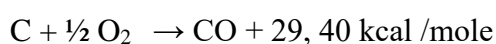
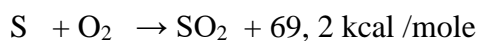
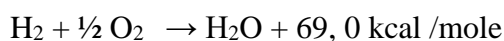


Chapitre 1 : rappels et notions fondamentales sur les combustions

1.1 Généralités sur la combustion. On désigne sous le nom de combustion une réaction chimique d'oxydoréduction qui s'accompagne d'un dégagement de chaleur et lumière. Dans l'industrie, la production de l'énergie thermique a lieu notamment dans les fours et chaudières. Dans ce cas-là, on cherche à obtenir des fumées à température de sortie aussi basse que possible pour récupérer un maximum de chaleur. Dans le cas des moteurs de toutes sortes où la combustion peut être adiabatique. C'est l'enthalpie qui est communiquée aux fumées qui est ensuite transformée en énergie mécanique.

Les combustibles industriels contiennent presque toujours du carbone ; très fréquemment de l'hydrogène (pétrole, gaz, bois) ; exceptionnellement du soufre ; enfin d'autres éléments ou composés chimiques (O_2 , N_2 , H_2O , etc.), ainsi que d'autres matières non combustibles (cendres, silice, etc.), qui n'entrent pas directement en jeu dans les réactions chimiques. Ces réactions chimiques sont régies par des équations dites « équations de combustion » :



Ces équations caractérisent des combustions complètes ou incomplètes. Les éléments chimiques (C, H_2 , S) sont appelés combustibles ou carburants, l'oxygène pur (ou l'air) dans lequel a lieu la combustion est appelé comburant. Les quantités de chaleur qui figurent aux seconds membres de ces équations sont dites chaleurs de combustion. Elles sont reportées à la quantité indiquée du combustible (une mole).

1.2 Propriétés physiques et chimiques des combustibles

Parmi les propriétés physico-chimiques on peut citer

- la température d'éclair ou température minimale d'inflammation. Le tableau 1.1 donne les températures d'autoinflammation de quelques combustibles usuels gazeux, liquides ou solides.
- la température d'autoinflammation ;
- les limites d'inflammabilité ;

— masses volumique etc. (pour plus de détails voir module M.C.I).

Combustible	Température d'inflammation °C	Combustible	Température d'inflammation °C
Hydrogène	550	Carbone	700
Oxyde de carbone	300	Charbon de terre	325
Méthane	650	Charbon de bois	360
Gaz de four à coke	800	Coke	700
Hydrocarbures lourds	600 ÷ 800	Tourbe	225

Tableau 1.1– Température d'inflammation de quelques combustibles usuels.

(tiré de M. Bailly thermodynamique technique)

1.3 Combustibles industriels.

La manière la plus simple de classer les combustibles est une répartition selon leur état physique.

- a) **Combustibles solides.** On distingue trois grandes familles de combustibles selon leur origine, naturelle, artificielle ou manufacturée et les déchets domestiques et industriels (tourteaux divers, rognures de papier, etc.). Les charbons se classent soit d'après leur richesse en matières volatiles, soit d'après la nature du coke fourni par leur carbonisation, voir la classification dans le tableau 1.2.

Combustible charbonneux	Combustible pur sec					Combustible brut			
	Composition chimique			Matières volatiles (%)	Pouvoir calorifique		Teneur en humidité (%)	Teneur en cendres (%)	PCI (MJ · kg ⁻¹)
	c (%)	h (%)	Reste (%)		Supérieur (MJ · kg ⁻¹)	Inférieur (MJ · kg ⁻¹)			
Anthracites	90,0	3,7	6,3	6	36,0	35,1	3	3,9	32,6
Coke léger	96,5	1	2,5	3	33,5	33,3	5	13,3	27,0
Coke lourd	97	0,6	2,4	2	33,2	33,1	5	133	26,9
Charbon de bois	90,0	2,5	7,5	15	34,3	33,8	12	1,8	28,8
Bois de chauffage	c (%)	h (%)	o + n (%)	d (%)		PCI (MJ · kg⁻¹)			
Pin	50,5	6,2	42,9	0,4		19,2			
Sapin	50,3	6,2	43,1	0,4		18,9			

Tableau 1.2 – Composition et pouvoir calorifique sous pression constante de certains combustibles solides (tiré du Techniques de l'Ingénieur)

b) **Combustibles liquides.** On distingue dans les combustibles liquides :

- Les coupes légères issues de la distillation ou le craquage du pétrole et destinées aux carburants des véhicules routiers (essences et gazoles), des aéronefs (kérosènes) et des chaudières (FOD).
- Les carburants issus de l'industrie agricole (biodiesels etc.) ;
- Les huiles minérales lourdes (fuels lourds, mazout) et, d'une manière générale, les produits lourds en provenance du pétrole, de la distillation des goudrons ou de schistes bitumeux ;
- Les goudrons de houille.

