

## 13 Notions sur la combustion

Dans la plupart des cycles moteurs étudiés au chapitre 9, les quantités de chaleur nécessaires au fonctionnement du cycle sont obtenues par combustion d'hydrocarbures, c.-à-d. par des réactions chimiques d'oxydation exothermiques.

Ce chapitre est consacré à l'analyse des systèmes subissant de telles réactions chimiques, sur base des premier et second principes. On se bornera à considérer des situations d'équilibre, et par conséquent, on n'abordera pas les phénomènes cinétiques.

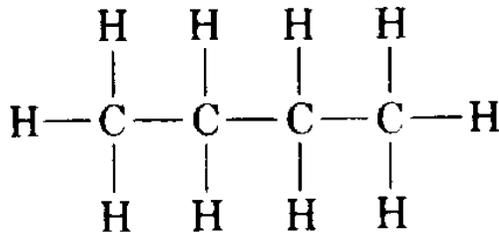
### 13.1 Les combustibles

On commencera par une brève présentation des combustibles courants, à savoir les hydrocarbures. On peut les subdiviser en trois classes : le charbon, les hydrocarbures liquides, et les hydrocarbures gazeux. On s'intéressera uniquement à ces deux dernières classes.

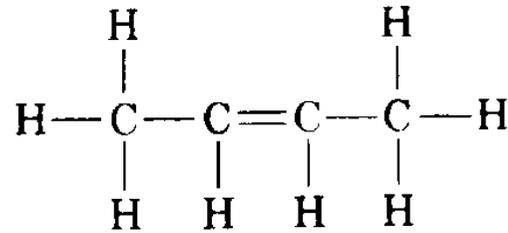
Les hydrocarbures liquides ou gazeux d'usage courant sont des mélanges de plusieurs hydrocarbures. Ainsi, l'essence est un mélange d'environ 40 hydrocarbures principaux. Les hydrocarbures se divisent en plusieurs familles, dont les plus importantes sont énumérées dans le tableau suivant.

<b>Famille</b>	<b>Formule</b>	<b>Structure</b>	<b>saturés</b>
Alcanes	$C_n H_{2n+2}$	Acyclique	oui
Alcènes	$C_n H_{2n}$	Acyclique	non
Alcynes	$C_n H_{2n-2}$	Acyclique	non
Cyclanes	$C_n H_{2n}$	Cyclique	oui
Aromatiques			
Benzéniques	$C_n H_{2n-6}$	Cyclique	non
Naphtaléniques	$C_n H_{2n-12}$	Cyclique	non

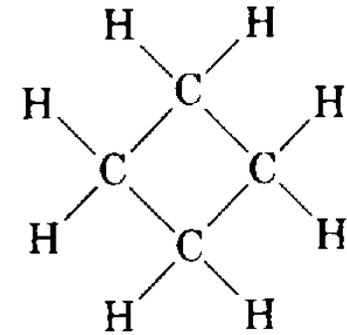
Leur structure et leur caractère saturé ou non sont illustrés ci-dessous.



Hydrocarbure acyclique  
et saturé



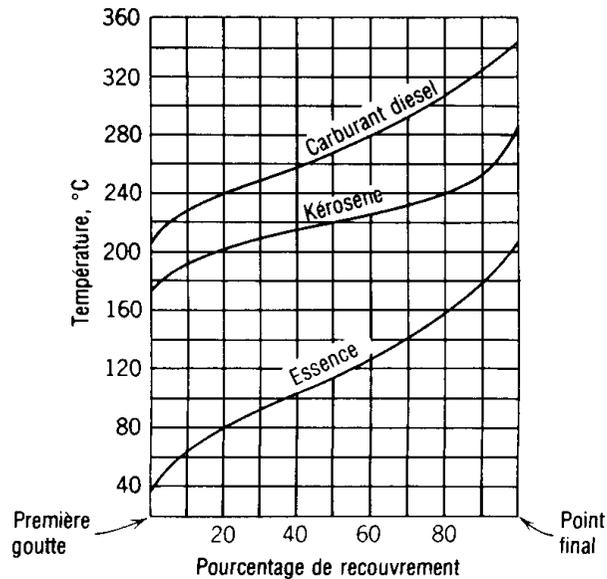
Hydrocarbure acyclique  
et non saturé



Hydrocarbure cyclique  
et saturé

Les alcools sont aussi parfois utilisés combustibles dans les moteurs à combustion interne. Ils se caractérisent par le fait qu'un des atomes d'hydrogène est remplacé par un radical OH.

