

# Propulsione Aerospaziale

T. Astarita

[astarita@unina.it](mailto:astarita@unina.it)

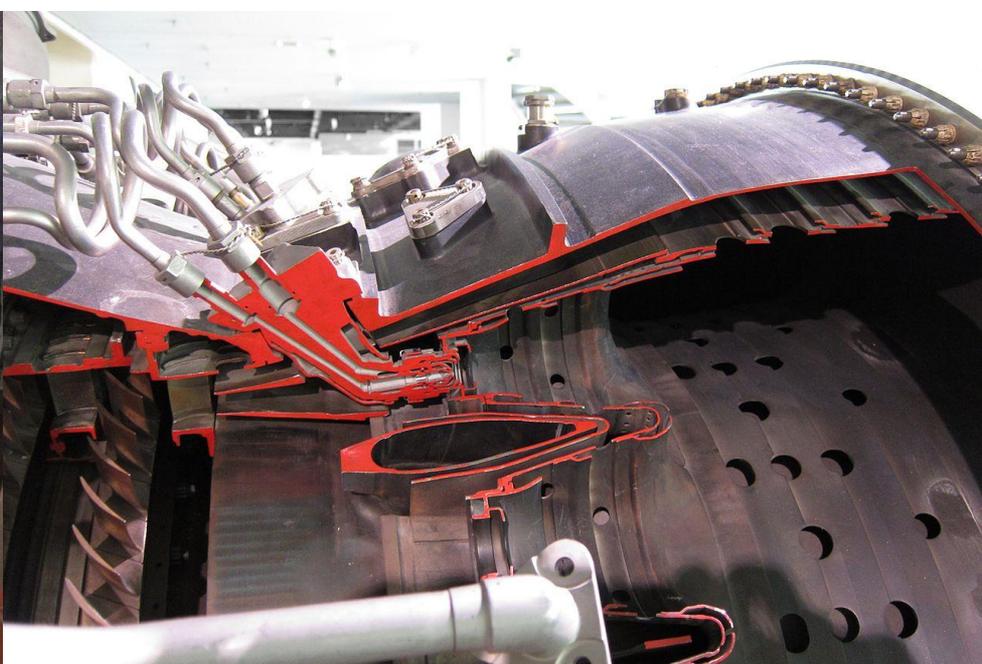
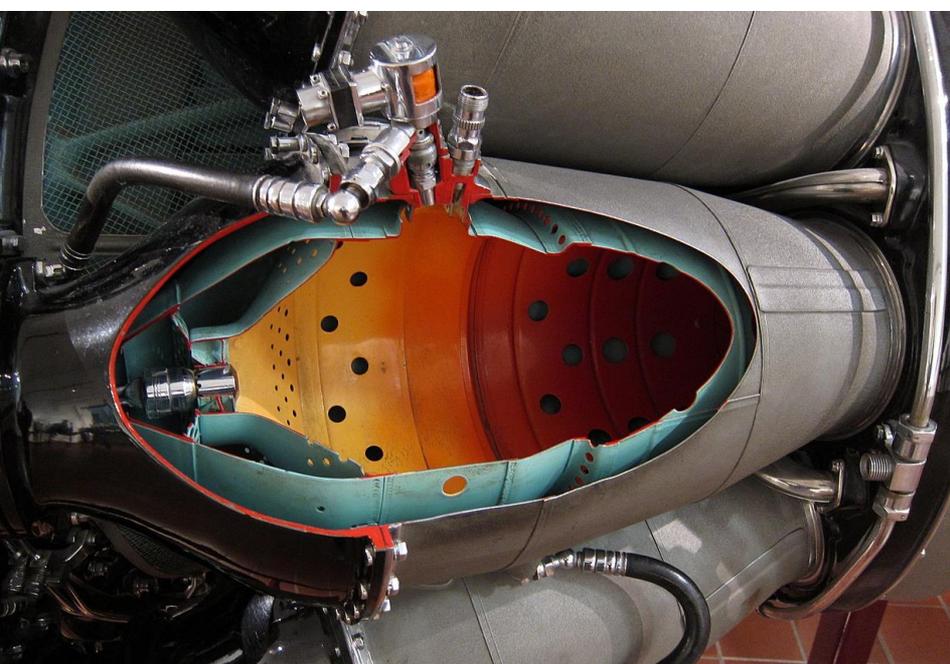
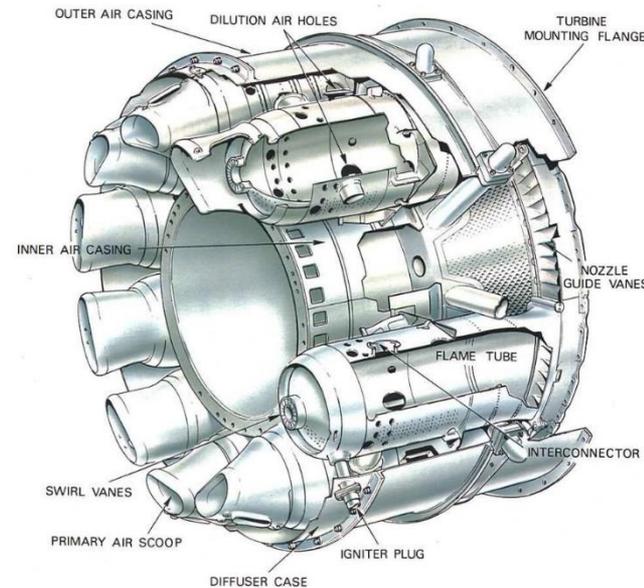
[www.docenti.unina.it](http://www.docenti.unina.it)

Versione del 7.12.2020

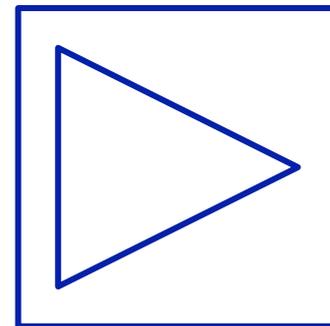
## Camere di combustione

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.

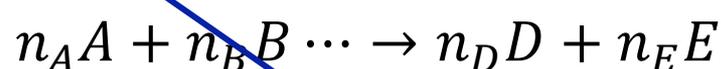
Prima di parlare del processo di combustione è quindi necessario **richiamare** alcuni **semplici** concetti:

- 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:

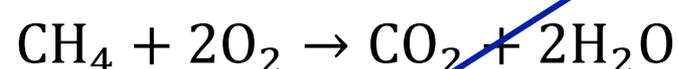


Dove  $A$  e  $B$  sono i **reagenti** mentre  $D$  ed  $E$  sono i **prodotti** della combustione e:

$$n_A = \frac{m_A}{MW_A} \quad [n_A] = \frac{\text{kg}}{\text{kg/kmol}} = \text{kmol}$$

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:



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

## Miscela 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:

$$T_m = T_1 = T_2 = \dots = T_n$$

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

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

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

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



## Miscela di gas

Le **grandezze specifiche** invece:

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

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**  $\chi_i = n_i/n_m$ .



## Miscela 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:

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

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**:

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



## Miscela di gas

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

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

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:

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

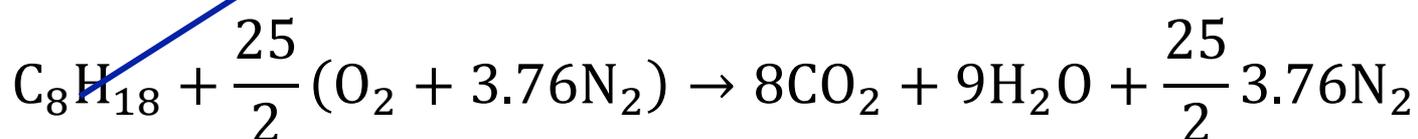
Nell'ipotesi di **combustione completa** si deve bilanciare la reazione con i coefficienti **stechiometrici**:



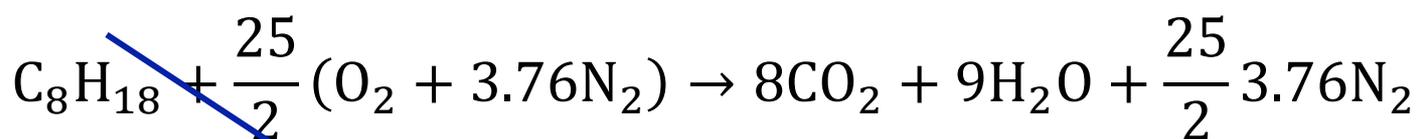
dove per bilanciare la reazione è necessario che:

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

La reazione **stechiometrica** diventa:



## Reazioni chimiche



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:

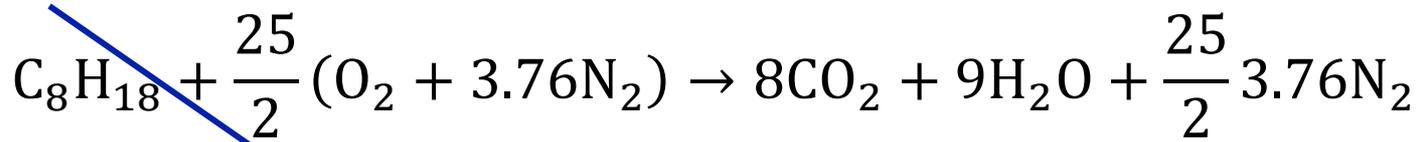
$$f_{st} = \frac{m_f}{m_{Air}} = \frac{\dot{m}_f}{\dot{m}_{Air}} \cong \frac{8 \cdot 12 + 18 \cdot 1}{\frac{25}{2} (1 \cdot 32 + 3.76 \cdot 28)} \cong \frac{114}{1716} \cong 6.67\%$$

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**:

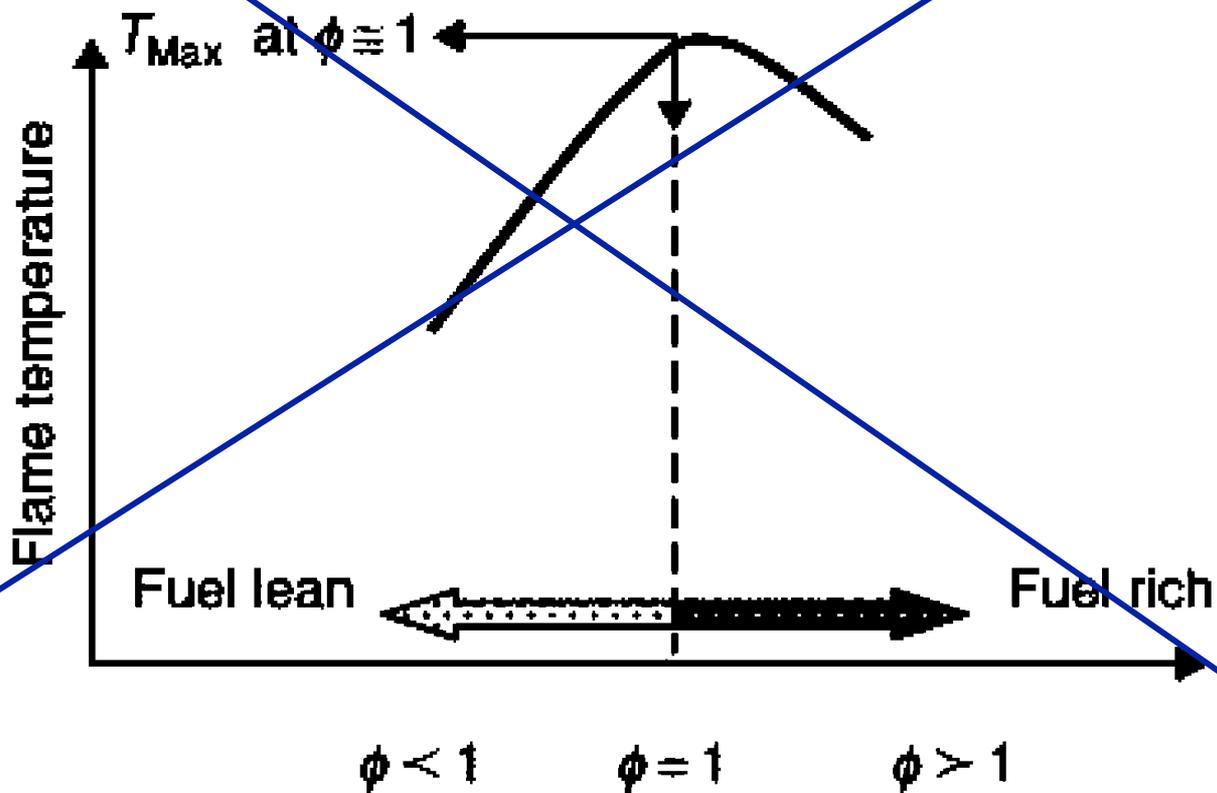
$$\phi = \frac{f}{f_{st}}$$



## Reazioni chimiche



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

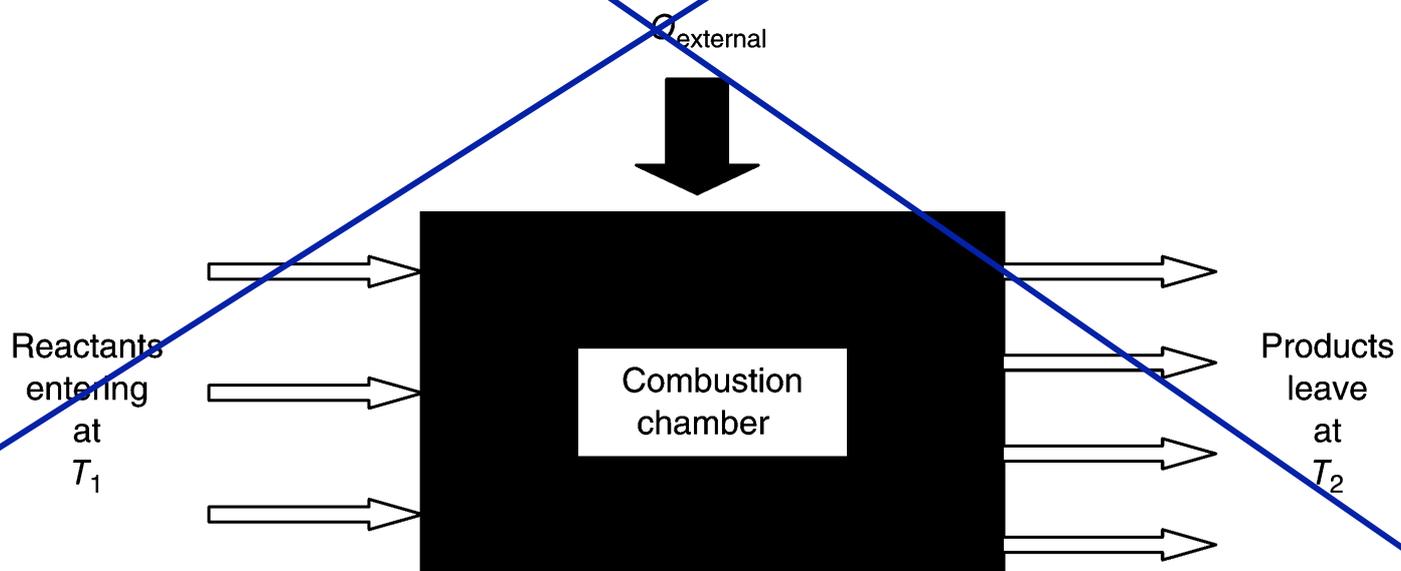


## Reazioni chimiche

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  $T_f = 298.15K$  e  $p_f = 1bar$ ).

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

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

$$\bar{c}_p = MW c_p \quad [\bar{c}_p] = \frac{kJ}{kmol \cdot K}$$

$$\Delta \bar{h}_f^0 = MW \Delta h_f^0 \quad [\Delta \bar{h}_f^0] = \frac{kJ}{kmol}$$



# 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]	$\Delta h_f^0$ (kJ/gm) [per mass basis]
C	Carbon	Solid	0	0
C	Carbon	Gas	716.67	59.72
CO <sub>2</sub>	Carbon dioxide	Gas	-393.522	-8.944
CO	Carbon monoxide	Gas	-110.53	-3.947
H <sub>2</sub>	Hydrogen	Gas	0	0
H	Hydrogen atom	Gas	217.999	217.999
OH	Hydroxyl radical	Gas	39.463	2.321
H <sub>2</sub> O	Water	Gas	-241.827	-13.435
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Hydrogen peroxide	Gas	-136.106	-4.003
N <sub>2</sub>	Nitrogen	Gas	0	0
N	Nitrogen atom	Gas	472.68	33.763
NO	Nitric oxide	Gas	90.291	3.010
NO <sub>2</sub>	Nitrogen dioxide	Gas	33.10	0.7196
N <sub>2</sub> O	Nitrous oxide	Gas	82.05	1.8648
O <sub>2</sub>	Oxygen	Gas	0	0
O	Oxygen atom	Gas	59.56	3.723
O <sub>3</sub>	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<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>) hanno **calore di formazione nullo**.

Ulteriori dati possono essere trovati nel sito [janaf.nist.gov](http://janaf.nist.gov).

