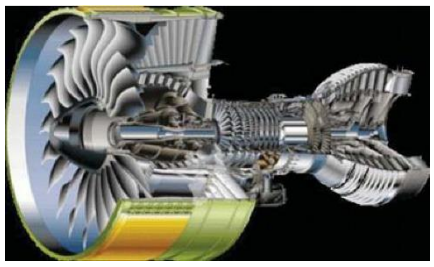
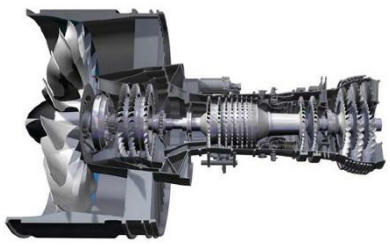



UNIVERSITY OF NAPLES ***FEDERICO II*** 1224 A.D.

Propulsione Aerospaziale

T. Astarita

astarita@unina.it

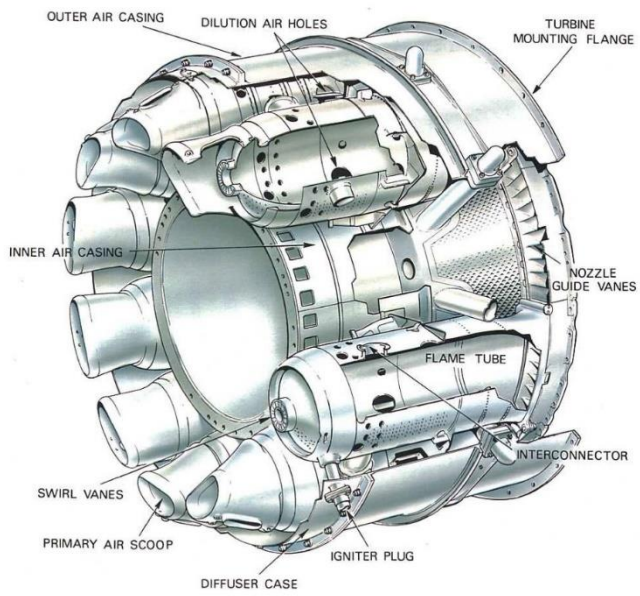
www.docenti.unina.it

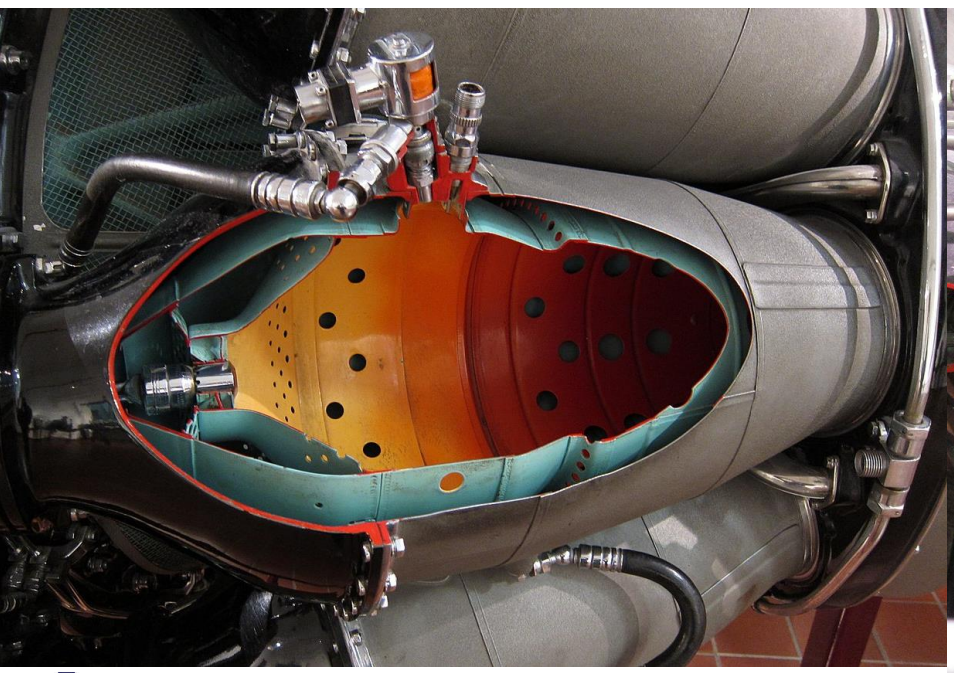
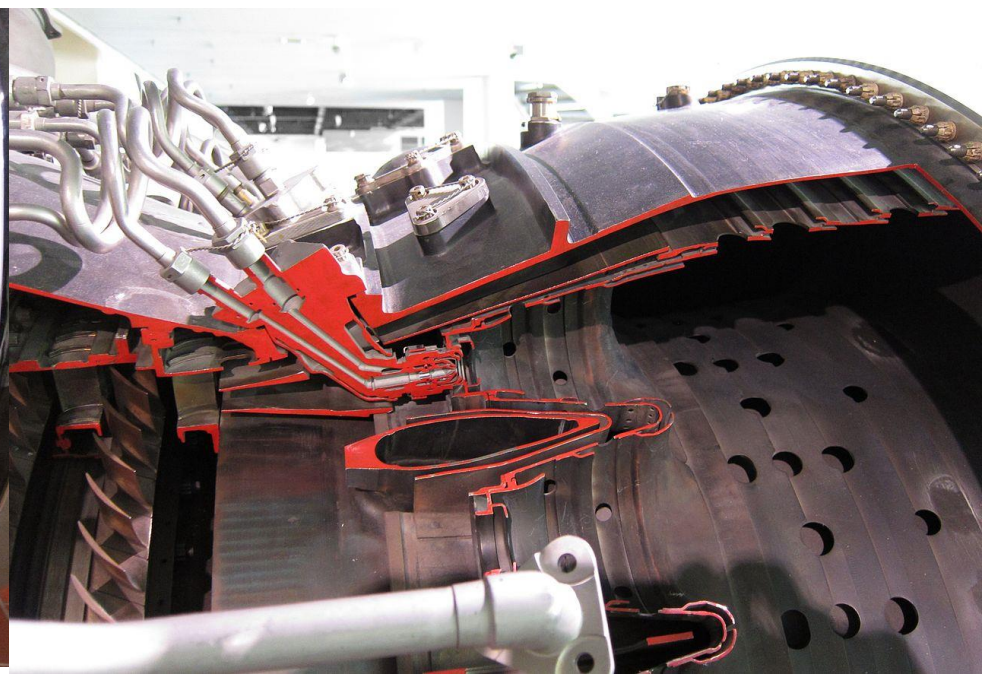
Versione del 13.5.2020

Camere di combustione

I **requisiti primari** delle camere di combustione sono:

- avere una **combustione** completa e **stabile**;
- **minimizzare** le **perdite** di pressione di ristagno;
- assenza di "punti caldi";
- alta **affidabilità**.



Camere di combustione

I **requisiti primari** delle camere di combustione sono:

- avere una **combustione** completa e **stabile**;
- **minimizzare** le **perdite** di pressione di ristagno;
- assenza di "punti caldi";
- alta **affidabilità**.

Per migliorare le prestazioni è quindi necessario analizzare la **cinetica** delle **reazioni chimiche**, la **vaporizzazione** del combustibile, la forma ottimale della camera e degli iniettori etc.

Prima di parlare del processo di combustione è quindi necessario **richiamare** alcuni *semplici* concetti:

- Miscele di gas;
- Reazioni chimiche;
- Equilibrio chimico;
- etc.

Solo Successivamente si passerà all'analisi delle camere di combustione.

Introduzione

Un esempio di **reazione chimica** è:

$$n_A A + n_B B \cdots \rightarrow n_D D + n_E E$$

Dove *A* e *B* sono i **reagenti** mentre *D* ed *E* sono i **prodotti** della combustione e:

$$n_A = \frac{m_A}{MW_A} \qquad [n_A] = \frac{\mathrm{kg}}{\mathrm{kg/kmol}} = \mathrm{kmol}$$

è il **numero di moli** del generico componente mentre *MW* è il peso molecolare.

Una **reazione chimica** deve essere **bilanciata** quindi per esempio la reazione bilanciata di combustione del metano con ossigeno puro è:

$$\mathrm{CH_4} + 2\mathrm{O_2} \rightarrow \mathrm{CO_2} + 2\mathrm{H_2O}$$

Evidentemente le caratteristiche della miscela di gas dei prodotti può essere diversa da quella dei reagenti.

Miscele di gas

All'equilibrio, una **miscela** di *n* **gas occupa tutto il volume** *V* del contenitore, raggiungerà una temperatura di equilibrio media che sarà condivisa da tutti i suoi componenti:

$$T_m = T_1 = T_2 = \cdots = T_n$$

Come noto (legge di Dalton) **la pressione** della miscela invece sarà data dalla **somma delle pressioni parziali**:

$$p_m = p_1 + p_2 + \cdots + p_n = \sum_{i=1}^{n} p_i$$

Chiaramente anche le **grandezze estensive** come entalpia *H=mh,* entropia o numero di moli si **sommano**:

$$H_m = H_1 + H_2 + \cdots + H_n = \sum_{i=1}^{n} H_i$$

Miscele di gas

Le **grandezze specifiche** invece:

$$h_m = \frac{m_1 h_1 + m_2 h_2 + \cdots + m_n h_n}{m_m} = \sum_{i=1}^{n} m_i\, h_i \Big/ \sum_{i=1}^{n} m_i$$

dove il pedice *m* indica la miscela quindi m_m è la massa totale che può essere anche calcolata in funzione del numero di moli dei singoli componenti:

$$m_m = n_m MW_m = \sum_{i=1}^{n} m_i = \sum_{i=1}^{n} n_i MW_i$$

Dove **il peso molecolare medio** è:

$$MW_m = \frac{\sum_{i=1}^{n} n_i MW_i}{n_m} = \sum_{i=1}^{n} \chi_i MW_i$$

dove è stata introdotta la **frazione molare** $\chi_i = n_i/n_m$.

Miscele di gas

Nelle ipotesi di gas perfetto **l'equazione di stato** per la **singola** specie:

$$p_i V_m = n_i \bar{R} T_m$$

dove $\bar{R}$ è la costante universale dei gas:

$$\bar{R} = 8.3145 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol K}} = 1.9872 \frac{\text{k}cal}{\text{kmol K}} = 1545.3 \frac{\text{ft lbf}}{\text{lbmol R}}$$

Dalla legge di Dalton:

$$V_m \sum_{i=1}^{n} p_i = V_m p_m = n_m \bar{R} T_m = \bar{R} T_m \sum_{i=1}^{n} n_i$$

da cui si ha:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_m} = \frac{p_i}{p_m} = \frac{V_i}{V_m}$$

dove l'ultima uguaglianza deriva dalla definizione di **volume parziale**:

$$p_m V_i = n_i \bar{R} T_m$$

Miscele di gas

Dalla $h_m = \sum m_i \, h_i / m_m$ e dalla seconda equazione di stato:

$$h_i = c_{p_i} T_m \qquad h_m = c_{p_m} T_m$$

si ha:

$$c_{p_m} = \frac{\sum m_i \, c_{p_i}}{m_m} = \frac{\sum n_i MW_i \, c_{p_i}}{n_m MW_m} = \frac{\sum \chi_i MW_i \, c_{p_i}}{MW_m}$$

$$\gamma_m = \frac{c_{p_m}}{c_{v_m}} = \frac{\sum m_i \, c_{p_i}}{\sum m_i \, c_{v_i}}$$

Reazioni chimiche

Nell'ambito della propulsione si è interessati ai processi di **combustione**, quindi a **reazioni esotermiche**. Un esempio concreto è la reazione fra aria e ottano (C_8H_{18}). Come noto l'aria è essenzialmente composta di azoto (78%) ossigeno (21%), e argon (1%) trascurando le differenze fra argon e azoto si ha:

$$Air \cong O_2 + \frac{79}{21} N_2 \cong O_2 + 3.76 N_2$$

Nell'ipotesi di **combustione completa** si deve bilanciare la reazione con i coefficienti **stechiometrici**:

$$C_8H_{18} + X(O_2 + 3.76N_2) \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O + X3.76N_2$$

dove per bilanciare la reazione è necessario che:

$$2X = 16 + 9 \rightarrow X = 25/2$$

La reaziona **stechiometrica** diventa:

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}(O_2 + 3.76N_2) \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O + \frac{25}{2} 3.76N_2$$

Reazioni chimiche

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}(O_2 + 3.76N_2) \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O + \frac{25}{2} 3.76N_2$$

In questa reazione sia il combustibile che il comburente sono nel giusto quantitativo e l'**azoto** è considerato come un **inerte**. Una maggiore quantità di combustibile avrebbe portato ad avere, nei prodotti, parte di combustibile non bruciato.

Il **rapporto stechiometrico fra le masse** del combustibile e dell'ossidante è:

$$f_{st} = \frac{m_f}{m_{Air}} = \frac{\dot{m}_f}{\dot{m}_{Air}} \cong \frac{8 \cdot 12 + 18 \cdot 1}{\frac{25}{2}(1 \cdot 32 + 3.76 \cdot 28)} \cong \frac{114}{1716} \cong 6.67\%$$

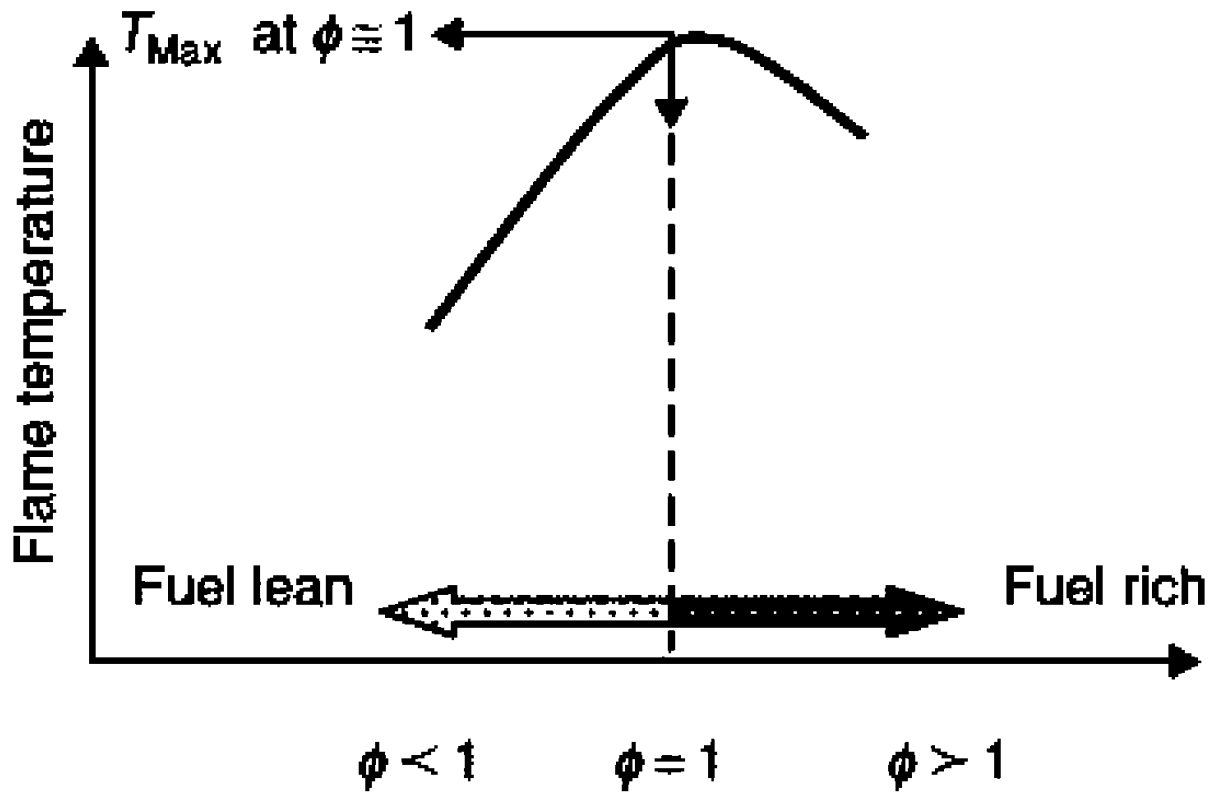
Quando si usa meno (più) combustibile della quantità stechiometrica la **miscela** si dice **povera** o in inglese fuel lean (**ricca** o fuel rich). Si può introdurre il **rapporto d'equivalenza**:

$$\phi = \frac{f}{f_{st}}$$

Reazioni chimiche

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}(O_2 + 3.76N_2) \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O + \frac{25}{2}3.76N_2$$

Si vedrà, che come mostrato in figura la **temperatura di fiamma** sarà **massima** per un **rapporto d'equivalenza unitario** o poco **superiore**.

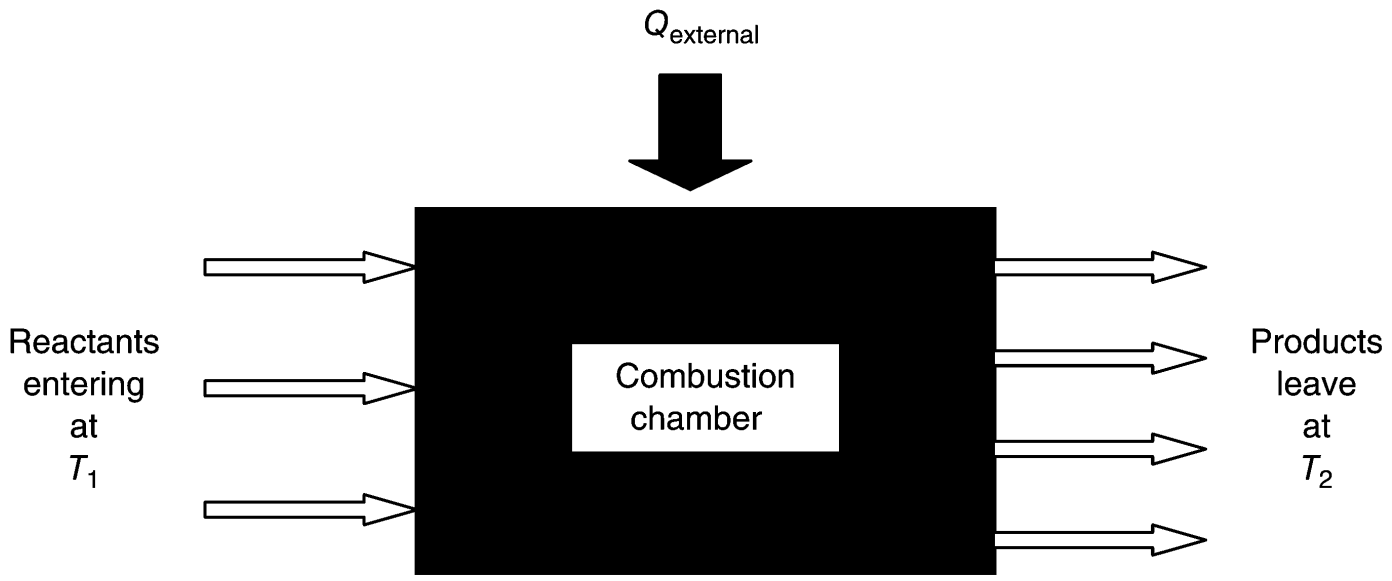


Reazioni chimiche

Per determinare la temperatura di fiamma consideriamo inizialmente la combustione come un "**black box**" in cui entra un fluido ad una certa temperatura ed esce un fluido (in generale diverso) ad una temperatura diversa.

Da un **bilancio d'energia**, ammettendo che ci possa essere un flusso di calore esterno (positivo se entrante nel sistema) si ha:

$$Q_{ext} = \sum H_{Prod} - \sum H_{rea}$$



Reazioni chimiche

$$Q_{ext} = \sum H_{Prod} - \sum H_{rea}$$

Dove con il simbolo *H* si è indicato l'entalpia *assoluta* cioè la **somma dell'entalpia sensibile e quella di formazione** ad una temperatura e pressione di riferimento (nel seguito si supporrà T_f =298.15*K* e p_f =1*bar*).

$$H = mh = m\left(\int_{T_f}^{T} c_p dT + \Delta h_f^0\right)$$

dove Δh_f^0 (*kJ/kg*) è il **calore di formazione**. Nel seguito si utilizzeranno le **grandezze specifiche molari** (**indicate** con una **sopralineatura**):

$$\bar{c}_p = MW\, c_p \qquad \left[\bar{c}_p\right] = \frac{kJ}{kmol \cdot K}$$

$$\Delta\bar{h}_f^0 = MW\, \Delta h_f^0 \qquad \left[\Delta\bar{h}_f^0\right] = \frac{kJ}{kmol}$$

Reazioni chimiche

Alcuni **calori di formazione** sono mostrati in figura (moltiplicare i valori per 1000 per avere le unità di misura standard).