Le tableau 1.3 donne la composition de carburants et combustibles liquides.

Combustibles liquides	Nombre d'atomes de carbone des constituants	Rapport atomique H/C	Répartition par famille chimique (% volume)			
			Paraffines	Naphtènes	Oléfines	Aromatiques
Carburants pour automobiles	4 à 10	1,5 à 1,8	40 à 65	0 à 5	0 à 20	25 à 45
Carburacteur	9 à 13	1,9 à 2,1	40 à 60	20 à 50	0	5 à 15
Gazole	10 à 20	1,8 à 1,9	50 à 65	20 à 30	0	10 à 20
Fuel domestique	10 à 20	1,8 à 1,9	50 à 65	20 à 30	0	10 à 20
Fuels lourds	13 à 40	1,5 à 1,8	30 à 50	20 à 40	0	20 à 35

Le tableau 1.3 – Composition de carburants et de combustibles liquides
(tiré du Techniques de l'Ingénieur)

c) **Combustibles gazeux.** Parmi les combustibles gazeux on distingue :

- Les combustibles naturels ;
- Les gaz de gazogènes, de fours à coke et de hauts fourneaux.
- Les gaz de cracking (décomposition par la chaleur des hydrocarbures à longues chaînes).

Ces combustibles sont classés en trois catégories :

- Les gaz pauvres : leurs constituants essentiels sont CO et N₂. Ce sont les gaz de hauts fourneaux, gaz à l'air, gaz mixtes ou gaz de gazogènes ;

- Les gaz riches : en plus du CO et H₂, ils contiennent également des hydrocarbures en faible quantité. Ce sont le gaz à l'eau, le gaz de four à coke, le gaz à l'eau carburée.
- Les gaz très riches : ils sont essentiellement formés d'hydrocarbures. Ce sont le butane, le gaz naturel, le propane, le gaz naturel, le biogaz, etc.

Le tableau 1.4 donne la composition centésimale en volumes de quelques combustibles gazeux usuels.

Combustible gazeux	Teneur volumique centésimale						
	CO	H ₂	CO ₂	N ₂	O ₂	CH ₄	C _m H _n
Gaz de gazogène - à anthracite	24	16,5	7,5	50	1	1	
- à charbon gras	27	14	4,5	50,5	1	3	
Gaz de haut-fourneau	27,5	3	10	58	1	0,5	
Gaz de four à coke	6,5	50	2,3	5,7		32,5	3
Gaz naturel (1)		1		3		96	
(1) cela n'est qu'un exemple car la composition d'un gaz naturel dépend beaucoup de sa provenance.							

Tableau 1.4 – Composition volumique de quelques gaz combustibles
(tiré du Techniques de l'ingénieur)

1.4 Composition et pouvoirs calorifiques.

Les données fondamentales caractéristiques d'un combustible sont :

- sa composition chimique, qui en définit sa nature ;
 - Son pouvoir calorifique, qui en définit la valeur énergétique.
- a) **Composition.** La composition d'un combustible est représentée par les proportions respectives de ces divers constituants (éléments ou composés chimiques) contenus dans une quantité déterminée du combustible, et exprimées soit en masses par unité de masses du combustible, soit en volumes par unité de volume du combustible, pour les combustibles gazeux.

Nous utiliserons comme unité de masse le kilogramme (kg) et comme unité de volume le mètre cube normal (Nm³). Chaque constituant sera représenté par son symbole chimique ou sa formule en lettres minuscules. L'eau de l'humidité par *w* et les cendre par *d*.

Par exemple, la composition d'un certain charbon sera exprimé par :

$$c + h + s + o + n + w + d = \text{kg/kg ou } 100\%$$

$$0,780 + 0,038 + 0,014 + 0,034 + 0,026 + 0,058 + 0,05 = 1 \text{ kg ou } 100 \%$$

Cela signifie que la composition centésimale de ce charbon est :

78 % de carbone ; 3,8% d'hydrogène ; 1,4% de soufre ; 3,4% d'oxygène ; 2,6% d'azote ; 5,8% d'eau et 5% de cendres.

On peut déduire facilement la composition d'un combustible pur et sec, c'est-à-dire exempt d'eau et de cendres. D'après l'exemple précédent, la teneur en carbone pour un combustible pur et sec sera :

$$c_0 = c / (1 - w - d) = 0,780 / (1 - 0,058 - 0,05) = 0,875 \text{ ou } 87,5\%$$

et de même pour les autres constituants (hydrogène, soufre, oxygène, azote).

Ainsi, la composition du charbon pur et sec deviendra :

$$c_0 + h_0 + s_0 + o_0 + n_0 = 1 \text{ ou } 100\%$$

- b) **Pouvoir calorifique.** Le pouvoir calorifique (p.c) d'un combustible désigne la quantité de chaleur dégagée par la combustion complète d'une quantité déterminée du combustible prise dans les conditions normales (0°C, 1 atm), les produits de la combustion sont eux-mêmes ramenés dans les mêmes conditions. La quantité considérée est 1kg pour les combustibles solides et liquides, et 1Nm³ pour les combustibles gazeux.

