le prix Nobel de chimie Paul Josef Crutzen, annoncent que nous sommes même entrés dans une nouvelle ère géologique : l'anthropocène !

Il devient donc urgent de contrôler la façon dont nous transformons l'énergie, de choisir des ressources d'énergies qui ont un impact minime sur notre environnement, de réfléchir au stockage de l'énergie et d'être pleinement informé des enjeux qui impactent désormais l'ensemble de l'humanité.

### 2. Ressources énergétiques

Les ressources énergétiques sont les ressources de base dont l'énergie va être transformée pour une utilisation humaine. On distingue deux types de ressources : **renouvelables** et **non renouvelables**.

Les ressources énergétiques **non renouvelables** ne se renouvellent pas, ou très lentement, à l'échelle humaine. On y inclut les **combustibles fossiles** (charbon, gaz naturel, pétrole) et les **combustibles fissiles** (uranium 235) qui sont tous convertis en énergie thermique (avant d'être à nouveau convertis en énergie électrique dans les centrales thermiques ou nucléaires).

Très largement majoritaires dans notre utilisation de ressources énergétiques, ces ressources non renouvelables s'épuisent rapidement. On consomme plusieurs milliards de tonnes de pétrole par an, par exemple, alors qu'il a fallu des millions d'années pour que celui-ci se forme.

Ressource	Durée des réserves
Pétrole	40 ans
Gaz	57 ans
Charbon	150 ans
Uranium	80 ans

Ces chiffres supposent une consommation identique à celle de l'année 2010.

### 3. Énergie chimique

**L'énergie chimique est liée à la formation ou à la rupture de liaison covalentes.** Toute réaction chimique va donc mettre en jeu cette énergie chimique en l'absorbant ou en la libérant. Comme **il faut apporter de l'énergie pour rompre des liaisons covalentes**, certaines réactions chimiques vont « consommer » plus d'énergie externe (généralement thermique) qu'elles n'en libèrent, et inversement.

L'énergie chimique est contenue dans des **réservoirs** que l'on peut exploiter pour la **transformer** en une autre forme. Ces réservoirs peuvent être naturels, comme le pétrole, le gaz naturel ou la biomasse, ou avoir été créés par l'homme, comme les piles ou les accumulateurs. Cette énergie chimique peut alors être transformée naturellement ou de façon provoquée dans des dispositifs permettant de la **récupérer sous une autre forme** : thermique, électrique, rayonnante... on parle alors de **convertisseur d'énergie**.

Ainsi le corps humain est un convertisseur d'énergie qui consomme des aliments afin de transformer leur énergie chimique en énergie mécanique qui fera fonctionner ses muscles. Si ces aliments sont des végétaux, ils ont eux-mêmes

transformé l'énergie rayonnante du Soleil en énergie chimique. Les batteries accumulateurs sont également des convertisseurs d'énergie qui transforment l'énergie électrique en énergie chimique pour la stocker avant de faire l'opération inverse lorsqu'on a besoin d'énergie électrique.

#### 4. Combustion des alcanes et des alcools

Les alcanes et les alcools sont très prisés pour **l'énergie qu'ils libèrent** lors d'une réaction chimique nommée **combustion**. Cette réaction fait intervenir un **combustible**, ici un alcane ou un alcool, et un **comburant**, généralement le dioxygène présent dans l'air.

Dans le cas des alcanes et des alcools, qui ne contiennent que des atomes de carbone, d'hydrogène et de d'oxygène (pour les alcools), **les produits d'une combustion complète** (si le dioxygène est en excès) seront le **dioxyde de carbone** et de la **vapeur d'eau**.

Le bilan d'une combustion d'alcane ou d'alcool peut donc s'écrire sous la forme :

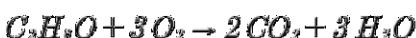


**exemples :**

**Combustion du propane :**



**Combustion de l'éthanol :**



Ces deux exemples nous permettent de constater que, par exemple, une mole de propane va donner, par combustion, trois moles de dioxyde de carbone. Ce qui explique le **très fort impact de ces combustions sur l'augmentation de la concentration de ce gaz à effet de serre** dans notre atmosphère terrestre.

Réaliser ces **combustions nécessite un apport d'énergie pour casser les liaisons entre atomes**. Ces réactions ne sont donc pas spontanées et **on doit apporter cette énergie** (avec une allumette enflammée par exemple) pour que la combustion démarre.

Mais la **formation de nouvelles liaisons**, dans les produits de la réaction, **libère aussi de l'énergie**. Or les réactions de **combustions libèrent plus d'énergie qu'elles n'en consomment**, d'où leur intérêt pour se chauffer, cuire nos aliments ou faire avancer nos voitures.

#### 5. Bilan d'une réaction de combustion

Nous avons vu que l'humanité utilise majoritairement les ressources d'énergie fossiles pour la transformer en d'autres énergies nécessaires à notre civilisation actuelle : mécanique, thermique, électrique...

Cela se fait principalement avec la réaction de combustion, que vous avez déjà étudiée au collège. Cette réaction met en jeu un combustible et un comburant, généralement le dioxygène O<sub>2</sub>.

