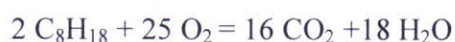


SQF 318 - QUÍMICA GERAL – LISTA DE EXERCÍCIOS 1

Gases ideais, misturas, e gases reais

- 1) Qual é o volume ocupado por 0.17 g de H₂S a 27 °C e sob pressão de 380 torr?
- 2) Qual é o número de moléculas por cm³ de um gás ideal na CNTP (273,15 K e 1,0 atm)?
- 3) Uma boa linha de vácuo de laboratório pode-se alcançar uma pressão de 10⁻⁶ torr a 25 °C. Nestas condições calcule o número de moléculas por litro, cm³ e por mm³
- 4) O volume em cilindradas de um motor ocupa 3.0 litros. Assumindo que o ar complementa este volume com um 1/5 de oxigênio por volume, calcule a massa de octano puro necessária para combinar exatamente (estequiometricamente) com o oxigênio na combustão do octano. Assumir uma pressão de 1 atm e temperatura de 27°C.



- 5) Para os gases listados na tabela de constantes de van der Waals, calcule as respectivas temperaturas de Boyle. Interprete os resultados.

$$T_B = \frac{a}{Rb}$$

Tabela de constantes de van der Waals para gases

Gás	a (atm L ² mol ⁻²)	b (L mol ⁻¹)	T _B (K)
He	0.03412	0.02370	17,5
H ₂	0.2444	0.0266	112
O ₂	1.360	0.03183	521
N ₂	1.390	0.03913	433
CO	1.485	0.03985	454
CO ₂	3.592	0.04267	7026
H ₂ O	5.464	0.03049	2185
NO	1.340	0.02789	585
NO ₂	5.284	0.04424	1456
CH ₄	2.253	0.04278	642
Cl ₂	6.493	0.05622	7408

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

① H_2S (gas) $\bar{M} = 34 \text{ g/mol}$

$m = 0,17 \text{ g}$ $n = \frac{0,17}{34} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mols}$

$PV = nRT$ $V = \frac{nRT}{P}$

$P = 380 \text{ Torr} \Rightarrow 0,5 \text{ atm}$

$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$

$V = 0,246 \text{ L}$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

② CNTP (1 atm, $0^\circ \text{C} = 273 \text{ K}$) $\bar{V} = \frac{RT}{P}$

$\bar{V} = 22,4 \text{ L}$ $1 \text{ mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ molecules}$

densidade $d = \frac{6,02 \times 10^{23}}{22,4 \times 1000} = \frac{2,68 \times 10^{19} \text{ molecules}}{\text{cm}^3}$

③ $P = 10^{-6} \text{ Torr} \Rightarrow \left(\frac{10^{-6}}{760} \right) \text{ atm}$; $T = 298 \text{ K}$

GAS IDEAL

$\left(\frac{n}{V} \right) = \frac{P}{RT} = \frac{10^{-6}/760}{0,082 \times 298} = 5,38 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$

ou $5,38 \times 10^{-14} \text{ mol/cm}^3 \times \bar{N} = \frac{3,24 \times 10^{10} \text{ molec.}}{\text{cm}^3}$

ou $3,24 \times 10^7 \text{ molecules/mm}^3$

$$(4) \quad V = 3 \text{ L}$$

$$V_{O_2} = \left(\frac{3}{5}\right) \text{ L}$$

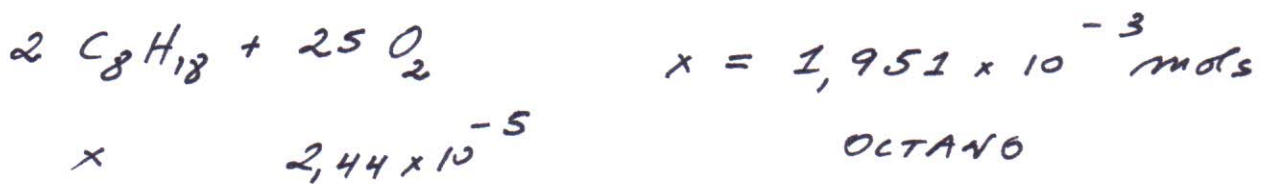
$$T = 300 \text{ K}$$

(2)

