

**Chapitre 01****Cinétique Chimique**

La thermodynamique donne des informations sur l'état stationnaire de la combustion, la cinétique chimique décrit l'état transitoire du système durant le procédé de combustion. Particulièrement, l'information la plus importante est :

- Le taux avec lequel les espèces sont produites ou consommées.
- Le taux auquel la chaleur de la réaction est dégagée.

La chimie de la combustion a deux caractéristiques importantes par rapport aux autres systèmes chimiques :

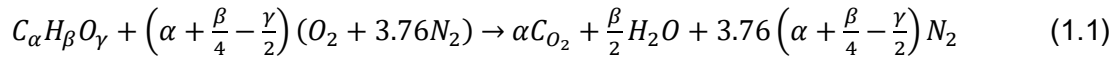
- Les taux de réaction de la combustion sont fortement sensibles à la température.
- Une grande quantité de chaleur est dégagée au cours de la réaction chimique.

Le dégagement de la chaleur permet le transfert de la chaleur des produits au réactifs ce qui augmente leurs température permettant le déroulement de la réaction chimiques à des taux très importants.

Le taux auquel sont consommés le fuel et l'oxygène est essentiel dans l'engineering de la combustion, car on doit assurer un temps suffisant pour les réactions chimiques dans la conception des systèmes de combustion. La cinétique chimique est la science des taux de réactions chimiques. Lorsque la cinétique chimique est couplée à la dynamique des fluides et au transfert de chaleur, un système de combustion peut être caractérisé. Par exemple, si on souffle légèrement une chandelle, la flamme peut s'activer par la présence de l'oxygène. Par contre si la quantité d'air est très grande et le taux de réaction chimique ne peut maintenir la consommation du mélange, la flamme va s'éteindre. Un autre exemple remarqué dans une cuisinière si on augmente rapidement la quantité de gaz la flamme va s'éteindre à cause de la quantité de combustible très grande par rapport à l'oxydant. Ces deux exemples illustrent l'importance de connaître le temps nécessaire à la consommation des réactifs.

## I Nature de la chimie de combustion :

La réaction chimique de la combustion d'un hydrocarbure  $C_\alpha H_\beta O_\gamma$  peut être décrite par une relation globale stœchiométrique :

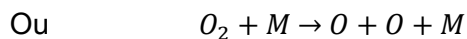
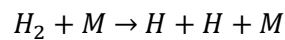


Réellement, il est très rare que la cinétique chimique se déroule par une telle réaction.

Un des simples systèmes de combustion, l'hydrogène avec l'oxygène, la réaction stœchiométrique est :



La réaction chimique ne commence pas par  $H_2$  et  $O_2$ , en réalité  $H_2$  et  $O_2$  ne réagissent jamais ensembles. L'initiation de cette réaction se fait par :



Ces réactions élémentaires permettent de générer des molécules instables et fortement réactives (ici H et O) dites « radicaux » qui réagissent avec  $H_2$  et  $O_2$ . La notation « M » désigne toutes les molécules qui entrent en collision avec  $H_2$  ou  $O_2$ , on les nomme les molécules « troisième corps » (*third body* en anglais) ces dernières servent de porteur d'énergie.

La réaction (1.2) est une réaction globale, la combustion de l'hydrogène nécessite plusieurs « réaction élémentaires », chacune contenant deux à trois espèces dites aussi étapes.

La collection des réactions élémentaires, qui décrivent la réaction globale, est dite mécanisme réactionnel ou mécanisme de combustion. Un mécanisme réactionnel peut avoir deux étapes ou plus dépendant du détail des réactions. Un mécanisme peut avoir des centaines de réactions élémentaires, sa taille augmente rapidement en fonction de la molécule du fuel (figure1). Pour la combustion du  $CH_4/air$ , Un mécanisme raisonnable contient 53 espèces et 400 réactions ou étapes (mécanisme réactionnel GriMech 3.0). La table B représente une partie d'un mécanisme réactionnel du méthane-air.

Un mécanisme récent d'isooctane contient 860 espèces et 3606 étapes. Le calcul de la cinétique chimique avec de tels mécanismes nécessitent des ressources de calculs énormes même pour des flammes uni dimensionnelles.

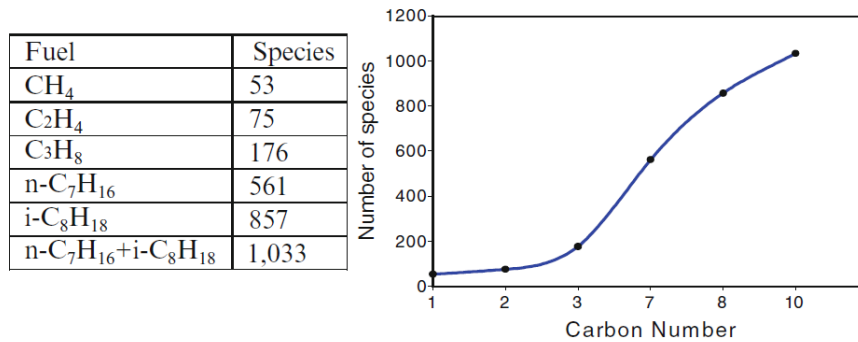


Figure1 : Nombre d'espèces chimiques et taille du mécanisme réactionnel en fonction du combustible

En général, il y'a quatre types de réactions élémentaires qui sont importantes dans la combustion :

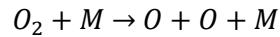
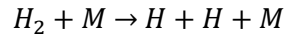
- Chaîne d'initiation,
- Chaîne de branchement,
- Chaîne terminaison ou recombinaison,
- Chaîne de propagation.

Table B Elementary reactions for methane-air combustion  $k = A_o T^b \exp\left(-\frac{E_a}{R_u T}\right)$

#	Reaction	$A_o$	$b$	$E_a$ (cal/mol)
1 <sup>a</sup>	CH <sub>4</sub> (+M) = CH <sub>3</sub> + H(+M)	6.3·10 <sup>14</sup>	0.0	104,000
2	CH <sub>4</sub> + O <sub>2</sub> = CH <sub>3</sub> + HO <sub>2</sub>	7.9·10 <sup>13</sup>	0.0	56,000.0
3 <sup>b</sup>	CH <sub>4</sub> + H = CH <sub>3</sub> + H <sub>2</sub>	2.2·10 <sup>4</sup>	3.0	8,750.0
4 <sup>c</sup>	CH <sub>4</sub> + O = CH <sub>3</sub> + OH	1.6·10 <sup>6</sup>	2.36	7,400.0
5 <sup>a</sup>	CH <sub>4</sub> + OH = CH <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	1.6·10 <sup>6</sup>	2.1	2,460.0
6 <sup>b</sup>	CH <sub>3</sub> + O = CH <sub>2</sub> O + H	6.8·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
7 <sup>a</sup>	CH <sub>3</sub> + OH = CH <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub>	1.0·10 <sup>12</sup>	0.0	0.0
8 <sup>a</sup>	CH <sub>3</sub> + OH = CH <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	1.5·10 <sup>13</sup>	0.0	5,000.0
9	CH <sub>3</sub> + H = CH <sub>2</sub> + H <sub>2</sub>	9.0·10 <sup>13</sup>	0.0	15,100.0
10	CH <sub>2</sub> + H = CH + H <sub>2</sub>	1.4·10 <sup>19</sup>	-2.0	0.0
11 <sup>a</sup>	CH <sub>2</sub> + OH = CH <sub>2</sub> O + H	2.5·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
12 <sup>a</sup>	CH <sub>2</sub> + OH = CH + H <sub>2</sub> O	4.5·10 <sup>13</sup>	0.0	3,000.0
13 <sup>a</sup>	CH + O <sub>2</sub> = HCO + O	3.3·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
14	CH + O = CO + H	5.7·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
15	CH + OH = HCO + H	3.0·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
16 <sup>c</sup>	CH + CO <sub>2</sub> = HCO + CO	3.4·10 <sup>12</sup>	0.0	690.0
17	CH <sub>2</sub> + CO <sub>2</sub> = CH <sub>2</sub> O + CO	1.1·10 <sup>11</sup>	0.0	1,000.0
18	CH <sub>2</sub> + O = CO + H + H	3.0·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
19	CH <sub>2</sub> + O = CO + H <sub>2</sub>	5.0·10 <sup>13</sup>	0.0	0.0
20	CH <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> = CO <sub>2</sub> + H + H	1.6·10 <sup>12</sup>	0.0	1,000.0
21 <sup>a</sup>	CH <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> = CH <sub>2</sub> O + O	5.0·10 <sup>13</sup>	0.0	9,000.0
22	CH <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> = CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub>	6.9·10 <sup>11</sup>	0.0	500.0
23	CH <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> = CO + H <sub>2</sub> O	1.9·10 <sup>10</sup>	0.0	-1,000.0

## 1.1 Réactions élémentaires :

**a) Chaîne d'initiation :** L'initiation de la combustion se fait à travers des réactions telles que :



Ici  $M$  est le troisième corps avec suffisamment d'énergie pour rompre la liaison  $H_2$  ou  $O_2$

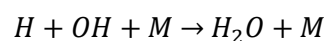
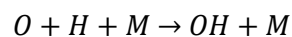
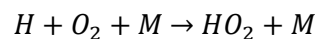
**b) Chaîne de branchement :** Par exemple, les réactions



Produisent deux radicaux du côté des produits (OH et O dans (1.3) et dans (1.4)) et consomment un radical sur le côté réactifs (H dans (1.3) et O dans (1.4)). Le gain d'un radical est significatif car il augmente le nombre des radicaux et mène à la nature explosive de la combustion.

**c) Chaîne de terminaison ou recombinaison :**

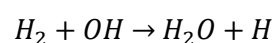
Lorsqu'il y'a suffisamment de radicaux ou de troisième corps, les radicaux peuvent réagir entre eux pour se recombiner et former des espèces stables, les étapes de recombinaison sont dites aussi de terminaison. Soient par exemple :



Elles diminuent le nombre des radicaux en moitié .

**d) Chaîne de propagation :**

Ce sont les chaînes où le nombre de radicaux reste inchangé, différents radicaux peuvent apparaître dans les réactifs et produits, mais le nombre total des radicaux dans les réactifs et produits reste inchangé, par exemple la réaction à une étape suivante:

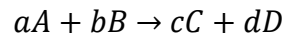


Cette réaction consomme 1 mole du radical OH et produit 1 mole du radical H

## 1.2 Taux de réactions élémentaires :

### 1.2.1 Taux de réaction direct et constante du taux de réaction :

L'expression chimique d'une réaction élémentaire peut être décrite par la forme générale :



Avec a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques.

Le taux de l'avancement de la réaction élémentaire est exprimé par la relation empirique dite loi d'action de la masse :

$$\dot{q} = k[A]^a[B]^b \quad (1.5)$$

[A] est la concentration molaire de l'espèce A (nombre de moles/volume). La relation (1.5) veut dire que ce taux d'avancement est proportionnel à la concentration des réactifs. La constante de proportionnalité est dite constante d'Arrhenius k, elle est de la forme :

$$k = A_0 \exp\left(-\frac{Ea}{RuT}\right) = A_0 \exp\left(-\frac{Ta}{T}\right) \quad (1.6)$$

Avec  $A_0$  le facteur pré-exponentiel (qui peut être fonction de la température  $A_0 = BT^\alpha$ ),  $Ea$  l'énergie d'activation et  $Ru$  la constante universelle des gaz.

- Le rapport  $\frac{Ea}{Ru}$  a l'unité de la température, il est noté par température d'activation  $Ta$ .
- Le facteur pré-exponentiel ( $A_0$ ) exprime la fréquence de collision des molécules des réactifs.
- L'énergie d'activation,  $Ea$  peut être vue comme la barrière d'énergie nécessaire à la rupture des liaisons chimiques.
- Le terme exponentiel  $\exp\left(-\frac{Ta}{T}\right)$  peut être interprété comme la probabilité d'une collision qui donne des produits.
- La réaction est dite d'ordre  $a$  par rapport au réactif  $A$  et d'ordre  $b$  par rapport à  $B$ , son ordre global est  $m = a + b$ .
- Si on choisit le  $cm^3$  pour unité de volume, les unités de la constante  $k$  sont :

$$\frac{\text{mole}}{\text{cm}^3 \cdot \text{s}} \frac{1}{(\text{mole}/\text{cm}^3)^m} = \text{mole}^{1-m} \text{cm}^{3m-3} \text{s}^{-1}$$

Dans la chimie de la combustion, on a toujours des réactions avec des énergies d'activation élevées de telle façon que les taux de réactions sont très sensibles aux températures. Les réactions de recombinaison ont des énergies d'activation très petites ou nulles, ces réactions ne sont pas sensibles aux températures.

Les valeurs de  $A_0$  et  $Ea$  sont obtenues expérimentalement dans les tubes à choc ou les réacteurs. Un exemple des données d'une telle expérience est montré par la figure 2. La constante d'Arrhenius est calculée à partir du taux d'avancement expérimental.

