

Reações químicas e combustão

Parte1

Introdução

- Reações químicas:
 - Relacionam componentes antes e depois da reação
 - Diversas aplicações termodinâmicas
 - Aplicação de princípios termod. => considerar mudanças composição
- Combustão:
 - Reação química combustível + oxigênio (ou ar)
 - Rápida liberação de energia
 - Comum em diversas aplicações
 - Motores ICE, ICO, turbinas a gás, etc.

Estequiometria

- Reação química
 - Moléculas são “quebradas” e átomos e elétrons reagem
- Equação da reação química
 - Relaciona componentes antes e depois do processo
 - Reagentes -> produtos
 - No. de átomos de cada elemento deve se conservar
 - Massa total deve se conservar
 - No. de moles das moléculas não se conserva
- Ex.: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

Estequiometria

- $m_{reag} = m_{prod} = \sum_{i=1}^j coef_i M_i$
 - $coef_i$ = coef. Eq. Reação da molécula i
 - M_i = peso molecular da molécula (tabelado)
- Coeficiente estequiométrico $coef_i$
 - Coef. que precede cada molécula na eq. esteq.
 - Deve balancear corretamente o no. de átomos de cada elemento

Eq. Esteq. para a combustão

- Rápida oxidação dos elementos dos combustíveis
 - Combustível reage com oxigênio puro ou comburente
 - Comburente: substância contendo oxigênio
 - Combustível: Hidrogênio, Oxigênio e Enxofre são os elementos mais comuns
 - Ex: C_8H_{18} , CH_4 , $C_{12}H_{26}$, C_3H_8 (gasolina, metano, diesel e propano)
 - OBS: enxofre não contribui para lib. energia
 - Forma produtos
 - Libera energia
 - Combustão completa
 - Produtos dão H_2O , CO_2 , SO_2 (se for o caso)
 - Não inclui H_2 , CO , C , ou OH

Eq. Esteq. para a combustão

- Em geral:
 - Combustão não ocorre com oxigênio puro
 - Ar é comburente
 - Para este curso: ar = 21% O_2 e 79% N_2
 - $\frac{n_{N_2}}{n_{O_2}} = \frac{79}{21} = 3,76$
 - $M_{ar} = \frac{M_{O_2} + 3,76M_{N_2}}{4,76} = 28,97 \frac{kJ}{kmol}$
 - EX.: $C_3H_8 + 5(O_2 + 3,76N_2) \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O + 18,8N_2$

Eq. Esteq. para a combustão

- Ar teórico ou estequimétrico:
 - Quantidade mínima para combustão completa
- Na prática, se fornece mais ar que o teórico
 - Para ter combustão completa
 - Devido à inércia química
 - Moléculas do combust. têm que se quebrar
 - Nitrogênio do ar atrapalha

- AC (razão ar-combustível)

$$AC = \frac{m_{ar}}{m_{comb}}$$

- \overline{AC} (razão ar-combustível base molar)

$$\overline{AC} = \frac{n_{ar}}{n_{comb}}$$

Eq. Esteq. para a combustão

- Relação entre \overline{AC} e AC

$$AC = \frac{M_{ar}}{M_{comb}} \overline{AC}$$

- Relação de ar teórico

$$\lambda = \frac{(AC)}{(AC)_{est}}$$

- balanço de massa na combustão (estequiometria)

Outras simbologias comumente utilizadas

$$\frac{F}{A} = \frac{m_{fuel}}{m_{ar}}$$

$$\frac{A}{F} = \frac{m_{ar}}{m_{fuel}}$$

$$\alpha = \frac{n_{ar}}{n_{fuel}}$$

$$\phi = \frac{(F/A)}{(F/A)_{est}}$$

$$\lambda = \frac{(A/F)}{(A/F)_{est}}$$

est = estequiométrico

Misturas pobres em combustível e ricas em ar

$$\phi < 1 \quad \lambda > 1$$

misturas estequiométricas

$$\phi = 1 \quad \lambda = 1$$

misturas ricas em combustível e pobres em ar

$$\phi > 1 \quad \lambda < 1$$

Equação básica de balanço estequiométrico
para uma reação de combustão, com um único combustível:



*Resolvendo a equação de balanço, para cada espécie química,
para combustão com excesso de ar, resulta:*