La plupart des hydrocarbures liquides sont obtenus par distillation et cracking du pétrole brut. À partir de ce dernier, on obtient donc une variété de combustibles dont les plus communs sont l'essence, le kérosène, le gazole et le fuel lourd. Ils se caractérisent par leur courbe de distillation, qui représente la température de la fraction non vaporisée en fonction de la proportion de vapeur condensée.



On préfère souvent considérer les combustibles liquides comme composés d'un seul hydrocarbure. Ainsi, l'essence est habituellement considérée comme de l'octane  $C_8 H_{18}$ , et le gazole comme du dodécane  $C_{12} H_{26}$ .

Les combustibles gazeux proviennent principalement soit de gisements de gaz naturel, soit de procédés chimiques de fabrication. Le gaz naturel est constitué principalement de méthane, contrairement aux gaz de transformation. On donne la composition de quelques combustibles gazeux dans le tableau ci-après à titre indicatif.

Des efforts ont été entrepris au cours des vingt dernières années pour valoriser certains gisements de charbon ou de schistes bitumineux en produisant des combustibles liquides ou gazeux à partir de ceux-ci.

Constituant	Gaz naturels divers				Gaz de gazogène	Gaz à l'eau carburé	Gaz de four à coke
	A	B	C	D			
Méthane	93,9	60,1	67,4	54,3	3,0	10,2	32,1
Éthane	3,6	14,8	16,8	16,3			
Propane	1,2	13,4	15,8	16,2			
Butane, etc.	1,3	4,2		7,4			
Éthène						6,1	3,5
Benzène						2,8	0,5
Hydrogène					14,0	40,5	46,5
Azote		7,5		5,8	50,9	2,9	8,1
Oxygène					0,6	0,5	0,8
CO					27,0	34,0	6,3
CO <sub>2</sub>					4,5	3,0	2,2

## 13.2 Les réactions de combustion

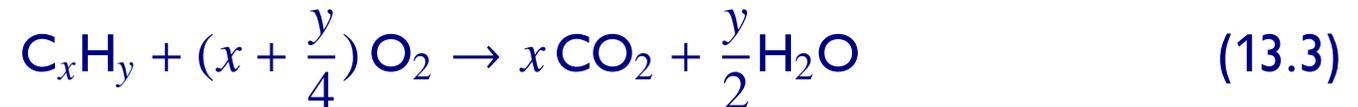
### 13.2.1 Équations chimiques de combustion

Les réactions de combustion, comme toutes les réactions chimiques, se font sans variation de masse de chacun des éléments. Les équations chimiques qui décrivent ces réactions doivent donc satisfaire cette contrainte. À titre d'exemple, les réactions de combustion du carbone et du méthane sont respectivement



On distingue dans une telle réaction, les **réactifs**, qui subissent la réaction, que l'on sépare en combustible, qui est l'agent réducteur, tel que ceux mentionnés à la section précédente, et **comburant**, qui est le corps contenant l'agent oxydant, le plus fréquemment l'air. Les produits de la combustion d'hydrocarbures comprennent du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) et de l'eau, qui selon les conditions de pression et de température, pourra être sous forme liquide ou vapeur.

Pour un hydrocarbure composé uniquement de carbone et d'hydrogène, de formule  $C_x H_y$ , la réaction de combustion s'écrit



La réaction est dite **complète** si les gaz brûlés ne comprennent, outre les éléments inertes, que des produits complètement oxydés.

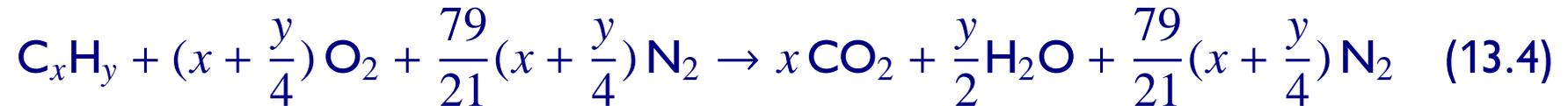
En réalité, plusieurs produits intermédiaires sont formés au cours d'une combustion réelle. Comme on s'intéresse ici uniquement aux états d'équilibre initial et final, on ne les considérera pas. Ils s'avèrent néanmoins importants en pratique, en particulier pour les problèmes de pollution.

