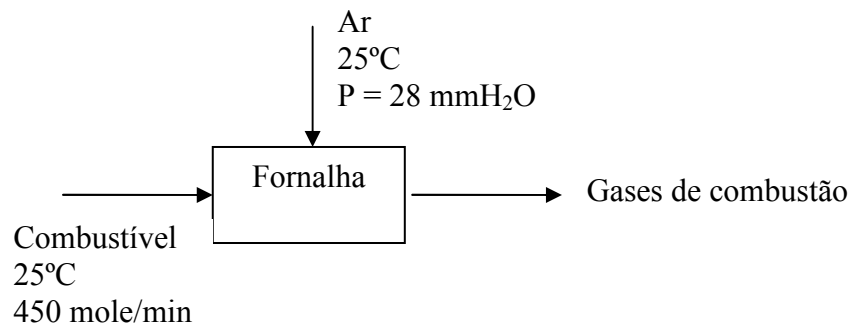


Caso 2.7

Numa fornalha utiliza-se um combustível gasoso, a 25 °C, com a seguinte composição: CO₂ - 5,7% ; CO - 22,4% ; H₂ - 12,5% ; CH₄ - 2,6% ; N₂ - 56,8%. Este combustível é consumido à razão de 450 mol/min. O ar é alimentado a 25°C e à pressão de 28 mm de H₂O.

- Calcular o consumo de ar (PTT) e a temperatura teórica de chama quando se utiliza na combustão um excesso de 20% de ar. (R: 14,2 m³/min; ≅ 1500 °C)
- Indicar como determinaria a temperatura teórica de chama máxima para a situação anterior.
- Determinar o consumo de ar (PTS) e a temperatura real de chama quando a análise de Orsat da mistura proveniente da fornalha indica: CO₂ - 17,095%; CO - 0,380%; O₂ - 0,506%; N₂ - 82,019%. Admita que as perdas por radiação na fornalha representam cerca de 20% do calor libertado na reacção. (R: 11,1 m³/min; ≅ 1340 °C)

Este problema pode ser descrito pelo seguinte esquema:

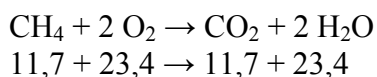
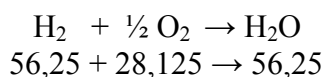
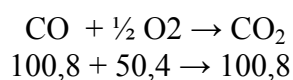


A composição do combustível adicionado é a seguinte:

CO ₂	5,7 %	25,65 mole/min
CO	22,4 %	100,8 mole/min
H ₂	12,5	56,25 mole/min
CH ₄	2,6 %	11,7 mole/min
N ₂	56,8 %	255,6 mole/min
Total	100 %	450 mole/min

A) Consumo de ar a PTT e a TTC

Idealmente teríamos seguintes reacções completas:



Ar alimentado com %E = 20%, a 25°C e à pressão de 28 mmH₂O

$$\text{O}_2 \text{ à entrada} = (50,4 + 28,125 + 23,4) \times (1 + \%E) = (50,4 + 28,125 + 23,4) \times 1,2 = 122,31 \text{ mole/min}$$

$$\text{N}_2 \text{ à entrada} = 122,31 \times (79 / 21) = 460,12 \text{ mole/min}$$

$$\text{Ar à entrada} = 122,31 + 460,12 = 582,43 \text{ mole/min}$$

$$28 \text{ mmH}_2\text{O} = \frac{28}{13,6} = 2 \text{ mmHg} \text{ sendo } 13,6 \text{ g/cm}^3 \text{ a densidade do mercúrio}$$

$$P V = n R T$$

$$\frac{760 + 2}{760} \times Q_V = 582,43 \times 0,082 \times (273,15 + 25)$$

$$\text{Vem: } Q_V = 14202,05 \text{ L/min} = \mathbf{14,2 \text{ m}^3/\text{min} \text{ a PTT}}$$