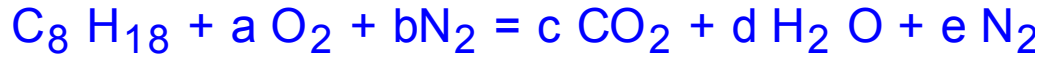
Produtos	$\lambda \geq 1$ $\phi \leq 1$
CO_2	$a = x$
H_2O	$b = y/2$
O_2	$c = -x - y/4 + z/2 + 0,21\alpha$
N_2	$d = w/2 + 0,79\alpha$

$$\frac{A}{F} = \frac{m_{ar}}{m_{comb}}$$

$$\alpha = \frac{n_{ar}}{n_{comb}} = \frac{A}{F} \frac{M_{comb}}{M_{ar}}$$

Estequiometria :exemplos

Combustão de Octano



$$\text{C} \quad 8 = c$$

$$\text{O}_2 \quad a = c + \frac{d}{2}$$

$$\text{N}_2 \quad b = e$$

$$\text{ar} \quad b = 3,76 \cdot a$$

$$\text{H}_2 \quad \frac{18}{2} = d$$

Relação ar - combustível

$$\text{AC}_{\text{moles}} = \frac{a + b}{1}$$

$$\text{M}_{\text{ar}} = \text{MolarMass}(\text{Air})$$

$$\text{AC}_{\text{massa}} = \text{AC}_{\text{moles}} \cdot \frac{\text{M}_{\text{ar}}}{\text{M}_{\text{octano}}}$$

Solução:

$$a=12,5$$

$$b=47$$

$$c=8$$

$$d=9$$

$$e=47$$

$$\text{M}_{\text{ar}}=28,97$$

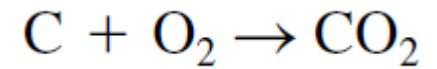
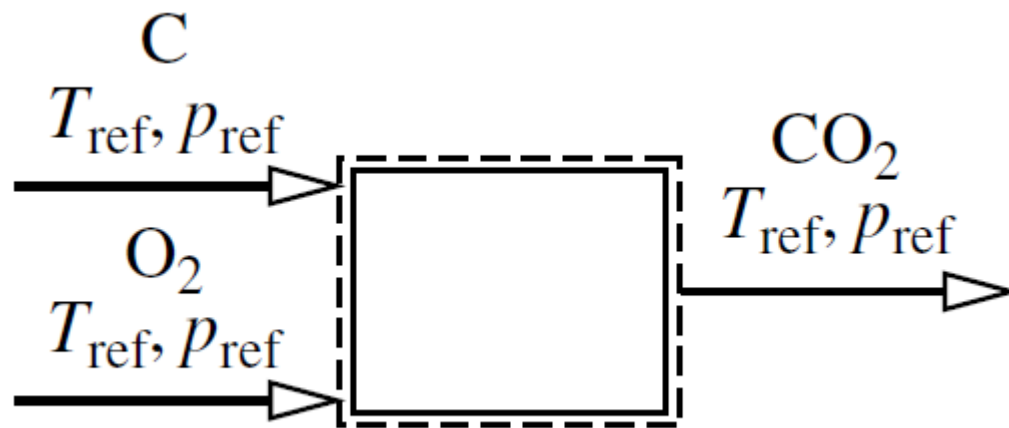
$$\text{M}_{\text{octano}}=114$$

$$\text{AC}_{\text{massa}}=15,12$$

$$\text{AC}_{\text{moles}}=59,5$$

Entalpia de formação

- Combustão
 - Variação compos. Química
 - VC => mistura sai diferente mistura entra
 - SF => mistura início diferente mistura fim
- É necessário padrão de referência
 - $T_{\text{ref}} = 25^{\circ}\text{C}$ e $P_{\text{ref}} = 1\text{atm}$
 - Neste estado, $h=0$ para moléculas estáveis
- Entalpia de formação:
 - Energia liberada ou absorvida quando uma molécula é formada no estado de ref. padrão



$$0 = \dot{Q}_{\text{cv}} + \dot{m}_{\text{C}}h_{\text{C}} + \dot{m}_{\text{O}_2}h_{\text{O}_2} - \dot{m}_{\text{CO}_2}h_{\text{CO}_2}$$

$$0 = \dot{Q}_{\text{cv}} + \dot{n}_{\text{C}}\bar{h}_{\text{C}} + \dot{n}_{\text{O}_2}\bar{h}_{\text{O}_2} - \dot{n}_{\text{CO}_2}\bar{h}_{\text{CO}_2}$$

$$\bar{h}_{\text{CO}_2} = \frac{\dot{Q}_{\text{cv}}}{\dot{n}_{\text{CO}_2}} + \frac{\dot{n}_{\text{C}}}{\dot{n}_{\text{CO}_2}}\bar{h}_{\text{C}} + \frac{\dot{n}_{\text{O}_2}}{\dot{n}_{\text{CO}_2}}\bar{h}_{\text{O}_2} = \frac{\dot{Q}_{\text{cv}}}{\dot{n}_{\text{CO}_2}} + \bar{h}_{\text{C}} + \bar{h}_{\text{O}_2}$$

$$\bar{h}_{\text{CO}_2} = \frac{\dot{Q}_{\text{cv}}}{\dot{n}_{\text{CO}_2}} = \bar{h}_{\text{f}}^{\circ} = -393,52 \text{ kJ/kmol}$$

