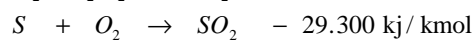
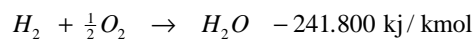
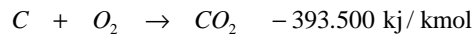


cap. I - COMBUSTÃO

Reações de combustão são reações químicas que envolvem a oxidação completa de um combustível. Materiais ou compostos são considerados combustíveis industriais quando sua oxidação pode ser feita com liberação de energia suficiente para aproveitamento industrial.

Os principais elementos químicos que constituem um combustível são Carbono, Hidrogênio e em alguns casos, Enxôfre. Estes elementos reagem com oxigênio, e na sua forma pura apresentam a seguinte liberação de calor:



1.1 - Composição típica dos combustíveis

A maior parte dos combustíveis fósseis são hidrocarbonetos, e as composições típicas são de: carbono, hidrogênio e oxigênio. Combustíveis vegetais, produtos de madeira e refugo (bagaço, serragem, cascas, etc.) são carboidratos que contém 1/2 átomo de oxigênio para cada átomo de hidrogênio. Seus produtos de combustão são similares aqueles dos hidrocarbonetos (CO₂ e H₂O) mas a energia liberada durante a combustão é comparativamente menor.

Tabela 1.1 - Composição típica de alguns combustíveis

	C	H	O	N,S,etc.
Gás Natural	~75	~25	-	-
Petróleo	84~86	11~14	0~3	0~5
Carvão Mineral	78~95	~7	1~15	1~5
Lenha	49	6	43	~1

1.2 - Análise dos combustíveis

Os combustíveis gasosos são usualmente misturas de gases que podem ser identificados individualmente. Combustíveis líquidos destilados tais como a gasolina ou o querosene também são misturas de hidrocarbonetos simples que podem ser separados e identificados. Carvões, óleos combustíveis residuais e combustíveis vegetais têm estruturas complexas, difíceis de se reduzir a componentes individuais. No entanto, para a maior parte de nossos propósitos a análise ELEMENTAR do combustível é

tudo o que é preciso. Dada a análise elementar de um combustível em termos de C, H, O, S, etc., é possível calcular-se o requisito teórico de ar e a quantidade e composição dos produtos de combustão.

1.3 - Estequiometria da combustão

A maioria dos processos industriais de combustão utiliza o ar ambiente como fonte de fornecimento de oxigênio para a combustão. O conhecimento das necessidades de ar para combustão, bem como da composição e volume dos produtos de combustão é fundamental para o projeto e controle de equipamentos de combustão. A estequiometria química nos fornece os principais dados necessários aos cálculos de combustão.

Os pesos atômicos dos principais elementos envolvidos em combustão, bem como a composição do ar ambiente encontram-se na tabela abaixo:

Elemento	em massa	em volume
oxigênio	23,2%	21%
nitrogênio	76,8%	79%

Elemento	Peso Atômico
Carbono	12
Hidrogênio	1
Oxigênio	16
Nitrogênio	14
Enxôfre	32

Sabe-se que alguns dos números acima requerem correção decimal. Os erros são pequenos e podem ser ignorados em grande parte se tomados no contexto da precisão das medições industriais comuns.

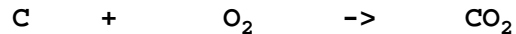
O peso molecular de um material é a soma dos pesos atômicos que o constituem. Por exemplo, o peso molecular do monóxido de carbono, CO, é:
 $12 + 16 = 28$

da água, H₂O, é:

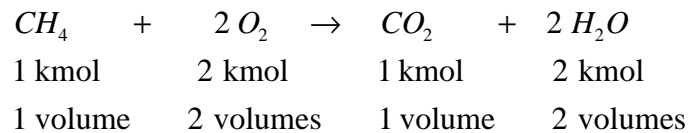
$$2 + 16 = 18, \quad \text{e assim por diante.}$$

Não existem unidades comuns, mas uma unidade prática é a molécula-grama, ou grama-mol, escrita normalmente como **gmol**, que é em efeito, o peso molecular expresso em gramas. Assim a molécula grama, ou o gmol do monóxido de carbono pesa 28 gramas. Análogamente pode ser utilizado a molécula-quilograma, o **kgmol**, ou a molécula-libra, o **lbmol**, o equivalente no sistema inglês.