Les ressources d'énergie fossiles sont des **espèces organiques** qui contiennent principalement des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Dans ce cas, **la combustion complète** de ces espèces **ne produit que de l'eau et dioxyde de carbone**. L'équation-bilan de ces réactions est donc très simple.

*Exemple* de la combustion complète de l'octane (essence) :

## Déterminer la masse de dioxyde de carbone produit par la combustion d'un litre d'octane.

On commence par écrire l'équation-bilan de réaction :

On peut en dresser un tableau d'avancement :

		→		
Etat initial	n	excès	0	0
Etat intermédiaire		excès		
Etat final		excès		

La densité de l'octane est de  $703 \text{ kg.m}^{-3}$

La combustion d'un litre d'octane produit donc plus de ..... de dioxyde de carbone !

Lorsque le dioxygène n'est pas présent en quantité suffisante, la réaction devient incomplète et produit alors d'autres composés, comme le carbone (la suie) ou le monoxyde de carbone CO qui est un gaz mortel. Il faudra alors écrire des équations-bilan de réaction pour chaque espèce carbonée produite car il s'agit de réactions distinctes qui ont lieu en même temps que la réaction de combustion principale.

Par exemple, pour la combustion incomplète du butane ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) formant du monoxyde de carbone on pourra écrire :

La combustion est une réaction qui convertit l'énergie chimique en énergie thermique en grande quantité. Voyons maintenant comment calculer précisément l'énergie libérée.

### 6. Aspect énergétique

Si nous souhaitons faire bouillir de l'eau avec un réchaud à alcool lors d'une soirée camping au bord de la mer, il peut être intéressant d'essayer de prévoir quelle quantité d'alcool il faudra brûler pour obtenir exactement la quantité de chaleur nécessaire à cette ébullition.

Imaginons maintenant que vous n'aimiez pas votre thé brûlant et que vous ne voulez qu'augmenter la température de l'eau avec votre réchaud à alcool. Dans ce cas il va falloir calculer **la quantité de chaleur qu'il faut apporter à un corps de masse  $m$  pour le porter à la bonne température à l'aide de la relation suivante :**

$$Q = C \times m \times \Delta t$$

### Unités :

- $Q$  : quantité de chaleur absorbée (énergie) en Joule (J)
- $m$  : masse du corps en kilogramme (kg)
- $C$  : chaleur massique du corps en Joule par kilogramme par degré ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )
- $\Delta t$  : différence de température entre celle de départ et celle d'arrivée

### Notes :

- La chaleur massique s'exprimait anciennement en calories (cal) qui représente la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter la température de 1 gramme d'eau de  $1^\circ\text{C}$  :  $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$
- Le degré exprimé est en degré kelvin, mais  $1^\circ\text{K} = 1^\circ\text{C}$ , le seul changement vient de la base de l'échelle de température.

**La chaleur massique est également appelée capacité thermique** et dépend du corps étudié. Voici quelques exemples de capacités thermiques :

Solides	Capacité thermique ( $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )	Liquides	Capacité thermique ( $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )	Gaz	Capacité thermique ( $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )
Glace	2,1	Eau	4,18	Air (sec)	1,00
Or	0,13	Éthanol	2,46	Vapeur d'eau	1,85
Plomb	0,13	Huile	2,00	Dioxygène	0,92
Fer	0,47	Octane	1,39	Dihydrogène	14,3
Corps humain	3,47	Mercure	0,14	Diazote	1,04

Dans ce tableau nous voyons immédiatement que les métaux, bons conducteurs de chaleur, ont besoin de très peu d'énergie pour voir leur température s'élever d'un degré, au contraire de l'eau, du corps humain ou du dihydrogène.

*Exemple :*

- Quelle énergie est nécessaire pour éléver la température d'un litre d'eau liquide de  $20^\circ\text{C}$  à  $40^\circ\text{C}$  ?

- Quelle masse de fonte (alliage de fer et de carbone) ( $C = 0,47 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ) à  $100^\circ\text{C}$  faut-il plonger dans l'eau à  $20^\circ\text{C}$  pour lui faire atteindre ces  $40^\circ\text{C}$  ?

## 7. Énergie libérée lors d'une combustion

En parlant d'incendie, qui est une sorte de combustion, l'énergie libérée par ce type de réaction est proportionnelle à la quantité de matière de combustible brûlé et s'exprime par la relation suivante :

$$E_{\text{lib}} = n \times E_{\text{comb}}$$

Unités :

- $E_{\text{lib}}$  : Energie libérée par la combustion en Joule (J)
- $n$  : nombre de moles du combustible en moles (mol)
- $E_{\text{comb}}$  : Energie molaire de combustion du combustible en Joule par mole (J.mol<sup>-1</sup>)

Pour calculer l'énergie libérée par une combustion il est donc nécessaire d'écrire l'équation bilan de la combustion, de faire le **bilan matière** de cette combustion pour **déterminer le nombre de moles du combustible** en fonction des informations disponibles (masse, volume, masse volumique, densité...) et ensuite d'effectuer le calcul d'énergie avec la formule précédente.

