

Chapitre 2

Combustion

Nous étudierons dans ce chapitre le mode de production de chaleur le plus couramment rencontré dans l'industrie.

Nous nous limiterons au bilan énergétique et non aux processus de la formation et du développement des flammes et à leur théorie.

Ce chapitre aidera à la compréhension du phénomène de combustion. Il permet aussi d'aborder et traiter les problèmes de combustion technique les plus courants.

I. Généralités :

La combustion est une réaction chimique d'oxydation d'un **combustible** par un **comburant**.

Les produits de combustion s'appellent aussi gaz brûlés ou fumées.

La combustion fournit de l'énergie calorifique et émet généralement de la lumière.

Le développement de la société industrielle moderne et la sauvegarde de l'environnement se fondent sur la maîtrise de cette réaction de combustion.

Dans un phénomène de combustion, les corps en présence sont les suivants :

LE COMBUSTIBLE

LE COMBURANT

LE PRODUIT DE COMBUSTION

Les combustibles sont des corps susceptibles de se combiner à l'oxygène par une réaction d'oxydation exothermique.

L'oxydation doit être assez vive pour se poursuivre normalement après amorçage.

3 catégories de combustibles :

- COMBUSTIBLES SOLIDES
- COMBUSTIBLES LIQUIDES
- COMBUSTIBLES GAZEUX

Cependant, quelle que soit la nature du combustible, la réaction de combustion proprement dite ne peut avoir lieu que lorsque les réactifs sont sous **forme gazeuse**

Si le combustible n'est pas à l'état gazeux, il **se vaporise** ou **se sublime** préalablement (éventuellement après décomposition chimique).

Les combustibles solides :

Tous les combustibles solides sont d'origine végétale à l'exception des propergols (*carburants pour fusées*).

L'uranium et les autres corps radioactifs, qui produisent de l'énergie par fission nucléaire, ne sont pas des combustibles au sens précis du terme car,

lors de leur utilisation, ils ne participent à aucune réaction de combustion.

Les combustibles solides :

Le bois :

Encore largement utilisé dans le monde sous sa forme brute, le bois est par ailleurs un des facteurs de la désertification surtout dans les zones subsahariennes.

Le charbon :

désigne les combustibles solides résultant de la décomposition et de la fossilisation de la végétation.

Selon leur degré d'évolution, et leur teneur en carbone et en eau, on distingue

la tourbe (une matière encore très humide et au pouvoir calorifique peu élevé, résultat d'une décomposition sommaire)

le lignite

la houille

l'anthracite

Les combustibles liquides :

Les combustibles liquides, voire gazeux, proviennent généralement du **pétrole**, qui est

un mélange d'hydrocarbures,
c'est-à-dire de composés à base de

carbone C et d'**hydrogène H**,

auxquels s'ajoutent essentiellement du

soufre S, de **l'oxygène O** et de **l'azote N**.

Les comburants :

Les plus fréquemment utilisés sont :

l'air qui comprend principalement de **l'oxygène**, de **l'azote**, de **la vapeur d'eau** et du **CO₂**.

l'oxygène pur.

Ils peuvent être incorporés préalablement au combustible soit :

sous forme **d'alliage chimique**,

sous forme **d'air ou d'oxygène liquide**, comme par exemple dans les explosifs et dans les carburants pour fusées.

Composition de l'air atmosphérique :

Substance	Pression partielle (bar)	Mol de i / mol d'air
N ₂	0.7665	0.7565
O ₂	0.2056	0.2030
Ar	0.0091	0.0090
H ₂ O	0.0316	0.0312
CO ₂	0.0003	0.0003

II. Equations chimiques de base :

La combustion du **carbone C**, de l'**hydrogène H** et du **soufre S** donne lieu aux équations chimiques de base suivantes :

Combustion du carbone



Combustion de l'hydrogène



Combustion du soufre



Δh_0 est appelée **chaleur de réaction** ou **enthalpie de réaction** (par les chimistes et les physiciens).

Δh_0 est appelée **pouvoir énergétique** (par les thermiciens).

Δh_0 est définie pour des conditions de référence P_0 et T_0 qui sont en général les valeurs standards :

$$P_0 = 1 \text{ atm} \approx 1,01325 \text{ bar} = 101325 \text{ Pascal.}$$

$$T_0 = 25 \text{ °C} = 298,15 \text{ K.}$$

Les grandeurs molaires ou massiques sont reliées

par : $\Delta H_0 = M \cdot \Delta h_0$ M la masse molaire du combustible.

Les équations de base ci-dessus donnent lieu aux valeurs molaires suivantes :



La combustion des **hydrocarbures** donne lieu à des équations chimiques plus complexes dont voici quelques exemples :

Méthane CH₄ :



Ethylène C₂H₄ :



Ethane C₂H₆ :



Le pouvoir énergétique ΔH_0 de tout hydrocarbure peut se déduire de ceux des éléments de base C et H₂.

Mais il ne peut pas être calculé simplement par la règle des mélanges, car il faut tenir compte de la chaleur de formation de l'hydrocarbure.

Exemple :

Pour le méthane CH_4 , les équations précédentes donnent :



$$\text{C} \quad \rightarrow \quad 1 \times 393\,500 \quad = \quad - 393\,500 \text{ J/mol de C}$$

$$\text{H}_4 \quad \rightarrow \quad 2 \times 241\,800 \quad = \quad - 483\,600 \text{ J/mol de H}_2$$

$$\text{Chaleur de formation de CH}_4 \quad = \quad 74\,800 \text{ J/mol CH}_4$$

Le pouvoir énergétique du mélange $\text{CH}_4 = - 802\,300 \text{ J/mol CH}_4$

Attention ! Une simple règle de mélange conduit à une erreur inadmissible de 9,3 %.

