# Sistemas Energéticos

**3º ano 6º semestre**

**Aula 2**

# Aula 2-Teoria da Combustão. Lei de Lavoisier

# Tópicos

- ***Teoria da Combustão***
- ***Combustão***
- ***Ar estequiométrico***
- ***Excesso de ar***
- ***Cálculos estequiométricos***
- ***Composição dos produtos de combustão***

# 2 - Teoria da Combustão. Lei de Lavoisier

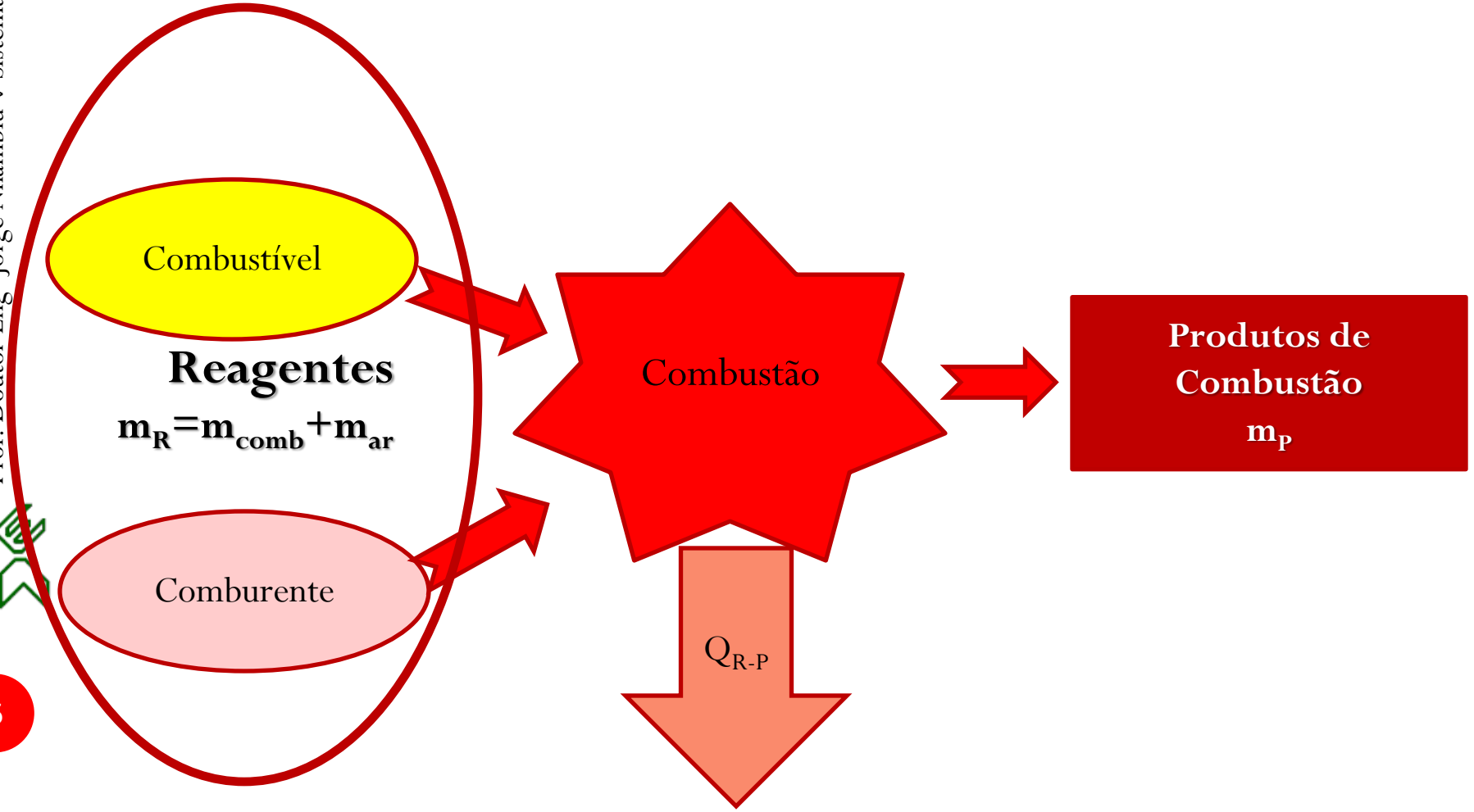
## Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794)

A "Lei da Conservação da Massa", também conhecida por "Lei de Lavoisier" diz que:

"Na natureza nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.";

"Numa reacção química em sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos da reacção".

# 2- Teoria da Combustão



# 2- Teoria da Combustão

- **Calor de reacção**
  - Quando um combustível arde, a energia associada ao vínculo existente entre as moléculas de combustível e as de ar é libertado e aparece na forma de calor, nos produtos de combustão.
  - Para calcular a temperatura dos produtos de combustão é necessário conhecer as características energéticas dos combustíveis, que são designadas de várias formas: calor de reacção, calor de combustão ou entalpia de combustão.
  - Quando uma unidade de combustível arde com a quantidade de oxigénio quimicamente correcta, o calor de reacção $H_{rp}$ e $U_{rp}$, representam a energia adicionada para trazer os produtos da combustão à sua temperatura inicial de 25º C ou 298 K se a reacção se der à pressão ou volume constante respectivamente.

# 2- Teoria da Combustão

- ***Tipos de Chamas***
- Duas categorias básicas:
  - Pre-misturadas
  - Difusão
- Ambas podem ser caracterizadas como laminares ou turbulentas

# 2- Teoria da Combustão

Exemplo: Motor de combustão Interna do ciclo Otto

## Chamas Pré-Misturadas

- Resultam de reagentes gasosos que são primeiramente misturados com o combustível
- A chama propaga-se a velocidades inferiores a alguns m/s
- Considerada combustão a pressão constante
- A reacção ocorre rapidamente.

