

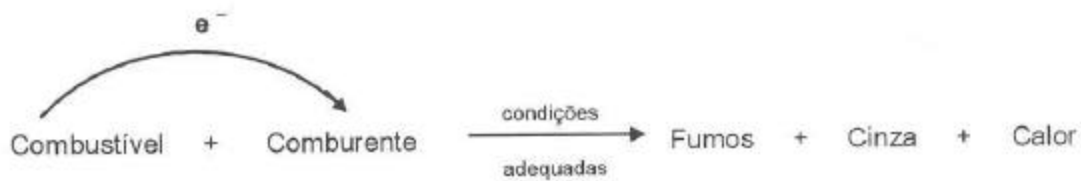
Química Geral I prof. Barbieri

Capítulo XI – Combustão e combustíveis

1. Combustão

- Combustão é uma reação química, mais especificamente como sendo uma reação de oxidação a alta temperatura, e assim sendo, necessitando de uma energia de ativação, obtida normalmente pela elevação de temperatura em um ponto de combustível;
- Assim sendo, para que ocorra uma reação de combustão, devem estar presentes simultaneamente, o combustível, o comburente e a energia de ativação;
- O calor liberado pela reação em um ponto do combustível serve como energia de ativação e o processo se torna auto-ativante e continua até o término de todo o combustível;
- Toda combustão é uma reação de oxidação-redução (transferência de elétrons);
- O combustível atua sempre como fonte de elétrons;
- O comburente recebe e fixa os elétrons cedidos pelo combustível, agindo como oxidante.

Genericamente pode-se representar a reação de combustão da seguinte forma:



exemplo:



2. Combustível

- Combustível é qualquer substância capaz de produzir de maneira fácil e econômica, energia térmica por reação química ou nuclear;
- Geralmente são materiais carbonáceos que reagem facilmente com o oxigênio do ar, produzindo calor em grande quantidade.

2.1. Classificação dos combustíveis:

- Sólidos:

Naturais: carvões fósseis, madeira, lenha;

Preparados: coque, carvão vegetal, resíduo industrial;

- Líquidos:

Naturais: petróleo cru, gasolina natural;

Preparados: álcool, querosene, óleo diesel, gasolina;

- Gasoso:

Naturais: gás natural;

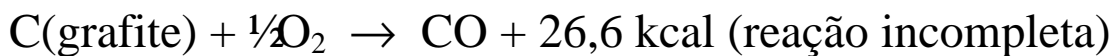
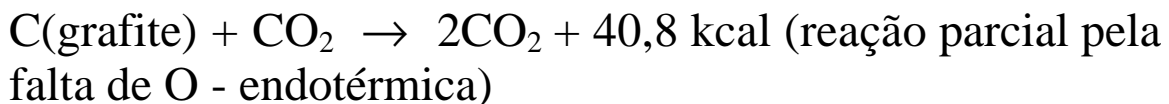
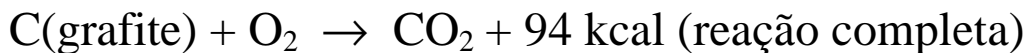
Preparados: GLP, gases derivados de petróleo;

2.2. Composição dos combustíveis:

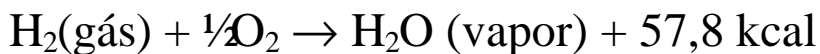
2.2.1. Elementos essenciais: Carbono e hidrogênio.

- São muito frequentes na composição dos combustíveis respondendo pela geração de calor e pela função redutora;
- Podem estar presentes na forma isoladas (subst. Simples) ou combinados na forma de hidrocarbonetos (Ex; GLP, CH₄ etc);

Reações de combustão: **carbono**



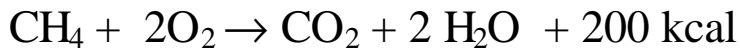
Reações de combustão: **hidrogênio**



2.2.2. Elementos Secundários: O, N, S e P).

Reações de combustão: **Oxigênio**

- A presença de oxigênio nos combustíveis acarreta sistematicamente uma redução na geração de calor;
- Combustíveis oxigenados geram menos quantidade de calor;
- Em suma, é indesejável e desvantajosa a presença desse elemento na constituição dos combustíveis.