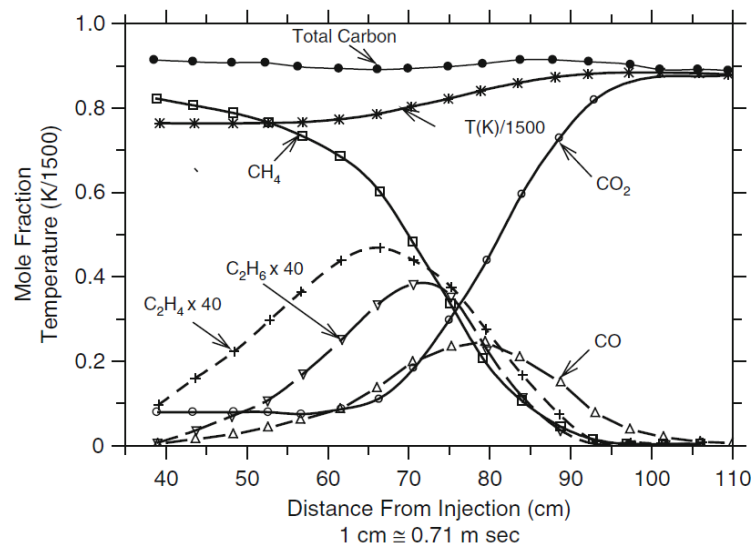


Figure 2 : Mesures expérimentales du taux de réaction méthane/air.

Les valeurs de  $A_0$  et  $Ea$  sont trouvées en traçant  $\ln k = \ln A_0 - \frac{Ea}{R_u T}$  en fonction de  $1/T$

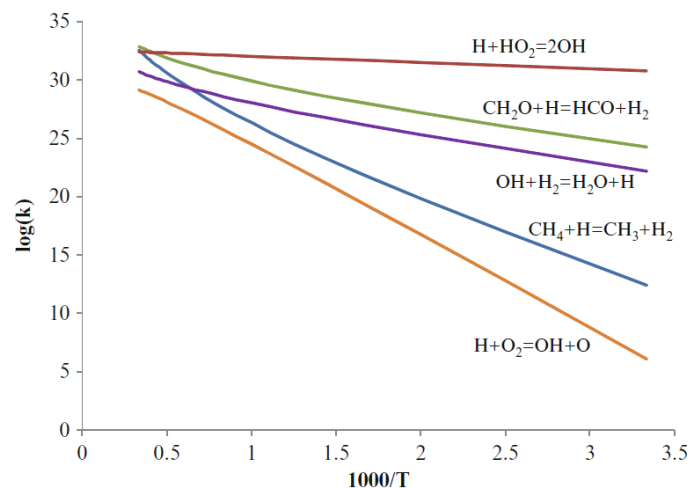


Figure 3 : Constante  $K=K(T)$  pour la combustion méthane/air

Le taux de réaction est exprimé par :

$$\dot{q} = A_0[A]^a[B]^b \exp\left(-\frac{Ea}{RuT}\right) \quad (1.7)$$

Le taux de consommation du réactif A est exprimé par :

$$\frac{d[A]}{dt} = \bar{r}_A = -a\dot{q} \quad (1.8)$$

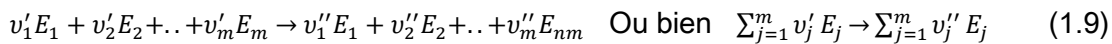
Ceux de B, C et D par :

$$\frac{d[B]}{dt} = \bar{r}_B = -b\dot{q}, \quad \frac{d[C]}{dt} = \bar{r}_C = +c\dot{q} \quad \text{et} \quad \frac{d[D]}{dt} = \bar{r}_D = +d\dot{q}$$

Le signe positif dans C et D signifie une production.

### Cas général

Soit une réaction sous la forme générale :

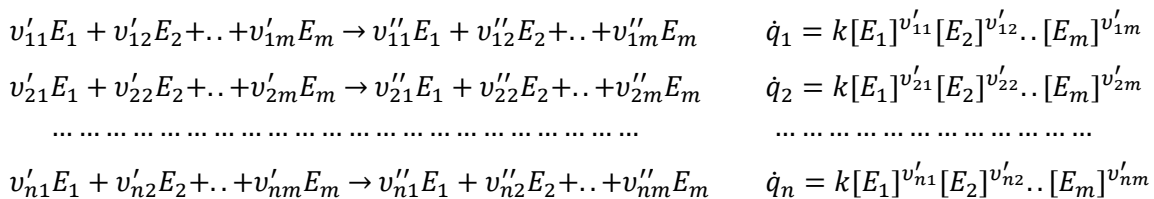


Le taux de réaction ou d'avancement s'écrit :

$$\dot{q} = \frac{1}{(v''_1 - v'_1)} \frac{d[E_1]}{dt} = \frac{1}{(v''_2 - v'_2)} \frac{d[E_2]}{dt} = \dots = \frac{1}{(v''_m - v'_m)} \frac{d[E_m]}{dt} = k[E_1]^{v'_1} [E_2]^{v'_2} \dots [E_m]^{v'_m} \quad (1.10)$$

Ici  $E_j$  sont les espèces,  $v'_j$  et  $v''_j$  sont les coefficients stoechiométriques des réactifs et des produits simultanément.

Si on a un mécanisme réactionnel de n réactions élémentaires pour m espèces, on écrit :



Par exemple, le taux de production de l'espèce  $E_1$  dans tout le mécanisme s'écrit :

$$\frac{d[E_1]}{dt} = (v''_{11} - v'_{11})\dot{q}_1 + (v''_{21} - v'_{21})\dot{q}_2 + \dots + (v''_{n1} - v'_{n1})\dot{q}_n = \sum_{i=1}^n \text{pour } j=1 \quad v_{ij} \dot{q}_i$$

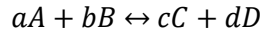
Avec  $v_{ij} = (v''_{ij} - v'_{ij})$ , les indices i et j notent les réactions et les espèces simultanément.

Pour une espèce quelconque  $j$ , le taux de production d'écrit :

$$\frac{d[E_j]}{dt} = \sum_{i=1}^n \nu_{ij} \dot{q}_i = \sum_{i=1}^n \nu_{ij} \prod_{l=1}^m [E_l]^{\nu'_{il}} \quad j = 1, m \quad (1.11)$$

### 1.2.2 Constante d'équilibre :

La procédure peut être généralisée pour les réactions réversibles :



Si on note par  $k_f$  la constante du taux de réaction direct et  $k_b$  celui indirect, le taux net d'avancement s'écrit :

$$\dot{q} = k_f [A]^a [B]^b - k_b [C]^c [D]^d \quad (1.12)$$

A l'équilibre chimique, les taux de réaction direct et indirect sont égaux :

$$\dot{q} = k_f [A]_{eq}^a [B]_{eq}^b - k_b [C]_{eq}^c [D]_{eq}^d = 0 \quad (1.13)$$

On note le rapport  $k_c = \frac{k_f}{k_b}$  la constante d'équilibre basée sur les concentrations  $k_c$  peut être déterminée par les propriétés thermodynamiques de la réaction :

$$k_c = \frac{k_f}{k_b} = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b} = k_p(T) \left( \frac{RuT}{101.3KPa} \right)^{a+b-c-d} \quad (1.14)$$

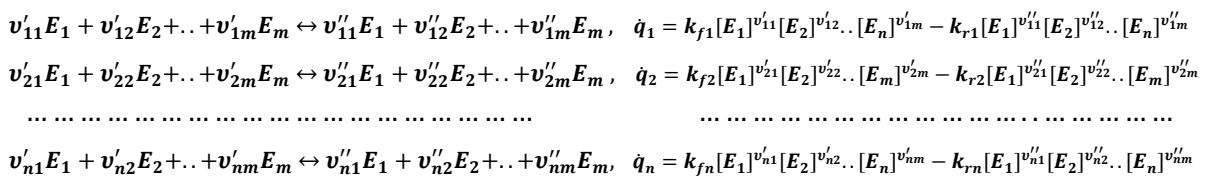
Avec :

$$k_p(T) = \exp \left\{ \frac{a\bar{g}_A^0 + b\bar{g}_B^0 - c\bar{g}_C^0 - d\bar{g}_D^0}{RuT} \right\} \quad (1.15)$$

Avec  $\bar{g}_i^0$  est l'énergie libre de Gibbs.

### Cas général

Soit le mécanisme général composé de  $n$  réactions élémentaires réversibles avec  $m$  espèces chimique. Pour chaque espèce  $E_j$ , on associe deux constantes du taux de réaction directe  $k_{fj}$  et inverse  $k_{rj}$ . Le mécanisme et les taux de chaque réaction s'écrivent :





Le taux de réaction pour l'espèce  $E_j$  s'écrit :

$$\frac{d[E_j]}{dt} = \sum_{i=1}^n (v_{ij} k_{fi} [E_1]^{v'_{1j}} [E_2]^{v'_{2j}} \dots [E_m]^{v'_{mj}} - v_{ij} k_{bi} [E_1]^{v''_{1j}} [E_2]^{v''_{2j}} \dots [E_m]^{v''_{mj}})$$

Qui peut s'écrire aussi :

$$\frac{d[E_j]}{dt} = \sum_{i=1}^n v_{ij} \left( k_{fi} \prod_{l=1}^m [E_l]^{v'_{il}} - k_{bi} \prod_{l=1}^m [E_l]^{v''_{il}} \right) \quad j = 1, m \quad (1.16)$$

A l'équilibre thermodynamique on a  $\frac{d[E]}{dt} = 0$  cela donne :

$$\frac{k_f}{k_b} = \frac{\prod_{l=1}^m [E_l]^{v''_{il}}}{\prod_{l=1}^m [E_l]^{v'_{il}}} = \prod_{l=1}^m [E_l]^{(v''_{il} - v'_{il})} = K_C \quad (1.17)$$

$K_C$  est la constante d'équilibre basée sur les concentrations.

L'équation (1.16) peut s'écrire en introduisant (1.17) comme suit :

$$\frac{d[E_j]}{dt} = \sum_{i=1}^n v_{ij} k_{fi} \prod_{l=1}^m [E_l]^{v'_{il}} \left( 1 - \frac{1}{K_C} \prod_{l=1}^m [E_l]^{(v''_{il} - v'_{il})} \right) \quad j = 1, m \quad (1.18)$$

Cette équation montre qu'on peut calculer  $k_b$  pour une réaction si on connaît  $\frac{d[E_j]}{dt}$  et  $K_C$ .

On peut également calculer la constante d'équilibre basée sur les fractions massiques, molaires ou même densités.

### **1.3 Ordres des réactions chimiques élémentaires:**

#### **1.3.1 Réactions du premier ordre**

Le taux de réaction d'une réaction du premier ordre est généralement associé à la dissociation ou recombinaison d'une molécule



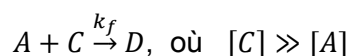
Est  $\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[A_2]}{dt} = k_f [A_2]^1 \quad (1.20)$

Après séparation de variables et intégration entre 0 ( $[A_2](t=0) = [A_2]_0$ ) et  $t$ ,  $[A_2](t)$  on

trouve :  $-\ln[A_2] \Big|_{[A_2]_0}^{[A_2](t)} = k_f(t-0)$

$$\ln \frac{[A_2]_0}{[A_2](t)} = k_f t \quad \text{ou} \quad \ln \frac{[A_2](t)}{[A_2]_0} = -k_f t \quad \text{c.à.d.} \quad [A_2](t) = [A_2]_0 \exp(-k_f t) \quad (1.21)$$

Cette équation donne la concentration de  $[A_2]$  en fonction du temps. Elle s'applique aussi pour le cas de la réaction :



Puisque  $[C] \gg [A]$ , l'expression du taux de production est donnée par :

$$\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[D]}{dt} = -k_f[A]^1[C]^1 = k'[A]^1$$

Où  $k'$  est une nouvelle constante, qui peut être définie car la concentration de  $[C]$  qui est approximativement constante.

On voit bien que la décomposition de  $A_2$  est une réaction unimoléculaire qui obéit à la cinétique du premier ordre et la réaction  $A + C \xrightarrow{k_f} D$  est une réaction bi-moléculaire qui obéit aussi à la cinétique du premier ordre. Alors, toutes les réactions unimoléculaires sont du premier ordre, mais pas toutes les réactions du premier ordre sont unimoléculaires.

Reprenons la relation (1.21) et traçons  $\ln \frac{[A_2](t)}{[A_2]_0}$  en fonction du temps, on va avoir une droite de pente négative (voir figure 4). On note que lorsque la concentration initiale est doublée, le taux de réaction aussi est doublé.

