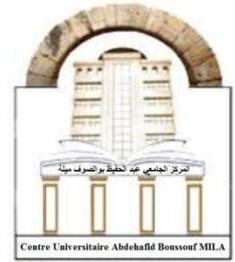


République Algérienne Démocratique et Populaire  
Ministre de l'Enseignement Supérieur et de la  
Recherche Scientifique  
**Centre Universitaire Abdel Hafid Boussouf**  
Mila



# **Support de Cours**

## **Matière : COMBUSTION**

### **Chapitre I : Rappel et notions fondamentales de la combustion**

**Filière : Génie Mécanique**  
**Spécialité : Energétique**  
**Master1**

*Enseignante :*

*Dr : ZEGHBID Ilhem*



*Année universitaire 2019-2020*

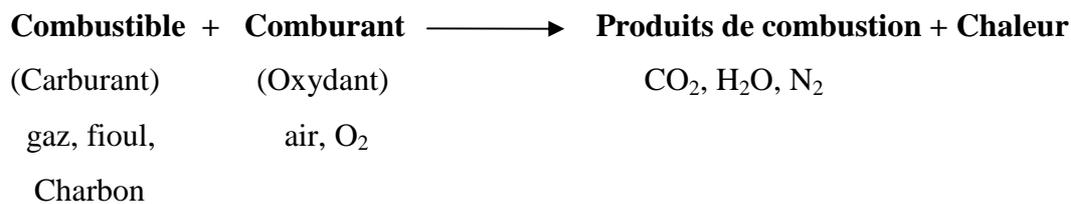
## CHAPITRE I

### RAPPEL ET NOTIONS FONDAMENTALES DE LA COMBUSTION

#### I.1 Introduction

La combustion est la plus importante des sources industrielles de chaleur et d'énergie interne (Foyers de chaudières, Fours industriels, Moteurs à combustion interne, Turbines à gaz,...) elle représente 75% à 80% de l'énergie produite au monde.

On désigne en général sous le nom de combustion une réaction chimique qui s'effectue entre deux corps avec dégagement de chaleur.



La combustion désigne une réaction chimique au cours de laquelle il y a un phénomène d'oxydation complète ou partielle d'un corps.

#### I.2 Combustibles, Carburants

##### I.2.1 Définition

Un combustible est une substance (solide, liquide ou gazeuse) qui peut se combiner facilement avec l'oxygène selon une réaction chimique. Cette combinaison, dite combustion.

Dans la pratique, l'oxygène utilisé dans la combustion provient de l'air.

Les combustibles utilisés dans l'industrie sont :

- a. **Combustibles solides** : les différents types de charbon, coke, bois.
- b. **Combustibles liquides** : mis à part les combustibles utilisés dans les moteurs (fiouls et gazoil), l'industrie n'emploie, pour le chauffage des chaudières et des fours, que des huiles minérales comme :
  - Du mazout ;
  - Des goudrons ;
- c. **Combustibles gazeux** : les principaux combustibles utilisés dans l'industrie sont :
  - Le gaz de four à coke
  - Le gaz naturel
  - Le gaz de cracking, provenant de la décomposition par la chaleur des hydrocarbures à longues chaînes et qui sont constitués de Butane et de Propane.

### I.3 Comburant

L'oxygène nécessaire à la combustion est amené par un comburant, celui-ci peut être de l'air atmosphérique ou de l'air suroxygéné.

La composition moyenne en volume de l'air atmosphérique sec est la suivante :

<b>Oxygène</b>	20.8%
<b>Azot</b>	78.2%
<b>Argon</b>	0.93%
<b>Hydrogène, Hélium, Néon, ....</b>	traces
<b>Gaz carbonique</b>	0.03%

### I.4 Modes de Combustion

La combustion est complète si la totalité du combustible est oxydée. Et elle est incomplète s'il y a présence de combustible dans les fumées. La combustion est dite stœchiométrique, neutre ou théorique si l'air comburant est en quantité suffisante et strictement nécessaire à la combustion complète de l'unité de combustible. Les fumées ne contiennent pas d'oxygène.

La combustion est oxydante ou en excès d'air si une partie de l'air comburant est utilisée pour l'oxydation du combustible, l'autre partie se retrouve dans les fumées.