Dans la plupart des cas, comme on l'a mentionné précédemment, le comburant utilisé est l'air, plutôt que l'oxygène pur. La composition de l'air est approximativement, en fractions molaires, 21% d'oxygène, 78% d'azote, et 1% d'argon. Ces deux dernières substances sont supposées inertes<sup>a</sup>, et pour simplifier,

---

<sup>a</sup>En réalité, aux hautes températures atteintes dans les moteurs volumétriques, l'azote réagit avec l'oxygène pour former des oxydes d'azote, qui constituent une source de pollution.

on considère que l'air est composé de 21% d'oxygène et de 79% d'« azote atmosphérique » auquel on attribue une masse molaire fictive pour tenir compte de la présence d'argon. La réaction de combustion d'un hydrocarbure avec l'air devient donc



### 13.2.2 Air théorique

La quantité minimale d'air nécessaire à la combustion complète d'un combustible est appelée air strictement nécessaire ou encore **air théorique**.

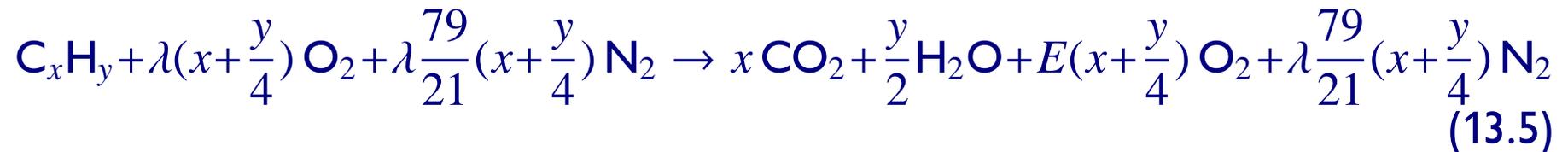
Pour réaliser la combustion complète avec l'air théorique, il faudrait un mélange parfait. En pratique, pour assurer la combustion complète, il faut un certain excès d'air. Celui-ci est caractérisé par le **coefficient d'air théorique**

$$\lambda = \frac{\text{air utilisé}}{\text{air théorique}}$$

ou encore par le **coefficient d'excès d'air**

$$E = \lambda - 1$$

Dans les moteurs volumétriques, on emploie également la **richesse**  $\Phi$ , inverse du coefficient d'air théorique. L'équation de combustion complète d'un hydrocarbure avec excès d'air devient



On utilise également pour caractériser le mélange de réactifs le rapport air-combustible, le plus souvent en termes massiques, et son inverse, le rapport combustible-air encore appelé **dosage** désigné par le symbole  $\mu$ .

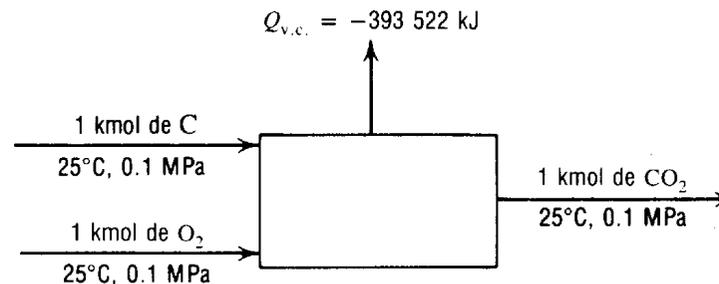
Lorsque l'air fourni est inférieur à l'air théorique, la combustion est incomplète. Si le manque d'air est faible, on observe la formation de monoxyde de carbone. Pour des manques d'air plus importants, il peut subsister des hydrocarbures imbrûlés, ou du carbone sous forme de graphite (noir de fumée).