CÁLCULO DE n

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot \frac{3}{5} \text{ L}}{0,082 \cdot 300} = 2,44 \times 10^{-2} \text{ mols } O_2$$

ESTEQUIOMETRÍA:



$$\bar{M}_{\text{OCTANO}} = 114,23 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{OCTANO}} = x \cdot \bar{M} \approx 0,223 \text{ g}$$

$$(6) \quad \text{ETANO } CH_3-CH_3 \quad T_c = 32,3^\circ C = 305,45 \text{ K}$$

$$\bar{M} = 30,07 \text{ g/mol}$$

$$P_c = 48,2 \text{ atm}$$

$$d_{\text{LIQ}} = 0,546$$

(a) CASO IDEAL

$$P_c \cdot \bar{V}_c = RT_c \Rightarrow \bar{V}_c = \frac{0,082 \times 305,45}{48,2} = 0,5196 \text{ L}$$

$$(b) \quad \bar{V}_c = 3b \quad b = \frac{RT_c}{8 P_c} \quad \text{ou} \quad b = \frac{1}{8} \bar{V}_c^{\text{ideal}}$$

$$\bar{V}_c = \left(\frac{3}{8}\right) \bar{V}_c^{\text{ideal}} = 0,1948 \text{ L} \quad ; \quad \bar{V}_{\text{REAL}} = 0,139 \text{ L}$$

$$\text{COMPARANDO } \bar{V}_c^{\text{ideal}} > \bar{V}_c^{\text{vw}} > \bar{V}_c^{\text{EXP}} \Rightarrow \bar{V}_{\text{LIQ}} \approx 0,056 \text{ L}$$

(7) CO : $a = 1,485 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$

$b = 0,03985 \text{ L mol}^{-1}$

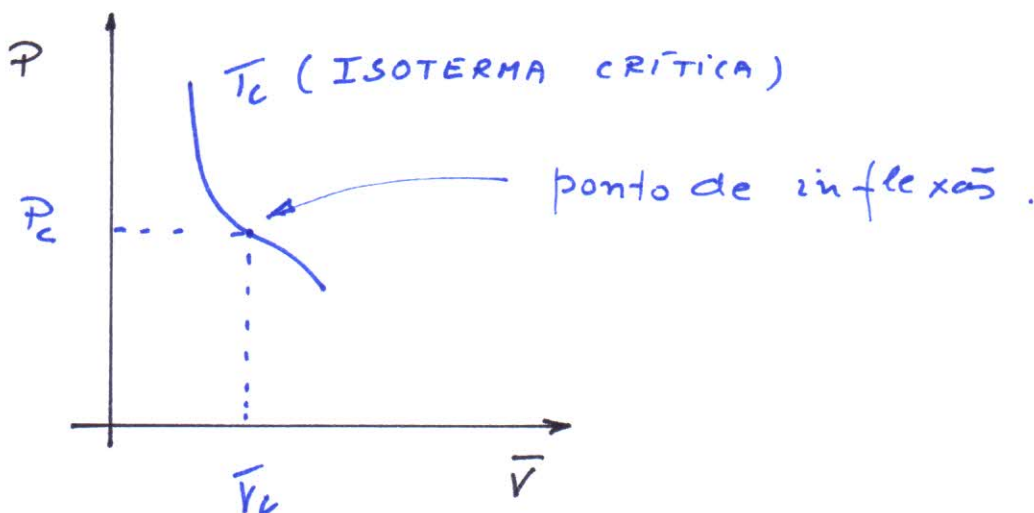
COORDENADA CRÍTICA

$\bar{V}_c = 3b$; $P_c = \frac{a}{27b^2}$ $T_c = \frac{8a}{27Rb}$

$0,1195 \text{ L}$

$34,63 \text{ atm}$

$134,65 \text{ K}$



FATOR DE COMPRESSIBILIDADE. Z

$Z \approx 1 + \frac{1}{RT} \left(b - \frac{a}{RT} \right) P$

$T = 280,15 \text{ K}$

$P = 10 \text{ atm}$

$Z = 1 + \frac{1}{0,082 \cdot 280} \left(0,03985 - \frac{1,485}{0,082 \cdot 280} \right) 10$