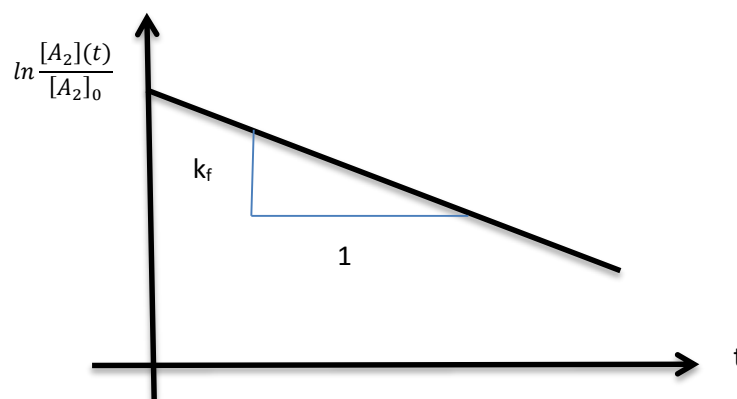


Figure 4 : Variation des réactifs en fonction du temps pour une réaction du premier ordre

### 1.3.2 Réactions du second ordre

La plupart des réactions sont bi moléculaires, c'est pourquoi les réactions chimiques suivent une cinétique du second ordre. Prenons quelques types de réactions et calculons leurs taux d'avancement.

a) Pour une réaction bi moléculaire du second ordre de la forme

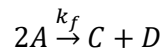


Le taux de consommation de  $A$  est :

$$\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt} = -\frac{d[AB]}{dt} = -k_f[A]^1[B]^1 \quad (1.23)$$

Si dans cette réaction  $[A] = [B]$ , l'équation différentielle pour cette réaction peut être résolue directement comme on va voir dans ce qui suit.

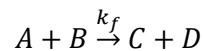
b) Prenons la réaction bi moléculaire du second ordre suivante :



le taux de réaction s'écrit :

$$\frac{-1}{2} \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt} = k_f[A]^2$$

c) Le taux de réaction peut être aussi exprimé en termes de concentration de la portion consommée des réactifs dans la réaction. Par exemple, soit la réaction du second ordre (dite réaction de transfert d'atomes) :



Les concentrations des espèces  $A$  et  $B$  sont données par :

$$[A] = [A]_0 - [x]$$

$$[B] = [B]_0 - [x]$$

Avec  $[A]_0$  et  $[B]_0$  les concentrations initiales et  $[x]$  est la portion consommée de  $A$  et  $B$  dans la réaction. Le taux d'avancement pour cette réaction est :

$$\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt} = -k_f[A]^1[B]^1$$

Ou bien

$$\frac{d[x]}{dt} = k_f([A]_0 - [x])([B]_0 - [x])$$

Si  $[B]_0 \neq [A]_0$ , on multiplie les deux membres de l'équation par :

$$\frac{([B]_0 - [A]_0)dt}{([A]_0 - [x])([B]_0 - [x])}$$

On obtient

$$\frac{([B]_0 - [A]_0)d[x]}{([A]_0 - [x])([B]_0 - [x])} = k_f([B]_0 - [A]_0)dt$$

En divisons le dénominateur de la partie droite et on intégrant on obtient :

$$\ln \frac{([x] - [B]_0)}{([x] - [A]_0)} = k_f([B]_0 - [A]_0)t + cste$$

Si on veut trouver  $k_f$ , on utilise le fait que à  $t = 0$ ,  $[x] = 0$  on aura  $cste = \ln \left( \frac{[B]_0}{[A]_0} \right)$  d'où

$$k_f = \frac{1}{([B]_0 - [A]_0)t} \ln \frac{[B]_0([A]_0 - [x])}{[A]_0([B]_0 - [x])} \quad (1.24)$$

Si  $[B]_0 = [A]_0$ , on montre que  $k_f = \frac{[x]}{[A]_0([B]_0 - [A]_0)t}$

d) On peut considérer la réaction suivante du second ordre si  $m = 2$ .



Le taux de consommation de l'espèce  $M_i$  est :

$$\frac{d[M_i]}{dt} = -k_f[M_i]^2 \quad (1.26)$$

Cette expression du taux implique que lorsqu'on double la concentration de chaque espèce, on quadruple le taux de réaction.

L'intégration de (1.26) donne :  $\frac{1}{[M_i](t)} - \frac{1}{[M_i]_0} = k_f t$  (1.27)

Si on trace  $\frac{1}{[M_i](t)}$  en fonction du temps, on trouve une ligne avec une pente positive (figure 5)

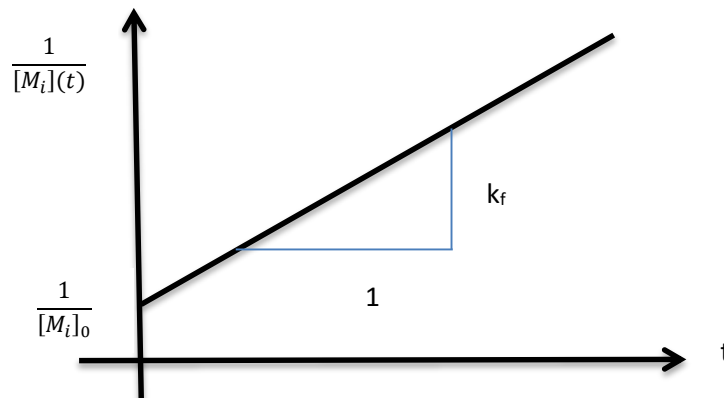
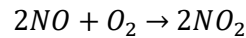


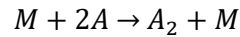
Figure 5 : Variation des réactifs en fonction du temps pour une réaction du deuxième ordre

### 1.3.3 Réactions du troisième ordre

Un exemple de réaction du troisième ordre qui fait intervenir trois molécules est :



Un autre exemple est la réaction de recombinaison



Le taux de réaction de cette étape est

$$\frac{d[A_2]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = k_f [M]^1 [A]^2$$

Si la concentration de M est constante, elle peut être combiné avec  $k_f$  pour donner  $k' = k_f [M]^1$  ce qui réduit l'ordre de la réaction de trois à deux.

### 1.4 Echelles de temps chimiques :

Dans l'analyse des procédés de combustion, il est important de connaître les échelles de temps de la chimie. Plus précisément ; connaître l'ordre de grandeur du temps chimique par rapport à celui des autres phénomènes tels que la convection et le mélange. On va développer des expressions qui permettent une estimation des échelles de temps caractéristiques des réactions élémentaires.

#### 1.4.1 Définition du temps chimique :

On définit le temps chimique caractéristique,  $\tau_{ch}$ , par le temps nécessaire pour que la concentration  $[A]$  diminue  $1/e$  fois de sa valeur initiale  $[A]_0$  (ici  $e = 2.718$ ) c. à. d :

$$\frac{[A](\tau_{ch})}{[A]_0} = 1/e \quad (1.28)$$

#### 1.4.2 Temps caractéristique pour une réaction unimoléculaire :

Soit une réaction d'une molécule qui donne des produits, sa constante du taux est  $k_u$



Le taux de consommation de l'espèce A est :

$$\frac{d[A]}{dt} = -k_u [A] \quad (1.30)$$

Si on donne la concentration initiale de A, à  $t=0$   $[A] = [A]_0$ , on peut intégrer (1.30) ce qui donne :

$$[A](t) = [A]_0 \exp(-k_u t) \quad (1.31)$$

De l'équation (1.31), on peut écrire :

$$\frac{[A](\tau_{ch})}{[A]_0} = \exp(-k_u \tau_{ch}) = 1/e \quad (1.32)$$

Cela donne :

$$\tau_{ch} = 1/k_u \quad (1.33)$$

On remarque que le temps chimique est seulement fonction de la constante d'Arrhenius.

### 1.4.3 Temps caractéristique pour une réaction bimoléculaire :

Soit la réaction biomoléculaire suivante :



Le taux de réaction de l'espèce  $A$  est :

$$\frac{d[A]}{dt} = -k_{bi}[A][B] \quad (1.35)$$

Puisque les concentrations de  $A$  et  $B$  sont reliées par la stœchiométrie, chaque mole consommée de  $A$  a son équivalent de  $B$ . On peut écrire donc :

$$[A]_0 - [A] = [B]_0 - [B] \quad (1.36)$$

$$\frac{d[A]}{dt} = -k_{bi}[A][B] \Rightarrow \frac{d[A]}{[A]} = -k_{bi}[B]dt \quad (1.37)$$

$$\frac{d[B]}{dt} = -k_{bi}[A][B] \Rightarrow \frac{d[B]}{[B]} = -k_{bi}[A]dt \quad (1.38)$$

Si on fait (1.37)-(1.38), on aura :

$$\frac{d[A]}{[A]} - \frac{d[B]}{[B]} = -k_{bi}([B] - [A])dt \quad (1.39)$$

En utilisant (1.36) et en intégrant, on trouve :

$$\frac{[A](t)}{[B](t)} = \frac{[A]_0}{[B]_0} \exp(k_{bi}([A]_0 - [B]_0)t) \quad (1.40)$$

En utilisant (1.36) on peut écrire :

$$\frac{[A](t)}{[A](t) + [B]_0 - [A]_0} = \frac{[A]_0}{[B]_0} \exp(k_{bi}([A]_0 - [B]_0)t)$$

En remplaçant par  $\tau_{ch}$  et en utilisant (1.28) on trouve après réarrangement :

$$\tau_{ch} = \frac{\ln(e + (1-e)[A]_0/[B]_0)}{k_{bi}([B]_0 - [A]_0)} \quad (1.41)$$

Généralement, on a un réactif en abondance par rapport à l'autre. Soit  $[B]_0 \gg [A]_0$ , l'équation se simplifie à :

$$\tau_{ch} = \frac{1}{k_{bi}[B]_0} \quad (1.42)$$

Dans ce cas, on voit que le temps caractéristique est fonction de la constante d'Arrhenius et de la concentration du réactif en abondance.

### 1.4.4 Temps caractéristique pour une réaction trimoléculaire :

Dans ce cas on a :



Dans le cas des systèmes à températures constante, la concentration de  $M$  est constante. Le taux de consommation de  $A$  est donné par :

$$\frac{d[A]}{dt} = -k_{tri}[M][A][B] \quad (1.44)$$

Ici, si  $M$  est constante, la valeur  $k_{tri}[M]$  est constante ce qui nous ramène au cas de deux molécules :

$$\tau_{ch} = \frac{\ln(e+(1-e)[A]_0/[B]_0)}{k_{tri}[M]([B]_0-[A]_0)} \quad (1.45)$$

Si  $[B]_0 \gg [A]_0$ , l'équation se simplifie à :

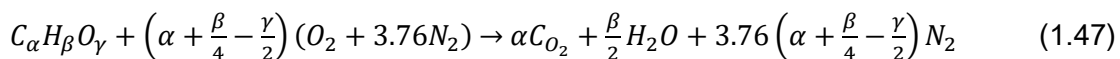
$$\tau_{ch} = \frac{1}{k_{bi}[M][B]_0} \quad (1.46)$$

### 1.5 Modèle simplifié de la chimie de combustion :

On a constaté que la résolution de la chimie détaillée couplée au champ d'écoulement est très délicate voire impossible. Une description simplifiée de la cinétique chimique est nécessaire pour les problèmes d'engineering. Pour les combustibles pur ou à une seule composante, une réaction ou une étape est souvent utilisée dans les simulations des cas pratiques.

#### 1.5.1 Réaction globale à une étape :

Soit la réaction globale suivante entre le fuel et l'oxydant et qui donne les produits :



Pour les réactions globales, le taux de réaction ou d'avancement global est exprimé par :

$$\dot{q} = A_0 \exp\left(-\frac{E_a}{R_u T}\right) [Fuel]^m [O_2]^n \quad (1.48)$$

Le facteur pré exponentiel, l'énergie d'activation et les exposants  $m$  et  $n$  sont obtenus expérimentalement. Ces exposants diffèrent de ceux stœchiométriques utilisés dans le cas

des réactions élémentaires. Les concentrations du fuel et l'oxydant sont exprimés en  $mole/cm^3$  et le taux d'avancement en  $mole/(cm^3s)$ . La valeur de l'énergie d'activation est grande, c'est pourquoi le taux d'avancement est fortement dépendant de la température (figure 6). A cause de cette dépendance, le taux d'avancement va aussi dépendre de la richesse qui influe sur la température de la flamme de combustion (figure 5).