Entalpia a T e P QQ.

$$\bar{h}(T, p) = \bar{h}_f^\circ + [\bar{h}(T, p) - \bar{h}(T_{\text{ref}}, p_{\text{ref}})] = \bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}$$

- Ou seja: formação a T_{ref} e P_{ref} + desvio do estado de ref. Padrão
- \bar{h}_f° é tabelado
- $\Delta\bar{h}$ pode ser avaliado de tabelas de vapor, tabelas de gases ideais ou $\bar{C}_p\Delta T$

1ª lei para sistemas reagentes

- Sistemas Abertos (VC)
- Considere um VC onde:
 - R.P
 - P.U.F.
 - $\Delta KE = \Delta PE = 0$
 - Há combustão

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} - \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} = \sum_P n_e(\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h})_e - \sum_R n_i(\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h})_i$$

1ª lei para sistemas reagentes

- Sistemas Fechados (SF)

$$\sum_{\text{P}} n\bar{u} - \sum_{\text{R}} n\bar{u} = Q - W$$

$$Q - W = \sum_{\text{P}} n(\bar{h} - \bar{R}T_{\text{P}}) - \sum_{\text{R}} n(\bar{h} - \bar{R}T_{\text{R}})$$

$$\begin{aligned} Q - W &= \sum_{\text{P}} n(\bar{h}_{\text{f}}^{\circ} + \Delta\bar{h} - \bar{R}T_{\text{P}}) - \sum_{\text{R}} n(\bar{h}_{\text{f}}^{\circ} + \Delta\bar{h} - \bar{R}T_{\text{R}}) \\ &= \sum_{\text{P}} n(\bar{h}_{\text{f}}^{\circ} + \Delta\bar{h}) - \sum_{\text{R}} n(\bar{h}_{\text{f}}^{\circ} + \Delta\bar{h}) - \bar{R}T_{\text{P}} \sum_{\text{P}} n + \bar{R}T_{\text{R}} \sum_{\text{R}} n \end{aligned}$$

Entalpia de combustão

- A entalpia de formação é um conceito muito importante, porém não se tem tabelas para combustíveis
 - Tabelas disponíveis para subst. químicas individuais
 - Combustíveis são compostos de diversas substâncias químicas
- Entalpia combustão: é a variação de entalpia quando um componente sofre combustão completa a T e P constantes

$$\bar{h}_{\text{RP}} = \sum_{\text{P}} n_e \bar{h}_e - \sum_{\text{R}} n_i \bar{h}_i$$

- h_{rp} pode ser determinada:
 - Pela eq. Acima
 - Por calorímetros ($= \dot{Q} / \dot{n}$)

Poder Calorífico

- PCS = entalpia de combustão se produtos contêm água na fase líquida
- PCI = entalpia de combustão se produtos contêm água na fase gasosa
- $PCS - PCI = h_{lg}$ = energia necessária para vaporizar a água nas condições padrão
- Valores de PCI e PCS são tabelados para combustíveis

Temperatura adiabática da chama

- T_{ad} : Máxima temperatura
 - Processo de comb. Adiabático com $W=0$ e $\Delta KE=\Delta PE=0$
 - Maior energia liberada
 - Máx T_{ad} ocorre com AC estequiométrico
 - QQ. Efeito que ocorra diminuirá T produtos
 - T_{ad} é obtida da primeira lei:

$$\sum_P n_e \bar{h}_e = \sum_R n_i \bar{h}_i \longrightarrow \sum_P n_e (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_i$$

$$\sum_P n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_R n_i (\Delta \bar{h})_i + \sum_R n_i \bar{h}_{fi}^\circ - \sum_P n_e \bar{h}_{fe}^\circ$$

Variação de entropia em sistemas reagentes

- Reação química => implicações na 2ª Lei
- Uma referência comum deve ser utilizada
 - Entropia absoluta: relativa a uma referência
 - Tabelas fornecem valor de \bar{s} a $T_{\text{ref}} = 298,15\text{K}$ e $P_{\text{ref}} = 1\text{atm}$
 - Tabelas dão valor de $\bar{s}(T, P_{\text{ref}}) = \bar{s}^{\circ}(T)$
 - OBS: se $P \neq P_{\text{ref}}$

$$\bar{s}(T, p) = \bar{s}(T, p_{\text{ref}}) + [\bar{s}(T, p) - \bar{s}(T, p_{\text{ref}})]$$