Standard Heats of Formation at 298.16 K

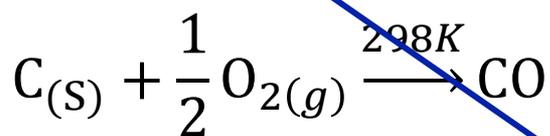
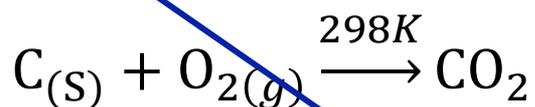
Chemical symbol	Name	State	$\Delta \bar{h}_f^0$ (kJ/gmol) [per mole basis]	$\Delta h_f^0$ (kJ/gm) [per mass basis]
CH <sub>4</sub>	Methane	Gas	-74.873	-4.6796
CH <sub>3</sub> OH	Methyl alcohol	Gas	-201.07	-6.2834
CH <sub>3</sub> OH	Methyl alcohol	Liquid	-238.66	-7.4581
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Ethyl alcohol	Gas	-235.00	-5.108
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Ethyl alcohol	Liquid	-277.20	-6.026
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Propane	Gas	-103.90	-2.3614
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Butane	Gas	-126.148	-2.175
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Octane	Gas	-208.447	-1.8285
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Octane	Liquid	-249.93	-2.1924
CH <sub>1.553</sub>	JP-3	Liquid		-1.11
CH <sub>1.93</sub>	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



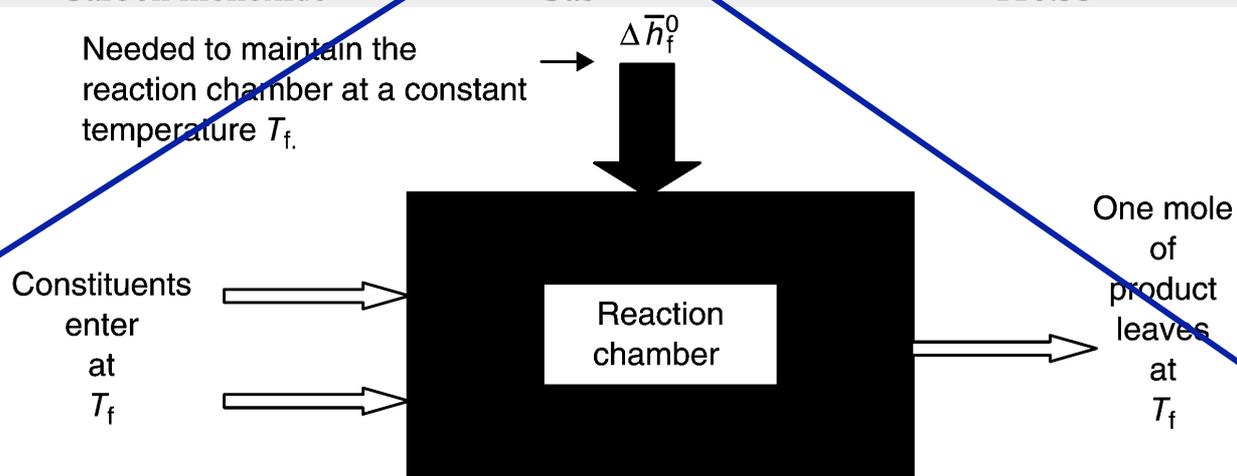
# Reazioni chimiche

Ad esempio per mantenere la temperatura costante nelle reazioni:



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 <sub>2</sub>	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:

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

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

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

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:

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

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  $\bar{c}_{p0} = \text{kJ/kmol} \cdot \text{K}$   $\theta = T(\text{K})/100$

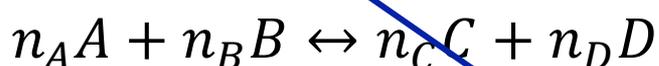
Gas		Range K	Max. error (%)
N <sub>2</sub>	$\bar{c}_{p0} = 39.060 - 512.79\theta^{-1.5} + 1072.7\theta^{-2} - 820.40\theta^{-3}$	300–3500	0.43
O <sub>2</sub>	$\bar{c}_{p0} = 37.432 + 0.020102\theta^{1.5} - 178.57\theta^{-1.5} + 236.88\theta^{-2}$	300–3500	0.30
H <sub>2</sub>	$\bar{c}_{p0} = 56.505 - 702.74\theta^{-0.75} + 1165.0\theta^{-1} - 560.70\theta^{-1.5}$	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	$\bar{c}_{p0} = 81.564 - 59.350\theta^{0.25} + 17.229\theta^{0.75} - 4.2660\theta$	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 <sub>2</sub> O	$\bar{c}_{p0} = 143.05 - 183.54\theta^{0.25} + 82.751\theta^{0.5} - 3.6989\theta$	300–3500	0.43
CO <sub>2</sub>	$\bar{c}_{p0} = -3.7357 + 30.529\theta^{0.5} - 4.1034\theta + 0.024198\theta^2$	300–3500	0.19
NO <sub>2</sub>	$\bar{c}_{p0} = 46.045 + 216.10\theta^{-0.5} - 363.66\theta^{-0.75} + 232.55\theta^{-2}$	300–3500	0.26
CH <sub>4</sub>	$\bar{c}_{p0} = 672.87 + 439.74\theta^{0.25} - 24.875\theta^{0.75} + 323.88\theta^{-0.5}$	300–2000	0.15
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	$\bar{c}_{p0} = 95.395 + 123.15\theta^{0.5} - 35.641\theta^{0.75} + 182.77\theta^{-3}$	300–2000	0.07
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	$\bar{c}_{p0} = 6.895 + 17.26\theta - 0.6402\theta^2 + 0.00728\theta^3$	300–1500	0.83
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	$\bar{c}_{p0} = -4.042 + 30.46\theta - 1.571\theta^2 + 0.03171\theta^3$	300–1500	0.40
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	$\bar{c}_{p0} = 3.954 + 37.12\theta - 1.833\theta^2 + 0.03498\theta^3$	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:



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 :

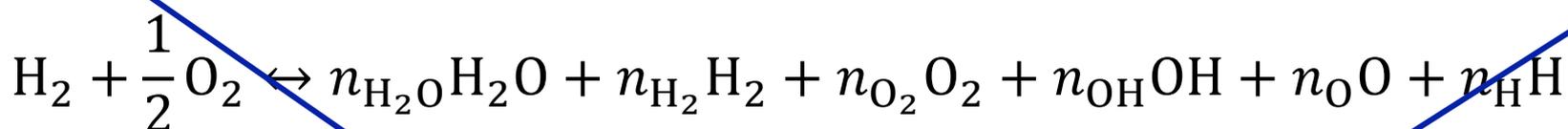
$$K_p = \frac{k_f}{k_r} = \frac{p_C^{n_C} p_D^{n_D}}{p_A^{n_A} p_B^{n_B}} \quad K_n = \frac{\chi_C^{n_C} \chi_D^{n_D}}{\chi_A^{n_A} \chi_B^{n_B}}$$

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  $K_n = K_n(T_m, p_m)$  :

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

## Reazioni chimiche

A titolo di esempio consideriamo ora la reazione:



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

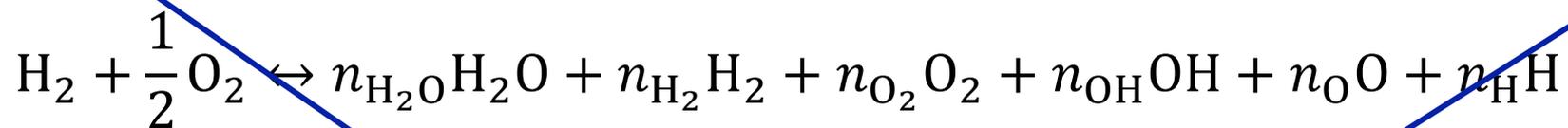
$$2 = 2n_{\text{H}_2\text{O}} + 2n_{\text{H}_2} + n_{\text{OH}} + n_{\text{H}} \quad 1 = n_{\text{H}_2\text{O}} + 2n_{\text{O}_2} + n_{\text{OH}} + n_{\text{O}}$$

Si devono quindi analizzare le sotto reazioni:

- $\frac{1}{2} \text{O}_2 \leftrightarrow \text{O} \quad \rightarrow \quad K_{p1} = \frac{p_{\text{O}}}{p_{\text{O}_2}^{1/2}} = \frac{\chi_{\text{O}}}{\chi_{\text{O}_2}^{1/2}} p_m^{1/2}$
- $\frac{1}{2} \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H} \quad \rightarrow \quad K_{p2} = \frac{p_{\text{H}}}{p_{\text{H}_2}^{1/2}} = \frac{\chi_{\text{H}}}{\chi_{\text{H}_2}^{1/2}} p_m^{1/2}$
- $\frac{1}{2} \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \leftrightarrow \text{OH} \quad \rightarrow \quad K_{p3} = \frac{p_{\text{OH}}}{p_{\text{H}_2}^{1/2} p_{\text{O}_2}^{1/2}} = \frac{\chi_{\text{OH}}}{\chi_{\text{H}_2}^{1/2} \chi_{\text{O}_2}^{1/2}}$
- $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} \quad \rightarrow \quad K_{p4} = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{H}_2} p_{\text{O}_2}^{1/2}} = \frac{\chi_{\text{H}_2\text{O}}}{\chi_{\text{H}_2} \chi_{\text{O}_2}^{1/2}} p_m^{-1/2}$

## Reazioni chimiche

A titolo di esempio consideriamo ora la reazione:



Si arriva quindi al seguente sistema di equazioni non lineari:

$$2 = 2n_{\text{H}_2\text{O}} + 2n_{\text{H}_2} + n_{\text{OH}} + n_{\text{H}}$$

$$1 = n_{\text{H}_2\text{O}} + 2n_{\text{O}_2} + n_{\text{OH}} + n_{\text{O}}$$

$$K_{p1} \chi_{\text{O}_2}^{1/2} - \chi_{\text{O}} p_m^{1/2} = 0$$

$$K_{p2} \chi_{\text{H}_2}^{1/2} - \chi_{\text{H}} p_m^{1/2} = 0$$

$$K_{p3} \chi_{\text{H}_2}^{1/2} \chi_{\text{O}_2}^{1/2} - \chi_{\text{OH}} = 0$$

$$K_{p4} \chi_{\text{H}_2} \chi_{\text{O}_2}^{1/2} p_m^{1/2} - \chi_{\text{H}_2\text{O}} = 0$$

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/](http://www.grc.nasa.gov/www/CEAWeb/)).

# Reazioni chimiche

Il **rapporto stechiometrico fra le masse** del combustibile e dell'ossidante è quel rapporto che permette una combustione completa.

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**:

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

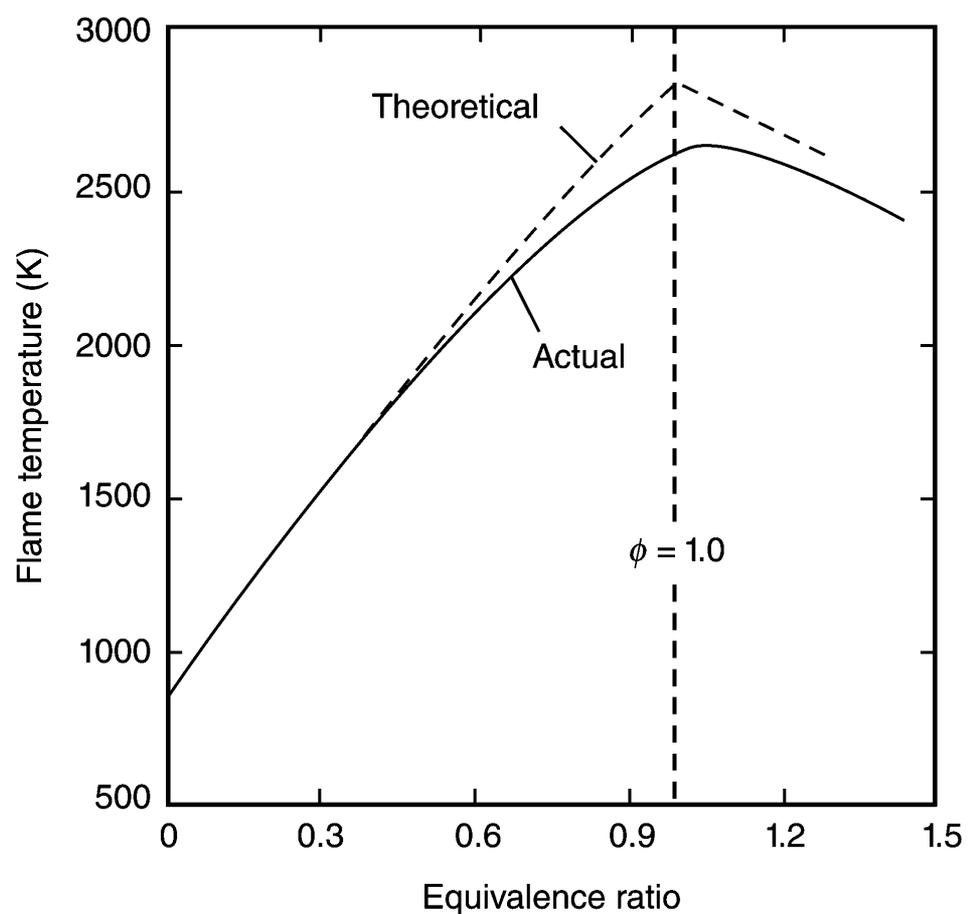


# Reazioni chimiche

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

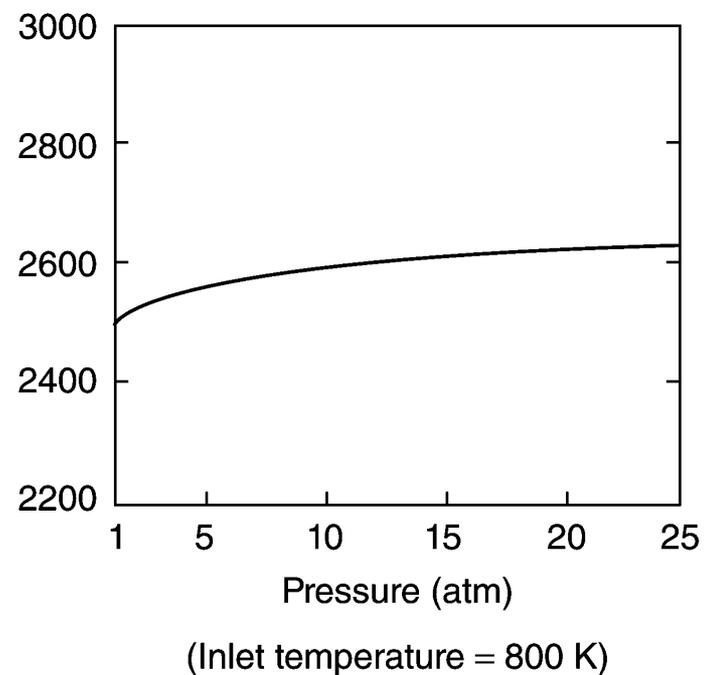
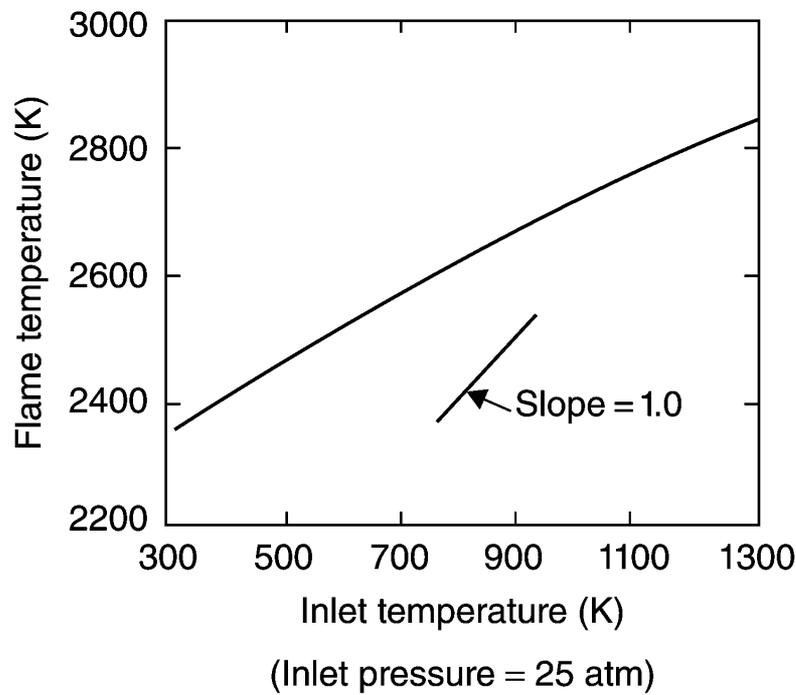
Alle **alte temperature** ( $\phi > 0.4$ ) le **dissociazioni** di acqua e anidride carbonica generano  $\text{H}_2$  e  $\text{CO}$  che producono:

- un aumento della differenza fra la curva teorica e quella reale;
- spostamento del massimo della temperatura per  $\phi > 1$ ;



# 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 <sup>a</sup>
Acetylene	Oxygen	1	3410 <sup>b</sup>
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

<sup>a</sup> This maximum exists at  $\phi = 1.3$ .

<sup>b</sup> 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:

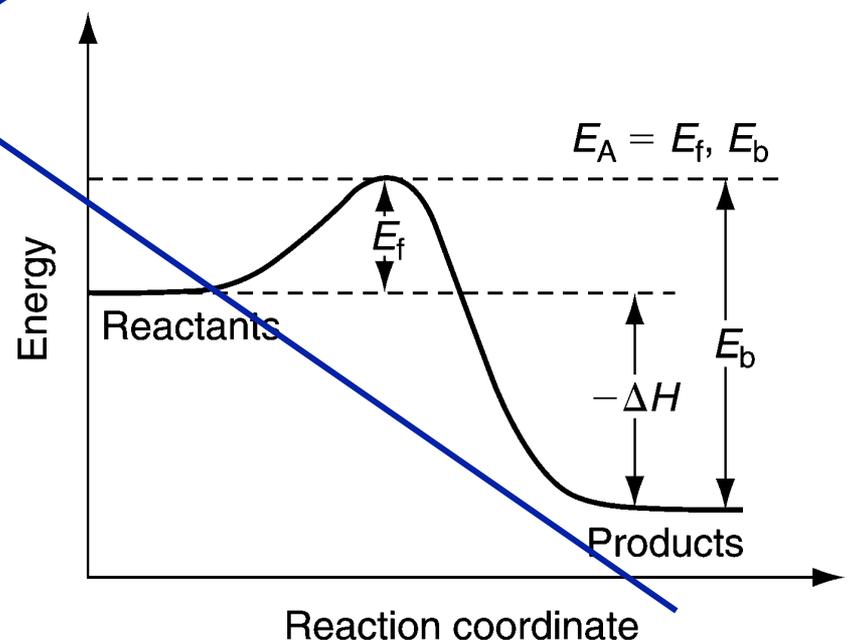
$$r_f = k_f [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$$

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

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

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.



