

GUET /- 81 / 06:

FACULDADE DE ENGENHARIA DA UNIVERSIDADE DO PORTO

DEPARTAMENTO DE ENGENHARIA MECANICA

GABINETE DE FLUIDOS E CALOR

TERMODINÂMICA GERAL

MISTURAS GASOSAS

PSICOMETRIA

(Problemas)

Por CLITO FÉLIX ALVES AFONSO

ISMÊNIO JÚLIO DA SILVA AZEVEDO

ALBINO JOSÉ PARENTE DA SILVA REIS

PROBLEMA 1 - A análise volumétrica de uma mistura gasosa forneceu os seguintes resultados:

$$\text{CO}_2 - 12\%$$

$$\text{O}_2 - 4\%$$

$$\text{N}_2 - 82\%$$

$$\text{CO} - 2\%$$

Determine a fracção mássica de cada um dos componentes, bem como o peso molecular e a constante R da mistura.

DADOS:

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ Kg/Kmol}$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ "}$$

$$M_{\text{N}_2} = 28 \text{ "}$$

$$M_{\text{CO}} = 28 \text{ "}$$

$$\bar{R} = 8.31434 \text{ KJ/Kmol}^\circ\text{K}$$

### RESOLUÇÃO

A fracção mássica de cada componente é dada pela expressão:

$$z_i = \frac{(v_i/v)M_i}{\sum (v_i/v)M_i}$$

$$\sum (v_i/v)M_i = 0.12 \times 44 + 0.04 \times 32 + 0.82 \times 28 + 0.02 \times 28 =$$

$$\sum (v_i/v)M_i = 30.08 \text{ Kg/Kmol}$$

$$z_{\text{CO}_2} = \frac{0.12 \times 44}{30.08} = 17.55\%$$

$$z_{\text{O}_2} = \frac{0.04 \times 32}{30.08} = 4.25\%$$

$$z_{\text{N}_2} = \frac{0.82 \times 28}{30.08} = 76.32\%$$

$$z_{\text{CO}} = \frac{0.02 \times 28}{30.08} = 1.86\%$$

O peso molecular da mistura vem dado por:

$$M = \frac{\sum n_i \times M_i}{n} = \frac{\sum V_i \times M_i}{V}$$

Como atrás calculada:  $M = 30.08 \text{ Kg/Kmol}$

A constante R da mistura é:

$$R = \frac{\bar{R}}{M}$$

$$R = \frac{8.31434}{30.08} = 0.2764 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

— o o o —

PROBLEMA 2 - Uma mistura de gases tem a seguinte composição mássica:

$N_2$  - 60%

$O_2$  - 30%

$CO_2$  - 10%

A mistura tem uma massa de 0.9 Kg. Inicialmente está a 1 atm.,  $27^\circ\text{C}$  e é comprimida até atingir 4 atm. A compressão é politrópica de índice  $n = 1.2$ . Calcule o trabalho realizado, o calor transferido e a variação de entropia.

DADOS:  $c_{p,N_2} = 1.040 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$

$c_{p,O_2} = 0.918$  "

$c_{p,CO_2} = 0.846$  "

### RESOLUÇÃO

Por se tratar de um processo politrópico, o trabalho realizado é dado pela expressão:

$$W = \frac{m \times R \times (T_2 - T_1)}{1 - n}$$

O calor transferido é obtido pela primeira lei:

$$Q - W = U_2 - U_1$$

$$Q = m \times c_v \times (T_2 - T_1) + W$$

É a variação de entropia:

$$S_2 - S_1 = m \left( c_p \times \ln \frac{T_2}{T_1} - R \times \ln \frac{P_2}{P_1} \right)$$

Como ressalta das expressões acima expostas, o cálculo do trabalho, calor e entropia passa primeiramente pela determinação de  $R$ ,  $c_v$ ,  $c_p$  e  $T_2$  da mistura. Tem-se que:

$$R = \sum Z_i \times R_i$$

$$R_i = \bar{R} / M_i$$

Substituindo a segunda expressão na primeira:

$$R = \sum \frac{Z_i}{M_i} \times \bar{R}$$

$$R = \left( \frac{0.6}{28} + \frac{0.3}{32} + \frac{0.1}{44} \right) \times 8.31434$$

$$R = 0.275 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

$$c_p = \sum x_i c_{p_i}$$

$$c_p = 0.6 \times 1.040 + 0.3 \times 0.918 + 0.1 \times 0.846$$

$$c_p = 0.984 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

$$c_p = c_v + R$$

$$c_v = 0.984 - 0.275 = 0.709 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

$$\left( \frac{T_2}{T_1} \right) = \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{n-1/n}$$

$$T_2 = (27 + 273.15) \times \left( \frac{4}{1} \right)^{1.2-1/1.2}$$

$$T_2 = 378.16 \text{ }^\circ\text{K}$$

Substituindo os valores obtidos nas expressões de  $W$ ,  $Q$  e  $\Delta S$ :

$$W = \frac{0.9 \times 0.275(378.16 - 300.15)}{1 - 1.2}$$

$$W = -96.53 \text{ KJ}$$

$$Q = 0.9 \times 0.709(378.16 - 300.15) - 96.53$$

$$Q = -46.75 \text{ KJ}$$

$$S_2 - S_1 = 0.9(0.984 \times \ln \frac{378.16}{300.15} - 0.275 \times \ln \frac{4}{1})$$

$$S_2 - S_1 = -0.138 \text{ KJ/}^\circ\text{K}$$

— o o o —

PROBLEMA 3 - Uma mistura de gases está à temperatura de  $150^\circ\text{C}$  e à pressão de 4 atm. Uma análise volumétrica da mistura forneceu os seguintes resultados:

$\text{CO}_2$  - 14%

$\text{O}_2$  - 5%

$\text{N}_2$  - 81%

Determine a análise gravimétrica bem como as pressões parciais dos gases na mistura.

Se 2.3 Kg da mistura forem arrefecidos a pressão constante até  $15^\circ\text{C}$ , determine o volume final.

#### RESOLUÇÃO

$$Z_i = \frac{(V_i/V)M_i}{\sum (V_i/V)M_i}$$

$$\sum (V_i/V)M_i = 0.14 \times 44 + 0.05 \times 32 + 0.81 \times 28 = 30.44 \text{ Kg/Kmol}$$

$$Z_{\text{CO}_2} = \frac{0.14 \times 44}{30.44} = 20.2\%$$

$$Z_{\text{O}_2} = \frac{0.05 \times 32}{30.44} = 5.25\%$$

$$Z_{\text{N}_2} = \frac{0.81 \times 28}{30.44} = 74.5\%$$

$$y_i = \frac{p_i}{p} ; p = 4 \text{ atm.}$$

$$p_{CO_2} = 0.14 \times 4 = 0.56 \text{ atm.}$$

$$p_{O_2} = 0.05 \times 4 = 0.2 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = 0.81 \times 4 = 3.24 \text{ atm}$$

$$M \times n = m$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2.3}{30.44} = 0.0755 \text{ Kmol}$$

$$P \times V = n \times \bar{R} \times T$$

$$V = \frac{0.0755 \times 8.314 \times (15 + 273.15)}{4 \times 98}$$

$$V = 0.461 \text{ m}^3$$

— o o o —

PROBLEMA 5 - Dois reservatórios isolados são separados um do outro por uma válvula. Um contém oxigênio a 7 atm e 150°C e o outro dióxido de carbono a 2 atm e 15°C. O volume de cada reservatório é de 1.4 m<sup>3</sup>. A válvula é aberta e os gases misturam-se. Considerando o processo adiabático calcule a temperatura final, pressão final e variação de entropia total do sistema.

DADOS:  $\bar{c}_{v,O_2} = 21 \text{ KJ/Kmol}^\circ\text{K}$

$$\bar{c}_{v,CO_2} = 28.3 \text{ KJ/Kmol}^\circ\text{K}$$

#### RESOLUÇÃO

Por simplicidade o oxigênio será referido pelo sufixo "a" e o dióxido de carbono pelo sufixo "b". O número de moles de cada uma das substâncias é:

$$n = \frac{p \times V}{\bar{R} \times T}$$

$$n_a = \frac{7 \times 98 \times 1.4}{8.314 \times (150 + 273.15)}$$

$$n_a = 0.272 \text{ Kmol}$$

$$n_b = \frac{2 \times 98 \times 1.4}{8.314 \times (15 + 273.15)}$$

$$n_b = 0.114 \text{ Kmol}$$

O numero total de moles será:

$$n = n_a + n_b$$

$$n = 0.272 + 0.114 = 0.386 \text{ Kmol}$$

A primeira lei aplicada ao sistema total vem:

$$Q - W = U_2 - U_1$$

Como  $Q = 0$  e  $W = 0$ :

$$U_2 - U_1 = 0$$

ou seja a energia interna total do sistema mantém-se constante.  
No estado inicial a energia interna é:

$$U_1 = n_a \times \bar{c}_{v,a}(T_a - T_0) + n_b \times \bar{c}_{v,b}(T_b - T_0)$$

em que o estado "0" é um estado de referência.