Standard Heats of Formation at 298.16 K

Chemical symbol	Name	State	$\Delta\bar{h}_f^0$ (kJ/gmol) [per mole basis]	Δh_f^0 (kJ/gm) [per mass basis]
C	Carbon	Solid	0	0
C	Carbon	Gas	716.67	59.72
CO_2	Carbon dioxide	Gas	−393.522	−8.944
CO	Carbon monoxide	Gas	−110.53	−3.947
H_2	Hydrogen	Gas	0	0
H	Hydrogen atom	Gas	217.999	217.999
OH	Hydroxyl radical	Gas	39.463	2.321
H_2O	Water	Gas	−241.827	−13.435
H_2O_2	Hydrogen peroxide	Gas	−136.106	−4.003
N_2	Nitrogen	Gas	0	0
N	Nitrogen atom	Gas	472.68	33.763
NO	Nitric oxide	Gas	90.291	3.010
NO_2	Nitrogen dioxide	Gas	33.10	0.7196
N_2O	Nitrous oxide	Gas	82.05	1.8648
O_2	Oxygen	Gas	0	0
O	Oxygen atom	Gas	59.56	3.723
O_3	Ozone	Gas	34.00	0.708

Reazioni chimiche

Alcuni **calori di formazione** sono mostrati in figura (moltiplicare i valori per 1000 per avere le unità di misura standard). Alcuni elementi principali (*C*, H_2, O_2 e N_2) hanno **calore di formazione nullo**.

Ulteriori dati possono essere trovati nel sito ***janaf.nist.gov***.

Standard Heats of Formation at 298.16 K

Chemical symbol	Name	State	$\Delta\bar{h}_f^0$ (kJ/gmol) [per mole basis]	Δh_f^0 (kJ/gm) [per mass basis]
CH_4	Methane	Gas	−74.873	−4.6796
CH_3OH	Methyl alcohol	Gas	−201.07	−6.2834
CH_3OH	Methyl alcohol	Liquid	−238.66	−7.4581
C_2H_5OH	Ethyl alcohol	Gas	−235.00	−5.108
C_2H_5OH	Ethyl alcohol	Liquid	−277.20	−6.026
C_3H_8	Propane	Gas	−103.90	−2.3614
C_4H_{10}	Butane	Gas	−126.148	−2.175
C_8H_{18}	Octane	Gas	−208.447	−1.8285
C_8H_{18}	Octane	Liquid	−249.93	−2.1924
$CH_{1.553}$	JP-3	Liquid		−1.11
$CH_{1.93}$	JP-4	Liquid		−1.77

Some useful conversion factors are 1 kcal = 4.1868 kJ = 3.9684 BTU = 3,088 ft · lbf kcal/gmol = 4186.8 kJ/kmol and kJ/kmol = 1000 kJ/gmol

Reazioni chimiche

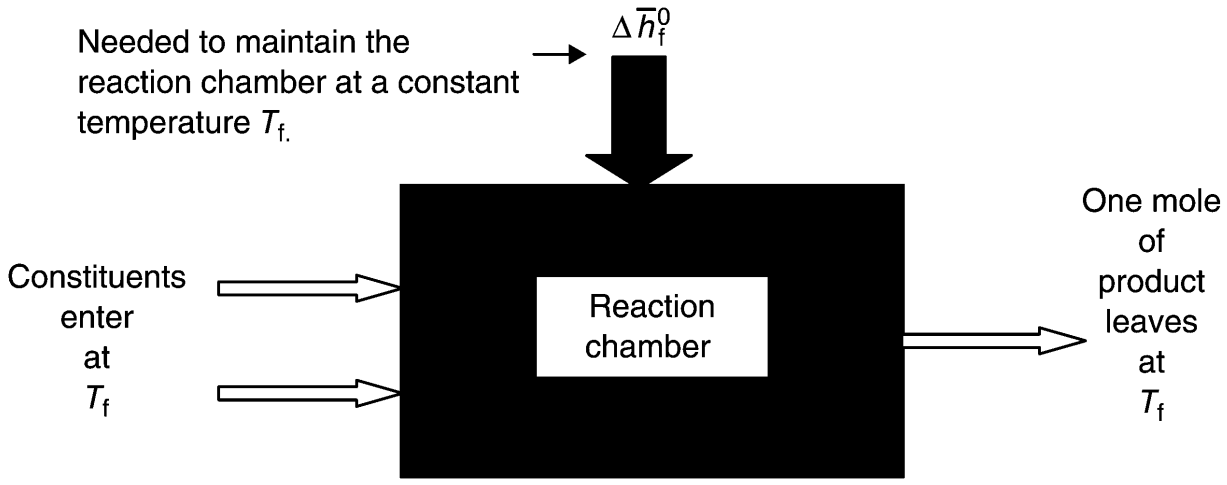
Ad esempio per mantenere la temperatura costante nelle reazioni:

$$C_{(S)} + O_{2(g)} \xrightarrow{298K} CO_2$$

$$C_{(S)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \xrightarrow{298K} CO$$

è necessario fornire la differenza fra i **calori di formazione** (-393.522-0 *kJ/kmol* e -110.530-0*kJ/kmol* in entrambi i casi negativa quindi Q_{ext}<0).

C	Carbon	Solid	0	0
C	Carbon	Gas	716.67	59.72
CO_2	Carbon dioxide	Gas	−393.522	−8.944
CO	Carbon monoxide	Gas	−110.53	−3.947



Reazioni chimiche

Il bilancio di energia $Q_{ext} = \sum H_{Prod} - \sum H_{rea}$ diventa:

$$Q_{ext} = \sum_j \left[n_j \bar{c}_{pj}\left(T_2 - T_f\right)\right]_{prod} - \sum_i \left[n_i \bar{c}_{pi}\left(T_1 - T_f\right)\right]_{rea} + \Delta H_{RPf}$$

dove la differenza pesata fra i **calori di formazione**:

$$\Delta H_{RPf} = \sum_j \left[n_j \Delta \bar{h}^0_{fj}\right]_{prod} - \sum_i \left[n_i \Delta \bar{h}^0_{fi}\right]_{rea}$$

è anche detto **calore di reazione**.

Chiaramente il calore di reazione è strettamente legato al già citato **potere calorifico**. Che è definito come il calore per unità di massa di combustibile rilasciato quando, in una combustione completa, i prodotti sono restituiti alla **stessa temperatura** dei reagenti.

Per distinguere se a valle della reazione chimica l'**acqua** è allo stato **liquido** o **gassoso** si introducono i simboli *LHV* e *HHV* (Low e High Heating Value) relativi al caso gassoso e liquido rispettivamente. Evidentemente la differenza è nel calore di vaporizzazione dell'acqua.

Reazioni chimiche

Il bilancio di energia $Q_{ext} = \sum H_{Prod} - \sum H_{rea}$ diventa:

$$Q_{ext} = \sum_j \left[n_j \bar{c}_{pj}\left(T_2 - T_f\right)\right]_{prod} - \sum_i \left[n_i \bar{c}_{pi}\left(T_1 - T_f\right)\right]_{rea} + \Delta H_{RPf}$$

Per calcolare la **temperatura di fiamma adiabatica** si impone che la reazione sia adiabatica e si risolve la precedente equazione nell'unica incognita che è la temperatura dei prodotti.

Reazioni chimiche

Il calore specifico spesso non può essere considerato costante.

■ **TABLE 7.2**

Molar Specific Heats of Various Gases

Gases at low pressures $\bar{c}_{p0}$= kJ/kmol · K θ = T(K)/100			
Gas		**Range K**	**Max. error (%)**
N_2	$\bar{c}_{p0} = 39.060 - 512.79\theta^{-1.5} + 1072.7\theta^{-2} - 820.40\theta^{-3}$	300–3500	0.43
O_2	$\bar{c}_{p0} = 37.432 + 0.020102\theta^{1.5} - 178.57\theta^{-1.5} + 236.88\theta^{-2}$	300–3500	0.30
H_2	$\bar{c}_{p0} = 56.505 - 702.74\theta^{-0.75} + 1165.0\theta^{-1} - 560.70\theta^{-1.5}$	300–3500	0.60
CO	$\bar{c}_{p0} = 69.145 - 0.70463\theta^{0.75} - 200.77\theta^{-0.5} + 176.76\theta^{-0.75}$	300–3500	0.42
OH	$\bar{c}_{p0} = 81.564 - 59.350\theta^{0.25} + 17.329\theta^{0.75-} - 4.2660\theta$	300–3500	0.43
HO	$\bar{c}_{p0} = 59.283 - 1.7096\theta^{0.5} - 70.613\theta^{-0.5} + 74.889\theta^{-1.5}$	300–3500	0.34
H_2O	$\bar{c}_{p0} = 143.05 - 183.54\theta^{0.25} + 82.751\theta^{0.5} - 3.6989\theta$	300–3500	0.43
CO_2	$\bar{c}_{p0} = -3.7357 + 30.529\theta^{0.5} - 4.1034\theta + 0.024\,198\theta^{2}$	300–3500	0.19
NO_2	$\bar{c}_{p0} = 46.045 + 216.10\theta^{-0.5} - 363.66\theta^{-0.75} + 232.550\theta^{-2}$	300–3500	0.26
CH_4	$\bar{c}_{p0} = 672.87 + 439.74\theta^{0.25} - 24.875\theta^{0.75} + 323.88\theta^{-0.5}$	300–2000	0.15
C_2H_4	$\bar{c}_{p0} = 95.395 + 123.15\theta^{0.5} - 35.641\theta^{0.75} + 182.77\theta^{-3}$	300–2000	0.07
C_2H_6	$\bar{c}_{p0} = 6.895 + 17.26\theta - 0.6402\theta^{2} + 0.00728\theta^{3}$	300–1500	0.83
C_3H_8	$\bar{c}_{p0} = -4.042 + 30.46\theta - 1.571\theta^{2} + 0.03171\theta^{3}$	300–1500	0.40
C_4H_{10}	$\bar{c}_{p0} = 3.954 + 37.12\theta - 1.833\theta^{2} + 0.03498\,\theta^{3}$	300–1500	0.54

Source: Adapted from Van Wylen and Sonntag 1985.

Reazioni chimiche

In realtà le **reazioni chimiche** non sono mai **complete**. Ma, dopo un certo tempo si raggiunge **l'equilibrio chimico**. Per esempio nella reazione seguente:

$$n_A A + n_B B \leftrightarrow n_C C + n_D D$$

Si può definire una **velocità** di reazione **diretta** r_f (forward rate of reaction) ed una **inversa** r_r (reverse rate of reaction).

La **legge di azione di massa** implica che la velocità di reazione è direttamente proporzionale ai prodotti delle concentrazioni dei reagenti elevate al coefficiente stechiometrico:

$$r_f = k_f [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$$

dove con le parentesi quadra si è indicata la **concentrazione molare** (**numero di moli per unità di volume**). Si può scrivere una relazione analoga anche per la reazione inversa:

$$r_r = k_r [C]^{n_C} \cdot [D]^{n_D}$$

Reazioni chimiche

Evidentemente all'equilibrio le due **velocità di reazione coincidono** e si ha:

$$k_f[A]^{n_A}\cdot[B]^{n_B} = k_r[C]^{n_C}\cdot[D]^{n_D} \quad \rightarrow \quad K = \frac{k_f}{k_r} = \frac{[C]^{n_C}\cdot[D]^{n_D}}{[A]^{n_A}\cdot[B]^{n_B}}$$

dove *K* è chiamata **costante d'equilibrio**. Dato che le **concentrazioni** ($n_i/V = p_i/(\bar{R}T)$) sono **direttamente** proporzionali alle **pressioni parziali** e **solo** proporzionali alle **frazioni molari** ($\chi_i = n_i/n_m = p_i/p_m$), la legge di azione di massa si può esprimere anche come :

$$K_p = \frac{k_f}{k_r} = \frac{p_C^{n_C} p_D^{n_D}}{p_A^{n_A} p_B^{n_B}} \qquad K_n = \frac{\chi_C^{n_C} \chi_D^{n_D}}{\chi_A^{n_A} \chi_B^{n_B}}$$

Ricordando che $\chi_i = p_i/p_m \rightarrow p_i = \chi_i p_m$ le due costanti sono legate dalla ($K_p = K_p(T_m)$ mentre $K_n = K_n(T_m, p_m)$:

$$K_p = \frac{\chi_C^{n_C} \chi_D^{n_D}}{\chi_A^{n_A} \chi_B^{n_B}} \frac{p_m^{n_C} p_m^{n_D}}{p_m^{n_A} p_m^{n_B}} = K_n (p_m)^{n_C+n_D-n_A-n_B}$$

Reazioni chimiche

A titolo di esempio consideriamo ora la reazione:

$$\mathrm{H_2} + \frac{1}{2}\mathrm{O_2} \leftrightarrow n_{\mathrm{H_2O}}\mathrm{H_2O} + n_{\mathrm{H_2}}\mathrm{H_2} + n_{\mathrm{O_2}}\mathrm{O_2} + n_{\mathrm{OH}}\mathrm{OH} + n_{\mathrm{O}}\mathrm{O} + n_{\mathrm{H}}\mathrm{H}$$

per equilibrare questa reazione si procede inizialmente ad equilibrare le singole specie ottenendo:

$$2 = 2n_{\mathrm{H_2O}} + 2n_{\mathrm{H_2}} + n_{\mathrm{OH}} + n_{\mathrm{H}} \qquad 1 = n_{\mathrm{H_2O}} + 2n_{\mathrm{O_2}} + n_{\mathrm{OH}} + n_{\mathrm{O}}$$

Si devono quindi analizzare le sotto reazioni:

- $\frac{1}{2}\mathrm{O_2} \leftrightarrow \mathrm{O} \quad \rightarrow \quad K_{p1} = \frac{p_{\mathrm{O}}}{p_{\mathrm{O_2}}^{1/2}} = \frac{\chi_{\mathrm{O}}}{\chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2}} p_m^{1/2}$
- $\frac{1}{2}\mathrm{H_2} \leftrightarrow \mathrm{H} \quad \rightarrow \quad K_{p2} = \frac{p_H}{p_{\mathrm{H_2}}^{1/2}} = \frac{\chi_H}{\chi_{\mathrm{H_2}}^{1/2}} p_m^{1/2}$
- $\frac{1}{2}\mathrm{H_2} + \frac{1}{2}\mathrm{O_2} \leftrightarrow \mathrm{OH} \quad \rightarrow \quad K_{p3} = \frac{p_{OH}}{p_{\mathrm{H_2}}^{1/2} p_{\mathrm{O_2}}^{1/2}} = \frac{\chi_{OH}}{\chi_{\mathrm{H_2}}^{1/2} \chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2}}$
- $\mathrm{H_2} + \frac{1}{2}\mathrm{O_2} \leftrightarrow \mathrm{H_2O} \quad \rightarrow \quad K_{p4} = \frac{p_{\mathrm{H_2O}}}{p_{\mathrm{H_2}} p_{\mathrm{O_2}}^{1/2}} = \frac{\chi_{\mathrm{H_2O}}}{\chi_{\mathrm{H_2}} \chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2}} p_m^{-1/2}$

Reazioni chimiche

A titolo di esempio consideriamo ora la reazione:

$$\mathrm{H_2} + \frac{1}{2}\mathrm{O_2} \leftrightarrow n_{\mathrm{H_2O}}\mathrm{H_2O} + n_{\mathrm{H_2}}\mathrm{H_2} + n_{\mathrm{O_2}}\mathrm{O_2} + n_{\mathrm{OH}}\mathrm{OH} + n_{\mathrm{O}}\mathrm{O} + n_{\mathrm{H}}\mathrm{H}$$

Si arriva quindi al seguente sistema di equazioni non lineari:

$$2 = 2n_{\mathrm{H_2O}} + 2n_{\mathrm{H_2}} + n_{\mathrm{OH}} + n_{\mathrm{H}}$$

$$1 = n_{\mathrm{H_2O}} + 2n_{\mathrm{O_2}} + n_{\mathrm{OH}} + n_{\mathrm{O}}$$

$$K_{p1}\chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2} - \chi_{\mathrm{O}}p_m^{1/2} = 0$$

$$K_{p2}\chi_{\mathrm{H_2}}^{1/2} - \chi_{H}p_m^{1/2} = 0$$

$$K_{p3}\chi_{\mathrm{H_2}}^{1/2}\chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2} - \chi_{OH} = 0$$

$$K_{p4}\chi_{\mathrm{H_2}}\chi_{\mathrm{O_2}}^{1/2}p_m^{1/2} - \chi_{\mathrm{H_2O}} = 0$$

dove le frazioni molari sono solo funzione dei numeri di moli.

Queste equazioni possono essere risolte semplicemente con matlab.

Reazioni chimiche

Nell'esempio precedente è necessario conoscere le costanti alla giusta **temperatura**. Dopo aver determinato la composizione si può valutare la temperatura di fiamma. A questo punto è necessario iterare perché le costanti sono funzione della temperatura.

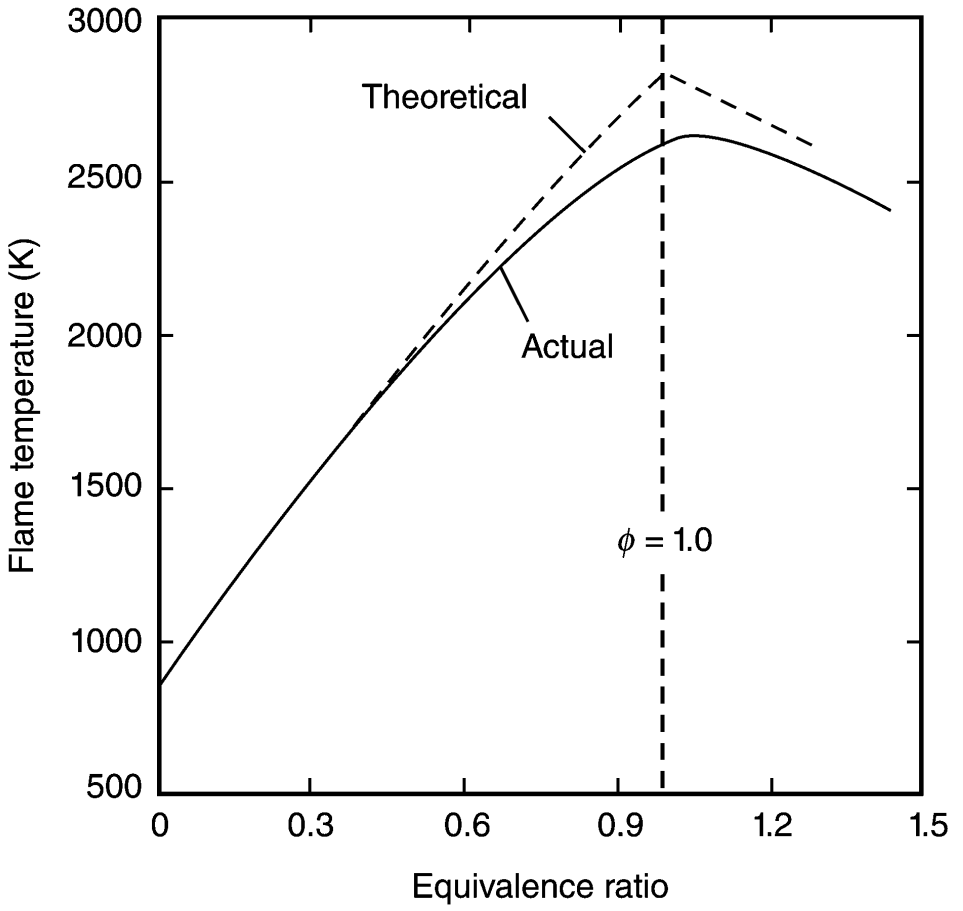
In alternativa si possono utilizzare i tools messi a disposizione dalla NASA (www.grc.nasa.gov/www/CEAWeb/).

Reazioni chimiche

In figura è mostrata la **temperatura di fiamma** in funzione del rapporto d'equivalenza per pressione è temperatura d'ingresso in condizioni simili a quelle in una normale camera di combustione (Jet A, T=800K, p=25atm).

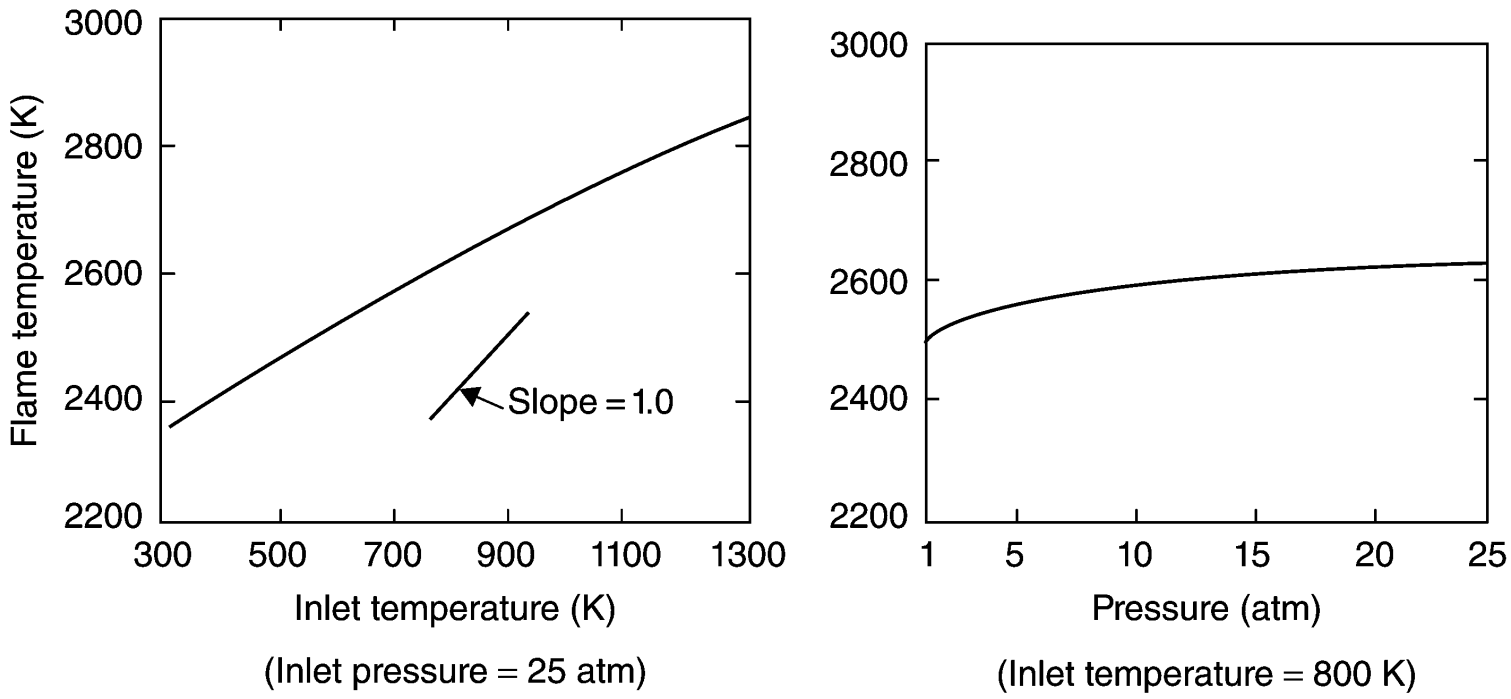
Alle **alte temperature** ($\phi > 0.4$) le **dissociazioni** di acqua e anidride carbonica generano H_2 e CO che producono:

- un aumento della differenza fra la curva teorica è quella reale;
- spostamento del massimo della temperatura per ϕ >1;



Reazioni chimiche

Gli effetti di **pressione e temperatura** all'ingresso sulla **temperatura di fiamma** stechiometrica sono mostrati nelle figure. Anche in questo caso le **specie secondarie** non permettono una crescita pienamente lineare con la temperatura d'ingresso (la pendenza è più prossima a 0.5). Un aumento di **pressione** permette di avere una minore dissociazione e questo provoca un **aumento della temperatura**.



