**3:- COMBUSTÃO:** (Temperatura teórica de combustão)

(pág. 23 – 32 apostila)

Vamos fazer um estudo sucinto deste assunto, pois o mesmo já foi estudado parcialmente, nas disciplinas de química, termodinâmica e mesmo nesta disciplina, durante o estudo dos geradores de Vapor.

**3.1: - Motores de inflamação por faísca:**

A combustão é iniciada pela chama produzida pela vela e se propaga pela câmara de combustão. Para que haja a máxima probabilidade de encontro de moléculas de combustível com as de oxigênio, a proporção de Ar e de combustível deveria ser próxima da estequiométrica. No entanto, como não se consegue uma “**vaporização**” perfeita do combustível, mas uma simples pulverização necessita-se usar um pouco mais de combustível que o necessário estequiometricamente a fim de se ter uma superfície suficientemente grande exposta ao oxigênio do Ar.

* Para uma mistura de Ar e combustível em forma de gás normal e em repouso, a propagação da chama é muito lenta, da ordem de 10m/s.

Se considerarmos que a combustão deve se dar em 30o de rotação do eixo de manivelas e se o diâmetro da câmara é de 10cm, temos:

* **Tempo de combustão:**

v = 

em 0,01 segundo, o eixo pode girar 30o então;

 ∴ 

n = 500rpm

x’ =  ou n = 8,33 x 60 = 500

Portanto, nestas condições, a velocidade dos motores à gasolina ficaria limitada a 500rpm.

No entanto, esta dificuldade é contornada, aumentando-se a velocidade de propagação da chama, por meio da turbulência, dentro da câmara de combustão, além do aumento da pressão e da temperatura.

Logo após a faísca, a queima é muito lenta e a queima violenta, se dá com certo retardamento que é compensado pelo avanço de faísca. Quanto maior a rotação, maior avanço se faz necessário.

* Na figura 3.2, pág. 25 da apostila pode-se observar a propagação da chama num motor de combustão por faísca, com dados muito interessantes, quanto à área da chama, ângulo do virabrequim, pressão, volume percentual percorrido, volume da câmara de combustão, massa percentual queimada e aumento percentual da pressão, devido à combustão.

**3.2:- Temperatura teórica de combustão:**

1. **Combustão à volume constante:** (combustão por centelha, motores a explosão)

Consideramos que a combustão se dá a volume constante, portanto a energia do combustível é transformada totalmente em energia interna dos gases, com um aumento de temperatura e pressão, sem considerar o sinal, temos:

p

2

Qv1,2 = 

Qv1,2

1

V

Ora o cálculo de cvmT1,T2 é muito trabalhoso e conduz a resultados por aproximação. Além disso, é muito difícil se estabelecer exatamente à lei de variação de cvm, por se tratar de uma mistura de gases, com proporções variáveis.

Por este motivo, pode-se fazer:

QvT1,2 = Ugases queimados, T2 – Ugases queimados, T1

G x cvmT2,T0 x (T2 – T0) G x cvmT1,T0 x (T1 – T0) T0 = Temperatura de referência

Q a Volume Constante = *Variação da Energia Interna.*

1. **Combustão à pressão constante:** (combustão por compressão, motores Diesel)

Se a combustão for à pressão constante como no ciclo Diesel, teremos:

p

Qp1,2

QpT1,2 = 

2

1

V

QpT1, 2 = Hgases queimados, T2 – Hgases queimados, T1 Qp1,2 = 

G x cpmT2-T0 x (T2 – T0) G x cpmT1-T0 x (T1 – T0)

Q a Pressão Constante = *Variação da Entalpia.*

Os valores de U e H são tabelados, para os diversos gases e para as diversas temperaturas, como na tabela I, páginas 30 e 31 da apostila.

Para auxiliar o cálculo, existe a tabela II, que fornece os poderes caloríficos inferiores e superiores, tanto a pressão constante, como a volume constante, para vários combustíveis, normalmente usados.