No estado final:

$$U_2 = n \times \bar{c}_v(T - T_0)$$

em que:  $T$  - temperatura final da mistura

$\bar{c}_v$  - calor especifico a volume constante da mistura

$$n \times \bar{c}_v = n_a \times \bar{c}_{v,a} + n_b \times \bar{c}_{v,b}$$

Substituindo estas ultimas relações na expressão da primeira lei:

$$(n_a \times \bar{c}_{v,a} + n_b \times \bar{c}_{v,b})(T - T_0) =$$

$$= n_a \times \bar{c}_{v,a}(T - T_a) + n_b \times \bar{c}_{v,b}(T - T_b)$$

$$n_a \times \bar{c}_{v,a}(T - T_a) + n_b \times \bar{c}_{v,b}(T - T_b) = 0$$

Introduzindo valores:

$$0 = 0.272 \times 21 \times (T - 150) + 0.114 \times 28.3(T - 15)$$

$$T = 101.27^{\circ}\text{C} \equiv 374.42^{\circ}\text{K}$$

A pressão final será obtida através da equação geral dos gases perfeitos:

$$p \times V = n \times \bar{R} \times T$$

$$p = \frac{0.386 \times 8.314 \times (101.27 + 273.15)}{2.8 \times 98}$$

$$p = 4.37 \text{ atm}$$

A variação de entropia será igual a soma das variações de cada elemento:

$$\Delta S_a = n_a (\bar{c}_{v,a} \times \ln \frac{T}{T_a} + \bar{R} \times \ln \frac{V}{V_a})$$

$$\Delta S_a = 0.272 (21 \times \ln \frac{374.42}{388.15} + 8.314 \times \ln \frac{2.8}{1.4})$$

$$S_a = 1.361 \text{ KJ/}^{\circ}\text{K}$$

De igual modo;

$$\Delta S_b = 0.114 (28.3 \times \ln \frac{374.42}{288.15} + 8.314 \times \ln \frac{2.8}{1.4})$$

$$\Delta S_b = 1.5 \text{ KJ/}^{\circ}\text{K}$$

$$\Delta S = \Delta S_a + \Delta S_b = 2.861 \text{ KJ/}^{\circ}\text{K}$$

— o o o —

PROBLEMA 5 - Qual o aumento de entropia quando 0.232 Kg de oxigênio e 0.768 Kg de azoto, inicialmente a igual temperatura e pressão, se misturam adiabaticamente a pressão constante, de modo a obter 1 Kg de ar

#### RESOLUÇÃO

Como no exemplo anterior o oxigênio será designado pelo sufixo "a" e o azoto pelo sufixo "b".

$$\Delta S = \Delta S_a + \Delta S_b$$

Como a mistura é adiabática a pressão constante a temperatura final será igual à inicial —



$$\Delta S = m_a \times R_a \times \ln \frac{V}{V_a} + m_b \times R_b \times \ln \frac{V}{V_b}$$

$$V_a = m_a \times R_a \times T/p \quad ; \quad R_a = 0.259 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

$$V_b = m_b \times R_b \times T/p \quad ; \quad R_b = 0.296 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K}$$

Por outro lado tem-se que:

$$V = V_a + V_b$$

$$V/V_a = (m_a \times R_a + m_b \times R_b) / m_a \times R_a$$

$$V/V_a = \frac{0.232 \times 0.259 + 0.768 \times 0.296}{0.232 \times 0.259} = 4.783$$

$$V/V_b = \frac{0.232 \times 0.259 + 0.768 \times 0.296}{0.768 \times 0.296} = 1.264$$

$$\Delta S = 0.232 \times 0.259 \times \ln 4.783 + 0.768 \times 0.296 \times \ln 1.264$$

$$\Delta S = 0.147 \text{ KJ/}^\circ\text{K}$$

— o o o —

PROBLEMA 6 - 0.01 Kg de vapor e 0.99 Kg de ar formam uma mistura gasosa à pressão de 100 KN/m<sup>2</sup> e temperatura de 20°C. Determine:

- a) As pressões parciais de vapor e ar
- b) O volume específico da mistura

RESOLUÇÃO

A resolução deste problema pode ser feita por duas vias:

- 1 - Considerando o vapor como gás perfeito (sendo a pressão da mistura ≈ 1 atm a pressão parcial do vapor será muito menor, podendo portanto ser considerado gás perfeito)
- 2 - Recorrendo às tabelas de vapor.

a) Far-se-á a resolução pelo primeiro método, indicando-se no entanto os passos a seguir para a resolução através do segundo método.

$$100 \text{ KN/m}^2 = p_{\text{vap}} + p_{\text{ar}}$$

$$p_{\text{ar}} \times v_{\text{ar}} = R_{\text{ar}} \times T$$

$$p_{\text{vap}} \times v_{\text{vap}} = R_{\text{vap}} \times T$$

$$(1) \quad \left| \begin{aligned} p_{\text{ar}} &= \frac{0.287 \times (20 + 273.15)}{v_{\text{ar}}} \\ p_{\text{vap}} &= \frac{(8.314/18) \times (20 + 273.15)}{v_{\text{vap}}} \end{aligned} \right.$$

Tem-se tambem:

$$m \times v = m_{\text{ar}} \times v_{\text{ar}} = m_{\text{vap}} \times v_{\text{vap}}$$

$$(2) \quad m \times v = 0.99 \times v_{\text{ar}} = 0.01 \times v_{\text{vap}}$$

Da expressão (1):

$$(3) \quad p_{\text{vap}}/p_{\text{ar}} = \frac{8.314/18}{0.287} \times \frac{v_{\text{ar}}}{v_{\text{vap}}}$$

Da expressão (2):

$$v_{\text{ar}} = \frac{m \times v}{0.99}$$

$$v_{\text{vap}} = \frac{m \times v}{0.01}$$

$$v_{\text{ar}}/v_{\text{vap}} = 0.01/0.99$$

que substituindo na expressão (3):

$$p_{\text{vap}}/p_{\text{ar}} = \frac{(8.314/18)}{0.287} \times \frac{0.01}{0.99} = 0.01625$$

Como :  $p_{\text{vap}} + p_{\text{ar}} = 100 \text{ KN/m}^2$

$$p_{\text{vap}} + \frac{p_{\text{vap}}}{0.01625} = 100$$

$$p_{\text{vap}} = 1.599 \text{ KN/m}^2$$

$$p_{\text{ar}} = 98.401 \text{ KN/m}^2$$

$$b) \quad v_{\text{vap}} = \frac{(8.314/18) \times (20 + 273.15)}{1.599} = 84.67 \text{ m}^3/\text{Kg}$$

Como ja se viu atrás:

$$m \times v = m_{\text{vap}} \times v_{\text{vap}}$$

$$v = \frac{0.01 \times 84.67}{1} = 0.8467 \text{ m}^3/\text{Kg}$$

Os passos a seguir para a resolução do problema através do uso de tabelas são os seguintes:

- + arbitra-se um valor para a pressão parcial do vapor
- + com  $p_{\text{vap}}$  arbitrado e com a temperatura, tira-se das tabelas o correspondente valor de  $v_{\text{vap}}$
- + calcula-se o valor da pressão parcial do ar através da lei das pressões parciais de Gibbs-Dalton :  $p = p_{\text{vap}} + p_{\text{ar}}$
- + calcula-se o volume específico do ar através da equação geral dos gases perfeitos
- + os volumes específicos atrás calculados tem que satisfazer a equação:  $m_{\text{ar}} x v_{\text{ar}} = m_{\text{vap}} x v_{\text{vap}}$
- + arbitram-se valores da pressão parcial do vapor até que esta última equação seja satisfeita.

— 6 0 0 —

PROBLEMA 7 - Um reservatório fechado contem 0.1 Kg de água com um título de 10% e 0.15 Kg de azoto. A temperatura da mistura é de 95°C. Determine:

- a) O volume do reservatório bem como a pressão da mistura.
- b) A temperatura a qual toda a mistura deve ser elevada de sorte que toda a água passe à fase de vapor saturado, bem como a correspondente pressão
- c) a quantidade de calor transferida de modo a obter-se a situação da alinea b)

RESOLUÇÃO

a) Na resolução deste problema adoptaram-se os seguintes índices:

v = vapor

liq = líquido

a = azoto

A pressão da mistura é:

$$p = p_v + p_a$$

O volume do reservatório será igual ao volume da água (líquido saturado) mais o volume da mistura de azoto e vapor de água (vapor saturado). Porém o volume da mistura de azoto e vapor será igual ao volume de vapor, estando este sujeito a sua pressão parcial e à temperatura da mistura (lei de Gibbs-Dalton).

Assim:

$$V = m_{liq} x v_{liq} + m_v x v_v$$

Por definição de título:

$$x = \frac{m_v}{m_t}$$

$$0.1 = \frac{m_v}{0.1}$$

$$m_v = 0.01 \text{ Kg}$$

$$m_{liq} = 0.09 \text{ Kg}$$

Das tabelas de vapor saturado:

$$T = 95^\circ\text{C} \quad \left\{ \begin{array}{l} p_s = 0.8619 \text{ Kgf/cm}^2 \\ v' = 0.0010396 \text{ m}^3/\text{Kg} \\ v'' = 1.982 \text{ m}^3/\text{Kg} \end{array} \right.$$

$$V = 0.09 \times 0.0010396 + 0.01 \times 1.982 =$$

$$V = 0.0199 \text{ m}^3$$

O volume do vapor:  $V_v = 0.01 \times 1.982 = 0.01982 \text{ m}^3$  é também o volume do azoto, estando este sujeito à sua pressão parcial e à temperatura da mistura.