# 2- Teoria da Combustão

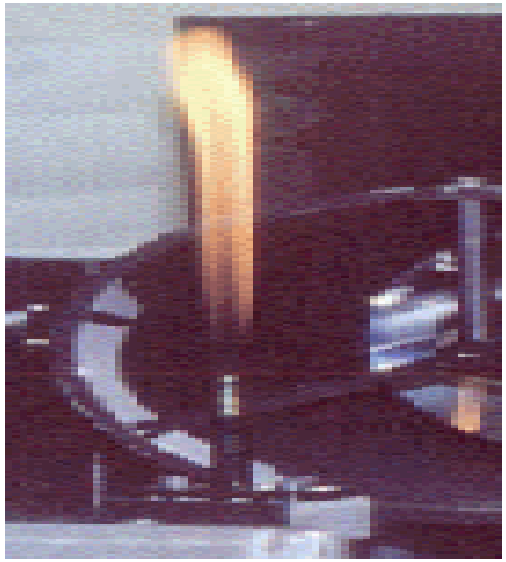
- **Chamas de Difusão**
- Os reagentes gasosos são introduzidos separadamente e misturados durante a combustão;
- A taxa de libertação de energia é limitada pelo processo de mistura;
- Existe uma zona de reacção entre o oxidante e a zona de combustível.

Exemplo: Motor de combustão interna do ciclo Diesel

# 2- Teoria da Combustão

## Chamas Laminares

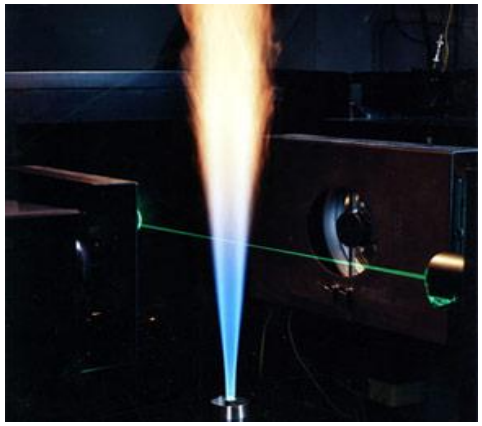
- Pré-misturada
  - Ex. Bico de Bunsen
  - A chama move-se a velocidade bastante baixa
  - As condições laminares são criadas mecanicamente
- Difusão
  - Ex. Vela acesa
  - Combustível: Cera,  Oxidante: Ar
  - Zona de reacção situa-se entre os vapores da cera e o ar



# 2- Teoria da Combustão

## Chamas Turbulentas

- Misturadas
  - A libertação de Calor ocorre muito mais rápido;
  - Aumento da propagação da chama;
  - Não são conhecidas as teorias de previsão de comportamento.
- De Difusão
  - Pode-se obter a libertação de taxas altas de energia de combustão por unidade de volume;
  - Ex. Motor do ciclo Diesel;
  - A modelagem é muito complexa, não é ainda bem conhecida a sua abordagem.



# 2- Teoria da Combustão

A composição química dos combustíveis é determinada pelos Engenheiros Químicos e ela pode ser dada de quatro formas diferentes:

- Massa orgânica (C, H, O, N)
- Massa de combustível (C, H, O, N,S)
- Massa seca (C, H, O, N, S, A)
- Massa de trabalho (C, H, O, N, S, A, W)
  - Onde:
  - A e W são respectivamente a percentagem de cinzas e de humidade.

# 2- Teoria da Combustão

A composição da massa de trabalho escreve-se da seguinte maneira: $C^t + H^t + O^t + N^t + S^t + A^t + W^t = 100\%$

Para o cálculo de um elemento da massa orgânica através de um elemento da **massa de combustível** usa-se:

$$x^o = x^c \frac{100}{100 - S^c} \qquad \textbf{(2.1)}$$

Para o cálculo de um elemento da massa orgânica através de um elemento da **massa seca** usa-se:

$$x^o = x^d \frac{100}{100 - \left(S^d + A^d\right)} \qquad \textbf{(2.2)}$$

Para o cálculo de um elemento da massa orgânica através de um elemento da **massa de trabalho** usa-se:

$$x^o = x^t \frac{100}{100 - \left(S^t + A^t + W^t\right)} \qquad \textbf{(2.3)}$$

# 2- Teoria da Combustão

Para o cálculo de um elemento da massa combustível através de um elemento da **massa seca** usa-se:

$$x^c = x^d \frac{100}{100 - A^d} \qquad \textbf{(2.4)}$$

Para o cálculo de um elemento da massa combustível através de um elemento da **massa de trabalho** usa-se:

$$x^c = x^t \frac{100}{100 - \left(A^t + W^t\right)} \qquad \textbf{(2.5)}$$

Para o cálculo de um elemento da massa seca através de um elemento da **massa de trabalho** usa-se:

$$x^d = x^t \frac{100}{100 - W^t} \qquad \textbf{(2.6)}$$

# 2- Teoria da Combustão

Para as fórmulas anteriores:

- $X^d$ - é a quantidade de um elemento na massa seca;
- $X^t$ - é a quantidade de um elemento na massa de trabalho;
- $X^c$ - é a quantidade de um elemento na massa de combustível;
- $X^o$ - é a quantidade de um elemento na massa orgânica.

# 2- Teoria da Combustão

- A forma mais empregue para produção de calor na indústria é a combustão, definida como a reacção entre os elementos químicos de um combustível e o oxigénio.
- A oxidação dos combustíveis é uma reacção exotérmica, sendo a quantidade de calor libertada função da composição química do combustível e dos produtos finais de combustão.

