

UNIVERSIDADE FEDERAL DA GRANDE DOURADOS - UFGD

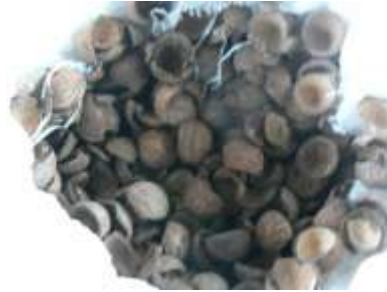
FACULDADE DE ENGENHARIA

Curso Engenharia de Energia

Prof. Dr. Omar Seye

omarseye@ufgd.edu.br

Disciplina:



COMBUSTÃO E COMBUSTÍVEIS

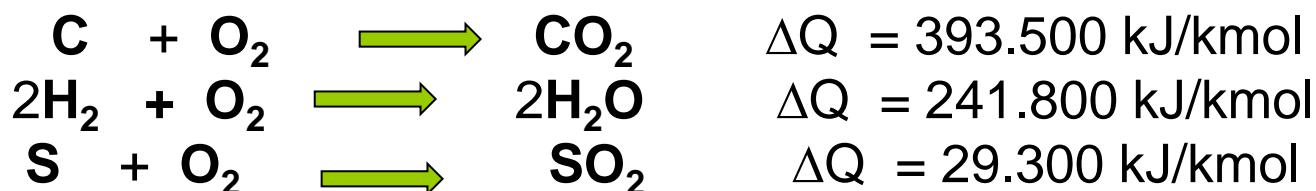


Capítulo 3: Combustão

Definição

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, enxofre. Esses elementos reagem com oxigênio e, na sua forma pura, apresentam a seguinte liberação de calor:



Capítulo 3: Combustão

Estequiometria da combustão

O conhecimento da estequiometria da combustão é básico e necessário para entender-se o processo da combustão.

A maioria dos processos industriais de combustão utiliza o ar ambiente como fonte de fornecimento de oxigênio para a combustão. Saber quais são as necessidades de ar para combustão, bem como a composição e o volume dos produtos de combustão é fundamental para o projeto e controle de equipamento de combustão.

A estequiometria química fornece-nos os principais dados necessários aos cálculos de combustão.

Capítulo 3: Combustão

Estequiometria da combustão

As massas atômicas dos principais elementos envolvidos em combustão bem como a composição do ar ambiente, encontra-se na tabela abaixo:

Elementos	Em massa	em volume
Oxigênio	23,2%	21%
Nitrogênio	76,8%	79%

Elemento	Massa Atômico
Carbono	12
Hidrogênio	1
Oxigênio	16
Nitrogênio	14
Enxofre	32

Capítulo 3: Combustão

Estequiometria da combustão

A massa molecular de um material é a soma das massas atômicas que o constituem. Por exemplo, a massa molecular do monóxido de carbono, CO, é: $12+16 = 28$; a da água, H₂O, é: $2+16 = 18$, e assim por diante.

Não existem unidades comuns, mas uma unidade prática é a molécula-grama, ou grama-mol, escrita normalmente como g/mol, que é, efetivamente, a massa molecular expressa em grama. Assim, a molécula grama, ou o **gmol**, do monóxido de carbono pesa 28 gramas.

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



É uma equação que indica o que acontece quando um átomo de carbono e uma molécula de oxigênio reagem completamente.

Capítulo 3: Combustão

Estequiometria da combustão



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.

Para produtos e combustíveis gasosos, esse procedimento pode ser levado um estágio adiante. A teoria de Avogadro estabelece que volumes iguais de gases diferentes, sob as mesmas condições, contêm um número igual de moléculas de gás.