Exemple de combustion : Moteur à combustion interne

La combustion, pour se faire, requière trois paramètres:

- un combustible (pour l'automobile, le carburant)
- un comburant (pour l'automobile l'oxygène de l'air)
 - une source de chaleur (pour l'automobile l'étincelle de la bougie ou la pression dans la chambre de combustion)

La formule chimique d'une combustion stœchiométrique est :



COMBUSTION ESSENCE (Heptane) :

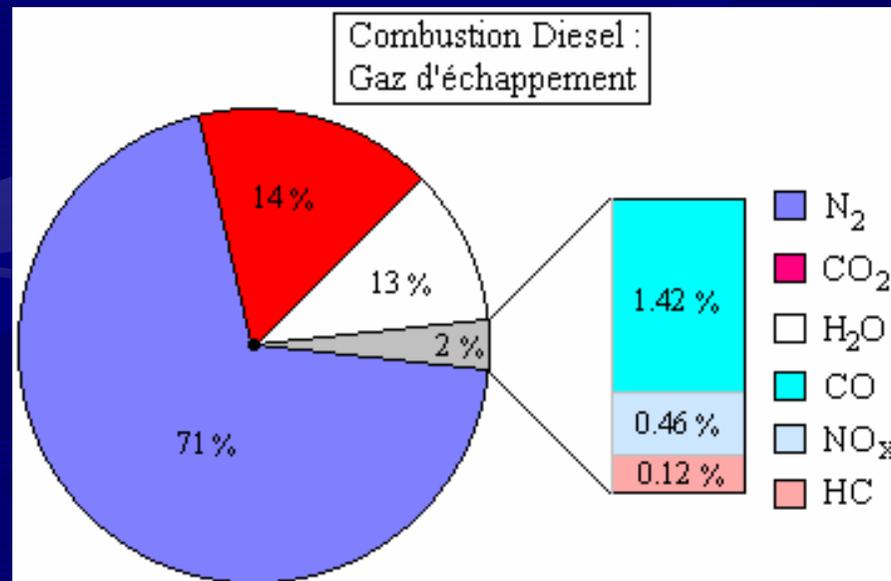


dosage stœchiométrique : **1g** d'essence pour **15,1g** d'air

COMBUSTION GAS-OIL (Cétane):



dosage stœchiométrique **1g** de gas-oil pour **14,88g** d'air



III. Pouvoir énergétique à volume constant:

Le pouvoir énergétique à volume constant P_{ev} d'un combustible B est la grandeur définie par la relation (sous forme

massique ou molaire) :
$$P_{ev} = - \Delta u_0 = \frac{U_{M0} - U_{Rc0}}{m_B}$$

U_{M0} l'énergie interne du mélange initial M dans les conditions de référence P_0 et T_0 (valeurs standards : $P_0 = 1 \text{ atm} \approx 1,01325 \text{ bar} = 101325 \text{ Pas}$ et $T_0 = 25 \text{ °C}$).

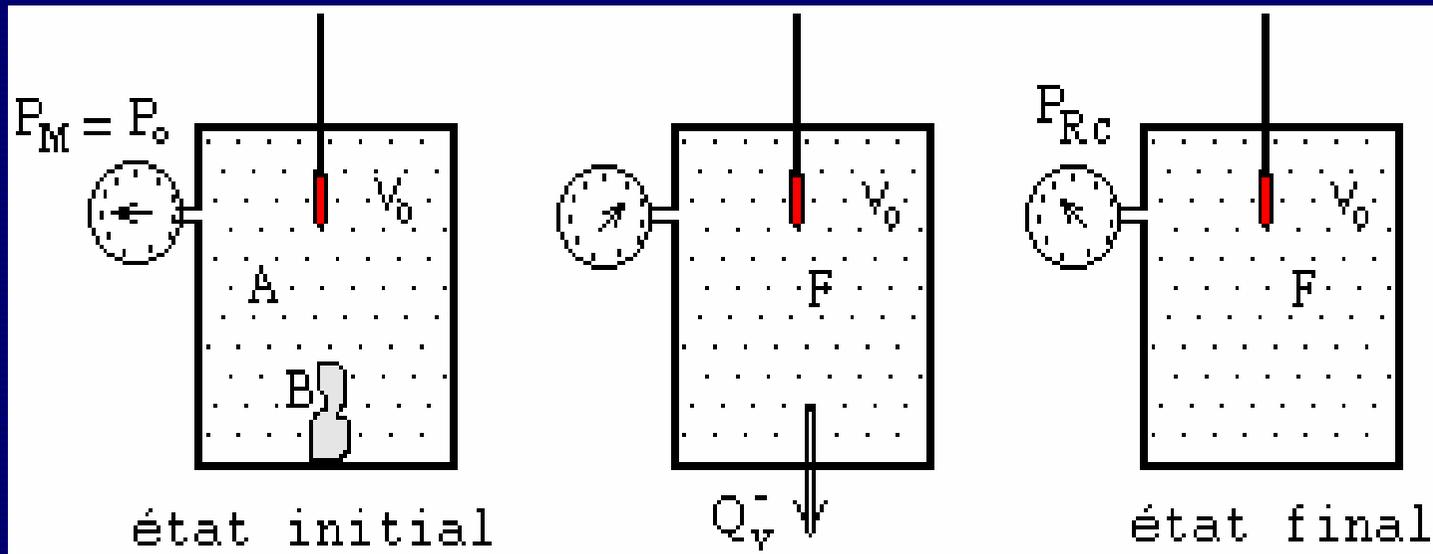
U_{Rc0} l'énergie interne des produits finaux de combustion résultant d'une combustion complète dans les mêmes conditions de référence.

m_B la masse du combustible B en kg.