Se uma reação for escrita em forma molecular, ela pode ser tomada para representar as quantidades relativas de reagentes em termos destas unidades práticas, por exemplo:



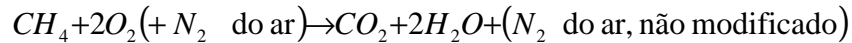
é uma equação que indica o que acontece quando um átomo de carbono e uma molécula de oxigênio reagem completamente. Em termos práticos ela estabelece que 1 kmol de carbono reage com 1 kmol de oxigênio para formar, no final, 1 kmol de dióxido de carbono. A utilização de pesos atômicos ou moleculares para os elementos vai se tornar evidente quando os cálculos acima forem estudados. Os pesos atômicos são usados para elementos que são gasosos em CNTP. Para produtos e combustíveis gasosos, esta prática pode ser levada um estágio adiante. A teoria de Avogadro estabelece, na verdade, que volumes iguais de gases diferentes sob as mesmas condições contém um número igual de moléculas de gás. Por exemplo, 1 metro cúbico de nitrogênio em CNTP contém tantas moléculas de nitrogênio quanto 1 metro cúbico de dióxido de carbono contém de moléculas de dióxido de carbono a CNTP. Segue-se que a reação molecular, quando escrita para combustíveis gasosos, não só indica a reação e os produtos em termos de moléculas-kg mas também em termos de volumes. Por exemplo, se o metano queima com oxigênio e reage completamente com tudo permanecendo em estado gasoso e sendo medido sob as mesmas condições de pressão e de temperatura, temos:



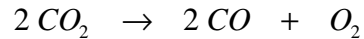
Os requisitos de energia da grande maioria dos processos industriais são obtidos originalmente de combustíveis convencionais através de uma complexa cadeia de reações denominada combustão. Felizmente para a maioria das aplicações, esta situação de combustão potencialmente complicada pode ser reduzida a uma consideração sobre os materiais de partida - combustível mais oxigênio, normalmente como um componente do ar - e os produtos finais. Tal simplificação facilita por exemplo o cálculo do ar ou do oxigênio necessário para um combustível, o desprendimento potencial de calor e temperatura e a composição ideal dos produtos gasosos de combustão produzido. Este último ponto é útil ao inverso, em que uma comparação da composição real de gás de combustão com a composição ideal indica o rendimento do processo de combustão.

1.4 - Cálculo da proporção teórica de Ar/combustível

Qualquer combustível convencional requer, de acordo com sua composição, uma quantidade específica e calculável de oxigênio (e portanto de ar, uma vez que este é o agente comum de fornecimento) para atingir teoricamente uma reação completa. Menos do que essa quantidade vai produzir combustão incompleta e portanto perda de calor potencial. Mais do que essa quantidade, gera perdas excessivas de gás de combustão e da temperatura. Na prática, um pouco mais do que a quantidade teórica é usada por razões posteriormente explicadas. Para um material simples tal como o metano, constituinte principal do gás natural, pode ser escrita a equação de combustão:



A rigor, o fenômeno da dissociação vai alterar um pouco esta reação. Isto, de fato, significa a separação de parte dos produtos da combustão em outros compostos que não sejam CO_2 e H_2O , e conseqüentemente a perda de calor, de acordo com as condições exatas de equilíbrio relacionadas às temperaturas, pressões e concentrações. A dissociação típica do dióxido de carbono é representada por:



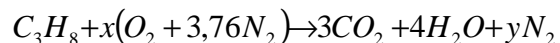
Na maioria das condições industriais, a dissociação não está muito em evidência, e, apesar de sua importância ser reconhecida, ela não é levada em conta para os propósitos deste capítulo introdutório. As técnicas de cálculo estabelecidas estão disponíveis na literatura especializada.

Segue-se da equação que 1 Kgmol de metano requer 2 Kgmol de oxigênio para a reação teórica completa. Portanto, convertendo para uma base de massa, 16 Kg de metano requerem 64 Kg de oxigênio o que, uma vez que o ar contém 23,2% de oxigênio por peso, dá uma proporção teórica de ar/combustível de **17,25 : 1**. É visto que, em base de volume, 1 volume de metano requer 2 volumes de oxigênio de forma que a proporção volumétrica correspondente de ar/combustível é **9,53 : 1**. Tal mistura quimicamente correta é uma mistura estequiométrica. As situações em que uma equação exata pode ser escrita são poucas e são quase exclusivamente para combustíveis gasosos de composição conhecida ou determinada. Exatamente o mesmo procedimento pode ser seguido em qualquer caso onde equações exatas possam ser formuladas para os constituintes reativos, tomando-se os inertes como não-afetados e qualquer oxigênio livre na mistura original como disponível para a combustão.

Exemplo 1.1:

Determine a proporção estequiométrica de ar/combustível para o propano.

O balanceamento das equações é feito levando-se em conta a conservação da massa dos elementos químicos, ou seja, para um determinado elemento, carbono, por exemplo, o número de átomos que existirá nos produtos de combustão é o mesmo número de átomos dos reagentes.