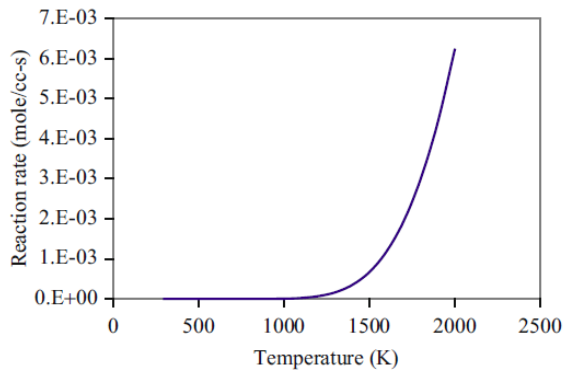


Figure 6 : Taux de réaction en fonction de la température

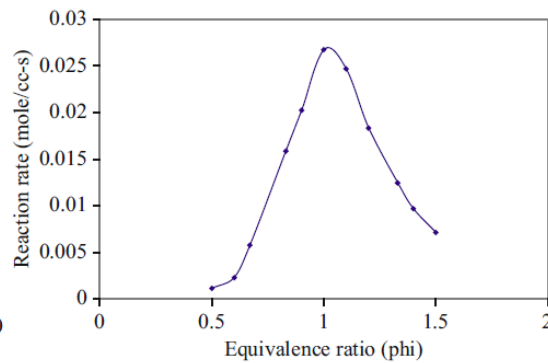


Figure 7 : Taux de la réaction en fonction de la richesse

Fuel	$A_0$	$E_a$ (kcal/mol)	a	b
$CH_4^*$	$1.3 \cdot 10^9$	48.4	-0.3	1.3
$CH_4$	$8.3 \cdot 10^5$	30	-0.3	1.3
$C_2H_6$	$1.1 \cdot 10^{12}$	30	0.1	1.65
$C_3H_8$	$8.6 \cdot 10^{11}$	30	0.1	1.65
$C_4H_{10}$	$7.4 \cdot 10^{11}$	30	0.15	1.6
$C_5H_{12}$	$6.4 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_6H_{14}$	$5.7 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_7H_{16}$	$5.1 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_8H_{18}$	$4.6 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_9H_{20}$	$4.2 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_{10}H_{22}$	$3.8 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$CH_3OH$	$3.2 \cdot 10^{11}$	30	0.25	1.5
$C_2H_5OH$	$1.5 \cdot 10^{12}$	30	0.15	1.6
$C_6H_6$	$2.0 \cdot 10^{11}$	30	-0.1	1.85
$C_7H_8$	$1.6 \cdot 10^{11}$	30	-0.1	1.85

<sup>a</sup> Units of  $A_0$ :  $(mol/cm^3)^{1-a-b}/s$ .

Tableau 1 : Différentes constantes pour les taux de réactions globales ( $a=m$ ,  $b=n$ )

( $1J=0.23885$  Cal,  $1$  Cal= $4.1867$  J)

Les taux de consommation du fuel et de l'oxygène sont :

$$\bar{r}_{fuel} = \frac{d[Fuel]}{dt} = -\dot{q} \quad (1.49)$$

$$\bar{r}_{O_2} = \frac{d[O_2]}{dt} = -\left(\alpha + \frac{\beta}{4} - \frac{\gamma}{2}\right) \dot{q} \quad (1.50)$$



Les taux de production de  $C_{O_2}$  et  $H_2O$  sont :

$$\bar{r}_{CO_2} = \frac{d[CO_2]}{dt} = \alpha \dot{q} \quad (1.51)$$

$$\bar{r}_{H_2O} = \frac{d[H_2O]}{dt} = \frac{\beta}{2} \dot{q} \quad (1.52)$$

### **1.5.2 Dépendance du taux de réaction de la pression :**

En plus de sa forte dépendance de la température, le taux d'avancement de la réaction dépend aussi de la pression à travers la concentration des espèces, on a :

$$\begin{aligned} \dot{q} &= A_0 \exp\left(-\frac{Ea}{RuT}\right) [Fuel]^m [O_2]^n \\ &= A_0 \exp\left(-\frac{Ea}{RuT}\right) x_{fuel}^m x_{O_2}^n \left(\frac{P}{RuT}\right)^{m+n} \propto P^{m+n} \end{aligned} \quad (1.53)$$

La somme  $(m+n)$  est toujours positive allant de 1.0 à 1.75. Pour  $(m+n) = 1.7$ , la pression passe de 1 à 2 atm, le taux de réaction sera triplé. Le temps de consommation d'écrit comme :

$$t_{chem} = \frac{[Fuel]}{\frac{d[Fuel]}{dt}} \propto \frac{P}{P^{m+n}} \propto P^{1-(m+n)} \propto P^{-0.75} \quad (1.54)$$

Avec  $(m+n) = 1.75$ , le temps de consommation à 1.013MPa décroît de 60% de sa valeur à 101.3KPa.

### **1.5.3 Taux de dégagement de la chaleur :**

Une fois le taux de consommation du fuel et calculé, le taux de dégagement de la chaleur, ou la puissance du système de combustion peut être calculée par :

$$H_{RR} = -\frac{d[Fuel]}{dt} M_{fuel} \cdot Q_c \quad (1.55)$$

Ou  $Q_c = -\Delta H_R$  est la chaleur de combustion.

Le taux de dégagement de chaleur est un facteur très important dans les systèmes de combustion puisqu'il donne la puissance en chaleur utile pour la conversion en travail mécanique ou pour être contrôlée en cas d'incident.

## Chapitre 03: **Flammes prémélangées**

Ce mode de combustion implique le mélange préalable du fuel et de l'oxydant, les flammes de prémélange sont présentes dans plusieurs applications par exemple le chauffage domestique et les chambres de turbines à gaz. Le combustible et l'oxydant sont mélangés avant d'être introduit dans la chambre, la combustion est initiée par une étincelle ou une flamme pilote, créant une flamme qui se propage dans les gaz frais. Il est important de comprendre les caractéristiques pour construire un tel brûleur. Quelques questions se posent :

- A quelle vitesse la flamme consomme le mélange frais ?
- Comment varie la propagation de la flamme avec les conditions d'opérations comme la richesse, température et la pression ?
- D'un point de vue protection, comment peut-on stopper la propagation d'une flamme prémélangée?

### 1) Procédés physiques dans une flamme prémélangée

Prenons par exemple une flamme qui se propage dans une conduite (figure 1), la zone de réaction ou front de flamme est très mince, toujours quelques millimètre pour les hydrocarbures dans les conditions ambiantes.

Dans la zone de préchauffage, la température des réactifs (gaz frais) augmente graduellement à une température élevée près de la zone de réaction. Lorsque la température des réactifs atteint celle d'ignition du fuel, les réactions chimiques deviennent rapides marquant le front de la zone de réaction (flamme).

- Dans la flamme, le taux de réaction augmente rapidement puis diminue lorsque le fuel et l'oxydant sont consommés et les produits sont générés.
- A cause de la concentration des espèces, les réactifs diffusent vers la zone de réactions et leurs concentrations dans la zone de préchauffage diminue lorsqu'ils s'approchant de la zone de réactions.

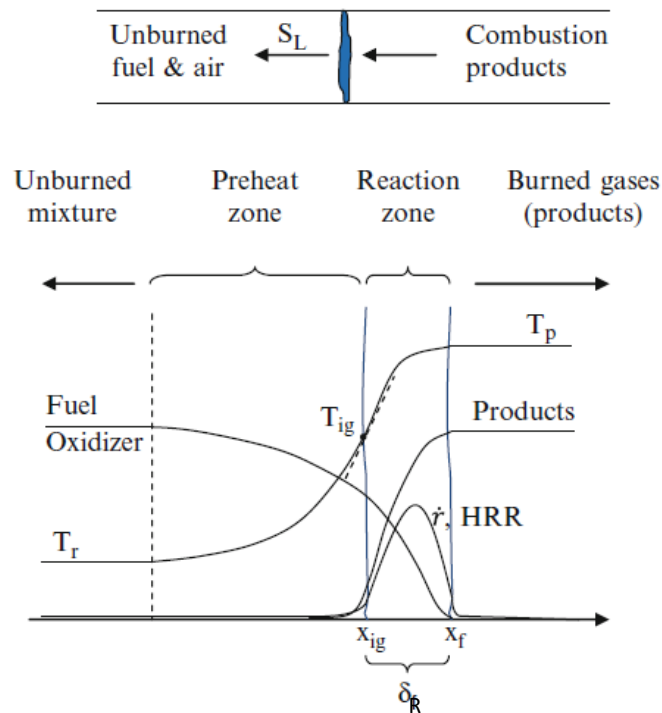


Figure 1 : Schéma d'une flamme de prémélange qui se propage dans une conduite de gauche à droite

Différentes espèces dans la zone de réaction deviennent moléculairement existées à hautes températures et émettent des radiations à différentes longueurs d'ondes qui donnent différentes couleurs.

- Pour les mélanges pauvres d'hydrocarbures et d'air, la couleur bleue est due au rayonnement du radical CH excité,
- Le rayonnement du  $CO_2$ , vapeur d'eau, et les particules de suies produit une couleur orange.
- Pour les mélanges riches, une couleur verte des molécules de  $C_2$  existées est observée.

La propagation de la flamme à travers le mélange frais dépend de deux procédés consécutifs.

1. La chaleur produite dans la zone de réaction et transférée pour chauffer le mélange frais à la température d'ignition.

2. Les réactifs chauffés réagissent chimiquement dans la zone de réaction.

Ces deux procédés sont importants dans le maintien de la flamme. La vitesse de propagation de la flamme va dépendre de ces deux procédés et des propriétés chimiques des réactifs.

## 2) Calcul de la vitesse et de l'épaisseur de la flamme :

Une simple analyse « thermique » (Mallard et Le Chatelier), peut être utilisée pour estimer la vitesse et l'épaisseur de la flamme et leurs dépendances des conditions opératoires. Considérons premièrement la zone de préchauffage, puisque la température est inférieure à celle de l'auto ignition, les réactions chimiques sont négligeables. Prenons un volume de contrôle autour de la zone de préchauffage jusqu'à la position où la température atteint celle de l'ignition (à droite de la zone de préchauffage dans la figure 1). L'équation d'énergie stationnaire s'écrit :

$$\rho C_p u \frac{\partial T}{\partial x} = \lambda \frac{\partial^2 T}{\partial x^2} \quad (3.1)$$

En intégrant du début de la zone de préchauffage à la zone où la température atteint celle de l'ignition  $T_{ig}$ :

$$\int_0^{X_{ig}} \rho C_p u \frac{\partial T}{\partial x} dx = \int_0^{X_{ig}} \lambda \frac{\partial^2 T}{\partial x^2} dx \quad (3.2)$$

$$\rho_r C_p S_L (T_{ig} - T_r) = \lambda \left. \frac{\partial T}{\partial x} \right|_{X_{ig}} \approx \lambda \frac{T_p - T_{ig}}{\delta_R} \quad (3.3)$$

Avec :

$S_L$  la vitesse de propagation de la flamme dans le mélange frais ( $u = S_L$ ),

$T_{ig}$  est la température d'ignition,

$T_r$  et  $\rho_r$  sont respectivement la température et la densité du mélange des réactifs,

$C_p$  est la chaleur spécifique (supposée constante),

$\lambda$  est la conductivité thermique (supposée constante),

$T_p$  est la température des produits de combustion dans la zone brûlée.

Le gradient de température est approximé par  $(T_p - T_{ig})/\delta_R$  où  $\delta_R$  est l'épaisseur de la zone de réaction, où bien « épaisseur de la flamme ».

Considérons le bilan d'énergie sur tout le volume de contrôle incluant la zone de préchauffage et de réaction, l'intégration de l'équation d'énergie donne :

$$\int_0^{x_f} \rho C_p u \frac{\partial T}{\partial x} dx = \int_0^{x_f} k \frac{\partial^2 T}{\partial x^2} dx + \int_0^{x_f} \bar{\Gamma}_{fuel} \bar{Q}_c dx \quad (3.4)$$

$$\rho_r C_p S_L (T_P - T_r) = \lambda \frac{T_P - T_P}{\delta} + \delta_R \bar{\Gamma}_{fuel,av} \bar{Q}_c \quad (3.5)$$

$$\underbrace{\rho_r C_p S_L (T_P - T_r)}_{\text{Energie convective}} = \underbrace{\delta_R \bar{\Gamma}_{fuel,av} \bar{Q}_c}_{\text{Energie de combustion}} \quad (3.6)$$

Avec :

$\bar{\Gamma}_{fuel,av}$  est la moyenne du taux de consommation du fuel sur toute la flamme,  
 $\bar{Q}_c$  est la chaleur dégagée par mole du fuel brûlé.

Ces deux équations (3.3) et (3.6) peuvent donner  $S_L$  et  $\delta_R$ , leurs produit est :

$$\begin{aligned} \rho_r C_p S_L (T_{ig} - T_r) \rho_r C_p S_L (T_P - T_r) &= \bar{\Gamma}_{fuel,av} \bar{Q}_c \lambda (T_P - T_{ig}) \\ \rho_r C_p S_L &= \left\{ \frac{\lambda (T_P - T_{ig}) \bar{\Gamma}_{fuel,av} \bar{Q}_c}{(T_{ig} - T_r) (T_P - T_r)} \right\}^{1/2} \\ S_L &= \left\{ \frac{\lambda (T_P - T_{ig}) \bar{\Gamma}_{fuel,av} \bar{Q}_c}{\rho_r C_p (T_{ig} - T_r) \rho_r C_p (T_P - T_r)} \right\}^{1/2} \end{aligned} \quad (3.7)$$

La chaleur de combustion est approximativement reliée à la température de la flamme par :

$$\bar{Q}_c [Fuel]_r = \rho_r C_p (T_P - T_r) \quad (3.8)$$

Où  $[Fuel]_r$  est la concentration du fuel (mole/cm<sup>3</sup>), dans les gaz frais  $\bar{Q}_c \equiv [KJ/mole]$ , la vitesse de la flamme devient :

$$S_L = \left\{ \frac{\lambda (T_P - T_{ig}) \bar{\Gamma}_{fuel,av} / [Fuel]_r}{\rho_r C_p (T_{ig} - T_r)} \right\}^{1/2} = \left\{ \frac{\alpha (T_P - T_{ig})}{\tau_{chem} (T_{ig} - T_r)} \right\}^{1/2} \quad (3.9)$$

Où  $\alpha = \frac{\lambda}{\rho C_p}$  est la diffusivité thermique (cm<sup>2</sup>/s) et  $\tau_{chem} = [Fuel]_r / \bar{\Gamma}_{fuel,av}$  est l'échelle de temps de la cinétique chimique.