Reazioni chimiche

In tabella sono riportate di nuovo **la temperatura di fiamma stechiometrica** per alcune miscele. Si nota:

- La temperatura è sempre maggiore per combustione con ossigeno puro; l'azoto presente nell'aria si comporta passivamente riducendo la temperatura massima;

Table 1.2 Approximate Flame Temperatures of Various Stoichiometric Mixtures, Initial Temperature 298 K

Fuel	Oxidizer	Pressure (atm)	Temperature (K)
Acetylene	Air	1	2600[a]
Acetylene	Oxygen	1	3410[b]
Carbon monoxide	Air	1	2400
Carbon monoxide	Oxygen	1	3220
Heptane	Air	1	2290
Heptane	Oxygen	1	3100
Hydrogen	Air	1	2400
Hydrogen	Oxygen	1	3080
Methane	Air	1	2210
Methane	Air	20	2270
Methane	Oxygen	1	3030
Methane	Oxygen	20	3460

[a] *This maximum exists at $\phi = 1.3$.*
[b] *This maximum exists at $\phi = 1.7$.*

Reazioni chimiche

In tabella sono riportate di nuovo la **temperatura di fiamma stechiometrica** per alcune miscele. Si nota:

- La temperatura è sempre maggiore per combustione con ossigeno puro; l'azoto presente nell'aria si comporta passivamente riducendo la temperatura massima;
- All'aumentare della pressione l'aumento della temperatura è maggiore quando la combustione avviene solo con ossigeno;

Methane	Air	1	2210
Methane	Air	20	2270
Methane	Oxygen	1	3030
Methane	Oxygen	20	3460

Cinetica chimica

La **velocità** di una **reazione chimica** è fondamentale non solo in condizioni d'equilibrio ma anche per determinare i **tempi caratteristici**. Come già detto nella semplice reazione $n_A A + n_B B \leftrightarrow n_C C + n_D D$ la velocità di reazione diretta è:

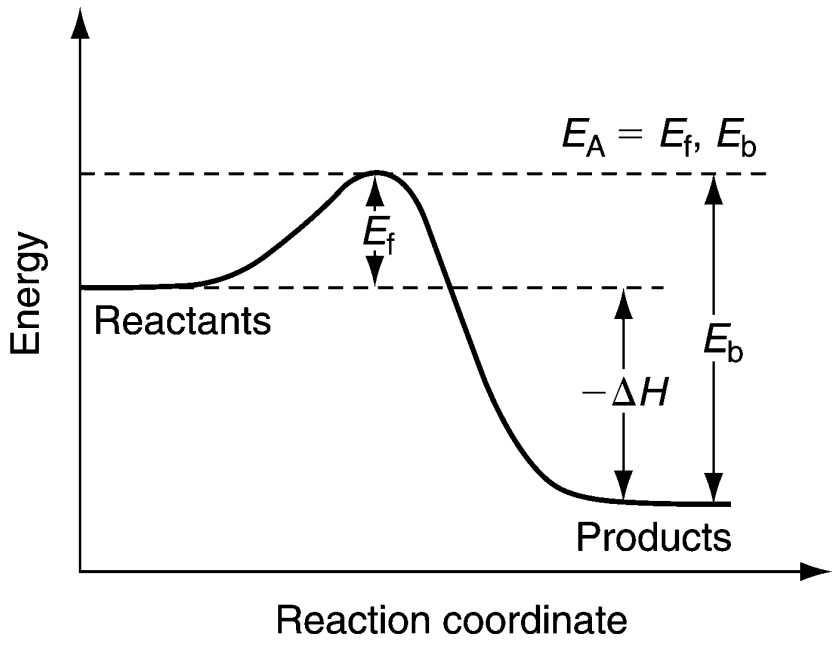
$$r_f = k_f [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$$

dove la costante è, in generale, una funzione della temperatura e della pressione (legge di Arrhenius):

$$k_f = f(T) p^n e^{-\frac{E_a}{\bar{R}T}}$$

dove f è una funzione debolmente variabile ed $n \approx 2$.

E_a è l'energia di attivazione (circa 40-60kcal/mole nel caso degli idrocarburi) minima che le molecole devono avere per poter reagire.



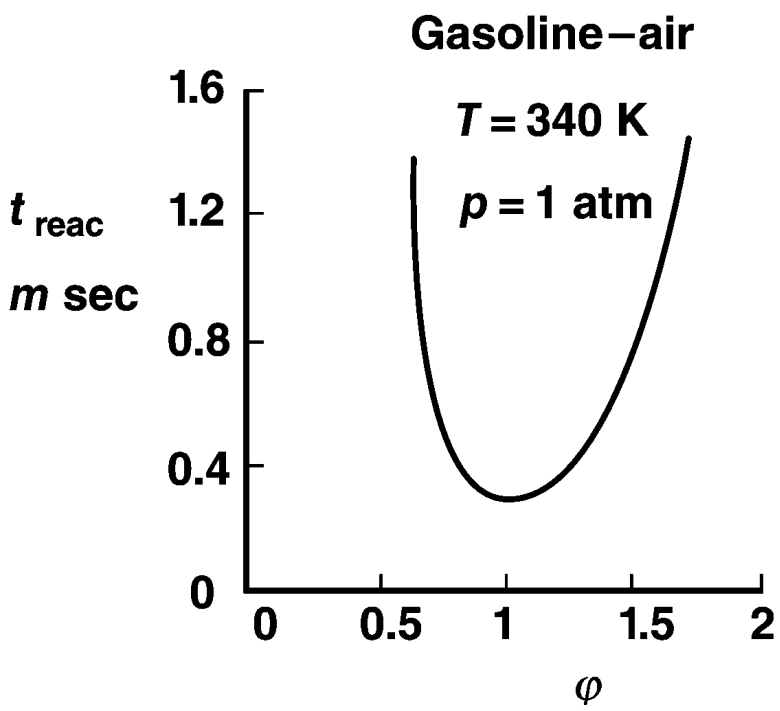
Cinetica chimica

Nota la **velocità di reazione** si può calcolare il **tempo di reazione** (che è inversamente proporzionale a r_f). Idealmente il tempo di reazione dovrebbe essere **uguale al tempo di permanenza dei gas** all'interno della camera di combustione.

Nei normali motori a **turbogetto** il tempo di **permanenza** è normalmente **maggiore** del tempo di **reazione**.

Viceversa nei **razzi** o negli **scramjet** dove le velocità sono maggiori ci possono essere dei problemi.

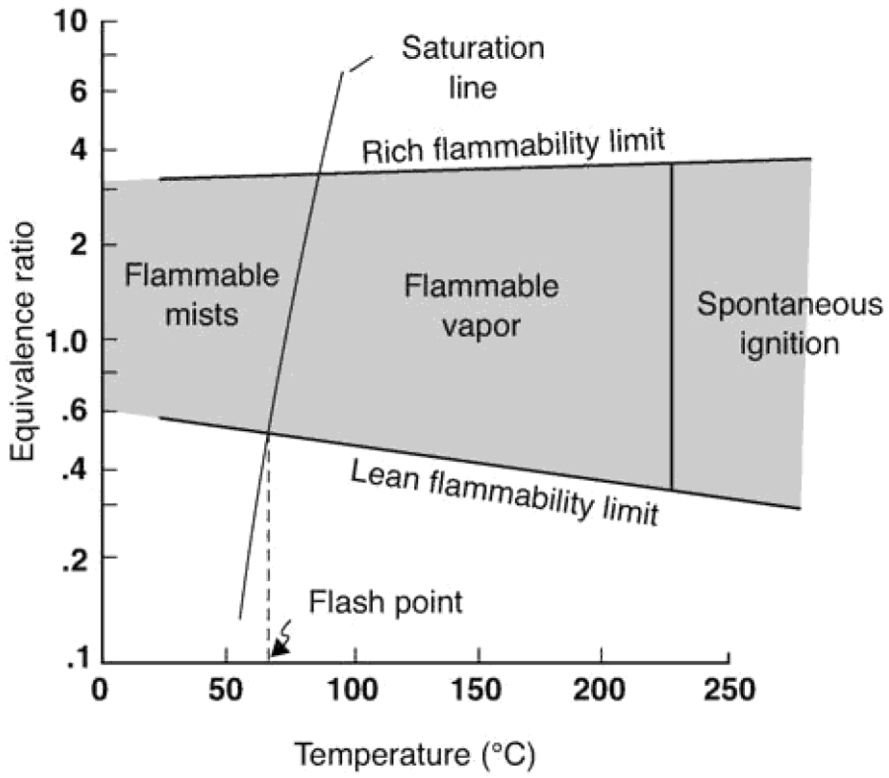
In figura è mostrato il tempo di reazione per un tipico processo di combustione.



Combustione

Per avere una **combustione stabile** è necessario essere nei **limiti di infiammabilità** della miscela.

Come si vede dalla figura esistono sia un limite di **rapporto d'equivalenza** superiore che inferiore. Evidentemente per temperature elevate la reazione chimica parte senza il bisogno di un'accensione esterna (autocombustione).



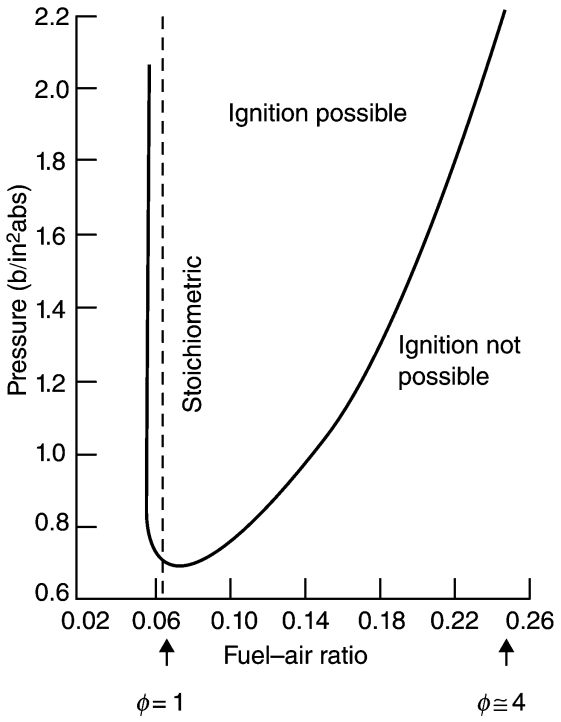
Combustione

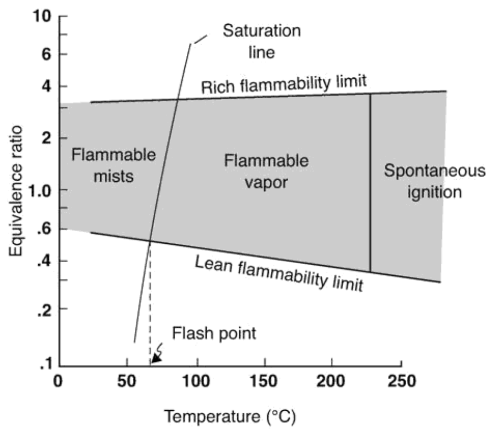
Per avere una **combustione stabile** è necessario essere nei **limiti di infiammabilità** della miscela.

Come si vede dalla figura esistono sia un limite di **rapporto d'equivalenza** superiore che inferiore. Evidentemente per temperature elevate la reazione chimica parte senza il bisogno di un'accensione esterna (autocombustione).

Anche un **aumento** di **pressione** ha normalmente un effetto positivo sui limiti di infiammabilità.

Questi limiti sono mostrati in un ambiente in quiete. La presenza di un **flusso** può **destabilizzare** la reazione chimica.

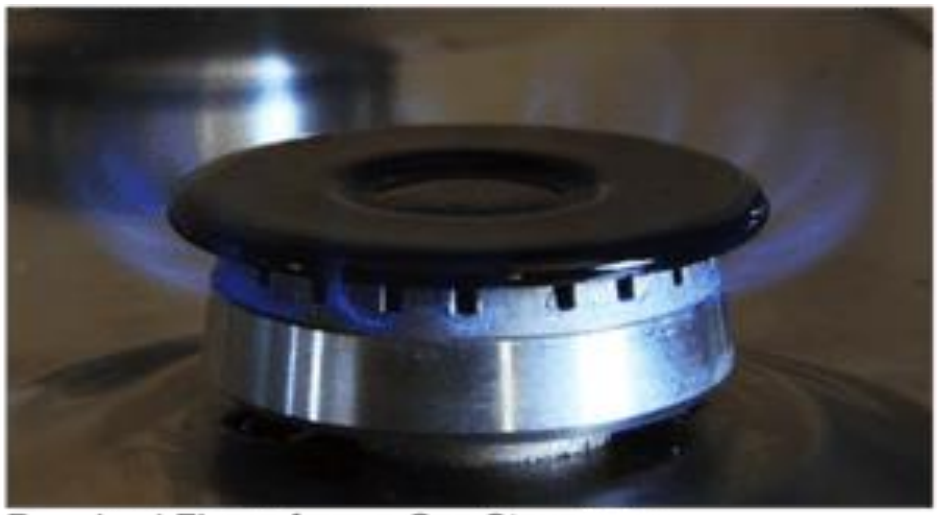




Combustione

Esistono due tipi di fiamme: **premiscelata** e **diffusiva**. Nella prima i reagenti sono miscelati prima della reazione chimica, mentre nella seconda l'ossidante ed il combustibile vengono a contatto attraverso un processo diffusivo.

Nei **combustori aeronautici** si utilizza un combustore a **fiamma premiscelata** con **alti** livelli di **turbolenza** che migliorano la miscelazione. Normalmente il **fattore limitante** in una camera di combustione è il **miscelamento** e non la cinetica della reazione.



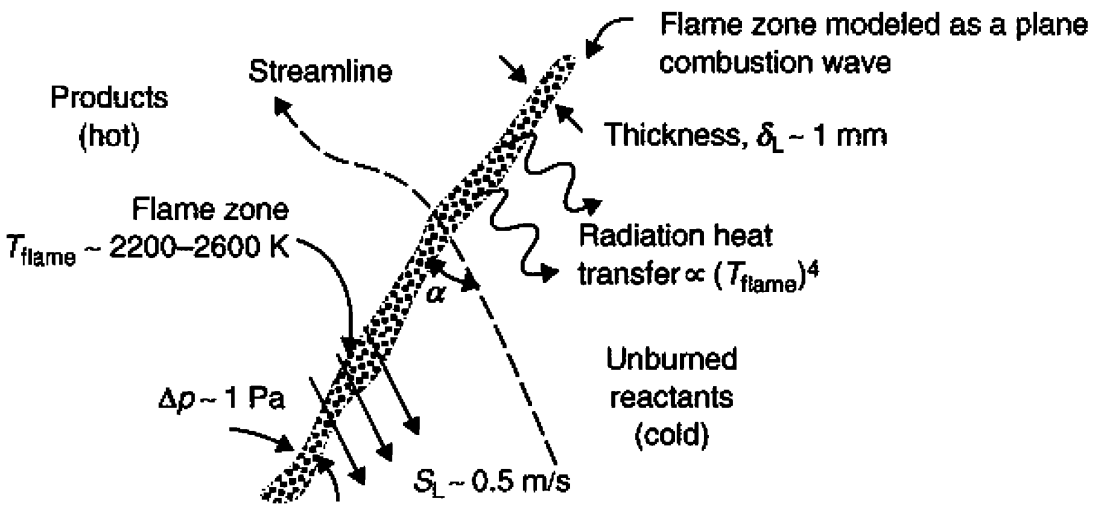
Premixed Flame from a Gas Stove

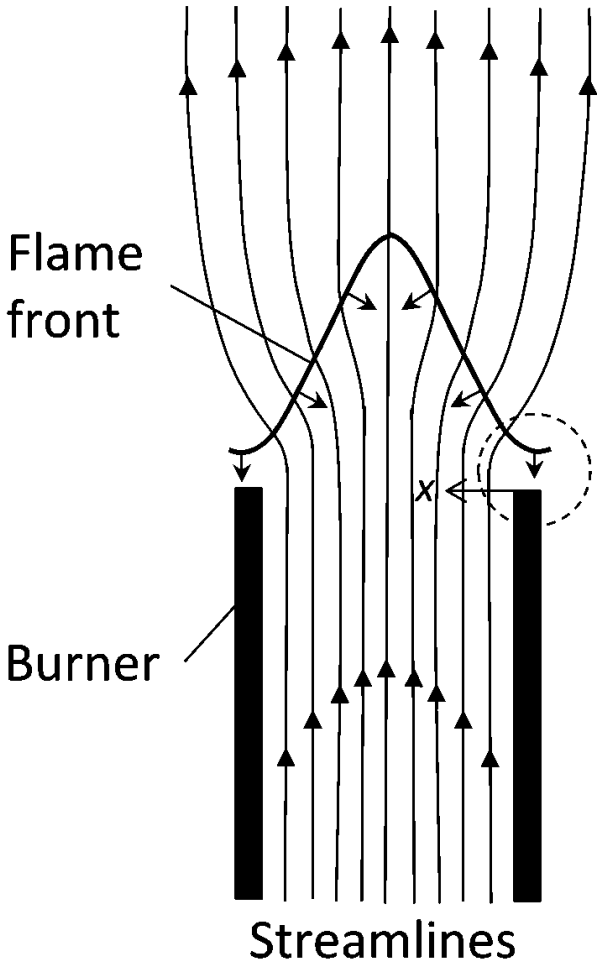
Diffusion Flame from a Lighter

Combustione

Generalmente la fiamma inizialmente si propaga in modo **laminare** e successivamente si sviluppa un moto **turbolento**.

Uno schema è mostrato a sinistra.

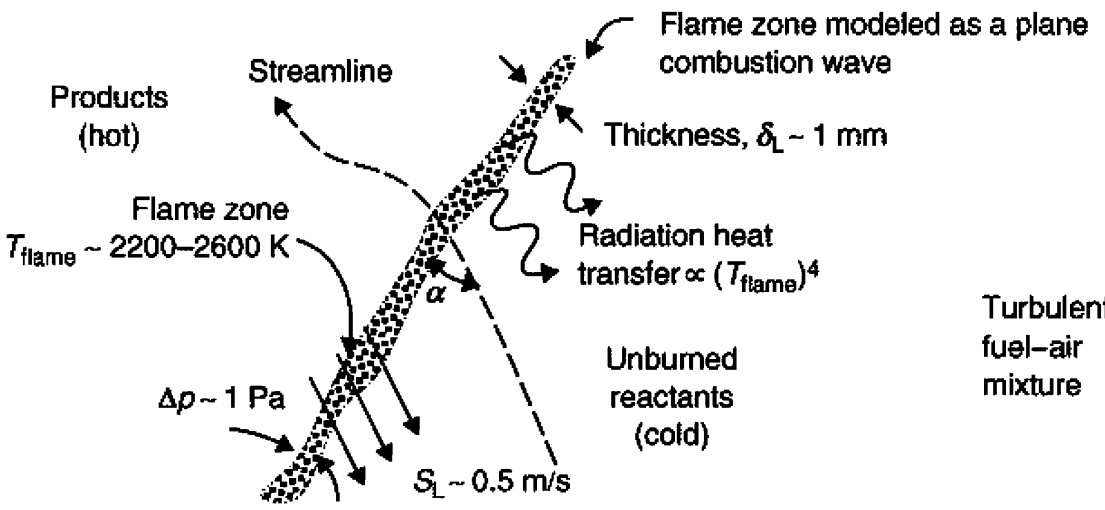


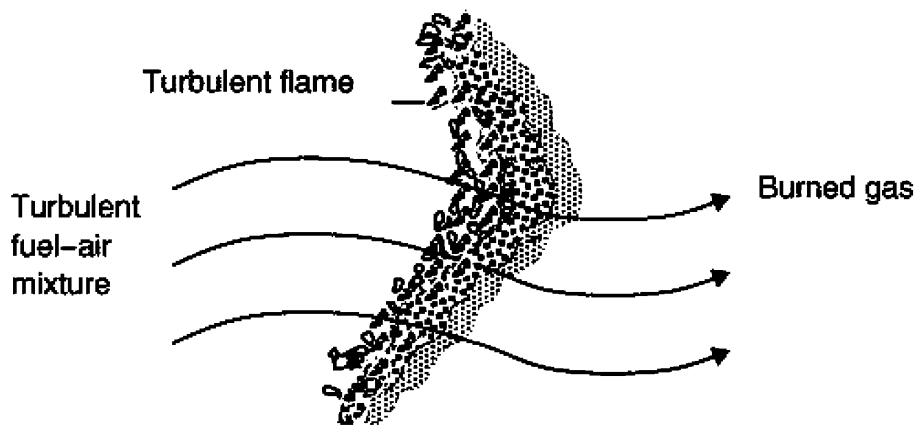


Combustione

Nella figura a sinistra sono anche mostrati dei valori tipici della temperatura, velocità di propagazione, spessore e caduta di pressione.