- Admite-se que o oxigênio presente em um combustível, anule por oxidação parcial, preferencialmente o hidrogênio em lugar do carbono;

Assim, deve-se subtrair da quantidade total de hidrogênio a parcela já queimada, chamando de:

Convenção:

H_T (hidrogênio total) a quantidade total de hidrogênio presente no combustível;

H_C (hidrogênio combinado) a parcela oxidada pelo oxigênio do combustível; e

H_L (hidrogênio livre) a quantidade de hidrogênio útil para o processo de combustão.

A quantidade de hidrogênio de um combustível pode ser representado por:

$$H_T = H_C + H_L$$

- O cálculo das quantidades de hidrogênio livre e combinado num combustível é feito pela fórmula e na reação da água que é produto formado na oxidação do hidrogênio.

Assim para efeito de geração de calor na combustão, considera-se que cada átomo de O presente na formula do combustível anule 2 átomos de H, então a relação fica:

Em massa:

- Pela reação: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

Pode-se observar que 2g de hidrogênio combinando com 16g de oxigênio, desta forma:

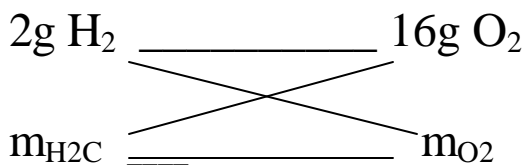
m_{O_2} a massa de oxigênio presente no combustível;

m_{H_2C} a massa de hidrogênio combinado;

m_{H_2L} a massa de hidrogênio livre (útil para o processo)

m_{H_2T} a massa de hidrogênio total.

Podem ser deduzidas as seguintes relações:



assim $m_{H_2C} = \frac{m_{O_2}}{8}$, como $H_T = H_C + H_L$, então:

$$m_{H_2L} = m_{H_2T} - \frac{m_{O_2}}{8}$$

Em quantidade de matéria

- pela reação analisada pode-se concluir também que 1 mol de hidrogênio reage com 0,5 mol de oxigênio. Assim, chamando-se de:

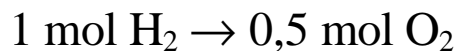
n_{O_2} a quantidade de matéria de oxigênio presente no combustível;

n_{H_2C} quantidade de matéria de hidrogênio combinado;

n_{H_2L} quantidade de matéria de hidrogênio livre; e

n_{H_2T} quantidade de matéria total de hidrogênio.

as seguintes relações podem ser escritas;



$$n_{H_2C} \rightarrow n_{O_2}$$

$$\text{assim: } n_{H_2C} = 2 n_{O_2}$$

$$\text{como: } H_L = H_T - H_C$$

$$n_{H_2L} = n_{H_2T} - 2n_{O_2}$$

EXEMPLO DE CÁLCULO

11.a - Um combustível apresenta a composição abaixo em 1000 g:

C	H	O	S	umidade	Cinza
720	70	80	48	38	44

Para 1 kg do combustível, pede-se calcular:

- em quantidade de matéria e em massa, as quantidades de hidrogênio livre e hidrogênio combinado;
- as massas de água formada, combinada e total nos fumos da combustão;
- a massa de água do combustível;
- a massa do combustível capaz de gerar calor.

Resolução:

Base de Cálculo: 1000 g do combustível

De acordo com a base de cálculo, o combustível possui:

$$70 \text{ g de hidrogênio portanto, } n_2 = \frac{70}{2} = 35 \text{ mol}$$

$$80 \text{ g de oxigênio portanto, } n_2 = \frac{80}{32} = 2,5 \text{ mol}$$

a) cálculo das quantidades de hidrogênio:

$$n_{H_2\text{Livre}} = n_{H_2\text{Total}} - 2n_{O_2} = 35 - 2 \times 2,5 = 30\text{mol}$$

$$n_{H_2\text{Combinado}} = 2n_{O_2} = 2 \times 2,5 = 5,0\text{mol}$$

$$m_{H_2\text{Livre}} = m_{H_2\text{Total}} - \frac{m_{O_2}}{8} = 70 - \frac{80}{8} = 60\text{g}$$

$$m_{H_2\text{Combinado}} = \frac{2m_{O_2}}{8} = \frac{80}{8} = 10\text{g}$$

b) cálculo das quantidades de água

Para calcular as massas de água, leva-se em conta que:

- o hidrogênio livre produzirá nos fumos, a água formada;
- o hidrogênio combinado produzirá nos fumos, a água combinada;
- o hidrogênio total produzirá água total presente nos fumos (se o combustível possui água na forma de umidade, como neste caso, sua quantidade).
deve ser também considerada).