En utilisant  $\bar{Q}_c [Fuel]_r = \rho_r C_p (T_P - T_r)$ , l'équation (3.6) devient :

$$S_L = \frac{\delta_R}{\tau_{chem}} \quad \text{or} \quad \delta_R = S_L \tau_{chem} \quad (3.10)$$

Cette équation montre que pour une vitesse de la flamme donnée, l'épaisseur est proportionnelle à l'échelle de temps de la cinétique chimique. Si la chimie est rapide, la flamme est mince (épaisseur très petite).

En substituant l'équation (3.9) dans (3.10) on trouve

$$\delta_R = S_L \tau_{chem} = \left\{ \frac{\alpha}{\tau_{chem}} \frac{(T_P - T_{ig})}{(T_{ig} - T_r)} \right\}^{1/2} \tau_{chem}$$

$$\delta_R = \left\{ \alpha \tau_{chem} \frac{(T_P - T_{ig})}{(T_{ig} - T_r)} \right\}^{1/2} \quad (3.11)$$

L'épaisseur de la flamme est généralement corrélée à la vitesse de la flamme à travers la diffusivité thermique. Cette corrélation est obtenue par la multiplication des équations (3.9) et (3.11), ce qui donne :

$$\delta_R \cdot S_L = \alpha \frac{(T_P - T_{ig})}{(T_{ig} - T_r)} \quad (3.12)$$

Le terme à droite de l'équation dépend de la thermodynamique du système de combustion. On peut estimer ce terme pour un fuel donné, par exemple la combustion du méthane air aux conditions ambiantes avec  $T_r = 300k$ ,  $T_P = 2250k$  et  $T_{ig} \approx 810k$  on a  $\delta_R \cdot S_L = 3.5\alpha$ .

Le taux de consommation moyen du fuel  $\bar{f}_{fuel,av}$  est fortement dépendant de la température, le choix de cette dernière pour l'évaluation du taux de consommation moyen a un grand impact sur les résultats. Cela veut dire que ces équations donnent seulement une estimation de  $S_L$  et  $\delta_R$ .

Cependant, l'équation (3.9) est valable pour donner un aperçu sur la dépendance de la vitesse de la flamme de différents paramètres, incluant les propriétés de transport, la température, la pression et l'ordre du taux de réaction.

On utilisera l'épaisseur de la zone de réaction  $\delta_R$  pour estimer l'ordre de grandeur de l'épaisseur de la flamme.

Dans la majorité des combustibles (hydrocarbures), la vitesse de la flamme pour un mélange stœchiométrique à l'état de référence est de  $40 \text{ cm/s}$ . Cependant, la vitesse de la flamme de l'hydrogène est  $220 \text{ cm/s}$ , cinq fois plus rapide.

Ces équations sont obtenues d'une analyse simple, des résultats plus précis peuvent être obtenus en résolvant par ordinateur les équations de transport pour les flammes 1D avec une chimie détaillée

### 3) Mesure de la vitesse de la flamme :

Les brûleurs du type Bunsen sont généralement utilisés pour déterminer la vitesse de la flamme laminaire. Le brûleur Bunsen est un tube métallique vertical à travers lequel un mélange air-fuel est introduit. La flamme forme une géométrie conique (voir figure 2) stationnaire relativement à l'observateur. L'angle du cône est déterminé par l'équilibre de vitesse locale du fluide avec la vitesse de propagation de la flamme. En utilisant les réactions géométriques, on peut déterminer la vitesse de la flamme  $S_L = U_{jet} \sin(\alpha)$ .

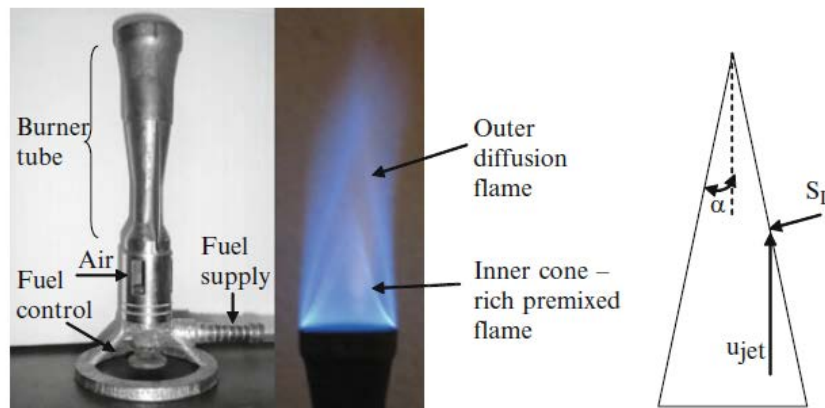


Figure 2 : Détermination de la vitesse de la flamme par le brûleur Bunsen

Plusieurs facteurs peuvent influencer cette technique

1. L'allure de la flamme à la limite peut ne pas être rectiligne à cause de la perte de chaleur à travers le brûleur.
2. Les effets de l'étirement sur la flamme qui ne sont pas uniformes.
3. La couche limite à l'intérieur du tube qui perturbe la forme du cône.
4. L'effet de la flottabilité.

Malgré les difficultés confrontées, la figure 3 montre une allure convergente des mesures au fil des années.

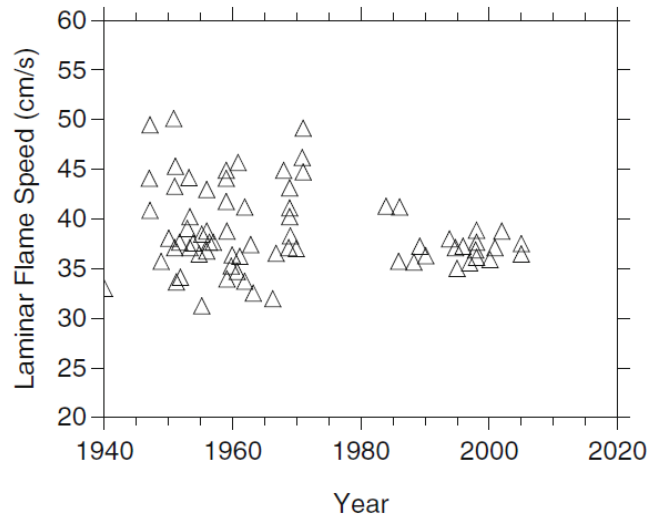


Figure 3 : Mesures de la vitesse de la flamme laminaire du méthane

#### 4) Structure des flammes de prémélange :

A cause de l'épaisseur minimale (quelques millimètres à 1 atm) des flammes de prémélange, il est impossible de mesurer la concentration des espèces avec précision. La simulation des flammes de prémélange a été utilisée avec une chimie détaillée pour illustrer la structure typique de ces flammes. On remarque sur la figure 4 que :

- La densité décroît de  $1.13 \text{ kg/m}^3$  dans les gaz frais à  $0.17 \text{ kg/m}^3$  dans les gaz brûlés.
- La vitesse du fluide frais relativement à la flamme est  $39 \text{ cm/s}$  et celle des gaz brûlés est  $270 \text{ cm/s}$ .
- La température d'ignition est  $810 \text{ K}$ .
- L'épaisseur de la flamme peut être déterminée en fonction de l'augmentation de la température. On définit deux températures  $T_{10\%}$  qui représente 10% de l'augmentation et  $T_{90\%}$  qui représente 90% de l'élévation. Pour ce cas

$$T_{10\%} = T_r + 0.1(T_p - T_r) = 495 \text{ K} \quad \text{et} \quad T_{90\%} = T_r + 0.9(T_p - T_r) = 2055 \text{ K}$$

- En se basant sur ces deux points, l'épaisseur de la zone de réaction est  $1.4 \text{ mm}$ , l'échelle du temps chimique  $\delta_R/S_L = \tau_{chem} = 3.6 \text{ msec}$ .
- La température d'équilibre est  $2250 \text{ K}$  qui est atteinte à  $5 \text{ cm}$  de la base ce qui donne un temps nécessaire à l'équilibre de  $5 \text{ cm}/270 \text{ cm/sec} = 0.019 \text{ sec} = 19 \text{ msec}$ .
- On représente aussi les espèces majoritaires  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  et l'espèce principale intermédiaire  $\text{CO}$ .
- La courbe de  $\text{CO}$  montre que l'épaisseur de la zone de réaction est  $0.025 \text{ cm}$ ,



- Le méthane a un taux net de réaction négatif car il est consommé,
- $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{CO}_2$  ont des taux net de réaction positifs car ils sont produits,
- Le  $\text{CO}$  a un taux positif entre 0.075 et 0.1 puis négatif dans la zone des gaz chauds après 0.1.
- Le radical méthyl  $\text{CH}_3$  est premièrement produit de la décomposition de  $\text{CH}_4$  dans la région 0.07 à 0.09 cm. La consommation de  $\text{CH}_3$  commence lorsque la production des radicaux  $\text{OH}$ ,  $\text{H}$  et  $\text{O}$  augmente à 0.09 cm.
- Puisque la majorité du  $\text{CO}$  est oxydé par la réaction  $\text{CO} + \text{OH} = \text{CO}_2 + \text{H}$  la position où ces radicaux commencent à augmenter est corrélée à celle où le  $\text{CO}$  commence à diminuer.
- Le radical  $\text{H}$  diffuse rapidement dans la zone de réaction du à sa grande diffusivité.
- Le  $\text{NO}$  a une petite valeur mais il reste nocif à l'environnement, sa production est fortement corrélée à celle de  $\text{O}$  et  $\text{OH}$ .

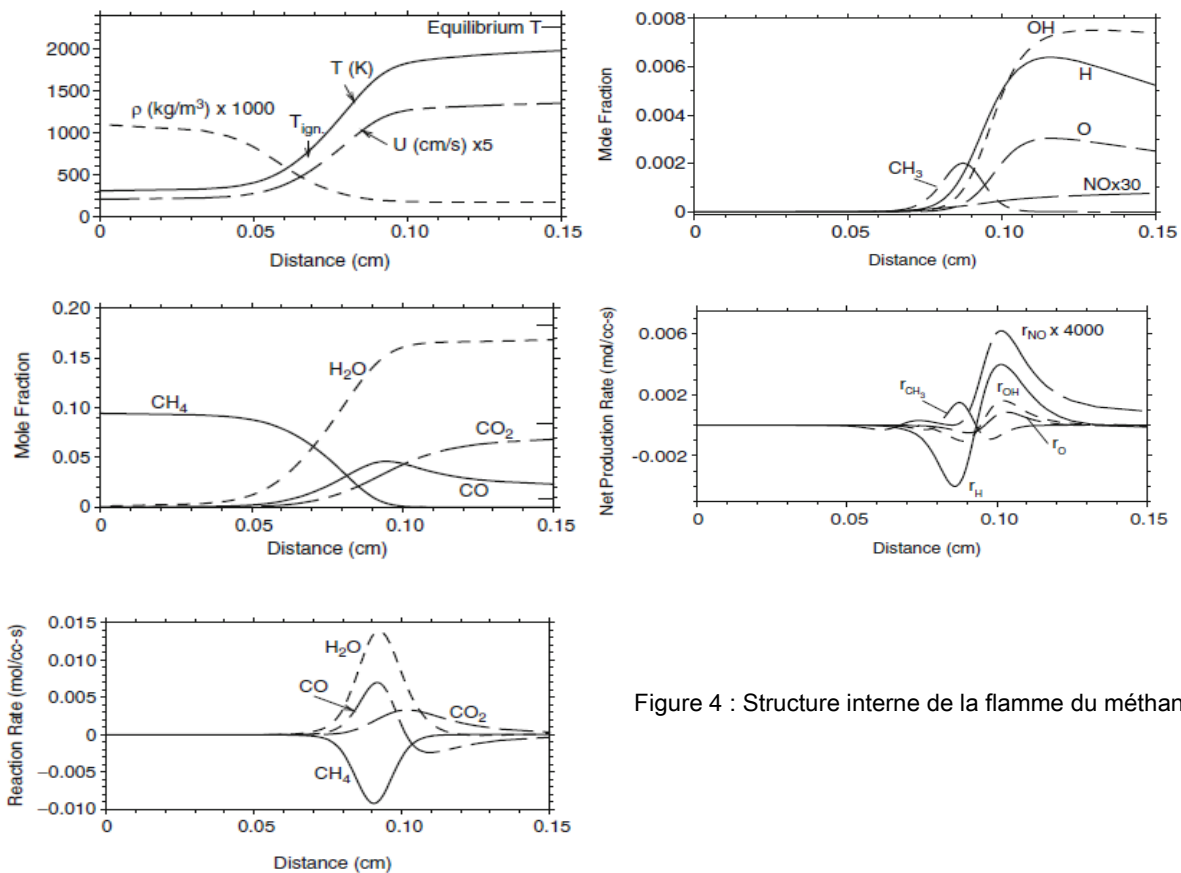


Figure 4 : Structure interne de la flamme du méthane

## 5) Effet de la richesse, température et pression sur la vitesse de la flamme :

### 5.1) Effet de la richesse

La vitesse de la flamme dépend du taux de la réaction chimique, on s'attend à une forte dépendance de  $S_L$  de la température et par conséquent de la richesse.