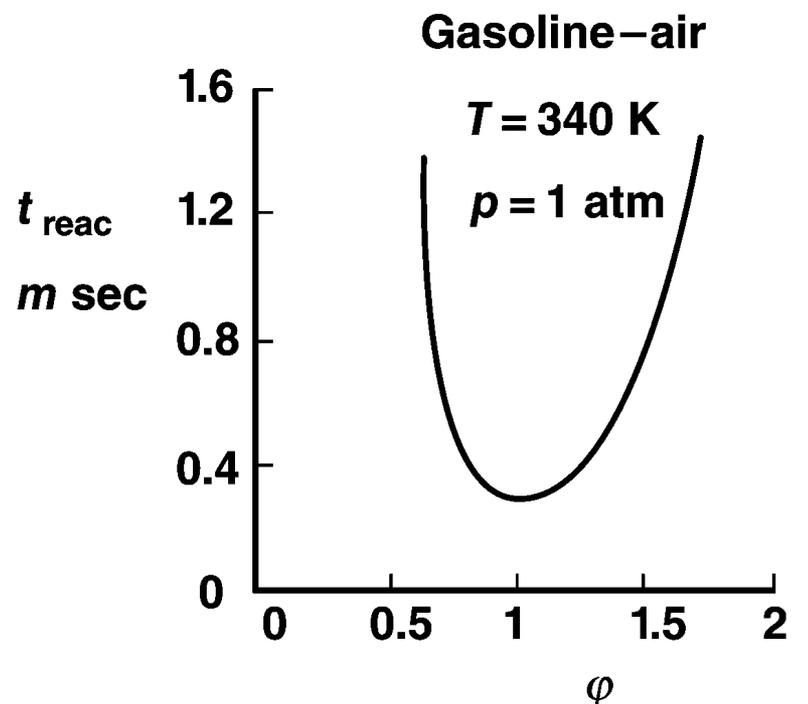
# Cinetica chimica

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.

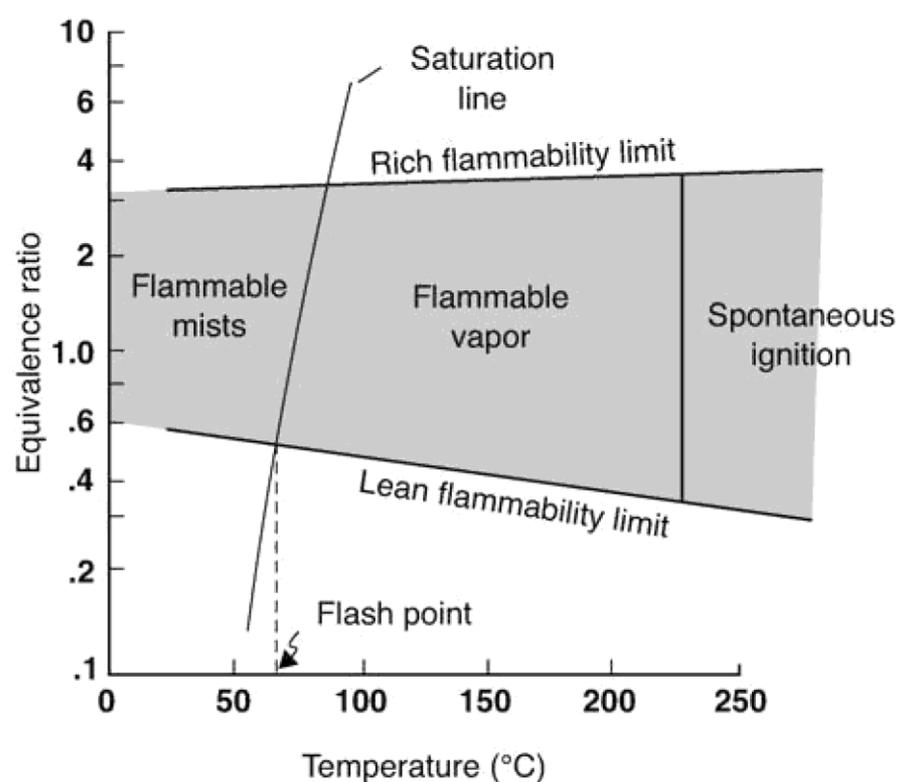
In figura è mostrato il tempo di reazione per un tipico processo di combustione.



# 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 **rappporto d'equivalenza** superiore che inferiore. Evidentemente per temperature elevate la reazione chimica parte senza il bisogno di un'accensione esterna (autocombustione).



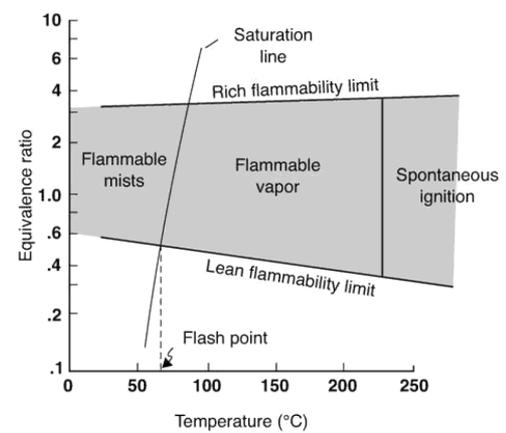
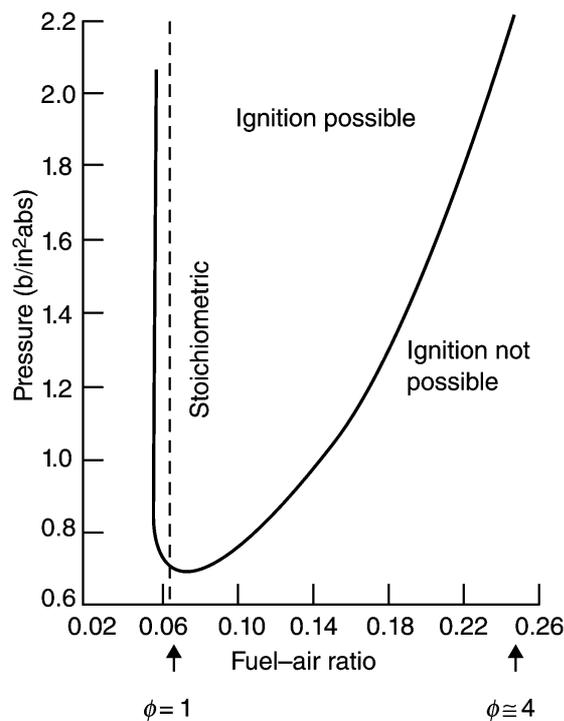
# Combustione

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



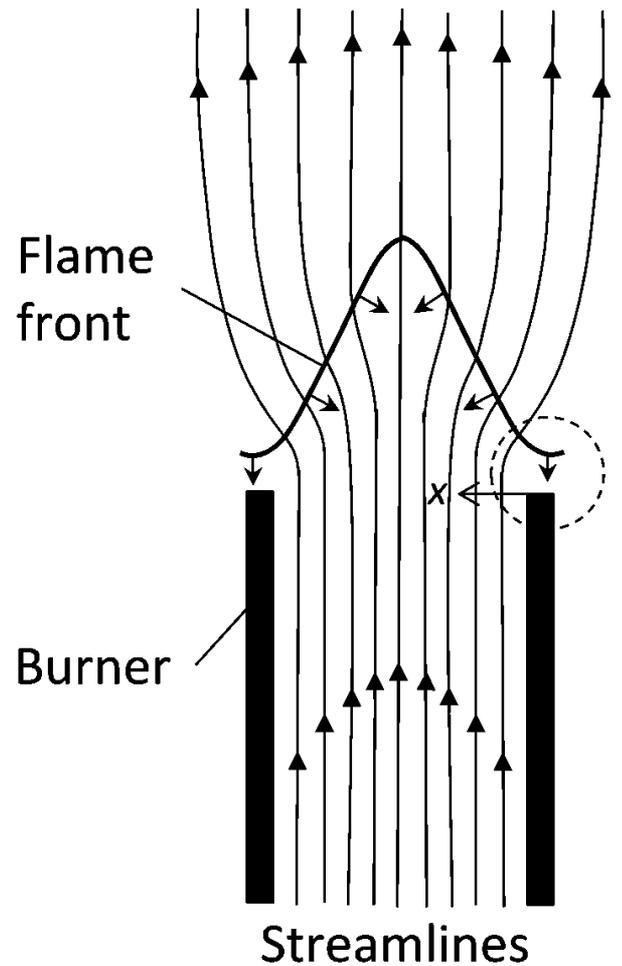
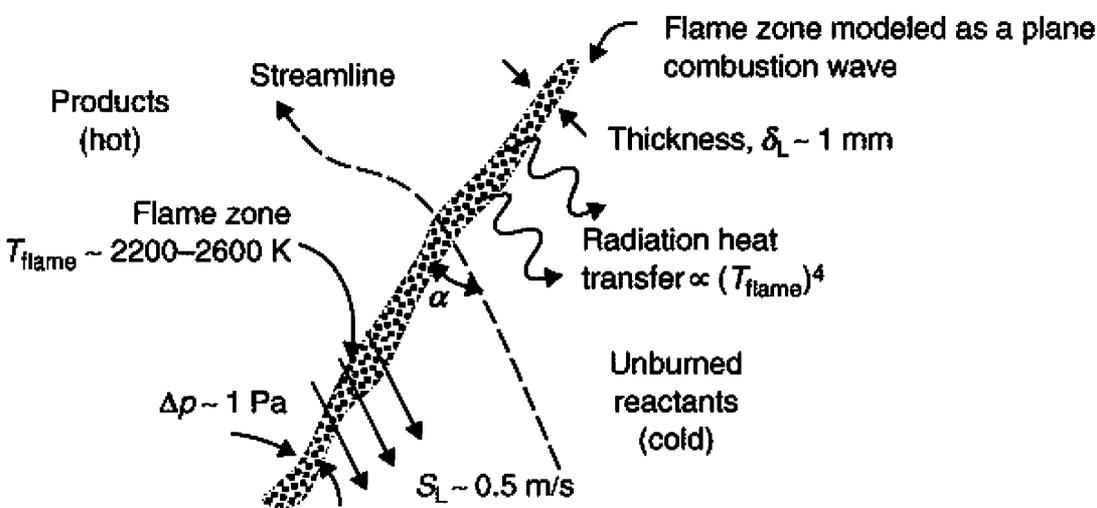
Diffusion Flame from a Lighter



# Combustione

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

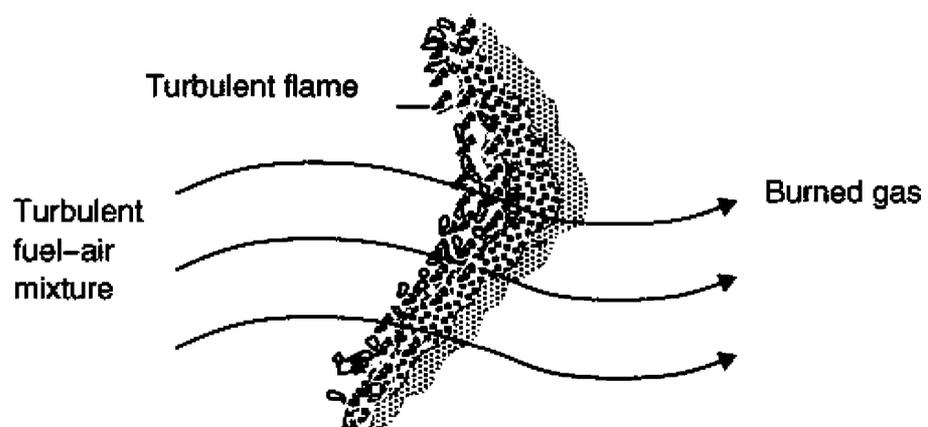
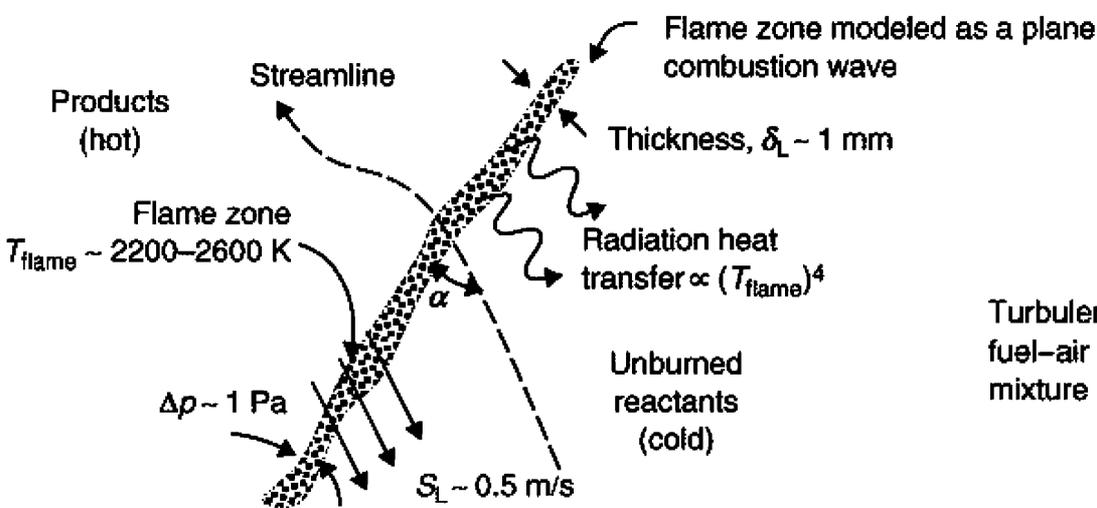
Uno schema è mostrato a sinistra.



# 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 **superficie di reazione** così come mostrato nella figura di destra. La **velocità di propagazione** cresce significativamente in una fiamma turbolenta



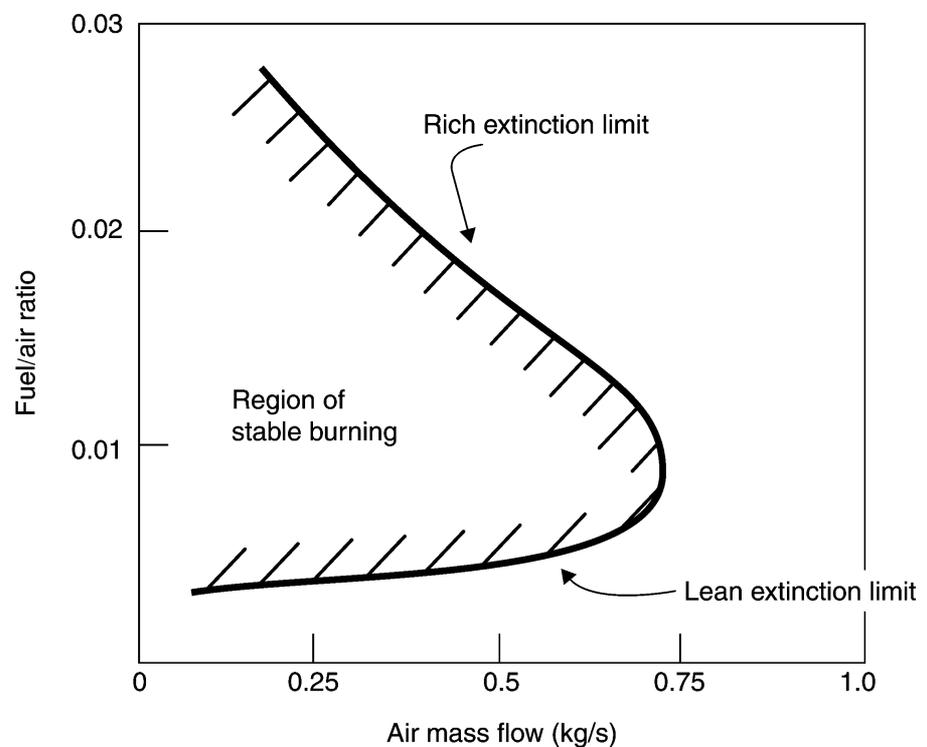
# Combustione

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.

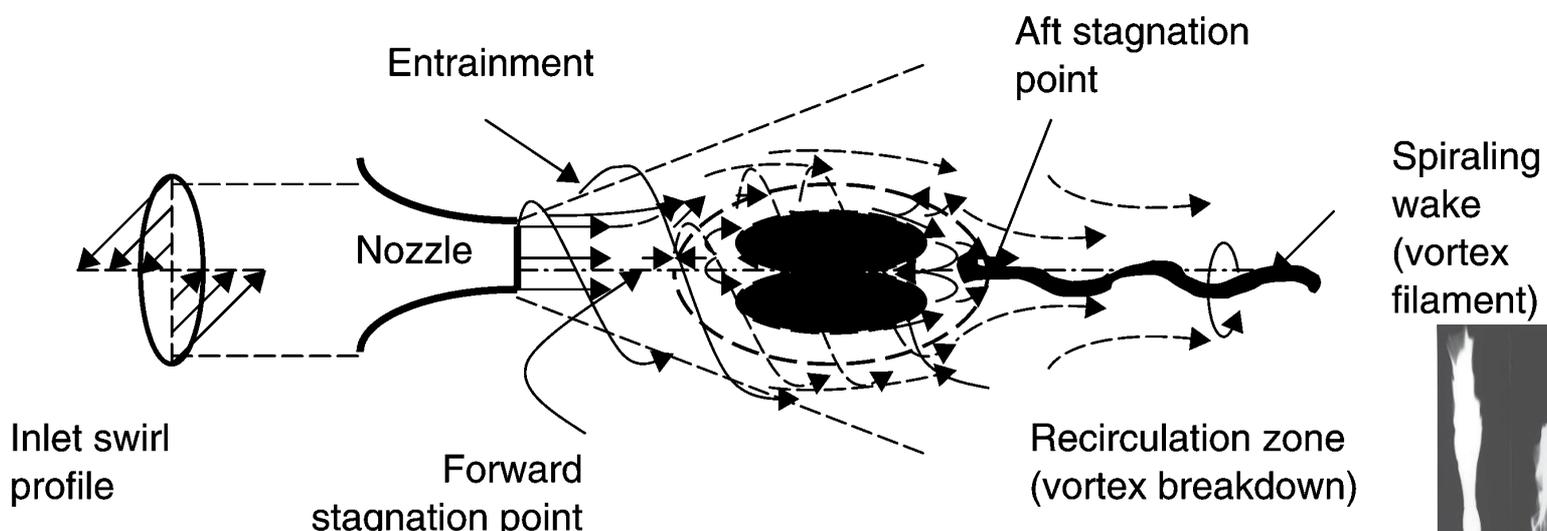
Normalmente per ottenere un flusso **turbolento e stabilizzare** la fiamma si usano **getti swirlati** (con una forte componente azimutale).