- E, se for gás ideal

$$\bar{s}(T, p) = \bar{s}^{\circ}(T) - \bar{R} \ln \frac{p}{p_{\text{ref}}}$$

2ª Lei para sistemas reagentes

- Para VC

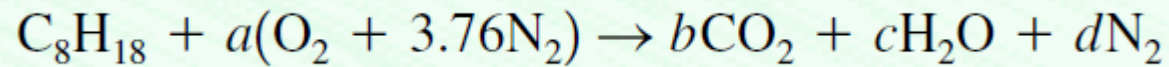
$$\sum \left(n\bar{s}(T, P) \right)_P - \sum \left(n\bar{s}(T, P) \right)_R = \sum_{C.S.} \frac{\dot{Q}/T}{\dot{n}_c} + \frac{\dot{S}_{gen}}{\dot{n}_c}$$

- Para SF

$$\sum_P n\bar{s} - \sum_R n\bar{s} = \frac{1}{n_F} \int \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_b + \frac{\sigma}{n_F}$$

Determine the air–fuel ratio on both a molar and mass basis for the complete combustion of octane, C_8H_{18} , with (a) the theoretical amount of air, (b) 150% theoretical air (50% excess air).

(a)



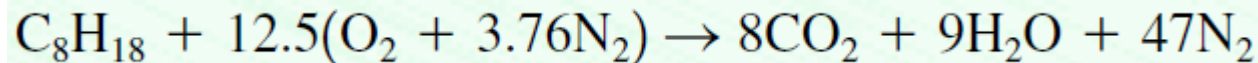
$$C: \quad b = 8$$

$$H: \quad 2c = 18$$

$$O: \quad 2b + c = 2a$$

$$N: \quad d = 3.76a$$

$$\Rightarrow a = 12.5, b = 8, c = 9, d = 47$$

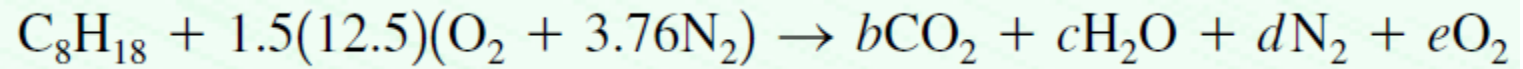


logo

$$\overline{AF} = \frac{12.5 + 12.5(3.76)}{1} = \frac{12.5(4.76)}{1} = 59.5 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

$$AF = \left[59.5 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}} \right] \left[\frac{28.97 \frac{\text{kg (air)}}{\text{kmol (air)}}}{114.22 \frac{\text{kg (fuel)}}{\text{kmol (fuel)}}} \right] = 15.1 \frac{\text{kg (air)}}{\text{kg (fuel)}}$$

(b)



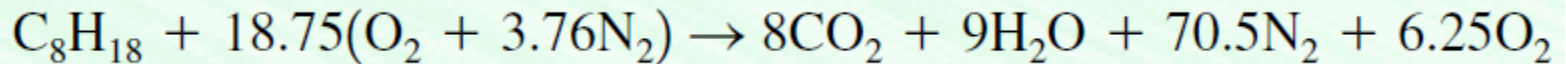
$$\text{C:} \quad b = 8$$

$$\text{H:} \quad 2c = 18$$

$$\text{O:} \quad 2b + c + 2e = (1.5)(12.5)(2)$$

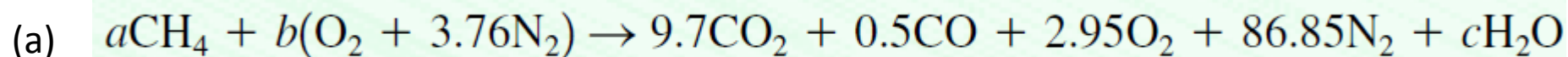
$$\text{N:} \quad d = (1.5)(12.5)(3.76)$$

$$\Rightarrow b = 8, c = 9, d = 70.5, e = 6.25$$



$$\overline{AF} = \frac{18.75(4.76)}{1} = 89.25 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

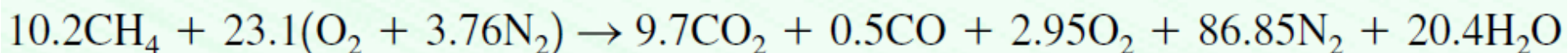
Methane, CH_4 , is burned with dry air. The molar analysis of the products on a dry basis is CO_2 , 9.7%; CO , 0.5%; O_2 , 2.95%; and N_2 , 86.85%. Determine (a) the air–fuel ratio on both a molar and a mass basis, (b) the percent theoretical air, (c) the dew point temperature of the products, in $^\circ\text{C}$, if the mixture were cooled at 1 atm.