On parle souvent de pouvoir calorifique, nous utiliserons l'expression '**pouvoir énergétique**' car les produits de combustion sont utilisés dans les machines thermiques aussi bien pour produire de l'énergie-travail (moteur) que de l'énergie-chaleur (chaudière).

Détermination expérimentale :

Considérons la combustion complète d'un mélange M dans une enceinte indéformable et fermée. A l'état initial le mélange M de combustible B et de comburant A se trouve dans un état de référence caractérisé par P_0 et T_0 . La combustion est déclenchée, par exemple, par une étincelle électrique. Une énergie-chaleur est ensuite extraite par un thermostat de façon que la température des produits de combustion Rc soit ramenée à la température de référence T_0 , la pression finale P_{Rc} étant en général différente de la pression initiale P_0 .



Le bilan de masse s'écrit :

$$m_{Rc} = m_M = m_B + m_A$$

En divisant par la masse du combustible m_B nous obtenons

la relation sans dimension :

$$x_{Rc}^B = 1 + x_L^B$$

x_L^B : Le rapport d'air

x_{Rc}^B : Le rapport de produits de combustion

Le premier principe pour système fermé s'écrit :

$$\Delta U_t = \Delta U = E^+ + Q^+$$

On considère, pour l'expérience, les conditions suivantes :

Parois indéformables $E^+ = 0$

Etat de repos initial et final $\Delta E_c = 0$

Pas de déplacement vertical $\Delta Z = 0$.

L'expression du premier principe s'écrit ainsi :

$$Q_v^- = - \Delta U = U_M(P_0, T_0) - U_{Rc}(P_{Rc}, T_0)$$

Si l'on admet que les produits de combustion R_c se comportent pratiquement comme des gaz semi-parfaits, leur énergie interne est quasiment indépendante de la pression, nous pouvons écrire :

$$U_{Rc}(P_{Rc}, T_0) \cong U_{Rc}(P_0, T_0)$$

En divisant tous les termes de l'équation donnant Q_v^- par la masse du combustible m_B et en tenant compte de l'égalité précédente nous obtenons l'énergie-chaleur massique :

$$q_v^B = \frac{Q_v^-}{m_B} \cong \frac{U_{M0} - U_{Rc0}}{m_B}$$

La comparaison de cette équation avec celle donnant P_{ev} montre bien l'égalité : $P_{ev} = -\Delta u_0 = q_v^B$

L'énergie-chaleur dégagée par la combustion isochore de l'unité de masse du combustible (dans les conditions standards de pression et de température) se confond avec le pouvoir énergétique à volume constant du combustible.

IV. Pouvoir énergétique à pression constante:

Le pouvoir énergétique à pression constante P_{ep} d'un combustible B est la grandeur définie par la relation (sous forme massique ou molaire) :

$$P_{ep} = - \Delta h_0 = \frac{H_{M0} - H_{Rc0}}{m_B}$$

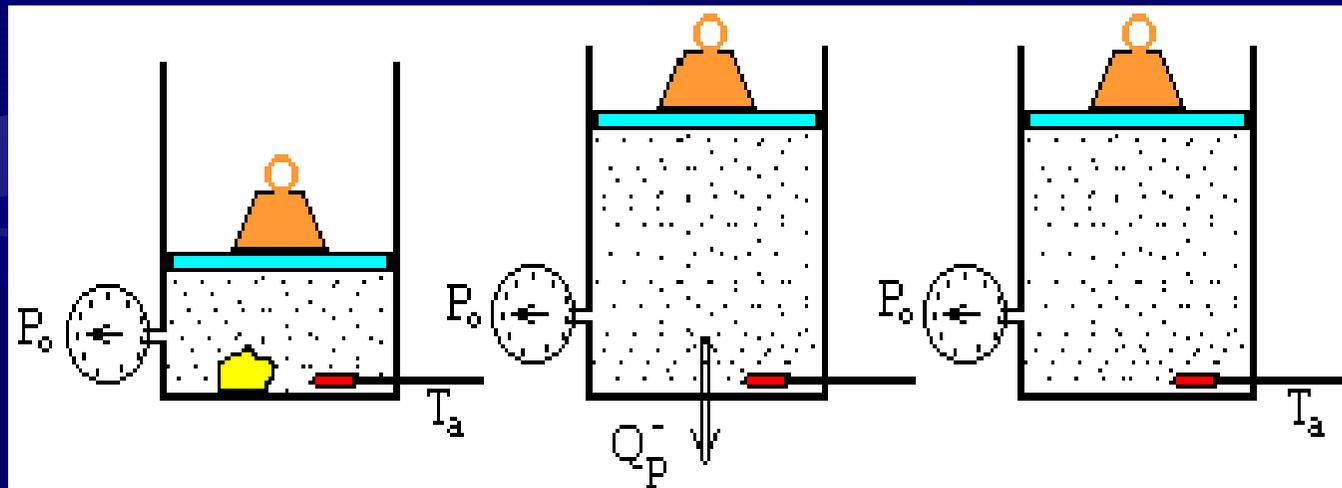
H_{M0} l'enthalpie du mélange initial M dans les conditions de référence P_0 et T_0 (valeurs standards).

H_{Rc0} l'enthalpie des produits finaux de combustion résultant d'une combustion complète dans les mêmes conditions de référence.

m_B la masse du combustible B en kg.

Détermination expérimentale :

Considérons la combustion complète d'un mélange M dans une enceinte fermée et déformable de façon à maintenir la pression constante. A l'état initial le mélange M de combustible B et de comburant A se trouve dans un état de référence caractérisé par P_0 et T_0 . L'expérience est analogue à celle décrite dans le paragraphe précédent, mais cette fois-ci le système est isobare et non isochore.