# 2- Teoria da Combustão

Observe-se as reacções que se seguem:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ ◊ 1 kg de C irá produzir 8.100 kcal

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ◊ 1 kg de $H_2$ produzirá 34.100 kcal

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ ◊ 1 kg de S produzirá 2.200 kcal

$C + ½\ O_2 \rightarrow CO$ ◊ 1 kg de C produzirá 2.407 kcal

$CO + ½\ O_2 \rightarrow CO_2$ ◊ 1 kg de CO produzirá 5.693 kcal

# 2.1- Combustão

Os elementos que não participam na combustão mantém-se inalterados.

Na combustão o objectivo é obter o máximo possível de calor. Não basta porém que o rendimento calorífico atenda às necessidades requeridas, é preciso que isto seja feito de forma económica. A fim de maximizar-se o rendimento da combustão, deve-se obter o melhor aproveitamento possível do potencial energético do combustível através de alguns factores operacionais, como:

- - Regular a relação ar-combustível;
- - Proporcionar uma perfeita mistura ar-combustível.

# 2.1- Combustão

A mistura do combustível com o ar aumenta a superfície de contacto entre ambos e têm influência decisiva na velocidade da combustão.

Quanto mais íntima a união dos elementos, melhor a combustão.

- Ar para a Combustão

Conhecendo-se a composição do combustível e com base na estequiometria da reacção, consegue-se calcular o ar necessário para a queima do combustível.

# 2.2- Ar Estequiométrico

A quantidade de ar que fornece o oxigénio teoricamente suficiente para a combustão completa do combustível, é chamada de "ar teórico" ou "ar estequiométrico".

Na prática, sabe-se que é muito difícil obter uma boa combustão apenas com o ar estequiométrico.

Se utilizar-se somente o "ar teórico", há grande probabilidade do combustível não queimar totalmente (haverá formação de CO ao invés de $CO_2$) e consequentemente a quantidade de calor libertada será menor.

# 2.2- Ar Estequiométrico

Quase todos os processos de combustão dependem do ar como fonte de oxigênio. O ar é composto por aproximadamente 21% de oxigênio e 79% de azoto ou nitrogénio isto em unidades de volume ou molares. Estes valores passam a ser a 23,2% de oxigênio e 76,8% de nitrogênio em unidades de massa. O peso molecular do ar é 28,97 kg/kg.mol (ou 28,97 lbm/lbm.mol).

A relação teória ou estequiométrica ar/combustível dá os requisitos mínimos de ar para a ocorrência da combustão completa de um combustível.

# 2.2- Ar Estequiométrico

**Tabela 2.1 Tabela de propriedades do ar**

| Gás | Análise volumétrica | Fracção Molar | Peso Molecular | Peso relativo |
|---|---|---|---|---|
| $O_2$ | 20,99 | 0,2099 | 32,00 | 6,717 |
| $N_2$ | 78,03 | 0,7803 | 28,016 | 21,861 |
| A | 0,94 | 0,0094 | 39,944 | 0,376 |
| $CO_2$ | 0,03 | 0,003 | 44,003 | 0,013 |
| $H_2$ | 0,01 | 0,0001 | 2,016 | |
| **Total** | 100,00 | 100 | ..... | 28,967 = $M_{ar}$ |

# 2.2- Ar Estequiométrico

- Para se garantir a combustão completa recorre-se a uma quantidade adicional de ar além do estequiométrico, garantindo desse modo que as moléculas de combustível encontrem o número apropriado de moléculas de oxigénio para completar a combustão. Essa quantidade de ar adicional utilizada é chamada de excesso de ar. Então o excesso de ar é a quantidade de ar fornecida além da teórica.

# 2.2- Ar Estequiométrico

O excesso de ar proporciona uma melhor mistura entre o combustível e o oxidante, mas deve ser criteriosamente controlado durante o processo de combustão. Deve-se conhecer a quantidade ideal mínima possível de excesso a ser introduzida na queima, pois o ar que não participa na combustão tende a esfriar a chama, sem contribuir para a reacção. Quanto maior o excesso de ar, maior o volume de gases nos produtos de combustão e consequentemente maior a perda de calor pela chaminé, influindo negativamente na eficiência da combustão.