La figure 5 montre la température de la flamme pour plusieurs fuels en fonction de la richesse, on remarque que le pic de température est atteint pour une valeur légèrement riche. Cela est dû à la relation entre la chaleur de combustion et la capacité calorifique des produits. Ces deux propriétés décroissent lorsque la richesse dépasse l'unité mais la capacité calorifique décroît, entre  $\phi = 1$  et le pic du mélange riche, de manière légèrement rapide par rapport à la chaleur de combustion. La vitesse de la flamme aura la même allure que la température figure 5.

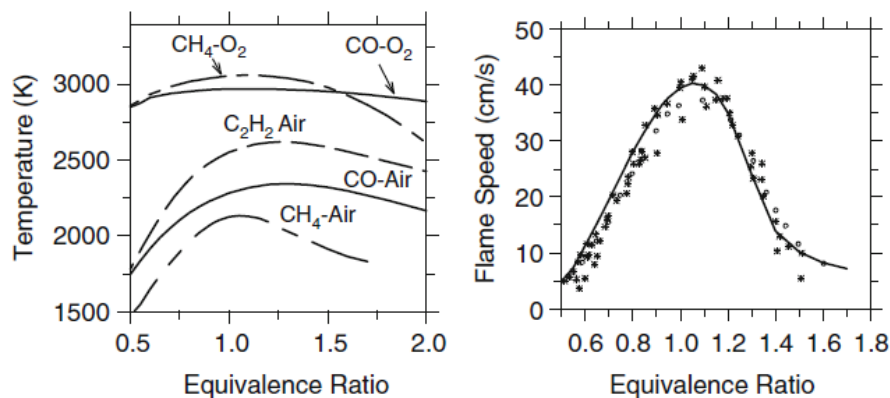


Figure 5 : Effet de la richesse sur la vitesse de la flamme

### 5.2) Effet de la température d'injection des réactifs

L'augmentation de la température des gaz frais  $T_r$  mène à des réactions chimiques plus rapides, alors le temps chimique est plus court et la vitesse de la flamme plus importante. Pour les gaz parfaits, la diffusivité thermique s'écrit en fonction de la température :

$$\alpha = \frac{\lambda(T)}{\rho c_p} = \frac{RT\lambda(T)}{PC_p} \propto T^{1.5} P^{-1} \quad (3.13)$$

Lorsque la température augmente la diffusivité thermique augmente aussi, ce qui donne une vitesse de flamme plus importante. La figure 6 montre cet aspect, les températures initiales importantes du propane, donnent des vitesses de flamme plus importantes.

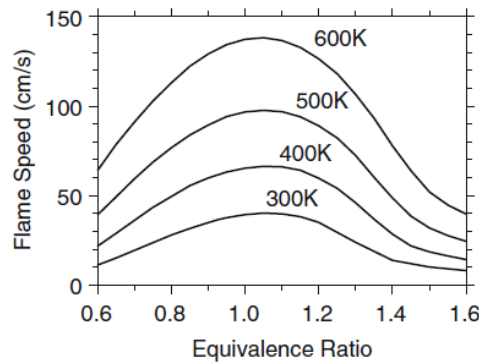


Figure 6 : Effet de la température de l'injection des gaz sur la vitesse de la flamme

### 5.3) Effet de la pression

Considérons l'effet de la pression sur la vitesse de la flamme. Pour la plupart des fuels (hydrocarbures), l'augmentation de la pression engendre la diminution de la vitesse de la flamme. Si on fait référence à l'équation (3.9) on remarque la dépendance de chaque paramètre de la pression.

La diffusivité thermique est inversement proportionnelle à la pression comme  $\propto P^{-1}$ . La température de la flamme augmente légèrement avec la pression car il y'a moins de dissociation aux hautes pressions, mais cet effet n'est pas significatif et ne va pas être inclut.

L'effet de la pression sur le temps chimique peut être analysé en considérons l'échelle de temps chimique :

$$\tau_{chem} = [Fuel]_r / \bar{Y}_{fuel,av} \propto \frac{P}{P^{(a+b)}} \propto P^{1-a-b}$$

Ou  $a$  et  $b$  sont les exposants du fuel et de l'oxydante utilisée dans la réaction globale à une étape. La vitesse de la flamme a la dépendance suivante.

$$S_L = \left\{ \frac{\alpha (T_p - T_{ig})}{\tau_{chem} (T_{ig} - T_r)} \right\}^{1/2}$$

$$S_L \propto \sqrt{P^{-1} / P^{1-a-b}} \propto P^{\left(\frac{a+b}{2}\right)-1} \propto P^{\frac{n}{2}-1} \quad (3.14)$$

Avec  $n = a + b$ , est l'ordre de la réaction chimique si  $n = 2$ , la flamme n'est pas sensible à la pression. Pour les hydrocarbures, l'ordre total est inférieur à 2, provoquant une

dépendance négative de la pression (figure 7). Cela engendre des difficultés pour les applications de la combustion à hautes pressions.

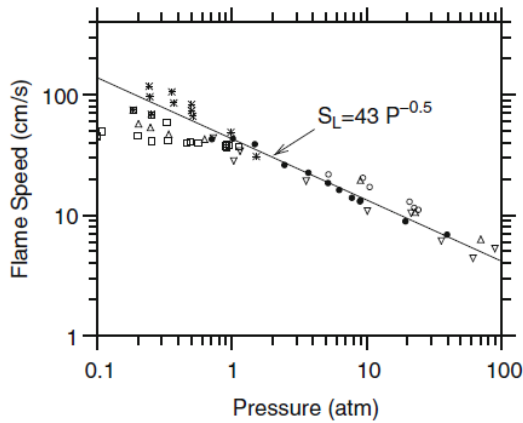


Figure 7 : Vitesse de la flamme en fonction de la pression pour Le méthane en combustion stœchiométrique

Pour la majorité des fuels (hydrocarbures), la vitesse de la flamme est plus sensible aux températures qu'aux pressions, l'augmentation de la température des gaz peut annuler la réduction de la vitesse de la flamme due à la pression. Dans les turbines à gaz et les moteurs à combustion interne, le mélange air/fuel est comprimé à des températures élevées avant l'ignition.

Dans plusieurs applications, une formule empirique est utilisée pour corréliser la vitesse de la flamme laminaire à la même vitesse à l'état de référence (conditions ambiantes).

$$S_L(\phi, T, P) = S_{L,ref}(\phi) \left( \frac{T_r}{T_{ref}} \right)^\alpha \left( \frac{P}{P_{ref}} \right)^\beta (1 - 2.5\psi)$$

Où  $T_{ref} = 300K$ ,  $P_{ref} = 1atm$

$$S_{L,ref}(\phi) = Z \cdot W \cdot \phi^\eta \exp[-\xi(\phi - 1.075)^2]$$

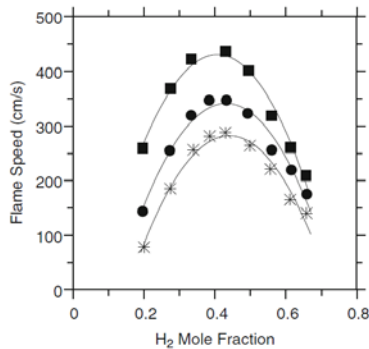
Avec  $\psi$  la fraction massique des gaz résiduels brûlés, les autres coefficients sont donnés par la table. Cette formule est généralement utilisée pour les moteurs à combustion internes.

Fuel	Z	W (cm/s)	$\eta$	$\xi$	$\alpha$	$\beta$
$C_8H_{18}$	1	46.58	-0.326	4.48	1.56	-0.22
$C_2H_5OH$	1	46.50	0.250	6.34	1.75	$-0.17/\sqrt{\phi}$
$C_8H_{18}+$ $C_2H_5OH$	$1 + 0.07X_E^{0.35}$	46.58	-0.326	4.48	$1.56 + 0.23X_E^{0.35}$	$X_G\beta_G + X_E\beta_E^a$

<sup>a</sup> $X_E$  = volume percentage of ethanol in fuel mixture, %;  $X_G$  = volume percentage of isoctane in fuel mixture, %;  $\beta_E = \beta$  value for ethanol;  $\beta_G = \beta$  value for isoctane

### 5.4) Effet de la dilution

L'effet de la dilution sur la vitesse de la flamme peut être démontré par garder les mêmes réactifs mais d'utiliser des espèces de diluant différentes comme montré par la figure 8.



Mixture	Adiabatic flame temperature (K)	Thermal diffusivity, $\alpha$ , at 1,300 K (cm <sup>2</sup> /s)
H <sub>2</sub> /O <sub>2</sub> /N <sub>2</sub>	2,384	2,65
H <sub>2</sub> /O <sub>2</sub> /Ar	2,641	2,59
H <sub>2</sub> /O <sub>2</sub> /He	2,641	12,59

Table 2 : Températures adiabatiques de la flamme pour différents diluants

Figure 8 : Vitesse de la flamme pour différents diluants (\* N<sub>2</sub>, ● Ar, ■ He)

Pour l'air, le rapport de N<sub>2</sub> à O<sub>2</sub> est 3.76 en volume. En remplaçant le N<sub>2</sub> par l'argon Ar ou l'hélium He, les vitesses de la flamme augmentent. Les flammes diluées par l'hélium ont les vitesses les plus grandes. Avec différents diluants, le pic des températures et les diffusivités thermiques sont différentes. La table 2 donne les valeurs des températures adiabatiques de la flamme et des diffusivités thermiques pour les mélanges stœchiométriques.

Lorsqu'on remplace le N<sub>2</sub> par l'argon Ar, les vitesses de la flamme augmentent car l'argon a une capacité calorifique Cp inférieure. Cependant, la variation de la diffusivité thermique est négligeable, par conséquent la vitesse de la flamme augmente.

Lorsque l'hélium H<sub>e</sub> est utilisé comme diluant, la température de la flamme est la même que lorsque le mélange est dilué par l'argon Ar, puisque ces deux gaz nobles ont la même capacité calorifique. Cependant, due à la masse moléculaire très petite de l'hélium, la diffusivité thermique est grande par rapport à celle de l'argon et la vitesse de la flamme augmente.

### 6) Effet de la richesse, température et pression sur l'épaisseur de la flamme :

Typiquement, l'épaisseur de la flamme est de quelques mm aux conditions ambiantes, elle s'écrit :

$$\delta_R \approx \frac{\alpha}{s_L}$$

Sa dépendance de  $\phi$ ,  $T$  et  $P$  peut être déduite de la dépendance de  $S_L$ . Puisque la vitesse de la flamme a un pic près des conditions stœchiométriques et diminue dans les mélanges riches et pauvres, l'épaisseur de la flamme va avoir une dépendance en  $U$  de  $\phi$ . Lorsque la température des gaz imbrûlés augmente on a une petite épaisseur de la flamme.

La dépendance de la pression est montrée en utilisant les équations (3.13) et (3.14) :

$$\delta_R \propto P^{-1} P^{-\frac{a+b}{2}+1} \propto P^{-(a+b)/2} \propto P^{-n/2}$$

Pour la plupart des combustibles, l'ordre total de la réaction est positif ( $n \approx 1 - 1.15$ ) ce qui implique que l'épaisseur de la flamme diminue avec la pression.

### 7) Limites d'inflammabilité :

Lorsque le mélange est assez riche ou pauvre, la température de la flamme diminue et par conséquent, la vitesse de la flamme chute significativement (figure 9).

Eventuellement, la flamme ne peut pas se propager lorsque la richesse est plus grande qu'une limite supérieure ou plus petite qu'une limite inférieure, ces deux limites sont dites les limites riche et pauvre d'inflammabilité (RFL : Rich Flammability Limit et LFL : Low Flammability Limit). Elles sont généralement exprimées en pourcentage du fuel en volume dans le mélange. Ces limites sont dites aussi limites d'explosion dans quelques applications.