Pela reação de formação da água, concluímos que um mol de H_2 gera um mol de água.



1mol

1mol

Assim:

$$n_{\text{H}_2\text{O FORMADA}} = n_{\text{H}_2 \text{ LIVRE}} = 30 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O COMBINADA}} = n_{\text{H}_2 \text{ COMBINADO}} = 5 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O FORMADA}} = 30 \times 18 = 540 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O COMBINADA}} = 5 \times 18 = 90 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O TOTAL FUMOS}} = m_{\text{H}_2\text{O FORMADA}} + m_{\text{H}_2\text{O COMBINADA}} + m_{\text{UMIDADE}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O TOTAL NOS FUMOS}} = 540 + 90 + 38 = 668 \text{ g}$$

$$\text{c) } m_{\text{H}_2\text{O Combustível}} = m_{\text{H}_2\text{O Combinada}} + m_{\text{Umidade}} \quad m_{\text{H}_2\text{O Combustível}} =$$

$$90 + 38 = 128 \text{ g}$$

$$\text{d) } m_{\text{Capaz de Gerar Calor}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H Livre}} + m_{\text{S}}$$

$$m_{\text{CAPAZ DE GERAR CALOR}} = 720 + 60 + 48 = 828 \text{ g}$$

Reações de combustão: **nitrogênio**

- O nitrogênio apresenta grande inércia química, caracterizada por uma baixa tendência de combinação, inclusive nos processos usuais de combustão;
- O nitrogênio presente num combustível não se oxida durante o processo de combustão e assim, em nada contribui para a geração de calor;
- Entretanto o nitrogênio como uma espécie material possui massa, e sua presença no combustível aumenta a massa total do mesmo;

- O Poder Calorífico de um combustível é a relação entre a quantidade de calor gerado e a unidade de massa (ou de volume) do combustível queimada:

$$PC = \frac{Q_{gerado}}{massa(volume)queimado}$$

- Conclui-se que a presença deste elemento contribui apenas para o aumento da massa (ou de volume), é desvantajosa, pois acarreta uma diminuição do Poder Calorífico do combustível.

Reações de combustão: **enxofre**

- Durante uma combustão, o enxofre presente em um combustível, se oxida de acordo com as reações:



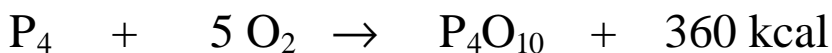
- Então, sob o aspecto energético, não há dúvida que a presença de enxofre apresenta interesse, porém, paralelamente, há um aspecto altamente negativo que anula esta vantagem e torna a presença desse elemento inconveniente. São os produtos da sua oxidação;

- Tanto o SO_2 como o SO_3 são substâncias extremamente tóxicas e corrosivas, constituindo-se em poderosos agentes poluentes;
- Mesmo sob condições favoráveis de umidade do ar externo o SO_2 reage com a água presente nos produtos da combustão, formando o ácido sulfuroso (H_2SO_3). O SO_3 dá origem ao ácido sulfúrico (H_2SO_4).



Reações de combustão: **fósforo**

- O fósforo presente no combustível se oxida de acordo com a reação:



- O produto formado em contato com a umidade do ar externo, forma o ácido fosfórico (H_3PO_4) que sendo corrosivo, torna indesejável a presença de fósforo no combustível.



Resolução de exercícios (1 ao 5).

3. Comburente:

- Embora outras substâncias possam atuar como comburente, recebendo e fixando os elétrons cedidos pelo combustível, industrialmente, quase que na totalidade dos casos, o comburente é o oxigênio e sua fonte, normalmente, o ar atmosférico.