Le pouvoir calorifique peut être soit déterminé expérimentalement, soit calculé directement à partir des équations de réaction et des chaleurs de formation ou de combustion.

Les produits de combustion ou fumées renferment généralement de la vapeur d'eau qui provient de l'humidité contenue initialement dans le combustible, de l'humidité de l'air comburant (généralement faible), et de l'eau fournie par la combustion de l'hydrogène libre ou combiné contenu dans le combustible.

Cette vapeur d'eau pourrait se condenser et libérer son enthalpie latente dont la valeur est d'environ 598 kcal/kg à 0 °C (ou 2500 kJ/kg). Cela conduit à deux notions différentes de pouvoir calorifique :

- Le pouvoir calorifique supérieur PCS (ou chaleur de combustion, noté P) : est la quantité de chaleur fournie par la combustion complète d'une quantité déterminée du combustible ; la quantité d'eau se trouvant dans les produits de la combustion est sous *forme condensée*.
- Le pouvoir calorifique supérieur PCI (ou pouvoir calorifique, noté I), est la quantité de chaleur fournie par la combustion complète d'une quantité déterminée du combustible ; la quantité d'eau se trouvant dans les produits de la combustion reste à *l'état de vapeur*.

Il est à noter, que si un combustible est exempt d'eau, alors les deux pouvoirs calorifiques sont confondus $P = I$.

En outre, la combustion peut s'effectuer à pression constante ou à volume. La combustion à l'air libre est une combustion à pression constante. Elle a lieu dans les chaudières, fours, turbines à gaz, les turboréacteurs et, approximativement dans les moteurs diesels. La combustion à volume constant, elle a lieu en première approximation dans moteurs à allumage commandé. En définitive, on aura à utiliser quatre pouvoirs calorifiques, désignés respectivement par les symboles P_p , P_v , I_p , I_v .

Les tableaux 1.5 et 1.6 donnent respectivement les pouvoirs calorifiques des combustibles purs, les combustibles gazeux et certains carburants à pression constante.

Combustibles	Symbole	P_p (MJ · Nm ⁻³)	I_p (MJ · Nm ⁻³)	P_p (MJ · kg ⁻¹)	I_p (MJ · kg ⁻¹)
Carbone	C			33,910	
Soufre	S			9,284	
Hydrogène	H	12,77	10,77	143,02	120,62
Oxyde de carbone	CO	12,64			
Acétylène	C ₂ H ₂	59,49	57,48		
Éthylène	C ₂ H ₄	62,14	58,48		
Méthane	CH ₄	39,77	35,75		
Éthane	C ₂ H ₆	70,00	63,97		
Propane	C ₃ H ₈	99,20	91,16	50,51	46,41
Butane	C ₄ H ₁₀	128,56	118,51	49,65	45,77
Benzène	C ₆ H ₆	145,96	133,90		

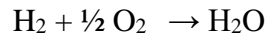
Tableau 1.5 – Pouvoirs calorifiques sous pression constante pour les corps purs (tiré du Techniques de l'Ingénieur)

Gaz combustibles		P_p (MJ · Nm ⁻³)	I_p (MJ · Nm ⁻³)	Rapport I_p/P_p
Gaz pauvres	Gaz de haut-fourneau	3,85 à 4,60	3,72 à 4,52	0,96 à 0,98
	Gaz à l'air	4,81 à 5,73	4,6 à 5,44	0,95 à 0,96
	Gaz mixte de houille	6,45	6,11	0,94
	Gaz mixte de coke	5,44	5,23	0,96
Gaz riches	Gaz à l'eau	11,51	10,47	0,91
	Gaz de four à coke	19,88 à 20,05	15,66 à 17,75	0,88
	Gaz à l'eau carburée	18,84	16,95	0,9
Gaz très riches	Gaz naturel	38,93 à 44,58	35,17 à 35,88	0,9
	Gaz propane	99,09	91,01	0,92
	Gaz butane	128,73	118,64	0,92

Tableau – Pouvoirs calorifiques sous pression constante de quelques combustibles gazeux (tiré du Techniques de l'Ingénieur)

1.5 Différence entre pouvoirs calorifique. La différence entre le PCS et le PCI est due à la chaleur de condensation de la vapeur d'eau contenue dans les produits de la combustion.

a) **Cas des combustible solide et liquide.** Considérons un combustible contenant par w kg d'eau et h kg d'hydrogène. Les équations de combustion s'écrivent :