Considerando o azoto como gás perfeito:

$$p_a V_a = m_a R_a T$$

Para o azoto:  $\left\{ \begin{array}{l} R = 0.296 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K} \\ c_v = 0.745 \text{ KJ/Kg}^\circ\text{K} \end{array} \right.$

$$p_a = \frac{0.15 \times 0.296 \times (95 + 273.15)}{0.01982 \times 98}$$

$$p_a = 8.4 \text{ Kgf/cm}^2$$

Então a pressão da mistura é:

$$p = 8.4 + 0.8619 = 9.2619 \text{ Kgf/cm}^2$$

b) Quando toda a água estiver em vapor saturado, a sua massa ocupará o volume total do reservatório. Então o volume específico final do vapor será:

$$v_v = \frac{V}{m}$$

$$v_v = \frac{0.0199}{0.1} = 0.199 \text{ m}^3/\text{Kg}$$

Das tabelas de vapor saturado:

$v''$ (m <sup>3</sup> /Kg)	$p$ (Kgf/cm <sup>2</sup> )	$T$ (°C)	$h''$ (KJ/Kg)
0.2026	9.763	178	2776.686
0.199	9.95	178.8	2777.37
0.1982	9.992	179	2777.523

Portanto, a temperatura necessária para que todo o líquido passe a vapor saturado é de 178.8°C. Neste ponto o azoto ocupará também todo o volume do reservatório:

$$p_a V_a = m_a R_a T$$

$$p_a = \frac{0.15 \times 0.296 \times (178.8 + 273.15)}{0.0199 \times 98}$$

$$p_a = 10.28 \text{ Kgf/cm}^2$$

A pressão final será:

$$p = 10.28 + 9.95 = 20.23 \text{ Kgf/cm}^2$$

c) Aplicando a 1ª lei da termodinâmica ao reservatório:

$$Q - W = U_2 - U_1$$

Por o processo ser isocórico:  $W = 0$

$$Q = U_2 - U_1$$

Devido à lei de Gibbs-Dalton:

$$U_1 = m_{liq_1} u_{liq_1} + m_{v_1} u_{v_1} + m_{a_1} u_{a_1}$$

$$U_1 = m_{liq_1} (h_{liq_1} - p_{liq_1} v_{liq_1}) + m_{v_1} (h_{v_1} - p_{v_1} v_{v_1}) + m_{a_1} u_{a_1}$$

$$U_2 = m_{v_2} u_{v_2} + m_{a_2} u_{a_2}$$

$$U_2 = m_{v_2} (h_{v_2} - p_{v_2} v_{v_2}) + m_{a_2} u_{a_2}$$

Atendendo a que a massa de azoto é constante:  $m_{a_2} = m_{a_1} = m_a$  :

$$m_{a_2} u_{a_2} - m_{a_1} u_{a_1} = m_a c_v (T_2 - T_1)$$

Todos os valores na expressão do calor são já conhecidos, obtendo-se então:

$$Q = 0.1(2777.37 - 9.95 \times 98 \times 0.199) - 0.09(398.039 - 9.2619 \times 98 \times 0.0010396) - \\ - 0.01(2667.829 - 0.8619 \times 98 \times 1.982) + 0.15 \times 0.745(178.8 - 95)$$

$$Q = 206.95 \text{ KJ}$$

PROBLEMA 8 - A pressão e a temperatura do ar num compartimento são respectivamente 1 Kgf/cm<sup>2</sup> e 28°C. Se a humidade relativa for de 30% calcule:

- a) A pressão parcial do vapor e o ponto de orvalho
- b) O volume específico de cada constituinte
- c) a humidade absoluta

RESOLUÇÃO

a)  $\phi = \frac{p_v}{p_s}$

$p_s(T = 28^\circ\text{C}) = 0.03853 \text{ Kgf/cm}^2$

$p_v = 0.3 \times 0.03853 = 0.011559 \text{ Kgf/cm}^2$

O ponto de orvalho é a temperatura de saturação correspondente à pressão parcial do vapor; das tabelas de vapor saturado:

p(Kgf/cm <sup>2</sup> )	T(°C)
0.01	6.698
0.011559	8.58
0.015	12.737

b) Os volumes específicos são dados pela equação dos gases perfeitos

$p \times v = RT$

$$v_v = \frac{8.314 (28 + 273.15)}{0.011559 \times 98}$$

$v_v = 122.79 \text{ m}^3/\text{Kg}$

A pressão parcial do ar será:

$p_a = p - p_v$

$p_a = 1 - 0.011559 = 0.988 \text{ Kgf/cm}^2$

$v_a = \frac{0.287(28 + 273.15)}{0.988 \times 98} = 0.892 \text{ m}^3/\text{Kg}$

$$c) \quad w = \frac{v_a}{v_v} = \frac{0.892}{122.79} = 0.00726$$

— o o o —

PROBLEMA 9 - Ar de um salão com  $300 \text{ m}^3$  está a  $15^\circ\text{C}$  e a uma pressão de  $1 \text{ Kgf/cm}^2$  apresentando uma humidade relativa de 75%. Determinar:

- A - 1) A humidade absoluta  
 2) O ponto de orvalho  
 3) A massa de água existente na atmosfera local

B - Introduzem-se, no ar local, 743 g de vapor de água. Determinar para o novo estado do ar:

- 1) A humidade absoluta  
 2) A humidade relativa  
 3) A pressão total  
 4) O ponto de orvalho

#### RESOLUÇÃO

A

1)

$$w = 0.622 \frac{p_v}{p_a}$$

$$p_v = \phi p_s$$

$$p_s (T=15^\circ\text{C}) = 0.017377 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$p_v = 0.75 \times 0.017377 = 0.013 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$p_a = p - p_v$$

$$p_a = 1 - 0.013 = 0.987 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$w = 0.622 \frac{0.013}{0.987}$$

$$w = 0.00819 \text{ Kg/Kg a.s.}$$

2) O ponto de orvalho é a pressão de saturação correspondendo a  $p_v$ :



$p(\text{Kgf/cm}^2)$	$T(^{\circ}\text{C})$
0.010	6.698
0.013	10.32
0.015	12.737

3)  $p_v V = m_v R_v T$

$$m_v = \frac{0.013 \times 98 \times 300}{\frac{8.314}{18} \times (15 + 273.15)}$$

$$m_v = 2.87 \text{ Kg}$$

B

1)

$$w_2 = \frac{m_v}{m_a}$$

A massa de vapor nesta nova situação é:

$$m_v = 2.87 + 0.743 = 3.613 \text{ Kg}$$

Sendo a massa de ar a mesma da parte A deste problema:

$$w_1 = \frac{m_{v1}}{m_a}$$

$$m_a = \frac{2.87}{0.00819} = 350.42 \text{ Kg}$$

Então a nova humidade absoluta será:

$$w_2 = \frac{3.613}{350.42} = 0.01031 \text{ Kg/Kg a.s.}$$

2) A humidade relativa será:

$$\phi = \frac{p_v}{p_s}$$

$p_s$  mantém-se inalteravel uma vez que é somente função da temperatura. Da parte A:  $p_s = 0.017377 \text{ Kgf/cm}^2$

$$p_v V = m_v R_v T$$

$$p_v = \frac{3.613 \times (15 + 273.15) \times 8.314 / 18}{300 \times 98}$$

$$p_v = 0.0163 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$= \frac{0.0163}{0.017377} = 93.8\%$$

3) A pressão total será :

$$p = p_a + p_v$$

A pressão do ar é igual à da parte A uma vez que temos a mesma massa a ocupar o mesmo volume e à mesma temperatura:

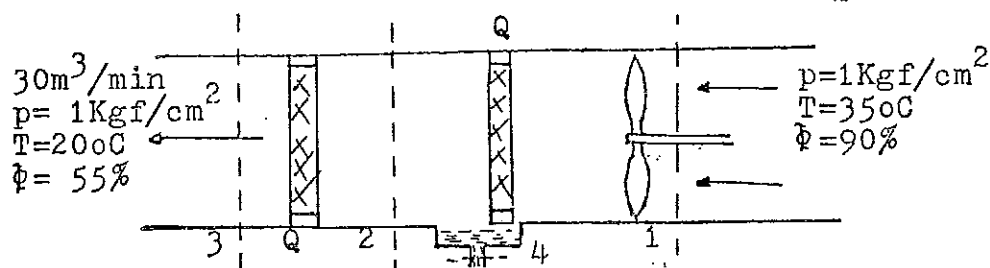
$$p = 0.987 + 0.0163 = 1.003 \text{ Kgf/cm}^2$$

4) O ponto de orvalho será a temperatura de saturação correspondendo à nova pressão de vapor:  $p_v = 0.0163 \text{ Kgf/cm}^2$

$p(\text{Kgf/cm}^2)$	$T(^{\circ}\text{C})$
0.015	12.737
0.0163	13.89
0.02	17.204

— o o o —

PROBLEMA 10 - Num dia de verão, o ar está à pressão de  $1 \text{ Kgf/cm}^2$  temperatura de  $35^{\circ}\text{C}$  e humidade relativa de 90%. Uma unidade de ar condicionado debita  $30 \text{ m}^3/\text{min}$  a uma temperatura de  $20^{\circ}\text{C}$  e humidade relativa de 55%. Obtem-se este efeito arrefecendo o ar até o ponto de orvalho e reaquecendo-o de novo. Um ventilador axial situado antes do arrefecedor absorve 1.1 KW. Determine a temperatura à qual o ar deve ser arrefesido, as potencias caloríficas no arrefecedor e aquecedor. Considere que a pressão se mantém constante durante o processo.