Le système ici échange du travail (paroi déformable) :

$$E^+ = - P_0 \Delta v$$

Le premier principe s'écrit :

$$\begin{aligned} Q_P^- &= - \Delta U - P_0 \Delta V = - \Delta(U + P_0 V) \\ &= - \Delta H = H_M(P_0, T_0) - H_{Rc}(P_0, T_0) \end{aligned}$$

En divisant par la masse du combustible m_B , nous obtenons l'énergie-chaleur massique :

$$q_P^B = \frac{Q_P}{m_B} = \frac{H_{M0} - H_{Rc}}{m_B}$$

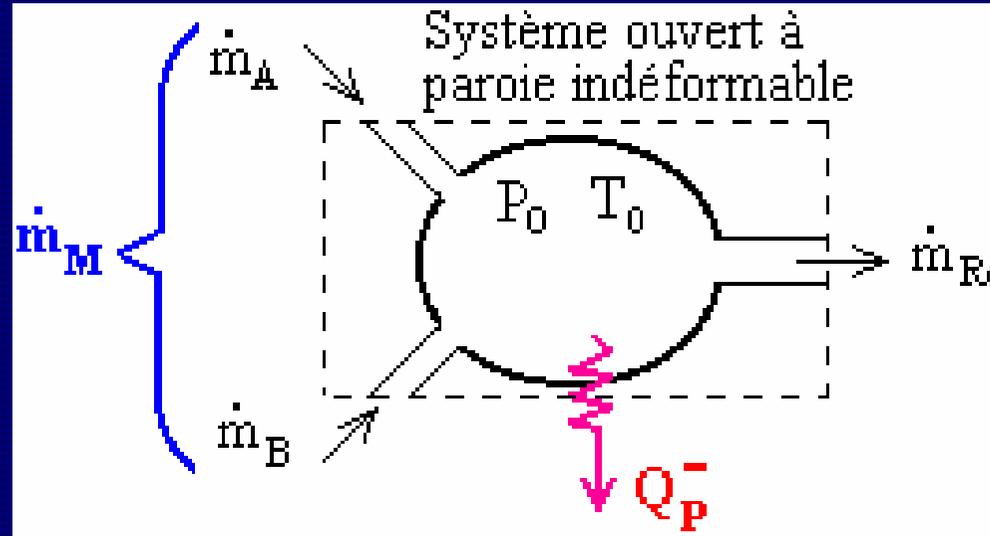
La comparaison avec la relation donnant P_{ep} , montre bien l'égalité : $P_{ep} = - \Delta h_0 = q_P^B$

L'énergie-chaleur dégagée par la combustion isobare de l'unité de masse du combustible (dans les conditions standards de pression et de température) est égale au pouvoir énergétique à pression constante du combustible.

Remarque :

Le pouvoir énergétique à pression constante P_{eP} est égal à l'énergie-chaleur massique qu'il faut extraire d'un système ouvert en régime permanent siège d'une combustion complète isobare afin que les produits de combustion R_c sortent à la même température que celle du mélange M initial.

Considérons la combustion complète d'un système schématisé par la figure ci-dessous.



En négligeant les variations des énergies cinétique et potentielle, le premier principe s'écrit :

$$\dot{Q}_P^- = \dot{H}_M(P_0, T_0) - \dot{H}_{Rc}(P_0, T_0)$$

$$/ m_B \quad \curvearrowright \quad q_P^- = h_M(P_0, T_0) - h_{Rc}(P_0, T_0) = -\Delta h_0$$

V. Comparaison de P_{ev} et P_{ep} :

$$P_{ep} = -\Delta h_0 = q_P^B = \frac{H_{M0} - H_{Rc0}}{m_B}$$

$$\begin{aligned} \text{Soit } -\Delta H_0 = H_{M0} - H_{Rc0} &= (U_{M0} - P_0 V_{M0}) - (U_{Rc0} + P_0 V_{Rc0}) \\ &= -\Delta U_0 - (V_{Rc0} - V_{M0})P_0 \\ &= -\Delta U_0 - (V_{Rc0} - V_{M0})P_0. \end{aligned}$$

$$\text{Ou } -\Delta U_0 = -\Delta H_0 + P_0 \Delta V$$

$$\text{Or } P_{ep} = -\Delta h_0 \quad \text{et} \quad P_{ev} = -\Delta u_0$$



$$P_{ev} - P_{ep} = P_0 \Delta V > 0.$$

VI. Pouvoirs énergétiques supérieurs et inférieurs :

Les pouvoirs énergétiques supérieurs d'un combustible sont les grandeurs P_{evs} et P_{eps} correspondant aux définitions précédentes lorsque l'eau contenue dans les produits de combustion se présente sous forme liquide.

Les pouvoirs énergétiques inférieurs d'un combustible sont les grandeurs P_{evi} et P_{epi} correspondant aux définitions précédentes lorsque l'eau contenue dans les produits de combustion se présente sous forme gazeuse (vapeur d'eau).

La distinction entre les pouvoirs énergétiques Inférieurs et supérieurs n'intervient que pour les combustibles contenant de l'hydrogène ou de l'eau.

Exemple :

Soit un mazoute ayant une teneur de en hydrogène de 11% en masse. Lors de la combustion de 1 kg de mazoute, il apparaît $(18 \times 110)/2 = 990$ g de vapeur d'eau.

Dans les conditions de température de l'expérience, la chaleur latente de vaporisation de l'eau est $l = 2300$ kJ/kg

, on a donc $P_{evi} = P_{evs} - 2300 \times 0.990 = P_{evs} - 2277$.