- La combustion est dite réductrice ou en défaut d'air si le volume d'air admis pour la combustion de l'unité de combustible est inférieur au volume d'air stœchiométrique ; l'oxygène y est néanmoins totalement utilisé donc pas de présence d'O<sub>2</sub> dans les fumées, mais il y a formation de monoxyde de carbone (CO).

### I.5 Propriétés physiques et chimique de la combustion

#### I.5.1 Nombre de moles- Masse molaire – Volume molaire

<b>Relations</b>		<b>Désignation</b>		<b>Unités</b>
n	→	nombre de moles	→	Mol ou kmole
m	→	Masse du corps	→	g ou kg (n=m/M)
M	→	Masse molaire du corps	→	g/mol ou kg/mol
V	→	Volume du corps	→	L ou m <sup>3</sup>
V <sub>m</sub>	→	Volume molaire du corps	→	L/mol ou m <sup>3</sup> /kmole

A 0°C, sous la pression atmosphérique normale de 101325 Pa, le volume molaire des gaz est égal à : V<sub>m</sub>= 22.4 litres/mol ou V<sub>m</sub>= 22.4 m<sup>3</sup>/kmol.

### I.5.2 Caractéristiques chimiques des composants

Corps	Symbole	Masse molaire	Caractéristiques physiques
Oxygène	O <sub>2</sub>	32g/mol	Densité de 1.1 c'est un agent actif de la combustion, qui est incolore, inodore et sans saveur
Azot	N <sub>2</sub>	28g/mol	Densité de 0.97 c'est un gaz neutre incolore, inodore et sans saveur
Air	-	28.9g/mol	Densité 1 air atmosphérique
Hydrogène	H	1g/mol	Densité de 0.07, il est présent dans tous les combustibles
Carbone	C	12g/mol	Etat solide (bois-charbon), état liquide ou gazeux (hydrocarbures)
Soufre	S	32g/mol	Densité de 2.85 corps solide de couleur jaune
Gaz carbonique	CO <sub>2</sub>	44g/mol	Densité de 1.5 inodore, saveur acide, odeur piquante
Monoxyde de carbone	CO	28g/mol	Densité de 0.97 il est dangereux car toxique, incolore, inodore et sans saveur
Vapeur d'eau	H <sub>2</sub> O	28g/mol	Présence sous forme liquide ou gazeuse

### I.5.3 Equations chimiques élémentaires

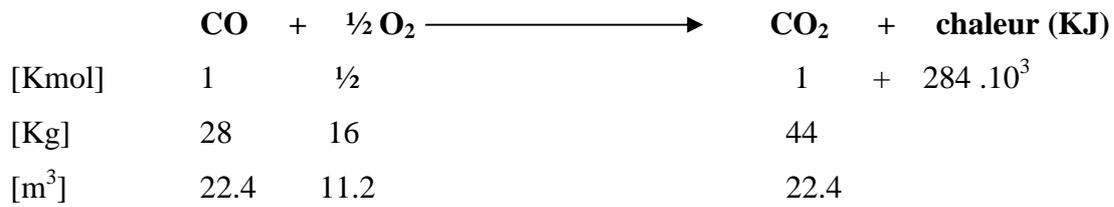
- Combustion (ou oxydation) du carbone :



- Combustion (ou oxydation) du soufre :



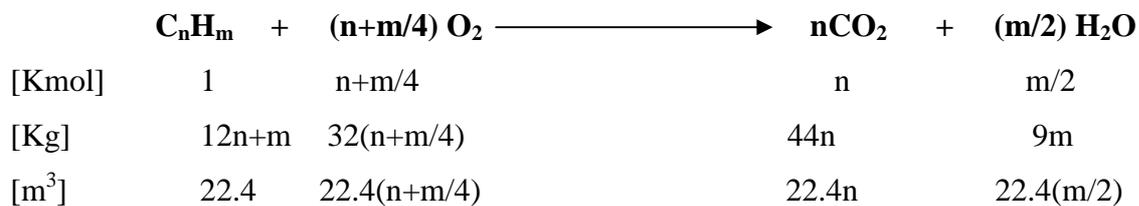
- Combustion (ou oxydation) du monoxyde du carbone :



- Combustion (ou oxydation) de l'Hydrogène:



- Combustion (ou oxydation) des Hydrocarbures :



#### I.5.4 Indice d'octane

Il indique le pouvoir antidétonant d'un carburant. C'est un nombre sans unité, obtenu en comparant le carburant avec :

- L'Heptane (très détonnant) ←—————
  - L'Octane (peu détonnant) ←—————
- ↑ 2%

Indice 98 correspond à

↓ 98%

On augmente l'indice d'octane par addition d'alcool, de Benzol, d'essence de craquage, plomb tétra éthyle.