A composição média percentual (volumétrica ou em mols) do ar seco é:

nitrogênio (N_2) → 78,03%

oxigênio (O_2) → 20,99%

argônio (Ar) → 0,94%

dióxido de carbono (CO_2) → 0,03%

hidrogênio (H_2) → 0,01%

(os demais gases nobres encontram-se em proporções desprezíveis).

Pode-se considerar apenas duas frações:

- **Oxigênio (comburente) = 20,99%**
- **Inertes (nitrogênio e gases raros) = 79,01%**

- Para efeito de cálculos práticos de combustão, considera-se **a composição volumétrica ou em mols do ar seco** como:

Oxigênio (O₂) 21% e Nitrogênio (N₂) 79%

A fração considerada como "nitrogênio" abrange todos os gases raros e o dióxido de carbono.

Para efeito de cálculos estequiométricos considera-se a massa molar dessa fração como 28 g/mol, em vista das pequenas proporções dos outros gases.

Em consequência desta simplificação a massa molar média do ar seco será:

$$\bar{M} = 0,21 \times 32 + 0,79 \times 28 = 28,84 \text{ g/mol}$$

Pode-se considerar, portanto, em cálculos estequiométricos, que em 100 L de ar atmosférico seco tem-se 21 L de O₂ e 79 L de N₂.

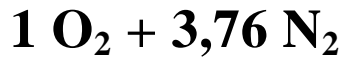
E ainda que uma quantidade de matéria de 100 mols de ar atmosférico seco possui 21 mols de O₂ e 79 mol de N₂.

Portanto, pode-se considerar que 1 L de oxigênio captado do ar atmosférico seco virá acompanhado de nitrogênio, na seguinte proporção:

21 L de O₂ → 79 L de N₂

1 L de O₂ → X sendo $X = \frac{79}{21} = 3,76L$

Assim considera-se a **fórmula de ar**, em quantidade de matéria ou em volume, como:



A **composição em massa de ar atmosférico seco** pode ser considerada para cálculos estequiométricos como:

- **oxigênio (O₂) 23,2 % e nitrogênio (N₂) 76,8 %**

EXEMPLOS DE CÁLCULO

11b - Deduzir a relação que permite obter, em quantidade de matéria ou em volume, a quantidade de ar que contém uma certa quantidade de O₂.

Solução:

em quantidade de matéria

Como foi visto:

100 mol de ar contém 21 mol de O₂

n_{AR} contém nO₂

assim:

$$n_{AR} = n_{O_2} \times \frac{100}{21} = \frac{n_{O_2}}{\frac{21}{100}} = \frac{n_{O_2}}{0,21}$$

desta forma pode-se obter:

$$n_{AR} = \frac{n_{O_2}}{0,21}$$

ou

$$n_{O_2} = 0,21 \times n_{AR}$$

em volumes:

Seguindo o mesmo raciocínio, tem-se:

100 volumes de ar contém 21 volumes de O_2

V_{AR} contém V_{O_2}

$$V_{AR} = V_{O_2} \times \frac{100}{21} = \frac{V_{O_2}}{\frac{21}{100}} = \frac{V_{O_2}}{0,21}$$

Assim, obtém-se:

$$V_{AR} = \frac{V_{O_2}}{0,21}$$

ou

$$V_{O_2} = V_{AR} \times 0,21$$

11 c - Deduzir a relação que permite obter em quantidade de matéria ou em volume, a quantidade de N₂ contida numa certa quantidade de ar. Solução em mols:

100 mol de ar contém 79 mol de N₂

n_{AR} contém n_{N_2}

de onde

$$n_{AR} = n_{N_2} \times \frac{100}{79} = \frac{n_{N_2}}{0,79} \quad \text{desta forma obtém-se}$$

$$n_{AR} = \frac{n_{N_2}}{0,79}$$

ou

$$n_{N_2} = n_{AR} \times 0,79$$

em volumes:

100 volumes de ar contém 79 volumes de N₂

V_{AR} contém V_{N_2}

onde

$$V_{AR} = V_{N_2} \times \frac{100}{79} = \frac{V_{N_2}}{0,79} \quad \text{desta forma obtém-se}$$

$$V_{AR} = \frac{V_{N_2}}{0,79}$$

ou

$$V_{N_2} = V_{Ar} \times 0,79$$

Resolução de exercícios (6 ao 10).