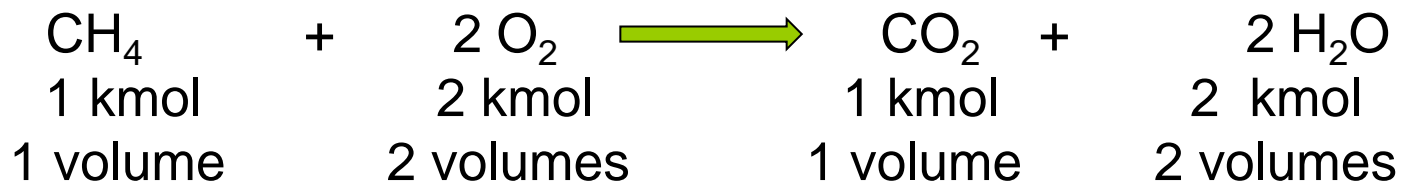
Por exemplo, 1 m³ de nitrogênio em CNTP contém tantas moléculas de nitrogênio quando 1 m³ de dióxido de carbono contém de moléculas de dióxido de carbono a CNTP.

Capítulo 3: Combustão

Estequiometria da combustão

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 o oxigênio e reage completamente, contudo, permanecendo em estado gasoso e sendo medido sob as mesmas condições de pressão e de temperatura, temos:



Capítulo 3: Combustão

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.

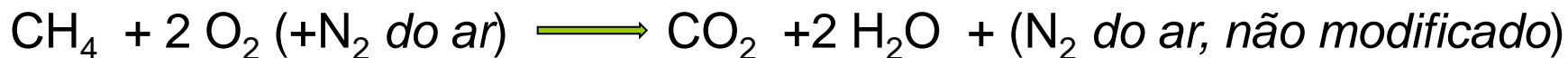
Uma quantidade menor que essa vai produzir combustão incompleta e, portanto, perda de calor potencial. Uma quantidade maior, por sua vez, gera perdas excessivas de energia através dos gases de combustão.

Na prática, um pouco mais do que a quantidade teórica é usada.

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível

Para um composto simples, tal como o metano, constituinte principal do gás natural, pode ser escrita a equação de combustão:



Conclui-se da equação que 1 kmol de metano requer 2 kmol de oxigênio, teoricamente para a reação completa. Portanto, convertendo esses dados 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 massa, dá uma proporção teórica de ar/combustível **17,25:1**.

Sabe-se que, em base volume, 1 volume de metano requer 2 volume de oxigênio de forma que a proporção volumétrica correspondente de ar/combustível é **9,51:1**.

Tal mistura quimicamente correta é uma **mistura estequiométrica**.

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Determine a proporção estequiométrica de ar/combustível para o propano



A quantidade “ x ” é o número de moléculas de O_2 necessário para a combustão completa do propano. Como a combustão é realizado com ar atmosférico, para cada molécula de oxigênio do ar são consideradas, obrigatoriamente, 3,76 moléculas de nitrogênio (a relação de volume entre os dois gases no ar atmosférico). A necessidade de oxigênio “ x ” é calculada, fazendo-se o balanceamento dos átomos de oxigênio:

$$2x = (3 * 2) + 4 \longrightarrow x = 5 \text{ e } y = 3,76x = 18,8$$



Isso significa que, para cada mol de propano, ou cada volume de propano, são necessários 5 volumes de oxigênio e conseqüentemente: $5 \times (1 + 3,76) = 23,8$ volumes de ar atmosférico. A proporção estequiométrica de ar/combustível para essa mistura gasosa em base de volume é, então: **23,8:1**

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Uma vez que a relação entre volumes, moléculas e moléculas-kg esteja bem estabelecida, é um problema fácil convertê-la em base de massa. Não é necessário dizer que todos os volumes relativos precisam ser medidos sob condições semelhantes. No exemplo anterior, a relação ar/combustível em massa pode ser calculado com base nas massas 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” pelas massas moleculares do oxigênio e nitrogênio, levando-se em conta a sua devida proporção: $(5 * 32) + (5 * 3,76 * 28) = 686,4$*



Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Combustível líquido derivado de petróleo: Uma amostra de querosene tem uma análise elementar de 86% de carbono e 14% de hidrogênio em massa. Determine a proporção estequiométrica de ar/combustível.

Tome uma base arbitraria 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 kg de C, que corresponde a $86/12 = 7,17$ kgmol de C

14 kg de H, que corresponde a $14/1 = 14$ kgmol de H

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



$$2x = 7,17 * 2 + 7 \text{ logo } x = 10,67$$

*Massa de ar necessária: $10,67 * 32 + 10,67 * 3,76 * 28 = 1464,8$ kg*

Relação A/C em massa: $1464,8 / 100 = 14,6$

*Assim, a proporção estequiométrica de ar/combustível kg/kg é **14,6:1***

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Combustível com umidade e cinzas: O bagaço de cana tem composição em peso de 48% de carbono, 6% de hidrogênio, 44% de oxigênio, 0,5% de nitrogênio e 1,5% de cinzas, e possui umidade de 50% na base úmida.