$Z = 1 + \frac{1}{22,96} (-0,2483)$

$Z = 1 - 0,0108 = 0,9892$

DESVIO EM
 RELAÇÃO GÁS
 IDEAL $\approx 1\%$

8) MISTURA DE DOIS GASES DE VW

Podemos estimar a pressão total usando valores ponderados \bar{a} e \bar{b} pelos respectivos frações molares x_1 e x_2

$$\bar{a} = x_1 a_1 + x_2 a_2 \qquad x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$\bar{b} = x_1 b_1 + x_2 b_2 \qquad x_2 = 1 - x_1$$

Para um V no qual $n_1 + n_2 = 1$

$$V \Rightarrow \bar{V}$$

Assim:

$$P = \frac{RT}{\bar{V} - \bar{b}} - \frac{\bar{a}}{\bar{V}^2}$$

TEORIA CINÉTICA DOS GASES

5

9) $650 \text{ milhas/h} \Rightarrow 1204,5 \text{ km/h} \approx 335 \text{ m/s}$

$$N_2: \langle c^2 \rangle = \frac{3RT}{\bar{M}} \Rightarrow \sqrt{\langle c^2 \rangle} = \left(\frac{3RT}{\bar{M}} \right)^{1/2}$$

$\bar{M}_{N_2} = 0,028 \text{ Kg/mol}$; $T = -100^\circ\text{C} = 173 \text{ K}$

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Assim $\sqrt{\langle c^2 \rangle} = \frac{3 \cdot 8,314 \cdot 173}{0,028} = 392,6 \text{ m/s}$

Atenas

$v_{\text{som}} = 0,74 \langle c \rangle$ $\langle c \rangle = \left(\frac{8RT}{\pi \bar{M}} \right)^{1/2}$

$\langle c \rangle = 361,7 \text{ m/s}$

10) Considerando a energia cinética média por molécula $\langle E_c \rangle$

$$\langle E_c \rangle = \frac{1}{2} m \langle c^2 \rangle$$

$$\langle c^2 \rangle = \frac{3kT}{m}$$

Assim

$$\langle E_c \rangle = \frac{1}{2} m \frac{3kT}{m} = \frac{3}{2} kT$$

ou p/ 1 mol Lembrando $\bar{N}k = R$

$$\langle E_c \rangle = \bar{N} \langle E_c \rangle = \frac{3}{2} RT$$

Assim a energia cinética ^{média} independe da massa quando expressa em função de T .

	\bar{M} (g/mol)	\bar{M} (kg/mol)	$\langle c \rangle$ m/s
11) Ne	20,18	0,02018	561
CH ₄	16,0	0,01600	630
CO	28,0	0,028	476
CO ₂	44,0	0,044	380
CCl ₄	153,8	0,1538	203

$$\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} RT = \frac{3}{2} \times 8,314 \times 300 = \underline{\underline{3741 \text{ J/mol}}}$$

$$= \underline{\underline{894,12 \text{ cal/mol}}}$$

11 CONTINUAÇÃO:

$$P = \frac{N \cdot m \langle c^2 \rangle}{3V} \quad (\text{Trabalho})$$

Usar gás ideal $P\bar{V} = RT$ ou

$$PV = nRT \quad (\text{p/ todos os gases.})$$

$$P = \frac{0,001 \cdot 0,082 \times 300}{10} = 2,46 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

ou $P = 1,87 \text{ Torr (mmHg)}$

Velocidade de propagação do som V_s

$$V_s = 0,74 \langle c \rangle$$

O metano CH_4 tem maior velocidade de $\langle c \rangle$ por tanto o som se propaga mais rápido neste gás na temperatura dada.