$$\text{C:} \quad \quad \quad 9.7 + 0.5 = a$$

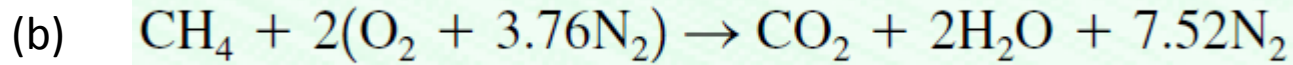
$$\text{H:} \quad \quad \quad 2c = 4a \quad \Rightarrow \quad a = 10.2, b = 23.1, c = 20.4$$

$$\text{O:} \quad (9.7)(2) + 0.5 + 2(2.95) + c = 2b$$



$$\overline{AF} = \frac{23.1(4.76)}{10.2} = 10.78 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

$$AF = (10.78) \left(\frac{28.97}{16.04} \right) = 19.47 \frac{\text{kg (air)}}{\text{kg (fuel)}}$$



$$(\overline{AF})_{\text{theo}} = \frac{2(4.76)}{1} = 9.52 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

$$\% \text{ theoretical air} = \frac{(\overline{AF})}{(\overline{AF})_{\text{theo}}} = \frac{10.78 \text{ kmol (air)/kmol (fuel)}}{9.52 \text{ kmol (air)/kmol (fuel)}} = 1.13 \text{ (113\%)}$$

(c) $p_v = y_v p$

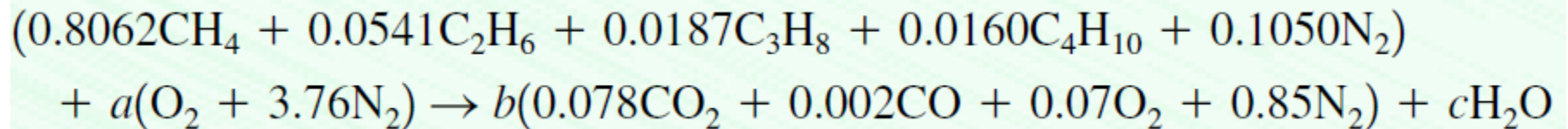


$$y_v = \frac{20.4}{100 + 20.4} = 0.169$$

$$p_v = 0.169 \text{ atm} = 0.1712 \text{ bar} \quad \Rightarrow \quad T = 57^\circ\text{C} \quad (\text{tabela A2})$$

A natural gas has the following molar analysis: CH₄, 80.62%; C₂H₆, 5.41%; C₃H₈, 1.87%; C₄H₁₀, 1.60%; N₂, 10.50%. The gas is burned with dry air, giving products having a molar analysis on a dry basis: CO₂, 7.8%; CO, 0.2%; O₂, 7%; N₂, 85%. (a) Determine the air–fuel ratio on a molar basis. (b) Assuming ideal gas behavior for the fuel mixture, determine the amount of products in kmol that would be formed from 100 m³ of fuel mixture at 300 K and 1 bar. (c) Determine the percent of theoretical air.

(a) Se escrevermos a eq. Para 1 kmol de combustível:



Para C: $b(0.078 + 0.002) = 0.8062 + 2(0.0541) + 3(0.0187) + 4(0.0160)$

$$b = 12.931$$

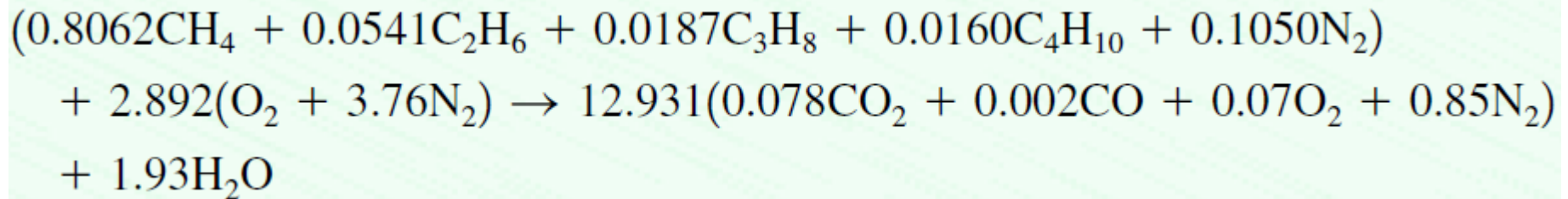
Para H: $2c = 4(0.8062) + 6(0.0541) + 8(0.0187) + 10(0.0160)$

$$c = 1.93$$

Para O ou N: $12.931[2(0.078) + 0.002 + 2(0.07)] + 1.93 = 2a$

$$a = 2.892$$

A equação estequiométrica é:



logo

$$\overline{AF} = \frac{(2.892)(4.76)}{1} = 13.77 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

(b) A quantidade total de produtos é: $b + c = 12.931 + 1.93 = 14.861 \text{ kmol}$