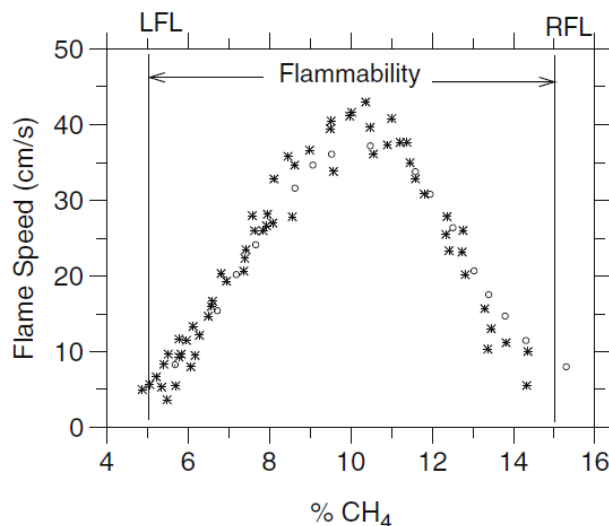


Figure 9 : Limites d'inflammabilité riche (RFL) et pauvre (LFL)

Pour les hydrocarbures, le mélange à l'RFL contient à peu près le double de la quantité de fuel comparé à la stœchiométrie. A l'LFL, le mélange contient à peu près la moitié de la stœchiométrie. Les limites d'inflammabilité sont mesurées à la pression ambiante. Table 3. Lorsque la température et la pression changent, les limites d'inflammabilité changent aussi. La dilution affecte aussi ces limites.

**Table 6.3** Flammability at standard conditions (% of fuel by volume in mixture)

Fuel vapor	Lean limit	Rich limit	Fuel vapor	Lean limit	Rich limit
Hydrogen (H <sub>2</sub> )	4	75	Isopropyl	2	12
Methane (CH <sub>4</sub> )	5	15	Ethanol (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	3.3	19
Gasoline	1.4	7.6	n-Heptane (C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> )	1.2	6.7
Diesel	0.3	10	Iso-octane (C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	1	6.0
Ethane (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> )	3.0	12.4	Propane (C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> )	2.1	9.5
n-Butane (C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> )	1.8	8.4	n-Pentane (C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> )	1.4	7.8
n-Hexane (C <sub>6</sub> H <sub>14</sub> )	1.2	7.4	Dimethylether (C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O)	3.4	27

## Chapitre 4 *Flammes de diffusion ou Non-pré mélangées*

### 4.1 Introduction

Dans plusieurs procédés de combustion le fuel et l'oxydant sont séparés avant d'entrer dans la zone de réaction ou ils se mélangent et brûlent. Ce type de combustion est dit non pré mélangée ou de diffusion car le transport du fuel et de l'oxydant dans la zone de réaction se fait premièrement par diffusion. La bougie est l'exemple le plus courant et le plus simple d'une flamme de diffusion, ce mode de combustion est sûre, puisque le combustible et l'oxydant sont séparés, il n'y peut avoir d'explosion. Les réactions chimiques se passent à l'échelle moléculaires, c'est pourquoi il faut que le fuel et l'oxydant soient mélangés avant de réagir.

Généralement, les réactions chimiques sont rapides et la combustion où le taux de combustion est plus limité par le transport et le mélange que par la cinétique chimique. Par conséquent, la flamme est très stable, c'est pourquoi ce mode de combustion est attractif pour plusieurs applications notamment les moteurs d'avions.

### 4.2 Description de la flamme d'une bougie

La figure 1 décrit les procédés chimiques et physiques compliqués présent dans la combustion non-pré mélangée, la surface de la flamme est là où le fuel vaporisé et l'oxygène se mélangent, forment un mélange stœchiométrique.

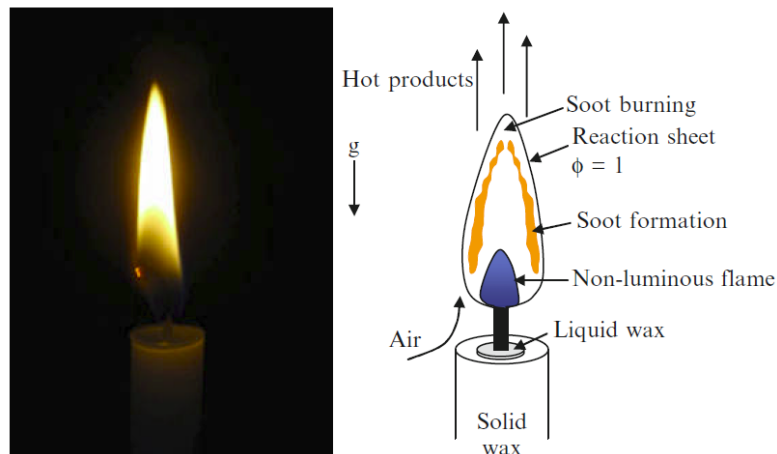


Figure 1. Gauche : L'apparence simple d'une bougie masque le procédé compliqué.

Droite : Procédé physique associé et l'effet de la flottabilité sur la flamme.



A la surface de la flamme, la combustion donne des températures élevées qui maintiennent la flamme, les éléments du procédé sont les suivants:

- La chaleur de la flamme fait fondre la cire à la base de la flamme.
- Le liquide de cire monte par capillarité dans la mèche.
- La chaleur de la flamme vaporise la cire liquide.
- La vapeur de cire migre vers la surface de la flamme, en se brisant en hydrocarbonés simples.
- L'oxygène ambiant migre vers la surface de la flamme par diffusion et convection.

La flottabilité convective se développe lorsque l'air chaud à faible densité entourant la flamme monte transportant simultanément l'oxygène à la flamme et les produits de combustion loin de la flamme.

La flamme qui résulte a la forme d'une goutte étirée dans la direction opposée à la force gravitationnelle. La partie jaune de la flamme est le résultat des particules solides de suies, formées entre la flamme et la mèche, qui brûlent en allant vers la flamme.

### 4.3 Structure de la flamme laminaire en jets libres

Les flammes de jets sont bien caractérisées et très utiles pour comprendre la localisation, température et la hauteur globale de la flamme. Les caractéristiques d'une flamme de jet sont similaires à celles d'une bougie sauf que le fuel dans ce cas est gazéifié et injecté dans l'air à une vitesse pré déterminé.

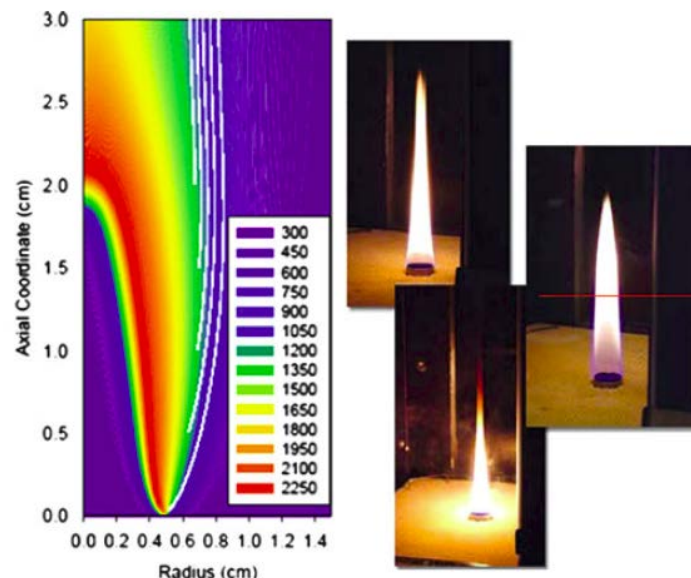
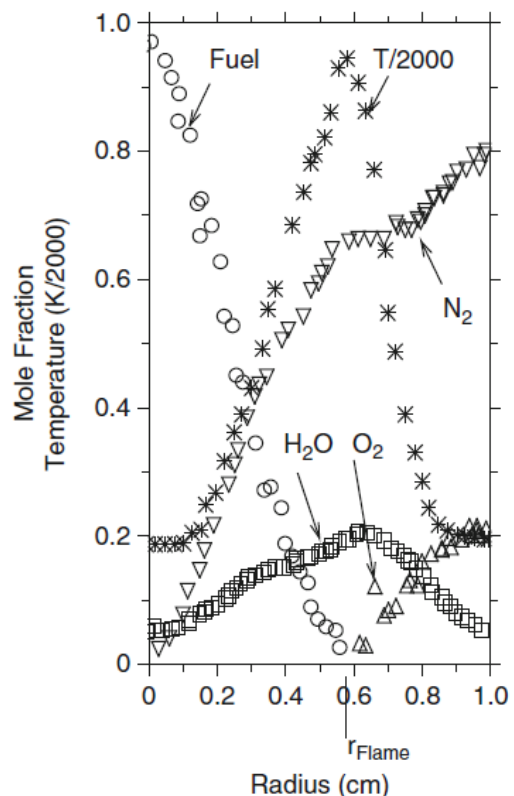


Figure 2. Gauche : Température calculées d'un jet non-prémélangé. Droite : Flamme de diffusion laminaire de l'éthylène (gauche), JP-8 (centre), et méthane (droite).

A droite de la figure 2; on voit une flamme non prémélangée en jet utilisant l'éthylène, JP-8 "Jet Propellant 8", et le méthane. Le fuel est injecté à travers une tuyère dans l'air environnant. La combustion est initiée par une flamme pilote, lorsque la flamme est stabilisée, la source d'ignition est supprimée. A gauche la figure représente la distribution typique de la température obtenue par simulation sur ordinateur. Le fuel est injecté à travers une conduite de diamètre 1 cm, la hauteur globale de la flamme est de 2.5 cm. Les fractions molaires des espèces mesurées et des températures le long de la ligne horizontale sont montrées par la figure 3.

Figure 3. Données expérimentaux des profils d'espèces et de température dans une flamme laminaire. La flamme est localisée approximativement à 0.6 cm de la ligne centrale



- Sur la figure 3, on voit que la fraction massique du fuel diminue de l'unité sur l'axe à zéro vers la flamme.
- Au-delà de  $r > r_{flamme}$ , la fraction massique du fuel est nulle car la chimie est assez rapide pour consommer tout le fuel à la surface de la flamme.
- La fraction massique de l'oxydant diminue de sa valeur d'ambiance à zéro à  $r_{flamme}$ .
- Il n'y a pas d'oxydant dans la zone où  $< r_{flamme}$ , les espèces produites ne sont pas nulles sur l'axe à cause de l'accumulation des produits issus de la flamme.
- La fraction massique des produits est maximale sur  $r_{flamme}$ .

- Puisque les espèces produites et la chaleur ont des procédés de production et de transport similaires, le profil de température et de la fraction massique des produits sont similaires.
- On va voir que la cinétique chimique est toujours plus rapide que le procédé de diffusion, d'où la zone de réaction est concentrée près de  $\approx r_{flamme}$ . Seulement dans cette zone le fuel et l'oxydant existent avant la réaction, la température est maximale donnant des réactions chimiques très rapides.

Similairement aux flammes prémélangées, les différentes espèces deviennent moléculairement excitées et émettent des radiations visibles, donnant la couleur de la flamme. La zone externe de la réaction est de couleur bleuâtre due à la radiation des radicaux CH. La zone interne est rougeâtre due au  $C_2$  et le rayonnement des suies. Généralement, les derniers radicaux dominant donnant la couleur de la plupart des flammes de diffusion.

Les gradients des fractions massiques résultantes de la consommation du fuel et de l'oxydant provoquent le transport diffusif du fuel et de l'oxydant vers la flamme ou ils se mélangent et réagissent. Le flux massique du fuel et de l'oxydant à travers la zone de réaction est déterminé par la loi de Fick de la diffusion de la masse. Si l'un des gradients de la masse, disons de l'oxygène par exemple, augmente pour n'importe quelle raison, alors le flux massique de l'oxygène va augmenter dans la zone de réaction. Puisqu'il y a plus d'oxygène dans la réaction, plus de fuel va être consommé et la réaction va bouger vers la zone du fuel, augmentant le gradient de fraction massique du fuel. Le même phénomène va se produire si la concentration du fuel augmente. En conséquent, la flamme va toujours se positionner de telle façon que les flux massiques du fuel et de l'oxydant entrant dans la zone de réaction soient toujours en condition stœchiométrique. Cet aspect est très important dans les flammes de diffusion car il détermine leurs formes et leurs caractéristiques.

#### 4.4 Hauteur de la flamme laminaire de jet $L_f$

La longueur où la hauteur d'une flamme non-pré mélangée est une propriété importante qui indique la taille de la flamme. Les simulations sur ordinateur peuvent prédire avec précision la structure de la flamme de diffusion; cependant, quelques paramètres qui contrôlent l'allure des flammes de jets peuvent être déterminés par une analyse adimensionnelle simple.