RESOLUÇÃO

A temperatura do ar à saída do arrefecedor (2) pode ser determinada considerando o processo que ocorre no aquecedor. Neste a composição da mistura permanece constante, de modo que a pressão parcial do vapor é a mesma em (2) e (3):

$$\phi = \frac{p_v}{p_s}$$

$$p_s(T=20^\circ\text{C}) = 0.02383 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$p_v = 0.55 \times 0.02383 = 0.0131 \text{ Kgf/cm}^2$$

Na secção (2) o ar acabou de sair do arrefecedor onde se deu a condensação e portanto o ar está saturado. A temperatura será então a de saturação correspondendo a  $p_v$ , acima calculado. Das tabelas de vapor saturado:

$p(\text{Kgf/cm}^2)$	$T(^{\circ}\text{C})$
0.010	6.698
0.0131	10.44
0.015	12.737

Para calcularmos a potência calorífica no aquecedor, podemos aplicar a 1ª lei da termodinâmica ao volume de controle limitado pelas secções (2) e (3):

$$2\dot{Q}_3 = \dot{H}_3 - \dot{H}_2$$

$$2\dot{Q}_3 = \dot{m}_a x c_p (T_3 - T_2) + \dot{m}_{v_3} h_{v_3} - \dot{m}_{v_2} h_{v_2}$$

O caudal de vapor em (3) é:

$$p_v \dot{V} = \dot{m}_v R_v T$$

$$\dot{m}_v = \frac{0,0131 \times 98 \times 30}{\frac{8,314}{18} (20 + 273,15)}$$

$$\dot{m}_v = 0,283 \text{ Kg/min}$$

$$p_a \dot{V} = \dot{m}_a R_a T$$

$$\dot{m}_a = \frac{(1 - 0,0131) \times 98 \times 30}{0,287 \times (20 + 273,15)}$$

$$\dot{m}_a = 34,48 \text{ Kg/min}$$

$$h_{v_3} = h''(T=20^\circ\text{C}) = 2537,201 \text{ KJ/Kg}$$

$$h_{v_2} = h''(T=20^\circ\text{C}) = 2520,118 \text{ KJ/Kg}$$

$$\dot{m}_{v_3} = \dot{m}_{v_2}$$

$${}_2\dot{Q}_3 = 34,48 \times 1,005 (20 - 10,44) + 0,283 (2537,201 - 2520,118)$$

$${}_2\dot{Q}_3 = 334,46 \text{ KJ/min} = 5,574 \text{ KW}$$

Para calcularmos a potência calorífica no arrefecedor aplica-se a 1ª lei entre as secções (1), (2) e (4):

$${}_1\dot{Q}_2 = \dot{m}_{v_2} h_{v_2} - \dot{m}_{v_1} h_{v_1} + \dot{m}_{liq_4} h_{liq_4} + \dot{m}_a c_p (T_2 - T_1) + \dot{W}$$

$$\dot{m}_a = 34,48 \text{ Kg/min}; \quad h_{v_2} = 2520,118 \text{ KJ/Kg}$$

$$\dot{m}_{v_2} = 0,283 \text{ Kg/min}$$

$$w_1 = 0,622 \frac{p_{v_1}}{p_a}$$

$$p_s (T = 30^\circ\text{C}) = 0,05733 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$p_{v_1} = \phi p_s$$

$$p_{v_1} = 0,9 \times 0,05733 = 0,051597 \text{ Kgf/cm}^2$$

$$\dot{m}_{v_1} = w \dot{m}_a$$

$$\dot{m}_{v_1} = 0,0338 \times 34,48 = 1,165 \text{ Kg/min}$$

$$\dot{m}_{liq} = \dot{m}_{v_1} - \dot{m}_{v_2}$$

$$\dot{m}_{liq} = 1.165 - 0.283 = 0.882 \text{ Kg/min}$$

$$h_{liq_4} = h'(T=10.44^\circ\text{C}) = 43.877 \text{ KJ/Kg}$$

$$h_{v_1} = h''(T=35^\circ\text{C}) = 2564.834 \text{ KJ/Kg}$$

$$\begin{aligned} {}_1\dot{Q}_2 &= 0.283 \times 2520,118 - 1.165 \times 2564,834 + 0.882 \times 43.877 + \\ &+ 34.48 \times 1.005(10.44 - 35) + (-1.1 \times 60) \end{aligned}$$

$${}_1\dot{Q}_2 = -3153.2 \text{ KJ/min} = 52.55 \text{ KW}$$

— o o o —

GUET/81/06

FACULDADE DE ENGENHARIA DA UNIVERSIDADE DO PORTO  
DEPARTAMENTO DE ENGENHARIA MECANICA  
GABINETE DE FLUIDOS E CALOR

TERMODINAMICA GERAL

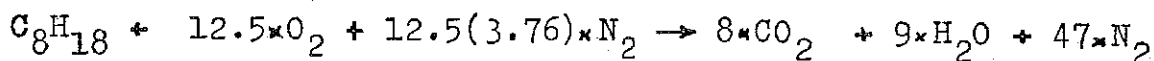
C O M B U S T ã O

(Problemas)

Por ISMÊNIO JÚLIO DA SILVA AZEVEDO  
CLITO FÉLIX ALVES AFONSO  
ALBINO JOSÉ PARENTE DA SILVA REIS

PROBLEMA 1 - Calcule a razão ar-combustível estequiométrica em massa e em volume para a combustão do octano,  $C_8H_{18}$ .

RESOLUÇÃO A equação da combustão estequiométrica do octano é:



A razão na base molar será:

$$\overline{AC} = \frac{12.5 + 47}{1} = 59.5 \text{ moles de ar/mol de } C_8H_{18}$$

A mesma razão na base mássica passa a valer:

$$AC = \frac{(47 + 12.5) \times 28.97}{114} = 15.1 \text{ Kg de ar/ Kg de } C_8H_{18}$$

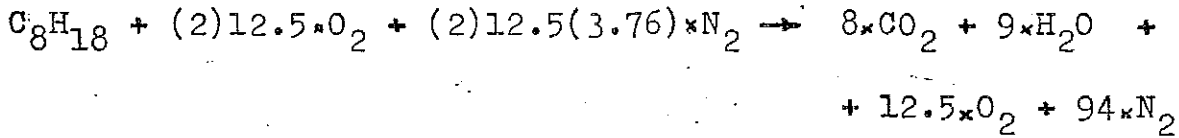
em que: Peso molecular do ar = 28.97 Kg/Kmol de ar

Peso molecular do  $C_8H_{18}$  =  $8 \times 12 + 18 = 114$  Kg/Kmol de  $C_8H_{18}$

— o o o —

PROBLEMA 2 - Determine a análise molar dos produtos da combustão do octano ( $C_8H_{18}$ ) quando ele é queimado com 200% de ar teórico.

RESOLUÇÃO A equação da combustão do octano com 200% de ar teórico virá:



Resta-nos agora determinar os valores percentuais de cada constituinte da segunda parte da equação de combustão:

Nº total de moles dos produtos =  $8 + 9 + 12.5 + 94 = 123.5$  mol.

A análise molar vem então:

$\text{CO}_2$	—	$8/123.5$	$\Rightarrow$	6.47 %
$\text{H}_2\text{O}$	—	$9/123.5$	$\Rightarrow$	7.29 %
$\text{O}_2$	—	$12.5/123.5$	$\Rightarrow$	10.12 %
$\text{N}_2$	—	$94/123.5$	$\Rightarrow$	76.12 %

— o o o —

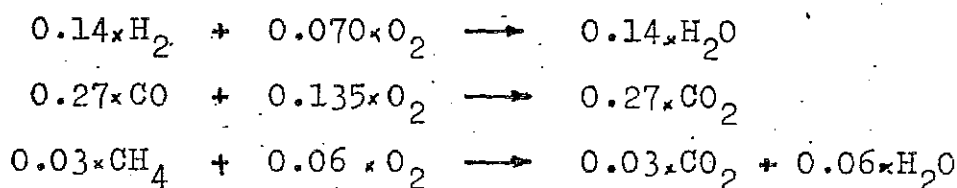
PROBLEMA 3 - Um gás pobre de carvão betuminoso é queimado com 20 % de excesso de ar. Calcular a razão ar-combustível (AC) na base volúmica e mássica.

Análise volumétrica do gás:

Metano ( $\text{CH}_4$ ) = 3.0 %	Oxigénio ( $\text{O}_2$ ) = 0.6 %
Hidrogénio ( $\text{H}_2$ ) = 14.0 %	Mon. de C ( $\text{CO}$ ) = 27.0 %
Azoto ( $\text{N}_2$ ) = 50.9 %	Dio. de C ( $\text{CO}_2$ ) = 4.5 %



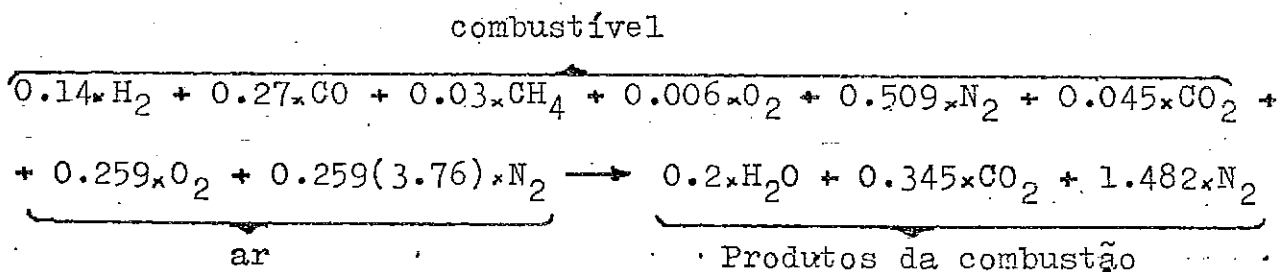
RESOLUÇÃO Para conhecermos a totalidade de ar teórico necessário à queima deste gás teremos de calcular o ar teórico necessário à queima de cada um dos seus constituintes combustíveis, i. e., aqueles passíveis de sofrerem uma oxidação. Vamos assim escrever as equações de combustão para cada um destes elementos, contidos numa mole de combustível.



São necessárias 0.265 moles de  $\text{O}_2$  / mol de combustível

Como o próprio combustível já possui 0.006 moles de  $\text{O}_2$  apenas necessitamos de ir buscar ao ar  $0.265 - 0.006 = 0.259$  moles de  $\text{O}_2$ .