4. Gases Residuais ou fumos:

- As substâncias gasosas produzidas pela reação dos elementos químicos constituintes combustíveis com o oxigênio constituem os fumos da combustão, sendo estes, o veículo transporte da maior parte do calor gerado na combustão;
- CO₂, SO₂, CO, O₂, N₂ e vapor de água são os componentes normalmente presentes nos fumos;
- A composição dos fumos pode ser apresentada em porcentagens em massa, em mols em volumes dos componentes.
- Os fumos podem ainda ser considerados em base seca (quando se despreza o vapor água presente na mistura), ou em base úmida (quando o vapor de água presente r fumos é considerado um dos seus componentes).
- A *fumaça* normalmente vista nas chaminés é uma mistura dos *fumos* com *neblinas e poeiras*.

- As *neblinas* são constituídas por partículas de líquidos em suspensão (água hidrocarbonetos pesados condensados pelo resfriamento dos gases).
- As *poeiras* são formadas por partículas sólidas em suspensão (cinzas ou partículas sólida do combustível arrastada pelos gases).

5. Cinzas:

- É o resíduo sólido da combustão de um combustível sólido. As cinzas de um carvão podaram ser intrínsecas ou acidentais.
- As intrínsecas são constituídas pela matéria mineral que estava presente no material, vegetal que deu origem ao carvão.
- As acidentais são constituídas por argila, ou outra matéria inorgânica, depositada juntamente com o carvão.
- Não existe uma composição padrão para as cinzas de um carvão, pois a composição varia de local para local de onde o carvão é extraído.
- A matéria mineral é normalmente constituída por piritas de ferro (FeS_2), silicatos hidratados de alumínio, carbonatos de cálcio e magnésio, cloretos alcalinos e outros compostos inorgânicos.

- As cinzas são constituídas pelo resíduo que permanece após a queima total do carvão. Sua massa é normalmente menor que a massa da matéria mineral original. Isto se deve ao fato de que a matéria mineral original sofre decomposição parcial durante o processo de combustão.
- Carvões de boa qualidade apresentam teor de cinzas que varia de 7 a 12% em massa.

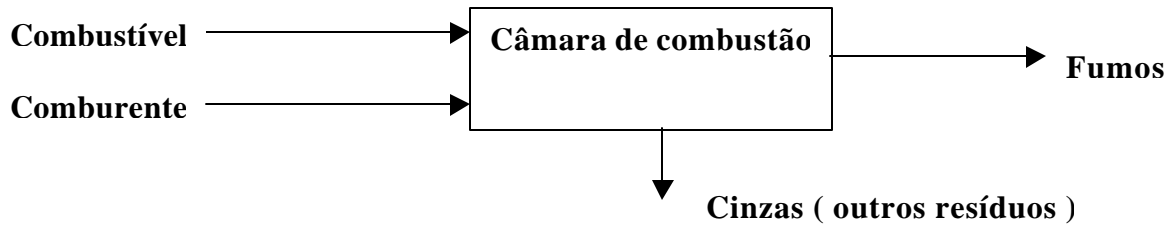
6. Reação de combustão:

De forma geral, a reação de combustão se dá em fase gasosa.

- Combustíveis líquidos são previamente vaporizados. A reação de combustão se dá entre o vapor do líquido e o oxigênio intimamente misturado.
- No caso de combustíveis sólidos existe um certo grau de dificuldade, pelo fato de a reação ocorrer na interface sólido - gás.
- É necessária a difusão do oxigênio através dos gases produzidos na combustão (os quais envolvem o sólido), para atingir a superfície do combustível;
- Além disso, a superfície fica normalmente recoberta de cinzas, o que representa mais uma dificuldade para o contato combustível - comburente.