### 13.3 L'enthalpie de formation

Lorsqu'on considère des systèmes de composition chimique fixe, comme cela a été le cas jusqu'à présent, on peut sans inconvénient fixer arbitrairement la valeur de l'énergie interne ou de l'enthalpie en un point de référence arbitraire. Ce n'est plus le cas en présence de réactions chimiques.

Dans ce cas, il faut en effet fixer le point de référence de manière cohérente et systématique. On utilise généralement comme conditions de référence une pression de 0,1 MPa et une température de 25 °C<sup>b</sup>.

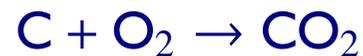
Considérons la combustion de carbone solide avec de l'oxygène dans un système ouvert stationnaire.



<sup>b</sup>Pour les substances à l'état gazeux, on considère en général un état hypothétique de gaz parfait. Comme on ne considère pas les effets de gaz réels dans ce cours, la distinction n'a pas lieu d'être

On suppose que les deux réactifs entrent dans la chambre de combustion à l'état de référence, et que le dioxyde de carbone formé sort à l'état de référence également. Si l'on pouvait mesurer précisément la quantité de chaleur cédée, on obtiendrait une valeur de  $\bar{q} = -393\,522$  kJ/kmol de carbone.

L'équation chimique de réaction étant



le premier principe s'écrit

$$n_C \bar{q} = \sum_P n_s \bar{h}_s - \sum_R n_e \bar{h}_e = n_{\text{CO}_2} \bar{h}_{\text{CO}_2} - n_C \bar{h}_C - n_{\text{O}_2} \bar{h}_{\text{O}_2}$$

La mesure de la chaleur échangée nous fournit donc la différence d'enthalpie entre les produits et les réactifs aux conditions de référence. Supposons que l'on attribue une valeur nulle à l'enthalpie des corps simples. Alors, on en déduit que

$$\bar{q} = \bar{h}_{\text{CO}_2}$$

On appelle cette enthalpie du dioxyde de carbone considéré comme gaz parfait à

l'état de référence **enthalpie de formation** et on la désigne par le symbole  $\bar{h}_f^0$ . Pour le dioxyde de carbone, on a donc

$$\bar{h}_f^0 = -393\,522 \text{ kJ/kmol}$$

L'enthalpie du dioxyde de carbone dans d'autres conditions de pression et température peut alors se calculer par

$$\bar{h}(p, T) = \bar{h}_f^0 + (\Delta\bar{h})_{\text{ref} \rightarrow p, T} \quad (13.6)$$

Cette procédure peut s'appliquer à toute autre molécule composée. L'enthalpie de formation de nombreuses substances est disponible dans la littérature (notamment sur le site **TESTCenter, module mélange de gaz parfaits**).

### Remarques complémentaires

1. Le concept d'enthalpie de formation a été défini en termes de la chaleur échangée lors d'une réaction chimique idéalisée. En réalité, l'enthalpie de formation est déterminée par application de la thermodynamique statistique.

2. La validité de la convention par laquelle on attribue une valeur d'enthalpie nulle aux corps simples à l'état de référence repose sur le fait que la masse des éléments se conserve au cours d'une réaction chimique.
3. Lorsqu'un corps simple ou un composé peut exister sous plusieurs formes à l'état de référence, il importe de préciser la forme considérée. Pour les corps simples, la valeur nulle est associée à la forme chimiquement stable à l'état de référence. Par exemple, l'oxygène peut exister sous forme monoatomique, diatomique, ou triatomique (ozone). Comme c'est la forme diatomique qui est stable à l'état de référence, c'est à cette forme qu'est attribuée la valeur nulle.
4. Dans les tables thermodynamiques, on fournit deux valeurs pour l'enthalpie de formation de l'eau, l'une pour l'eau à l'état liquide, l'autre pour l'eau à l'état hypothétique de vapeur. Il s'avère commode d'utiliser la valeur à l'état liquide conjointement avec les tables thermodynamiques de l'eau, et la valeur à l'état de vapeur lorsqu'on emploie le modèle de gaz parfait.