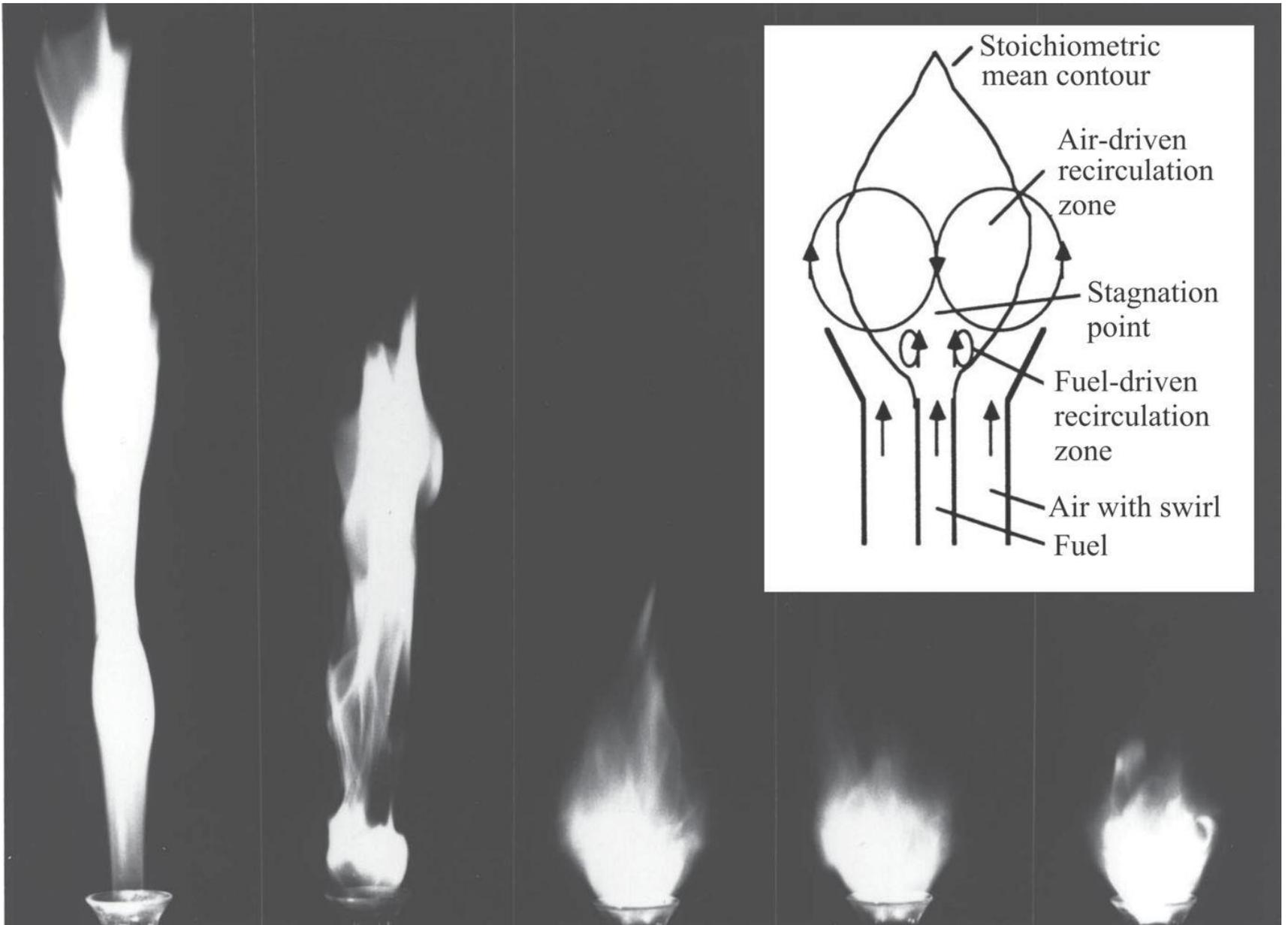


# Combustione

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**.

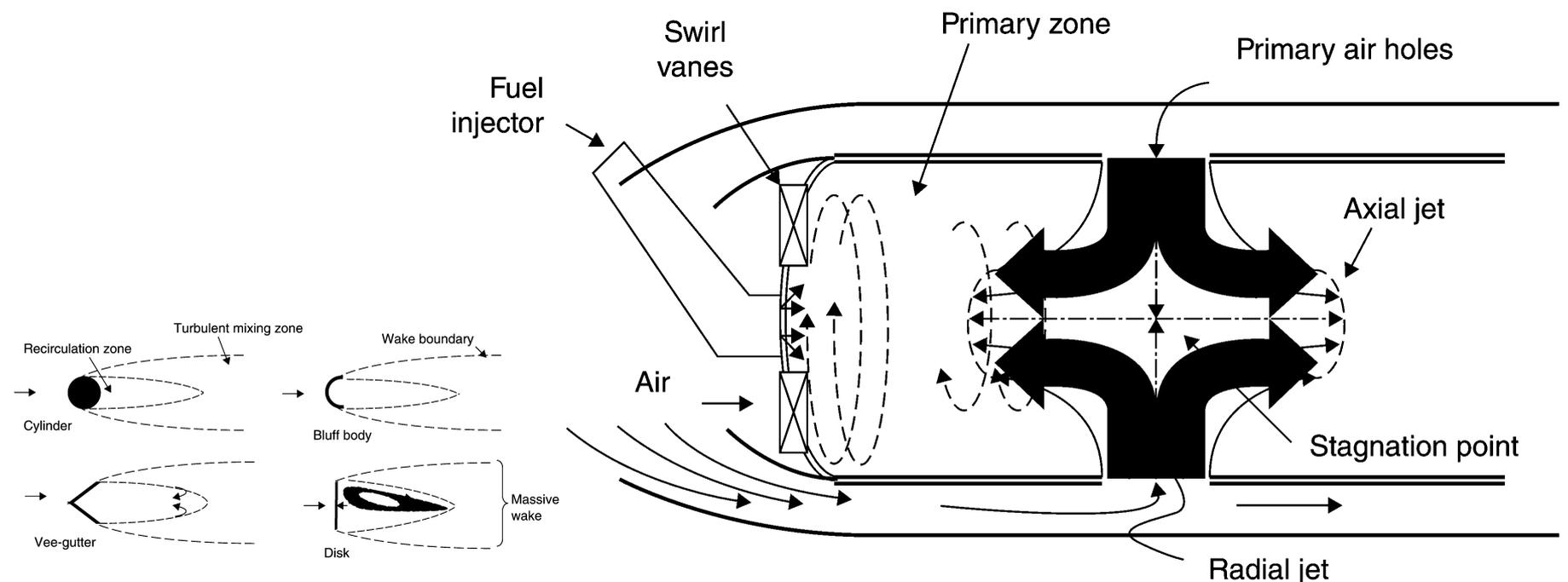
Nella slide successiva è mostrato l'effetto di aumentare la componente angolare del moto (da destra verso sinistra).





## Combustione

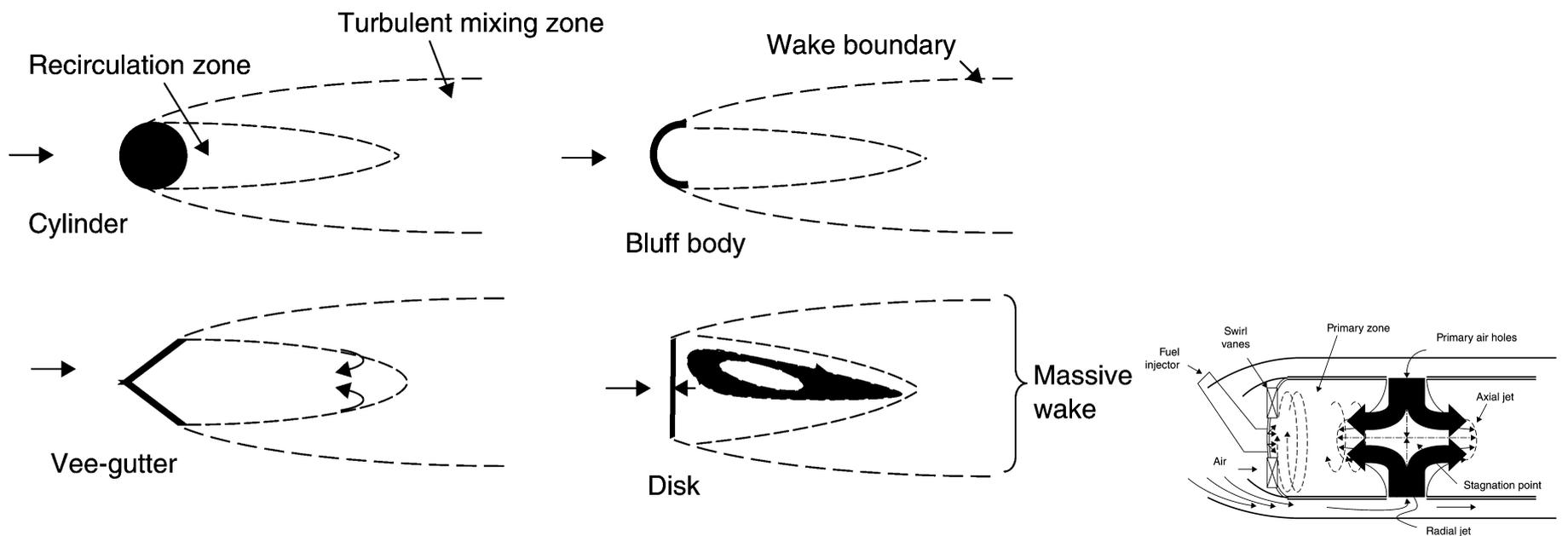
Per aumentare la **stabilità** della **fiamma** l'aria è introdotta attraverso uno o due **generatori di swirl**. In alcuni casi parte dell'aria è aggiunta, come mostrato in figura dalle frecce nere, in **direzione radiale** creando una zona di intersezione ed un flusso inverso che aumenta il **miscelamento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

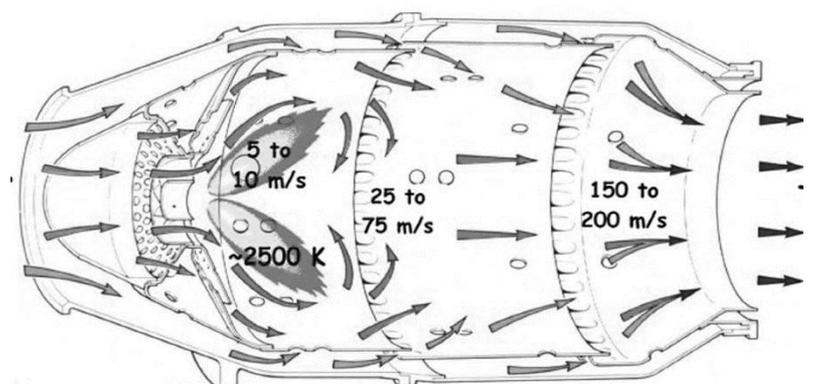
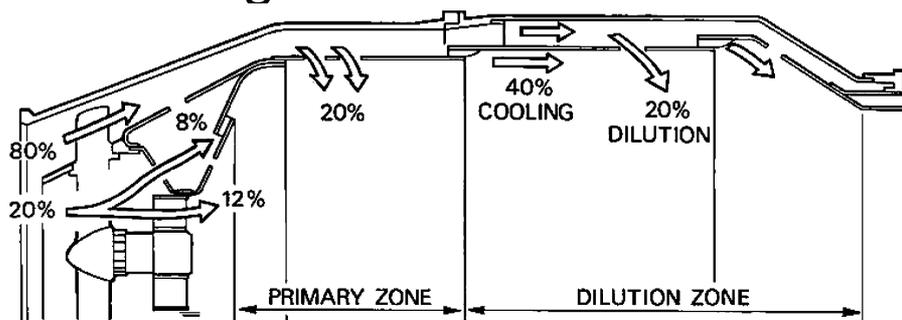


# Camera di Combustione

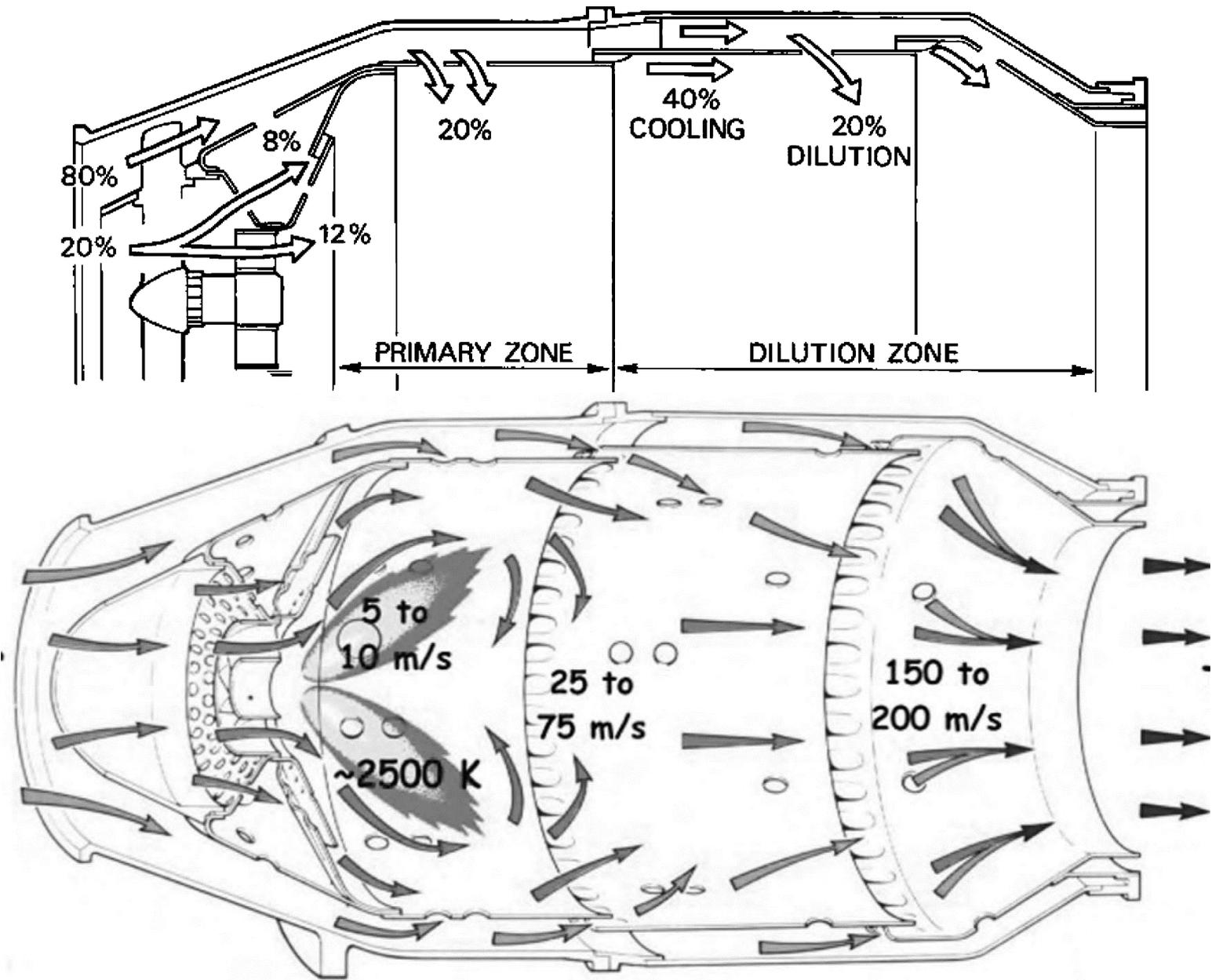
Normalmente non è possibile lavorare ad un **rapporto d'equivalenza unitario** perché la **temperatura** all'ingresso della turbina sarebbe **troppo elevata**. Per aumentare la vita della turbina di lavoro a  $\phi \sim 0.4 - 0.5$ . Quindi si inietta l'aria in diverse sezioni (zone) della camera di combustione.

- 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.