1 kmole de H_2 produira après combustion 1kmole de H_2O

Ou encore, 2 kg de H_2 produiront ont après combustion 18 kg de H_2O

Et, 1 kg de de H_2 produira après combustion 9 kg de H_2O

Or, on dispose de h kg de H_2 qui lui produira $9h$ kg de H_2O

Donc, la combustion de 1kg de combustible solide ou liquide produira après combustion 9 kg de vapeur d'eau dans les produits de la combustion, à cette quantité ajoutons la quantité d'eau initialement contenue dans le combustible, soit w kg d'eau. Au total on aura $(9h + w)$ kg de vapeur d'eau dans les produits de la combustion. Si cette quantité d'eau arriverait à se condenser, elle libèrerait une quantité de chaleur égale à :

$$Q = (9h + w) 598 \text{ [kcal /kg]}, \text{ ou encore } Q = (9h + w) 2500 \text{ [kJ/kg]} \quad (1.1)$$

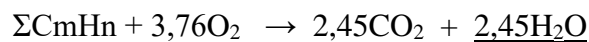
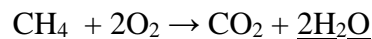
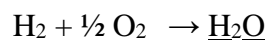
De là on déduit : $P_P - I_P = (9h + w) 598 \text{ [kcal /kg]}$

$$\text{Ou encore, } P_P = I_P + (9h + w) 598 \text{ [kcal /kg]} \quad (1.2)$$

$$I_P = P_P - (9h + w) 598 \text{ [kcal /kg]} \quad (1.3)$$

c) **Cas des combustibles gazeux**

Pour les combustibles gazeux, la vapeur d'eau contenue dans les produits de la combustion peut provenir : de la vapeur d'eau w contenue initialement dans le combustible, de la combustion de l'hydrogène libre, et enfin de la combustion des hydrocarbures. Les équations de combustions se présentent comme ceux-ci :



D'une façon analogue que précédemment, la combustion de 1Nm^3 de combustible gazeux produira après combustion, un volume de vapeur d'eau dans les produits de la combustion égal à : $(h + ch_4 + 2,45 \Sigma \text{cmhn} + w) \text{ Nm}^3$ de vapeur d'eau.

Mais 1Nm^3 de vapeur d'eau correspond à $1/22,4$ kmole, soit $18/22,4 \text{ [kg]}$

Chaque kg de vapeur d'eau qui arrive à se condenser va libérer 598 kcal, toute la quantité vapeur d'eau contenue dans les produits de la combustion de 1Nm^3 de combustible gazeux va libérer en se condensant la quantité de chaleur :

$$Q = (h + ch_4 + 2,45 \Sigma \text{cmhn} + w) \times (18 \times 598) / 22,4 \quad \text{[kcal/ Nm}^3] \quad (1.4a)$$

$$\text{Ou encore, } Q = (h + ch_4 + 2,45 \Sigma c_m h_n + w) \times 480 \quad [\text{kcal/ Nm}^3] \quad (1.4b)$$

$$\text{Enfin on écrira, } P = I + Q = I + (h + ch_4 + 2,45 \Sigma c_m h_n + w) \times 480 \quad [\text{kcal/ Nm}^3] \quad (1.5)$$

1.5 Détermination du pouvoir calorifique

Le pouvoir calorifique peut être déterminé par le calcul (si l'on connaît la composition du combustible), ou par voie expérimentale.

a) Détermination par le calcul.

— Combustibles solides ou liquides à faible teneur en hydrogène et oxygène.

$$I_P = 8100 c + 29000 o (h - o/8) + 2500 s - 600w \quad [\text{kcal/kg}] \quad (1.6)$$

Où 8100 est le p.c du carbone ; 29000 est le p.c de l'hydrogène ; 2500 est le p.c du soufre ; 600 kcal est la quantité de chaleur nécessaire pour la vaporisation de w kg d'eau, cette quantité de chaleur est prise à celle qui est produite par le combustible.

— Combustible solides à teneur élevée en hydrogène et en oxygène, ainsi que les huiles lourdes. On peut utiliser la formule de Wondracek :

$$I = (7860 + 280 ((1 - c_0)^{1/4}) c + 21500 (h - o/8) + 2500 s - 600w \quad (1.7)$$

Où h, c, o, s et w ont la même signification que précédemment, et où c_0 désigne la teneur du combustible pur et sec.

— Combustibles gazeux

A partir de la composition du combustible, on peut déterminer facilement le PCI :

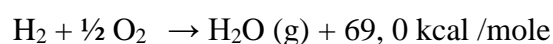
$$I_P = \Sigma a_i I_i \quad [\text{Nm}^3 / \text{Nm}^3]$$

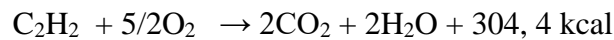
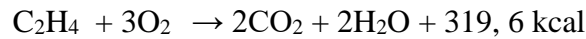
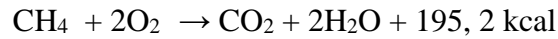
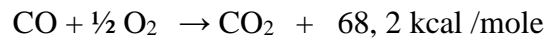
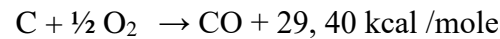
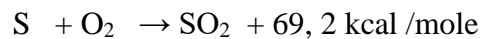
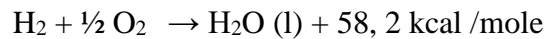
Où a désigne la teneur d'un constituant du combustible et I_i son pouvoir calorifique inférieur.