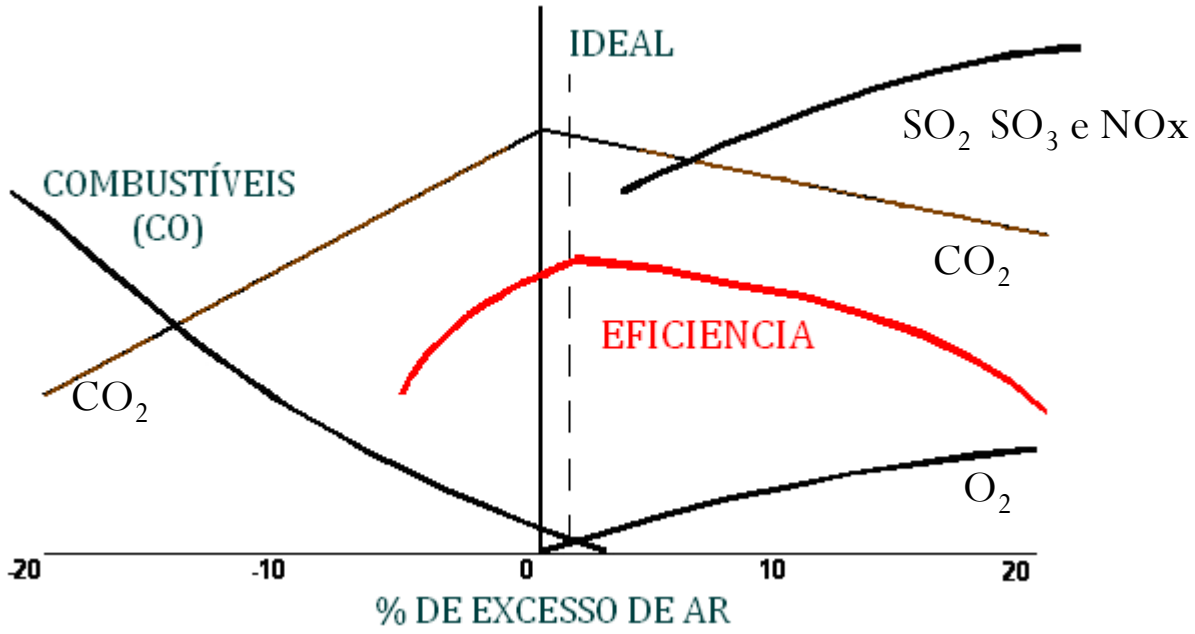
# 2.2- Ar Estequiométrico

As perdas por excesso de ar aumentam em proporção muito menor que as perdas com combustível não queimado, assim, nos processos de combustão industrial sempre se opera com excesso de ar.

A figura a seguir apresenta a relação entre a vazão de ar para a combustão e as perdas de calor nos gases de exaustão da caldeira. Pode-se observar que caminhando-se da esquerda para a direita, passa-se de uma zona onde as perdas de energia se dão através de combustíveis não queimados para outra onde estas perdas ocorrem por excesso de ar.

# 2.3- Excesso de Ar

Quando o nível de ar em excesso começa a abaixar primeiro aumenta a eficiência até o ponto em que ela começa a baixar (após o ponto estequiométrico) e segue abaixando com a diminuição do fluxo de ar para o processo. Com um conteúdo mais baixo de ar, a quantidade de combustíveis não queimados nos gases da chaminé aumenta e a eficiência cai rapidamente.



# 2.3- Excesso de Ar

O valor de excesso de ar a ser utilizado varia de acordo com o tipo de combustível a ser queimado e também com o equipamento de queima, sendo menor para combustíveis gasosos e maior para combustíveis líquidos e sólidos.

Isto acontece porque no processo de queima de combustíveis gasosos estes encontrarem-se bastante atomizados o que facilita que as moléculas estejam totalmente envolvidas pelo ar disponível.

# 2.4 - Cálculos Estequiométricos

Nos cálculos estequiométricos é de grande utilidade o emprego de unidades molares. O mol é a abreviação de molécula-grama (quantidade em gramas igual à massa molecular da substância considerada) e o Kmol a abreviação de molécula-quilograma (quantidade em quilogramas igual à massa molecular da substância considerada).

Durante a combustão, a massa de cada elemento permanece a mesma. Considere-se inicialmente na reacção:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

# 2.4.1 -Quantidade de $O_2$

Nesta equação, 1 kmol de carbono reage com 1 kmol de oxigénio formando 1 kmol de dióxido de carbono, ou então, 12 kg de carbono reagem com 32 kg de oxigénio para formar 44 kg de dióxido de carbono:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| C | + | $O_2$ | → | $CO_2$ |
| 1 kmol | | 1 kmol | | 1 kmol |
| 12 kg | | 32 kg | | 44 kg |

Logo:

1 kg de C necessita de 2,67 kg de $O_2$ (32/12)

# 2.4.1 -Quantidade de $O_2$

Para os outros constituintes do combustível, teremos:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $H_2$ | + | ½ $O_2$ | → | $H_20$ |
| 2 kg | | 16 kg | | 18 kg |

Logo:

1 kg de $H_2$ necessita de 8 kg de $O_2$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| S | + | $O_2$ | → | $SO_2$ |
| 32 kg | | 32 kg | | 64 kg |

Logo:

1 kg de S necessita de 1 kg de $O_2$

# 2.4.2 - Massa de $O_2$

Assim, a massa de oxigénio teórica necessária para a combustão completa do combustível será calculada pela seguinte expressão:

$m_{O2} = 2{,}67 \times (\%C) + 8 \times (\%H) + 1 \times (\%S)$ (kg $O_2$/kg comb.)

onde:

% C = percentagem de carbono existente na composição do combustível;

% $H_2$= percentagem de hidrogénio existente na composição do combustível;

% S = percentagem de enxofre existente na composição do combustível.

Caso existia $O_2$ na composição do combustível, deve-se descontar essa quantidade da massa total acima calculada.

# 2.4.2 - Massa de $O_2$

Assim para combustíveis com oxigénio:

$m_{O2}=2,67\ (\%C)+8\ (\%H)+1\ (\%S)-1\ (\%O_2)$ $(kg\ O_2/kg_{comb.})$ **(2.8)**

onde:

$\%O_2$ = percentagem de oxigénio existente na composição do combustível.

Na maioria dos processos de combustão, o oxigénio é fornecido pelo ar atmosférico. A composição do ar em peso é aproximadamente: 23% de oxigénio e 77% de nitrogénio. Logo, a quantidade teórica de ar para a combustão completa será:

$m^o_{ar}=11,5(\%C)+34,8(\%H)+4,35(\%S)-4,35(\%O_2)$ $(kg_{ar}/kg_{comb})$ **(2.9)**

# 2.4.3 -Moles de $O_2$

Se tiver-se uma $m_{O2}$=2,66 e souber-se que isso corresponde a 23% da composição em peso de ar, então a massa total de ar será:

2,66 – 23%
x – 100% x = 11,5 kg ar (Relativa ao carbono)
8 – 23%
x – 100% x = 34,8 kg ar (Relativa ao Hidrogénio)
1 – 23%
x – 100% x = 4,35 kg ar (Relativa ao Oxigénio)