L'effetto della **turbolenza** è di aumentare la **diffusione** e la **superfice di reazione** così come mostrato nella figura di destra. La **velocità di propagazione** cresce significativamente in una fiamma turbolenta





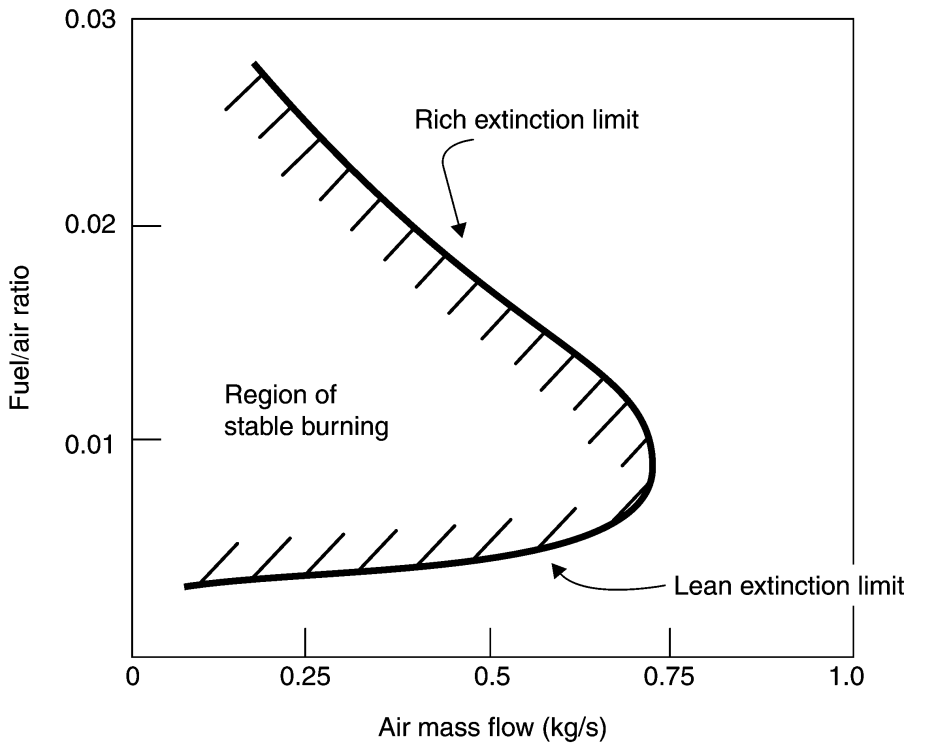
Combustione

Come già detto la **fiamma** potrebbe essere **destabilizzata** da un flusso troppo **rapido**. Se i reagenti premiscelati si muovono in direzione opposta a quella di propagazione della fiamma ed alla stessa velocità la **fiamma è stazionaria**.

Variando anche *f* si ottengono diagrammi simili a quello mostrato in figura.

Il **limite massimo di velocità** del flusso è limitato dalla **velocità di fiamma** in condizioni stechiometriche.

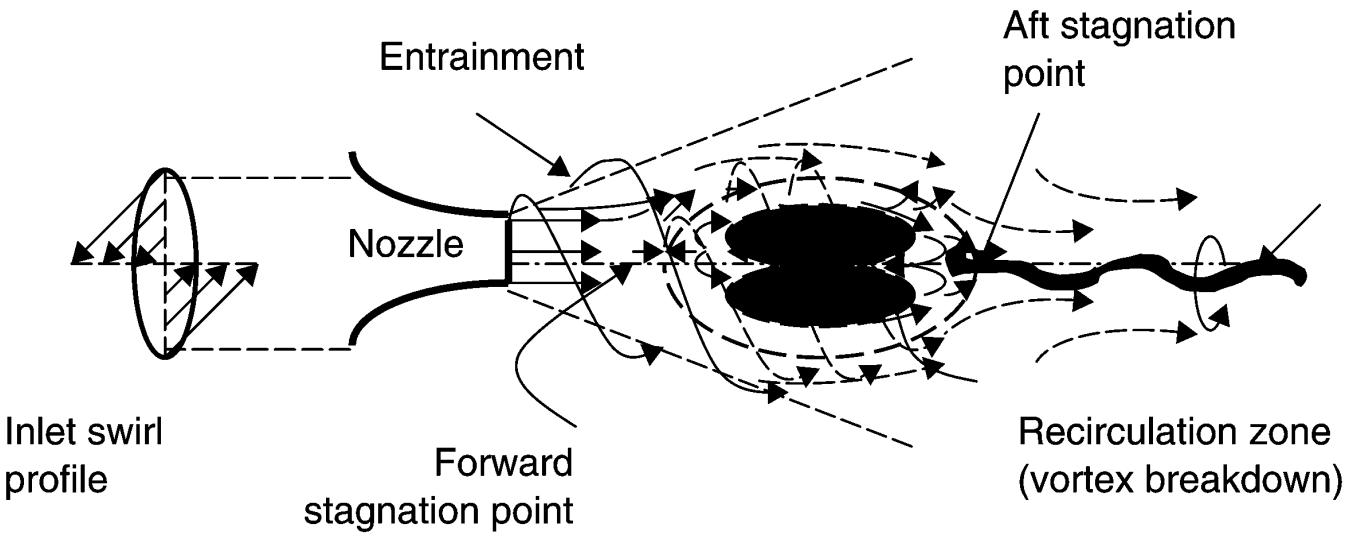
Normalmente per ottenere un flusso **turbolento e stabilizzare** la fiamma si usano **getti swirlati** (con una forte componente azimutale).



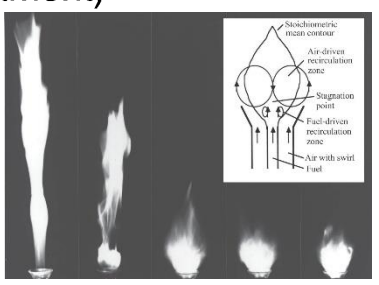
Combustione

Se il rapporto fra la quantità di moto angolare ed assiale è superiore (numero di swirl) a circa 0.5, all'interno del getto si genera una **zona di ricircolo**. Questa fenomenologia è nota in letteratura come **vortex breakdown**.

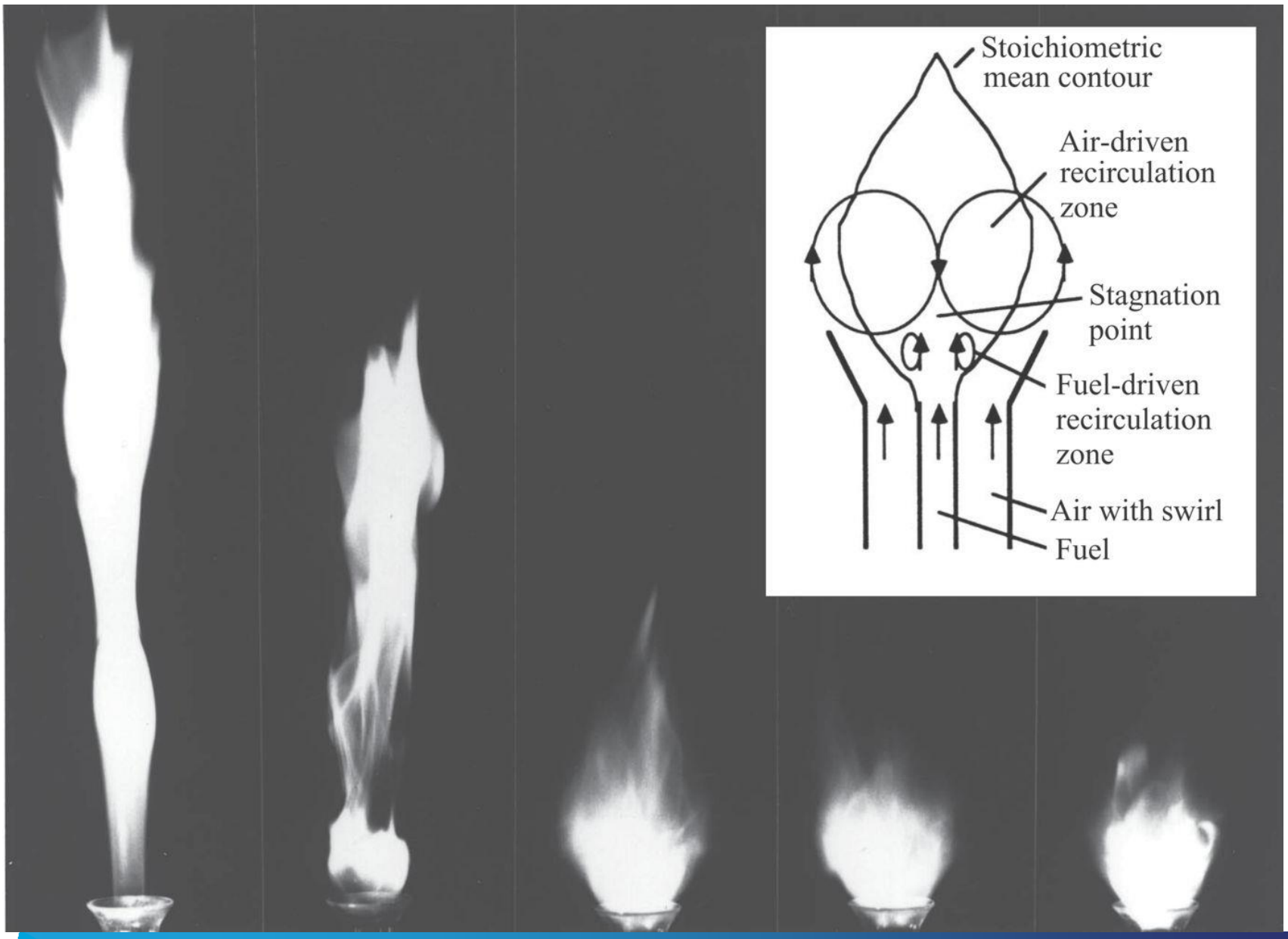
Nella slide successiva è mostrato l'effetto di aumentare la componente angolare del moto (da destra verso sinistra).



Spiraling wake (vortex filament)

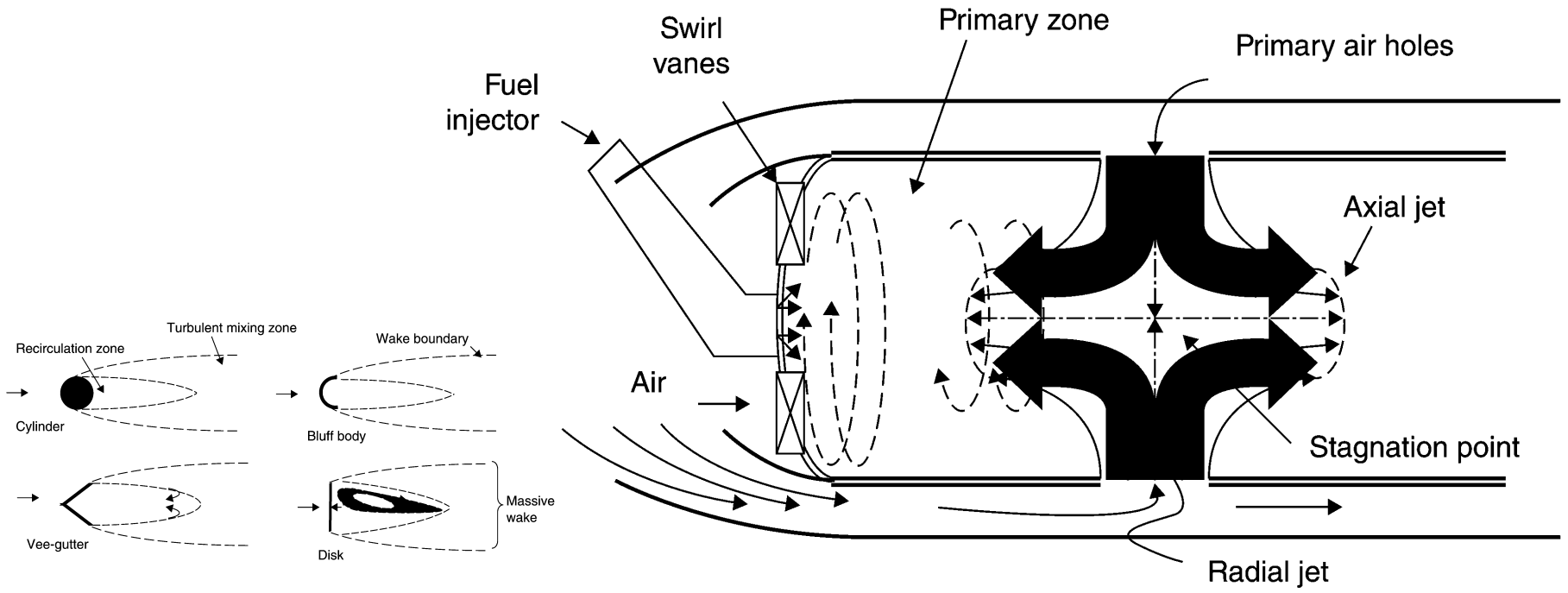


Combustione



Combustione

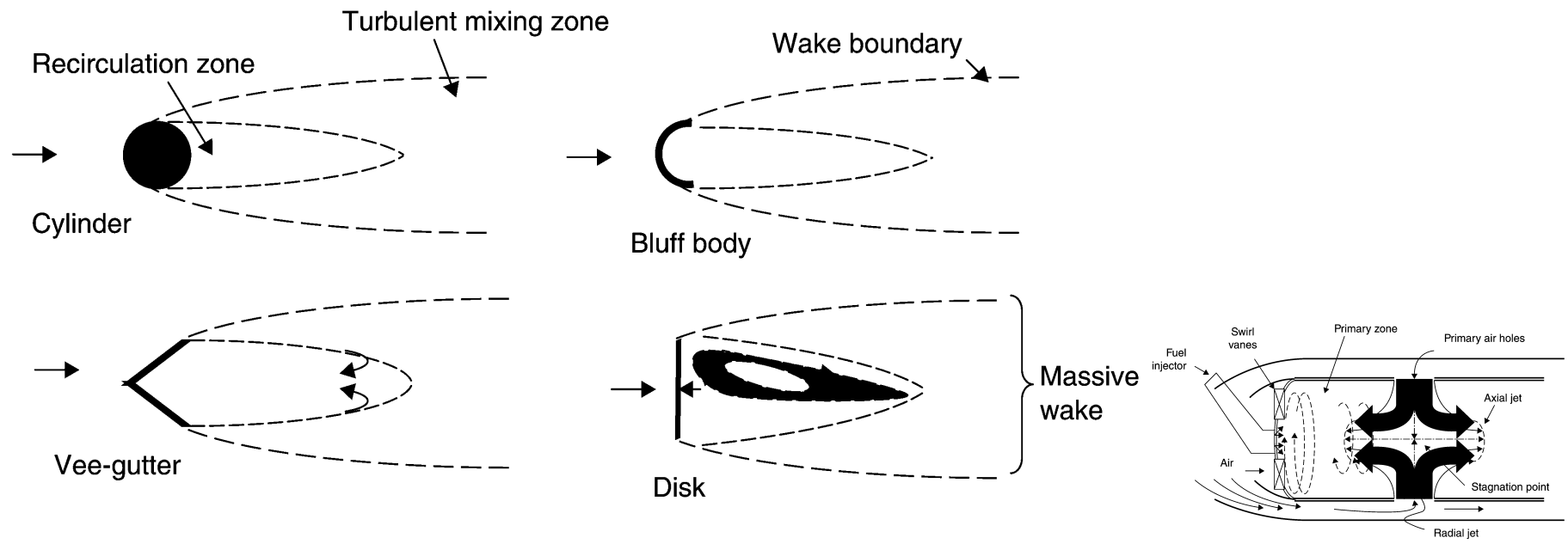
Per aumentare la **stabilità** della **fiamma** l'aria è introdotta attraverso uno o due **generatori di swirl**. In alcuni casi parte dell'aria è aggiunta, come mostrato in figura dalle frecce nere, in **direzione radiale** creando una zona di intersezione ed un flusso inverso che aumenta il **miscelamento turbolento**.



Combustione

Per aumentare la **stabilità** della **fiamma** l'aria è introdotta attraverso uno o due **generatori di swirl**. In alcuni casi parte dell'aria è aggiunta, come mostrato in figura dalle frecce nere, in **direzione radiale** creando una zona di intersezione ed un flusso inverso che aumenta il **miscelamento turbolento**.

Nel caso di **post bruciatori** la zona di ricircolo è creata nella **scia** di **corpi tozzi**.

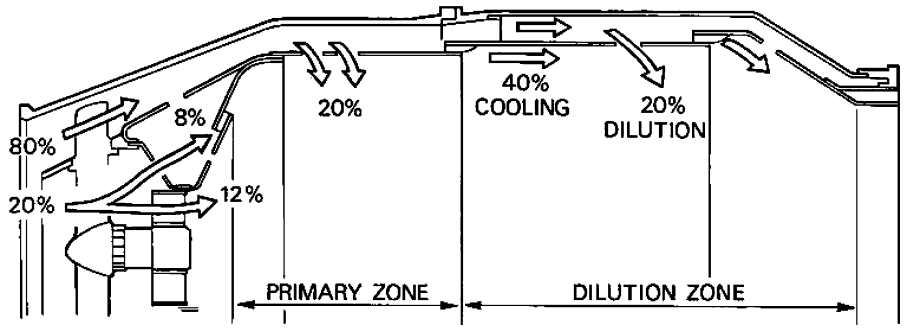


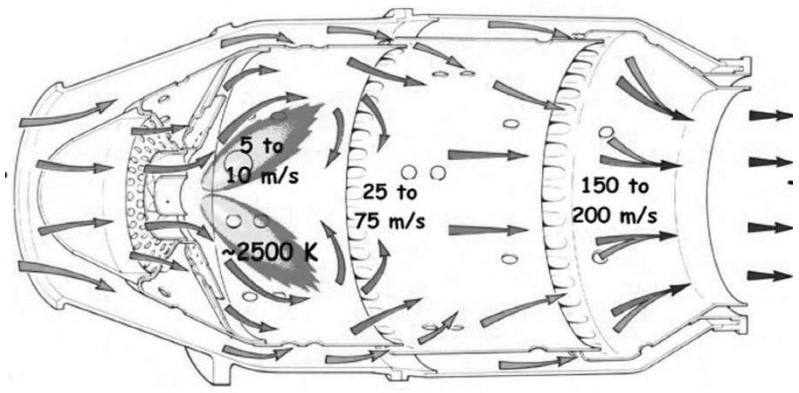
Camera di Combustione

Normalmente non è possibile lavorare ad un **rapporto d'equivalenza unitario** perché la **temperatura** all'ingresso della turbina sarebbe **troppo elevata.** Per aumentare la vita della turbina di lavora a $\phi \sim 0.4 - 0.5$. Quindi si inietta l'aria in diverse sezioni (zone) della camera di combustione.