## 8. Énergie molaire de réaction

Les ordres de grandeurs des énergies thermiques molaires sont 100 à 1000 fois plus grands que celles des changements d'état à cause des liaisons qu'il faut rompre.

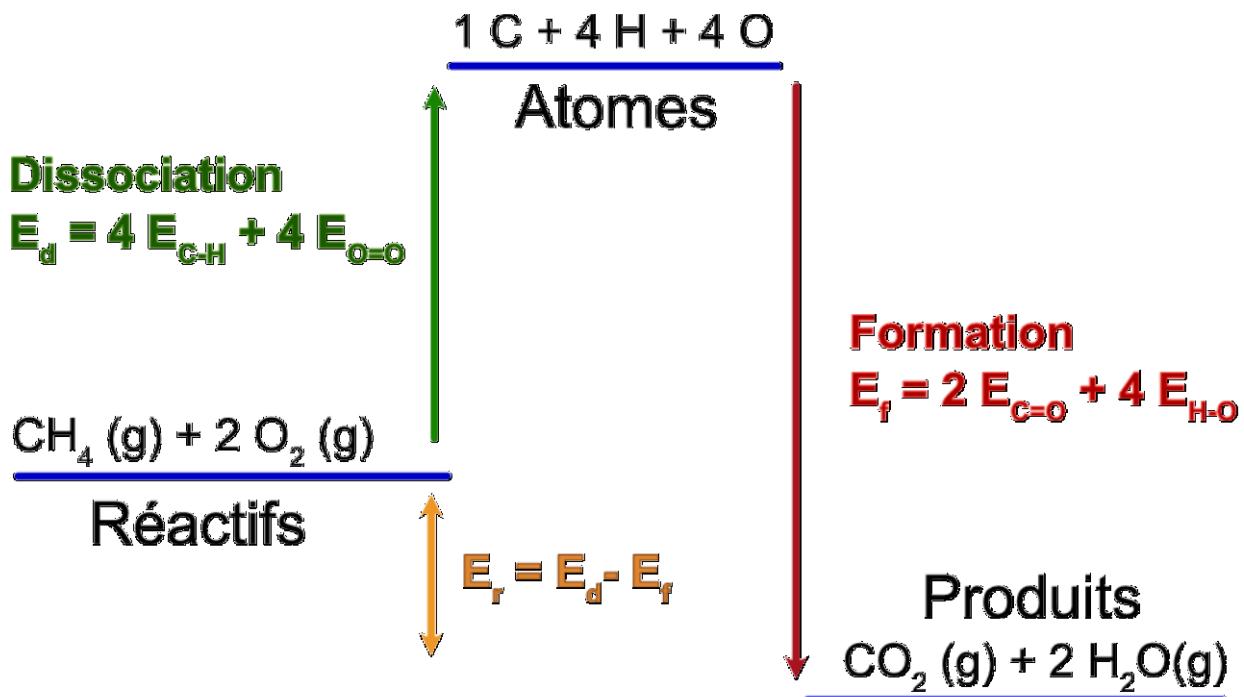
L'énergie molaire de réaction chimique est la différence entre l'énergie de dissociation, nécessaire pour casser les liaisons, et l'énergie de formation, nécessaire pour former les nouvelles liaisons.

Chaque liaison possède une énergie moyenne de liaison :

Type de liaison	Énergie moyenne de liaison (kJ.mol <sup>-1</sup> )
H-H	432
H-C	411
H-O	459
H-N	386
C-C	346
C=C	602
C≡C	835
C-N	305
C=N	615
C-O	358
C=O (CO <sub>2</sub> )	799
N-N	167
O-O	142
O=O	494

A partir de ces énergies moyennes de liaisons, il est possible de calculer l'énergie de réaction. Pour cela il faut écrire l'équation bilan de réaction et compter les liaisons détruites et les liaisons formées. Il est intéressant de faire cela sous la forme d'un diagramme d'énergie pour ne rien oublier.

Exemple de la combustion du méthane :



A partir du tableau précédent on peut calculer l'énergie molaire de réaction :

## 9. Pouvoir Calorifique

Pour les combustibles, on calcul souvent le pouvoir calorifique, qui est l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de combustible.

Pour déterminer sa valeur on peut effectuer les étapes suivantes :

- Écrire l'équation-bilan de réaction
- Déterminer le nombre de moles de combustible par kilogramme
- Avec un diagramme d'énergie, calculer l'énergie molaire de réaction
- En déduire l'énergie libérée par la réaction avec

## Expérimentalement

Pour déterminer expérimentalement ces énergies molaires de combustion, on va utiliser une combustion pour chauffer une quantité connue d'eau dans un récipient dont on connaît les propriétés (par exemple une canette en aluminium). En étudiant l'élévation de température de l'eau on sait quelle énergie a été dégagée et on peut en déduire l'énergie libérée (en oubliant pas les éventuels changements d'état associés, comme de la cire de bougie qui fond par exemple).