Obs: Para se obter o número de moles (n) estequiométrico do ar de combustão, basta fazer-se:

$n_{O2} = m_{O2} / 32$
$n_{N2} = m_{N2} / 28$

Logo: nº moles de ar estequiométrico = $n_{O2} + n_{N2}$

# Densidade de alguns gases

| GÁS | Densidade Absoluta (kg/Nm³) | Densidade Relativa ao ar (adimensional) |
|---|---|---|
| Ar | 1,29 | 1,00 |
| Hidrogénio | 0,09 | 0,07 |
| Metano | 0,72 | 0,56 |
| Etano | 1,35 | 1,05 |
| Eteno (ou etileno) | 1,26 | 0,98 |
| Gás natural de Santos | 0,83 | 0,64 |
| Propano | 2,01 | 1,56 |
| Propeno (ou propileno) | 1,91 | 1,48 |
| n-Butano | 2,69 | 2,09 |
| iso-Butano | 2,68 | 2,08 |
| Buteno-1 | 2,58 | 2,00 |
| GLP (médio) | 2,35 | 1,82 |
| Acetileno | 1,17 | 0,91 |
| Monóxido de carbono | 1,25 | 0,97 |

# 2.4.4 - Volume de ar

Considerando a massa específica do ar a P = 1 atm e T = 0º C, $\varrho_{(ar)}$ igual a 1,2928 kg/m$^3$, tem-se que o volume teórico de ar para a combustão completa será:

- Para combustível sólido e líquido:

$$V_{ar}^{o} = 8,89 \cdot \frac{C^t}{100} + 26,9 \cdot \frac{H^t}{100} + 3,36 \cdot \frac{S^t}{100} - 3,36 \cdot \frac{O^t}{100} \left[\frac{m_{ar}^3 N}{kg_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.10)}$$

Onde:

8,89 (m$^3$)= 11,5/1,2928

26,9 (m$^3$)= 34,8/1,2928

3,36 (m$^3$)= 4,35/1,2928

- Para combustível gasoso;

$$V_{ar}^{o} = 0,0476\left\{0,5 \cdot CO + 0,5 \cdot H_2 + 1,5 \cdot H_2S) + \sum\left[(m + \frac{n}{4})C_m H_n\right] - O_2\right\} \left[\frac{m_{ar}^3 N}{m_{gás}^3}\right] \quad \textbf{(2.11)}$$

# 2.4.5 - Composição média de alguns combustíveis

- Caso não se disponha da composição elementar exacta do combustível usado em determinado processo de queima, poderão ser utilizados os valores médios abaixo apresentados:

| Composição | %C | $\%H_2$ | %S | $\%O_2$ | $\%N_2$ |
|---|---|---|---|---|---|
| Lenha | 47 - 52 | 6 - 9 | - | 40 - 44 | - |
| Gasóleo | 83 - 87 | 11 -16 | Até 5 | Até 7 | Até 7 |
| Gás natural | 73 - 77 | 23 - 26 | - | 1,5 - 2 | 1 - 2 |
| Bagaço de cana | 46 - 47 | 6 - 7 | - | 43 - 45 | |

# 2.4.6- Coeficiente de Excesso de ar

Para a combustão completa na fornalha é necessário introduzir maior quantidade de ar atmosférico do que a quantidade teórica. Esta quantidade chama-se quantidade de ar introduzido na fornalha e vai-se designar por: $\alpha = V_{ar}/V^{o}_{ar}$

Onde:

$V_{ar}$ – volume de ar real;

$\alpha$ - é uma característica muito importante do processo de combustão, caracteriza não só a combustão na fornalha, mas também outros elementos;

$\alpha_{fornalha}$ – depende do tipo de combustível, do método de incineração e da construção da fornalha.

# 2.4.6 - Coeficiente de Excesso de ar

Medindo os produtos de combustão na saída da chaminé pode-se calcular o coeficiente de excesso de ar pela fórmula:

Para combustão completa:

$$\alpha = \frac{21}{21 - 79\frac{O_2}{100 - (RO_2 + O_2)}} \qquad \textbf{(2.13)}$$

Para combustão incompleta (combustível líquido):

$$\alpha = \frac{21}{21 - 79\frac{\left(O_2 - \frac{1}{2}CO\right)}{100 - (RO_2 + O_2 + CO)}} \qquad \textbf{(2.14)}$$

Onde:

$O_2$ – Quantidade de oxigénio em percentagem

$CO$ – Quantidade de monóxido de carbono em percentagem

$RO_2$ – Somatório das percentagens de gás triatómicos presentes nos produtos de combustão

# 2.4.7 - Cálculo da necessidade real de ar

A quantidade do excesso de ar depende de vários factores, mas apresenta-se a seguir os valores mais utilizados para os combustíveis mais comuns:

| Combustível | Excesso de ar usado – EA(%) |
|---|---|
| Lenha | 40 - 50 |
| Gasóleo | 15 - 20 |
| Gás natural | 5 - 10 |

# 2.4.8- Massa e Volume de ar Reais

Logo, a massa e volume reais de ar a ser introduzida para queima do combustível será:

$m_{ar} = m^{o}_{ar} \cdot \alpha \ (kg_{ar}/kg_{comb.})$

$V_{ar} = V^{o}_{ar} \cdot \alpha \ (m^3_{ar}/kg_{comb.})$

Pode-se também calcular a massa e o volume reais do ar a partir do excesso de ar pela fórmula:

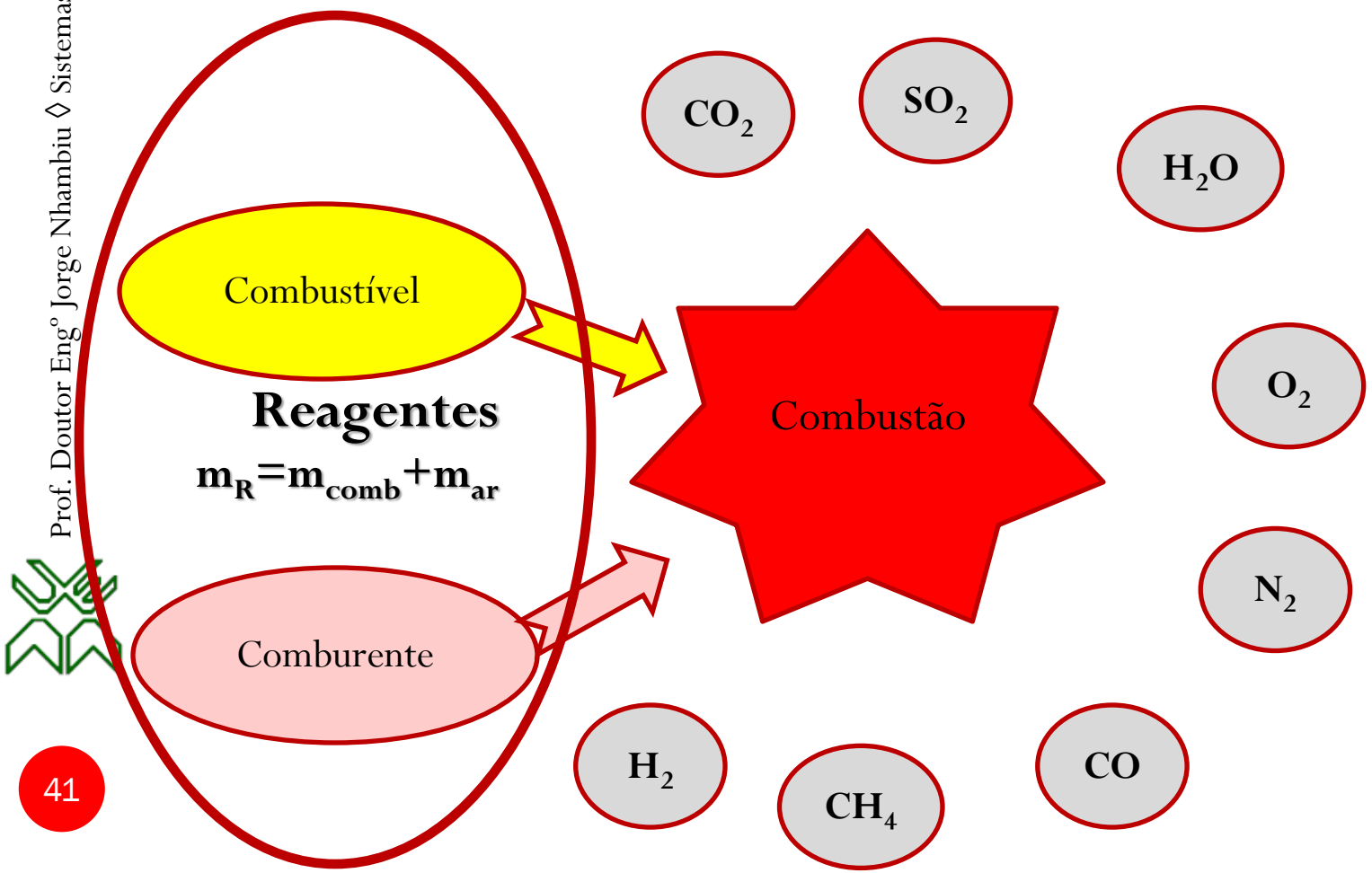
$m_{total\ ar} = m^{o}_{ar} + (m^{o}_{ar} \cdot EA/100) \quad (kg_{ar}/kg_{comb})$

$V_{total\ ar} = V^{o}_{ar} + (V^{o}_{ar} \cdot EA/100) \quad (m^3_{ar}/kg_{comb})$

onde: EA - é o excesso de ar em percentagem

# 2.5 - Composição dos Produtos de Combustão





# 2.5 - Composição dos Produtos de Combustão

A composição dos produtos de combustão a custa da queima de 1kg de combustível pode ser escrita na seguinte forma geral:

$$1kgcomb + ar = V_{co_2} + V_{so_2} + V_{H_2O} + V_{O_2} + V_{N_2} + V_{CO} + V_{CH_4} + V_{H_2} \quad \left[\frac{m^3}{kg_{combustv.}}\right] \quad \textbf{(2.15)}$$

Sendo que:

Para Combustão completa só existem $V_{CO2}$ ; $V_{SO2}$; $V_{H2O}$

Onde: $V_{CO2}$ e $V_{SO2}$ - são os volumes dos gases triatómicos secos.

$V_{H2O}$ – são os volume dos vapores de água formados devido à reacção química

Para mistura pobre também existem $V_{O2}$ – que são é volume dos elementos residuais da combustão.

Para mistura rica também $V_{CO}$; $V_{CH4}$; $V_{H2}$ – produtos da combustão incompleta.

# 2.5.1 - Formação de $CO_2$

Para se determinar a massa de produtos de combustão formada durante uma queima completa utiliza-se como referência as quantidades estequiométricas da reacção em questão. Assim:

Formação de $CO_2$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| C | + | $O_2$ | → | $CO_2$ |
| 12 kg | + | 32 kg | produz | 44 kg |

1 kg de C produz 3,67 kg $CO_2$

Logo, uma massa qualquer em kg de C irá produzir uma massa em kg de $CO_2$

Ex.: um combustível contendo 47% de C em sua composição, produzirá 1,723 kg de $CO_2$/kg combustível.