Podemos agora escrever a equação completa da combustão do gás em causa:



$$\overline{\text{AC}}|_{\text{est}} = \left( \frac{\text{n}^\circ \text{ moles de ar}}{\text{n}^\circ \text{ moles de comb.}} \right) = \frac{0.259 + 0.259(3.76)}{1} = 1.233$$

Quando existe um excesso de ar da ordem dos 20 % teremos:

$$\overline{\text{AC}}|_{20\%} = 1.20 \times 1.233 = 1.48$$

e finalmente temos:

$$\text{AC } 20\% = \frac{1.48(28.97)}{0.14(2) + 0.27(28) + 0.03(16) + 0.006(32) + 0.509(28) + 0.045(44)}$$
$$= \frac{1.48(28.97)}{24.74} = 1.73 \text{ Kg ar/Kg combustível}$$

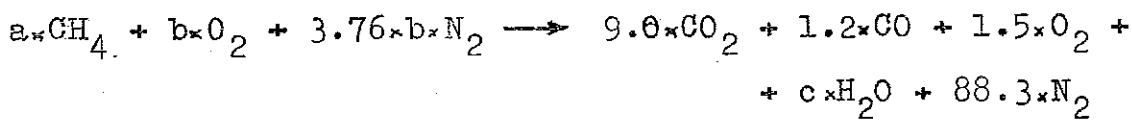
— o o o —

PROBLEMA 4 - É feita uma análise dos produtos da combustão do metano ( $\text{CH}_4$ ) no seio do ar atmosférico. As frações molares dos produtos secos são as seguintes:

$$\begin{array}{ll} \text{CO}_2 = 9.00 \% & \text{O}_2 = 1.50 \% \\ \text{CO} = 1.20 \% & \text{N}_2 = 88.30 \% \end{array}$$

Calcule a percentagem de ar teórico que é utilizada no processo de combustão.

RESOLUÇÃO : Assumiremos 100 mol de produtos secos e estabeleceremos a equação do balanço da combustão nessa base. Teremos então:



Balanço do Carbono:  $a = 9.00 + 1.2 = 10.2$

Balanço do Hidrogénio:  $2 \times c = 4 \times a \quad c = 2 \times a = 20.4$

Balanço do Oxigénio:  $2 \times b = 2(9.0) + 1.2 + 2(1.5) + 20.4$

$$b = 21.3$$

Estabelecendo agora a equação do balanço da combustão nas condições estequiométricas teremos:



Desta equação conclui-se serem apenas necessárias duas mol de oxigênio para cada mol de metano quando este é queimado nas condições teóricas.

No nosso caso a relação existente vale:

$$\frac{\text{moles de O}_2}{\text{moles de CH}_4} = \frac{21.3}{10.3} = 2.09 \text{ mol de O}_2/\text{mol de CH}_4$$

Temos finalmente que:

$$\% \text{ de ar teórico} = \frac{2.09}{2.00} \times 100 = 104.5 \%$$

— o o —

PROBLEMA 5 - A análise em volume de um gás de cidade é:

$$\text{CO} = 26\% ; \text{H}_2 = 12\% ; \text{CO}_2 = 7\% \text{ e } \text{N}_2 = 55\%$$

Supondo que a razão ar-combustível, em volume é  $y$ , calcule a análise seca dos produtos da combustão.

RESOLUÇÃO Supondo que o sistema é constituído por uma mole de gás e  $y$  moles de ar e que este último é constituído por 21%  $\text{O}_2$  e 79% de  $\text{N}_2$  em volume, teremos:



Estabelecendo o balanço para cada um dos componentes dos produtos da combustão do gás teremos:

- $\text{CO}_2$  - Adicionando as 0.07 moles contidas no próprio gás às 0.26 resultantes da combustão do CO temos um total de 0.33 moles de  $\text{CO}_2$  nos produtos da combustão.
- $\text{H}_2\text{O}$  - Não existe no gás daí que no final apenas existam 0.12 moles deste constituinte formadas a partir da combustão do  $\text{H}_2$ .
- $\text{O}_2$  - Dado que a razão ar-combustível vale y, o número de moles de  $\text{O}_2$  fornecidas são  $0.21y$  das quais  $(1/2)0.26 + (1/2)0.12$  são consumidas na combustão do CO e do  $\text{H}_2$  respectivamente.
- $\text{N}_2$  - Juntando as 0.55 moles existentes no combustível às 0.79y fornecidas no ar, temos, finalmente,  $0.55 + 0.79y$  moles de  $\text{N}_2$ .

Estamos agora em condições de poder escrever o número total de moles dos gases produto da combustão, nas condições enunciadas:

$$(0.33) + (0.21y - 0.19) + (0.55 + 0.79y) = 0.69 + y \text{ moles}$$

Assim a análise seca dos produtos da combustão virá:

$$\text{CO}_2 = \frac{0.33}{y + 0.69} \times 100 \% \quad \text{O}_2 = \frac{0.21y - 0.19}{y + 0.69} \times 100 \%$$

$$\text{N}_2 = \frac{0.79y + 0.55}{y + 0.69} \times 100 \%$$

————— o o o —————

PROBLEMA 6 - Uma fornalha é alimentada com o gás do problema anterior numa razão de  $1.2 \text{ m}^3$  de ar por  $\text{m}^3$  de gás. Qual será a mínima temperatura admissível para qualquer superfície em contacto com os gases em escoamento, para que não exista condensação quando a pressão do gás é de  $98 \text{ KN/m}^2$ ?

RESOLUÇÃO Como já vimos nos produtos da combustão teremos, por cada mole de combustível:

0.33 moles de  $\text{CO}_2$

0.12 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

0.21  $1.2 - 0.19 - 0.062$  moles de  $\text{O}_2$

0.55 - 0.79  $1.2 - 1.499$  moles de  $\text{N}_2$

---

Um total de 2.011 moles

Admitindo que o vapor de água se comporta como um gás perfeito a sua pressão parcial na mistura constituída pelos produtos da combustão será:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = y_{\text{H}_2\text{O}} p_{\text{total}} = \frac{0.12}{2.011} \cdot 98 = 5.85 \text{ KN/m}^2$$

A esta pressão corresponde uma temperatura de saturação de  $37.5^\circ\text{C}$ . É abaixo deste valor da temperatura que se inicia o processo de condensação.

\_\_\_\_\_ o o o \_\_\_\_\_

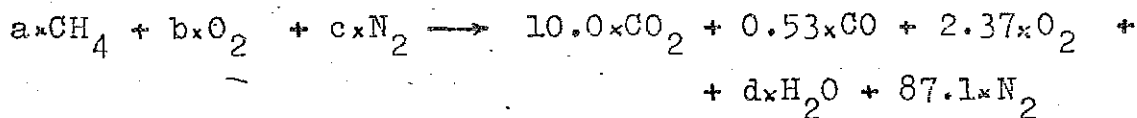
PROBLEMA 7 - Metano ( $\text{CH}_4$ ) é queimado com ar atmosférico. A análise dos produtos, na base "seca", é a seguinte:

$$\text{CO}_2 = 10.00 \% \quad \text{O}_2 = 2.37 \%$$

$$\text{N}_2 = 87.10 \% \quad \text{CO} = 0.53 \%$$

Calcular a relação ar-combustível, a percentagem de ar teórico e a equação de combustão.

RESOLUÇÃO : A equação para 100 moles de produtos secos será:



Efectuando o balanço elemento a elemento determinamos os coeficientes, assim:

Para o Azoto -  $c = 87.1$

Para o Oxigénio - como  $c = 3.76 \times b$   $b = 87.1/3.76 = 23.16$

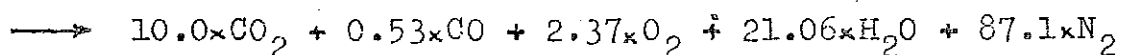
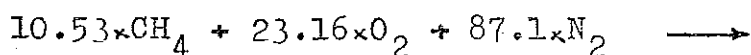
Para o Carbono -  $a = 10.0 + 0.53 = 10.53$

Para o Hidrogénio -  $d = 2 \times a = 2 \times 10.53 = 21.06$

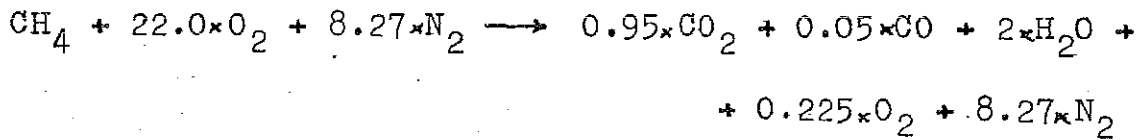
Para verificar podemos calcular, por outra via, o coeficiente do oxigénio:

$$b = 10.0 + \frac{0.53}{2} + 2.37 + \frac{21.06}{2} = 23.16$$

Substituindo pelos valores encontrados, fica:



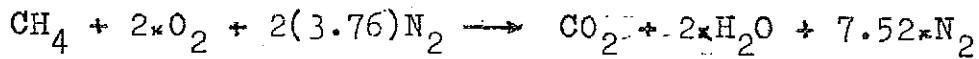
Reescrevendo a equação mas para uma mole de combustível, vem:



Daí que a razão ar-combustível seja:

$$2.2 + 8.27 = 10.47 \text{ moles de ar/mol de comb.}$$

A equação de combustão nas condições estequiométricas vem:



$$\overline{\text{AC}}_{\text{est.}} = \frac{2 + 2(3.76)}{1} = 9.52 \text{ moles de ar/mol de comb.}$$

A percentagem de ar teórico será, finalmente:

$$\frac{10.47}{9.52} \times 100 = 110 \%$$

— o o o —

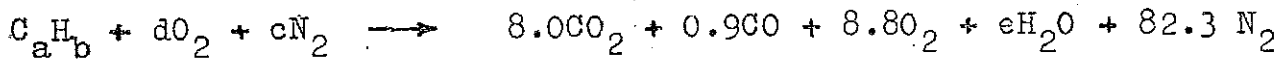
PROBLEMA 8 - Os produtos da combustão de um combustível, formado por hidrocarbonetos de composição desconhecida têm a seguinte composição, medida na base seca:

CO <sub>2</sub>	CO	O <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	Total
8.0 %	0.9 %	8.8 %	82.3 %	100 %

Calcular:

- a) Razão ar-combustível
- b) Composição do combustível em relação à massa
- c) Percentagem de ar teórico em relação à massa

RESOLUÇÃO: A equação de combustão para 100 moles de produto seco e para um hidrocarboneto será:



Balanco do Azoto -  $c = 82.3$

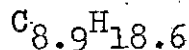
Balanco do Ar -  $c = 3.76d \Rightarrow d = \frac{82.3}{3.76} = 21.9$

Balanco do Oxigénio -  $21.9 = 8.0 + \frac{0.9}{2} + 8.8 + \frac{e}{2} \Rightarrow e = 9.3$

Balanco do Carbono -  $a = 8.0 + 0.9 = 8.9$

Balanco do Hidrogénio -  $b = 2e = 2 \times 9.3 = 18.6$

Assim a expressão determinante do hidrocarboneto será:



E a razão ar-combustível vem:

$$AC = \frac{(21.9 + 82.3)28.97}{8.9(12) + 18.6(1)} = 24.1 \text{ Kg de ar / Kg de comb.}$$

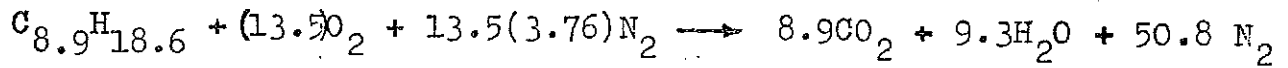
b)

$$C = \frac{8.9(12)}{8.9(12) + 18.6(1)} \times 100 = 85.2 \%$$

$$H = \frac{18.6(1)}{8.9(12) + 18.6(1)} \times 100 = 14.8 \%$$



A equação de combustão para o hidrocarboneto em causa, com base no ar teórico, é como se segue:



$$AC_{teor} = \frac{(13.5 + 50.8)28.97}{8.9(12) + 18.6(1)} = 14.6 \text{ Kg de ar/Kg de comb.}$$

$$\% \text{ de ar teórico} = \frac{24.1}{14.9} 100 = 162 \%$$

\_\_\_\_\_ o o o \_\_\_\_\_

PROBLEMA 9 - Considere a reação que ocorre num processo em regime de escoamento permanente:



Os reagentes e os produtos estão a uma pressão total de uma atmosfera e 25 °C. Determinar a quantidade de calor transferida por Kg mol de combustível que entra na câmara de combustão.

RESOLUÇÃO: Aplicando a primeira lei ao processo de combustão teremos:

$$Q_{vc} + H_R = H_P \quad \text{em que}$$

$$H_R = \sum_R n_e \bar{h}_e \quad \text{e} \quad H_P = \sum_P n_s \bar{h}_s$$

$$H_R = (\bar{h}_f^{\circ})_{CH_4} = -17895 \text{ cal/g mol de combustível}$$

$$H_P = (\bar{h}_f^{\circ})_{CO_2} + 2(\bar{h}_f^{\circ})_{H_2O(1)}$$

Das tabelas de entalpias de formação obtemos os seguintes valores:

$$(\bar{h}_f^{\circ})_{CH_4} = -17895 \text{ cal/g mol de combustível}$$

$$(\bar{h}_f^{\circ})_{CO_2} = -94054 \text{ cal/g mol de comb.}$$

$$(\bar{h}_f^{\circ})_{H_2O(1)} = -68317 \text{ cal/g mol de comb.}$$

Assim obtemos finalmente:

$$Q_{vc} = -H_R + H_P = [-94054 + 2(-68317)] - (-17895) =$$

$$Q_{vc} = -212793 \text{ cal/g mol de comb.}$$

— o o o —

PROBLEMA 10 - Na oxidação completa do Carbono, a entalpia de formação do  $CO_2$  a  $25^{\circ}C$  e uma atmosfera é de  $-393.776 \times 10^6 \text{ J/Kmol}$ .

- Calcule o calor de reação a pressão constante nas condições standard, isto é, a  $25^{\circ}C$  e 1 atm.
- Calcule o calor de reação quando os reagentes estão a  $50^{\circ}C$  e os produtos a  $500^{\circ}C$ .

Tome para os calores específicos médios os seguintes valores:

$$\bar{c}_{pC} = 833 \text{ J/Kg } ^\circ\text{K} ; \quad \bar{c}_{pCO_2} = 1025 \text{ J/Kg } ^\circ\text{K} \quad e$$
$$\bar{c}_{pO_2} = 984 \text{ J/Kg } ^\circ\text{K}$$

Assuma, também, que os produtos e reagentes gasosos se comportam como gases perfeitos.

RESOLUÇÃO: Das tabelas obtemos que:

a)

$$(\bar{h}_F^o)_{CO_2} = - 393.776 \times 10^6 \text{ J/Kmol de } CO_2$$

Da aplicação da 1ª lei à equação de combustão do carbono temos que:

$$Q + H_P = H_R \quad e \quad Q = H_R - H_P$$

em que  $H_R = 0$  pois os elementos C e  $O_2$  estão nas condições standard para as quais se convencionou que a entalpia é nula, assim:

$$Q = H_P = - 393.776 \times 10^6 \text{ J/Kmol de } CO_2, \text{ i. e.}$$
$$= - 393.776 \times 10^6 \text{ J/Kmol de C, ou ainda}$$
$$= - \frac{393.776 \times 10^6}{12} = 32.815 \times 10^6 \text{ J/Kg de C}$$

b) Usando os índices 1 e 2 para corresponder às temperaturas de 50 e 500 °0, respectivamente, e o índice 0 para a temperatura standard (25 °C), teremos para o sistema em causa:

$$H_{P2} - H_{R1} = (H_{P0} - H_{R0}) + (H_{P2} - H_{P0}) - (H_{R1} - H_{R0})$$

Onde:  $H_{PO} - H_{RO} = H_{PO} = - 393.776 \times 10^6 \text{ J}$

$$H_{P2} - H_{PO} = m \cdot \bar{c}_p \cdot (T_2 - T_0) \text{ para o \u00fanico produto existente, nomeadamente o CO}_2, \text{ assim}$$

$$H_{P2} - H_{PO} = (12 + 32) \times 1025 \times (500 - 25) = 21.423 \times 10^6 \text{ J}$$

$$H_{R1} - H_{RO} = \left[ m \cdot \bar{c}_p \cdot (T_1 - T_0) \right]_C + \left[ m \cdot \bar{c}_p \cdot (T_1 - T_0) \right]_{O_2}$$

$$= 12 \times 833 \times (50 - 25) + 32 \times 984 \times (50 - 25)$$

$$= 1.037 \times 10^6 \text{ J}$$

Finalmente temos:

$$\begin{aligned} H_{P2} - H_{R1} &= (-393.776 + 21.423 - 1.037) \times 10^6 \text{ J} \\ &= - 373.390 \times 10^6 \text{ J} \end{aligned}$$

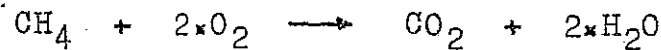
Como o calor da reac\u00e7\u00e3o \u00e9 o valor sim\u00e9trico desta varia\u00e7\u00e3o entalpica calculada temos que

$$\text{Calor da reac\u00e7\u00e3o} = 373.390 \times 10^6 \text{ J}$$

----- o o o -----

PROBLEMA 11 - Calcule a entalpia de combust\u00e3o para o metano ( $\text{CH}_4$ ) gasoso a  $500.^\circ\text{K}$ .

RESOLUÇÃO: Assumiremos que a água nos produtos da reacção se encontra na fase de vapor. A equação do metano é:



A entalpia de combustão a 500 °K será dada pela relação:

$$\bar{h}_{\text{RP500}} = (\bar{H}_{500} - \bar{H}_{298})_{\text{P}} + \bar{h}_{\text{RP298}} + (\bar{H}_{298} - \bar{H}_{500})_{\text{R}} \quad \text{onde}$$

$$(\bar{H}_{500} - \bar{H}_{298})_{\text{P}} = \left[ n \cdot (\bar{h}_{500} - \bar{h}_{298}) \right]_{\text{CO}_2} + \left[ n \left( \bar{h}_{500}(\text{g}) - \bar{h}_{298}(\text{g}) + \bar{h}_{\text{lv}298} \right) \right]_{\text{H}_2\text{O}}$$

Das tabelas dos gases obtemos:

$$(\bar{h}_{500} - \bar{h}_{298})_{\text{CO}_2} = 8314 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$h_{\text{lv}(298)} = 2442.3 \text{ KJ/Kg}$$

$$(\bar{h}_{500} - \bar{h}_{298})_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = 6920 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$\begin{aligned} (\bar{H}_{500} - \bar{H}_{298})_{\text{P}} &= (1)(8314) + (2) \left[ 6920 + (18)(2442.3) \right] \\ &= 110077 \text{ KJ/Kg mol} \end{aligned}$$

$$(\bar{H}_{298} - \bar{H}_{500})_{\text{R}} = \left[ n \cdot (\bar{h}_{298} - \bar{h}_{500}) \right]_{\text{CH}_4} + \left[ n \cdot (\bar{h}_{298} - \bar{h}_{500}) \right]_{\text{O}_2}$$

Sabendo que nesta gama de temperaturas podemos considerar o calor específico do CH<sub>4</sub> constante e igual a 2.227 KJ/Kg °C e que, das tabelas

$$(\bar{h}_{298} - \bar{h}_{500})_{\text{O}_2} = -6088 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$\begin{aligned} (\bar{H}_{298} - \bar{H}_{500})_{\text{R}} &= (1)(16)(2.227)(298 - 500) + (2)(-6088) \\ &= -19374 \text{ KJ/Kg mol} \end{aligned}$$

Conhecendo o poder calorífico superior do metano a 298 °K

$$\bar{h}_{RP298} = - 890360 \text{ KJ/Kg mol}$$

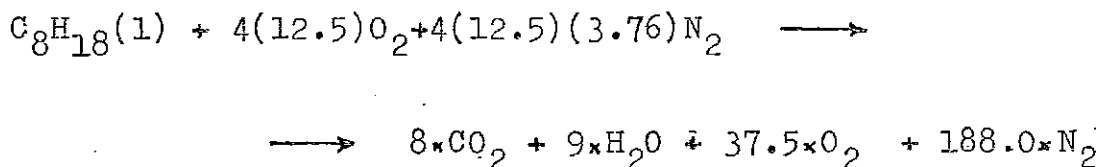
podemos, finalmente, conhecer a entalpia de combustão do metano gasoso a 500 °K:

$$\bar{h}_{RP500} = 110077 + (-890360) + (-19374) = - 799657 \text{ KJ/Kg mol}$$

----- o o o -----

PROBLEMA 12 - Uma pequena turbina a gás utiliza  $C_8H_{18}(l)$  como combustível e 400 % de ar teórico. O ar e o combustível entram a 25 °C e os produtos saem a 627 °C. A potência da turbina e o consumo de combustível são medidos, e o consumo específico de combustível encontrado é de 0.45 Kg/HP.h . Determinar a quantidade de calor trocada pela máquina por Kg mol de combustível. Admita a combustão completa.