### 13.4 Analyse des systèmes réactifs à l'aide du premier principe

L'enthalpie de formation est particulièrement utile pour l'analyse des systèmes réactifs, car les enthalpies des diverses substances peuvent s'additionner ou se soustraire. Ainsi, pour un système ouvert en régime, le premier principe s'écrit

$$\dot{Q} + \dot{W} = \sum_P \dot{n}_s \bar{h}_s - \sum_R \dot{n}_e \bar{h}_e$$

où les  $\dot{n}$  sont les débits molaires des diverses substances. En divisant par  $\dot{n}_{\text{comb}}$ , on obtient les grandeurs par kmol de combustible.

Dans la plupart des cas, les réactifs et les produits ne se trouvent pas dans l'état de référence. Pour les solides ou les liquides, la variation d'enthalpie entre l'état considéré et l'état de référence s'obtient à partir de tables thermodynamiques. Pour les gaz, avec l'hypothèse de gaz parfaits, on calculera les variations à l'aide des tables de gaz parfaits.

En développant l'expression du premier principe, on obtient donc

$$\dot{Q} + \dot{W} = \sum_P \dot{n}_s (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_s - \sum_R \dot{n}_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e \quad (13.7)$$

### 13.5 Température adiabatique de flamme

Soit une réaction de combustion se produisant adiabatiquement, sans travail ni variation d'énergie cinétique et potentielle. La température des produits d'une telle réaction est appelée **température adiabatique de flamme** ou de combustion. En vertu des hypothèses d'absence de travail et de variations d'énergie cinétique et potentielle, il s'agit de la température maximum qui peut être atteinte pour les réactifs donnés.

Pour un combustible donné et des pression et température des réactifs donnés, la température adiabatique de flamme est maximale pour un mélange stœchiométrique. La température adiabatique de flamme peut être contrôlée par l'excès d'air utilisé. On la calcule par application du premier principe (13.7) avec  $\dot{Q} = \dot{W} = 0$ .

### 13.6 Enthalpie et énergie interne de combustion ; pouvoir calorifique

L'enthalpie de combustion est la différence d'enthalpie entre les produits et les réactifs pour une combustion complète à température et pression données, référée à l'unité de masse ou à l'unité molaire de combustible.

$$\bar{h}_{RP} = \frac{1}{n_{\text{comb}}} \left( \sum_P n_s (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_s - \sum_R n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e \right) \quad h_{RP} = \frac{\bar{h}_{RP}}{M_{\text{comb}}} \quad (13.8)$$

On fournit généralement dans les tables les enthalpies de combustion aux conditions normales (25 °C, 0,1 MPa).

L'énergie interne de combustion est définie de manière semblable

$$\bar{u}_{RP} = \frac{1}{n_{\text{comb}}} \left( \sum_P n_s (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} - p\bar{v})_s - \sum_R n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h} - p\bar{v})_e \right) \quad u_{RP} = \frac{\bar{u}_{RP}}{M_{\text{comb}}} \quad (13.9)$$

Si l'on considère tous les constituants gazeux comme parfaits, et les volumes des

constituants liquides et solides négligeables, alors

$$\bar{u}_{RP} = \bar{h}_{RP} - \bar{R}T(n_{\text{prod. gaz.}} - n_{\text{réact. gaz.}}) \quad (13.10)$$

On utilise souvent les expressions **chaleur de réaction** ou **pouvoir calorifique**, qui désignent la chaleur extraite de la chambre de combustion durant une combustion à température constante. Dans le cas d'une combustion isobare, on a par le premier principe que cette chaleur est égale à l'opposée de l'enthalpie de combustion. On l'appelle **pouvoir calorifique isobare**.

$$(\overline{\text{PC}})_{p,T} = -\bar{h}_{RP} \quad \text{ou} \quad (\text{PC})_{p,T} = -h_{RP}$$

Dans le cas d'une combustion à volume constant, la chaleur échangée est égale à l'opposée de l'énergie interne de combustion. On l'appelle **pouvoir calorifique isochores**.

$$(\overline{\text{PC}})_{v,T} = -\bar{u}_{RP} \quad \text{ou} \quad (\text{PC})_{v,T} = -u_{RP}$$

On distingue les pouvoirs calorifiques inférieur (PCI) ou supérieur (PCS) selon que l'eau contenue dans les produits est sous forme de vapeur ou sous forme liquide.