Dans le cas des hydrocarbures présents dans les gaz industriels, en général, dans les calculs, on sépare le méthane CH_4 des autres hydrocarbures lourds groupés sous la désignation $\Sigma C_m H_n$ et dont le pouvoir calorifique est à 17000 kcalNm^3 . Le p.c.i sera déterminé par l'expression :

$$I_P = 2500 h + 3050 co + 8530 ch_4 + 17000 \Sigma c_m h_n \quad [\text{kcal/Nm}^3] \quad (1.8)$$

Le tableau 16 donne les p.c à pression constante les principaux constituants fondamentaux qui se rencontrent dans les combustibles industriels. Ces valeurs sont obtenues par voie expérimentale directe, soit à partir des chaleurs de combustion, conformément aux équations :





Les p.c des combustibles industriels sont souvent rapportés au kg plutôt qu'au Nm³, par exemple pour le carbone dont la combustion complète fournit 97,60 kcal/mole, la combustion de 1kg fournira :

$$I = 97,60 \times 1000 / 12 = 8133,33 \text{ kcal/kg}$$

De même pour le CO, la combustion complète produit 68,2 kcal/mole, la combustion de 1 Nm³ fournira :

$$I = 68,2 \times 1000 / 22,4 = 3044,64 \text{ kcal/ Nm}^3$$

b) Détermination par voie expérimentale

— **Cas des combustibles solides et liquides.** Pour les combustibles solides ou liquides, la détermination expérimentale s'effectue à l'aide de la bombe calorimétrique, dite bombe de Malheur, voir figure 1.1. Cette bombe est plongée dans un calorimètre. On brûle dans une coupelle une masse connue de combustible en présence de l'oxygène sous pression. La combustion dans la bombe s'effectuant à volume constant, et avec condensation finale de la vapeur d'eau, le pouvoir calorifique mesuré est donc un p.c. supérieur à volume constant, c'est dire P_v.

Le p. c recherché sera exprimé par :

$$P_v = (M + M_1) (t_2 - t_1) - (1600m_1 + 3V) / m \tag{1.9}$$

Où, m = la masse du combustible essayé (g) ;

m₁ = la masse de la spirale servant à l'inflammation (g) ;

M = la masse d'eau contenue dans le calorimètre (g) ;

M₁ = la valeur en eau des accessoire du calorimètre, bombe comprise (g) ;

t_1 = la température initiale de l'eau du calorimètre, (°C) ;

t_2 = la température finale du calorimètre, corrections thermométriques comprises (°C) ;

V = volume de la solution décimormale de soude caustique nécessaire à la neutralisation de l'eau de la bombe (cm^3).

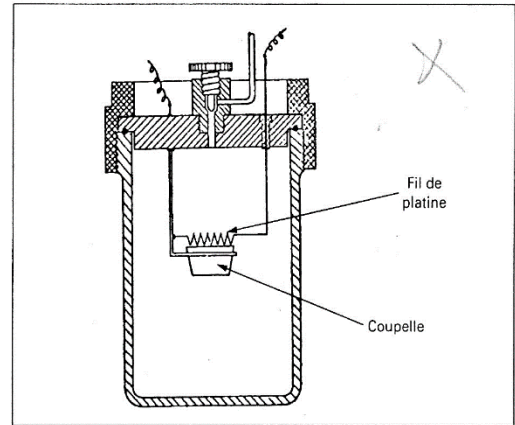


Figure 1.1 – Bombe calorimétrique de Mahler (tiré du Techniques de l'Ingénieur)

– Cas des combustibles gazeux.

L'appareil généralement utilisé est le calorimètre de Junkers, spécialement conçu pour des déterminations rapides, voir figure 1.2. Le procédé utilisé consiste à mesurer l'élévation de température d'une quantité d'eau déterminée sous l'action de la chaleur dégagée d'un volume de gaz connu. La combustion du gaz s'effectuant à pression constante et la chaleur de condensation de la vapeur d'eau des fumées étant comprise dans la quantité totale de chaleur mesurée, le p.c. obtenu est un pouvoir calorifique supérieur à pression constante, qui a pour expression :

$$P_p = M (t_2 - t_1) 10^3 / V \quad [\text{kcal/m}^3] \quad (1.10)$$

Où, V = volume de gaz qui a brûlé au cours de l'expérience ; [m^3] ;

P = la pression à l'arrivée au brûleur [mm CE] ;

t = la température du gaz à l'entrée au brûleur [°C] ;

M = la masse d'eau qui a circulé dans le calorimètre pendant la durée de l'expérience [kg] ;

t_1 et t_2 températures respectives d'entrée et de sortie de l'eau [°C] ;

m = la masse d'eau provenant de la condensation de la vapeur d'eau des fumées recueillie au cours de l'expérience [g] ;

P_0 = pression barométrique du moment [mbars] ;

t_0 = température ambiante [°C].