RESOLUÇÃO: A equação de combustão será:



Considerando que estamos em presença de um escoamento em regime permanente e que os gases são perfeitos:

$$Q - W = H_P - H_R$$

$$= \sum_P n_s (\bar{h}_f^o + \Delta \bar{h})_s - \sum_R n_e (\bar{h}_f^o + \Delta \bar{h})_e$$

Dado o ar ser composto apenas por elementos que se encontram a 25 °C a entalpia dos reagentes será numericamente igual à do combustível. Assim

$$H_R = (\bar{h}_f^o)_{C_8H_{18}(l)} = - 59740 \text{ Kcal/Kg mol}$$

Para o caso dos produtos teremos que:

$$H_P = n_{CO_2} (\bar{h}_f^o + \Delta \bar{h})_{CO_2} + n_{H_2O} (\bar{h}_f^o + \Delta \bar{h})_{H_2O} +$$

$$+ n_{O_2} (\Delta \bar{h})_{O_2} + n_{N_2} (\Delta \bar{h})_{N_2}$$

Recorrendo às tabelas de gases encontramos os seguintes valores:

$$H_P = 8(-94054+6702) + 9(-57798+5240) + 37.5(4600) + 188(4355)$$

$$H_P = - 180600 \text{ Kcal/Kg mol de comb.}$$

Da definição de consumo específico podemos concluir que:

$$W = \frac{1 \text{ HP.h}}{0.45 \text{ Kg comb.}} = \frac{641.1 \text{ Kcal}}{0.45 \text{ Kg comb.}}$$

$$W = 114.23 \times 1424.67 = 162740 \text{ Kcal/Kg mol comb.}$$

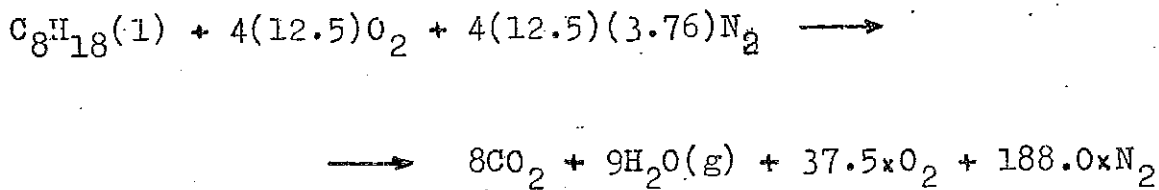
Donde, finalmente, substituindo na equação da 1ª lei, vem:

$$Q = 162740 - 180600 - (-59740)$$

$$= 41880 \text{ Kcal/Kg mol comb.}$$

PROBLEMA 13 - Octano líquido ( $C_8H_{18}$ ) a  $25^\circ C$  é queimado com 400% de ar teórico a  $25^\circ C$ , num processo de escoamento em regime permanente. Determinar a temperatura adiabática da chama.

RESOLUÇÃO: A reacção para as condições apontadas é a seguinte:



Admitindo comportamento de gás perfeito para todos os constituintes, excluindo o octano líquido, e sendo o processo adiabático, podemos afirmar

$$H_R = H_P$$

$$\sum_R n_e (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_e = \sum_P n_s (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_s$$

onde  $\Delta \bar{h}_s$  é a variação, do constituinte dos produtos, da entalpia desde  $25^\circ C$  até à temperatura adiabática da chama.

Dado os reagentes estarem a  $25^\circ C$ , a entalpia destes resume-se a

$$H_R = (\bar{h}_f^\circ)_{C_8H_{18}(l)} = - 59800 \text{ Kcal/Kg mol comb}$$

$$H_P = 8(-94054 + \Delta \bar{h}_{CO_2}) + 9(57798 + \Delta \bar{h}_{H_2O}) + 37.5\Delta \bar{h}_{O_2} + 188\Delta \bar{h}_{N_2}$$

A temperatura dos produtos será encontrada recorrendo ao método das tentativas, sabendo-se à partida que  $H_R = H_P = - 59800 \text{ Kcal/Kg mol}$



Supondo  $T_P = 900 \text{ }^\circ\text{K}$  e recorrendo das tabelas de gases, obtemos:

$$\begin{aligned} H_P &= 8(-94054 + 6702) + 9(-57798 + 5240) + \\ &\quad + 37.5(4600) + 188.0(4355) \\ &= - 180600 \text{ Kcal/Kg mol comb} \end{aligned}$$

Da mesma forma e para  $T_P = 1000 \text{ }^\circ\text{K}$

$$\begin{aligned} H_P &= 8(-94054 + 7984) + 9(-57798 + 6209) + \\ &\quad + 37.5(5427) + 188.0(5129) \\ &= 14900 \text{ Kcal/Kg mol comb.} \end{aligned}$$

Dado sabermos já que  $H_P = H_R = - 59800$  fácil é, portanto, encontrar o valor da temperatura através duma interpolação:

- 180600 Kcal/Kg mol comb.	900 $^\circ\text{K}$
- 59800 " / "	962 "
14700 " / "	1000 "

Concluimos, deste modo, que a temperatura adiabática da chama no nosso caso, vale

962  $^\circ\text{K}$

o o o

PROBLEMA 14 - Calcule a entalpia de combustão do propano, a 25 °C por Kg mol e por Kg, nas seguintes condições:

- a) Propano líquido com H<sub>2</sub>O(l) nos produtos.
- b) Propano líquido com H<sub>2</sub>O(g) nos produtos.

Nota:  $(\bar{h}_f^0)_{CO_2} = - 94054 \text{ Kcal/Kgmol}$

$$\begin{aligned} (\bar{h}_f^0)_{H_2O}^{(1)} &= - 68317 \text{ Kcal/Kg mol} \\ (\bar{h}_f^0)_{H_2O}^{(g)} &= - 57798 \text{ Kcal/Kg mol} \end{aligned}$$

$$(\bar{h}_f^0)_{C_3H_8(g)} = - 24820 \text{ Kcal/Kg mol}$$

Entalpia de vaporização do propano = 88.4 Kcal/Kg

RESOLUÇÃO: a) Para conhecermos a entalpia de formação do propano líquido basta retirar ao valor da entalpia de formação do propano gasoso o calor necessário à sua vaporização:

$$(\bar{h}_f^0)_{C_3H_8(1)} = - 24820 - 44(88.4) = - 28718 \text{ Kcal/Kg mol}$$

Assim e recorrendo ao balanço dado pela 1ª lei, obtemos; por aplicação à combustão estequiométrica:



Dai que o balanço tome o seguinte aspecto:

$$\begin{aligned}\bar{h}_{RPo} &= 3 \times (\bar{h}_f^o)_{CO_2} + 4 (\bar{h}_f^o)_{H_2O(l)} - (\bar{h}_f^o)_{C_3H_8(l)} \\ &= 3(-94054) + 4(68317) - (-28718) \\ &= -526712 \text{ Kcal/Kg mol} \quad \text{ou ainda}\end{aligned}$$

$$\bar{h}_{RP} = \frac{-526712}{44.10} = -11944 \text{ Kcal/Kg}$$

Pode-se portanto afirmar que o poder calorífico superior do propano líquido vale: 11944 Kcal/Kg

b) A única diferença irá residir na entalpia de formação da água que está agora na fase gasosa.

$$\begin{aligned}\bar{h}_{RPo} &= 3 (\bar{h}_f^o)_{CO_2} + 4 (\bar{h}_f^o)_{H_2O(g)} - (\bar{h}_f^o)_{C_3H_8(l)} \\ &= 3(-94054) + 4(-57798) - (-28718) \\ &= -484636 \text{ Kcal/Kg mol} \quad \text{ou ainda}\end{aligned}$$

$$\bar{h}_{RPo} = \frac{-484636}{44.1} = -10989 \text{ Kcal/Kg}$$

De forma análoga, podemos afirmar que o poder calorífico inferior do propano líquido é 10989 Kcal/Kg mol.

\_\_\_\_\_ o o o \_\_\_\_\_

PROBLEMA 16 - Um determinado combustível gasoso é composto por 35% de metano ( $\text{CH}_4$ ), 25% de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ), e 40% de pentano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ), na base molar. Calcule a composição mássica do gás e a constante específica do mesmo, bem como o poder calorífico superior deste combustível quando queimado estequiometricamente com ar a  $25^\circ\text{C}$ .