Balanço entálpico

Estado de referência 25°C, H₂O (l), outros (g), P_T

$$\Delta H_V^{25^\circ\text{C}}_{\text{H}_2\text{O}} = \Delta H_{f\text{H}_2\text{O}}(\text{g}) - \Delta H_{f\text{H}_2\text{O}}(\text{l}) = -57,7979 - (-68,3174) = 10,5195 \text{ kcal/mole}$$

$$\Delta H^\circ_c \text{ do CO} = -67,6361 \text{ kcal/mole} \quad (\text{Tabela da página II.50})$$

$$\Delta H^\circ_c \text{ do H}_2 = -68,3174 \text{ kcal/mole} \quad (\text{Tabela da página II.50})$$

$$\Delta H^\circ_c \text{ do CH}_4 = -212,798 \text{ kcal/mole} \quad (\text{Tabela da página II.50})$$

$$\text{O balanço entálpico vem: } \Delta H_E = \Delta H_S + Q_R$$

$$\Delta H_E = 0$$

$$Q_R^0 = \sum n_R \times \Delta H_{CR} - \sum n_P \times \Delta H_{CP}$$

$$Q_R^0 = 100,8 \times (-67,8361) + 56,25 \times (-68,3174) + 11,7 \times (-212,798) = -13150,3 \text{ kcal/min}$$

Resolvendo-se $\Delta H_S = -Q_R^0 = 1,31503 \times 10^7 \text{ cal/min}$

Se as reacções fossem completas à saída teríamos:

$$O_2 = 122,31 - 50,4 - 268,125 - 23,4 = 20,385 \text{ mole/min}$$

$$CO_2 = 25,65 + 100,8 + 11,7 = 138,15 \text{ mole/min}$$

$$CO = 0$$

$$H_2 = 0$$

$$CH_4 = 0$$

$$N_2 = 255,6 + 460,12 = 715,72 \text{ mole/min}$$

$$H_2O = 23,4 + 56,25 = 79,65 \text{ mole/min}$$

$$\Delta H_S = (138,15 \times \bar{C}_{p_{CO_2}} + 20,385 \times \bar{C}_{p_{O_2}} + 715,72 \times \bar{C}_{p_{N_2}} + 79,65 \times \bar{C}_{p_{H_2O}}) \times (T - 25) + 79,65 \times 10519,5 = 1,31503 \times 10^7$$

Processo iterativo:

1º iteração $\rightarrow T_1 = 1500^\circ\text{C}$

\bar{C}_p de 25°C a 1500°C
(página II-28)

$$CO_2 \rightarrow 12,69 \text{ cal/mole K}$$

$$O_2 \rightarrow 8,203 \text{ cal/mole K}$$

$$N_2 \rightarrow 7,786 \text{ cal/mole K}$$

$$H_2O \rightarrow 9,89 \text{ cal/mole K}$$

Substituindo-se os \bar{C}_p na equação de ΔH_S obtem-se $T_2 = 1511,9^\circ\text{C}$

2º iteração $\rightarrow T_3 = 1600^\circ\text{C}$

\bar{C}_p de 25°C a 1600°C
(página II-28)

$$CO_2 \rightarrow 12,75 \text{ cal/mole K}$$

$$O_2 \rightarrow 8,269 \text{ cal/mole K}$$

$$N_2 \rightarrow 7,844 \text{ cal/mole K}$$

$$H_2O \rightarrow 9,95 \text{ cal/mole K}$$

Substituindo-se os \bar{C}_p na equação de ΔH_S obtem-se $T_4 = 1501,6^\circ\text{C}$

Assim a temperatura correcta está na intersecção dos intervalos [1500 - 1511,9] e [1501,6 - 1600] ou seja está no intervalo [1501,6 - 1511,9]. Temos um intervalo de 10,3 °C o que é aceitável como resposta (incerteza < 0,7%).