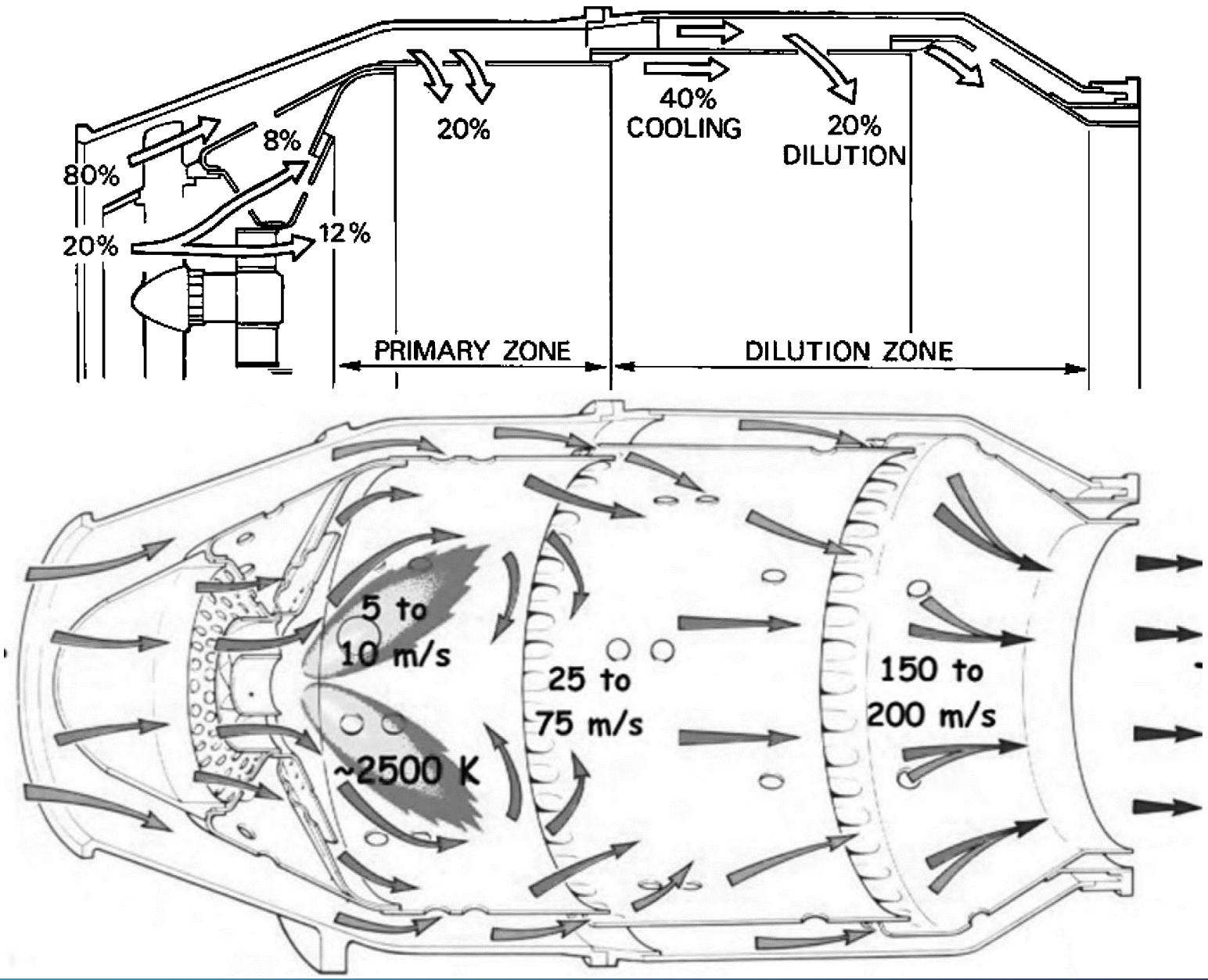
- Nella prima zona l'aria è iniettata nel rapporto stechiometrico ed avviene la reazione chimica primaria;
- Nella seconda zona l'immissione d'aria serve a stabilizzare la combustione nella zona primaria;
- Le successive immissioni servono per raffreddare e diluire la miscela.

Per avere una buona combustione è anche **necessario rallentare** l'aria all'ingresso con un diffusore.



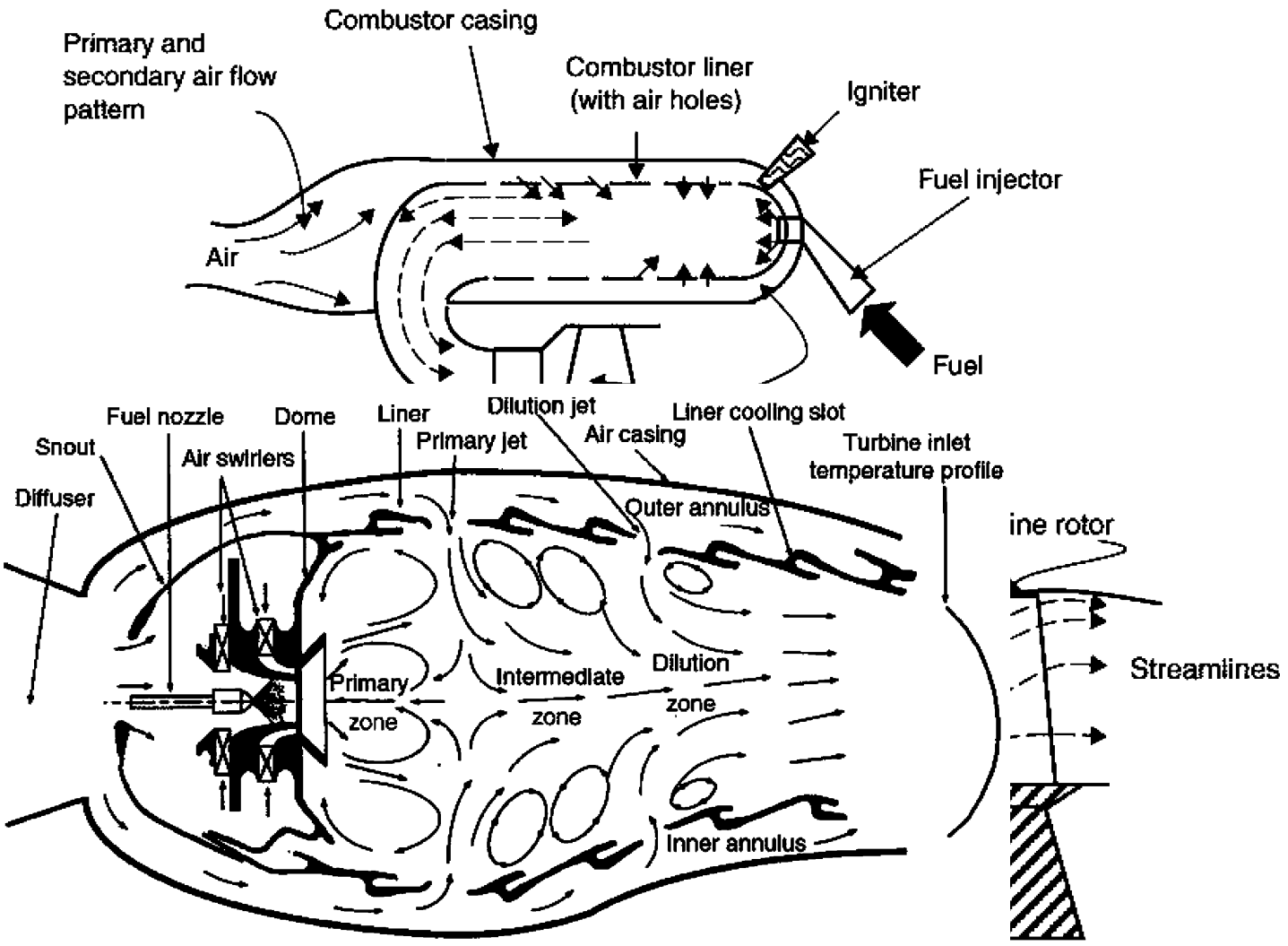


Camera di Combustione



Camera di Combustione

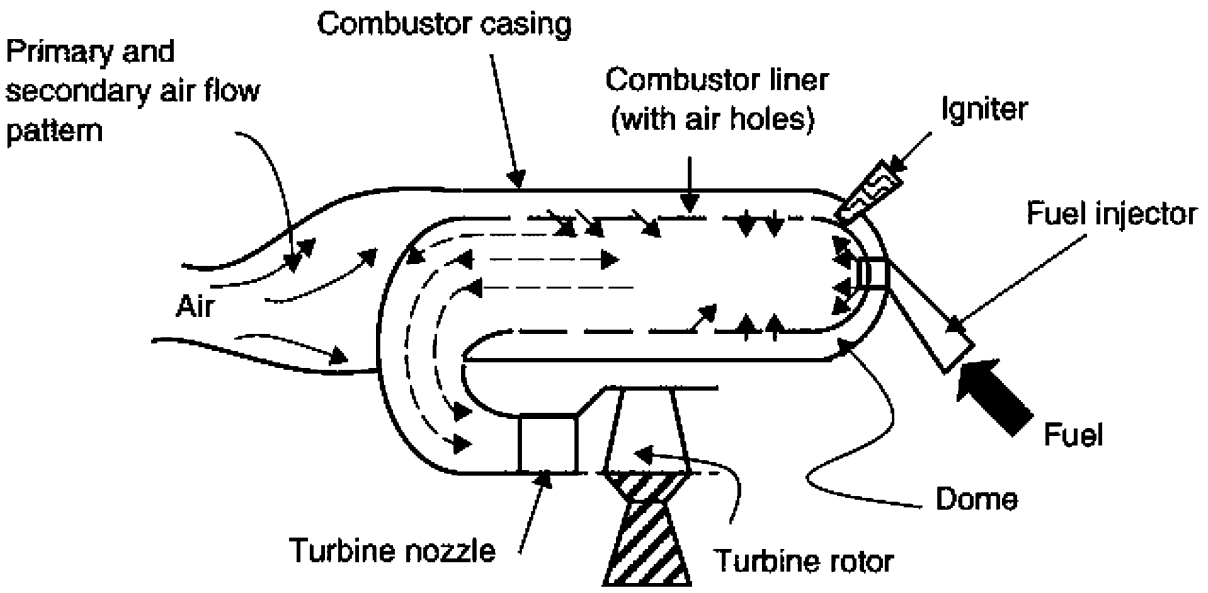
Esistono essenzialmente due tipi di camere di combustione: a flusso **invertito** o a **flusso dritto**.

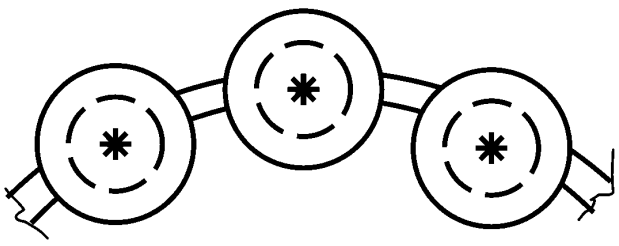


Camera di Combustione

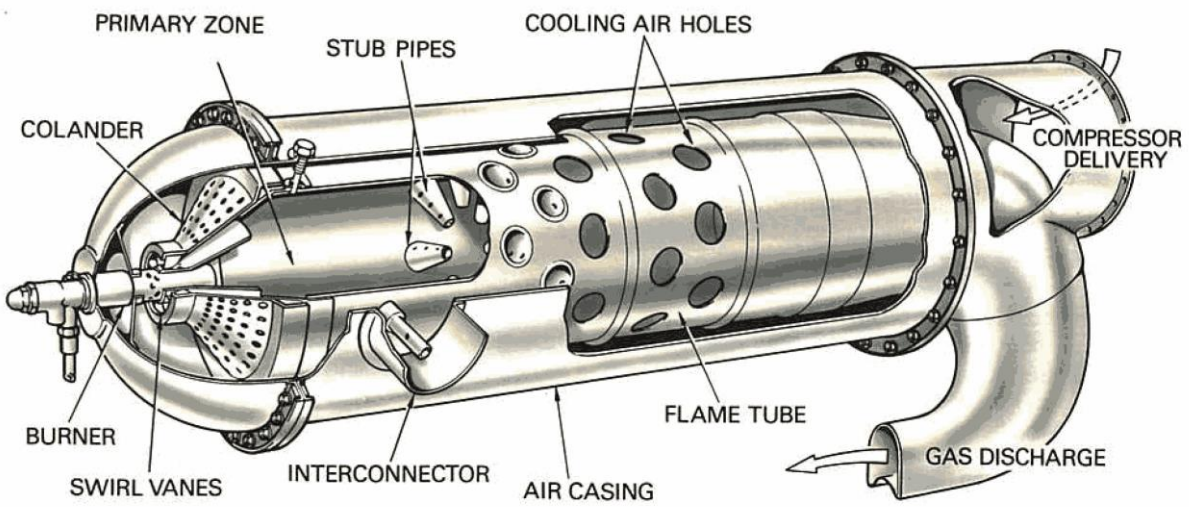
La prima, nel quale il flusso **inverte** la direzione di 180° produce maggiori **perdite di carico**.

Il design compatto permette di avere un albero più corto ed è **adatto** per **piccoli motori** con compressore **centrifugo**.





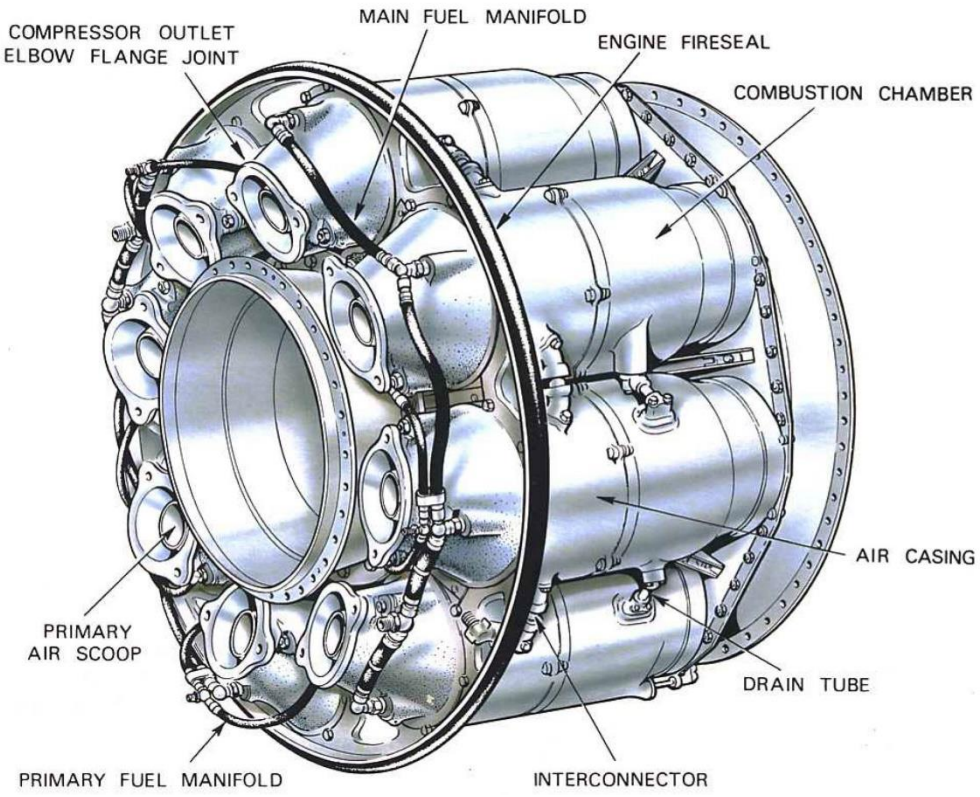
(b) A multican combustor

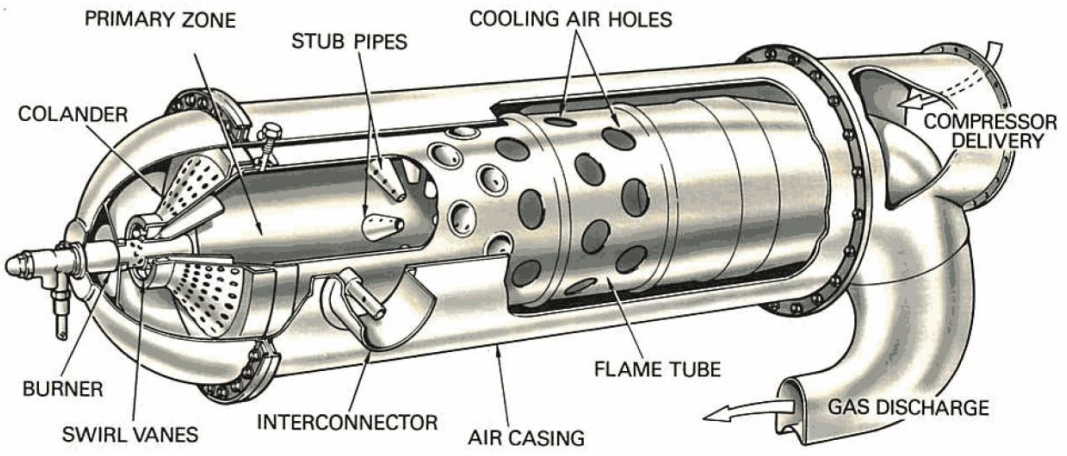


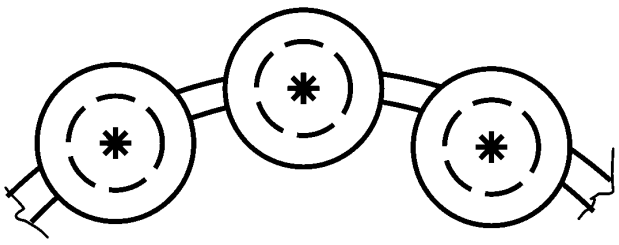
Camera di Combustione

La prima, nel quale il flusso **inverte** la direzione di 180° produce maggiori **perdite di carico**.

Il design compatto permette di avere un albero più corto ed è **adatto** per **piccoli motori** con compressore **centrifugo**.



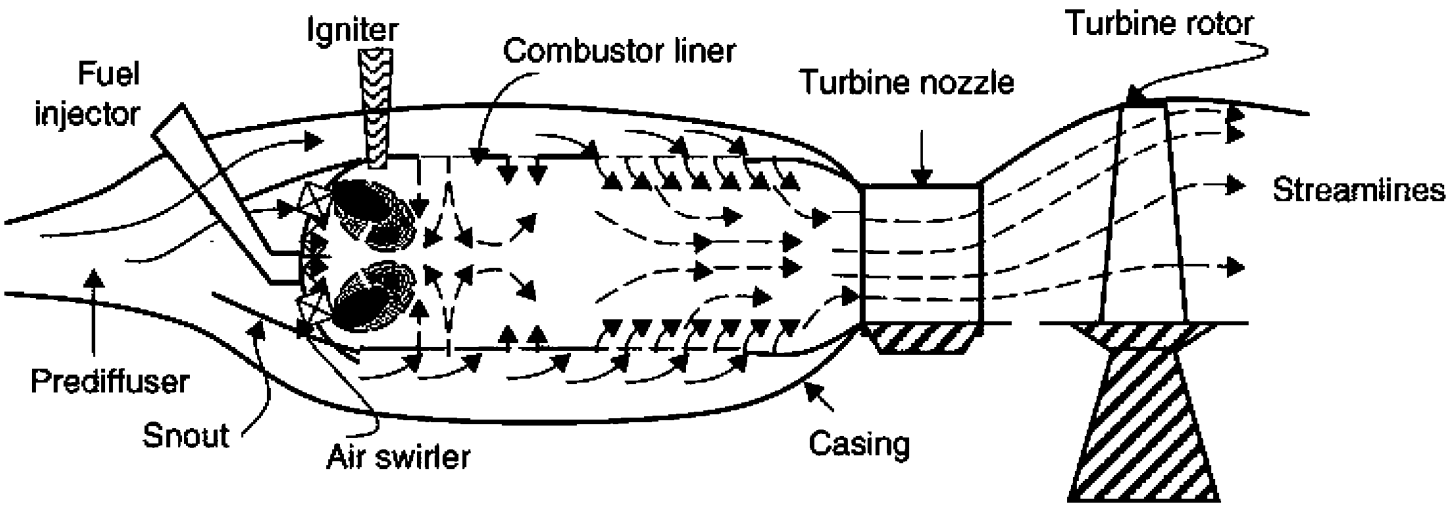




(b) A multican combustor

Camera di Combustione

La configurazione più utilizzata è invece quella in cui il flusso **non inverte** la **direzione**.

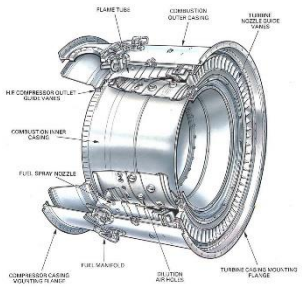


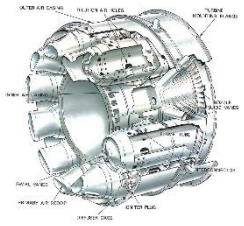
Camera di Combustione

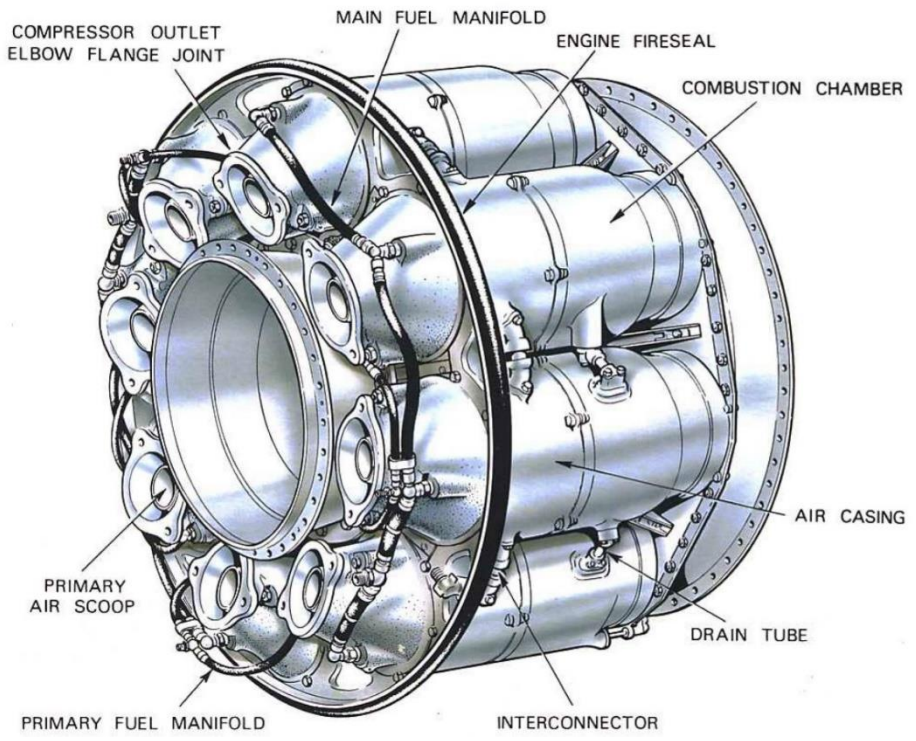
La configurazione più utilizzata è invece quella in cui il flusso **non inverte** la **direzione**.