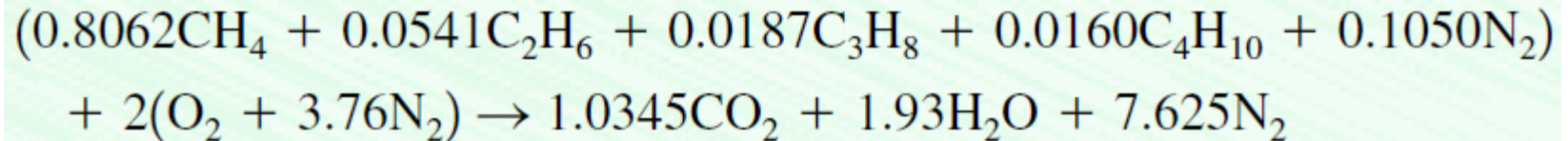
O número de kmols de combustível a dadas P e T pode ser encontrada da lei de estado:

$$n_F = \frac{pV}{RT} = \frac{(10^5 \text{ N/m}^2)(100 \text{ m}^3)}{(8314 \text{ N} \cdot \text{m/kmol} \cdot \text{K})(300 \text{ K})} = 4.01 \text{ kmol (fuel)}$$

A quantidade de kmol de produtos formados é então:

$$(14.861)(4.01) = 59.59 \text{ kmol}$$

(c) A equação para queima estequiométrica é:



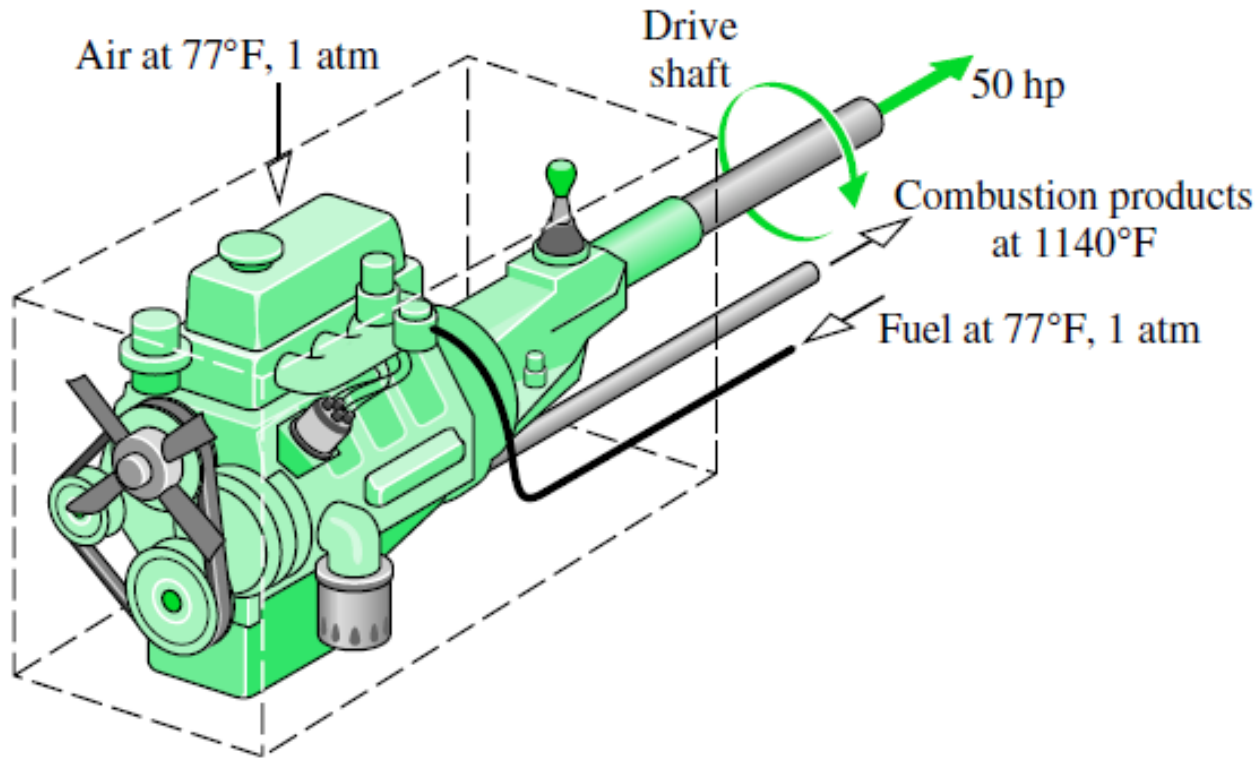
O que nos fornece a seguinte razão ar-combustível:

$$(\overline{AF})_{\text{theo}} = \frac{2(4.76)}{1} = 9.52 \frac{\text{kmol (air)}}{\text{kmol (fuel)}}$$

Finalmente, a % de ar teórico é:

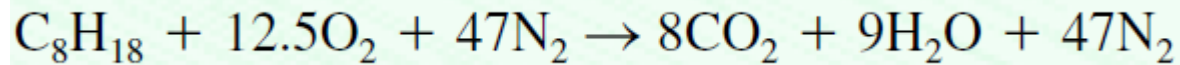
$$\frac{13.77 \text{ kmol (air)/kmol (fuel)}}{9.52 \text{ kmol (air)/kmol (fuel)}} = 1.45 (145\%)$$

Liquid octane enters an internal combustion engine operating at steady state with a mass flow rate of 1.8×10^{-3} kg/s and is mixed with the theoretical amount of air. The fuel and air enter the engine at 25°C and 1 atm. The mixture burns completely and combustion products leave the engine at 890 K. The engine develops a power output of 37 kW. Determine the rate of heat transfer from the engine, in kW, neglecting kinetic and potential energy effects.