12) MOLECULAS C/ IGUAL ENERGIA CINÉTICA
INICIAL $E_c = 2 \times 10^{-21} \text{ J}$

Para 1 mol temos

$$E_c = \bar{N} E_c = 6,02 \times 10^{23} \times 2 \times 10^{-21}$$

$$E_c = 12,04 \times 10^2 \text{ J/mol}$$

APÓS REDISTRIBUIÇÃO DE ENERGIA ADIABÁTICA

$$E_c = \langle E_c \rangle = \frac{3}{2} RT \quad R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Assim } T = \left(\frac{2}{3} \right) \frac{\langle E_c \rangle}{R}$$

$$T = 96,5 \text{ K}$$

13 Velocidade de escape (v_e)

$$v_e = \sqrt{2gR} \quad \text{independe da massa}$$

$$v_e = (2 \times 9,8 \times 6,37 \times 10^6)^{1/2} = 11.170 \text{ m/s}$$

$$\langle C^2 \rangle_{H_2} = \frac{3RT}{\bar{M}} = v_e^2 \quad \bar{M}_{H_2} = 2 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$$

$$\text{ou } T = \frac{v_e^2 \cdot \bar{M}}{3R} = \frac{(1,1170 \times 10^4)^2 \cdot 2 \times 10^{-3}}{3 \times 8,314}$$

$$T \approx 10^4 \text{ K ou } 10.000 \text{ K}$$

14 Lei de Graham $\left(\frac{v_{ef 1}}{v_{ef 2}} \right) = \sqrt{\frac{\bar{M}_2}{\bar{M}_1}}$

4g/mol 28g/mol

Aplicando D_2 e H_2

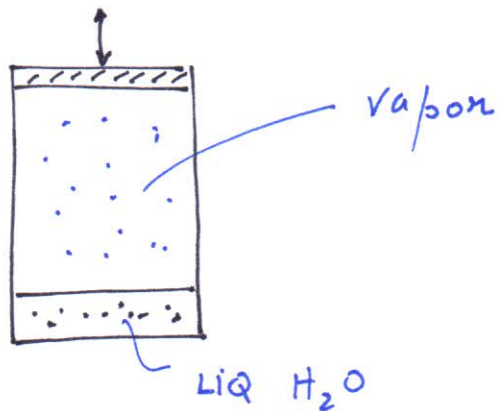
$$\frac{v_{ef H_2}}{v_{ef D_2}} = \sqrt{\frac{4}{28}} = \sqrt{2} = \underline{1,41}$$

No caso CH_4 e CD_4
16g/mol 20g/mol

$$\frac{v_{ef CH_4}}{v_{ef CD_4}} = \sqrt{\frac{20}{16}} = \sqrt{\frac{5}{4}} = \underline{1,118}$$

Equilíbrio de fases - Eq. de Clapeyron

15



$$T = 20^\circ\text{C} = 293\text{K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Dados: 0,172 g H₂O em V = 10 L

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{ideal}} = \frac{nRT}{V}$$

$$n = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,172 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 9,55 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{9,55 \times 10^{-3} \times 0,082 \times 293}{10}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \underline{0,023 \text{ atm.}}$$

15 Resolvido pela eq. de Clapeyron
(Aproximações)

$$\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = -\left(\frac{\Delta\bar{H}_v}{R}\right)\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$\Delta\bar{H}_v = 40,7 \text{ kJ/mol ou } 40.700 \text{ J/mol}$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$(P_1, T_1) = (1 \text{ atm}, 373 \text{ K}) \text{ (ponto de Ebulição)}$$

$$(P_2, 293 \text{ K}) \quad P_2 = P_{\text{H}_2\text{O}}(293 \text{ K})$$

$$\ln P_{\text{H}_2\text{O}} \approx -3,30 \quad \text{ou} \quad \underline{P_2 = 0,037 \text{ atm}}$$

Valor um pouco mais
alto que o valor
anterior 0,023 atm.