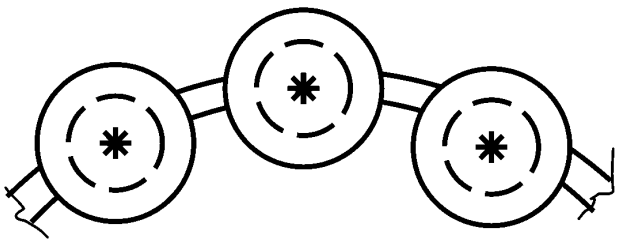
In questo caso esistono varie configurazioni:

- Single can e multican;









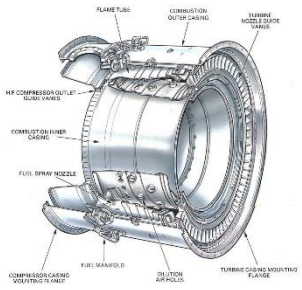
(b) A multican combustor

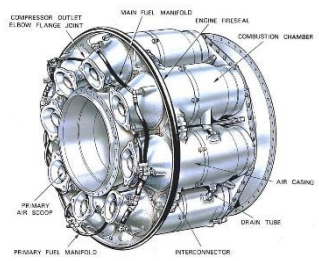
Camera di Combustione

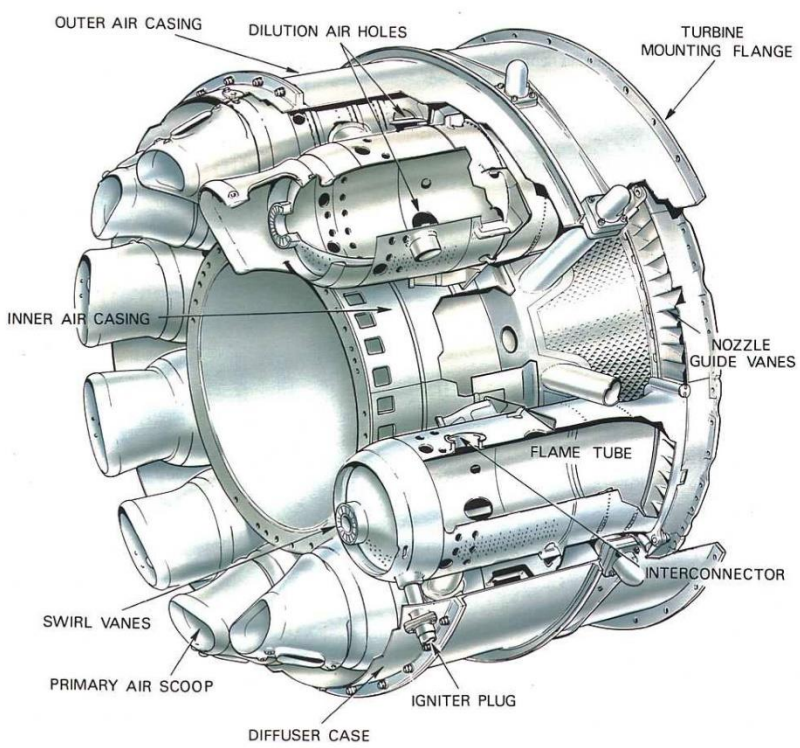
La configurazione più utilizzata è invece quella in cui il flusso **non inverte** la **direzione**.

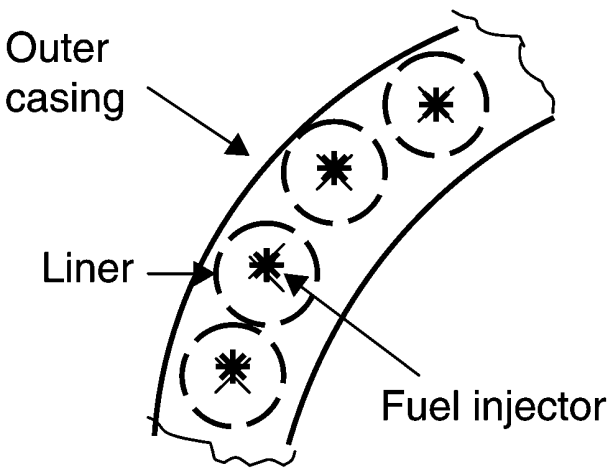
In questo caso esistono varie configurazioni:

- Single can e multican;
- Camera a tubi anulari (cannular);









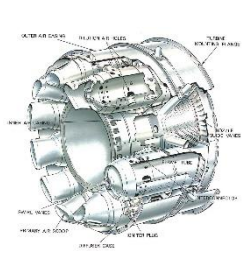
(a) Can-annular combustor

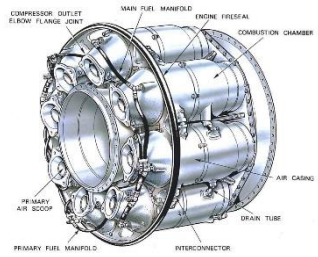
Camera di Combustione

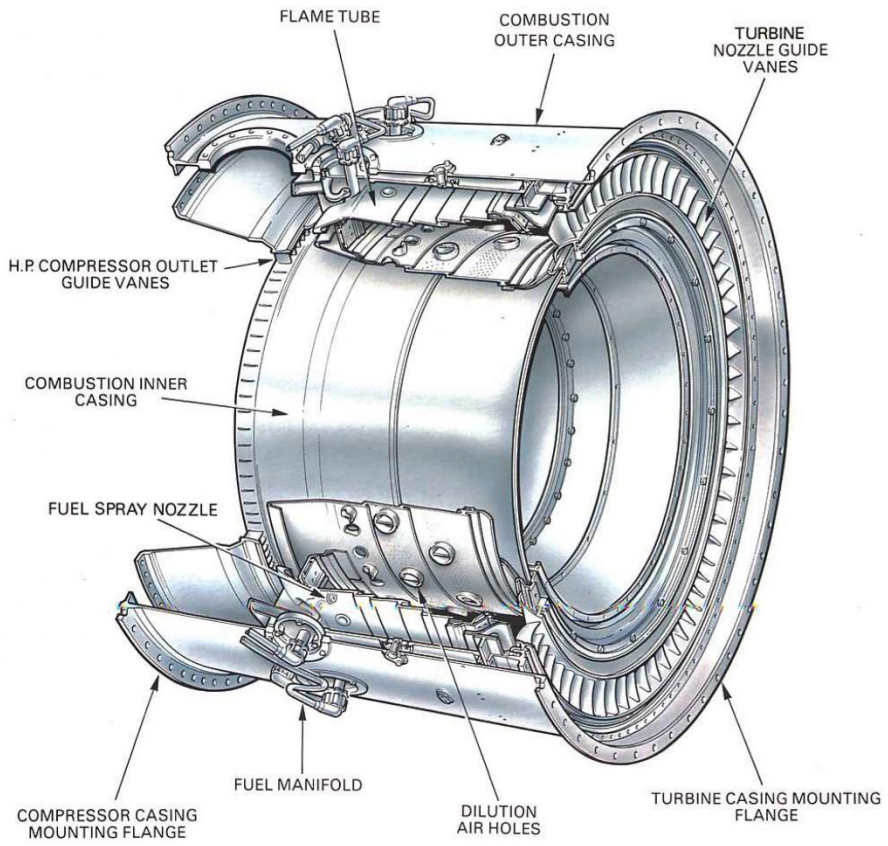
La configurazione più utilizzata è invece quella in cui il flusso **non inverte** la **direzione**.

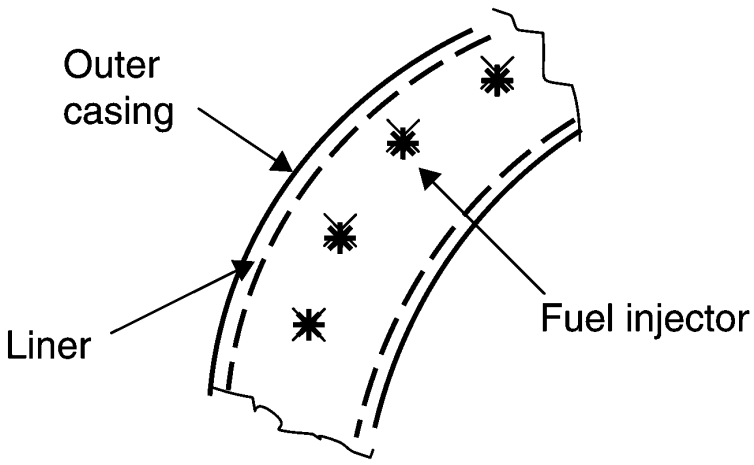
In questo caso esistono varie configurazioni:

- Single can e multican;
- Camera a tubi anulari (cannular);
- Camera anulare.









Camera di Combustione

Le cause di **perdita di pressione di ristagno** sono essenzialmente due:

- Perdite "calde" (hot) dovute all'adduzione di calore;
- Perdite "fredde" (cold) dovute agli effetti viscosi .

La prima potrebbe (trascurando la variazione della composizione del gas) essere simulata con un moto alla **Rayleigh**.

In realtà le due cause interagiscono è si dovrebbe analizzare il fenomeno completo.

Nel suo libro Kerrerbrock, come già detto, propone come linea guida di supporre che la differenza fra le pressioni di ristagno sia proporzionale alla **pressione dinamica**:

$$\pi_b = \frac{p_{t4}}{p_{t3}} \approx \frac{p_{t3} - \epsilon 1/2 \rho V_b^2}{p_{t3}} \approx 1 - \epsilon \frac{\gamma}{2} \frac{\rho V_b^2}{\gamma p_{t3}} \approx 1 - \epsilon \frac{\gamma}{2} M_b^2$$

con ϵ compreso fra 1 e 2.

Camera di Combustione

Per quanto riguarda le **perdite calde** Lefebvre (1983) propone una relazione del tipo

$$\frac{(p_{t4} - p_{t3})_{hot}}{\frac{1}{2}\rho_3 V_3^2} = K_1 \left(\frac{T_4}{T_3} - K_2 \right)$$

dove le due costanti devono essere determinate empiricamente.

Normalmente le perdite calde sono piccole rispetto a quelle fredde, si ha:

$$\frac{(p_{t4} - p_{t3})_{hot}}{p_{t3}} \approx 0.5 - 1\% \qquad \frac{(p_{t4} - p_{t3})_{cold}}{p_{t3}} \approx 4 - 7\%$$

Camera di Combustione

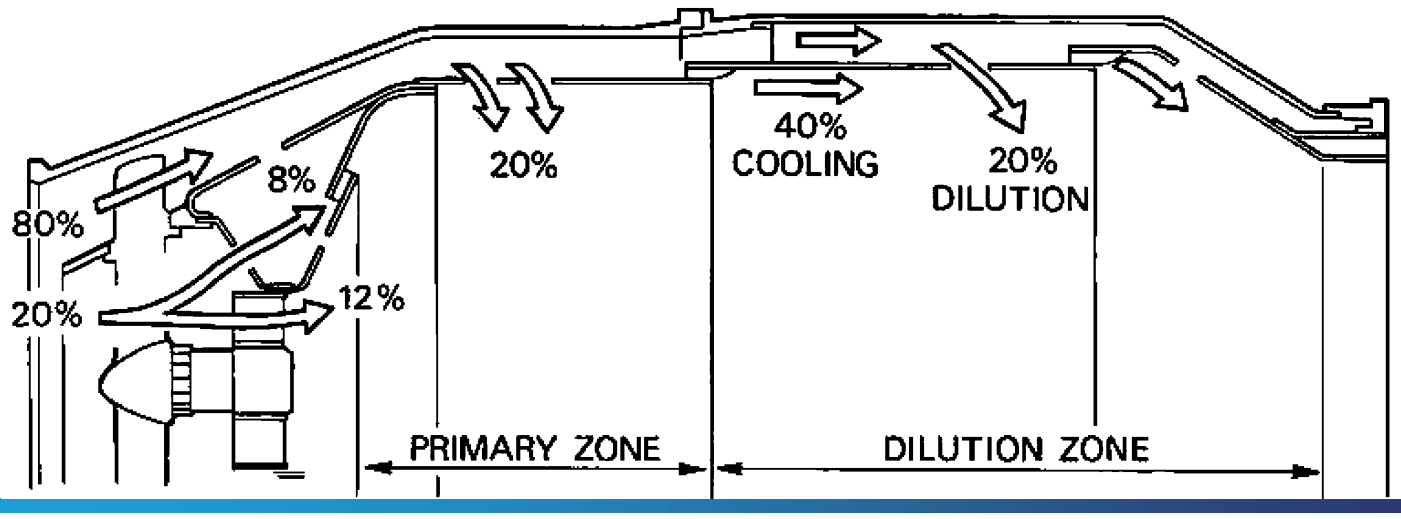
Il **profilo di temperatura** all'ingresso della turbina è **non uniforme** a causa dei molti iniettori e di una non perfetta fase di diluizione. Le disuniformità vengono quantizzate con i seguenti parametri:

- Pattern factor $PF = \frac{T_{max} - T_{out_{av}}}{T_{out_{av}} - T_{in_{av}}}$ nei moderni motori PF è nel range 0.15-0.25;
- Profile factor $P_f = \frac{T_{max_{av}} - T_{in_{av}}}{T_{out_{av}} - T_{in_{av}}}$ dove si utilizza la media anulare dei massimi locali; nei moderni motori P_f è nel range 1.04-1.08.

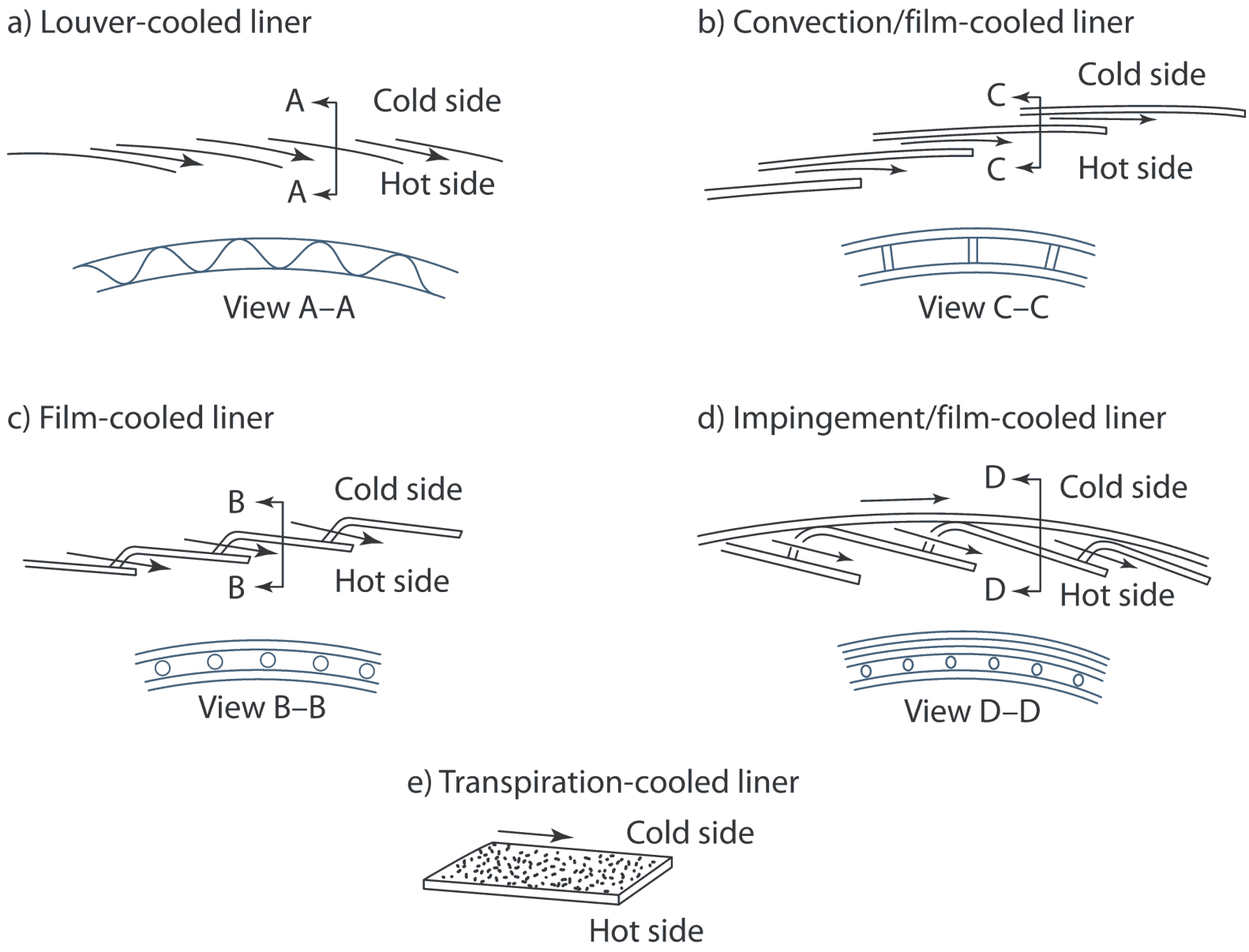
Raffreddamento della camera di Combustione

All'interno della camera di combustione si raggiungono **temperature molto elevate** (2500K nella zona primaria) mentre la superficie metallica deve essere a temperature inferiori (1200K). Un problema analogo esiste anche per i primi stadi di una turbina. Esistono vari **meccanismi di raffreddamento**:

- Raffreddamento **convettivo** (anche con getti impingenti);
- Raffreddamento con **film**;
- Raffreddamento per **traspirazione**;
- Raffreddamento **radiativo**.

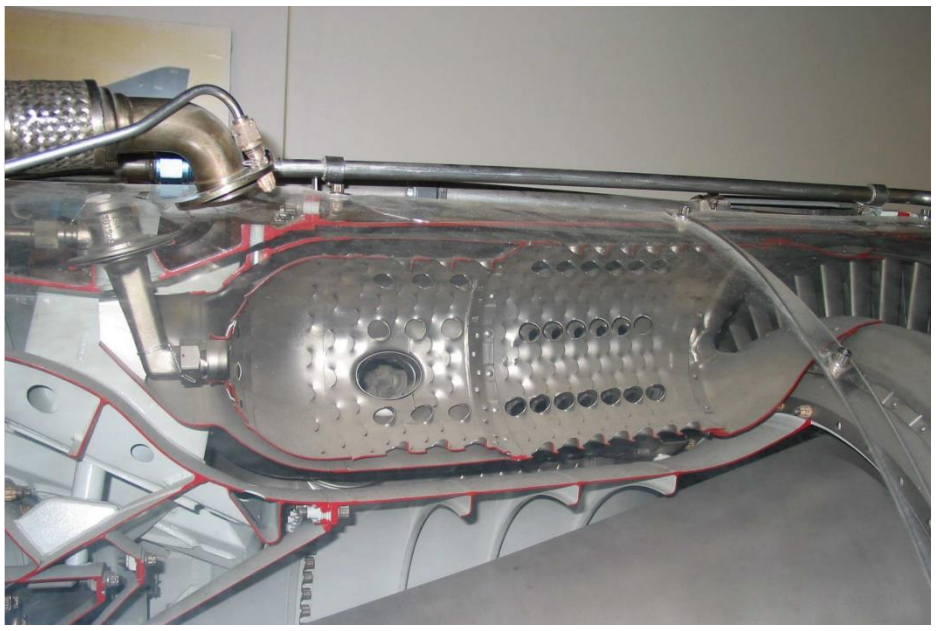


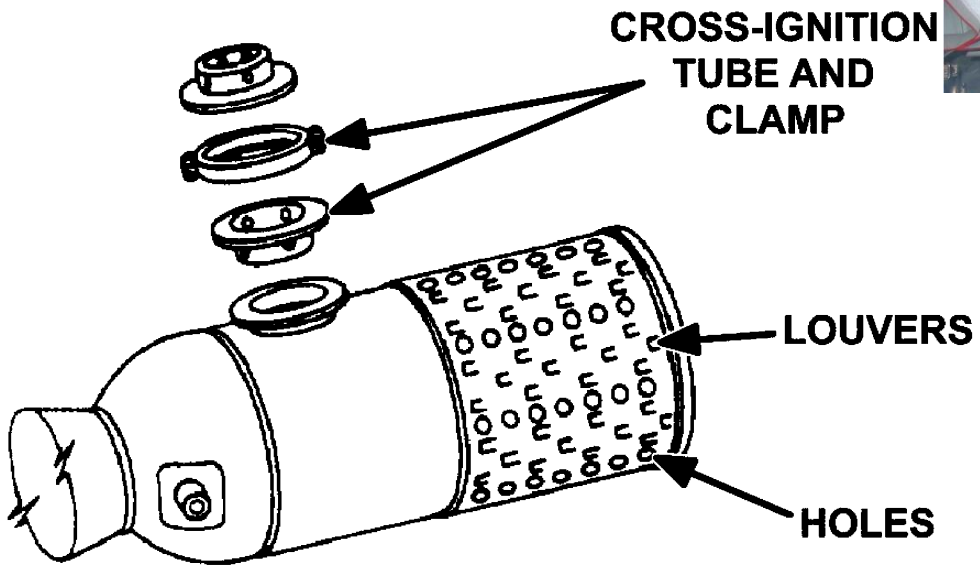
Raffreddamento della camera di Combustione



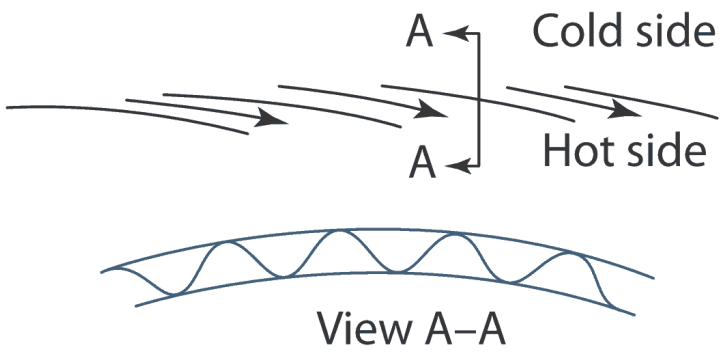
Raffreddamento della camera di Combustione

Nei primi motori si utilizzava il raffreddamento con **feritoie** (louver cooling).