Deux indices d'octane :

- **RON** (indice d'octane recherche) à forte charge et faible vitesse
- **MON** (indice d'octane moteur) à forte charge et grande vitesse

**Exemple :** le Super plus non plombé RON 98 et MON 88.

### I.5.5 Indice de Cétane

C'est un nombre sans unité qui indique la facilité du gasoil à s'enflammer.

### I.6 Mélange Gazeux

Deux concepts importants est utiles utilisés pour caractériser la composition d'un mélange sont les fractions molaires constitutives et les fractions massiques. Considérons un mélange de gaz composé de multiples composants de  $N_1$  mol d'une espèce 1 et  $N_2$  mol d'une espèce 2, etc. la fraction molaire de l'espèce  $i$ ,  $x_i$  est définie comme suit :

$$x_i = \frac{N_i}{N_1 + N_2 + \dots + N_i + \dots} = \frac{N_i}{N_{TOT}} \quad \text{I.1}$$

De même, la fraction massique d'une espèce  $i$ ,  $y_i$  est définie comme suit :

$$y_i = \frac{m_i}{m_1 + m_2 + \dots + m_i + \dots} = \frac{m_i}{m_{TOT}} \quad \text{I.2}$$

A noter, par définition, la somme de l'ensemble des moles (ou masse) de tous les constituants est égal à l'unité :

$$\sum_i x_i = 1 \quad \text{I.3}$$

$$\sum_i y_i = 1 \quad \text{I.4}$$

Les fractions molaires et les fractions massiques sont facilement converties de l'une à l'autre en utilisant les poids moléculaires des espèces et du mélange ( $Mm_{mélange}$ ) :

$$y_i = x_i \frac{Mm_i}{Mm_{mélange}} \quad \text{I.5}$$

$$x_i = y_i \frac{Mm_{mélange}}{Mm_i} \quad \text{I.6}$$

La masse moléculaire du mélange,  $Mm_{mélange}$ , se calcul facilement à partir de la connaissance de soit les fractions molaires ou massiques de l'espèce du mélange :

$$Mm_{mélange} = \sum_i x_i \cdot Mm_i \quad \text{I.7}$$

$$Mm_{mélange} = \frac{1}{\sum_i (y_i / Mm_i)} \quad \text{I.8}$$

Pour les mélanges de gaz parfaits, nombreuses propriétés spécifiques du mélange de masse (ou molaire) sont calculer comme des sommes par la fraction de masse (ou mol) d'une propriété spécifique à l'espèce. Par exemple, les enthalpies de mélange sont calculées comme suit :

$$h_{mélange} = \sum_i y_i \cdot h_i \quad \text{I.9}$$

$$\bar{h}_{mélange} = \sum_i x_i \cdot \bar{h}_i \quad \text{I.10}$$

## I.7 Mélange de réactifs et de produits

### I.7.1 Stœchiométrie

La quantité stœchiométrique d'oxydant correspond exactement à la quantité nécessaire pour brûler complètement une quantité de carburant, le mélange est dit pauvre en carburant, tout en fournissant moins que l'oxydant stœchiométrique dans un mélange riche en combustible. Pour un combustible hydrocarboné donné par  $C_xH_y$ , la relation stœchiométrique peut être exprimée comme :



Où:  $a = (x+y/4)$

On admet que la composition simplifiée de l'air est de 21% d' $O_2$  et de 79% de  $N_2$  (en volume), c'est-à-dire pour chaque mole d' $O_2$  dans l'air, il y a 3.76 moles de  $N_2$

$$\left(\frac{1 \times 79}{21} = 3.76 mol\right).$$

Le rapport stœchiométrique (air-carburant) peut être trouvé comme suit :

$$\left(\frac{A}{C}\right)_{sto} = \left(\frac{m_{air}}{m_{carburant}}\right)_{sto} = \frac{4.76 \cdot a}{1} \frac{Mm_{air}}{Mm_{carburant}} \quad I.12$$

Avec  $Mm_{air}$  et  $Mm_{carburant}$  sont les masses moléculaires de l'air et du carburant, respectivement.