Pour le mazoute $P_{evs} = 42000$ kJ/kg (différence de 5%)

Remarque :

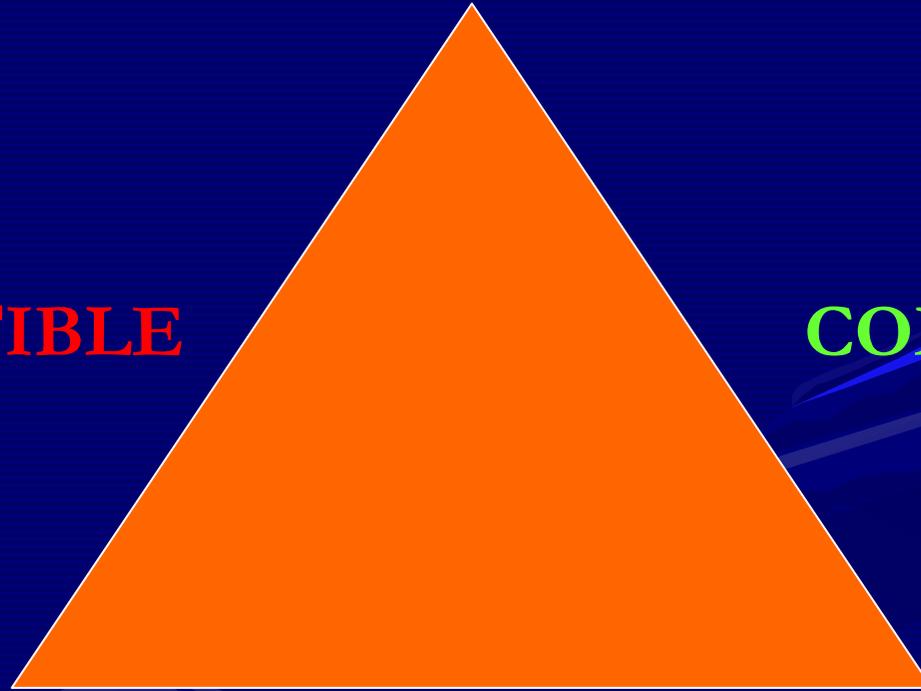
Parmi les quatre pouvoirs énergétiques P_{ev} , P_{ep} , P_{eps} et P_{epi} définis ci-dessus, dans la pratique, c'est le pouvoir énergétique inférieur à pression constante P_{epi} qui est le plus utilisé. Ceci est dû au fait que les combustions qui ont lieu dans les machines thermiques se font généralement en systèmes ouverts fonctionnant en régime permanent (pression sensiblement constante) et l'eau qui apparaît dans les gaz de combustion est à l'état vapeur et reste dans cet état dans l'atmosphère.

Quelques Valeurs moyennes de pouvoirs
énergétiques inférieurs à pression constante :

Combustible		Etat	P _{eps} (kJ/mol)	P _{epi} (kJ/n)
C	Graphite	Solide	393,5	393,5
CO	Mono. Carbone	Gaz	283,0	283,0
H ₂	Hydrogène	Gaz	285,9	241,8
S	Soufre	Solide	296,6	296,6
CH ₄	Méthane	gaz	890,4	802,3
C ₂ H ₂	Acétylène	Gaz	1300,0	1256,0
C ₂ H ₄	Ethylene	Gaz	1411,0	1323,0
C ₂ H ₆	Ethane	Gaz	1560,0	1428,0
CH ₃ OH	Méthanol	Liquide	727,6	638,4
Bois		Solide		17600 (J)
Mazoute		Liquide		42000 (J)

COMBUSTIBLE

COMBURANT



SOURCE DE CHALEUR

Le pouvoir énergétique à volume constant P_{ev} d'un combustible B est la grandeur définie par la relation (sous forme massique ou molaire) :

$$P_{ev} = -\Delta u_0 = q_v^B = \frac{U_{M0} - U_{Rc0}}{m_B}$$

Le pouvoir énergétique à pression constante P_{ep} d'un combustible B est la grandeur définie par la relation (sous forme massique ou molaire) :

$$P_{ep} = -\Delta h_0 = q_P^B = \frac{H_{M0} - H_{Rc0}}{m_B}$$

Les pouvoirs énergétiques supérieurs (inférieurs) d'un combustible sont les grandeurs P_{evs} (P_{evi}) et P_{eps} (P_{epi}) correspondant aux définitions précédentes lorsque l'eau contenue dans les produits de combustion se présente sous forme liquide (sous forme gazeuse - vapeur d'eau).

Pouvoirs comburivores, excès d'air, Pouvoir fumigène

Le comburant le plus utilisé sous la pression atmosphérique ou en surpression est naturellement l'air, d'où la définition du pouvoir comburivore.

1°) Pouvoir comburivore théorique α_0

C'est la quantité d'air strictement nécessaire pour assurer la combustion d'un kilogramme de combustible.

Le pouvoir comburivore théorique est noté α_0 et est exprimé en kg d'air par kg de combustible.

En écrivant les réactions de combustion et en remarquant que l'azote N_2 ne s'oxyde pas aux températures où a lieu la combustion

(se comporte comme un corps neutre), on détermine le pouvoir comburivore α_o :

$$\alpha_o = \frac{1}{23} \left[\frac{8}{3} C + 8H + S - O \right]$$

C, H, S et O représentent les teneurs en % du combustible en carbone, en hydrogène, en soufre et en oxygène.

Pour éviter que la proportion d'imbrûlés ne soit pas trop grande, on introduit une quantité d'air α supérieure à la valeur théorique α_0 .

Cette quantité α représente
le pouvoir comburivore réel.