A quantidade "x" é o número de moléculas de O_2 necessários a combustão completa do propano. Como a combustão é feita, no caso, com ar atmosférico, para cada molécula de oxigênio do ar, é considerado obrigatoriamente 3,76 moléculas de nitrogênio (a relação de volumes entre os dois gases no ar atmosférico). A necessidade de oxigênio "x" é calculada fazendo-se o balanceamento dos átomos de oxigênio:

$$2x=(3 \times 2)+4$$

$$x=5$$

$$y=3,76x=18,8$$

Isto significa que para cada mol de propano, ou cada volume de propano são necessários 5 volumes de oxigênio e conseqüentemente:

$$5 \times (1 + 3,76) = 23,8 \quad \text{volumes de ar atmosférico.}$$

É conveniente para os combustíveis gasosos tomar-se uma base arbitrária de 100 volumes, metros cúbicos, ou qualquer unidade que seja apropriada. Para os constituintes ativos, as reações são escritas levando-se em conta o número de volumes presentes por 100 volumes da mistura.

A proporção estequiométrica de ar/combustível para esta mistura gasosa em uma base de volume é, então, **23,8 : 1**. Uma vez que a relação entre volumes, moléculas e moléculas-Kg estejam bem estabelecidas é um problema fácil converter em base de massa. Não é necessário dizer que, todos os volumes relativos precisam ser medidos sob condições semelhantes. No exemplo acima, a relação ar/combustível em massa pode ser calculada com base nos pesos moleculares:

1 mol de propano pesa 44 kg e necessita 23,8 kmol de ar, que pesa 686,4 kg, ou seja, a relação A/C em massa é 15,6 : 1.

A massa de ar necessária foi calculada multiplicando-se diretamente o índice "x" pelos pesos moleculares do oxigênio e nitrogênio, levando-se em conta a sua devida proporção:

$$(5 \times 32) + (5 \times 3,76 \times 28) = 686,4$$



Para a maioria dos combustíveis sólidos e líquidos, tais equações exatas não são possíveis devido à complexidade delas e em alguns casos, devido à sua composição indeterminada. No entanto, uma simplificação pode ser aplicada de tal forma que a análise química básica (quantidade de elementos constituintes) possa ser avaliada, não fazendo nenhuma referência, qualquer que seja, ao modo pelo qual esses elementos são combinados no combustível. Para combustão completa, as exigências de peso líquido de oxigênio são obviamente as mesmas e assume-se que qualquer oxigênio no combustível está disponível para reação. A posição provável para tal oxigênio é que ele tenha combinado com a estrutura dos combustíveis, tendo assim o mesmo resultado final. A análise básica é comumente determinada em base gravimétrica ou de peso e usada com referência a Kgmol. O modo de aplicação é ilustrado melhor pelo exemplo.

Exemplo 1.2 :

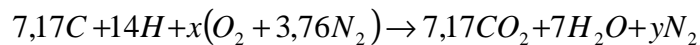
Uma amostra de querosene tem uma análise básica de 86% de carbono e 14% de hidrogênio por peso. Determine a proporção estequiométrica de ar/combustível.

Tome uma base arbitrária de 100 Kg de querosene e converta a quantidade em massa de cada elemento em quantidade de kmol: cada 100 kg de combustível possui:

$$86 \text{ kg de C, que corresponde a } \frac{86}{12} = 7,17 \text{ kgmol de C}$$

$$14 \text{ kg de H, que corresponde a } \frac{14}{1} = 14 \text{ kgmol de H}$$

a reação estequiométrica pode ser escrita, fazendo-se o devido balanceamento:



$$2x = 7,17 \times 2 + 7$$

$$x = 10,67$$

massa de ar necessária :

$$10,67 \times 32 + 10,67 \times 3,76 \times 28 = 1464,8 \text{ kg}$$

relação A/C em massa :

$$\frac{1464,8}{100} = 14,6$$

Assim a proporção estequiométrica de ar/combustível, Kg/Kg é **14,6:1**. Observe que nenhuma referência, qualquer que seja, é feita à maneira em que o carbono e o hidrogênio são ou podem estar combinados no querosene. Um exemplo a mais ilustra o tratamento dos materiais inertes e do oxigênio composto.

Exemplo 1.3 :

Um combustível fóssil tem uma composição em peso de:

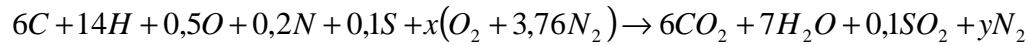
Carbono, 72,0%; Hidrogênio, 14,0%, Oxigênio, 8,0%; Nitrogênio, 2,8%; Enxofre, 3,2%.

Determine a proporção estequiométrica de ar/combustível.