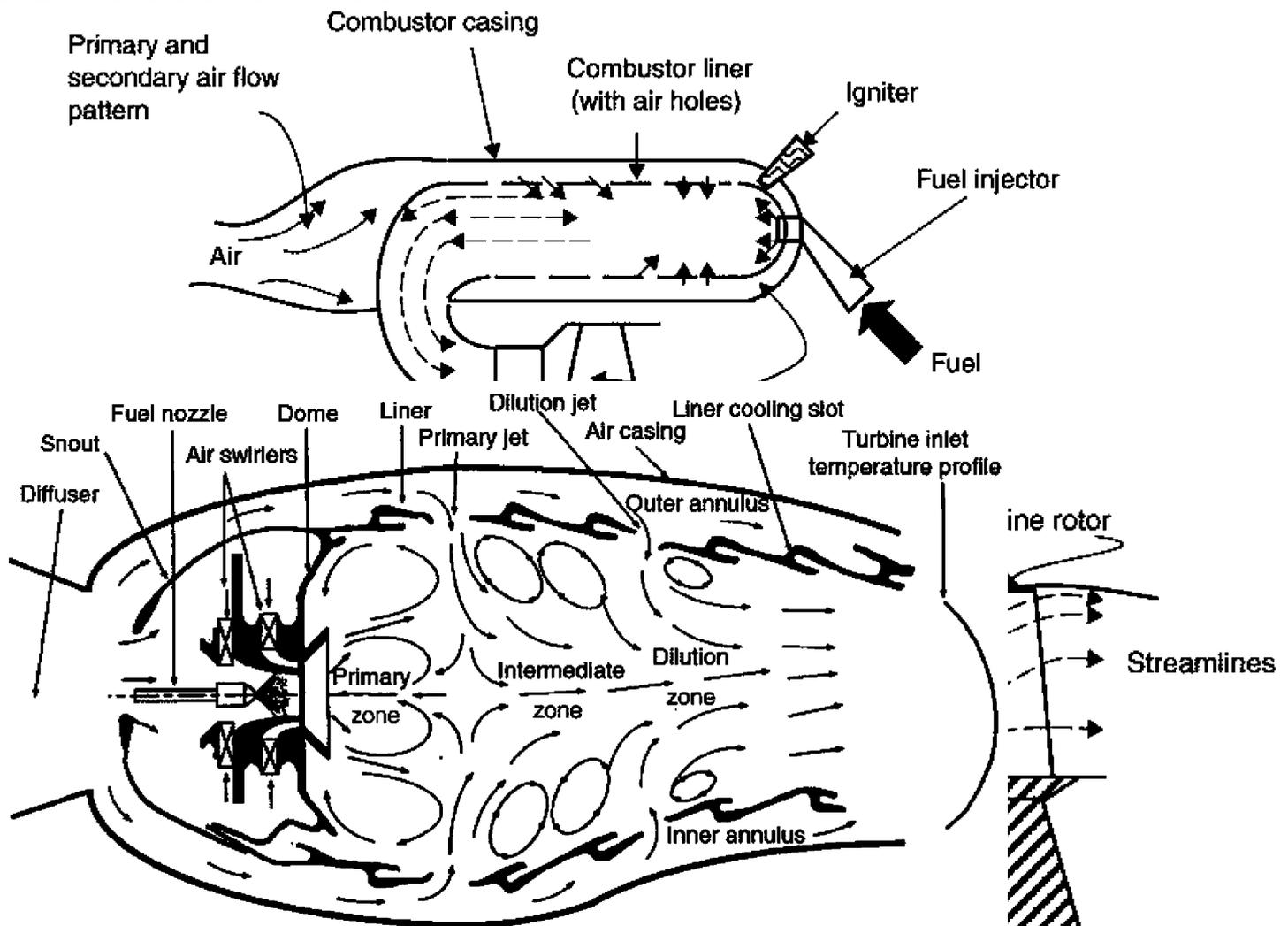


# Camera di Combustione



# Camera di Combustione

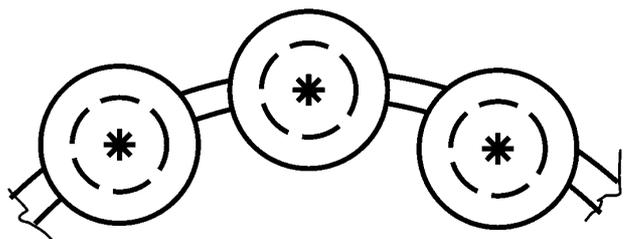
Esistono essenzialmente due tipi di camere di combustione: a flusso **invertito** o a **flusso dritto**.



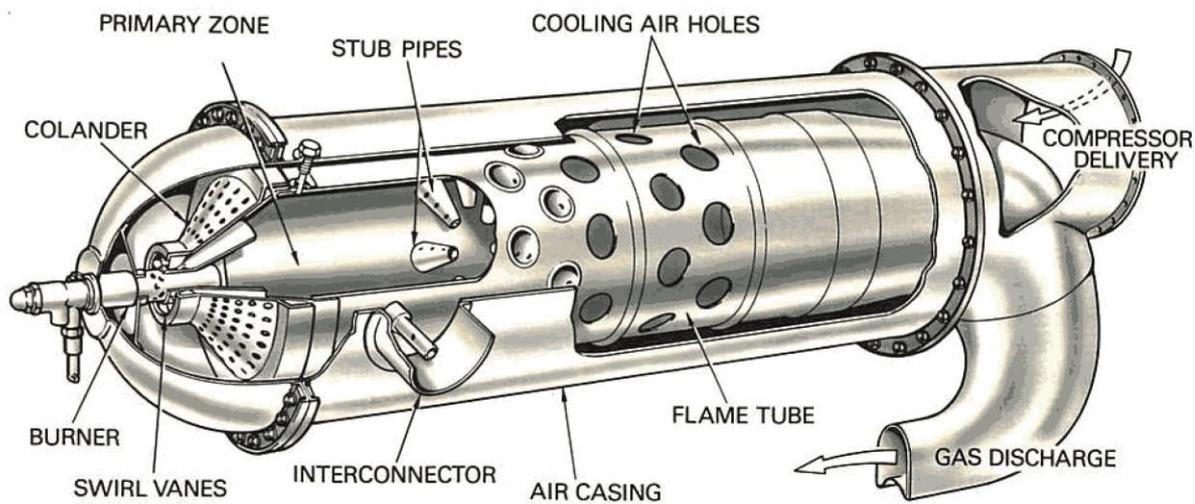
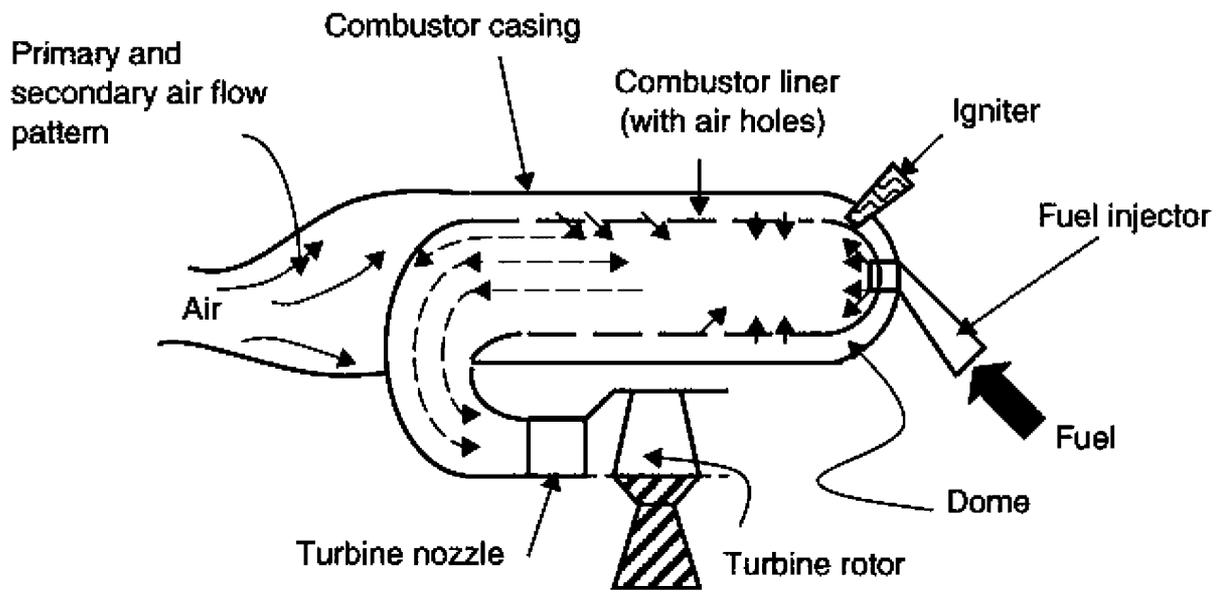
# Camera di Combustione

La prima, nel quale il flusso **inverte** la direzione di  $180^\circ$  produce maggiori **perdite di carico**.

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



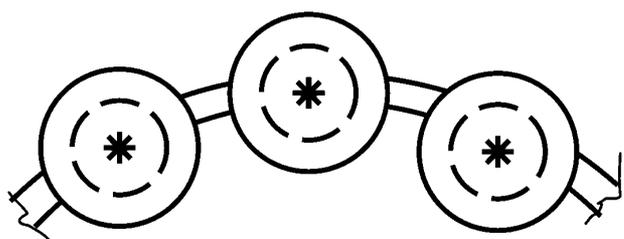
(b) A multican combustor



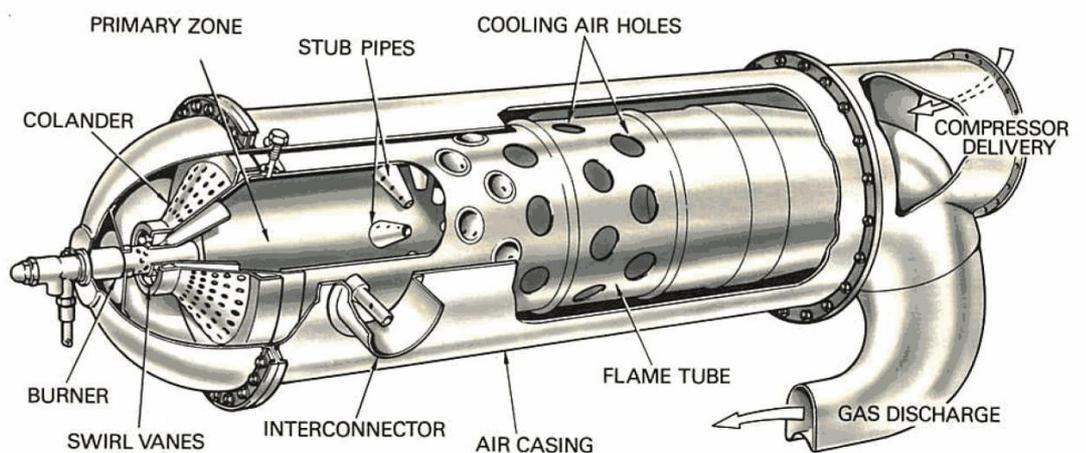
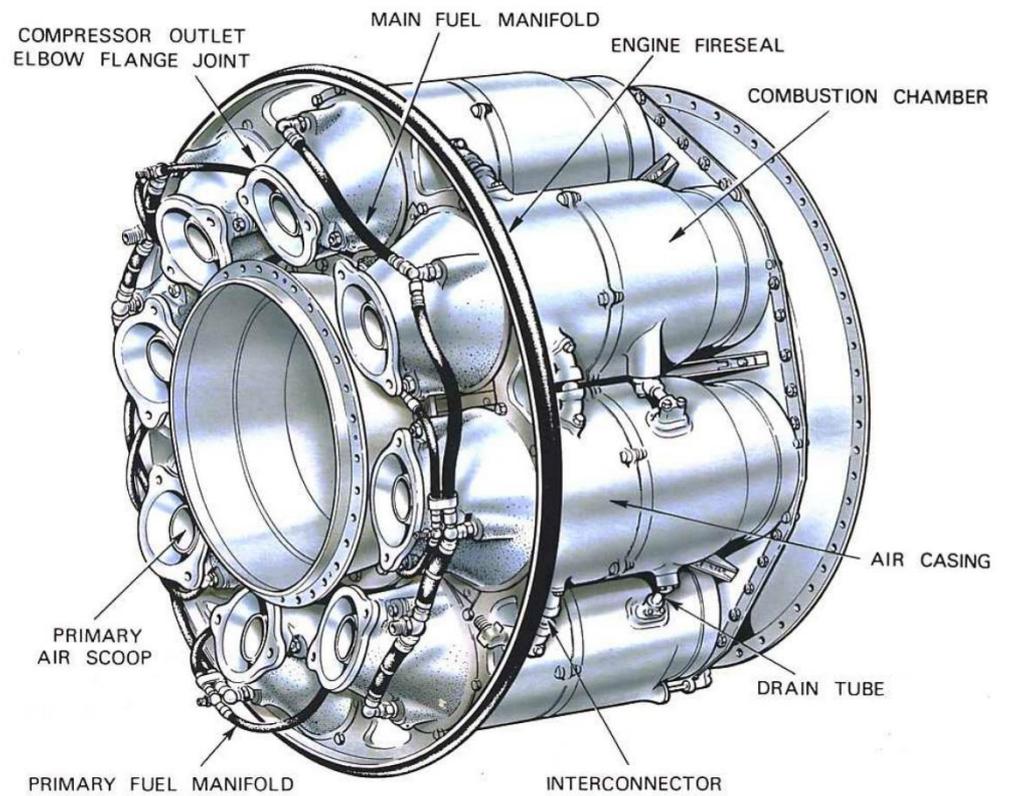
# Camera di Combustione

La prima, nel quale il flusso **inverte** la direzione di  $180^\circ$  produce maggiori **perdite di carico**.

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

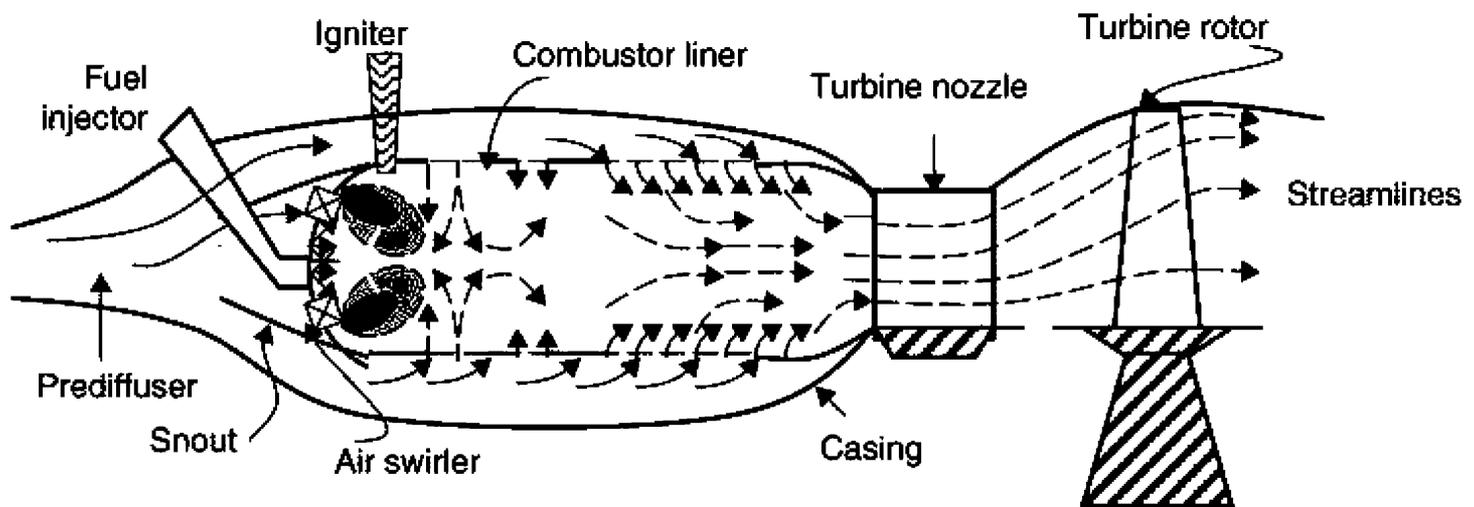


(b) A multican combustor



# Camera di Combustione

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

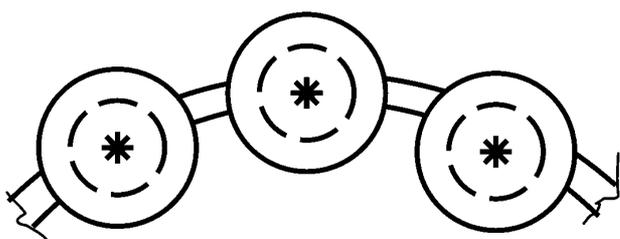
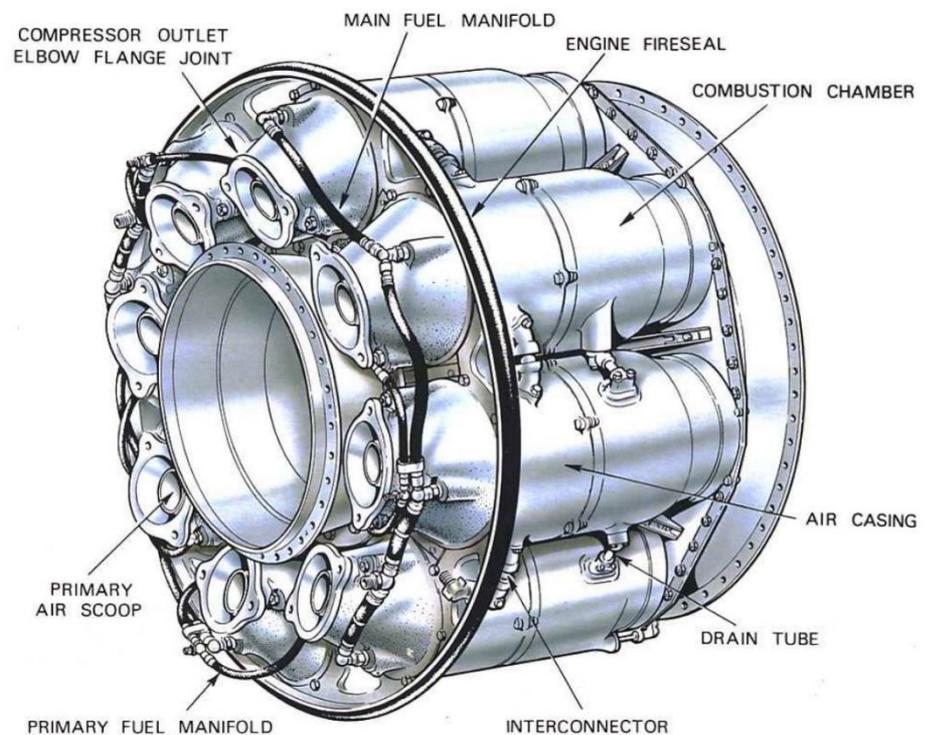
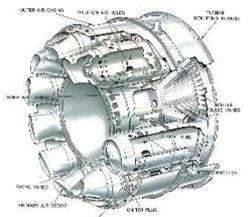
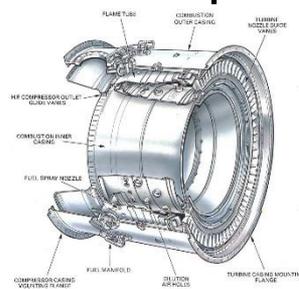