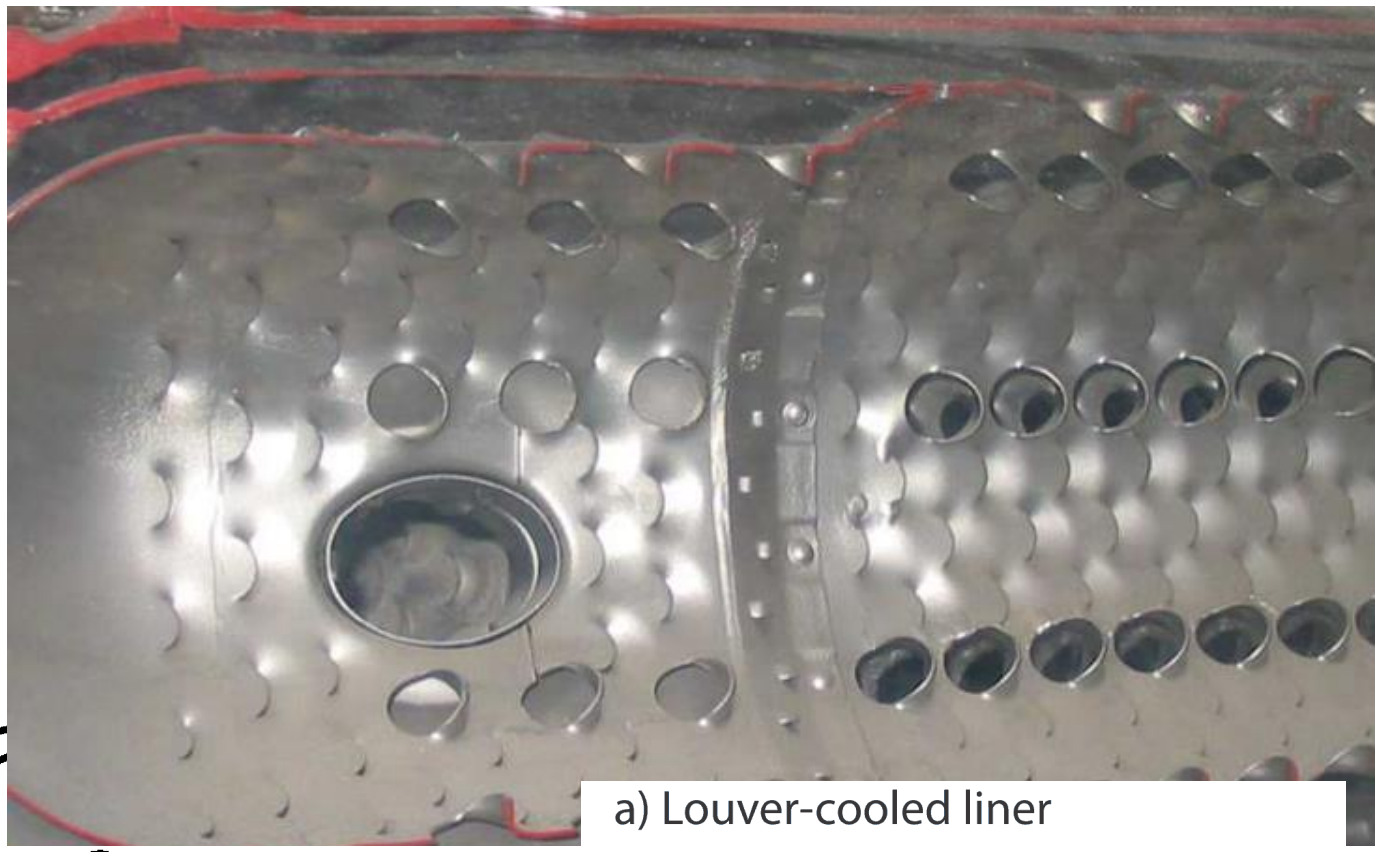


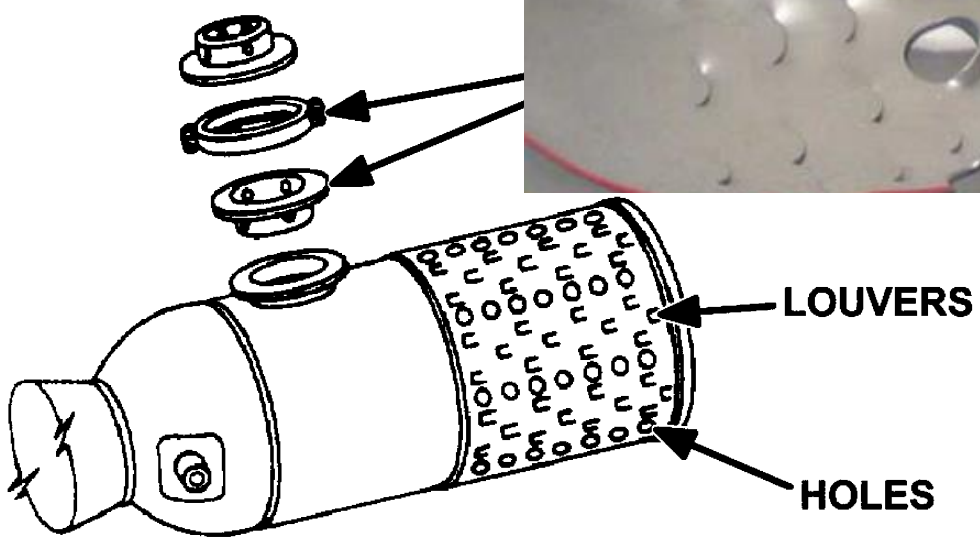
a) Louver-cooled liner



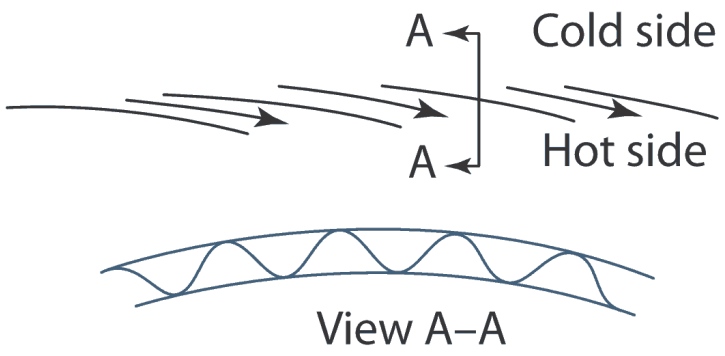
Raffreddamento della camera di Combustione

Nei primi motori si utilizzava il raffreddamento con **feritoie** (louver cooling).



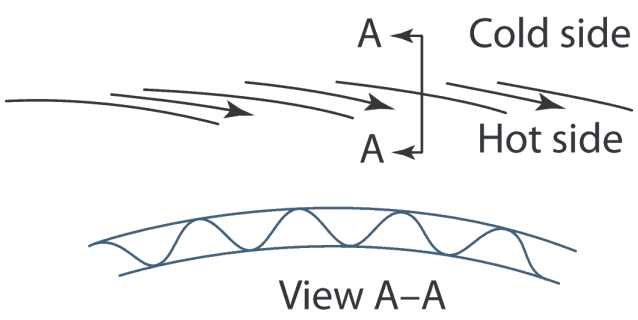


a) Louver-cooled liner

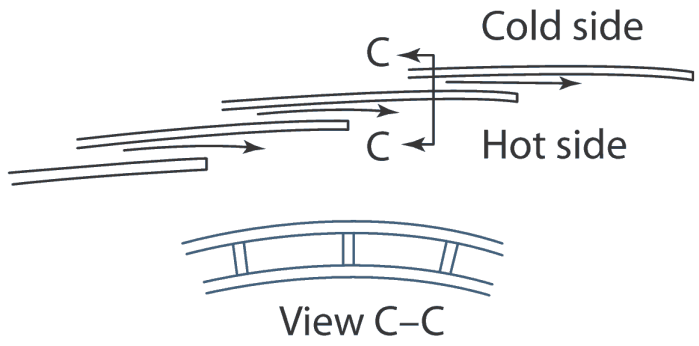


Raffreddamento della camera di Combustione

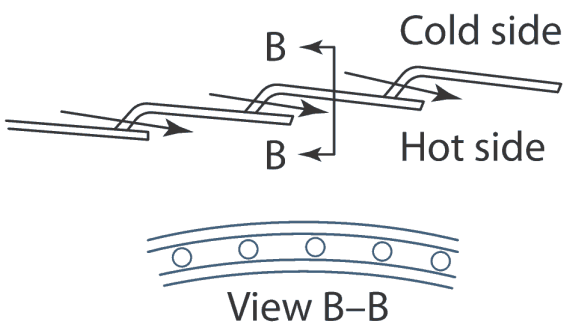
a) Louver-cooled liner



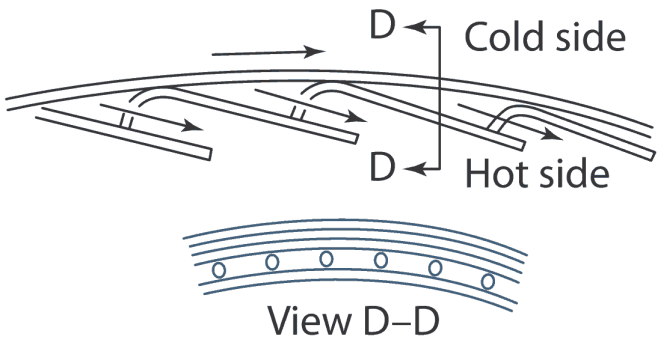
b) Convection/film-cooled liner



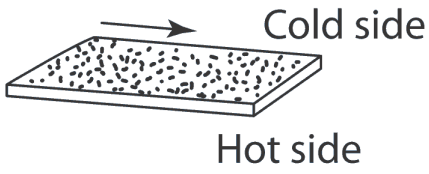
c) Film-cooled liner



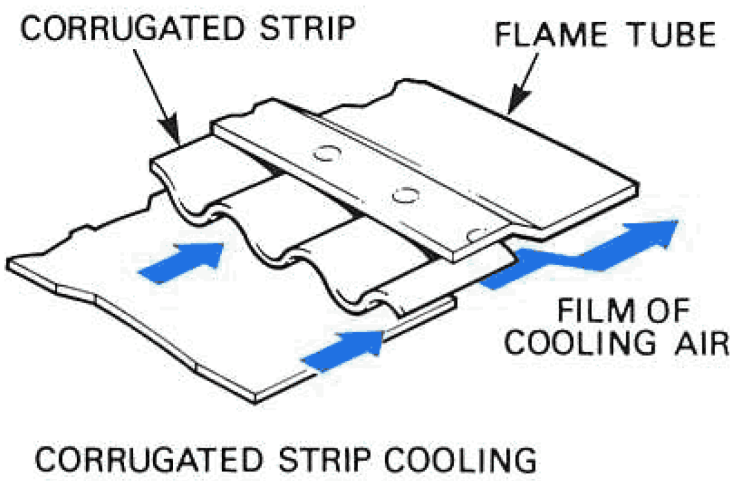
d) Impingement/film-cooled liner



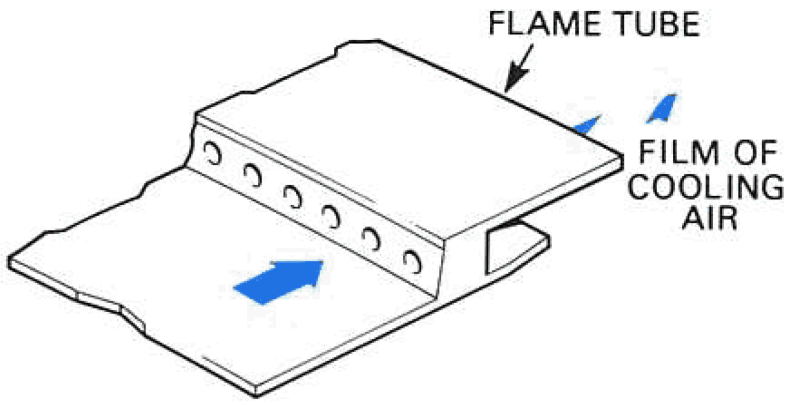
e) Transpiration-cooled liner



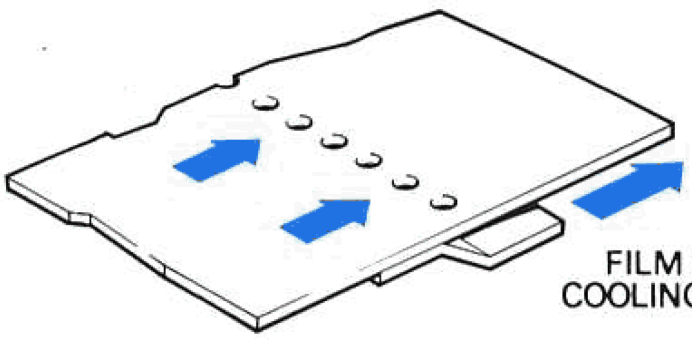
Raffreddamento della camera di Combustione



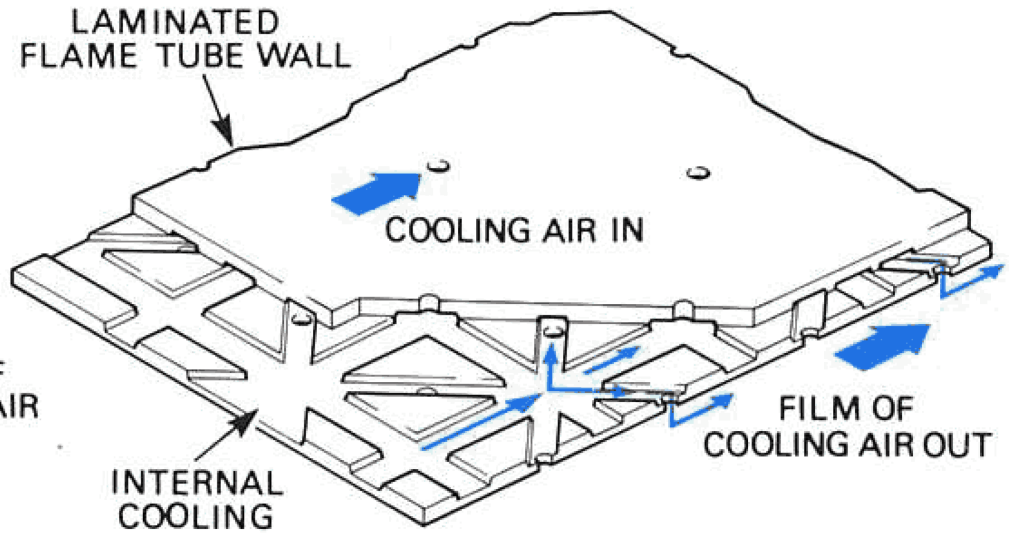
CORRUGATED STRIP COOLING



MACHINED COOLING RING



SPLASH COOLING STRIP



TRANSPIRATION COOLING

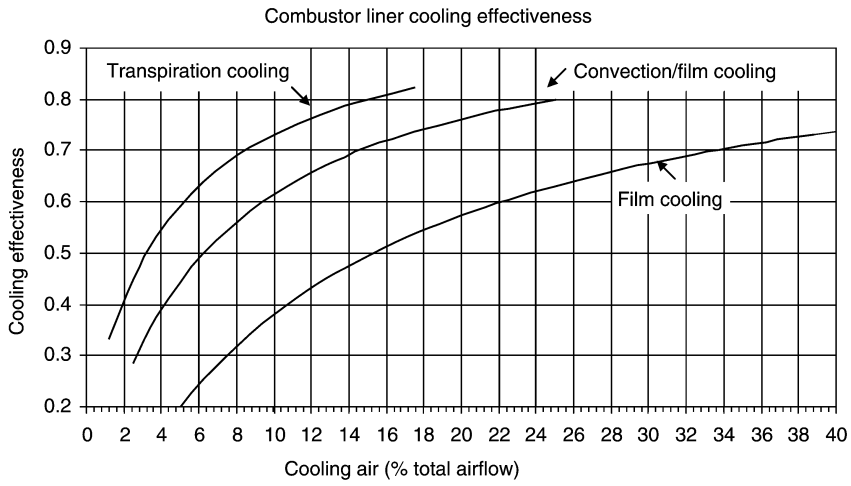
Raffreddamento della camera di Combustione

I sistemi di raffreddamento più raffinati prevedono **due meccanismi di raffreddamento** che lavorano in **parallelo** e permettono di avere una migliore uniformità della temperatura superficiale.

Per determinare la portata di fluido necessaria per il raffreddamento si definisce un **parametro d'efficienza**:

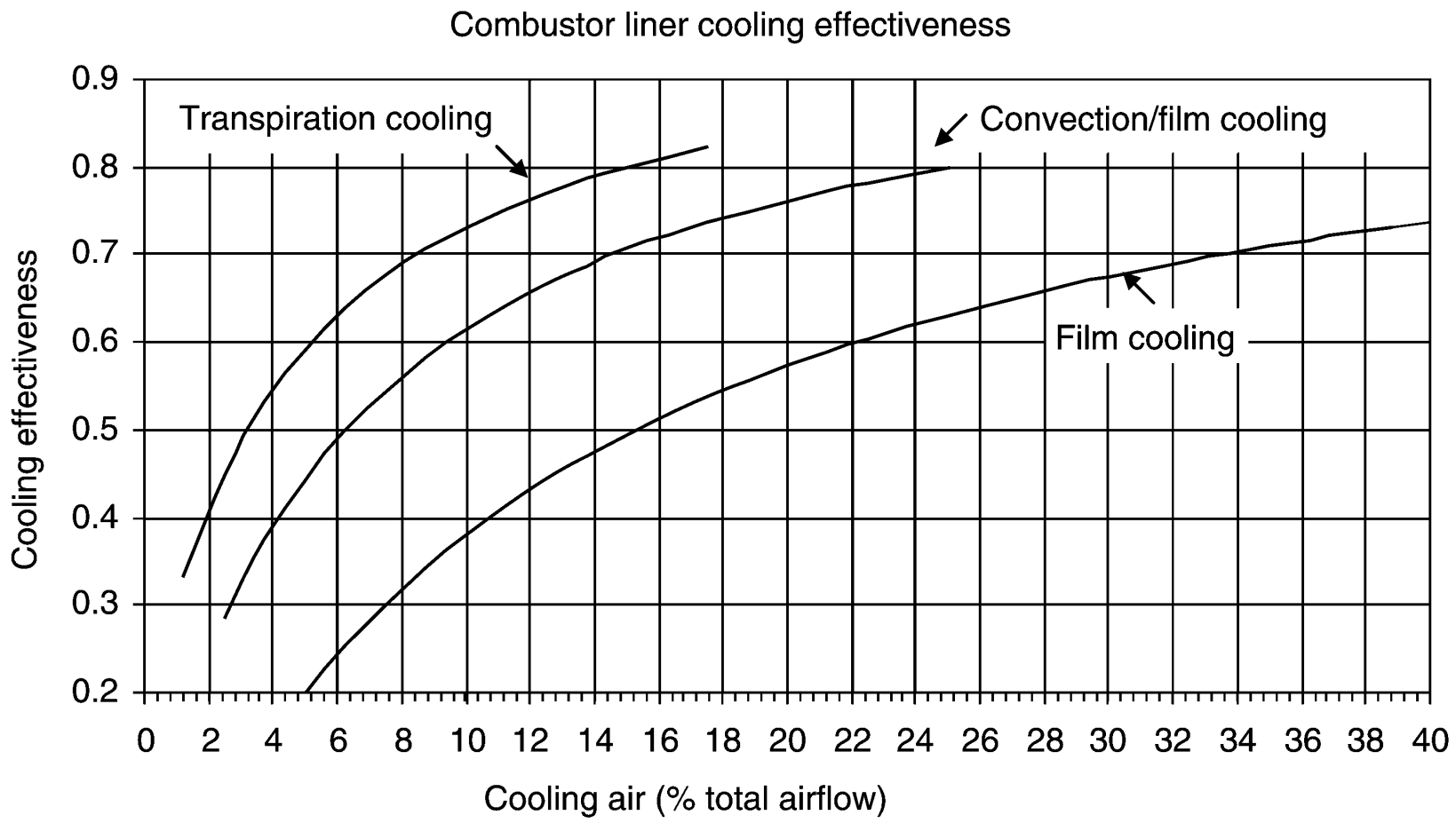
$$\Phi = \frac{T_g - T_w}{T_g - T_c}$$

A numeratore la differenza tra la temperatura del gas caldo e quella di parete (fissata dalle caratteristiche del materiale) mentre a denominatore la massima differenza di temperatura. Evidentemente il limite massimo dell'efficienza è 1.



