

Chapitre 3

Température adiabatique de la flamme

On définit deux températures adiabatiques de la flamme, une à pression constante et l'autre à volume constant.

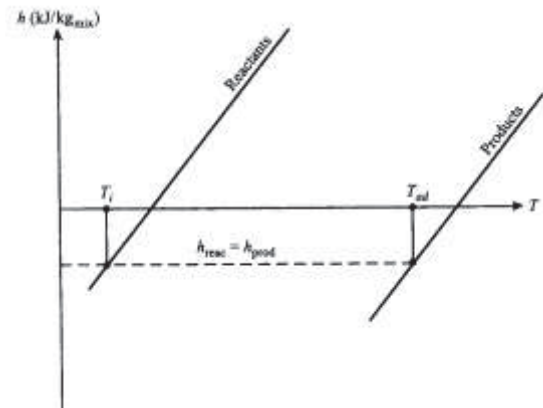
3.1 Température adiabatique de la flamme à pression constante

Commençons par les systèmes où la combustion se fait à pression constante. Le premier principe dicte que l'enthalpie absolue des réactifs à l'état initial ($T_i=298\text{K}$, $P=1\text{atm}$) est égale à celle des produits à l'état final ($T=T_{ad}$, $P=1\text{atm}$), c.à.d. l'application de (28) donne :

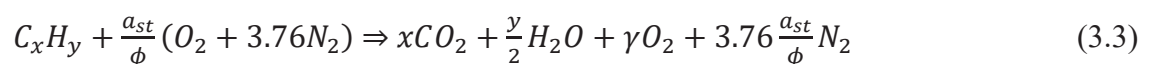
$$H_{reac}(T_i, P) = H_{prod}(T_{ad}, P) \quad (3.1)$$

Où par unité de masse du mélange $h_{reac}(T_i, P) = h_{prod}(T_{ad}, P)$ (3.2)

Cette définition est illustrée graphiquement par la figure ci-contre. L'évaluation de la température adiabatique de la flamme nécessite la connaissance des produits de combustion. A la température de la flamme, les produits se dissocient et le mélange se compose de plusieurs espèces. La température de la flamme est de l'ordre de quelques milliers de Kelvin.



Pour un combustible C_xH_y , la réaction de combustion complète stœchiométrique pour un mélange pauvre s'écrit :



Si on injecte les réactifs à la température T_{inj} , l'enthalpie des réactifs s'écrit :

$$H_R = \bar{h}_{f,fuel}^0 + (T_{inj} - T_{réf}) \sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p,iR} \quad (3.4)$$

L'enthalpie des produits s'écrit à son tour :

$$H_P = x \bar{h}_{f,CO_2}^0 + \frac{y}{2} \bar{h}_{f,H_2O}^0 + \sum_{iP} N_{iP} \int_{T_{réf}}^{T_{ad}} \bar{c}_{p,iP} dT \quad (3.5)$$

Ici les indices iR et iP parcourent les réactifs et les produit simultanément.

Le problème donc réside dans la détermination des intégrales car la température adiabatique est le paramètre cherché. Pour cela il faut soit connaitre la dépendance des chaleurs spécifiques de la température soit de supposer que ces dernières sont constante et de les estimer à une température prescrite. Les chaleurs spécifiques sont approximées par des fonctions polynômiales pour des intervalles bien définis, si on utilise ces fonctions on doit faire recours aux méthodes numériques pour déterminer la température adiabatique de la flamme. Pour simplifier les calculs, on suppose que les $\bar{c}_{p,iP}$ sont constantes et on prescrit une température $T_{év}$ pour les évaluer, on peut donc écrire :

$$H_P = x \bar{h}_{f,CO_2}^0 + \frac{y}{2} \bar{h}_{f,H_2O}^0 + (T_{ad} - T_{réf}) \sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év}) \quad (3.6)$$

En égalisant H_P et H_R , on peut calculer la température adiabatique de la flamme :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{-(x \bar{h}_{f,CO_2}^0 + \frac{y}{2} \bar{h}_{f,H_2O}^0 - \bar{h}_{f,fuel}^0) + (T_{inj} - T_{réf}) \sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p,iR}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év})} \quad (3.7)$$

On voit que le premier terme entre () correspond à l'enthalpie de réaction du fuel considéré ΔH_R , on peut donc écrire la température adiabatique de la flamme en fonction du Pci du combustible :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{Pci M_{fuel} + (T_{inj} - T_{réf}) \sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p,iR}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év})} \quad (3.8)$$

Si on injecte les réactifs à la température de référence, cette relation se simplifie à :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{PciM_{fuel}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év})} \quad (3.9)$$

Cette formule peut être généralisée pour l'injection d'un mélange de plusieurs fuels avec l'air. Si les fuels ont les pouvoirs calorifiques PCI_i et les masses molaires M_i , on écrit :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{\sum_i PCI_i M_{fuel,i}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év})} \quad (3.10)$$

3.2 Température adiabatique de la flamme à volume constant

Pour la température adiabatique de la flamme à volume constant, ce qui est le cas des moteurs à combustion interne car la combustion est très rapide ce qui permet de supposer que le volume est constant au moment de la combustion. La première loi de la thermodynamique (1.35) s'écrit :

$$U_{reac}(T_{in}, P_{in}) = U_{prod}(T_{ad}, P_f) \quad (3.11)$$

Puisque les tables thermodynamiques donnent les enthalpies et non pas les énergies internes on utilise la relation $U=H-PV$ pour écrire :

$$H_{reac} - H_{prod} - V(P_{in} - P_f) = 0 \quad (3.12)$$

On utilise ensuite l'équation d'état du gaz pour éliminer le terme PV .