C H O N S

massa do constituinte, kg/100 kg de combustível	72	14	8	2,8	3,2
kgmol de cada	6,0	14,0	0,5	0,2	0,1

a equação estequiométrica fica:



$$2x + 0,5 = 6 \times 2 + 7 + 0,1 \times 2$$

$$x = 9,35$$

massa de ar necessária:

$$9,35 \times 32 + 9,35 \times 3,76 \times 28 = 1283,6 \text{ kg}$$

relação A/C em massa:

$$\frac{1283,6}{100} = 12,8$$

A proporção estequiométrica de ar/combustível em base de peso é **12,8:1**. Observe que se assume que o conteúdo de enxofre está convertido em dióxido de enxofre. Se um cálculo for feito para incluir uma quantidade de ar em excesso, o procedimento é como o de cima, com um fator de excesso sendo introduzido na última etapa.

Vamos definir aqui o **coeficiente de excesso de ar ϕ** como a relação entre o n° de moles realmente utilizado na combustão e o n° de moles estequiometricamente necessário:

$$\phi = \frac{n_{mol-realO_2}}{n_{mol-esteqO_2}} = \frac{\dot{m}_{realO_2}}{\dot{m}_{esteqO_2}}$$

Por exemplo, se este combustível fosse queimado com 20% de excesso de ar, então a proporção de trabalho de ar/combustível é 1,20 vezes a proporção estequiométrica. A proporção ar/combustível com 20% de excesso de ar = $12,8 \times 1,20 = 15,36 : 1$. Quando um combustível contém cinza ou umidade, estas podem ser tratadas como constituintes inertes para aparecerem como tais nos produtos finais da combustão. Os princípios utilizados nestes exemplos podem ser aplicados com igual facilidade a todos os combustíveis.

1.5 - Avaliação do rendimento da combustão

Se a composição do combustível e a composição dos produtos de sua combustão são medidos, o rendimento da combustão pode ser calculado. A quantidade teórica de ar (ou oxigênio) para combustão completa e a composição estequiométrica dos produtos combustíveis são calculados e comparados com a composição real obtida pela análise dos gases de combustão; isto pode mostrar:

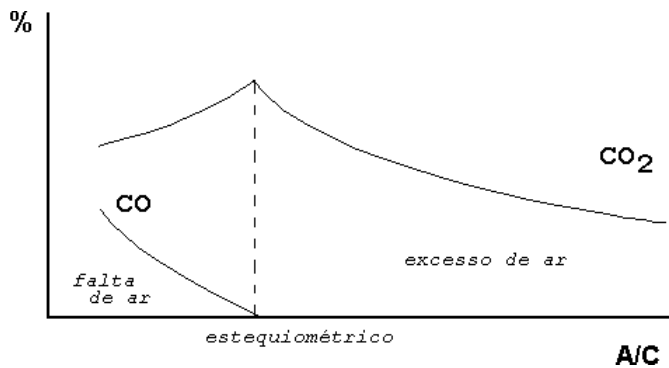
a) que quantidade de calor está sendo desperdiçada em aquecer quantidades excessivas de gases de combustão; isto quer dizer que está sendo usado mais ar que o necessário. (Na prática um pequeno excesso sobre o ar estequiométrico é necessário para assegurar uma completa combustão).

b) Se parte do combustível está escapando da região de combustão sem estar completamente queimado. Isto é demonstrado pela presença de CO, fuligem, combustível não queimado e possivelmente hidrogênio nos produtos combustíveis.

A análise dos gases de combustão ou de gases perdidos dos processos de combustão é comumente relatada em base seca de volume, isto é, sem referência à água no gás. Uma grande variedade de equipamentos para análise do gás é usada, desde os tipos simples de aparelhos, Orsat e Fyrit aos mais sofisticados aparelhos contínuos. O valor da análise do gás de combustão reside na informação que tal análise é capaz de proporcionar e na interpretação posta em tal informação. Como foi observado previamente, um combustível específico requer uma quantidade específica de ar para a combustão completa teórica, com alguma quantidade adicional para atingir praticamente a combustão completa. Abaixo desta quantidade prática, que é uma função do tipo de combustível, do rendimento do queimador e das condições de combustão, é desperdiçado combustível e esta condição pode ser reconhecida pelo aparecimento de quantidades excessivas de monóxido de carbono no gás de combustão, um pouco antes da produção da fumaça preta (fuligem). Acima desta quantidade, o calor é perdido junto com quantidades excessivas de gás de combustão e é reconhecido pela grande quantidade de oxigênio no gás de combustão. A aplicação do bom senso ao interpretar a análise do gás de combustão pode levar, por exemplo, à descoberta de deficiências no processo de combustão, vazamento no forno ou no sistema condutor e inconsistências na análise e especificação do combustível.