**OBS:** Nestas tabelas, foram utilizadas as unidades inglesas, então temos que considerar:

BTU x 0,252 = kcal,

Libra x 0,4536 = kg

R  K

* R – temperatura absoluta no sistema Inglês “Rankine”

**3.3:- Exemplos de Cálculo da Temperatura Teórica da Combustão:**

1. Determinar a temperatura teórica de final da combustão, a volume constante, do n–octano (C8H18), vaporizado com a quantidade estequiométrica de Ar à temperatura de 540R.

Solução:

540R x  300K = 27oC

C8H18 + 12,5 O2 + 47 N2 8CO2 + 9H2O + 47N2

Ar Gases queimados

p

2

8 moles de CO2/mol de C8H18

Qv1,2

9 moles de H2O/mol de C8H18

47 moles de N2/mol de C8H18

1

V

Pela tabela I, pág. 30 da apostila temos:

UCO2 (540) = 139BTU/lbmol UH2O (540) = 122BTU/lbmol UN2 (540) = 97BTU/lbmol

UgqT1 = 8 x 139 + 9 x 122 + 47 x 97 = 6.769BTU/lbmolC8H18

6.7691.705,788kcal/lbmolC8H18 = 3.760,55kcal/kgmolC8H18

Da tabela II, pág. 32 da apostila, temos o poder calorífico Qv,T1 = 2.205.400BTU/lbmolC8H18

UgqT2 = UgqT1 + QvT1 = 6.769 + 2.205.400 = 2.212.169BTU/lbmolC8H18

Para determinar T2, consideram-se as hipóteses:

1a Hipótese:

T2 = 5400R, então;

U5400 = 8 x 56.569 + 9 x 44.293 + 47 x 30.337 = 2.277.028BTU/lbmolC8H18

Resultou que; U5400 > UgqT2 ∴ 5400R > T2

2a Hipótese:

T2 = 5200R, então;

U5200 = 8 x 53.963 + 9 x 42.084 + 47 x 28.961 = 2.171.627BTU/lbmolC8H18

Resultando em; U5200 < UgqT2 ∴ 5200R < T2, de onde se pode concluir que:

5200R < T2 < 5400R

Pela interpolação linear tem-se;

U

U5400

UT2

U5200

5200 T2 5400 T[R]







**T2 = 2.659oC**



Esta temperatura, realmente não é atingida, porque a dissociação molecular impede a reação completa, há perdas de calor por resfriamento da câmara de combustão e a combustão não se faz, a rigor, a volume constante.

Para a reação de combustão, pode-se calcular o cvm, como segue: Q = G x cvmT1,T2 x (T2 – T1)

CvmT1,T2 = sendo C = 12lb, O = 16lb, N = 14lb e H = 1,0lb

Q = 2.205.400BTU/molC8H18 (calor liberado pela octana numa combustão a volume constante, pág. 32 apostila).

G = 8[12 + (2 x 16)] + 9(2 + 16) + 47 x 2 x14 = 352 + 162 + 1316 = 1.830lb/molC8H18

T2 – T1 = 5.277 – 540 = 4.737R

cvm =  BTU/lbR x 

cvm = 0,254BTU/lbR = 0,254399kcal/kgK

**=1**

1. Determinar a temperatura teórica de final de combustão, a pressão constante da n-octana C8H18 vaporizada, com um excesso de Ar de 10% a temperatura inicial de 540R e com um rendimento de combustão de 82,061%.

Solução:

C8H18 + 1,1 x 12,5 (O2 + 3,7585 N2) αCO2 + βH2O + γN2 + σO2

13,75

C – 8 = α α = 8

H – 18 = 2β β = 9

O – 2 x 12,5 x 1,1 = 2α + β + 2σ σ = 1,25

N - 2 x 12,5 x 1,1 x 3,7585 = 2γ γ = 51,68

C8H18 + 13,75 (O2 + 3,7585 N2) 8CO2 + 9H2O + 51,68N2 + 1,25O2

Da tabela I pág. 30 da apostila, para 540R, tem-se:- (em BTU/lbmol)

UCO2 = 139 UN2 = 97 BTU/lb mol de produtos

UH2O = 122 UO2 = 100 No de moles dos produtos (8 + 9 + 51,68 + 1,25) = 69,93 moles