# Camera di Combustione

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

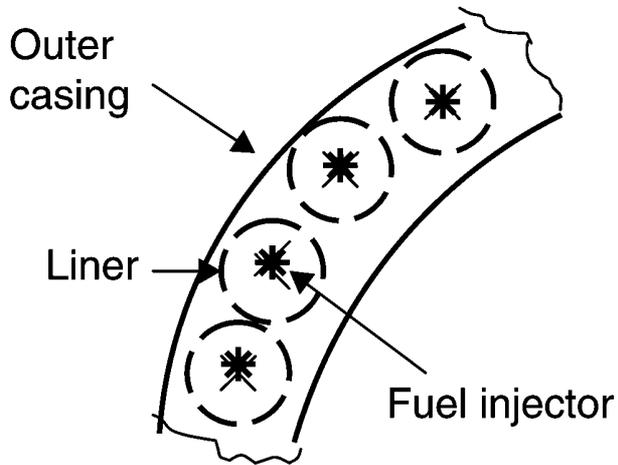


# Camera di Combustione

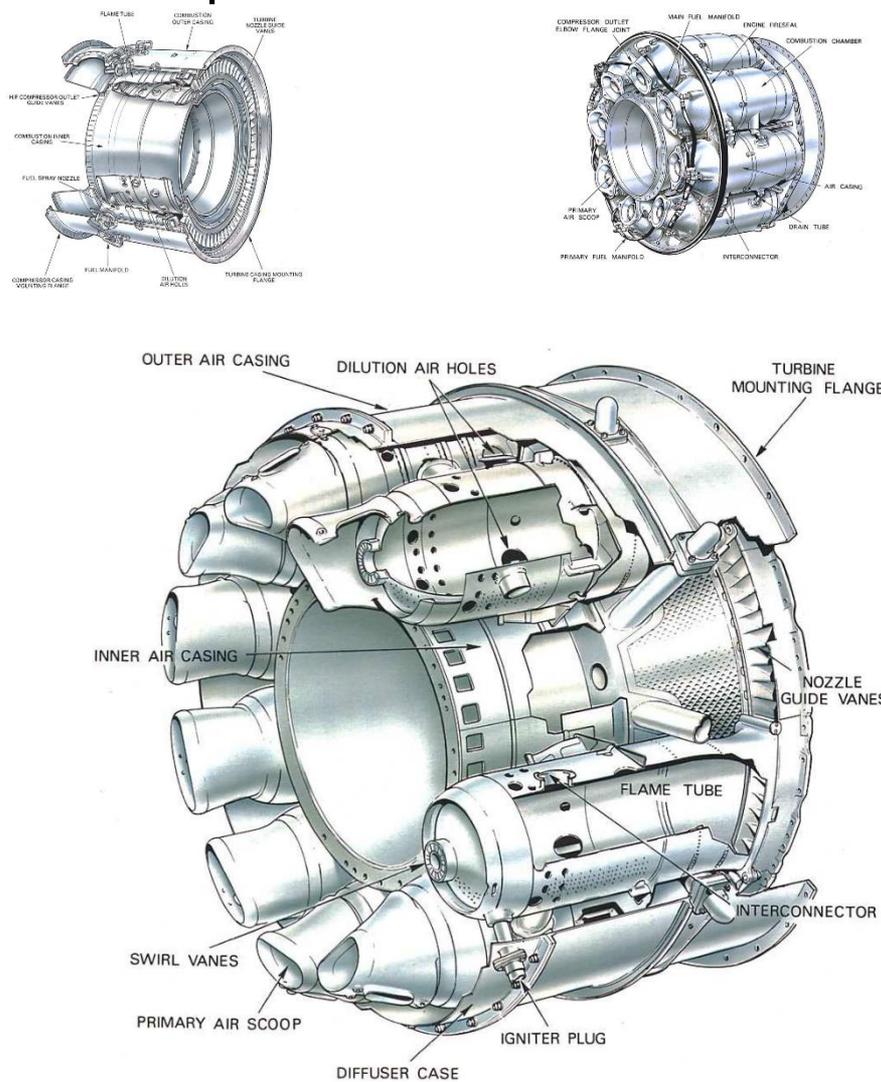
La configurazione più utilizzata è invece quella in cui il flusso **non inverte la direzione**.

In questo caso esistono varie configurazioni:

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



(a) Can-annular combustor

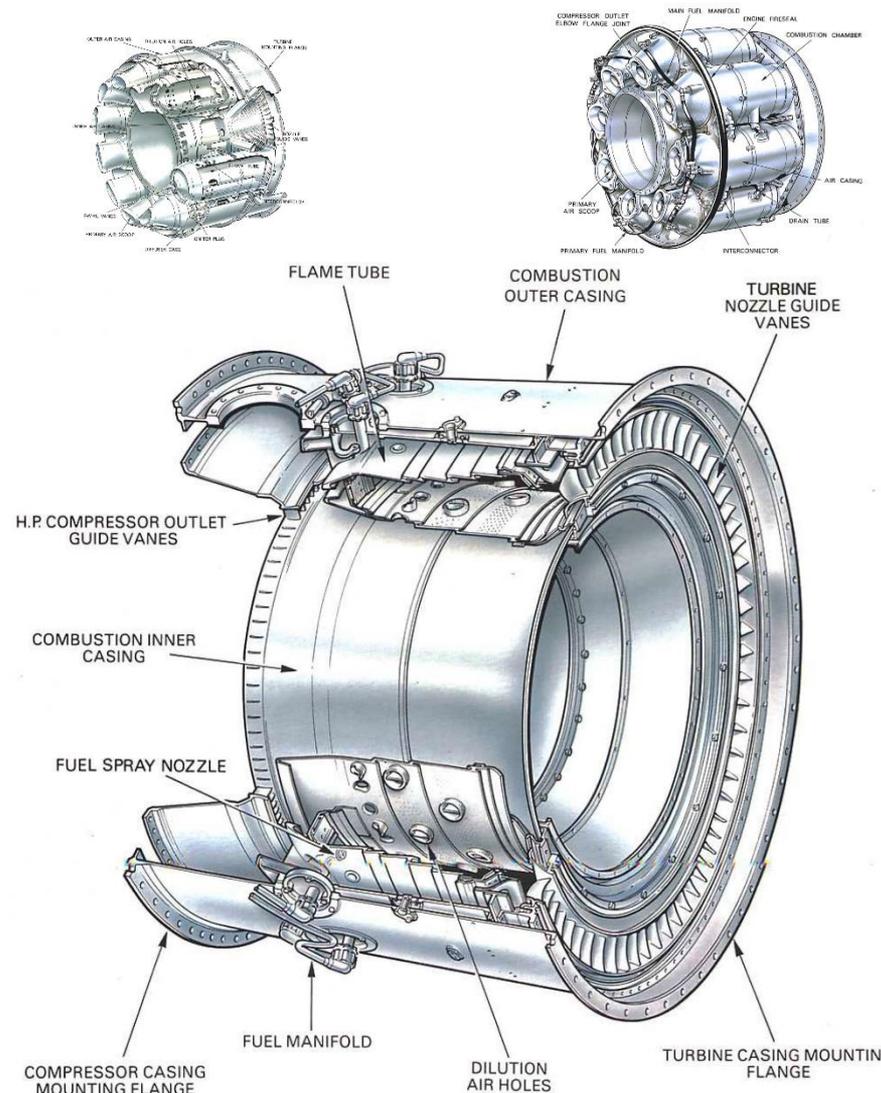
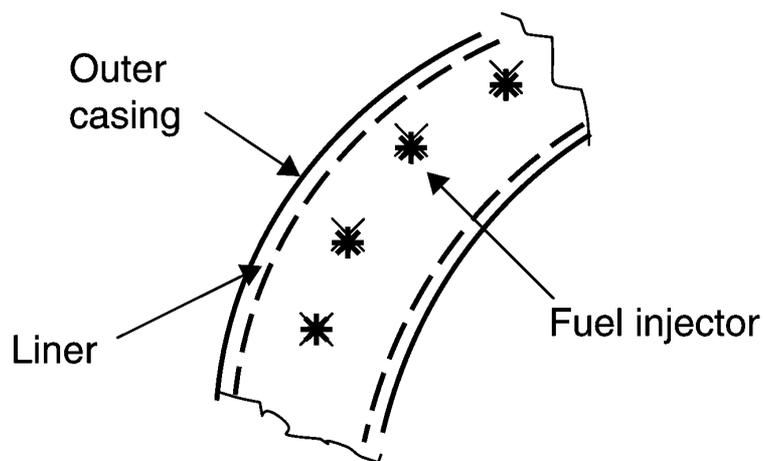


# Camera di Combustione

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 e 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**:

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

con  $\epsilon$  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

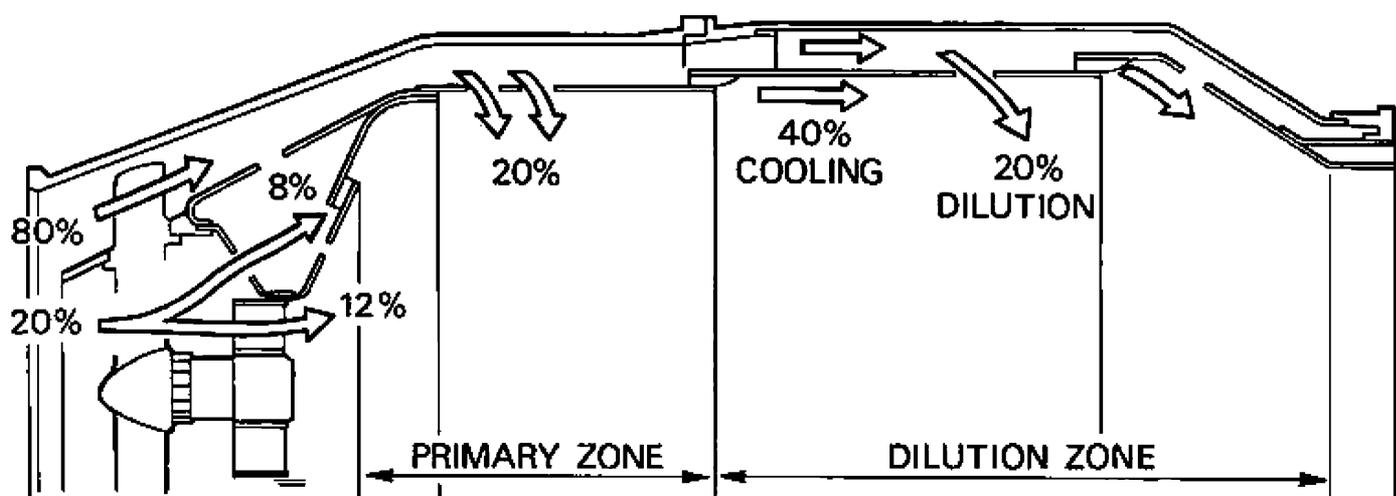
Il **profilo di temperatura** all'ingresso della turbina è **non uniforme** a causa dei molti iniettori e di una non perfetta fase di diluizione. Le disuniformità vengono quantizzate con i seguenti parametri:

- Pattern factor  $PF = \frac{T_{max} - T_{outav}}{T_{outav} - T_{inav}}$  nei moderni motori PF è nel range 0.15-0.25;
- Profile factor  $P_f = \frac{T_{maxav} - T_{inav}}{T_{outav} - T_{inav}}$  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

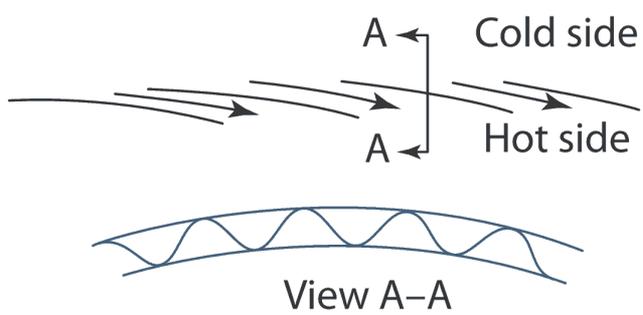
All'interno della camera di combustione si raggiungono **temperature molto elevate** (2500K nella zona primaria) mentre la superficie metallica deve essere a temperature inferiori (1200K). Un problema analogo esiste anche per i primi stadi di una turbina. Esistono vari **meccanismi di raffreddamento**:

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

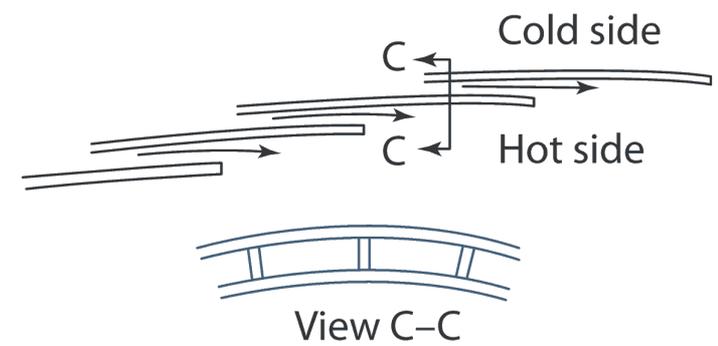


# Raffreddamento della camera di Combustione

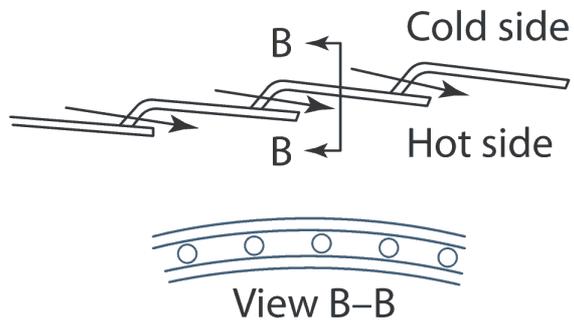
a) Louver-cooled liner



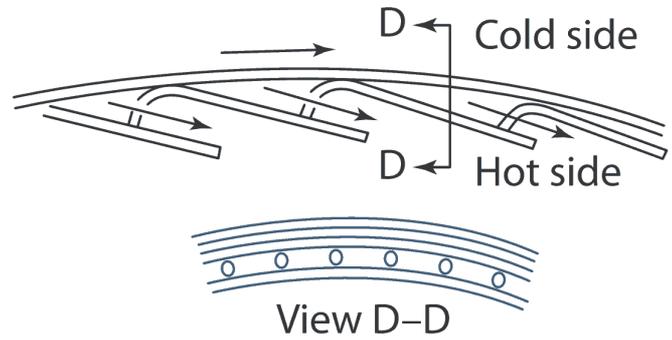
b) Convection/film-cooled liner



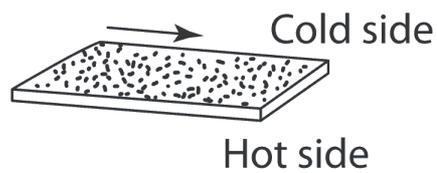
c) Film-cooled liner



d) Impingement/film-cooled liner

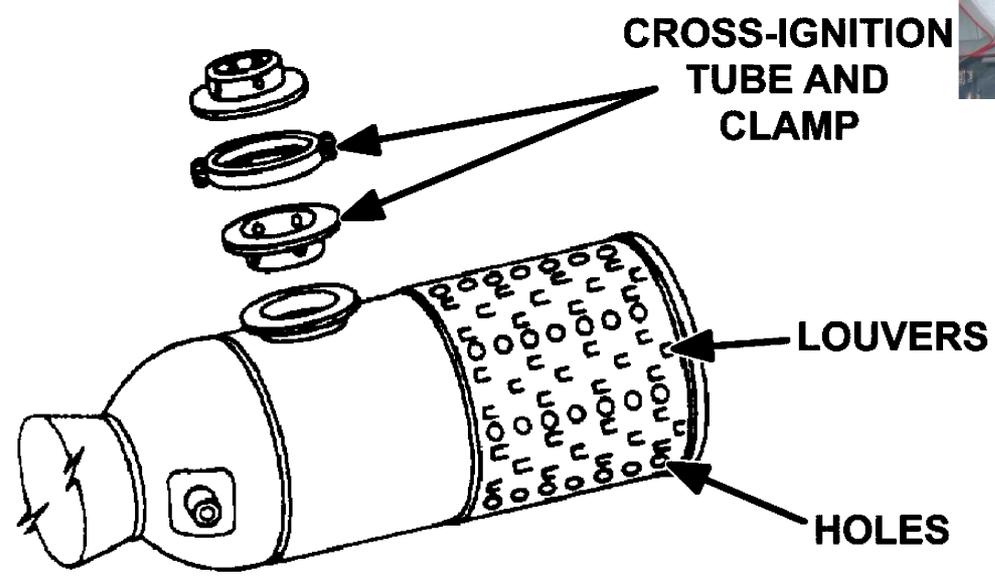
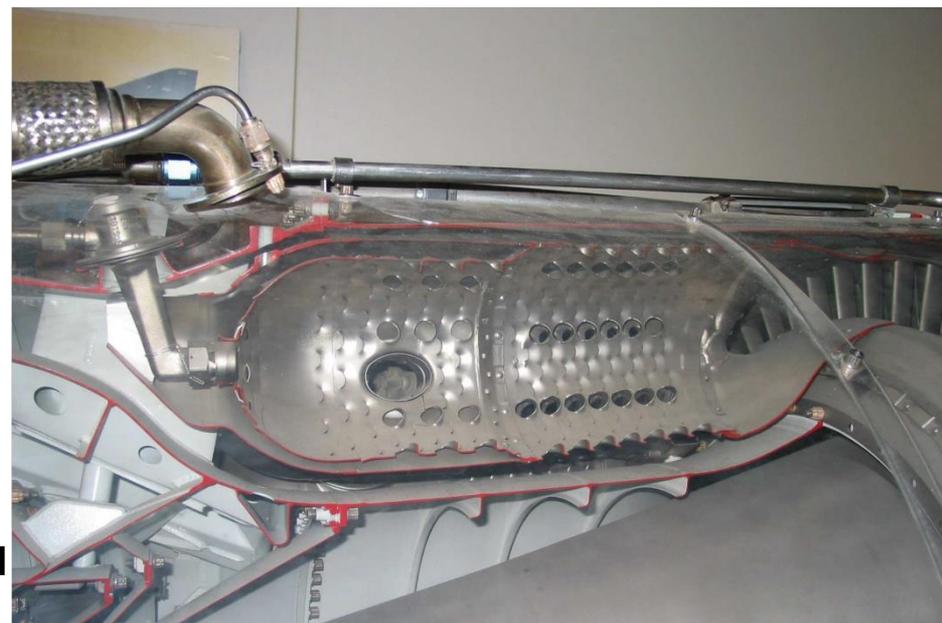