Nos cálculos estequiométricas para determinação da necessidade de ar de combustão, considera-se que a água presente como umidade não participa das reações. A água (umidade) pode ser incluída na composição inicial do combustível e também considerada como produto da combustão, ou pode ser excluída da composição inicial e adicionada, posteriormente, para o cálculo da relação A/C na base úmida. No entanto, não se exclui a água formada por causa da combustão do H presente no combustível. Qualquer dos métodos é útil, contanto que seja corretamente aplicado.

O teor de umidade de biomassa e combustíveis sólidos em geral é o parâmetro que apresenta maior variabilidade que a composição elementar. Desse modo, é interessante calcular-se a relação A/C estequiométrica na base seca e corrigi-la conforme a umidade presente, para se obtê-la na base úmida .

Capítulo 3: Combustão

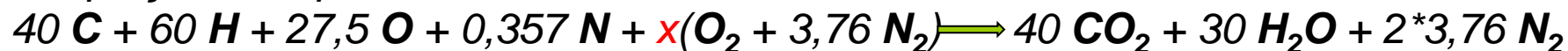
Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Combustível com umidade e cinzas: O bagaço de cana tem composição em peso de 48% de carbono, 6% de hidrogênio, 44% de oxigênio, 0,5% de nitrogênio e 1,5% de cinzas, e possui umidade de 50% na base úmida.

1 kg de bagaço sem umidade tem:

	C	H	O	N	Cinzas
Massa do constituinte, g/kg de combustível	480	60	440	5	15
gmol de cada	40	60	27,5	0,357	-

A equação estequiométrica fica:



Balanco de O: $27,5 + 2 x = 2*40 + 30$ logo, $x = 41,25$

Massa de ar necessária (para 1 kg de bagaço seco)

$$\begin{aligned} \text{O}_2 &= 41,25 * 32 &= & 1.320 \\ \text{N}_2 &= 41,25 * 3,76 * 28 = & \underline{4.342,8} \\ && 5.662,8 \end{aligned}$$

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da proporção teórica de ar / combustível - Exemplo

Relação A/C = 5,66

Calculando a relação A/C na base úmida:

1 kg de bagaço úmido 50% (b.u) tem:

0,5 kg de bagaço seco e 0,5 kg de água;

Ar necessário: $0,5 \times 5,66 = 2,83$ kg de ar/kg de bagaço úmida (50% b.u).

A proporção estequiométrica de ar/combustível em base de massa é **2,83:1**.

Se o cálculo for feito para incluir uma quantidade de ar em excesso, o procedimento é como o anterior, com um fator de excesso sendo introduzido na última etapa.

Outra consideração a ser feita é sobre a participação do N constituinte do combustível no processo de combustão. Sabe-se que o N do combustível deve resultar em óxido de nitrogênio (NO , NO_2) e também nitrogênio molecular (N_2).

No entanto, a determinação destas parcelas não é possível de ser feita por estequiometria simples, pois depende de fatores cinéticos e de equilíbrio. Para fins práticos dos cálculos de engenharia pode ser assumido que o N combustível é reduzido a N_2 . Em concentração usuais de combustíveis comum, essa suposição produz erros desprezíveis.

Capítulo 3: *Combustão*

Coeficiente de excesso de ar e análise dos gases

Para queimar bem o combustível e para garantir uma combustão completa, é necessário fornecer na câmara de combustão uma quantidade de ar maior que a teoricamente necessária.

Isto porque, caso tivermos na câmara somente o ar teórico, sempre haverá um local do volume da câmara de combustão com ar em excesso e outro com falta de ar, o que irá provocar a queima incompleta nesse local.

Se tivermos na câmara grande excessos de ar teremos combustão completa, mas esta grande quantidade diminuirá a temperatura na câmara de combustão e aumentará a quantidade de gases de escape.