1.6 - Teor de CO₂ no gás de exaustão

A medida do teor de CO₂ no gás de exaustão seco (uma medição simples e comum) dá uma medida útil do rendimento da combustão de um determinado combustível. A proporção máxima de CO₂ nos produtos de combustão será encontrada quando a relação ar/combustível for estequiométrica, figura 1.1. Observemos que em relações abaixo da estequiométrica, o teor de CO₂ também cai, porém há o aparecimento de monóxido de carbono.

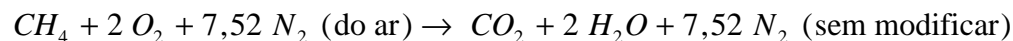
Fig. 1.1 - Teor de CO₂ no gás de exaustão

Na prática as concentrações de CO₂ devem ser mais baixas que a estequiométrica pela necessidade de se usar ar em excesso a fim de se atingir a combustão completa. A quantidade de excesso de ar necessária decresce com o aumento da capacidade e com o rendimento maior no equipamento de combustão. Valores típicos são:

Gases:	0 a 10%
Líquidos:	2 a 30%
Sólidos:	> 50%

1.7 - Determinação da Análise Teórica do Gás de Combustão

Uma vez que, segundo a Lei de Avogadro, o Kgmol e o volume são numericamente parâmetros permutáveis sob condições adequadas, a determinação das proporções de ar/combustível está encaminhada a partir dos produtos da análise teórica do gás de combustão. A qualificação teórica está assinalada aqui porque, devido a pontos práticos observados anteriormente, algumas diferenças podem ser encontradas entre a análise real do gás e a proposta nas mesmas condições iniciais. Então, a análise teórica indica a situação ideal, e quando mais perto a análise prática estiver desta tanto melhor. Para qualquer instalação que utiliza combustível, a experiência vai ditar o limite desta aproximação. Para combustíveis gasosos, a estimativa da análise do gás de combustão é um cálculo feito diretamente em base volumétrica. Suponha que o metano seja queimado completamente com sua quantidade estequiométrica de ar:



Nos gases de combustão secos, portanto, existe 1 volume de CO₂ para 7,52 volumes de N₂. Isto dá um conteúdo de dióxido de carbono (talvez o item mais utilizado em tais análises) de 11,73%. Um gráfico com o conteúdo de CO₂ no gás de combustão e com a relação ar/combustível vai mostrar um pico teórico na condição estequiométrica, daí a importância deste item para o rendimento total e como uma indicação das condições de

operação. Quando é fornecido ar em excesso, o ar excedente passa através do sistema, inalterado. Isto é uma extensão do cálculo acima para uma mistura gasosa e será apreciado através de um exame do seguinte exemplo de análise de gás.

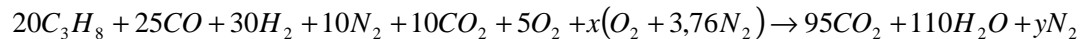
Exemplo 1.4:

Um gás de composição:

C_3H_8	CO	H_2	N_2	CO_2	O_2
20	25	30	10	10	5 %

em volume, é queimado com 20% de excesso de ar. Determine a análise do gás de combustão seco.

Balanco estequiométrico:



balanco de oxigênio :

$$25 + 2 \times 10 + 2 \times 5 + 2x = 2 \times 95 + 110$$

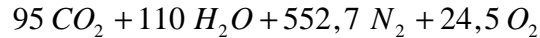
$$x = 122,5$$

$$\text{volume de ar necessário : } 122,5 + 122,5 \times 3,76 = 583,1$$

relação ar/combustível estequiométrica :

$$\frac{583,1}{100} = 5,83$$

Foi mostrado que 100 volumes deste gás requer 122,5 volumes de oxigênio, ou 583 volumes de ar atmosférico. Dessa forma, 20% de excesso significa que 24,5 volumes extra de oxigênio são fornecidos, para ir através do sistema sem se alterar. Associado a este total de 147 volumes de oxigênio, haverá 553 volumes de nitrogênio para se acrescentar aos 100 de combustível. A composição em volumes dos produtos de combustão, incluídos o excesso de ar fica:



volume total dos gases secos: $95 + 552,7 + 24,5 = 672,2$

composição dos gases secos:

$$\text{CO}_2: \frac{95}{672,2} = 0,141$$

$$\text{O}_2: \frac{24,5}{672,2} = 0,036$$

$$\text{N}_2: \frac{552,7}{672,2} = 0,823$$

volume total dos gases úmidos $95 + 110 + 552,7 + 24,5 = 782,2$

composição dos gases úmidos:

$$\text{CO}_2: \frac{95}{782,2} = 0,121$$

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{110}{782,2} = 0,140$$

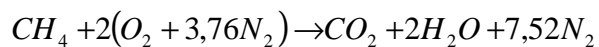
$$\text{O}_2: \frac{24,5}{782,2} = 0,031$$

$$\text{N}_2: \frac{552,7}{782,2} = 0,706$$

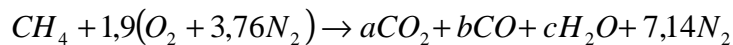
Exemplo 1.5 :

Metano é queimado com uma deficiência de 5% de ar estequiométrico. Calcule a análise do gás de combustão.