e) Transpiration-cooled liner

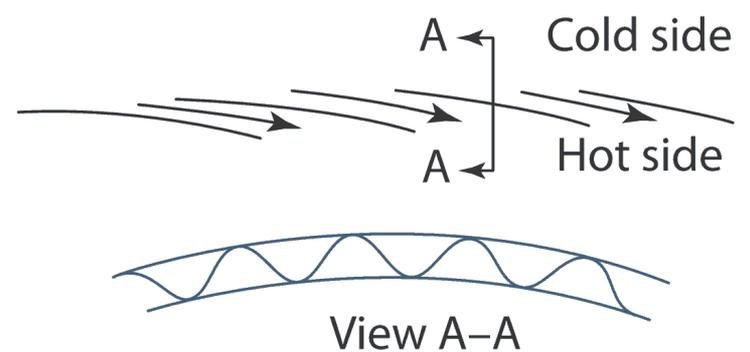


# Raffreddamento della camera di Combustione

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

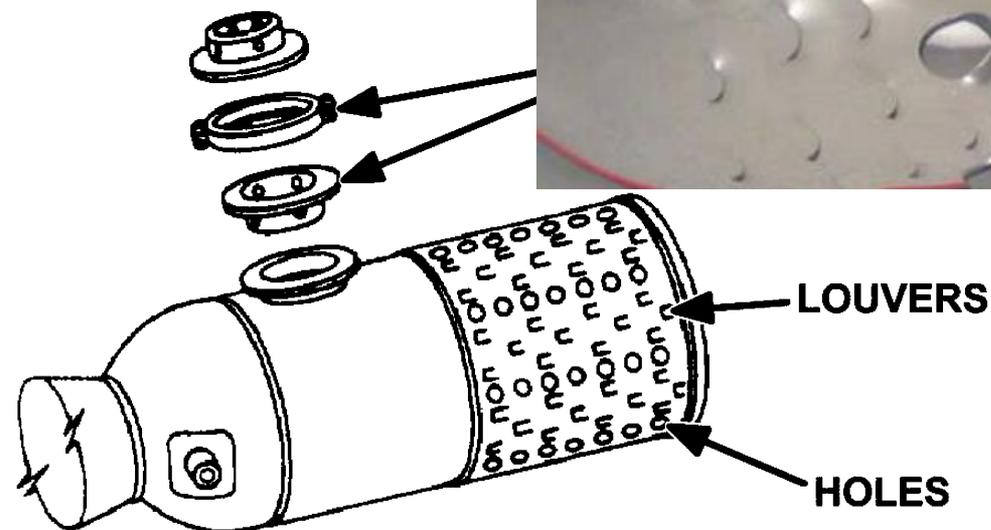
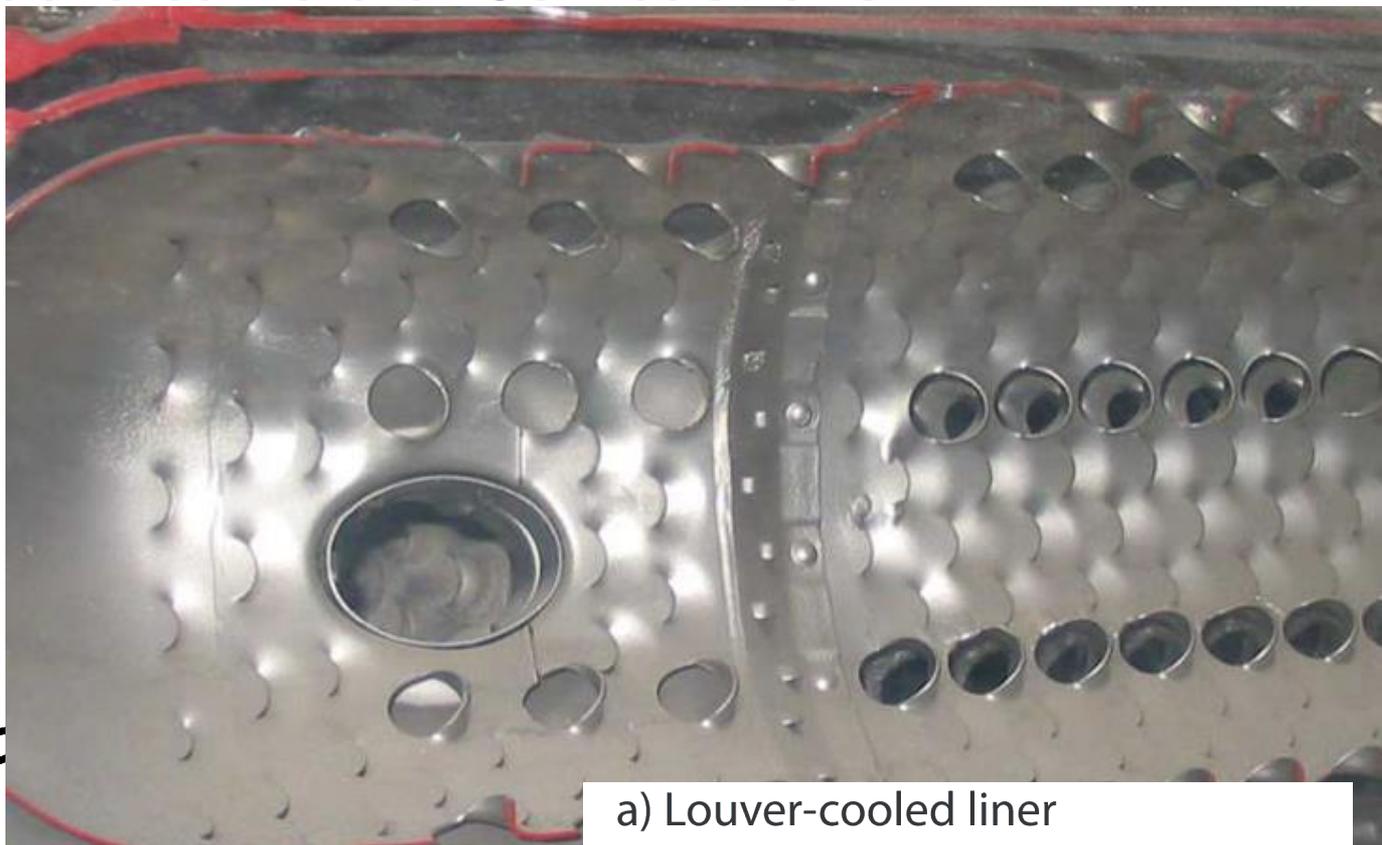


a) Louver-cooled liner

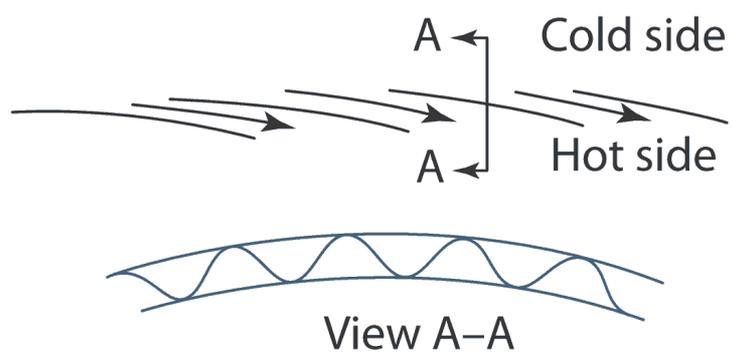


# Raffreddamento della camera di Combustione

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

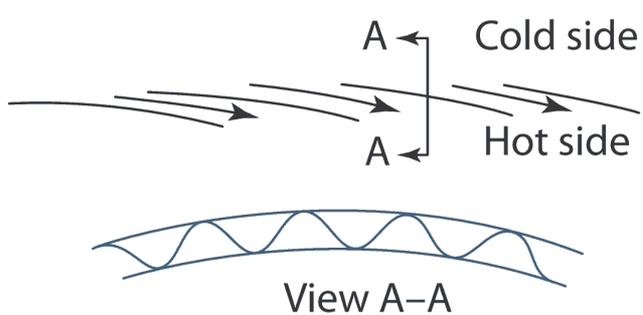


a) Louver-cooled liner

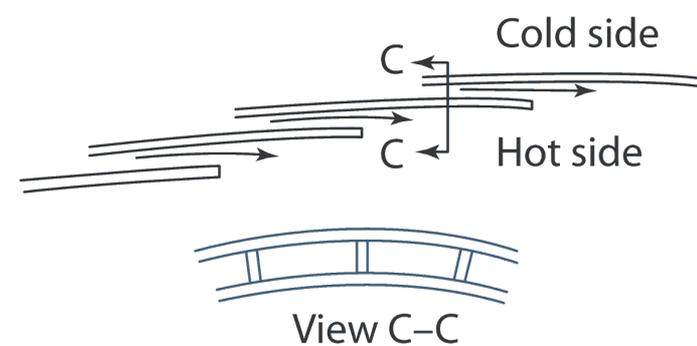


# Raffreddamento della camera di Combustione

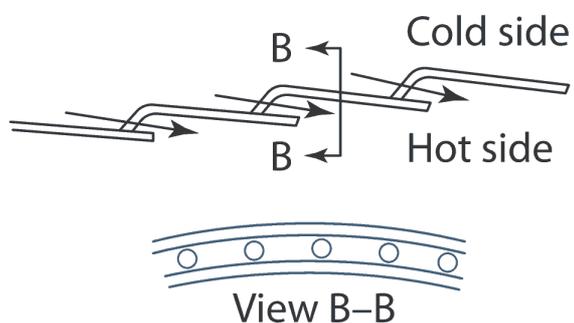
a) Louver-cooled liner



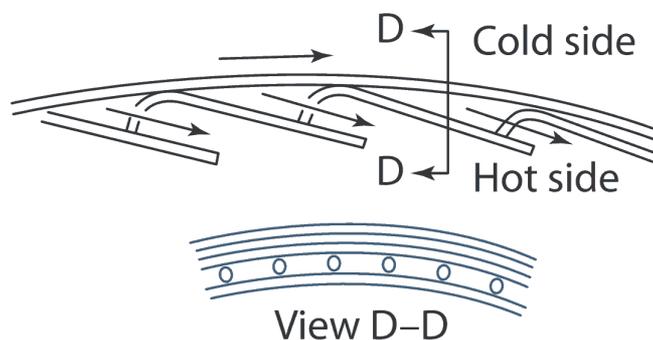
b) Convection/film-cooled liner



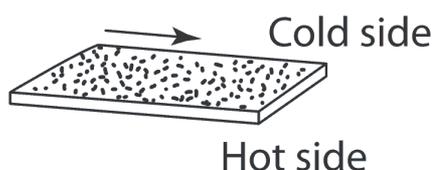
c) Film-cooled liner



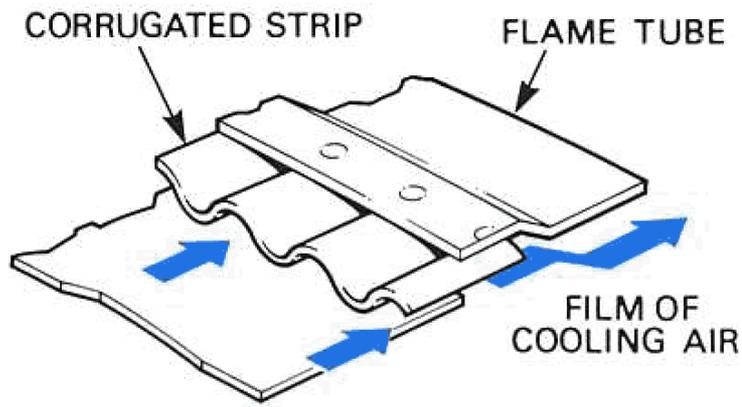
d) Impingement/film-cooled liner



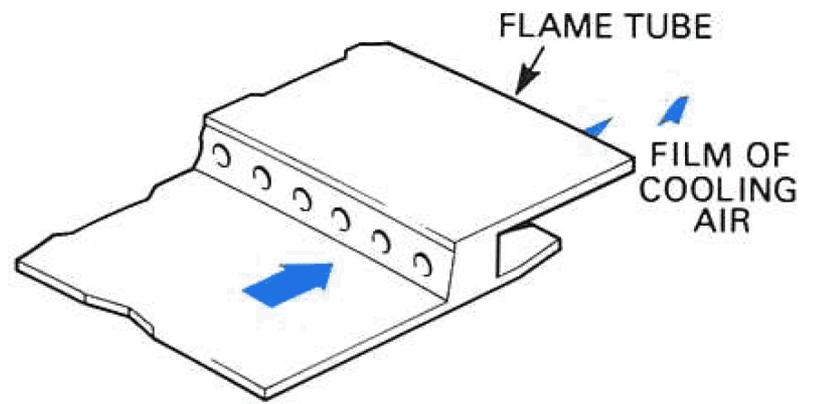
e) Transpiration-cooled liner



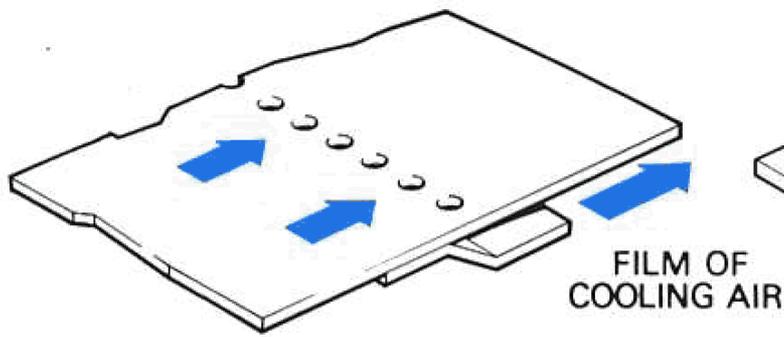
# Raffreddamento della camera di Combustione



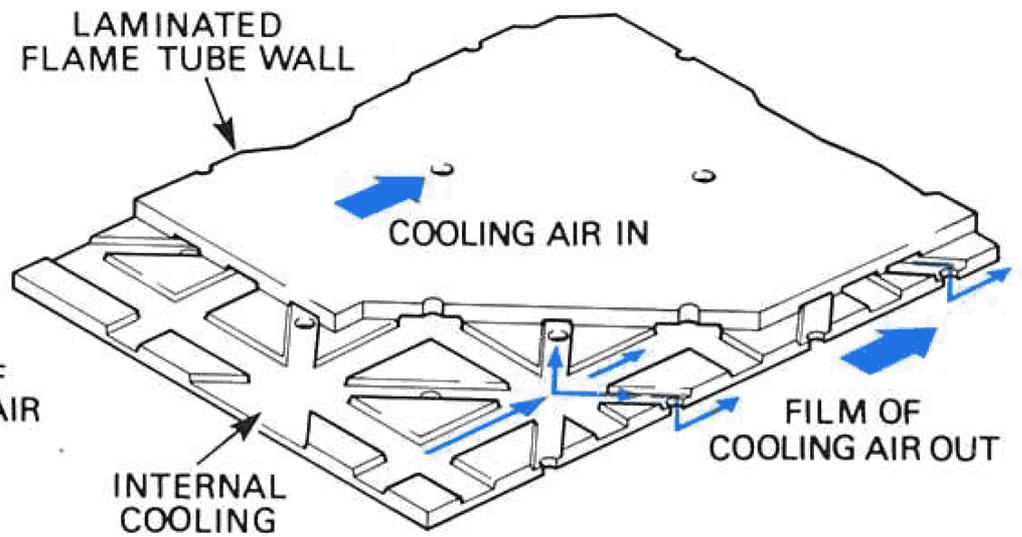
CORRUGATED STRIP COOLING



MACHINED COOLING RING



SPLASH COOLING STRIP



TRANSPIRATION COOLING



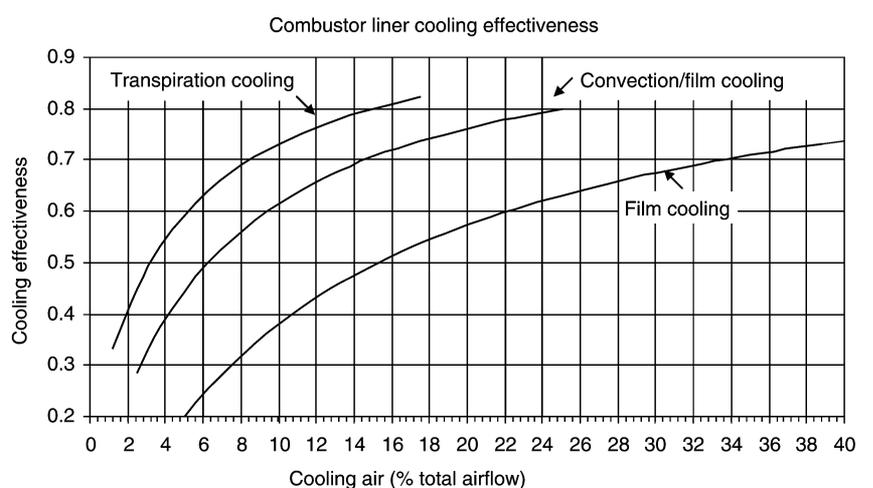
# Raffreddamento della camera di Combustione

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**:

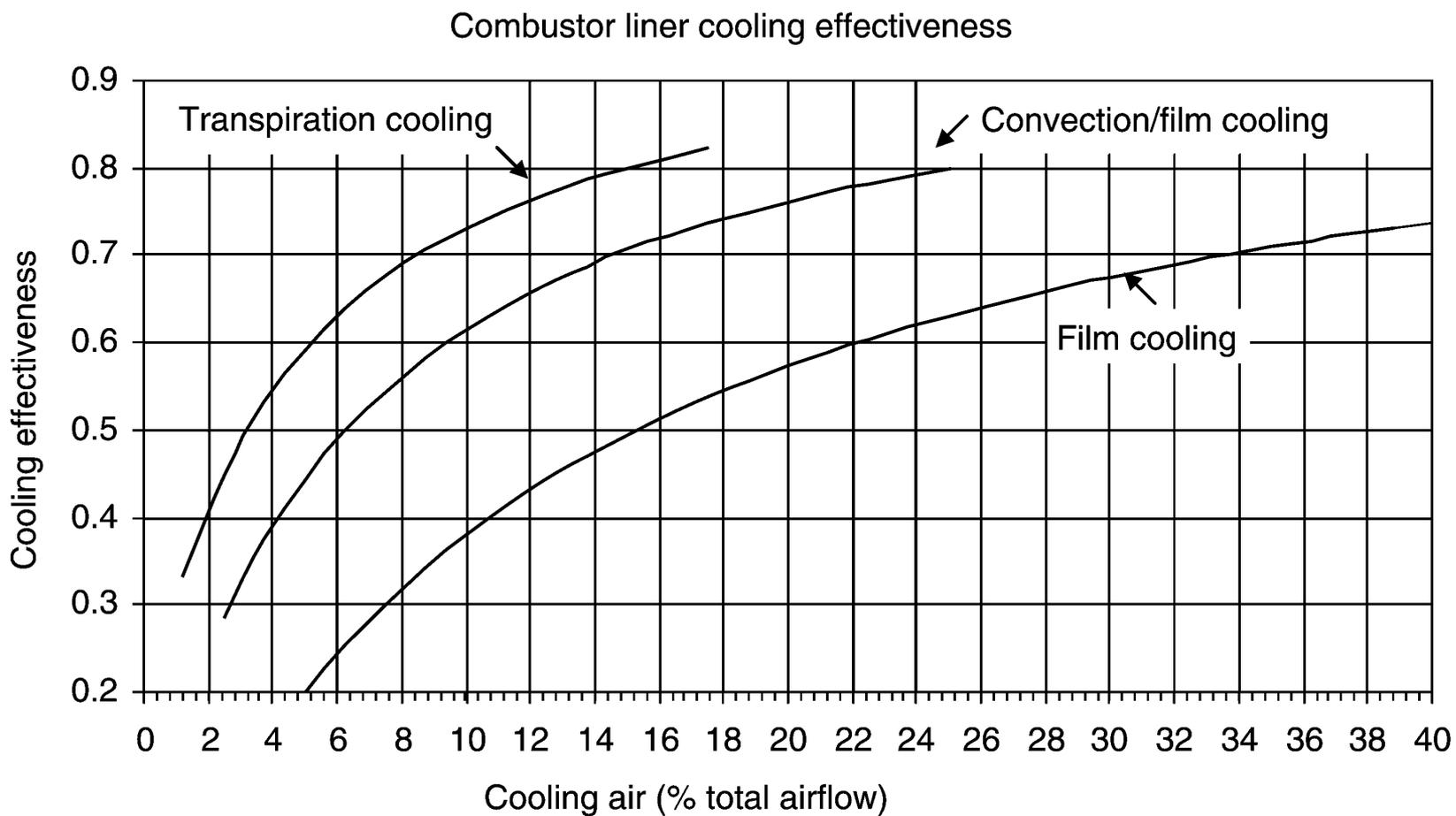
$$\Phi = \frac{T_g - T_w}{T_g - T_c}$$

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.

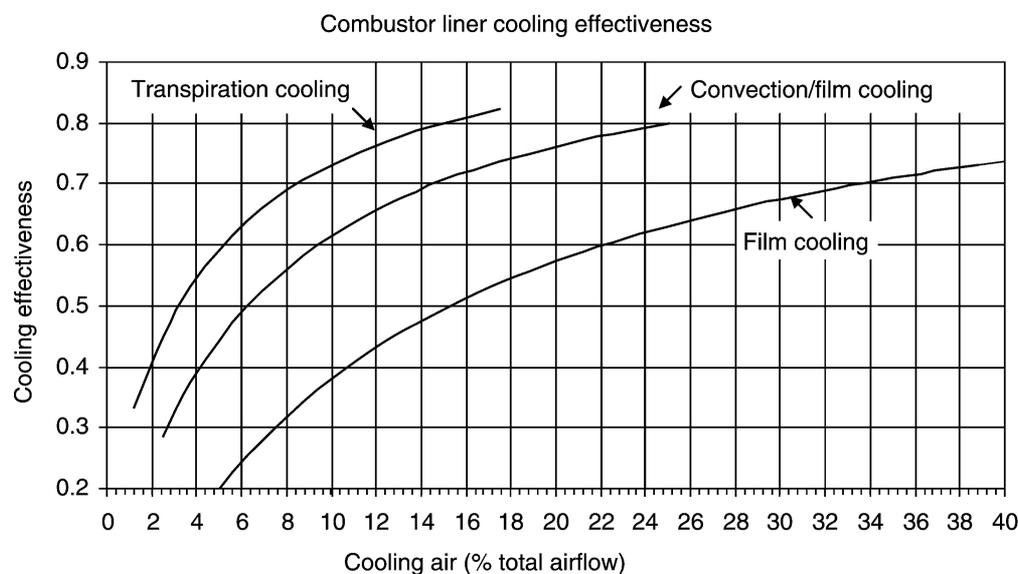


# Raffreddamento della camera di Combustione

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.

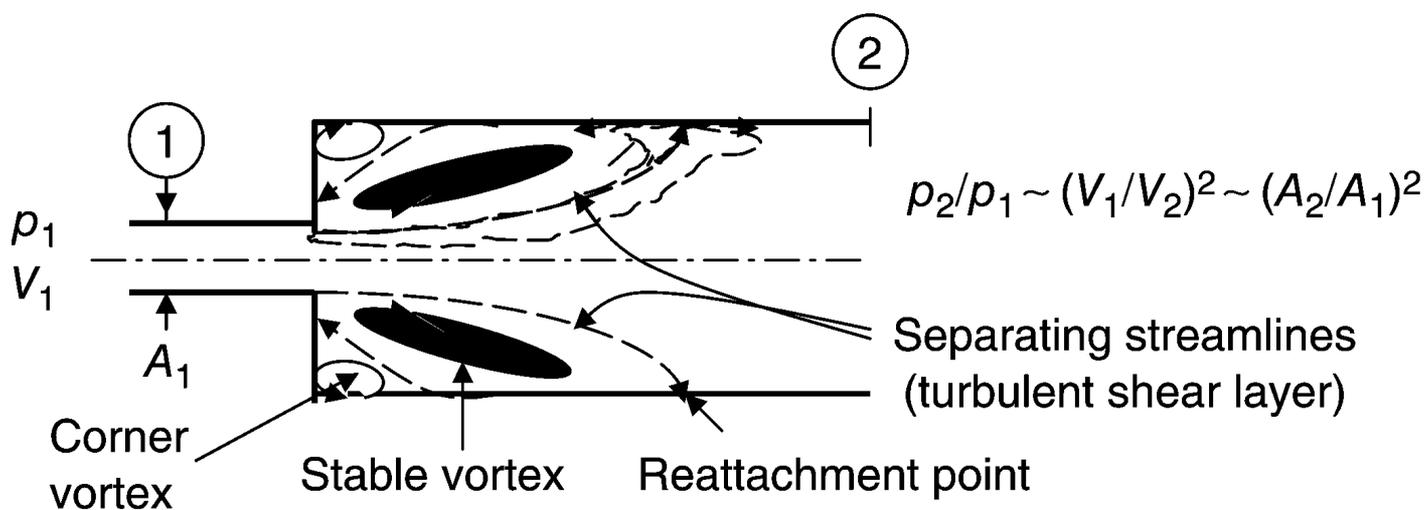


# Diffusore

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:

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

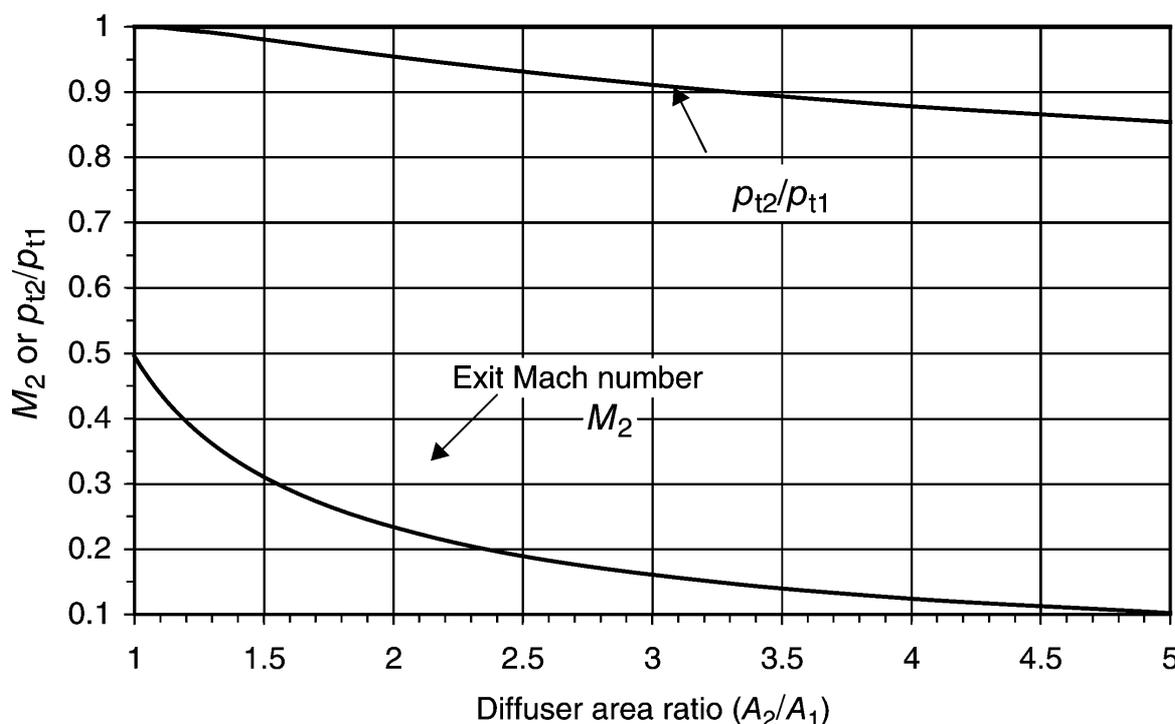


# Diffusore

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

$$\frac{p_{t2} A_2 M_2}{\psi_2^K} = \frac{p_{t1} A_1 M_1}{\psi_1^K} \quad K = \frac{(\gamma + 1)}{2(\gamma - 1)}$$

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

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

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.



## Data on Combustor Size, Weight, and Cost

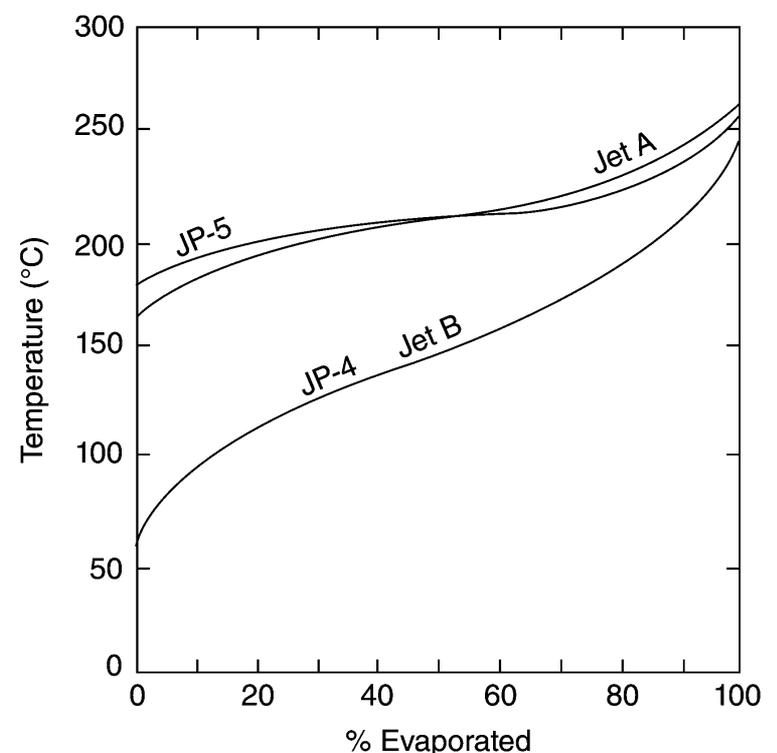
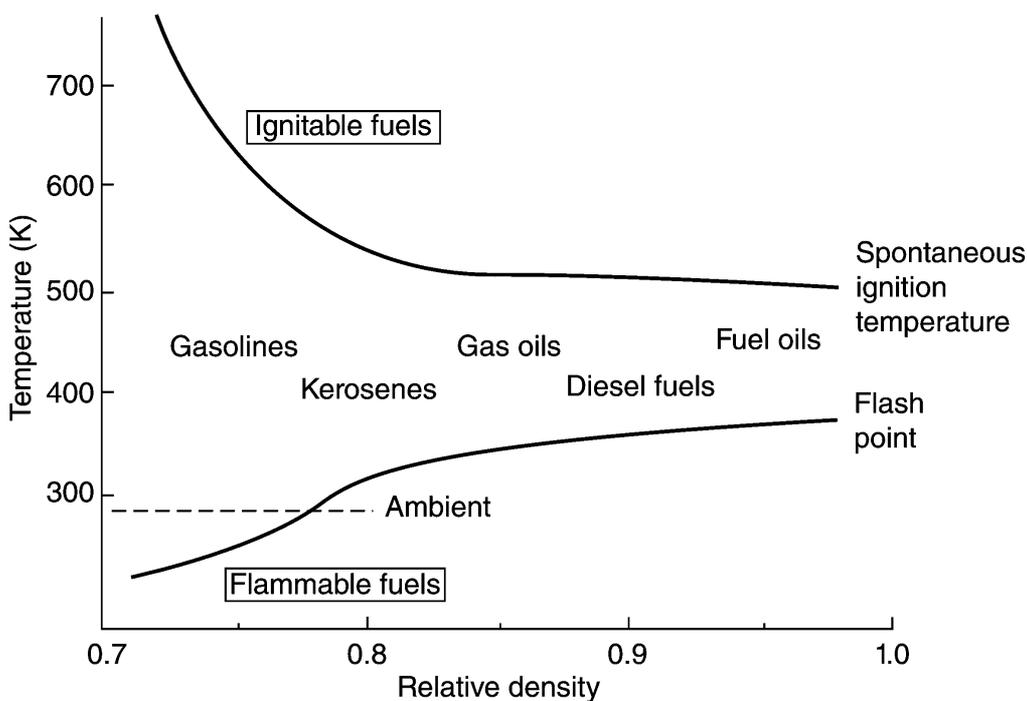
Parameter	TF39	TF41	J79	JT9D	T63
Type	Annular	Cannular	Cannular	Annular	Can
Mass flow (design point)					
Airflow, lb/s	178	135	162	242	3.3
kg/s	81	61	74	110	1.5
Fuel flow, lb/h	12,850	9965	8350	16,100	235
kg/h	5829	4520	3788	7303	107
Size					
Length, in	20.7	16.6	19.0	17.3	9.5
cm	52.6	42.2	48.3	43.9	24.1
Diameter, in	33.3	5.3/24.1 <sup>a</sup>	6.5/32.0 <sup>a</sup>	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:

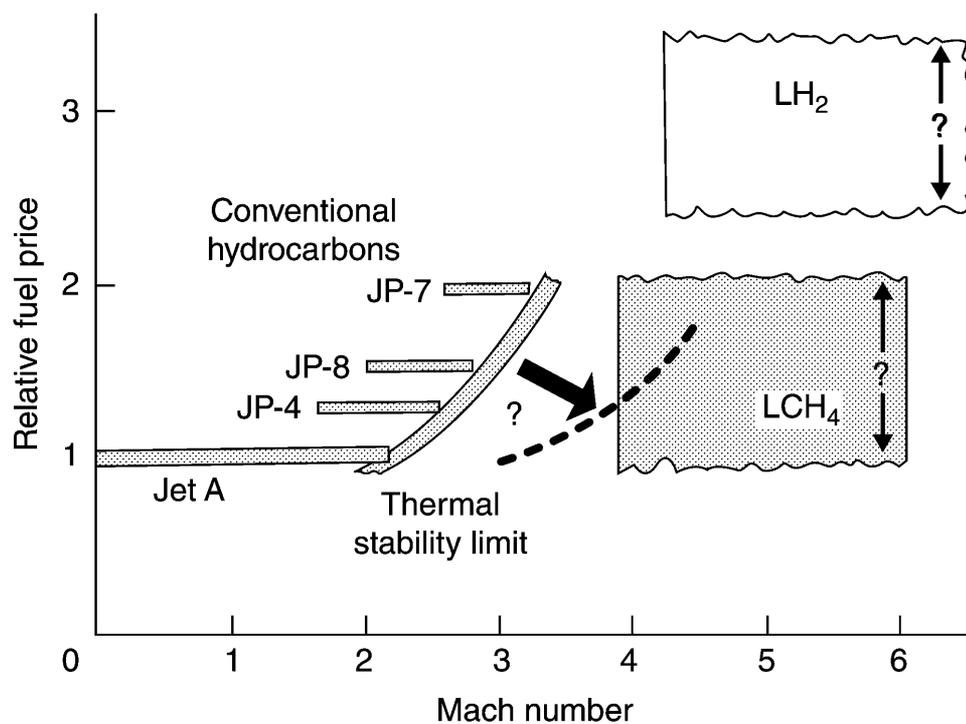
- Proprietà termofisiche (densità, calore specifico, viscosità, punti di ebollizione e di solidificazione, tensione di vapore, volatilità);
- Proprietà chimiche (punto d'infiammabilità, limiti di infiammabilità, potere calorifico, stabilità termica, tossicità);
- Costo.



# 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**.

Property	JP-4		Jet A (JP-8)		JP-5	
	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 <sup>9</sup> gal)		3.4		13.1		0.7