Tudo isso diminuirá o rendimento da caldeira.

Capítulo 3: Combustão

Coeficiente de excesso de ar e análise dos gases

O excesso de ar é caracterizado pelo seu coeficiente e é calculado pela fórmula

$$\alpha = \frac{V_{ar}}{V_{ar}^0}, \text{ Onde:}$$

α = coeficiente do excesso do ar;

V_{ar} = volume real do ar na câmara de combustão em m^3/kg ou m^3/m^3

Sabendo-se o valor necessário do coeficiente de excesso de ar na câmara de combustão podemos calcular o volume real de ar

$$V_{ar} = \alpha V_{ar}^0, \text{ m}^3/\text{kg} \text{ ou } \text{m}^3/\text{m}^3$$

Capítulo 3: Combustão

Coeficiente de excesso de ar e análise dos gases

A experiência acumulada sobre o funcionamento de caldeiras e fornos mostra que o valor ótimo de α depende de vários fatores, entre eles: espécie do combustível, construção da fornalha, maneira de queimar o combustível.

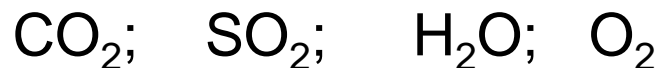
Para combustíveis sólidos em particular, o valor ótimo do coeficiente de excesso de ar ainda depende da saída de materiais voláteis V_g .

O combustível que tem maior valor de V_g inflama-se mais facilmente e se queima mais rapidamente. Por isso, ele necessita de um menor valor de α .

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

No caso da combustão completa com excesso de ar ($\alpha > 1$), a composição dos produtos de combustão será a seguinte:



Nos produtos de combustão aparece o oxigênio do ar em excesso.

Os gases tri atômicos CO_2 e SO_2 têm propriedades físicas quase iguais e por isso apresentam-se em conjunto e a soma deles marca-se por RO_2 .

$$\text{RO}_2 = \text{CO}_2 + \text{SO}_2$$

$$V_{\text{RO}_2} = V_{\text{CO}_2} + V_{\text{SO}_2}$$

Para combustíveis sólidos e líquidos são usadas as seguintes formulas no cálculo dos volumes dos produtos.

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

Volume dos gases tri atômicos

$$V_{RO_2} = 0,01866 (C^t + 0,375 S^t) , m^3/kg$$

Volume do vapor da água

$$V_{H_2O} = 0,111H^t + 0,0124 (W^t + W_{vap}) + 0,0161 \alpha V^o_{ar} , m^3/kg$$

Onde W_{vap} = consumo de vapor usado para a pulverização do óleo combustível, em quilogramas de vapor por 10 quilogramas do óleo (kg/100kg).

0,0161 = coeficiente que toma em conta o valor médio de umidade do próprio ar.

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

Volume de nitrogênio: é constituído do nitrogênio contido no ar

$$V_{N_2} = 0,008N^t + 0,79 \alpha V_{ar}^o, \text{ m}^3/\text{kg}$$

Volume de oxigênio:

$$V_{O_2} = 0,21(\alpha - 1) V_{ar}^o, \text{ m}^3/\text{kg}$$

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

Para combustíveis gasosos, as fórmulas para o cálculo dos volumes dos produtos de combustão são as seguintes:

Volume dos gases tri atômicos

$$V_{RO_2} = 0,01 (CO_2 + CO + H_2S + \sum_m C_m H_n) , m^3/m^3$$

Volume do vapor de água

$$V_{H_2O} = 0,01 (H_2O + H_2 + H_2S + \sum n/2 (C_m H_n)) + 0,0161 \alpha V^o_{ar} , m^3/m^3$$

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

Volume de nitrogênio:

$$V_{N_2} = 0,01N_2 + 0,79 \alpha V_{ar}^0, \text{ m}^3/\text{m}^3$$

Volume de oxigênio:

$$V_{O_2} = 0,21(\alpha - 1) V_{ar}^0, \text{ m}^3/\text{m}^3$$

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão

O volume total dos produtos de combustão V_g para todos os combustíveis é calculado como a soma de todos os componentes

$$V_g = V_{RO_2} + V_{H_2O} + V_{N_2} + V_{O_2} \quad , \quad m^3/m^3 \text{ ou } m^3/kg$$