HgqT1 = 8 x 139 + 9x 122 + 51,68 x 97 + 1,25 x 100 + 69,93 x 1.072

P x v = R x T

HgqT1 = 1.112 + 1.098 + 5.013 + 125 + 74.965 = 82.313BTU/lbmolC8H18

HgqT1 = 82.313  = 45.729kcal/kgmol C8H18 = 45.729kcal/mol x 1mol/114kg = 401,13kcal/kg

Da tabela II, pg. 32 da apostila, tem-se o pci da n-octana = 2.199.548BTU/mol ou 2.199.548BTU/mol x kcal/kgC8H18

Como a combustão ocorre com ηc = 82,061% então:

Q = ηc x pci = 0,82061 x 2.199.548 = 1.804.971BTU/lbmolC8H18

HgqT2 = HgqT1 + Q = 82.313 + 1.804.971 = 1.887.284BTU/lbmolC8H18

HgqT2 = 1.887.284BTU/lbmolC8H18 x kcal/kgC8H18

Considera-se em 1a hipótese que:- T2 = 3.400R

H3.400 = 8 x 30.991 + 9 x 23.057 + 51,68 x 16.855 + 1,25 x 18.080 + 69,93 x 6.752

H3.400 = 247.928 + 207.513 + 871.066 + 22.600 + 472.167 = 1.821.274BTU/lbmolC8H18

H3.400 ≅ HgqT2 1.821.274 ≅ 1.887.284 ∴ T2 = 3.400R

T2 = 3.400R = 1.889K = 1.616°C t2 = 1.616°C

* Calcula-se o cpm, para isto considera-se que:- Q = G x cp x ΔT

A massa de reagentes vale:- (C8 H18 + 1,1 x 12,5 (O2 + 3,7585 N2)

G = 8 x 12 + 18 x 1 + 1,1 x 12,5 (2 x 16 + 3,7585 x 2 x 14) = 2001lb

cpm = BTU/lbR

cpm = 0,315 BTU/lbR x  = 0,315kcal/kgK

**= 1**

**\***cpI =  Sistema Inglês

**\***cpM =  Sistema Internacional (métrico)

 ou seja  pois por definição;

* **BTU** –Quantidade de calor necessária para elevar de 1 °Fahrenheit 1 libra de água.
* **Kcal** - Quantidade de calor necessária para elevar de 1°Centígrado 1 quilograma de água.
* Pode-se, como no exemplo anterior, calcular Hgq para uma temperatura > 3.400R ou seja T2 = 3.600R.

H3.600 = 8 x 33.487 + 9 x 25.067 + 51,68 x 18.171 + 1,25 x 19.475 + 69,93 x 7.150

H3.600 = 267.896 + 225.603 + 939.077 + 24.344 + 499.999 = 1.956.919BTU/lbmolC8H18

H3.400 = 1.821.274 < Hgq,T2 = 1.887.284 < H3.600 = 1.956.919

Interpolando teremos:-

H

H3600

HT2

H3400

3400 T2 3600 T[R]









**t2 = 1.670oC**

Com isto cp valerá:-

Cp = BTU/lbR (kcal/kgK)

1. Para um exemplo de combustão incompleta, a volume constante, tem-se:

Inicialmente escreve-se a reação estequiométrica da octana com Ar.

C8 H18 + 12,5(O2 + 3,7585 N2) 8 CO2 + 9 H2O + 47N2

Na reação incompleta, devido à falta de Ar, aparece CO nos gases da combustão.

C8 H18 + **\*11** (O2 + 3,7585 N2) βCO2 + γCO + δH2O + σN2

**OBS:-** Na reação estequiométrica, γ = 0 e **\*11** vale 12,5 então:

 ou seja tem-se apenas 88% do Ar estequiométrico necessário para a queima.