7. Esquema de processo:

De forma simples podemos representar o processo de combustão da seguinte maneira:



(o esquema acima é de grande utilidade para a solução dos problemas que serão vistos adiante)

8. Tipos de combustão:

Dependendo das quantidades relativas combustíveis e comburentes alimentadas no processo, podem ocorrer três tipos de combustão:

- Incompletas: quando a quantidade de oxigênio alimentada é menor que quantidade estequiometricamente necessária, para oxidar totalmente todas as frações do combustível.
- Teoricamente completa: quando a alimentação de oxigênio é feita com a quantidade estequiométrica necessária, para oxidar totalmente todas as frações do combustível.
- Completas: quando se alimenta uma quantidade de oxigênio maior que a quantidade estequiométrica necessária para oxidar totalmente todas as frações do combustível.

A composição dos fumos varia de acordo com o tipo de combustão, nos permitindo ter uma indicação da combustão obtida.

Nas combustões **incompletas** aparece nos fumos grande quantidade de frações sem queimar, como o CO (e hidrocarbonetos em algumas situações). Não há presença de oxigênio.

Nas combustões **teoricamente completas** verifica-se a presença de pequena quantidade de CO nos fumos e quantidade desprezível (ou nula) de oxigênio.

Em combustões completas haverá a presença de oxigênio nos fumos, em maior ou menor quantidade (dependendo do combustível queimado e do excesso empregado) e quantidade desprezível (ou nula) de CO.

9. Razões do uso de excesso de comburente em processos de combustão

Quando num processo de combustão, se fixa a proporção de alimentação de combustível e comburente de modo a obter-se uma combustão estequiométrica, nota-se que, invariavelmente, recai-se numa combustão incompleta ou parcial. As combustões estequiométricas são portanto teóricas ou ideais.

Na prática, para obter-se combustões completas, é necessário alimentar comburente em excesso.

Duas são as razões da necessidade do excesso:

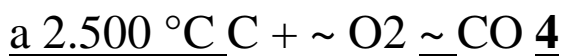
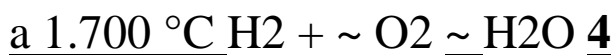
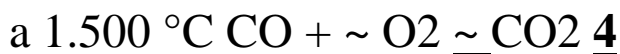
a) Contato combustível - comburente

À medida que se aumenta a quantidade de moléculas de O₂, aumenta a probabilidade de choque com as moléculas do combustível (ou com suas partículas finamente divididas). Assim, cresce a taxa de conversão dos reagentes em produtos da reação.

b) Deslocamento do equilíbrio químico das reações.

As reações de combustão ocorrem em fase gasosa, e são reações de equilíbrio químico (reversíveis).

Os equilíbrios ocorrem como decorrência das temperaturas atingidas sendo impossível evitar que se estabeleçam.



Como já foi visto, as reações diretas (sentido para a direita) são exotérmicas, liberam calor. Em decorrência, as reações inversas (sentido para a esquerda) são endotérmicas.

Num processo de combustão sempre se atinge temperaturas elevadas, o que acarreta o estabelecimento do equilíbrio químico.

Com o aumento da concentração de oxigênio no sistema, evitamos o deslocamento do equilíbrio no sentido da re formação dos reagentes (ou seja, para a esquerda).

A porcentagem de ar em excesso é expressa em relação à quantidade teórica, estequiometricamente calculada.

Trata-se de uma parcela a ser alimentada além da quantidade teórica (ou estequiométrica).

10 - Ordem de Grandeza do Excesso de Comburente

- Para que se obtenha um rendimento máximo do processo, a quantidade de excesso deve ser limitada ao valor que propicie ganho do calor.
- O que nota é que a partir de uma certa quantidade, o aumento do excesso apresenta como resultado uma diminuição na temperatura da câmara de combustão. Isto ocorre porque o comburente alimentado em excesso exagerado além de não contribuir para o aumento da energia gerada, rouba calor do sistema, aquecendo-se.
- Sabe-se que a força propulsora da transferência do calor de uma fonte quente para uma fria, é a diferença de temperatura.
- Assim, se, no limite, resfria-se a câmara de combustão até a temperatura da fonte fria, perde-se capacidade de transferir calor (aquecer), embora tenha-se geração de calor no processo.
- A quantidade adequada do excesso a ser aplicado depende do tipo de combustível, da construção da instalação e das condições de operação.

- Levando-se em conta somente o estado físico do combustível, o excesso recomendado varia conforme segue:

combustíveis gasosos 5 a 30% de ar em excesso;
combustíveis líquidos 20 a 40% de ar em excesso;
combustíveis sólidos 30 a 100% de ar em excesso.