O volume de gases secos V_{gsec} é calculado

$$\begin{aligned} V_{gsec} &= V_g - V_{H_2O} \\ &= V_{RO_2} + V_{N_2} + V_{O_2} \quad , \quad m^3/m^3 \text{ ou } m^3/kg \end{aligned}$$

Capítulo 3: Combustão

Cálculo da composição dos produtos de combustão: Exemplo

Calcular o volume dos produtos de combustão de um óleo combustível de composição:

$$\mathbf{C^t} = 85,3\%; \quad \mathbf{H^t} = 10,2\%; \quad \mathbf{S^t} = 0,5\%; \quad \mathbf{N^t} = 0,3\%;$$

$$\mathbf{O^t} = 0,2\%; \quad \mathbf{A^t} = 0,5\%; \quad \mathbf{W^t} = 3\%;$$

O coeficiente de excesso do ar na fornalha é de $\alpha = 1,05$

Capítulo 3: Combustão

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:

Capítulo 3: Combustão

Avaliação do rendimento da combustão

- 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.

Capítulo 3: Combustão

Avaliação do rendimento da combustão

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.

Capítulo 3: Combustão

Avaliação do rendimento da combustão

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 prêta (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.

Capítulo 3: Combustão

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.

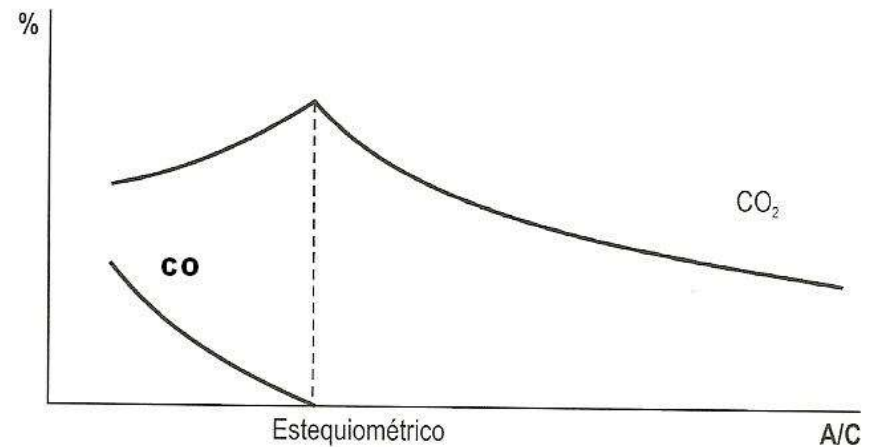


Fig. 1.1 - Teor de CO₂ no gás de exaustão

Capítulo 3: Combustão

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%

Capítulo 3: Combustão

Temperatura de Chama

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

Reagentes \longrightarrow **(cadeia de reação)** \longrightarrow **Produtos**

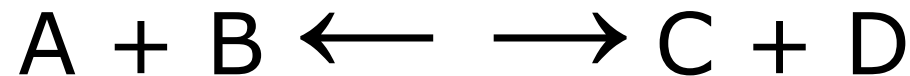
Vamos apresentar isto simbolicamente como:



Capítulo 3: Combustão

Temperatura de Chama

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.

Capítulo 3: Combustão

Temperatura de Chama

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.

Capítulo 3: Combustão

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 desprendido 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 (PCi). 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 desprendido é denominado Poder Calorífico Superior (PCs). 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:

Capítulo 3: Combustão

Medição do rendimento de combustão

$$PCi = PCs - 2440 (9h + u)$$

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 de H₂O/kg de combustível)

Capítulo 3: Combustão

Medição do rendimento de combustão

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.

Capítulo 3: Combustão

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:

Capítulo 3: Combustão

Temperatura Adiabática de Chama

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

- \dot{m}_c = taxa de consumo de combustível (kg/s)
- PC_i = 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)

Capítulo 3: Combustão

Temperatura Adiabática de Chama

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:

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

Onde

$$\dot{Q} = \text{Calor recebido pela fornalha, kJs}$$

Ts_g = Temperatura de saída dos gases de combustão na fornalha, K

Capítulo 3: *Combustão*