Lorsqu'on calcule les pouvoirs calorifiques des hydrocarbures par les expressions (13.8–13.9), on constate que l'enthalpie de formation de l'hydrocarbure contribue faiblement. Considérant l'équation chimique de combustion générale avec excès d'air (13.5), et compte tenu de ce que les enthalpies de formation de l'oxygène et de l'azote moléculaire sont nulles, le pouvoir calorifique isobare aux conditions normales vaut

$$(\overline{PC}) = -x\bar{h}_{f,\text{CO}_2}^0 - \frac{y}{2}\bar{h}_{f,\text{H}_2\text{O}}^0 + \bar{h}_{f,\text{C}_x\text{H}_y} \approx -x\bar{h}_{f,\text{CO}_2}^0 - \frac{y}{2}\bar{h}_{f,\text{H}_2\text{O}}^0 \quad (13.11)$$

d'où on déduit que

- le pouvoir calorifique de tous les hydrocarbures de même composition molaire (ou massique) en C et H est identique en première approximation, ce qui justifie l'utilisation de la notion de combustible moyen, et
- le pouvoir calorifique est indépendant de la quantité d'espèces inertes (azote) présentes, et de l'excès d'air.

Le pouvoir calorifique est mesuré expérimentalement par les dispositifs suivants :

**Bombe de Mahler** appareil dans lequel on réalise une combustion à volume constant avec condensation de la vapeur d'eau, dont on déduit le pouvoir calorifique isochore. Convient pour les combustibles solides ou liquides.

**Calorimètre de Junkers** appareil dans lequel on réalise une combustion isobare en système ouvert stationnaire, dont on déduit le pouvoir calorifique isobare. Convient pour les combustibles gazeux (voir laboratoire).

### 13.7 Le troisième principe de la thermodynamique et l'entropie absolue

Pour pouvoir analyser les réactions chimiques du point de vue du second principe, se pose, comme pour l'application du premier principe, la question de l'état de référence approprié pour les diverses substances présentes. Pour répondre à cette question, il est nécessaire d'invoquer le **troisième principe de la thermodynamique**, formulé à la suite des travaux de Nernst et Planck, selon lequel

*l'entropie d'un cristal parfait est nulle au zéro absolu.*

Ce principe fournit donc un point de référence absolu à partir duquel on peut

évaluer l'entropie d'une substance. L'entropie définie de la sorte est désignée sous le nom d'**entropie absolue**. On peut la déterminer expérimentalement par des mesures calorimétriques ou à l'aide de la thermodynamique statistique. Les entropies absolues des solides et liquides aux conditions normales sont disponibles dans la littérature (p.ex. livre de Van Wylen et al.). Elles sont désignées par le symbole  $\bar{s}^0$ . Pour les gaz parfaits, l'entropie absolue à une pression  $p_0 = 0,1$  MPa est tabulée en fonction de la température. On en déduit l'entropie absolue à une pression quelconque par l'expression

$$\bar{s}_{p,T} = \bar{s}_T^0 - \bar{R} \ln\left(\frac{p}{p_0}\right)$$

Pour les mélanges de gaz parfaits, on applique la relation (12.13)

$$\bar{s}_{\text{mél}} = \sum_i y_i \bar{s}_i(T, p_i) = \sum_i y_i \left( \bar{s}_{i,T}^0 - \bar{R} \ln\left(\frac{y_i p}{p_0}\right) \right)$$

### 13.8 Analyse des systèmes réactifs à l'aide du second principe

On a établi au chapitre 8 l'expression du travail réversible pour une transformation de système ouvert stationnaire en contact avec diverses sources de chaleur. En l'absence de variations d'énergie cinétique et potentielle, et de sources de chaleur autres que l'ambiance, l'expression générale (8.11) devient

$$\dot{W}_{\text{rév}}^* = \sum \dot{m}_e (h_e - T_0 s_e) - \sum \dot{m}_s (h_s - T_0 s_s)$$