RESOLUÇÃO: Considerando uma mole de combustível teremos

$$M = \sum_i y_i \times M_i = 0.35(16) + 0.25(44) + 0.4(72)$$

$$M = 45.4 \text{ Kg/Kmol}$$

Como, por definição

$$y_i = \frac{m_i}{m} = \frac{n_i \times M_i}{n \times M}$$

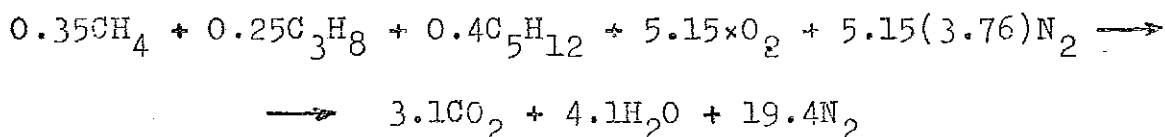
$$y_{\text{CH}_4} = \frac{0.35(16)}{1(45.4)} = 0.123 \quad ; \quad y_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{0.25(44)}{45.4} = 0.242$$

$$y_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = \frac{0.4(72)}{45.4} = 0.635$$

Para a constante específica do gás virá:

$$R = \frac{\bar{R}}{M} = \frac{8.314}{45.4} = 0.1831 \text{ KJ/Kg } ^\circ\text{K}$$

A equação de combustão estequiométrica para este gás será:



O valor do poder calorífico irá ser obtido a partir do balanço à luz da 1ª lei, aplicado à equação atrás estabelecida.

$$-P_p = H_p = H_R$$

Dado que todo o processo é realizado à temperatura de 25 °C, os valores de que necessitamos serão obtidos a partir das tabelas das entalpias de formação. Assim:

$$(\bar{h}_F^0)_{CH_4} = -74850 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$(\bar{h}_F^0)_{C_3H_8} = -103850 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$(\bar{h}_F^0)_{C_5H_{12}} = -146440 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$(\bar{h}_F^0)_{CO_2} = -393520 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$(\bar{h}_F^0)_{H_2O(l)} = -285830 \text{ KJ/Kg mol}$$

$$(\bar{h}_F^0)_{O_2} = (\bar{h}_F^0)_{N_2} = 0 \text{ (Por definição)}$$

Podemos agora calcular:

$$\begin{aligned} H_R &= (0.35)(-74850) + (0.25)(-103850) + (0.4)(-146440) \\ &= -110736 \text{ KJ/mol comb.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} H_p &= (3.1)(-393520) + (4.1)(-285830) \\ &= -2391815 \text{ KJ/mol comb.} \end{aligned}$$

Donde se obtem, por fim

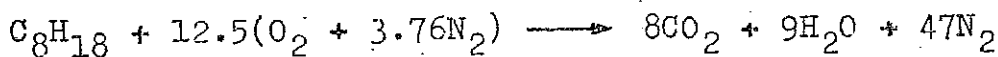
$$-P_p = Q = -2391815 - (-110736)$$

$$-P_p = -2281079 \text{ KJ/mol comb.}$$

PROBLEMA 17 - Determine os poderes caloríficos superior e inferior, a pressão constante, por Kg de mistura a 25 °C para uma mistura estequiométrica de ar e vapor de octano.

Nota:  $\Delta \bar{h}_o |_{H_2O \text{ vapor}} = - 5116200 \text{ KJ/Kmol } C_8H_{18}$

RESOLUÇÃO: A equação de combustão para o octano é:



Sabendo-se que o valor fornecido corresponde ao simétrico do Poder calorífico inferior do octano

$$- I_p = \Delta \bar{h}_o |_{H_2O(g)} \quad \text{fácil é determinar}$$

este valor pretendido em termos mássicos:

$$I_p = \frac{5116200}{8(12) + 18} = 44878 \text{ KJ/Kg } C_8H_{18}$$

Em virtude de o poder calorífico superior corresponder ao calor libertado quando a água dos produtos está no estado líquido, para o calcular basta adicionar ao poder calorífico inferior o calor latente de vaporização (condensação) da água à temperatura a que se realiza a combustão. Assim:

Das tabelas de vapor de água obtemos  $I_{lv}(25 \text{ } ^\circ\text{C}) = 2441.742 \text{ KJ/Kg } H_2O$

Da equação de combustão conclui-se que por cada Kg de  $C_8H_{18}$  se produzem

$$\frac{9 \times 18}{8(12) + 18} = 1.421 \text{ Kg } H_2O$$

Vem, então para o poder calorífico superior o valor de

$$P_p = 44878 + 1.421 \times 2441.742 = 4838.8 \text{ KJ/Kg } C_8H_{18}$$

No entanto, o resultado é pedido por unidade de massa da mistura, e não do combustível, daí que seja necessário proceder à sua correcção.

Novamente, a partir da equação de combustão conclui-se que:

$$\frac{8(12) + 18 + 12.5(32 + (3.76)28)}{8(12) + 18} =$$

$$= 16.05 \text{ Kg mist. /Kg } C_8H_{18}$$

Finalmente:

$$I_p = \frac{44878}{16.05} = 2796.2 \text{ KJ/Kg mistura.}$$

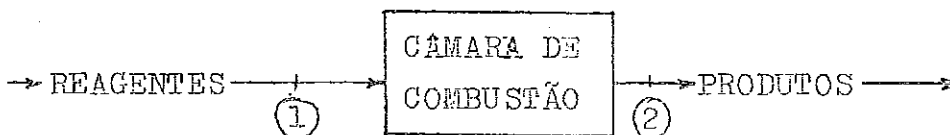
$$P_p = \frac{48348.8}{16.05} = 3012.4 \text{ KJ/Kg mistura.}$$

— o o o —

PROBLEMA 18 - Uma mistura de propano gasoso com 125% de excesso de ar, queima em regime permanente como está indicado na figura. Os reagentes e os produtos entram e saem, respectivamente, da câmara de combustão a 25 °C e 1 atm. Calcule o trabalho reversível em jogo no processo sabendo que:

$$(\bar{h}_f^o)_{C_3H_8} = - 24820 \text{ Kcal/Kmol } C_3H_8; \quad \bar{s}_o = 64.51 \text{ Kcal/Kmol K}$$

$$(\bar{h}_f^o)_{N_2} = 0 \quad ; \quad \bar{s}_o = 45.77 \text{ Kcal/Kmol } ^\circ K$$



RESOLUÇÃO: Sabendo que quando o processo é reversível e a temperatura do meio ambiente 25 °C o trabalho posto em jogo é numericamente igual à variação da função de Gibbs, ou seja:

$$\dot{W}_2 = \dot{W}_0 = \Delta G_0 = G_{P_0} - G_{R_0}$$

$$\dot{W}_0 = G_{P_0} - G_{R_0} = (H_{P_0} - T_0 \times S_{P_0}) - (H_{R_0} - T_0 \times S_{R_0})$$

$$\dot{W}_0 = (H_{P_0} - H_{R_0}) - T_0 \times (S_{P_0} - S_{R_0})$$

$$\dot{W}_0 = \sum \dot{n}_P \times (\bar{h}_F^0)_P - \sum \dot{n}_R \times (\bar{h}_F^0)_R - T_0 \times (\sum \dot{n}_P \times \bar{s}_P - \sum \dot{n}_R \times \bar{s}_R)$$

Como os reagentes e os produtos se encontram misturados, as suas pressões são diferentes da pressão da mistura, ou seja, da pressão atmosférica, isso obriga-nos a calcular a entropia de cada constituinte dos produtos e dos reagentes, atendendo a que:

$$\bar{s} - \bar{s}_0 = -R \ln \frac{p}{p_0}$$

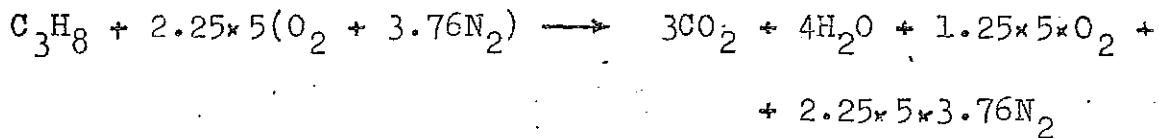
(O primeiro factor da expressão é nulo pois a temperatura dos constituintes mantém-se constante e igual a 25 °C)

Para facilidade de trabalho podemos elaborar as tabelas que se seguem, tanto para os reagentes como para os produtos, tendo em conta a equação de combustão e sabendo que:

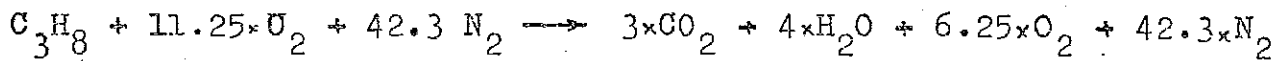


$$\left. \begin{aligned} y_i = p_i/p_0 &\Rightarrow p_i = y_i p_0 \\ p_0 &= 1 \text{ atm} \end{aligned} \right\} \Rightarrow p_i = y_i$$

Assim:



reescrevendo a equação de combustão real temos:



REAGENTES:

	y	$(\bar{h}_f^\circ)$ (Kcal/Kmol)	$\bar{s}_0$ (Kcal/Kmol K)	$\bar{s}^\circ$ (Kcal/Kmol K)
$\text{C}_3\text{H}_8$	0.0183	- 24820	64.51	303.354
$\text{O}_2$	0.2062	0	205.03	218.157
$\text{N}_2$	0.7754	0	45.77	193.745

PRODUTOS:

$\text{CO}_2$	0.0540	- 39520	213.68	237.947
$\text{H}_2\text{O}$	0.0720	-241830	188.72	210.595
$\text{O}_2$	0.1125	0	205.03	223.194
$\text{N}_2$	0.7615	0	45.77	193.895

Utilizando estes valores na equação, atrás escrita, e que nos dá o trabalho pretendido, temos, finalmente:

$$\begin{aligned}\dot{W} = \Delta G_o &= 3 \times (-393520) + 4 \times (-241830) + 0 + 0 - \\ &- 1 \times (-24820 \times 4.1868) - 298.15 \times \left[ (3 \times 237.947 + \right. \\ &+ 4 \times 210.595 + 6.25 \times 223.194 + 42.3 \times 193.895) - \\ &\left. - (1 \times 303.354 + 11.25 \times 218.157 + 42.3 \times 193.745) \right]\end{aligned}$$

$$\dot{W} = - 2.311 \times 10^6 \text{ KW/Kmol}_{C_3H_8}$$