Nota: se fizéssemos mais iterações teríamos que recorrer aos polinómios da página II-26 e obtinhamos $T = 1512,32$ °C. O valor está fora do intervalo anteriormente calculado porque agora usaram-se valores de C_p retirados doutra Tabela (Tabela da página II.26 em da Tabela da página II.26).

B) TTC max

Resolviam-se o problema tal como se fez na Alínea a) mas considerando %E = 0%. A TTC depende da %E obtendo-se TTCmax para %E = 0.

C) Calcular a TRC

Agora tem-se uma situação real em que os gases saem com a composição:

N_2 -82,019%

CO_2 – 17,095%

CO – 0,38%

O_2 – 0,506%

A entrada do combustível continua a ser a da alínea a), embora a entrada do ar seja diferente.

Realizando o Balanço aos átomos

Entrada					Saída					
N	O	C	H	Moles	Composto	moles	H	C	O	N
	5,13	25,65		25,65	CO_2	135,15		135,15	270,3	
	100,8	100,8		100,8	CO	3		3	8	
			112,5	56,25	H_2					
1296,86				648,43	N_2	648,43				1296,86
	255,02			127,51	O_2	4			8	
		11,7	46,8	11,7	CH_4					
					H_2O	79,65	159,3		79,65	
1297,86	360,95	138,15	159,3	970,34		870,23	159,3	138,15	360,95	1296,86

Saída – Total de C = 138,15 = CO_2 (17,095 %) + CO (0,38%)

$CO_2 + CO = 17,095 \% + 0,38 \% \text{ ----- } 138,15 \text{ mole}$

$CO_2 = 17,095 \% \text{ ----- } 135,15 \text{ mole}$

$CO = 0,38 \% \text{ ----- } 3 \text{ mole}$

$N_2 = 82,019\% \text{ ----- } 648,43 \text{ mole}$

$O_2 = 0,506\% \text{ ----- } 4 \text{ mole}$

Nota: à entrada a proporção N_2 / O_2 de 79 / 21 não se verifica pois há duas entradas de N_2 .

Balanco entálpico

$$\Delta H_E = \Delta H_S + Q_R^o + P$$

$$\Delta H_E = 0$$

$$Q_R^o = 100,8 \times (-67,6361) + 56,25 \times (-68,3174) + 11,7 \times (-212,798) - 3 \times (-67,6361) = -12947,39 \text{ kcal/min}$$

$$\text{Perdas} = P = 0,2 \times |Q_R^o| = 0,2 \times 12947,39 = 2589,478 \text{ kcal/min}$$

Substituindo-se:

$$0 = \Delta H_S + (-12947,39 \times 10^3) + 2589,478 \times 10^3$$

$$\text{Vem: } \Delta H_S = 1,03579 \times 10^7 = \text{cal/min}$$

$$\Delta H_S = (135,15 \times \bar{C}_p_{CO_2} + 3 \times \bar{C}_p_{CO} + 4 \times \bar{C}_p_{O_2} + 648,43 \times \bar{C}_p_{N_2} + 79,65 \times \bar{C}_p_{H_2O}) \times (T - 25) + 79,65 \times 10519,5 = 1,03579 \times 10^7$$

Processo iterativo:

1º iteração $\rightarrow T_1 = 1300^\circ\text{C}$

\bar{C}_p de 25°C a 1300°C
(página II-28)

$CO_2 \rightarrow 12,39 \text{ cal/mole K}$

$CO \rightarrow 7,772 \text{ cal/mole K}$

$O_2 \rightarrow 8,123 \text{ cal/mole K}$

$N_2 \rightarrow 7,692 \text{ cal/mole K}$

$H_2O \rightarrow 9,66 \text{ cal/mole K}$

Substituindo-se os \bar{C}_p na equação de ΔH_S obtem-se $T_2 = 1296,5^\circ\text{C}$

Trata-se de um valor aceitável, não é necessário fazer-se mais iterações.