Le pouvoir calorifique aura pour expression :

$$I_p = P_p - 600m / V \quad [\text{kcal/m}^3] \quad (1.11)$$

Il s'agit maintenant de ramener cette valeur dans les conditions normales, en particulier le volume V exprimé en m^3/s , qui les conditions normales (P_0, t_0) deviendra V_0 exprimé en Nm^3/s .

$$V_0 = P \times 273 \times V / P_0 (t_0 + 273) \quad (1.12)$$

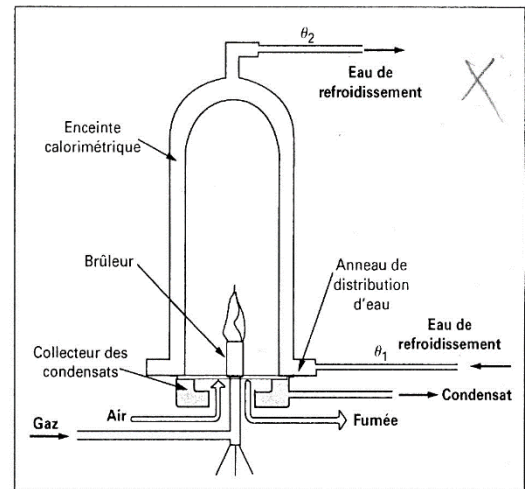


Figure 1.2 – Schéma de principe du calorimètre (tiré du Techniques de l'Ingénieur)

1.6 Etude de la combustion théorique

La combustion théorique ou stoechiométrique consiste à faire brûler tous les constituants du combustible conformément aux équations de combustion suscitées. Cette combustion théorique est un cas idéal, impossible à réaliser dans la pratique, cependant son étude sert de base à la combustion réelle.

Dans l'industrie, la combustion est réalisée soit avec excès d'air, elle est dite « oxydante », ou avec un défaut d'air et elle est dite « réductrice ». Le type de combustion recherché dans une installation thermique varie avec le type de l'opération. Dans certains cas, on a intérêt à se rapprocher le plus possible de la combustion théorique (chaudières des centrales thermiques, turbines à gaz). Dans d'autres cas, on cherche au contraire à s'en écarter par exemple dans les industries sidérurgiques (réchauffage des produits sidérurgiques).

a) Pouvoir comburivore et pouvoir fumigène.

Considérons un combustible de composition déterminée que nous faisons brûler dans l'air.

— On appelle pouvoir comburivore d'un combustible V_a la quantité d'air nécessaire à la combustion théorique de l'unité ($1kg$ ou $1Nm^3$) de ce combustible.

— On appelle pouvoir fumigène d'un combustible V_f le volume de fumées correspondant à la combustion théorique de l'unité ($1kg$ ou $1Nm^3$) de ce combustible.

Les pouvoirs comburivore V_a et fumigènes V_f qui correspondent à des volumes, sont exprimés en Nm^3 .

b) Calculs des pouvoir comburivore et fumigène

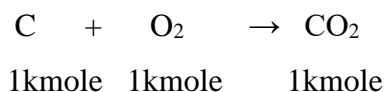
– Cas des combustibles solides et liquides.

Considérons un combustible solide ou liquide contenant par kg :

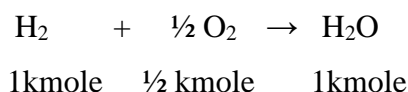
$$c + h + s + o + n + w + d = 1 \text{ ou } 100 \% \text{ [kg/kg]}$$

Les constituants susceptibles de brûler sont le carbone (c), l'hydrogène (h) et le soufre (s), quant à l'azote (n) du combustible et de l'air (O₂ + N₂), ils se retrouvent intact dans les fumées. L'eau initialement contenue à dans le combustible se retrouve dans les fumées à l'état vapeur après avoir absorber une petite partie de la quantité totale de chaleur produite par la combustion.

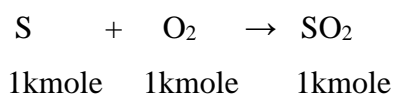
Ecrivons maintenant les équations de combustions correspondantes :



A partir de l'équation de combustion, déterminons le volume d'O₂ nécessaire pour la combustion de 1kmole de C : c/12 kmoles d'O₂.



Même chose pour l'hydrogène : h/4 kmole d'O₂.



Pour le soufre on aura besoin de : s/32 kmole d'O₂.