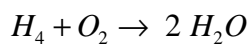
Estequiométricamente, a combustão completa de metano com ar pode ser representada como antes:



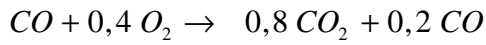
e com uma deficiência de de ar de 5%:



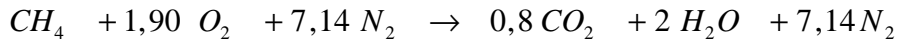
É assumido que a oxidação do hidrogênio do combustível é inicialmente completada, sua reação pode ser representada como:



Portanto sobram **0,9 O₂** para oxidação de **1 C**, representada em 2 etapas:



Assim $a=0,8$ e $b=0,2$, de forma que toda a equação é:



Um processo semelhante pode ser aplicado a combustíveis mais complexos mas precisa-se lembrar que esta simples aproximação tem limitações específicas.

1.8 - Determinação da Quantidade do Excesso de Ar da Análise do Gás de Combustão

O uso da análise de gás de combustão para determinar a quantidade de ar excedente, se intencionalmente fornecido para a integridade da combustão ou se involuntariamente fornecido através de vazamento, consiste essencialmente em fazer os cálculos anteriores ao inverso e equilibrar os elementos que entram no processo com aqueles que saem. Esses equilíbrios dos elementos é necessário, uma vez que as análises são usualmente apresentadas em percentagens, e não em quantidades absolutas. Alguns exemplos vão demonstrar a aproximação utilizada.

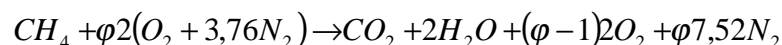
Exemplo 1.6 :

O metano é queimado com excesso de ar e dá uma análise de gás de combustão seco de:

CO_2 9,15%, O_2 4,58%, N_2 86,27 % por volume (ou kmol/100 kmol).

Calcule a quantidade de ar excedente utilizada.

Reescrevemos agora a equação da combustão do metano incluído o coeficiente de excesso de ar:



Observe que o oxigênio estequiometricamente excedente, bem como o nitrogênio associado sai junto com os produtos da combustão, compondo assim a massa total dos gases na saída. Para cada kmol de metano queimado nestas condições, é produzido um total de :

$$1 + 2 + (\varphi - 1)2 + 7,52\varphi = 1 + 9,52\varphi \quad \text{kmol de produtos de combustão úmido, ou}$$

$$1 + (\varphi - 1)2 + 7,52\varphi = 9,52\varphi - 1 \quad \text{kmol de produtos de combustão secos}$$

Se a concentração de CO_2 é de 9,15% nos gases secos, é possível determinar o coeficiente de excesso de ar:

$$0,0915 = \frac{1}{9,52\varphi - 1} \Rightarrow \varphi = 1,25$$

Quando a combustão foi incompleta e algum monóxido de carbono foi produzido, o cálculo de ar excedente precisa levar isto em conta e fazer concessão ao oxigênio presente no gás de combustão, que pertence ao monóxido de carbono. O aparecimento de monóxido de carbono, devido à combustão incompleta, num gás de combustão em que ar excedente é utilizado, não é prontamente previsível mas o efeito de sua presença é visto na análise do gás.

Exemplo 1.7 :

Um combustível de composição

<i>C</i>	<i>H</i>	<i>O</i>	<i>N</i>	<i>S</i>	<i>Cinzas</i>
<i>72,0</i>	<i>8,4</i>	<i>8,0</i>	<i>2,8</i>	<i>3,2</i>	<i>5,6</i>
<i>(porcentagem em massa)</i>					

produz uma análise de gás de combustão sêco de:

<i>CO₂</i>	<i>O₂</i>	<i>CO</i>	<i>N₂</i>
<i>12,0</i>	<i>5,0</i>	<i>1,2</i>	<i>por diferença</i>
<i>(porcentagem em volume)</i>			

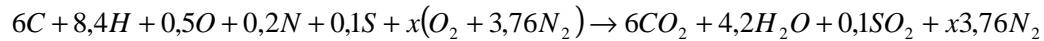
e o resíduo sólido da combustão contém 25% de carbono. Determine a quantidade de ar excedente que é fornecida.