Facteur d'air (excès d'air)

Il est défini par le rapport :

$$\eta = \frac{\alpha}{\alpha_0}$$

Un excès d'air diminue la teneur en imbrûlés mais augmente, par contre, la chaleur véhiculée par les fumées qui est dissipée dans l'atmosphère.

Cette énergie-chaleur a pour expression :

(sous forme massique)

$$q_f = c_{pf} (T_f - T_a)$$

(en puissance)

$$\dot{Q}_f = \dot{m} \cdot c_{pf} \cdot (T_f - T_a)$$

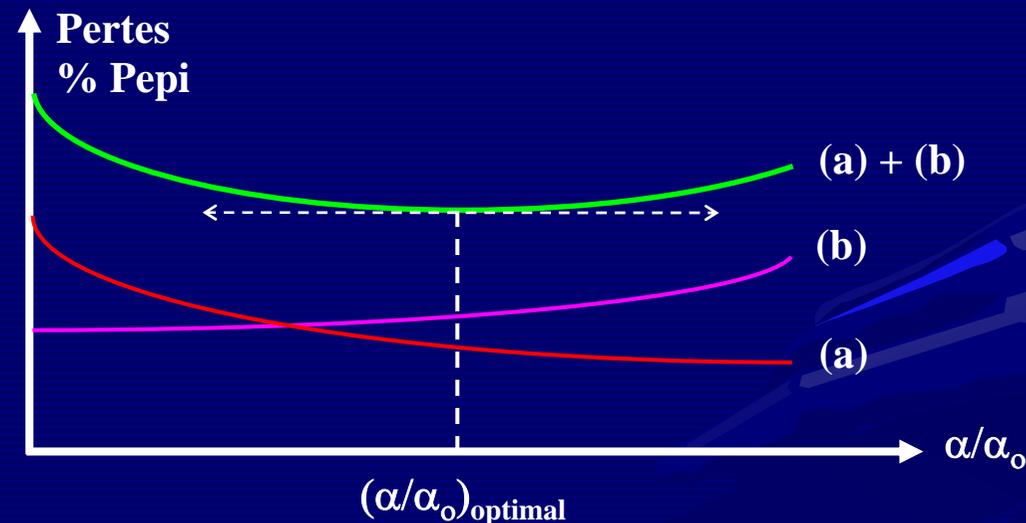
\dot{m} représente le débit de masse des fumées,

C_{pf} leur chaleur massique à pression constante,

T_f la température des fumées sortant de la cheminée,

T_a la température de l'atmosphère.

On peut évaluer les pertes par imbrûlés (a) et les pertes par chaleur sensible des fumées (b) en les rapportant en pourcentage du pouvoir énergétique inférieur P_{epi} par exemple.



La courbe (a) + (b) qui représente la somme des pertes présente généralement un minimum correspondant à une valeur optimale du rapport η .

Dans la pratique, on essaie lors de la conception et du calcul des installations thermiques de choisir pour η sa valeur optimale qui est :

$\eta_{opt} \approx 1,2$ combustibles **liquides**

$\eta_{opt} \approx 1,4$ combustibles **solides**

Pouvoir fumigène φ

C'est la masse de fumées obtenues lors de la combustion complète d'un kilogramme de combustibles.

Il est noté φ et s'exprime en kg de combustible.

Si x est la teneur en cendre du combustible, en écrivant la conservation de la masse, on a :

$$\varphi = \alpha + 1 - \frac{x}{100}$$

Exemple de calcul de α et φ

Les réactions de combustion sont des **réactions exothermiques** :



Une réaction **incomplète** comme celle du carbone avec l'oxygène, correspond à une **perte de chaleur** importante,

ce qui montre la nécessité **d'adaptation d'un excès d'air** à la combustion considérée.

Considérons alors 1 kg de combustible dont la composition est comme suit :

825 g de Carbone : C % = 82,5 %

115 g d'Hydrogène : H % = 11,5 %

30 g de Soufre : S % = 3 %

10 g d'Azote : N % = 1 %

10 g d'Oxygène : O % = 1 %

10 g d'Eau : H₂O % = 1 %

Cherchons la quantité d'Oxygène nécessaire pour la combustion du Carbone, de l'Hydrogène et du Soufre :

Combustion du Carbone selon la réaction :



La masse d'une mole de carbone C est $M(\text{C}) = 12 \text{ g}$

celle d'une mole d'oxygène O_2 est $M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$

→ la combustion de 12 g de carbone C nécessite
32 g d'oxygène O_2 (mélange stœchiométrique).

1 kg du combustible contient 825 g de carbone

→ la combustion de 825 g de carbone C nécessite

$$\frac{32 \times 825}{12} = 2200 \text{ g d' } \text{O}_2 \text{ (mélange stœchiométrique).}$$

Combustion de l'Hydrogène selon la réaction :



La masse d'une mole d'Hydrogène H_2 est $M(\text{H}_2) = 2 \times 1 = 2 \text{ g}$

celle d'une mole d'oxygène O_2 est $M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$

→ la combustion de 2 g d'Hydrogène nécessite
 $32/2 = 16 \text{ g}$ d'oxygène O_2 (mélange stœchiométrique).

1 kg du combustible contient 115 g d'Hydrogène

→ la combustion de 115 g d'Hydrogène nécessite

$$\frac{16 \times 115}{2} = 920 \text{ g d' } \text{O}_2 \text{ (mélange stœchiométrique).}$$

Combustion du Soufre selon la réaction :



La masse d'une mole de Soufre S est $M(\text{S}) = 30 \text{ g}$

celle d'une mole d'oxygène O_2 est $M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$

→ la combustion de 30 g de Soufre nécessite
32 g d'oxygène O_2 (mélange stœchiométrique).