La combustion de 1 kg de combustible nécessite donc un volume d'oxygène :

$$V_{O_2} = (c/12 + h/4 + s/32) \text{ kmoles d'oxygène}$$

Mais une partie de cet oxygène existe déjà dans le combustible, qui en renferme o/32 kmoles, de sorte que l'air comburant n'aura à fournir, pour 1kg combustible, que :

$$V_{O_2} = (c/12 + h/4 + s/32 - o/32) \text{ kmoles d'oxygène}$$

et, sachant que chaque kmole d'oxygène occupe un volume de 22,4Nm³ on obtient :

$$V_{O_2} = (c/12 + h/4 + s/32 - o/32) 22,4 \quad [Nm^3] \quad (1.13)$$

Mais, chaque Nm³ d'oxygène correspondant à 4,76 Nm³ d'air, il en résulte que le volume d'air théorique Va (ou pouvoir comburivore) nécessaire à la combustion du 1kg de combustible considéré sera :

$$V_a = (c/12 + h/4 + s/32 - o/32) 22,4 \times 4,76 \quad [Nm^3/\text{kg}] \quad (1.14)$$

Remarque : l'air atmosphérique est réduit à ses deux constituants essentiels : 21% d'oxygène et 79% d'azote en volume. Pour 1 Nm³ d'O₂ lui correspond 3,76 Nm³ de N₂, ce qui donnera au total 4,76 Nm³ d'air.

Maintenons passons au pouvoir fumigène V_f .

Les équations de combustions montrent que 1 kg de combustible produit, en brûlant dans l'oxygène un volume de fumées composé de :

$$c/12 \text{ kmoles de CO}_2$$

$$h/2 \text{ kmoles de H}_2\text{O}$$

$$s/32 \text{ kmoles de SO}_2$$

$$n/28 \text{ kmoles de N}_2$$

$$w/18 \text{ kmoles de H}_2\text{O}$$

Rappelons que w est la masse d'eau initialement contenue dans le combustible.

Mais, à ce volume ajoutons le volume d'azote contenu dans l'air comburant, qui représente 3,76 ($79/21 = 3,76$) fois le volume d'oxygène V_{O_2} , il vient donc :

$$V_f = (c/12 + h/2 + s/32 + n/28 + w/18) \times 22,4 + (c/12 + h/4 + s/32 - o/32) 22,4 \times 3,76$$

Finalement, la combustion de 1 kg de combustible dans l'air comburant a produit un volume théorique de fumées V_f (pouvoir fumigène) égal à :

$$V_f = (c/12 + h/2 + s/32 + n/28 + w/18) \times 22,4 + 3,76 V_{O_2} \quad [\text{Nm}^3] \quad (1.15a)$$

Ou encore, $V_f = (c/12 + h/2 + s/32 + n/28 + w/18) \times 22,4 + 0,79 V_a \quad [\text{Nm}^3] \quad (1.15b)$

Le volume des fumées V_f est relatif à une quantité de fumées dites « humides » provenant d'une part de la proportion w d'eau contenue dans le combustible, et d'autre part de la combustion de l'hydrogène. Dans la pratique, on considère que l'on a affaire à des fumées sèches

Exemple : Déterminons le pouvoir comburivore et fumigène inférieur d'un charbon et d'un mazout de composition en masses respectives :

	c	h	o	n	s	d
Charbon	0,847	0,042	0,039	0,021	0,013	0,038
Mazout	0,842	0,126	—	0,004	0,028	—

Application numérique de la formule donne :

— pour le charbon :

$$\begin{aligned} V_a &= (0,847/12 + 0,042/4 + 0,013/32 - 0,039/32) 22,4 \times 4,76 \\ &= 8,558 \quad [\text{Nm}^3/\text{kg}] \end{aligned}$$

— pour le mazout :

$$V_a = (0,842/12 + 0,126/4 + 0,028/32 - o/32) 22,4 \times 4,76 \quad [\text{Nm}^3/\text{kg}]$$

$$= 10,333 \text{ [Nm}^3/\text{kg]}$$

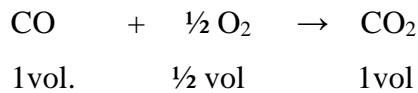
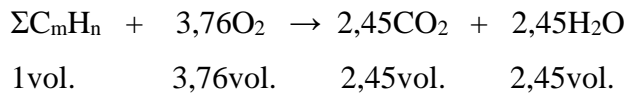
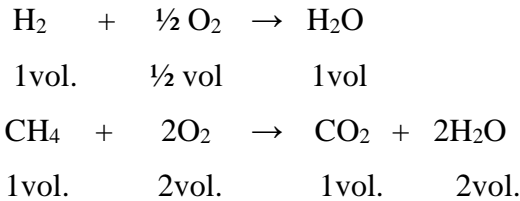
— Cas des combustibles gazeux.

Considérons un combustible gazeux, dont la composition en volumes est définie par :

$$h + ch_4 + \Sigma c_m h_n + co + co_2 + o + n + w = 1 \text{ ou } 100\% \quad [\text{Nm}^3 / \text{Nm}^3]$$

Les seuls constituants combustibles sont : H₂, CH₄, ΣC_mH_n, CO.

Ecrivons les équations de combustion.