Il est également indiqué le rapport oxygène/carburant pour la combinaison de  $H_2$  en  $O_2$  pure. Nous constatons dans tous ces systèmes, qu'il y a beaucoup d'oxydant que le carburant.

Le rapport d'équivalence  $\phi$ , est couramment utilisé pour indiquer quantitativement si un mélange combustible-oxydant est riche, pauvre ou stœchiométrique.

Le rapport d'équivalence est défini comme :

$$\phi = \frac{(A/C)_{sto}}{(A/C)} = \frac{(A/C)}{(C/A)_{sto}} \quad I.13$$

Dans cette définition, on voit :

- Mélange riche en combustible :  $\phi > 1$
- Mélange pauvre en combustible :  $\phi < 1$
- Mélange Stœchiométrique :  $\phi = 1$

Le rapport d'équivalence est le facteur le plus important pour déterminer la performance d'un système de combustion. Autres paramètres fréquemment utilisés pour définir la stœchiométrie relative, c'est le pourcentage de la l'air stœchiométrique (coefficient de l'air stœchiométrique)

$$\% \text{ air stoechiométrique} = \frac{100\%}{\phi} \quad I.14$$

Et le coefficient d'excès d'air :

$$\% \text{ excès d'air} = \frac{(1-\phi)}{\phi} \cdot 100\% \quad \text{I.15}$$

### I.7.2 Enthalpie standard et enthalpie de formation

Dans le traitement des systèmes à réactions chimiques, le concept d'enthalpie standard est extrêmement de valeur. Pour toute espèce, on peut définir une enthalpie standard qui est la somme d'une enthalpie prenant en compte l'énergie associée à des liaisons chimiques, l'enthalpie de formation  $h_f$ , est une enthalpie associée uniquement à la température, c'est le changement de l'enthalpie sensible  $\Delta H_s$  ;

Nous pouvons écrire l'enthalpie standard pour une espèce  $i$  comme :

$$\overline{h}_i(T) = \overline{h}_{f,i}^\circ(T_{ref}) + \overline{\Delta h}_{s,i}(T) \quad \text{I.16}$$

Enthalpie standard à température T	=	$\overline{h}_{f,i}^\circ(T_{ref})$	+	$\overline{\Delta h}_{s,i}(T)$	I.16
		Enthalpie de formation aux conditions de référence ( $T_{ref}, P^\circ$ )		Changement enthalpie sensible entre $T_{ref}$ et T	

Où :

$$\overline{\Delta h}_{s,i} = \overline{h}_i(T) - \overline{h}_{f,i}^\circ(T_{ref}) \quad \text{I.17}$$

Les conditions de référence :  $T=25^\circ\text{C}$  (298.15K) ; et  $P_{ref} = P_0 = 1\text{atm}$  (101325 Pa).

**Nous adoptons la convention que les enthalpies de formation pour les éléments dans leurs nature sont nulles.**

Par exemple à l'état de référence ( $25^\circ\text{C}$ , 1atm), l'oxygène existe sous forme de molécules diatomiques, par conséquent :  $(\overline{h}_{f,O_2}^\circ)_{298} = 0$ ,

### I.7.3 Enthalpie de réaction (Enthalpie de combustion)

Savoir exprimer l'enthalpie des mélanges réactifs et des produits permet de définir l'enthalpie de réaction d'une combustion, considérez le réacteur à flux stable illustré à la figure 1, dans lequel un mélange stœchiométrique de réactifs entrants et des produits sortants, les deux dans des conditions de références ( $25^\circ\text{C}$ , 1atm). Le processus de combustion est supposé être complet, c'est-à-dire que tout le carbone du carburant est converti en  $\text{H}_2\text{O}$ . Pour que les produits sortent à la même température que les réactifs entrants, la chaleur doit être évacuée du réacteur, la quantité de chaleur évacuée peut être donnée comme suit :

$$Q_{cv} = h_{\text{prod}} - h_{\text{réac}} \quad \text{I.18}$$

La définition de l'enthalpie de réaction, ou de l'enthalpie de combustion  $\Delta H_R$  :

$$\Delta H_R \equiv Q_{cv} = h_{\text{prod}} - h_{\text{réac}} \quad \text{I.19}$$