Existem três etapas para resolver neste cálculo:

- (1) Calcular as exigências teóricas de ar;
- (2) Fazer o balanceamento do carbono, determinando assim a parcela de carbono que queimou esaiu com os produtos de combustão, por unidade de combustível queimado.
- (3) Fazer o balanço de oxigênio, considerando a devida proporção entre CO_2 e CO e O_2 .

1ª etapa:

partindo de 100 kg de combustível, incluso as cinzas, já calculamos diretamente o nº de kmol de cada elemento:

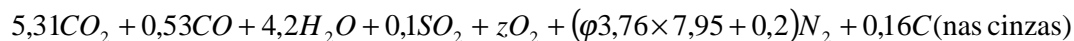
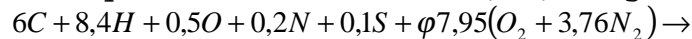


$$0,5 + 2x = 6 \times 2 + 4,2 + 0,1 \times 2 \Rightarrow x = 7,95$$

exigência de oxigênio = 7,95 Kg.mol/100 Kg de combustível

2ª etapa:

Para 100 kg de combustível existem 72,0 Kg de carbono. O resíduo sólido da combustão contém a cinza indicada na análise mais carbono não queimado (25%). O resíduo total é assim 5,6 de cinza mais 1,87 Kg de C. A quantia de C queimado é dessa forma, 5,84 Kg.mol (72 kg - 1,87 kg).



$$\frac{\%O_2}{\%CO_2} = \frac{5}{12} = 0,4167 \Rightarrow z = 0,4167 \times 5,31 = 2,21$$

Observe que foi descontado o parcela de carbono que não queimou, e foi mantido a relação CO₂/CO, possibilitando o balanceamento correto da equação e o cálculo do coeficiente *z*, relativo ao O₂, pela relação O₂/CO₂.

3º etapa:

o volume total de gases seco produzido é:

$$5,31 + 0,53 + 0,1 + 2,21 + (\phi 3,76 \times 7,95 + 0,2) = 29,892\phi + 8,35$$

sendo o teor de CO₂ igual a 12%, o coeficiente de excesso de ar é calculado:

$$0,12 = \frac{5,31}{29,892\phi + 8,35} \Rightarrow \phi = 1,20$$

A avaliação do excesso de ar assume combustão completa, e portanto o excesso precisa ser relatado nesta base. A determinação de ϕ acusou um excesso de 20,0%.

O Oxigênio em excesso é devido a somatória das parcelas de oxigênio oriundos do próprio ar em excesso fornecido, de oxigênio devido ao

Carbono que não queimou e apareceu nos resíduos de cinzas, e de oxigênio devido a formação de monóxido de carbono, que não foi oxidado completamente em CO_2 .

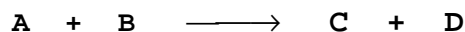
A importância dos cálculos de combustão em circunstâncias industriais usuais foi mostrada e os exemplos escolhidos aqui não pretendiam somente mostrar o processo de cálculo mas salientar alguns pontos assinalados. Não está implícito que o método de cálculo demonstrado aqui seja o único método ou mesmo o melhor, mas é um enfoque dos princípios básicos, e como tal, é flexível e amplamente aplicável. Existem situações aqui minimizadas para maior clareza, nas quais os cálculos necessários são muitos, e muito mais sofisticados, como por exemplo, os processos de altas temperaturas onde os efeitos da dissociação são mais importantes. Um enfoque de tais situações pode ser feito, fundamentado no método de cálculo anterior.

1.9 - Temperatura de Chama

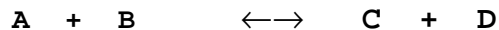
Qualquer reação de combustão, na verdade qualquer reação química, pode ser geralmente representada pelo esquema:



Vamos apresentar isto simbolicamente como:



Na verdade, não vai haver nunca uma transformação completa de A e B para C e D. Antes, é atingida uma situação de equilíbrio, a qual deveria ser representada como:



Naturalmente, são estabelecidas reações para se atingir os produtos, de forma que na maioria das circunstâncias usuais o equilíbrio é muito mais para a direita, com C e D predominando. No entanto, se os instrumentos analíticos são bons o bastante, os traços de A e B serão detectados qualquer que sejam as circunstâncias. Também, como a reação é uma cadeia de reações, podemos esperar encontrar traços dos materiais de cadeia.

Os fatores que controlam o grau de dissociação para qualquer reação dada (isto é, a posição de equilíbrio) são: temperatura, pressão e concentração. O princípio de Le Chatelier diz que se uma variável que afeta o equilíbrio de um sistema é modificada, então a posição de equilíbrio é deslocada para se opor à mudança.