L'examen de ces équations montrent que :

- la combustion d'un volume h d'hydrogène nécessite un volume h/2 d'oxygène ;
- la combustion d'un volume ch₄ de méthane nécessite un volume 2ch₄ d'oxygène ;
- la combustion d'un volume Σc_mh_n d'hydrocarbures lourds nécessite un volume 3,76Σc_mh_n d'oxygène ;
- la combustion d'un volume co d'oxyde de carbone nécessite un volume co/2 d'oxygène.

La combustion de 1 Nm³ de combustible gazeux nécessite donc un volume d'oxygène égal à :

$$VO_2 = h/2 + 2ch_4 + 3,76\Sigma c_m h_n + co/2 \quad [\text{Nm}^3]$$

A ce volume il faut ajouter la quantité o d'oxygène initialement contenue dans le combustible, de sorte que le volume d'oxygène sera réduit à :

$$VO_2 = h/2 + 2ch_4 + 3,76\Sigma c_m h_n + co/2 - o \quad [\text{Nm}^3] \quad (1.16)$$

Mais chaque Nm³ d'oxygène correspondant à 4,76 Nm³, il en résulte que le volume d'air théorique Va (pouvoir comburivore) nécessaire à la combustion de 1 Nm³ de gaz combustible sera :

$$Va = 4,76 VO_2 \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3] \quad (1.17)$$

Passons maintenant au pouvoir fumigène Vf.

Les équations de combustion qu'on a vues précédemment ont montré que les fumées résultant de la combustion de 1 Nm³ de gaz sont composées de :

— vapeur d'eau provenant du combustible lui-même ainsi que de la combustion de l'hydrogène libre et des hydrocarbures, soit un volume de :

$$h + 2ch_4 + 2,45\sum c_m h_n + w \quad [\text{Nm}^3]$$

— du CO₂ provenant du combustible lui-même ainsi que de la combustion du CO et des hydrocarbures ; soit un volume de :

$$ch_4 + 2,45\sum c_m h_n + co + co_2 \quad [\text{Nm}^3]$$

— de l'azote provenant du combustible lui-même ainsi que de l'azote provenant de l'air de combustion ; soit un volume de :

$$n + 3,76 V_{O_2} = n + 0,79V_a \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3]$$

Finalement le volume de fumées Vf s'exprime par :

$$V_f = h + 3ch_4 + 4,90\sum c_m h_n + co + co_2 + w + n + 0,79V_a \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3] \quad (1.18)$$

Le volume des fumées sèches qu'on a l'habitude de désigner par Vs se réduit à :

$$V_s = ch_4 + 2,45\sum c_m h_n + co + co_2 + n + 0,79V_a \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3] \quad (1.19)$$

Exemple : déterminons le pouvoir comburivore et fumigène de composition donnée :

$$H_2 = 44\% ; CH_4 = 36\% ; CO = 8\% ; CO_2 = 2\% ; N_2 = 6\% ; W = 4\%$$

On a immédiatement:

— Le volume d'oxygène VO₂ :

$$V_{O_2} = (0,44)/2 + 2(0,36) + 3,76(0) + (0,08)/2 - (0) = 0,98 \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3]$$

— Le pouvoir comburivore Va :

$$V_a = (0,98) 4,76 = 4,66 \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3]$$

— Le pouvoir fumigène Vf :

$$\begin{aligned} V_f &= (0,44) + 3(0,36) + 4,90(0) + (0,08) + (0,02) + (0,06) + (0,04) + 0,79(4,66) \\ &= 5,24 \quad [\text{Nm}^3/\text{Nm}^3] \end{aligned}$$

1.7 Etude de la combustion réelle. Excès d'air. Richesse

La combustion réelle diffère de la combustion théorique par le fait que les proportions de combustible et d'air s'écartent toujours des valeurs stœchiométriques, de sorte que la composition des fumées devient différente de celle correspondant à la combustion théorique.

La combustion réelle est caractérisée par le volume d'air effectivement fourni Va', au volume Va d'air théorique nécessaire pour la combustion de la même quantité de Combustible (1kg ou Nm³).

Le rapport ainsi défini est appelé coefficient d'excès d'air :

$$\lambda = V_{a'} / V_a \quad (1.20)$$

Si $\lambda > 1$, la combustion est avec excès d'air (ou oxydante) ;

Si $\lambda < 1$, la combustion est avec défaut (ou réductrice) ;

Si $\lambda = 1$, on retombe sur la combustion théorique (ou neutre).

Un deuxième coefficient caractérisant la combustion réelle, appelé excès d'air qu'on désigne par e :

$$e = (V_{a'} - V_a) \times 100 / V_a \quad \text{Il s'exprime en \%} \quad (1.21)$$

$$\text{On peut tirer : } \lambda = 1 + e/100, \text{ ou } e = 100 (\lambda - 1) \quad (1.22)$$

Quant à la richesse r_i , elle est définie par l'équation :

$$r_i = V_a / V_{a'} \quad (1.23)$$

Les deux premiers coefficients sont utilisés essentiellement dans le domaine du chauffage alors que la richesse est utilisée dans le domaine des moteurs (carburants).

Exemple : mélange combustible riche et pauvre.