Queima estequiométrica

Para reação estequiométrica, a equação fica



A 1ª lei para nosso VC é

$$\frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} = \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} + \bar{h}_P - \bar{h}_R$$

E, observando que as entalpias de formação do O₂ e do N₂ são nulas, assim como os Δh dos reagentes (pois estão à 25°C):

$$\begin{aligned} \frac{\dot{Q}_{cv}}{\dot{n}_F} = & \frac{\dot{W}_{cv}}{\dot{n}_F} + \{8[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{CO}_2} + 9[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{H}_2\text{O(g)}} + 47[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{N}_2}\} \\ & - \{[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{C}_8\text{H}_{18(l)}} + 12.5[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{O}_2} + 47[\bar{h}_f^\circ + \Delta\bar{h}]_{\text{N}_2}\} \end{aligned}$$

Das tabela A25, pegamos a entalpia de formação do C_8H_{18} (líq), e da tabela A23 as demais entalpias de formação e Δh 's

$$\begin{aligned}\bar{h}_P &= 8[-393,520 + (36,876 - 9364)] + 9[-241,820 + (31,429 - 9,904)] \\ &\quad + 47[26,568 - 8,669] \\ &= -4,069,466 \text{ kJ/kmol}\end{aligned}$$

$$\bar{h}_R = (\bar{h}_f^\circ)_{C_8H_{18}(l)} = -249,910 \text{ kJ/kmol (fuel)}$$

$$\dot{n}_F = \frac{\dot{m}_F}{M_F} \quad \dot{n}_F = \frac{1.8 \times 10^{-3} \text{ kg (fuel)/s}}{114.22 \text{ lb(fuel)/kmol(fuel)}} = 1.58 \times 10^{-5} \text{ kmol(fuel)/s}$$

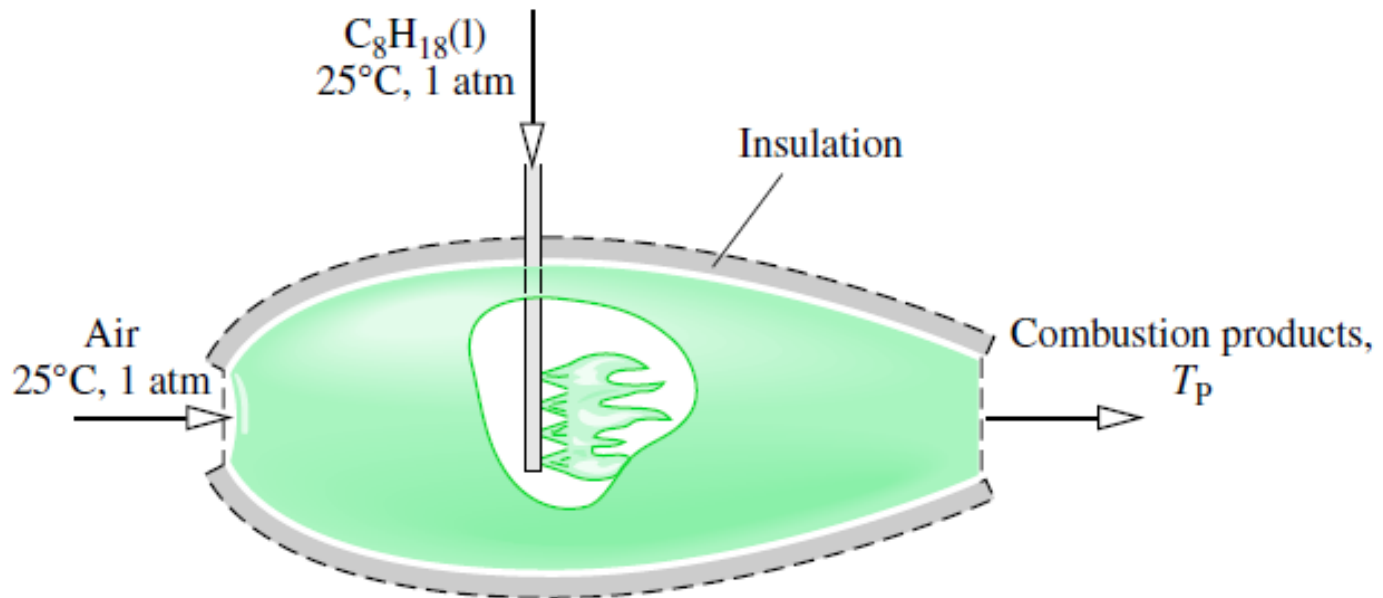
Finalmente:

$$\dot{Q}_{cv} = \dot{W}_{cv} + \dot{n}_F(\bar{h}_P - \bar{h}_R) = -23.3 \text{ kW}$$