16 AUTOCLAVE

$$T_2 = 137^\circ\text{C} = 410\text{ K}$$

Eg. Clapeyron

$$\Delta \bar{H}_v = 40,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = -\frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$T_1 = 100^\circ\text{C} = 373\text{ K} \quad P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$\ln P_2 = -\frac{40.700}{8,314} \left(\frac{1}{410} - \frac{1}{373}\right)$$

$$\ln P_2 = -\frac{40.700}{8.314} \cdot (-2,42 \times 10^{-4})$$

$$\ln P_2 = 1,1845$$

$$\underline{P_2 = 3,27 \text{ atm}}$$

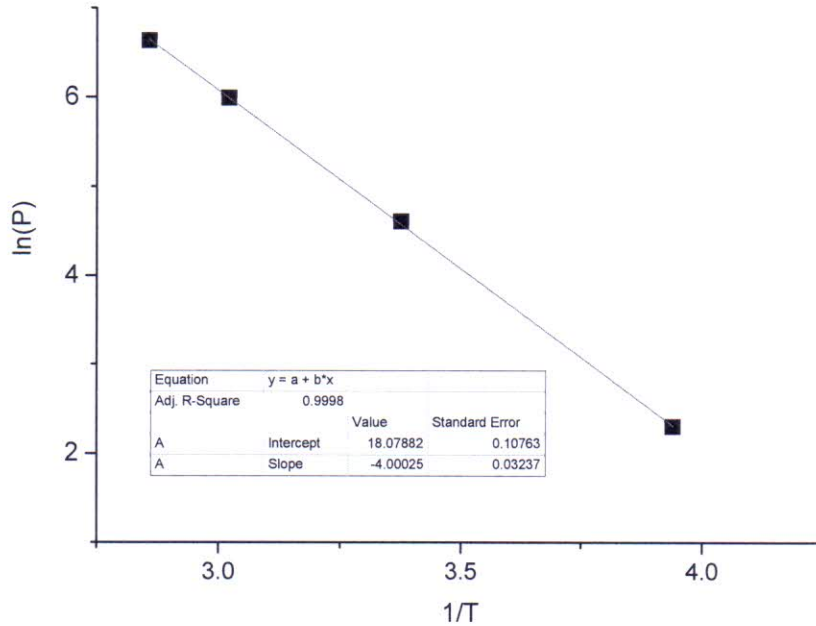
Lista de Exercícios 01

Usando a eq. de Clapeyron

17

17

$$\ln P = - \left(\frac{\Delta \bar{H}_v}{R} \right) \cdot \frac{1}{T} + C$$



$$- \frac{\Delta \bar{H}_v}{R} = - 4.000$$

ou

$$\Delta \bar{H}_v = 7,9 \text{ kcal/mol}$$

ou

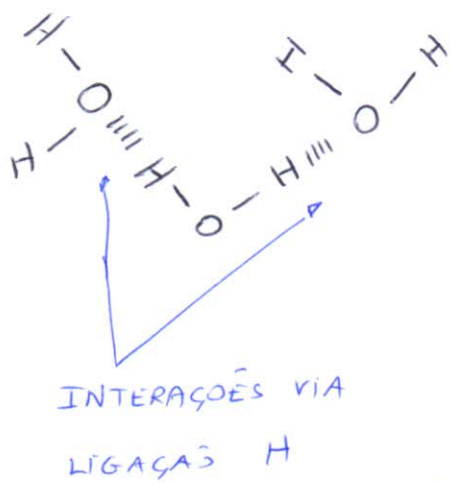
$$\Delta \bar{H}_v = 33,2 \text{ KJ/mol}$$

$$R = 1,987 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

ou

$$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

18) A água líquida tem forte associação molecular devido as interações por pontes ou ligações de hidrogênio



Assim, um aumento na temperatura aumenta a energia cinética ocasionando uma ruptura das interações. Isto reduz a viscosidade e a tensão superficial da água

Aditivos como sais, ureia podem induzir a uma quebra das ligações de hidrogênio mas como aumentam a densidade em geral não reduzem a viscosidade. Por outro lado, a tensão superficial da água pode ser reduzida pela adição de substâncias como surfactantes ou detergentes que são agentes tensioativos que reduzem a tensão superficial da água.