11 - Ordem de Grandeza do Excesso de Comburente

- O controle tem como objetivo, verificar se uma combustão está sendo efetuada com a porcentagem correta de ar em excesso, de acordo com o combustível queimado e demais condições do processo.
- Os fumos são analisados no aparelho de Orsat, obtendo-se as porcentagens volumétricas de CO₂, O₂, CO e N₂ em base seca (isenta do vapor de água).
- O excesso adequado de ar e fatores como o tipo de queimador, a atomização do combustível e o efetivo controle do processo, contribuem para o aumento da eficiência na geração de calor.
- Na combustão com insuficiência de comburente a fumaça geralmente apresenta coloração negra e contém fuligem, em consequência da queima incompleta do carbono.
- Quando o excesso de ar é adequado a coloração oscila entre cinza e marrom claro, na maior parte das vezes.

- Quando a quantidade de ar é excessiva, a fumaça apresenta normalmente coloração branca.

11.1 – Acessórios automotivos para prevenção de poluição

- Catalisador;
- Injeção eletrônica;
- Cannister;
- Controle de emissão de poluentes por veículos.

12 – Conceitos e Definições sobre o comburente.

- **Oxigênio Teórico**: é a quantidade estequiométrica de oxigênio necessária para oxidar totalmente todas as frações do combustível.
- Quando se calcula o oxigênio teórico, deve-se impor queima completa (oxidação total) da quantidade total de todas as frações do combustível, mesmo que se disponha de informações sobre ocorrência de oxidação parcial, ou perda de combustível no processo de combustão.

- Se o combustível contém oxigênio na sua constituição, deve-se subtrair da quantidade estequiometricamente calculada, a parcela existente no combustível.
- De forma resumida pode-se definir o oxigênio teórico por meio da relação a seguir, a qual é válida tanto para quantidades de matéria como para volumes:

$$\mathbf{O_2 \text{ teórico} = O_2 \text{ para a combustão completa} - O_2 \text{ do combustível}}$$

Para efeito de cálculos estequiométricos de combustão considera-se a seguinte seqüência de reações:



- Assim, se ocorrer insuficiência na alimentação de oxigênio (não havendo a quantidade necessária para oxidar totalmente o carbono e o hidrogênio), considera-se que o oxigênio disponível queimará todo o hidrogênio e oxidará todo o carbono a CO.

Uma parte do CO formada será oxidada a CO₂ pelo oxigênio restante.

- Nesses casos, há perda de calor latente nos fumos, pois perde-se combustível sem queimar, o que não é interessante na prática.

- **Ar Teórico:** é a quantidade de ar que contém a quantidade de oxigênio teórico.

Como já foi visto, a quantidade de oxigênio do ar é de 21 % em volume ou mols. Assim:

100 mol (ou volumes) de ar contém 21 mol (ou volumes) de O₂

Ar teórico contém oxigênio teórico

$$Ar_{teorico} = \frac{O_{2teorico}}{0,21}$$

- **Oxigênio em Excesso:** é a quantidade adicional de comburente além da teórica, aplicada para garantir a combustão completa.

É convenção exprimir-se o excesso de oxigênio como uma porcentagem (volumétrica ou em mols) do oxigênio teórico. Assim,

$$\% O_{2excesso} = \frac{O_{2excesso}}{O_{2teorico}} \times 100$$

- **Ar em Excesso:** é a quantidade de ar que contém o oxigênio em excesso.

$$Ar_{excesso} = \frac{O_{2excesso}}{0,21}$$

$$Ar_{excesso} = \frac{Ar_{em.excesso}}{Ar_{teorico}} \times 100$$

- **Oxigênio real**: é a quantidade total de oxigênio aplicada ao processo.

$$O_2 \text{ REAL} = O_2 \text{ TEORICO} + O_2 \text{ EXCESSO}$$

- **Ar real**: é a quantidade de ar que contém o oxigênio real.

$$Ar_{REAL} = \frac{O_{2.REAL}}{0,21} \quad \text{ou} \quad Ar_{REAL} = Ar_{TEORICO} + Ar_{EXCESSO}$$