1 kg du combustible contient 30 g de Soufre

→ la combustion de 30 g de Soufre nécessite

$$\frac{32 \times 30}{32} = 30 \text{ g d'O}_2 \text{ (mélange stœchiométrique).}$$

L'azote ne s'oxyde pas dans les conditions usuelles de combustion,

10 g d'oxygène existent déjà dans le combustible,

la combustion nécessite donc au total :

$$(2200 + 920 + 30) - 10 = 3140 \text{ g d'oxygène.}$$

Pour des conditions atmosphériques moyennes de température et de pression, on a 230 g d'oxygène O₂ dans 1 kg d'air.

La masse d'air nécessaire à la combustion de 1 kg de combustible est donc :

$$\frac{3140}{230} = 13,65 \text{ kg d'air}$$

C'est le pouvoir comburivore théorique α_o .

Ce résultat peut aussi être obtenu par application de la relation ,

$$\alpha_o = \frac{1}{23} \left(\frac{8}{3} C + 8H + S - O \right)$$

avec C, H, S et O les teneurs en % du combustible en carbone, en hydrogène, en soufre et en oxygène.

D'après la composition du combustible :

$$C = 82,5 \% \quad H = 11,5 \% \quad S = 3 \% \quad O = 1 \%$$

Ce qui donne :

$$\alpha_o = \frac{1}{23} \left(\frac{8}{3} 82,5 + 8 \times 11,5 + 3 - 1 \right) = 13,65 \text{ kg d'air}$$

Pouvoir fumigène φ

En l'absence d'imbrûlés ($x = 0$) et ($\alpha = \alpha_0$), le pouvoir fumigène φ vaut :

$$\varphi = \alpha + 1 - \frac{x}{100} = \alpha_0 + 1 = 14,65 \text{ kg d'air}$$

Composition des fumées

Cherchons à titre d'exemple la teneur en CO₂ dans les fumées.

Le CO₂ provient de la réaction : $C + O_2 \rightleftharpoons CO_2$

La combustion d'une mole de carbone C (12 g)
libère 1 mole de CO₂ (12 + 2 x 16 = 44g).

La combustion de 1 kg de combustible contenant 825 g

de carbone libère donc : $\frac{44 \times 825}{12} = 3,025 \text{ kg de CO}_2$

La teneur en CO₂ des fumées est : $\frac{3,025 \times 100}{14,65} = 20,65 \%$

Cette teneur permet de contrôler la combustion, à savoir si la combustion est complète ou incomplète

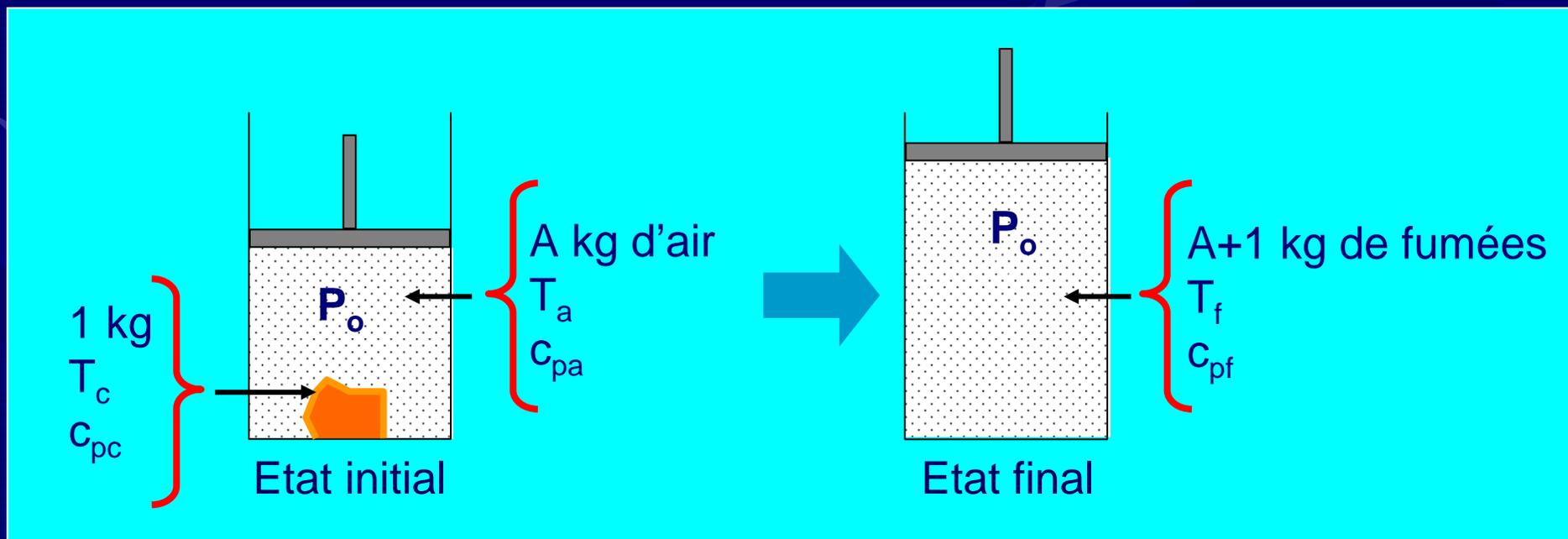
Température de combustion T_f

Température théorique de combustion T_t

C'est la température à laquelle sont portées les produits de combustion (fumées) du fait de la chaleur dégagée par la réaction.

On suppose que la combustion est complète et adiabate.

Pour calculer T_t , on considère initialement un mélange



Nous considérons les chaleurs massiques à pression constante car dans les installations thermiques nous avons des systèmes ouverts qui évoluent de façon isobare.

