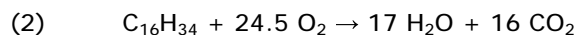
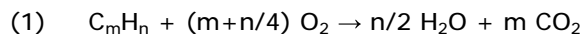


Calcolo stechiometrico del volume dei Fumi

- **Gasolio**

Partendo dalla generica reazione di combustione (1) si ha, per il gasolio ($C_{16}H_{34}$), la seguente reazione chimica di combustione (2):



Pertanto 1 mole di gasolio reagisce con 24.5 moli di ossigeno per dare 17 moli di acqua e 16 moli di anidride carbonica.

Partendo dai pesi atomici dei singoli atomi si può calcolare il peso molecolare delle molecole coinvolte nella reazione, e successivamente, note le moli si calcola il peso delle stesse.

	C	H	O	N
Peso atomico (g/mol)	12.011	1.008	15.999	14.007

	Peso Molecolare (g/mol)	Peso (g)
O ₂	32.00	783.97
N ₂	28.01	
CO ₂	44.01	704.16
H ₂ O	18.02	306.26
C ₁₆ H ₃₄	226.45	226.45

Sapendo la quantità X, espressa in grammi, di gasolio utilizzato è possibile calcolare tramite proporzione:

$$O_2 \text{ stechiometrico (g)} = X \cdot 783.97 / 226.45$$

$$H_2O \text{ stechiometrica (g)} = X \cdot 306.26 / 226.45$$

$$CO_2 \text{ stechiometrica (g)} = X \cdot 704.16 / 226.45$$

Assumendo che l'aria è costituita per il 21% da ossigeno e per il restante 79% da azoto, si ha:

$$0.21 \cdot 32 + 0.79 \cdot 28 = 29 \text{ g/mol di aria}$$

Per avere quindi 1 kg di O₂ si devono avere $29 / (32 \cdot 0.21) = 4.29$ kg di aria, in cui vi sono 3.29 kg di azoto. Detto ciò si ha:

$$\text{Aria stechiometrica (g)} = O_2 \text{ stechiometrico (g)} \cdot 4.29$$

$$N_2 \text{ stachiometrico (g)} = O_2 \text{ stechiometrico (g)} \cdot 3.29$$

Per il calcolo dei volumi si impiega la legge dei gas ideali:

$$p \text{ (Pa)} * V \text{ (m}^3\text{)} = n \text{ (moli)} * R \text{ (J/mol} * \text{K)} * T \text{ (K)}$$

dove, in condizioni standard:

Costante dei gas R (J/mol*°K)	8.314
Pressione ambiente (Pa)	101325.000
Temperatura standard (°K)	298.150

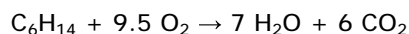
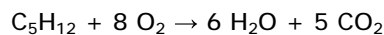
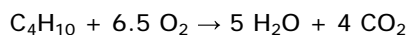
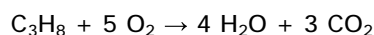
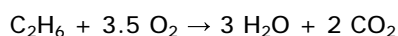
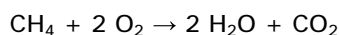
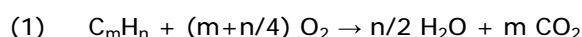
Il volume stechiometrico dei fumi è dato dalla somma dei volumi dei prodotti della combustione, ovvero dell'anidride carbonica, dell'acqua e dell'azoto contenuto nell'aria stechiometrica.

- **Gas naturale**

Dai verbali SNAM si è calcolata la composizione media annua del gas naturale:

- Metano CH₄ = 90.21 %
- Etano C₂H₆ = 5.02 %
- Propano C₃H₈ = 1.25 %
- Butano C₄H₁₀ = 0.37 %
- Pentano C₅H₁₂ = 0.09 %
- Esano C₆H₁₄ = 0.02 %
- Anidride carbonica CO₂ = 1.03 %
- Azoto N₂ = 1.97 %
- Elio He = 0.05 %

Partendo dalla generica reazione di combustione (1) si ha, per i componenti che partecipano alla combustione le seguenti reazioni chimiche di combustione :



Quindi 1 mole di CH₄ richiede 2 moli di O₂ per dare 2 moli di H₂O e 1 mole di CO₂.

Per la legge di Amagat-Leduc la frazione molare corrisponde alla frazione volumetrica, quindi, sapendo la quantità X di gas naturale espressa in m³, abbiamo che X*0.9021 m³ di CH₄ richiedono X*0.9021*2 m³ di O₂ per dare X*0.9021*2 m³ di H₂O e X*0.9021 m³ di CO₂.

Facendo analoghe considerazioni su tutti i componenti che partecipano alla combustione, ed assumendo che l'aria è costituita per il 21% da ossigeno e per il restante 79% da azoto, si ottiene:

$$O_2 \text{ stech (m}^3\text{)} = X \cdot (2 \cdot 0.9021 + 3.5 \cdot 0.0502 + 5 \cdot 0.0125 + 6.5 \cdot 0.0037 + 8 \cdot 0.0009 + 9.5 \cdot 0.0002)$$

$$\text{Aria stech (m}^3\text{)} = O_2 \text{ stech} / 0.21$$

$$H_2O \text{ stech (m}^3\text{)} = X \cdot (2 \cdot 0.9021 + 3 \cdot 0.0502 + 4 \cdot 0.0125 + 5 \cdot 0.0037 + 6 \cdot 0.0009 + 7 \cdot 0.0002)$$

$$CO_2 \text{ stech (m}^3\text{)} = X \cdot (0.9021 + 2 \cdot 0.0502 + 3 \cdot 0.0125 + 4 \cdot 0.0037 + 5 \cdot 0.0009 + 6 \cdot 0.0002)$$

Il volume stechiometrico dei fumi è dato dalla somma dei volumi dei prodotti della combustione (H_2O stech, CO_2 stech) ai quali vanno aggiunti: la CO_2 presente nel gas naturale ($X \cdot 0.0103$); l'azoto presente nel gas naturale ($X \cdot 0.0197$) e nell'aria stechiometrica ($Aria_{\text{stech}} \cdot 0.79$).

Per il calcolo delle emissioni massiche si impiega la legge dei gas ideali:

$$p \text{ (Pa)} \cdot V \text{ (m}^3\text{)} = n \text{ (moli)} \cdot R \text{ (J/mol} \cdot \text{K)} \cdot T \text{ (K)}$$

dove, in condizioni standard:

Costante dei gas R (J/mol*°K)	8.314
Pressione ambiente (Pa)	101325.000
Temperatura standard (°K)	298.150