C8 H18 + 11(O2 + 3,7585 N2) βCO2 + γCO + δH2O + σN2

C – 8 = β + γ β + γ = 8 **I**

H – 18 = 2δ δ = 9

O – 2 x 11 = 2β + γ + δ 22 = 2β + γ + 9 2β + γ = 13 **II**

Resolvendo **I** e **II** fica:-

β + γ = 8

2β + γ = 13 β = 5 γ = 3

N - 2 x 11 x 3,7585 = 2σ σ = 41,34

C8 H18 + **\*11** (O2 + 3,7585 N2) 5CO2 + 3CO + 9H2O + 41,34N2

Neste caso pode-se calcular o rendimento da combustão:-

ηc =  **ηc = 83,5%**

**\***O valor do pc, a volume constante, tanto para a octana como para o CO são dados na tabela pág. 32 da apostila.

Os teores em volume e em massa dos gases são:

%Vol CO =  ∴ % **Vol CO = 5,142**

% em massa de CO =  **∴**

**% em massa de CO = 5,174**

**OBS:-** Verifica-se que os valores das % de CO em massa e em volume, são muito próximos indicando que a densidade deste gás, que é extremamente tóxico, se aproxima da unidade, portanto, este ao ser liberado na atmosfera permanecerá no local de sua descarga.

Em veículos, por exemplo, ficará próximo da região onde as pessoas respiram.

Como a combustão se dá a volume constante, com falta de Ar o que lhe confere uma eficiência de ηc = 83,5%, então a temperatura da combustão será obtida como segue:

QVT1,T2 = = Ugases queimados,T2 - Ugases queimados,T1 assim Ugq,T2 = QVT1,T2 + Ugq,T1, considerando T1 = 540R, como nos exemplos anteriores fica:

Ugq,540 = 5(139) + 3(97) + 9(122) + 41,34(97) = 6.094BTU/molC8H18

O calor liberado, pela octana, na combustão com ηc = 83,5% é:

QVT1,T2 = ηc x pc, onde pc = 2.205.400BTU/molC8H18 (tabela pág. 32 da apostila)

QVT1,T2 = 0,835 x 2.205.400 = 1.841.509BTU/molC8H18 então:

Ugq,T2 = 1.841.509 + 6.094 = 1.847.603BTU/molC8H18

Com a hipótese de T2 = 5000R, fica:

Ugq,5000 = 5(51.365) + 3(27.907) + 9(39.885) + 41,34(27.589) = 1.840.040BTU/molC8H18

Como Ugq,T2 = 1.847.603 que é um valor muito próximo de 1.840.040 pode-se considerar que:

T2 = 5.000R = 5.000 x 5/9 = 2.778K = 2.505oC **t2 = 2.505oC**

**Fórmula Química e Poderes Caloríficos de Misturas de Combustíveis**

Para determinar a fórmula química média e o poder calorífico de misturas combustíveis, considere-se o exemplo a seguir:

Determinar a fórmula química média e o poder calorífico inferior de uma mistura volumétrica de combustíveis contendo, 32% de gás propano (C3H8) com pci=11.507kcal/kg e γ=507kg/m3 e 68% de butano (C4H10), com pci=10.814kcal/kg e γ=585kg/m3.

I – Fórmula química:

Neste caso a fórmula química genérica pode ser escrita da seguinte forma; C3H8 + A(C4H10).

O valor de “A”, pode-ser obtido considerando-se uma mistura de 100litros, ou seja;

32litros de C3H8 + 68litros de C4H10 = 100litros de mistura. Com os pesos específicos dos combustíveis podem-se determinar as suas massas na mistura de 100litros ou 0,1m3;

0,032m3prop x 507kg/m3prop + 0,068m3but x 585kg/m3but = 0,1m3mist x γmist

Então em 0,1m3 de mistura tem-se; 16,224kgprop e 39,984 kgbut = 56,208kgmist, com isto as % em massa na mistura são; %prop = , então A = 1,866 assim a fórmula química fica;

**C3H8+1,866(C4H10)**

O mesmo valor para “A” pode ser obtido utilizando-se o teor de butano na mistura a saber;

%but = , novamente A = 1,866 e a fórmula química fica;

**C3H8+1,866(C4H10)**

II – Poder Calorífico da mistura:

Para determinar o poder calorífico inferior da mistura, usa-se as% em massa e o pci de cada combustível;

Pcimist = % prop x pciprop + % but x pcibut = 0,289x11.507 + 0,711x10.881 = 3.325,523+7.686,621 11.102

Então o pci da mistura é; **pci=11.102kcal/kg.**