# 2.5.2 - Formação de $H_2O$

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| $H_2$ | + | ½ $O_2$ | → | $H_2O$ |
| 2 kg | | 16 kg | produz | 18 kg |

1 kg de $H_2$ produz 9 de kg de $H_2O$

Logo, uma massa qualquer em kg de $H_2$ irá produzir uma massa em kg de $H_2O$

Ex.: um combustível contendo 6,5% de $H_2$ em sua composição, produzirá 0,585 kg de $H_2O$/kg combustível.

Obs: No cálculo da quantidade total de água nos produtos de combustão também deve-se incluir a humidade do ar e do combustível (sólido) se for o caso.

# 2.5.3- Formação de $SO_2$

$S + O_2 \rightarrow SO_2$

32 kg 16 kg produz 64 kg

1 kg de S produz 2 kg de $SO_2$

Logo, uma massa qualquer em kg de S irá produzir uma massa em kg de $SO_2$

Ex.: um combustível contendo 1% de S em sua composição, produzirá 0,02 kg de $SO_2$ /kg Combustível.

# 2.6 - Cálculo do Nitrogénio

O Nitrogénio não participa da reacção, logo, a quantidade presente nos gases de exaustão não irá se alterar em relação a quantidade inicial que entra para a combustão. Para calcular-se a sua quantidade basta conhecer-se a quantidade estequiométrica de ar que entra para a combustão e aplicar o percentual em massa de $N_2$ na composição do ar (77%).

$N_2$ entra = $N_2$ sai = $m^o_{ar} \cdot 0,77$ (kg $N_2$)

# 2.7 - Moles dos Produtos

Para se obter o número de moles (n) estequiométrico dos produtos de combustão (gases secos), basta utilizar a fórmula:

$n = m / MOL$

Logo, tem-se:

nº moles estequiométricos $CO_2$ - $n_{CO2} = m_{CO2} / 44$

nº moles estequiométricos $SO_2$ - $n_{SO2} = m_{SO2} / 64$

nº moles estequiométricos $N_2$ - $n_{N2} = m_{N2} / 28$

Logo:

nº total estequiométricos de moles dos produtos de combustão = $n_{C02} + n_{SO2} + n_{N2}$

# 2.8 - Volume Real dos Produtos (combustível sólido e liquido)

Examine-se o volume dos produtos de combustão ás condições de combustão completa e falta de oxigénio residual.

$V_{CO} = 0$; $V_{CH4} = 0$; $V_{H2} = 0$

A quantidade de ar necessária para a combustão é a teórica.

$$V_{ar}^{o} \Rightarrow \alpha = 1{,}0 \Rightarrow V_{g}^{o} = V_{RO_2}^{o} + V_{N2}^{o} + V_{\Sigma H_2O}^{o} = V_{gases\,secos}^{o} + V_{H_2O}^{o} \qquad \textbf{(2.16)}$$

Examine-se o volume dos gases de combustão no caso de combustão completa e qualquer quantidade excedente de ar:

Nestas condições o volume dos produtos de combustão

$$V_g = V_g^o + \Delta V_{ar}^{ex} = V_g^o + \left(V_{ar} - V_{ar}^o\right) \qquad \textbf{(2.17)}$$

$$V_g = V_{RO_2} + V_{RO} + V_{H_2O} + \left(\alpha - 1\right)V_{ar}^o \cdot 0{,}21 \qquad \left[\frac{m^3 gases}{kg\left(m^3\right)_{combustivel}}\right] \qquad \textbf{(2.18)}$$

# 2.8 - Volume Real dos Produtos (combustível sólido e liquido)



$V_{RO2}$ – Usando as equações de reacção o volume dos gases triatómicos sob queima de 1kg de combustível sólido ou líquido pode ser calculado:

$$V_{RO_2} = \frac{3,67}{\rho_{co_2}} \cdot \frac{C^t}{100} + \frac{2}{\rho_{So_2}} \cdot \frac{S_v^t}{100} \quad \left| \begin{array}{l} \rho_{co_2} = 1,964\ kg/m^3 \\ \rho_{So_2} = 2,898\ kg/m^3 \end{array} \right. \qquad \textbf{(2.19)}$$

$$V_{RO_2} = 0,01866\left(C^t + 0,375 \cdot S^t\right)\frac{m^3 N}{kg} \qquad \textbf{(2.20)}$$

$V_{N2}$ - O $N_2$ entra nos produtos de combustão de dois modos:

com o ar $\Rightarrow 0,79 \cdot V^o_{ar} \cdot a$

com o combustível $\Rightarrow$ $\dfrac{N^t}{\rho_{N_2.100}} = \dfrac{N^t}{1,25 \cdot 100} = 0,008 N^t$

$$V_{N_2} = 0,79 \cdot V^o_{ar} \cdot \alpha + 0,008 \cdot N^t \quad \left[\frac{m^3 N}{kg}\right] \qquad \textbf{(2.21)}$$

# 2.8 - Volume Real dos Produtos (combustível sólido e liquido)

$V_{H_2O}$ - volume dos vapores de $H_2O$ nos produtos de combustão pode ser escrito como:

$$V_{H_2O} = V^H_{H_2O} + V^w_{H_2O} + V^{ar}_{H_2O} \quad \left[\frac{m^3}{kg\,comb}\right] \qquad \textbf{(2.22)}$$