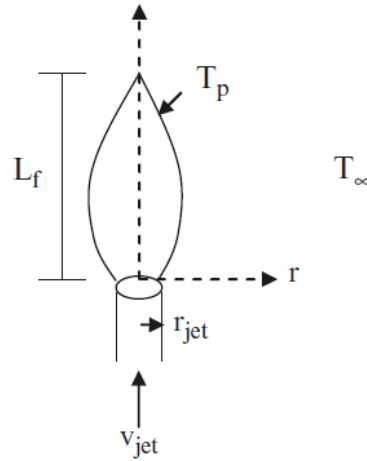


Figure 4. Flamme de jet libre

Soit une flamme de jet libre montrée par la figure 4, les équations qui la gouvernent sont :

Equation d'énergie :

$$\rho u C_p \frac{\partial T}{\partial x} = \frac{k}{r} \frac{\partial}{\partial r} \left( r \frac{\partial T}{\partial r} \right) + \bar{r}_{fuel} \bar{Q}_C \quad (4.1)$$

Equation des espèces :

$$\rho u C_p \frac{\partial Y_f}{\partial x} = \frac{\rho D}{r} \frac{\partial}{\partial r} \left( r \frac{\partial Y_f}{\partial r} \right) + \bar{r}_{fuel} M_f \quad (4.2)$$

Introduisant les quantités adimensionnelles :

$$\bar{x} \equiv \frac{x}{L_f} ; \quad \bar{r} = \frac{r}{r_{jet}} ; \quad \bar{T} \equiv \frac{T - T_\infty}{T_p - T_\infty} ; \quad \bar{Y}_f \equiv \frac{Y_f}{Y_{f,s}} ; \quad \bar{u} = \frac{u}{V_{jet}}$$

$Y_{f,s}$  est la fraction massique du fuel pour un mélange stœchiométrique,  $r_{jet}$  est le rayon du jet de fuel et  $V_{jet}$  est la vitesse du jet.

Et utilisant les relations :

$$\bar{Q}_C [Fuel]_s = \rho C_p (T_p - T_\infty) \quad \text{et} \quad [Fuel]_s = \frac{\rho Y_{f,s}}{M_f} \quad (4.3)$$

On obtient :

$$\frac{V_{jet}}{L_f} \bar{u} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{x}} = \frac{\alpha}{r_{jet}^2} \frac{\partial}{\partial \bar{r}} \left( \bar{r} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{r}} \right) + \frac{\bar{r}_{fuel}}{[Fuel]_s} \quad (4.4)$$

Or

$$\frac{1}{\tau_{conv}} \bar{u} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{x}} = \frac{1}{\tau_{diff}} \frac{1}{\bar{r}} \frac{\partial}{\partial \bar{r}} \left( \bar{r} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{r}} \right) + \frac{1}{\tau_{chem}} \quad (4.5)$$

$$\bar{u} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{x}} = \underbrace{\frac{\tau_{conv}}{\tau_{diff}}}_{\text{Groupe 1}} \frac{1}{\bar{r}} \frac{\partial}{\partial \bar{r}} \left( \bar{r} \frac{\partial \bar{T}}{\partial \bar{r}} \right) + \underbrace{\frac{\tau_{conv}}{\tau_{chem}}}_{\text{Groupe 2}} \quad (4.6)$$

Et

$$\bar{u} \frac{\partial \bar{Y}_f}{\partial \bar{x}} = \underbrace{\frac{\tau_{conv}}{\tau_{diff}}}_{\text{Groupe 1}} \frac{1}{\bar{r}} \frac{\partial}{\partial \bar{r}} \left( \bar{r} \frac{\partial \bar{Y}_f}{\partial \bar{r}} \right) + \underbrace{\frac{\tau_{conv}}{\tau_{chem}}}_{\text{Groupe 2}} \quad (4.7)$$

Il y'a deux groupes distinct qui apparaissent, examinons l'échelle de temps associées à chaque groupe .

$\tau_{conv} = L_f/V_{jet}$ , représente l'échelle de temps convectif pour la flamme en jet par contre,

$\tau_{diff} = r_{jet}^2/D$ , est l'échelle de temps diffusif de l'oxydant pour diffuser jusqu'à l'axe du jet;

$\tau_{chem} = [Fuel]_s/\bar{r}_{fuel}$  , est le temps de la chimie .

- Le groupe 2 contient le rapport entre le temps convectif et chimique . C'est le nombre de Damköhler. Il devient infini pour une chimie infiniment rapide, indiquant que le procédé de transport gouverne les caractéristiques de ce type de flammes.
- Le groupe 1 est le rapport entre le temps convectif et diffusif. A la base de la flamme , les deux temps sont approximativement égaux de telle que .

$$L_f \propto \frac{V_{jet} r_{jet}^2}{D} \propto \frac{\dot{V}_{fuel}}{D} \quad (4.8)$$

Pour un fuel et oxydant donnés (diffusivité massique fixe), cette équation implique que la hauteur de la flamme augmente linéairement avec le débit volumique ( $\dot{V}_{fuel}$ ) , cette dépendance est observée en expériences.

## 4.5 Corrélations empiriques pour la hauteur de la flamme laminaire $L_f$

La hauteur de la flamme dépend aussi du type de fuel et de la stœchiométrie, ceci n'est pas considéré dans la relation. Pour les calculs pratiques, la hauteur de la flamme, est donnée par la corrélation semi empirique suivante :

$$L_f = \frac{\dot{V}_{fuel}(T_\infty/T_f)}{4\pi D_\infty \ln(1+1/S)} \left(\frac{T_\infty}{T_p}\right)^{0.67} \quad (4.9)$$

$$\approx \frac{\dot{V}_{fuel}(T_\infty/T_f)}{4\pi D_\infty} \left(\frac{T_\infty}{T_p}\right)^{0.67} S \quad \text{pour } S \text{ grand} \quad (4.10)$$

Où  $T_\infty$  est la température de l'oxydant (K) .

$T_p$  est la température moyenne de la flamme (K).

$T_f$  est la température du fuel.

S rapport stœchiométrique molaire  $Air/fuel$  .

$D_\infty$  coefficient de diffusion moyenne évalué à  $T_\infty$  ( $m^2/s$ ).

$\dot{V}_{fuel}$  débit du fuel ( $m^3/s$ ).

$L_f$  hauteur de la flamme (m).

Le rapport stœchiométrique molaire  $Air/fuel$  est évalué pour

$$S = \begin{cases} 4.76 \left( \alpha + \frac{\beta}{4} - \frac{\gamma}{2} \right) \text{ pour le fuel } C_\alpha H_\beta O_\gamma \text{ avec l'air} \\ (1 + x_{N_2}/x_{O_2}) \left( \alpha + \frac{\beta}{4} - \frac{\gamma}{2} \right) \text{ avec l'O}_2 \end{cases}$$

En plus de la physique intégrée dans cette équation, elle inclut aussi la dépendance de  $L_f$  sur le type de fuel. Lorsque  $S$  est grand,  $L_f$  varie linéairement en fonction de la pression. Cette dépendance est tracée sur la figure 5.

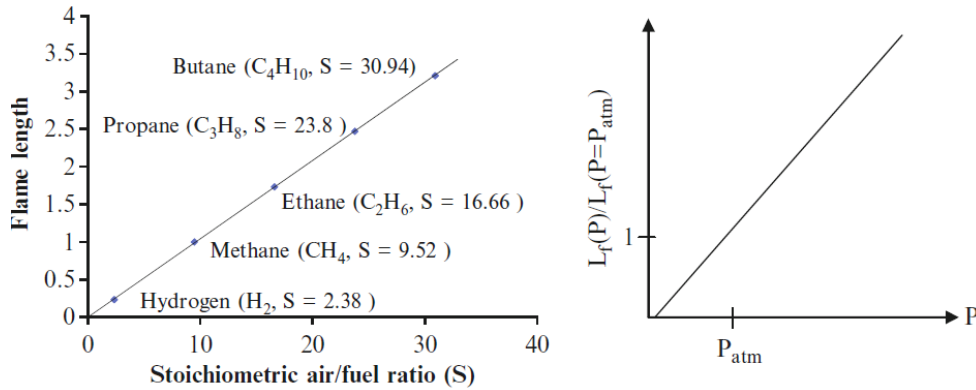


Figure 5. Augmentation de la hauteur de la flamme en fonction de la complexité du fuel et de la pression ambiante

#### 4.6 Flamme de jet de Burke-Schumann

Lorsqu'un jet de fuel est issu dans un tube, la quantité de l'oxydant disponible pour la combustion est contrôlée par le débit volumique du fluide qui entoure ce jet. Dans ce cas la quantité de l'oxydant est limitée, contrairement au jet libre. Soit la figure 6 qui représente ce type de flamme. Dans cette flamme confinée, les débits du fuel et du fluide qui l'entoure sont fixes, tandis que la quantité d'oxygène ( $Y_{O_2}$ ), dans le fluide entourant est variée pour avoir plusieurs configurations.

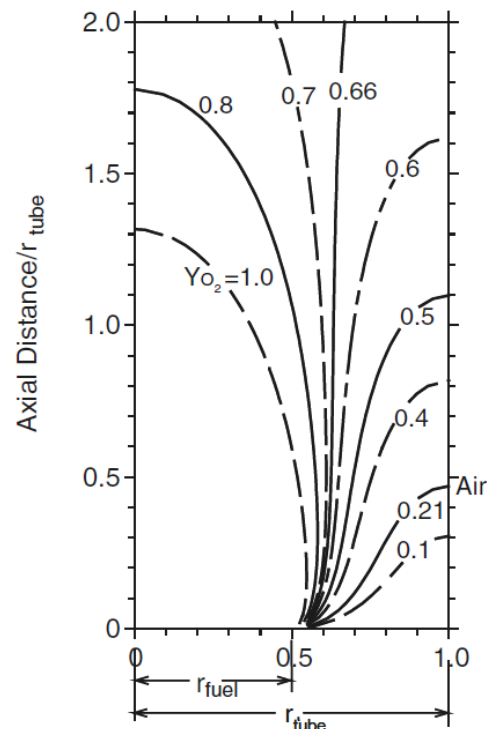
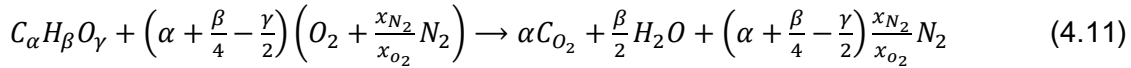


Figure 6. Flamme de diffusion de Burke-Schumann : La forme de la flamme depend de la quantité de l'oxydant contenu dans le fluide en co flow entre  $r_{fuel}$  et  $r_{tube}$

Considérons les différentes situations pour le cas général d'hydrocarbure/oxygène .



Où la quantité d'oxygène dans le fluide entourant et variée par l'ajustement du rapport  $\frac{x_{N_2}}{x_{O_2}}$  (= 3.76 pour l'air) , la fraction massique de l'oxygène dans le jet d'oxydant :

$$Y_{O_2} = \frac{M_{O_2}}{M_{O_2} + \frac{x_{N_2}}{x_{O_2}} M_{N_2}} = \frac{1}{1 + \frac{x_{N_2} M_{N_2}}{x_{O_2} M_{O_2}}} \quad (4.12)$$

Le rapport  $\frac{x_{N_2}}{x_{O_2}}$  peut être exprimé en terme de  $Y_{O_2}$  par :

$$\frac{x_{N_2}}{x_{O_2}} = \left(\frac{1}{Y_{O_2}} - 1\right) \frac{M_{O_2}}{M_{N_2}} \quad (4.13)$$

Le rapport stœchiométrique oxygène / fuel ( $OFR_{st}$ ) basé sur le volume (*moles*) est :

$$OFR_{st} = \left(\frac{\dot{n}_{O_2}}{\dot{n}_{fuel}}\right)_{sto} = \left(\frac{\dot{V}_{O_2}}{\dot{V}_{fuel}}\right)_{st} = \alpha + \frac{\beta}{4} - \frac{\gamma}{2} \quad (4.14)$$

Le débit volumique de l'oxygène est :

$$\dot{V}_{O_2} = X_{O_2} \dot{V}_{oxidant} = \frac{x_{O_2}}{x_{O_2} + x_{N_2}} \dot{V}_{oxidant} = \frac{\dot{V}_{oxidant}}{1 + \frac{x_{N_2}}{x_{O_2}}} \quad (4.15)$$

où  $\dot{V}_{oxidant}$  est le débit volumique du l'oxydant en (*cc/s*) .

Puisque le jet contient 100% fuel , le rapport  $OFR$  en débit volume (*moles*) :

$$OFR = \left(\frac{\dot{n}_{O_2}}{\dot{n}_{fuel}}\right) = \frac{\dot{V}_{oxidant} / \dot{V}_{fuel}}{1 + \frac{x_{N_2}}{x_{O_2}}} \quad (4.16)$$

$$= \frac{\dot{V}_{oxidant}}{\dot{V}_{fuel}} \frac{Y_{O_2}}{Y_{O_2} + (1 - Y_{O_2})} \frac{M_{O_2}}{M_{N_2}} \quad (4.17)$$

Différentes formes de la flamme sont développée en fonction du rapport  $OFR/OFR_{st}$  comme suite :

- (1) Lorsque  $OFR/OFR_{st} > 1$  , le jet de l'oxydant fournit plus d'oxygène que celui nécessaire pour la combustion stœchiométrique la flamme est dite « sur ventilée » , sa forme est similaire à celle de la flamme du jet car tout le fuel va être consommé.
- (2) Si  $OFR/OFR_{st} = 1$  , le jet fournit piste la quantité stœchiométrique, la surface de la flamme devient parallèle à la direction axiale.
- (3) Lorsque  $OFR/OFR_{st} < 1$ , le jet fournit une quantité inférieure à celle stœchiométrique , la flamme est dite « sous-ventilée » , elle a une forme d'une trompète , dans le quel fuel n'est pas consommé à 100%.