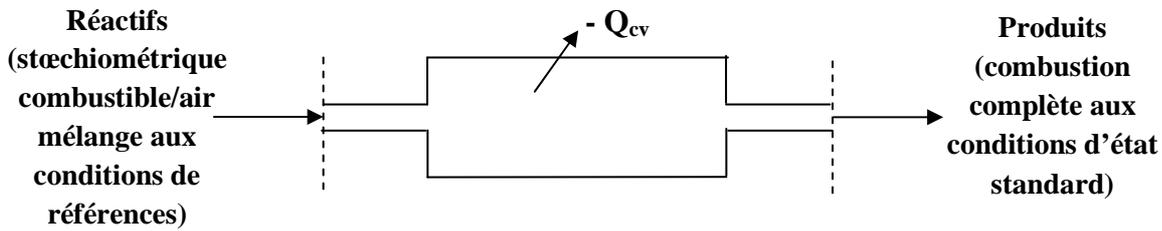


Figure1 : Réacteur à débit constant pour déterminer l'enthalpie de réaction (de combustion)

D'autre part :

$$\Delta H_R = H_{\text{prod}} - H_{\text{réac}} \quad \text{I.20}$$

Cette valeur peut être ajustée en fonction de la masse de carburant :

$$\Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{carburant}}} \right) = \Delta H_R / M m_{\text{carburant}} \quad \text{I.21}$$

Cette valeur peut, à son tour, être convertie en une unité de masse de mélange :

$$\Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{mélange}}} \right) = \Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{carburant}}} \right) \cdot \frac{m_{\text{carburant}}}{m_{\text{mélange}}} \quad \text{I.22}$$

$$\text{Où : } \frac{m_{\text{carburant}}}{m_{\text{mélange}}} = \frac{m_{\text{carburant}}}{m_{\text{air}} + m_{\text{carburant}}} = \frac{1}{(A/C)+1}$$

L'enthalpie de réaction (combustion) peut être illustrée graphiquement, comme présenté à la Figure 2, l'enthalpie standard des produits est inférieure à celle des réactifs. Par exemple à 25°C et 1atm, l'enthalpie des réactifs d'un mélange stœchiométrique de CH<sub>4</sub> et l'air, où 1Kmol de carburant réagit, est de -74.831 KJ. Dans les mêmes conditions (25°C, 1atm), les produits de combustion ont une enthalpie standard de -877.236 KJ.

$$\Delta H_R(\text{CH}_4) = -877.236 - (-74.831) = -802.405 \text{ KJ.}$$

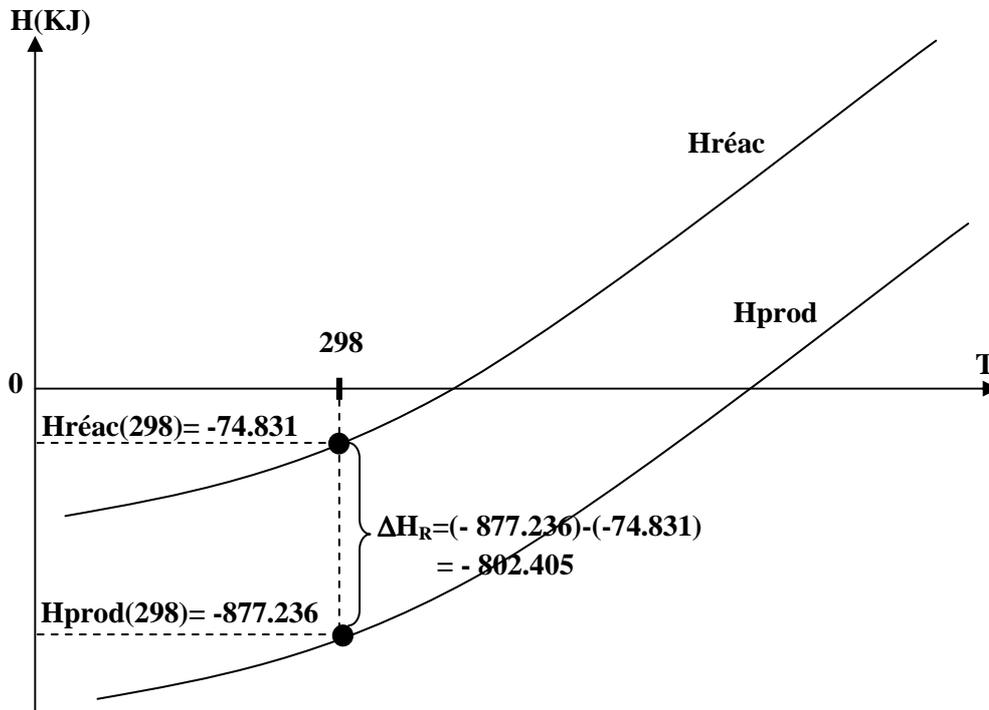
$$\Delta H_R(\text{CH}_4) \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{carburant}}} \right) = \frac{-802.405}{16.043} = -50.016$$