Para efeito de cálculos de combustão industrial, onde os níveis de temperatura são usuais até um máximo de 1500 ~1600 K, a dissociação assume pouca ou nenhuma importância. A dissociação do CO começa a ser detectada por volta de 2000 K, e apresenta-se como um caso particular dos processos gerais de combustão e não será aqui tratada em detalhes. Os princípios gerais da dissociação são encontrados na literatura de cinética química e sua aplicação específica em combustão é necessária quando a combustão é uma parte de um processo e determina sua eficiência, tais como nos processos de incineração térmica, na gaseificação de carvão e lenha, ou na fabricação de combustíveis sintéticos.

1.10 - Medição do rendimento de combustão

Para se calcular o rendimento de calor útil de um sistema de combustão é necessário saber o Poder calorífico do combustível, a relação ar (ou oxigênio) /combustível e o grau de complexidade da combustão.

O Poder Calorífico de um combustível é definido como a quantidade de calor despreendido pela combustão completa do combustível. Se esta quantidade de calor é medida com os produtos de combustão saindo completamente na fase gasosa, este é denominado Poder Calorífico Inferior. Se, por outro lado, a água nos produtos de combustão for considerada na fase líquida, ou seja, com o produtos de combustão à temperatura ambiente, o calor despreendido é denominado Poder Calorífico Superior. A diferença entre os dois valores é exatamente a entalpia de vaporização da água formada na combustão do hidrogênio constituinte e da água presente no combustível na forma de umidade:

$$PCI = PCS - 2440(9h + u)$$

onde:

PCI: Poder Calorífico Inferior (kJ/kg)

PCS: Poder Calorífico Superior (kJ/kg)

h: teor de hidrogênio constituinte do combustível (kg/kg)

u: teor de umidade no combustível (kg H₂O / kg de combustível sêco)

As medições de Poder Calorífico em laboratório são realizadas em bomba calorimétrica com temperatura do meio controlada próximo a temperatura ambiente, e o valor obtido é sempre o Poder Calorífico Superior. A avaliação do PCI é feita através da equação acima, e portanto deve ser conhecida o teor de hidrogênio do combustível, ou pelo menos, estimado com alguma margem de segurança. A maioria dos processos industriais tem seus produtos de combustão exauridos a temperaturas onde a água está na forma de vapor, e por esta razão o conhecimento do Poder Calorífico Inferior é útil e facilita os cálculos de aproveitamento de calor.

1.11 - Temperatura Adiabática de Chama

O desprendimento de calor proveniente da reação de combustão pode ser calculado conhecidos o Poder Calorífico do combustível e a taxa de consumo de combustível na fornalha. Se for assumido que todo o calor gerado é transformado em entalpia dos produtos de combustão, sem nenhuma perda de calor por radiação ao ambiente externo (uma situação, na prática, impossível) ou perda de temperatura por dissociação, é possível calcular a Temperatura Adiabática de Chama:

$$\dot{m}_c PCI = \dot{m}_g C_{p_g} (T_g - T_{ar})$$

onde:

\dot{m}_c : taxa de consumo de combustível (kg/s)

PCI : Poder Calorífico Inferior (kJ/kg)

\dot{m}_g : massa de gases de combustão (kg/s)

C_{p_g} : Calor Específico dos gases de combustão (kJ/kg K)

T_g : temperatura de saída dos gases de combustão (Temperatura Adiabática de Chama) (K)

T_{ar} : temperatura de entrada do ar de combustão (K)

A temperatura Adiabática de Chama é uma abstração, pois nenhum processo real pode ser adiabático, e tanto mais difícil em altas temperaturas, geralmente produzidas em condições de chama. Além disso, a dissociação começa a se fazer sentir em temperaturas acima de 2000 K, e o calor desprendido tende a ser menor que o calculado. De qualquer maneira, o cálculo pode ser útil para efeito de comparação de potenciais de combustíveis para uma dada necessidade de calor e temperatura. Observe que no cálculo da massa de gases produzidos está implícito a relação ar/combustível, pois os produtos de combustão é a soma das massas do ar de combustão e do combustível consumido no processo. A temperatura adiabática de chama pode ser então calculada para uma massa unitária de combustível desde que se estabeleça a relação ar/combustível.

De modo inverso, conhecido a temperatura de saída dos gases de combustão, é possível calcular o calor recebido pelo processo de combustão, o qual será a diferença entre a entalpia dos gases à temperatura adiabática de chama e entalpia de saída dos produtos de combustão:

$$\dot{Q} = \dot{m}_c PCI - \dot{m}_g C_{p_g} (T_{s_g} - T_{ar})$$

onde:

\dot{Q} : calor recebido pela fornalha (kJ/s)

T_{s_g} : temperatura de saída dos gases de combustão na fornalha (K)