$V^H_{H_2O}$ - formada pela reacção química de $O_2 + H_2$

$V^w_{H_2O}$ - formada pela evaporação do $H_2O$ do combustível

$V^{ar}_{H_2O}$ - formada pela introdução do vapor na fornalha com ar atmosférico

$$V^H_{H_2O} = \frac{9H^t}{\rho_{H_2O\cdot 100}} = \frac{9H^t}{0{,}804\cdot 100} = 0{,}1119\cdot H^t$$

$$V^w_{H_2O} = \frac{W^t}{\rho_{H_2O\cdot 100}} = 0{,}0124\,W^t \qquad \textbf{(2.23)}$$

$$V^{ar}_{H_2O} = V_{ar}\cdot a \approx 0{,}0161\cdot V_{ar}$$

Sendo ***a*** – a quantidade de água no ar

# 2.8 – Volume dos Produtos (combustível sólido e liquido)

O volume teórico do ar é dado por:

$$V^0_{ar} = 0,0889(C^t + 0,375 \cdot S^t) + 0,269 \cdot H^t - 0,0336 \cdot O^t \quad \left[\frac{m^3 N}{kg}\right] \qquad \textbf{(2.24)}$$

O volume teórico dos gases biatómicos calcula-se de:

$$V^0_{RO} = 0,79 \cdot V^0_{ar} + 0,008 \cdot N^t \quad \left[\frac{m^3 N}{kg}\right] \qquad \textbf{(2.25)}$$

O volume teórico de água obtém-se de:

$$V^0_{H_2O} = 0,1119 \cdot H^t + 0,0124 \cdot W^t + 0,0161 \cdot V^0_{ar} \quad \left[\frac{m^3 N}{kg}\right] \qquad \textbf{(2.26)}$$

# 2.8 – Volume dos Produtos (combustível sólido e liquido)

Volume teórico dos gases triatómicos:

$$V_{RO_2} = 1,867(C^t + 0,375 \cdot S^t)/100 \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \qquad \textbf{(2.27)}$$

O volume real dos gases biatómicos calcula-se de:

$$V_{RO} = V_{N_2}^0 + (\alpha - 1) \cdot 0,79 \cdot V_{ar}^0 \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \qquad \textbf{(2.28)}$$

O volume real de água obtém-se de:

$$V_{H_2O} = V_{H_2O}^0 + 0,0161(\alpha - 1) \cdot V_{ar}^0 \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \textbf{(2.29)}$$

# 2.8 – Volume dos Produtos (combustível sólido e liquido)

O volume real dos gases triatómicos calcula-se de:

$$V_{RO_2} = 1{,}867(C^t + 0{,}375 \cdot S^t)/100 \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \qquad \textbf{(2.30)}$$

O volume do oxigénio excedente obtém-se de:

$$V_{O_2} = 0{,}21(\alpha - 1) \cdot V_{ar}^0 \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \qquad \textbf{(2.31)}$$

O volume dos gases de combustão calcula-se de:

$$V_g = V_{RO_2} + V_{RO} + V_{H_2O} + V_{O_2} \quad \left[\frac{m^3 N}{kg_{comb}}\right] \qquad \textbf{(2.32)}$$

# 2.9 - Volume Real dos Produtos (combustível gasoso)

O volume de ar teórico calcula-se de:

$$V_{ar}^{o} = 0,0476\left\{0,5\cdot CO + 0,5\cdot H_2 + 1,5\cdot H_2S + \sum\left[\left(m+\frac{n}{4}\right)C_mH_n\right] - O_2\right\}\left[\frac{m^3N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.33)}$$

Volume Teórico dos gases Biatómicos $[m^3/m^3]$

$$V_{RO}^{o} = 0,79\cdot V^{o}_{ar} + 0,01\cdot N_2\left[\frac{m^3N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.34)}$$

Volume Teórico dos gases Triatómicos $[m^3/m^3]$

$$V_{R0_2}^{o} = 0,01\cdot\left[CO_2 + CO + H_2S + \sum\left(mC_mH_n\right)\right]\left[\frac{m^3N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.35)}$$



Volume Teórico de água $[m^3/m^3]$

$$V_{H_20}^{o} = 0,01\cdot\left\{H_2S + H_2 + \sum\left[\left(\frac{n}{2}\right)C_mH_n\right] + 0,0124\cdot W\right\} + 0,0161\cdot V_{ar}^{o}\left[\frac{m^3N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.36)}$$

# 2.9 - Volume Real dos Produtos (combustível gasoso)

Volume real dos gases Biatómicos $[m^3/m^3]$

$$V_{R_2} = V^o_{N_2} + (\alpha - 1) \cdot V^o_{ar} \cdot 0,79 \left[\frac{m^3 N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.36)}$$

Volume real dos gases Triatómicos $[m^3/m^3]$

$$V_{R0_2} = 0,01 \cdot \left[CO_2 + CO + H_2S + \sum (mC_mH_n)\right] \left[\frac{m^3 N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.37)}$$

Volume real de água $[m^3/m^3]$

$$V_{H_20} = V^o_{H_20} + 0,0161 \cdot (\alpha - 1) \cdot V^o_{ar} \left[\frac{m^3 N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.38)}$$



Volume do oxigénio excedente $[m^3/m^3]$

$$V_{O_2} = 0,21 \cdot (\alpha - 1) \cdot V^o_{ar} \left[\frac{m^3 N}{m^3_{comb}}\right] \quad \textbf{(2.39)}$$

# Combustão Estequiométrica de Gases com Ar Atmosférico

| GÁS | Ar de combustão (Nm³ar / Nm³ gás) | Produtos da Combustão (Nm³ p.c. /Nm³ gás) |
|---|---|---|
| Monóxido de carbono | 2,40 | 2,90 |
| Metano | 9,62 | 10,62 |
| Acetileno | 12,02 | 12,52 |
| Eteno (etileno) | 14,42 | 15,42 |
| Etano | 16,83 | 18,33 |
| Propeno (propileno) | 21,36 | 23,13 |
| Propano | 24,04 | 26,04 |
| Buteno | 28,85 | 30,85 |
| Butano | 31,25 | 33,75 |
| Hidrogênio | 2,40 | 2,90 |