Table 1 : quelques propriétés de combustion du méthane, de l'hydrogène et du carbone solide à 298K

	$\Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{carburant}}} \right)$	$\Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{mélange}}} \right)$	$(A/C)_{\text{sto}} (\text{Kg/Kg})$	$T_{\text{eq ad}} (\text{K})$
<b>CH<sub>4</sub>+air</b>	-55.528	-3.066	17.11	22226
<b>H<sub>2</sub>+O<sub>2</sub></b>	-142.919	-15.880	8	3079
<b>C(S)+air</b>	-32.794	-2.645	11.4	2301

Le tableau 1, montre que le rapport (Air/carb) stœchiométrique pour le CH<sub>4</sub> est 17.11.

$$\Delta H_R \left( \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}_{\text{mélange}}} \right) = \frac{-50.016}{17.11 + 1} = -2761.8$$



**Figure2 : Enthalpie de réaction utilisant des valeurs pour un méthane stœchiométrique du mélange d'air. L'eau dans les produits est supposée être à l'état de vapeur.**

Notez que la valeur de l'enthalpie de réaction dépend de la température choisie pour son évaluation, car les enthalpies des réactifs et des produits varient avec la température. La chaleur de combustion  $\Delta h_c$  (aussi appelée valeur calorifique), est numériquement égale à l'enthalpie de réaction mais avec un signe opposé. Le pouvoir calorifique supérieur, est la chaleur de combustion calculée en supposant que tout l'eau dans les produits s'est condensé à liquide. Ce phénomène libère le plus d'énergie, d'où la désignation « supérieur ». le pouvoir calorifique inférieur correspond au cas où aucune eau ne devrait se condenser.

#### **I.7.4 Pouvoirs calorifiques**

On appelle « pouvoir calorifique » la quantité de chaleur dégagée par la combustion complète d'un kilogramme de combustible solide ou liquide ou d'un m<sup>3</sup> de combustible gazeux pris à la température T et à la pression P. l'état physique de l'eau présente dans les produits de combustion : eau condensé, eau à l'état de vapeur.

Ceci conduit à considérer deux pouvoirs calorifiques.

- Le pouvoir calorifique supérieur (PCS) où l'eau étant condensée, ou récupère sa chaleur latente de vaporisation.
- Le pouvoir calorifique inférieur (PCI) où l'eau reste sous forme de vapeur

Les pouvoirs calorifiques sont exprimés en kcal/kg ou KJ/kg, en kcal/m<sup>3</sup> ou KJ/m<sup>3</sup>.

On sait par ailleurs que :

$$1 \text{ kcal} = 4.185 \text{ KJ.}$$

### I.8 Réactions de combustion

Ces réactions sont régies par les équations suivantes, dites équations de combustion.



Les quantités de chaleur qui figurent aux seconds membres de ces équations sont les chaleurs de combustion, en fait, la combustion du carbone C. peut s'effectuer en deux phases : il ya d'abord formation d'oxyde de carbone CO conformément à l'équation :



Puis l'oxyde de carbone CO brûle à son tour en donnant naissance à de l'anhydride carbonique CO<sub>2</sub> conformément à l'équation :



L'équation (4) caractérise une combustion incomplète, et l'équation (1) est la somme des équations (4) et (5), caractérise la combustion complète.

La température résultante de la combustion dépend de la composition chimique du combustible, de la quantité d'air amenée, ainsi que des températures respectives de l'air et du combustible au moment de la combustion.