La chaleur dégagée par la combustion est égale à la variation d'enthalpie du système :

$$Q_p = \Delta H = H_f - H_i$$

H_i est l'enthalpie du mélange initial (air + combustible) ;

H_f est l'enthalpie des (A + 1) kg de fumées ;

Pour un gaz qui évolue à pression constante :

$$dh = c_p \cdot dT ;$$

Pour un solide :

$$dh = c \cdot dT ;$$

Nous prenons comme température de référence

$$T = 0 \text{ } ^\circ\text{C} \text{ pour laquelle } H = 0.$$

Nous avons donc :

$$H_f = (A + 1) \cdot \int_0^{T_t} c_{pf} \cdot dT \quad H_i = A \cdot \int_0^{T_a} c_{pa} \cdot dT + \int_0^{T_c} c_{pc} \cdot dT$$

En se ramenant à 1 kg de combustible :

$$Q_P = P_{epi} = (A + 1) \cdot \int_0^{T_t} c_{pf} \cdot dT - A \cdot \int_0^{T_a} c_{pa} \cdot dT - \int_0^{T_c} c_{pc} \cdot dT$$

C_{pa} et C_{pc} sont en général faibles,
leurs variations en fonction de T sont donc faibles,

on les remplace par leurs valeurs moyennes : \bar{c}_{pa} et \bar{c}_{pc}

Une formule approchée donne la variation de C_f en fonction de T

$$Q_P = P_{epi} = (A + 1) \cdot \int_0^{T_t} (0,24 + 6 \cdot 10^{-5} T) \cdot dT - A \cdot \bar{c}_{pa} \cdot T_a - \bar{c}_{pc} \cdot T_c$$

Température réelle de combustion

Elle s'obtient en tenant compte :

Du taux d'imbrûlés r ,

Des pertes thermiques Q_r
dues essentiellement au rayonnement, d'où :

$$P_{\text{epi}}(1-r) - Q_r = (A+1) \int_0^{T_t} (0,24 + 6 \cdot 10^{-5} T) \cdot dT - A \cdot \bar{c}_{pa} \cdot T_a - \bar{c}_{pc} \cdot T_c$$

EXERCICE

Ecrire la **réaction de combustion** du propane C_3H_8 .
Quelle est l'**énergie dégagée** par la combustion de
10 g de propane sachant que le pouvoir calorifique d'un
alcane à n atomes de carbones vaut :

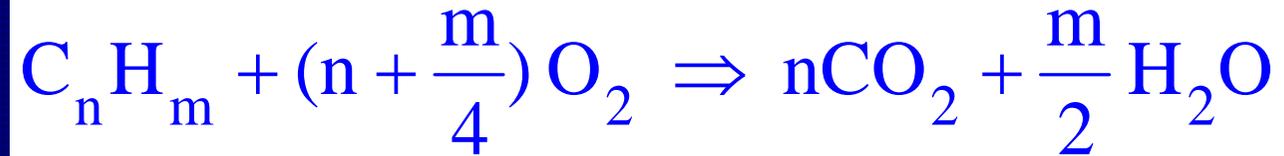
$$(662 n + 260) \text{ kJ.mol}^{-1} ?$$

Cette combustion a servi à chauffer 3 kg d'eau, dont la
température de départ vaut 15 °C. Quelle est la
température finale de l'eau ?

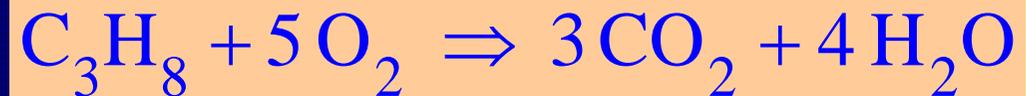
Les masses molaires sont :

$$[C] = 12 \text{ g/mol}, [H] = 1 \text{ g/mol}.$$

La formule chimique d'une combustion stœchiométrique est :



La réaction de combustion du propane C_3H_8 est donc :



La masse molaire d'une molécule de propane C_3H_8 est :

$$[\text{C}_3\text{H}_8] = 3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ g.}$$

Le nombre N de moles contenues dans 10 g de propane est donc :

$$44 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$10 \text{ g} \rightarrow N = \frac{10 \times 1}{44} = 0,227 \text{ mol}$$

Le **pouvoir calorifique** ou pouvoir énergétique d'un alcane à **n** atomes de carbones vaut : $Q = (662 n + 260) \text{ kJ.mol}^{-1}$

Le pouvoir calorifique ou pouvoir énergétique d'**une mole** de propane C_3H_8 vaut : $Q = (662 \times 3 + 260) \text{ kJ.mol}^{-1}$

Le pouvoir calorifique ou pouvoir énergétique de **N moles** de propane vaut : $Q_1 = (662 \times 3 + 260) \times 0,227 = 510 \text{ kJ.mol}^{-1}$

La quantité de chaleur gagnée par l'eau est :

$$Q_2 = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times (T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}) = 510 \text{ kJ.mol}^{-1},$$

masse de l'eau : $m_{\text{eau}} = 3 \text{ kg},$

chaleur massique de l'eau : $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1},$

température initiale de l'eau : $T_{\text{initiale}} = 15 \text{ }^\circ\text{C} = 288 \text{ K},$

La quantité de chaleur gagnée par les 3 kg d'eau est donc :

$$Q_2 = 3 \times 4,180 \times (T_{\text{finale}} - 288) = 510 \text{ kJ.mol}^{-1}, \text{ d'où } \underline{T_{\text{finale}} = 55,7^{50} \text{ }^\circ\text{C}.}$$

FIN DU CHAPITRE 2

MERCI DE VOTRE
ATTENTION