Raffreddamento della camera di Combustione

La **temperatura fredda** è quella che si ha all'uscita del **compressore**. Supponendo che lo sviluppo dei motori porti temperature calde e fredde pari a 2500K e 900K l'efficienza per T_W=1250 è 0.81.

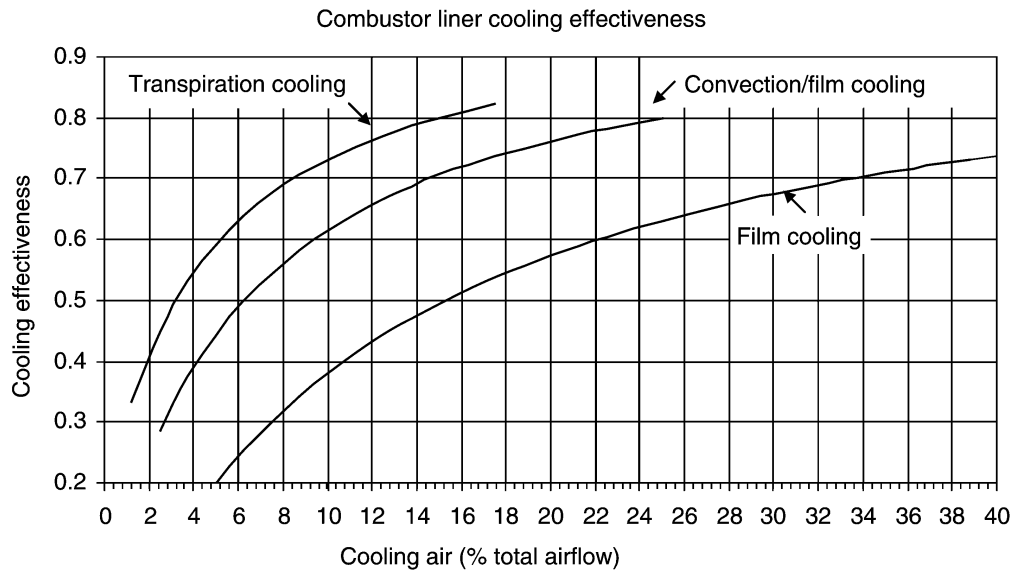


Raffreddamento della camera di Combustione

La **temperatura fredda** è quella che si ha all'uscita del **compressore**. Supponendo che lo sviluppo dei motori porti temperature calde e fredde pari a 2500K e 900K l'efficienza per T_W=1250 è 0.81.

Il **film cooling** non permette questo livello di efficienza mentre si potrebbe raggiungere con il **raffreddamento per traspirazione**.

In alternativa con l'utilizzo di **sottili** strati di **materiali refrattari** (e.g. ceramici) si può pensare di aumentare la massima temperatura sopportabile dal materiale.

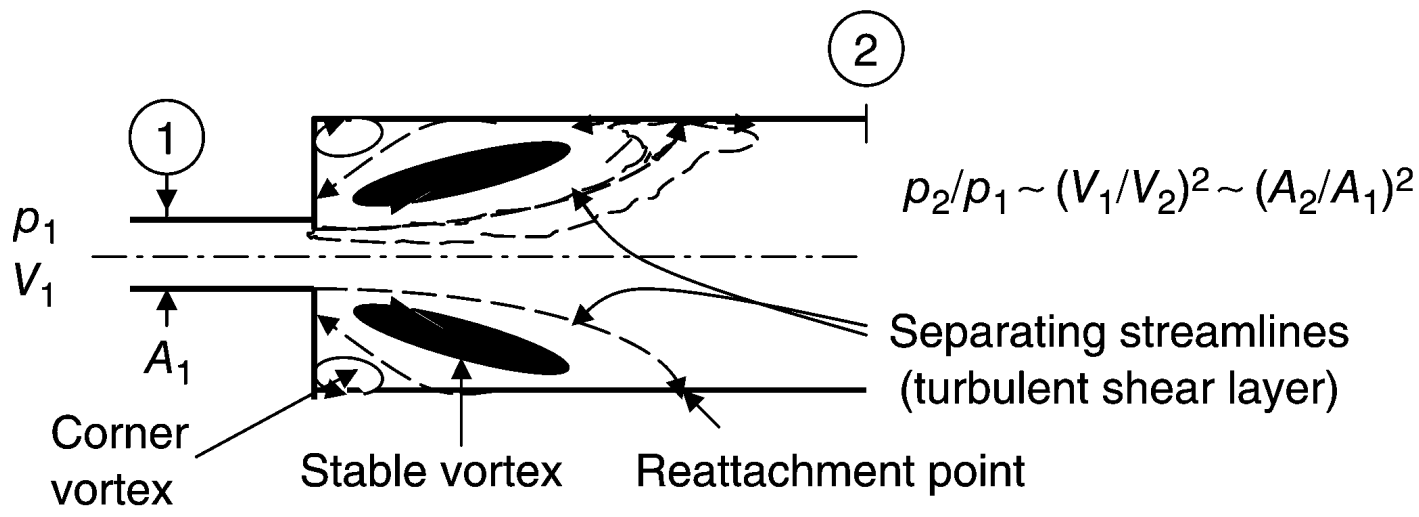


Diffusore

Come già detto all'uscita del compressore le **velocità** sono **troppo elevate** ed è necessario decelerare significativamente il flusso con un **divergente a grande angolo**.

Spesso si utilizzano diffusori ad allargamento brusco (dump diffuser). La caduta di pressione di ristagno per un rapporto di allargamento inferiore a 5 è:

$$\frac{p_{t2}}{p_{t1}} \approx \exp\left\{-\frac{\gamma M_1^2}{2}\left[\left(1-\frac{A_1}{A_2}\right)^2+\left(1-\frac{A_1}{A_2}\right)^6\right]\right\}$$

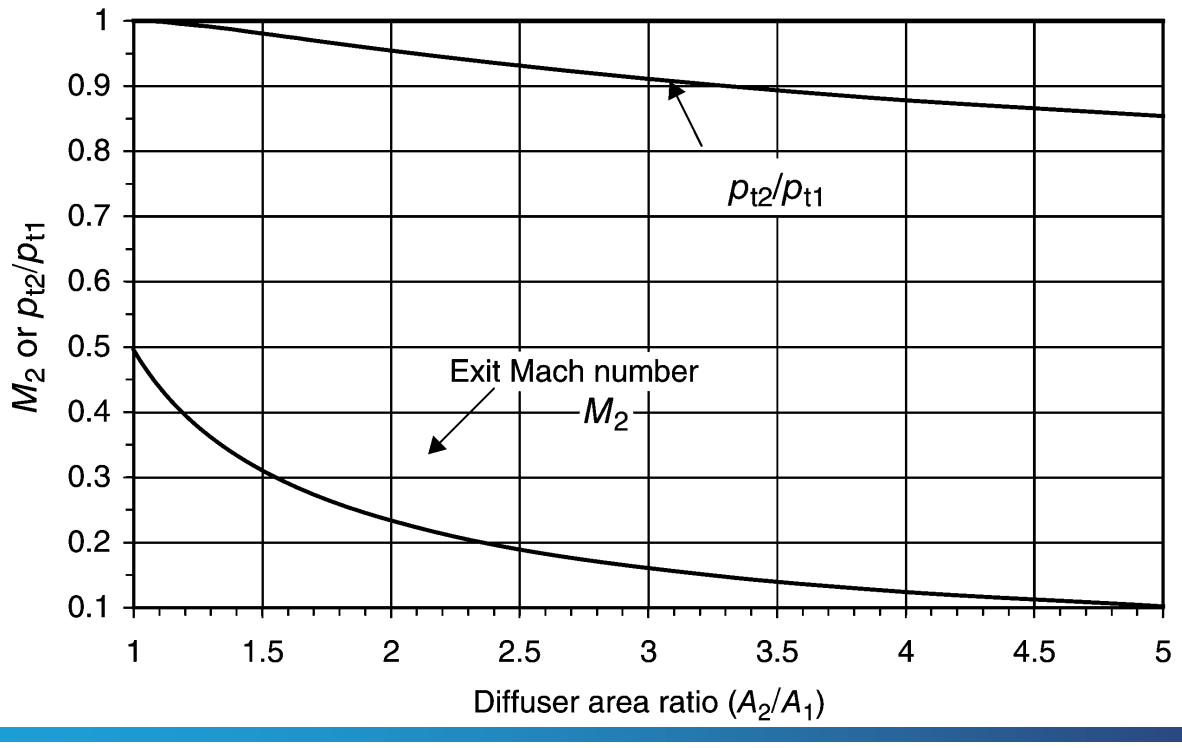


Diffusore

Il numero di Mach all'uscita si può calcolare dalla continuità:

$$\frac{p_{t2}A_2M_2}{\psi_2^K} = \frac{p_{t1}A_1M_1}{\psi_1^K} \qquad K = \frac{(\gamma+1)}{2(\gamma-1)}$$

In figura sono mostrate queste due grandezze per $M_1 = 0.5$ e si vede che per $M_2 = 0.2$ il recupero di pressione è di circa 93%.



Lunghezza della camera di Combustione

Per determinare la **lunghezza della camera di combustione** si può fare il rapporto tra la massa di combustibile e comburente e la portata:

$$\tau_{res} \approx \frac{m}{\dot{m}} \approx \frac{\rho_{t3}A_{ref}L}{\dot{m}_2}$$

dove A_{ref} è l'area massima in camera di combustione. Esprimendo la densità, con una trasformazione isentropica in funzione del rapporto di pressioni ($\rho_{t3} \sim \rho_{t2}\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}$) si ha:

$$L \propto \frac{\dot{m}_2\tau_{res}}{\rho_{t2}A_{ref}\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}} = \frac{\dot{m}_2}{\rho_{t2}A_2} \cdot \frac{A_2}{A_{ref}} \cdot \frac{\tau_{res}}{\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}}$$

Chiaramente A_2 è **l'area frontale** del **motore** ed il primo rapporto è un parametro di progetto. Il rapporto delle aree è proporzionale a:

$$\frac{A_2}{A_{ref}} \propto \frac{p_{t4}}{p_{t2}}\sqrt{\frac{T_{t2}}{T_{t4}}}\frac{\Psi(\gamma_4, M_4)}{\Psi(\gamma_2, M_2)} \propto \frac{p_{t4}}{p_{t2}}\frac{1}{\sqrt{T_{t4}}}$$

Lunghezza della camera di Combustione

Eliminando i parametri di progetto

$$L \propto \frac{\dot{m}_2}{\rho_{t2} A_2} \cdot \frac{A_2}{A_{ref}} \cdot \frac{\tau_{res}}{\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}} \quad \rightarrow \quad L \propto \frac{p_{t4}}{p_{t2}} \frac{1}{\sqrt{T_{t4}}} \frac{\tau_{res}}{\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}}$$

Approssimando il rapporto di pressioni p_{t4}/p_{t2} con quello nel compressore ed imponendo che il **tempo di residenza** deve essere uguale al **tempo di reazione** ($\tau_{rea} \propto p_{t3}^n$) si ha:

$$L \propto \frac{\pi_c}{\sqrt{T_{t4}}} \frac{\tau_{res}}{\pi_c^{\frac{1}{\gamma}}} = \frac{\pi_c^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}}{\sqrt{T_{t4}}} \tau_{rea} \propto \frac{\pi_c^{\frac{\gamma-1}{\gamma}-n}}{\sqrt{\tau_\lambda}}$$

Questa relazione mostra che la **lunghezza** della **camera di combustione** non **dipende** dalle dimensioni del motore ma solo da **parametri di progetto**. Normalmente l'esponente è negativo quindi un aumento dei rapporti caratteristici permette di avere una diminuzione della lunghezza.

Combustibili

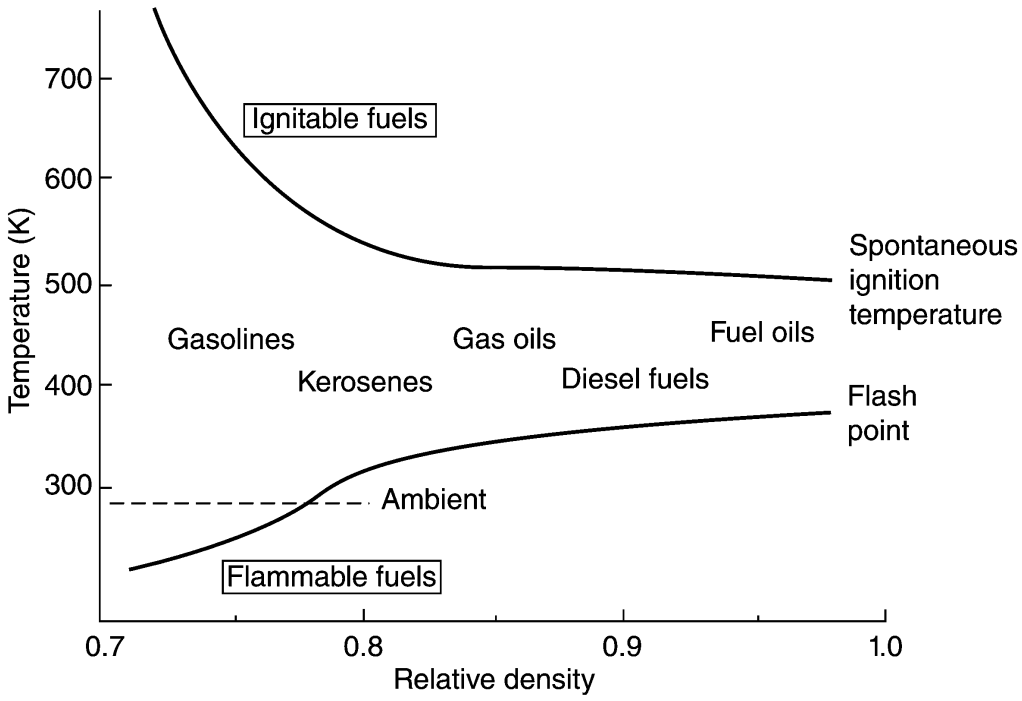
Data on Combustor Size, Weight, and Cost

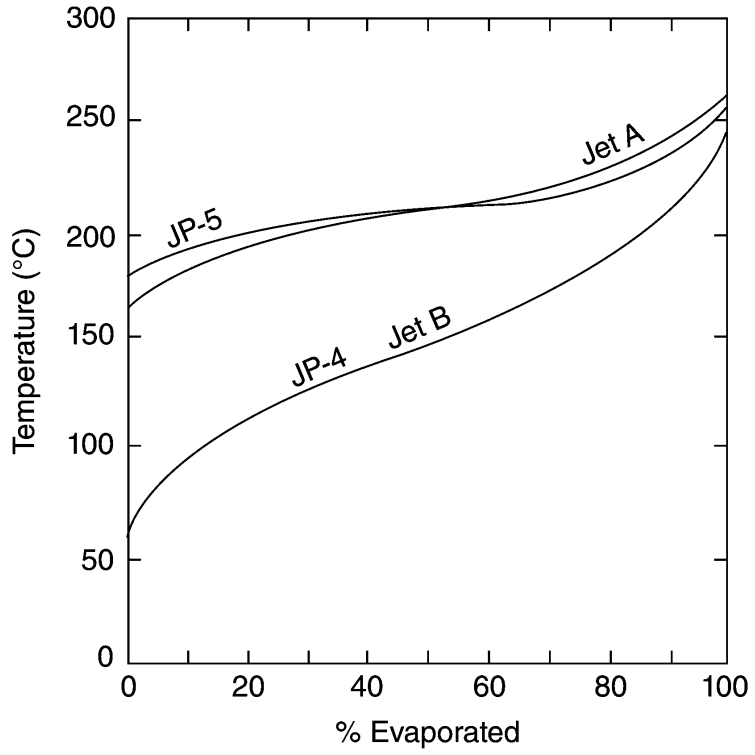
Parameter	TF39	TF41	J79	JT9D	T63
Type	Annular	Cannular	Cannular	Annular	Can
Mass flow (design point)					
Airflow, lb/s	178	135	162	242	3.3
kg/s	81	61	74	110	1.5
Fuel flow, lb/h	12,850	9965	8350	16,100	235
kg/h	5829	4520	3788	7303	107
Size					
Length, in	20.7	16.6	19.0	17.3	9.5
cm	52.6	42.2	48.3	43.9	24.1
Diameter, in	33.3	5.3/24.1[a]	6.5/32.0[a]	38.0	5.4
cm	84.6	13.5/61.2	16.5/81.3	96.5	13.7
Weight, lb	202	64	92	217	2.2
kg	92	29	42	98	1.0
Cost, $	42,000	17,000	11,300	80,000	710

Combustibili

Alcune delle proprietà che influenzano la **scelta** dei **combustibili** sono:

- Proprietà termofisiche (densità, calore specifico, viscosità, punti di ebollizione e di solidificazione, tensione di vapore, volatilità);
- Proprietà chimiche (punto d'infiammabilità, limiti di infiammabilità, potere calorifico, stabilità termica, tossicità);
- Costo.

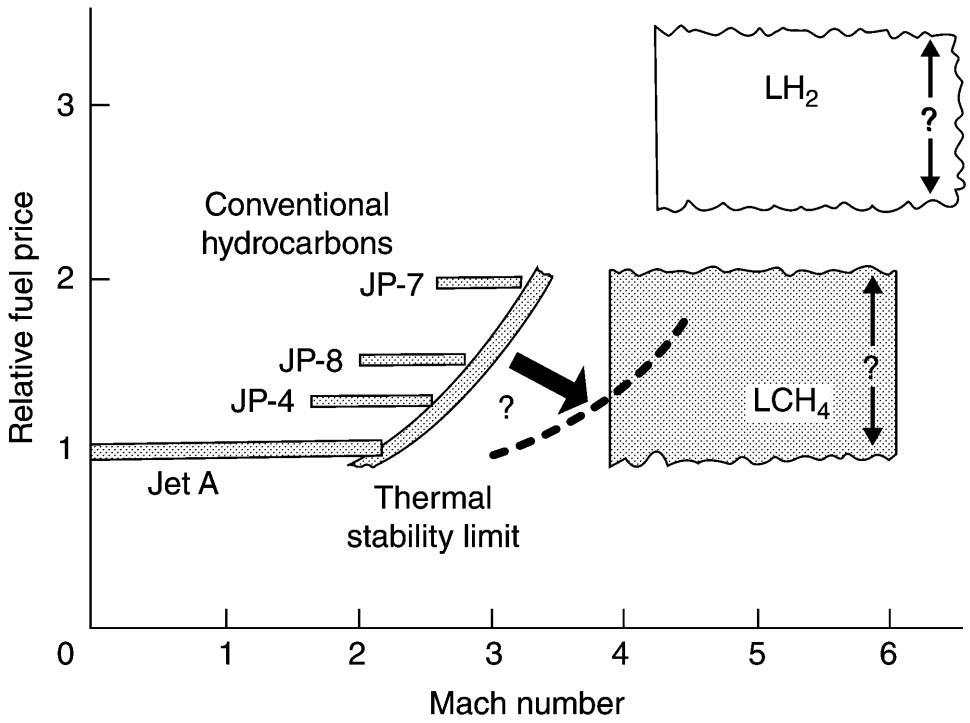




Combustibili

Alcune delle proprietà che influenzano la **scelta** dei **combustibili** sono:

- Proprietà termofisiche (densità, calore specifico, viscosità, punti di ebollizione e di solidificazione, tensione di vapore, volatilità);
- Proprietà chimiche (punto d'infiammabilità, limiti di infiammabilità, potere calorifico, stabilità termica, tossicità);
- Costo.



Combustibili

Inizialmente il combustibile utilizzato era **kerosene** ma ora il combustibile più utilizzato per applicazioni **civili** è il **Jet-A**. I combustibili per applicazioni militari sono indicati con la sigla JP.

Il **potere calorifico aumenta** all'aumentare del contenuto di **idrogeno**.

	JP-4		Jet A (JP-8)		JP-5	
Property	**Spec. req.**	**Typical value**	**Spec. req.**	**Typical value**	**Spec. req**	**Typical value**
Vapor pressure at 38°C (100°F), atm	0.13–0.2	0.18	—	0.007	—	0.003
Initial boiling point (°C)	—	60	—	169	—	182
End point (°C)	—	246	288	265	288	260
Flash point (°C)	—	−25	>49	52	>63	65
Aromatic content (% Vol)	<25	12	<20	16	<25	16
Olefinic content (% Vol)	<5	1	—	1	—	1
Saturates content (% Vol)	—	87	—	83	—	83
Net heat of combustion (cal/g)	>10,222	10,388	>10,222	10,333	>10,166	10,277
Specific gravity	0.751–0.802	0.758	0.755–0.830	0.810	0.788–0.845	0.818
Approximate U.S. yearly consumption (10^9 gal)		3.4		13.1		0.7