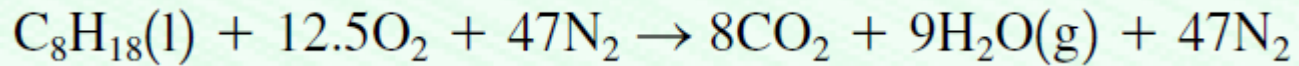
37kW



Liquid octane at 25°C , 1 atm enters a well-insulated reactor and reacts with air entering at the same temperature and pressure. For steady-state operation and negligible effects of kinetic and potential energy, determine the temperature of the combustion products for complete combustion with (a) the theoretical amount of air, (b) 400% theoretical air.



(a) Para reação estequiométrica, a equação fica



E a 1ª lei fornece

$$\sum_{\text{P}} n_e \bar{h}_e = \sum_{\text{R}} n_i \bar{h}_i \quad \Rightarrow \quad \sum_{\text{P}} n_e (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_e = \sum_{\text{R}} n_i (\bar{h}_f^\circ + \Delta \bar{h})_i$$

Rearranjando:

$$\sum_{\text{P}} n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_{\text{R}} n_i (\Delta \bar{h})_i + \sum_{\text{R}} n_i \bar{h}_{fi}^\circ - \sum_{\text{P}} n_e \bar{h}_{fe}^\circ$$

Onde os Δh 's dos reagentes são nulos pois estão à 25°C

$$\sum_{\text{P}} n_e (\Delta \bar{h})_e = \sum_{\text{R}} n_i \bar{h}_{fi}^\circ - \sum_{\text{P}} n_e \bar{h}_{fe}^\circ$$

Substituindo os coeficientes estequiométricos:

$$\begin{aligned} & 8(\Delta \bar{h})_{\text{CO}_2} + 9(\Delta \bar{h})_{\text{H}_2\text{O(g)}} + 47(\Delta \bar{h})_{\text{N}_2} \\ & = [(\bar{h}_f^\circ)_{\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})} + 12.5(\bar{h}_f^\circ)_{\text{O}_2}^0 + 47(\bar{h}_f^\circ)_{\text{N}_2}^0] \\ & \quad - [8(\bar{h}_f^\circ)_{\text{CO}_2} + 9(\bar{h}_f^\circ)_{\text{H}_2\text{O(g)}} + 47(\bar{h}_f^\circ)_{\text{N}_2}^0] \end{aligned}$$

e, inserindo as entalpias de formação da Tabela A25:

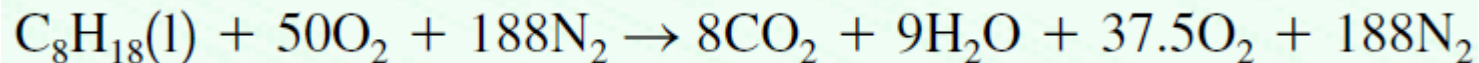
$$8(\Delta \bar{h})_{\text{CO}_2} + 9(\Delta \bar{h})_{\text{H}_2\text{O(g)}} + 47(\Delta \bar{h})_{\text{N}_2} = 5,074,630 \text{ kJ/kmol (fuel)}$$

Esta equação deve ser resolvida iterativamente:

	2500 K	2400 K	2350 K
$8(\Delta\bar{h})_{\text{CO}_2}$	975,408	926,304	901,816
$9(\Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O(g)}}$	890,676	842,436	818,478
$47(\Delta\bar{h})_{\text{N}_2}$	3,492,664	3,320,597	3,234,869
$\sum_P n_e(\Delta\bar{h})_e$	5,358,748	5,089,337	4,955,163

Interpolando: $T_p = 2395 \text{ K}$

(b) Com 400% de ar teórico, a equação fica:



Procedendo da mesma forma:

$$8(\Delta\bar{h})_{\text{CO}_2} + 9(\Delta\bar{h})_{\text{H}_2\text{O(g)}} + 37.5(\Delta\bar{h})_{\text{O}_2} + 188(\Delta\bar{h})_{\text{N}_2} = 5,074,630 \text{ kJ/kmol (fuel)}$$

E, de forma iterativa: $T_p = 962 \text{ K}$