$$P_{in}V = \sum_{reac} N_{in} R_u T_{in} = N_{reac} R_u T_{in} \quad (3.13)$$

$$P_f V = \sum_{prod} N_f R_u T_{ad} = N_{prod} R_u T_{ad} \quad (3.14)$$

Ce qui donne
$$H_{reac} - H_{prod} - R_u(N_{reac}T_{in} - N_{prod}T_{ad}) = 0 \quad (3.15)$$

On peut écrire cette équation par unité de masse, reconnaissons que $\frac{m_{mél}}{N_{reac}} = M_{wrea}$ et $\frac{m_{mél}}{N_{prod}} = M_{wprod}$ on obtient :

$$h_{reac} - h_{prod} - R_u \left(\frac{T_{in}}{M_{wrea}} - \frac{T_{ad}}{M_{wprod}} \right) = 0 \quad (3.16)$$

Puisque la composition du mélange de produits à l'équilibre dépend de T et P, l'utilisation de (39) où (40) avec une loi pour le gaz parfait et une équation d'état appropriée, $h = h(T, P) = h(T)$ pour une gaz parfait, donne directement T_{ad} .

$$\text{L'équation (40) s'écrit :} \quad H_P - H_R = R_u(N_P T_{ad} - N_R T_{inj}) \quad (3.17)$$

Le terme à gauche est similaire de celui déjà développé, on a donc :

$$H_R = \bar{h}_{f, fuel}^0 + (T_{inj} - T_{réf}) \sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p, iR} \quad (3.18)$$

$$H_P = x \bar{h}_{f, CO_2}^0 + \frac{y}{2} \bar{h}_{f, H_2O}^0 + (T_{ad} - T_{réf}) \sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} (T_{év}) \quad (3.19)$$

Après réarrangement, on trouve :

$$T_{ad} = \frac{PciM_{fuel} + T_{réf}(\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} - \sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p, iR}) + T_{inj}(\sum_{iR} N_{iR} \bar{c}_{p, iR} - R_u N_R)}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} - R_u N_P} \quad (3.20)$$

Si $T_{réf} = T_{inj}$ la température adiabatique s'écrit :

$$T_{ad} = \frac{PciM_{fuel} + T_{réf}(\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} - R_u N_R)}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} - R_u N_P} \quad (3.21)$$

En général, le nombre de moles des réactifs et des produits sont très proches, on peut faire l'hypothèse $N_P = N_R$ on écrit :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{PciM_{fuel}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p, iP} - R_u N_P} \quad (3.22)$$

En comparant cette relation à celle déjà déduite pour ce cas de la pression constante, on remarque que :

$$T_{ad}|_{V=cst} > T_{ad}|_{P=cst} \quad (3.23)$$

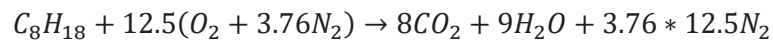
Exemple :

On reprend la combustion de l'iso-octane où on injecte les réactifs à la température de référence. Aussi les chaleurs spécifiques des produits sont évaluées à 2000K. Calculer la température adiabatique de la flamme si :

1. La pression est constante,
2. Le volume est constant, calculer la pression en fin de combustion si celle initiale est 1 atm.

Solution :

La réaction de l'iso-octane avec l'air s'écrit :



1. Pour une pression constante, la température adiabatique de la flamme est donnée par :

$$T_{ad} = T_{réf} + \frac{PciM_{fuel}}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP}(T_{év})}$$

Le Pci est déjà calculé dans l'exemple précédent, $Pci_{C_8H_{18}} = 44882 \frac{Kj}{Kg_{C_8H_{18}}}$, dans ce cas

$T_{év} = 2000K$. Les $\bar{c}_{p,iP}(T_{év})$ sont obtenues des tables :

$$\bar{c}_{p,CO_2}(2000K) = 60.433, \quad \bar{c}_{p,H_2O}(2000K) = 51.143, \quad \bar{c}_{p,N_2}(2000K) = 35.988 \text{ Kj/Kmole}$$

Le remplacement donne :

$$T_{ad} = 298 + \frac{44882 * 114}{8 * 60.433 + 9 * 51.143 + 3.76 * 12.5 * 35.988} = 2240 \text{ K}$$

2. Pour un volume constant, la température adiabatique de la flamme est :

$$T_{ad} = \frac{PciM_{fuel} + T_{réf}(\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP} - R_u N_R)}{\sum_{iP} N_{iP} \bar{c}_{p,iP} - R_u N_P}$$

On calcule $N_R = 60.5$ et $N_P = 64$, cela donne

$$T_{ad} = \frac{44882 * 114 + 298(8 * 60.433 + 9 * 51.143 + 3.76 * 12.5 * 35.988 - 8.314 * 60.5)}{8 * 60.433 + 9 * 51.143 + 3.76 * 12.5 * 35.988 - 8.314 * 64} = 2735 \text{ K}$$

Si on suppose que $N_R \approx N_P$, on obtient $T_{ad} = 2730 \text{ K}$, cette hypothèse est valable pour ces calculs car l'écart absolue ne dépasse pas 2 pour mille.

Pour la pression en fin de combustion on applique l'équation d'état du gaz parfait au début et à la fin de la combustion,

$$P_{in}V_{in} = N_R R_u T_{inj}$$

$$P_{fin}V_{fin} = N_P R_u T_{ad}$$

La division des deux équations membre par membre donne,

$$P_{fin} = \frac{T_{ad}}{T_{inj}} P_{in}$$

L'application numérique donne

$$P_{fin} = \frac{2735}{298} 1 = 9.2 \text{ atm}$$