Dans le cas d'une transformation avec réaction chimique, cette expression devient, pour un intervalle de temps donné

$$W_{\text{rév}}^* = \sum_R n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h} - T_0 \bar{s})_e - \sum_P n_s (\bar{h}_f^0 + \Delta \bar{h} - T_0 \bar{s})_s \quad (13.12)$$

et l'irréversibilité vaut, elle,

$$I = \sum_P n_s T_0 \bar{s}_s - \sum_R n_e T_0 \bar{s}_e - Q \quad (13.13)$$

Pour une transformation telle que les réactifs et les produits soient en équilibre de

température avec l'ambiance, le groupe  $h - T_0s$  est égal à l'énergie libre de Gibbs, de sorte qu'en l'absence de variations d'énergie cinétique et potentielle, le travail réversible devient

$$W_{\text{rev}}^* = \sum_R n_e \bar{g}_e - \sum_P n_s \bar{g}_s \quad (13.14)$$

Examinons à présent la question du travail maximum qui peut être effectué au cours d'une réaction chimique, les réactifs étant à température ambiante. Ce travail sera obtenu si la réaction est réversible et si les produits sont en équilibre de pression et de température avec l'ambiance, et est donc donné par l'expression précédente (13.14), c.-à-d. qu'il est égal à la diminution de l'énergie libre de Gibbs.

Par conséquent, le rendement exergetique d'un dispositif destiné à produire du travail au moyen d'une combustion, comme un moteur volumétrique, s'exprime comme le rapport entre le travail réellement fourni et la diminution de l'énergie libre de Gibbs  $-\bar{g}_{RP}$ . Or, la définition habituellement utilisée du rendement est le rapport entre le travail fourni et le pouvoir calorifique  $-\bar{h}_{RP}$ . En pratique, comme pour les hydrocarbures,  $\bar{g}_{RP} \approx \bar{h}_{RP}$ , les valeurs sont très proches.

Illustrons les irréversibilités se produisant lors des combustions par un exemple. Considérons la combustion isobare et adiabatique d'éthène ( $C_2H_4$ ) gazeux dans un système ouvert stationnaire avec un coefficient d'air théorique de 400%, les réactifs étant aux conditions normales. L'équation chimique générale de réaction devient dans ce cas particulier ( $x = 2, y = 4, \lambda = 4$ )



Les données thermodynamiques des réactifs et des produits aux conditions normales sont données au tableau ci-dessous :

	$C_2H_4$	$O_2$	$N_2$	$CO_2$	$H_2O$
$M$ (kg/kmol)	28,054	31,999	28,013	44,01	18,015
$\bar{h}_f^0$ (kJ/kmol)	52 467	0	0	-393 522	-241 826
$\bar{s}^0$ (kJ/kmol·K)	219,330	205,148	191,609	213,794	188,835

Commençons par calculer le pouvoir calorifique isobare (inférieur puisque l'eau sera

à l'état de vapeur) aux conditions standard

$$(\overline{\text{PCI}}) = \bar{h}_{f,\text{C}_2\text{H}_4}^0 - 2\bar{h}_{f,\text{CO}_2}^0 - 2\bar{h}_{f,\text{H}_2\text{O}}^0 = 1\,323\,163 \text{ kJ/kmol}$$

La température adiabatique de flamme s'obtient par l'expression (13.7)

$$\begin{aligned} \sum_P n_s (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_s(T_{\text{ad}}) - \sum_R n_e (\bar{h}_f^0 + \Delta\bar{h})_e &= \sum_P n_s \Delta\bar{h}_s(T_{\text{ad}}) - (\overline{\text{PCI}}) \\ &= [2\Delta\bar{h}_{\text{CO}_2} + 2\Delta\bar{h}_{\text{H}_2\text{O}} + 9\Delta\bar{h}_{\text{O}_2} + 45,1\Delta\bar{h}_{\text{N}_2}](T_{\text{ad}}) - (\overline{\text{PCI}}) = 0 \end{aligned}$$

Résolvant itérativement cette équation, on trouve  $T_{\text{ad}} = 1016 \text{ K}$ . Remarquez que, avec l'hypothèse de gaz parfaits, la température de flamme ne dépend pas directement des pressions partielles des constituants.

Calculons à présent le travail réversible. Comme les constituants sont chacun à leur pression partielle de mélange, on calcule d'abord les entropies de chaque constituant à sa pression partielle. On trouve

	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
$\bar{s}_R^0$ (kJ/kmol·K)	253,109	218,267	193,713		
$\bar{s}_P^0$ (kJ/kmol·K)		220,659	193,713	241,810	216,851

et par conséquent

$$W_{\text{rev}}^* = (\text{PCI}) - T_0 \left[ \sum_R n_e s_e - \sum_P n_s s_s \right] = 1\,332\,387 \text{ kJ/kmol}$$

qui est effectivement très proche du pouvoir calorifique, comme on l'a précédemment indiqué.

L'irréversibilité au cours de la transformation est donnée par l'équation (13.13) avec  $Q = 0$  puisqu'il s'agit d'une combustion adiabatique.

$$I = \sum_P n_s T_0 \bar{s}_s - \sum_R n_e T_0 \bar{s}_e = 672\,625 \text{ kJ/kmol}$$

c.-à-d. à peu près la moitié du travail réversible !

On vérifie ce résultat en calculant l'exergie des produits :

$$J_P = \sum_P n_s [(\bar{h}_s - \bar{h}_0) - T_0(\bar{s}_s - \bar{s}_0)] = 659\,762 \text{ kJ/kmol} = W_{\text{rev}}^* - I$$

Par conséquent, si à la suite de la combustion adiabatique, on ramenait les produits à l'équilibre avec l'ambiance de manière réversible, le travail effectué ne serait qu'environ la moitié du travail qui pourrait être effectué si la combustion était réversible, et donc le rendement exergetique d'un moteur dans lequel se produirait cette combustion isobare ne pourrait dépasser 50 %.

Se pose dès lors la question de la possibilité de réaliser la réaction chimique de combustion de manière réversible. On peut s'approcher de la réversibilité au moyen d'un processus électrochimique : la **pile à combustible**. Le principe en est connu depuis longtemps, mais jusqu'il y a peu, leur puissance spécifique (volumique, massique) très faible et leur coût élevé les réservait à des applications spéciales. Des recherches intensives récentes entreprises notamment par les constructeurs automobiles ont permis de faire des progrès spectaculaires, de sorte que l'on peut en entrevoir l'application à grande échelle à moyen terme.

### 13.9 Évaluation des procédés réels de combustion

On caractérise l'efficacité d'un procédé réel de combustion au moyen de divers paramètres, selon l'application considérée.

**Chambre de combustion (turbine à gaz)** Dans ce cas, si la combustion était complète et adiabatique, la température de sortie serait la température adiabatique de flamme. En réalité, la combustion n'est pas parfaite (formation d'oxydes d'azote p. ex.) et il se produit une perte de chaleur vers l'ambiance, de sorte que la quantité de combustible nécessaire pour obtenir une température donnée est plus élevée que pour une combustion complète et adiabatique. On définit dès lors le **rendement de combustion**  $\eta_{\text{comb}}$  comme

$$\eta_{\text{comb}} = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_{\text{idéal}}} \quad (13.15)$$

**Générateur de vapeur** Dans ce cas, l'objectif est de transmettre un maximum de chaleur à la vapeur d'eau. On définit dès lors le rendement comme

$$\eta_{\text{gén. de vap.}} = \frac{\dot{Q}}{\dot{m}_c(\text{PCS})} = \frac{\dot{m}_v(h_{v,s} - h_{v,e})}{\dot{m}_c(\text{PCS})} \quad (13.16)$$

**Moteur volumétrique à combustion interne** Pour un moteur, l'effet utile est le travail fourni. La manière logique de caractériser sa performance serait par conséquent d'employer son rendement exergetique. En pratique toutefois, on emploie plutôt le **rendement thermique**  $\eta_{\text{th}}$  défini comme

$$\eta_{\text{th}} = \frac{\dot{W}^*}{\dot{m}_c(\text{PCS})} \quad (13.17)$$

Comme on l'a déjà souligné, comme la variation d'énergie libre lors d'une combustion d'hydrocarbures diffère peu de l'enthalpie de combustion, le rendement thermique ainsi défini est fort proche du rendement exergetique. On utilise également cette définition pour caractériser le rendement global d'une turbine à gaz ou d'une centrale thermique à vapeur. Comme on l'a souligné à la section précédente, l'irréversibilité de combustion contribue grandement à la faible valeur du rendement.