

INSTITUTO FEDERAL DE
EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA
TOCANTINS
Campus Paraíso do Tocantins

GASES

Licenciatura em Química

PROFESSOR: RIVER SOUZA MAGALHÃES

Introdução:

Importância para a vida

Diversos elementos e substâncias na forma gasosa.

H_2 , O_2 , N_2 , CO , C_2H_2 , CH_4 , CO_2

Importância no cotidiano

H₂: considerado o combustível do futuro

O₂: gás responsável pela vida

N₂: gás responsável pela fabricação de amônia

CO: gás responsável pela obtenção de muitos metais

C₂H₂ : gás responsável pelas soldas de maçaricos

15/03/2020

Importância no cotidiano

C_2H_4 : gás do amadurecimento dos frutos

CH_4 : gás utilizado nas termoelétrica para gerar energia

CO_2 : gás utilizado para apagar incêndios

C_2H_2 : gás responsável pelas soldas de maçaricos

Características dos gases:

- POSSUEM A FORMA DO RECIPIENTE E VOLUME INDEFINIDOS
- PELO FATO DE SEREM COMPOSTOS MOLECULARES SIMPLES, POSSUEM BAIXA MASSA MOLECULAR;
- FORMAM MISTURAS HOMOGÊNEAS E SÃO BASTANTE COMPRESSÍVEIS DEVIDO AO GRANDE ESPAÇAMENTO ENTRE SUAS MOLÉCULAS;
- SUBSTÂNCIAS LÍQUIDAS E SÓLIDAS PODEM EXISTIR NO ESTADO GASOSO, RECEBENDO O NOME DE VAPOR.

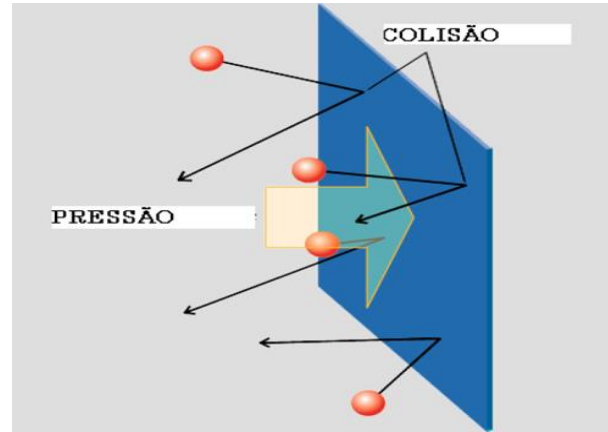
Características gerais dos gases

- Altamente expansíveis
- Altamente compressíveis
 - Baixa densidade

Pressão

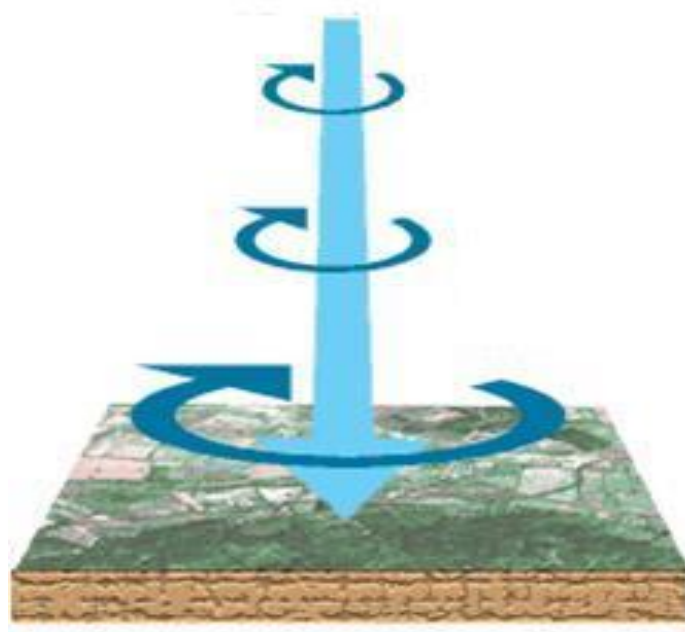
- Os gases exercem pressão sobre a superfície com a qual estão em contato.

$$P = \frac{F}{A}$$



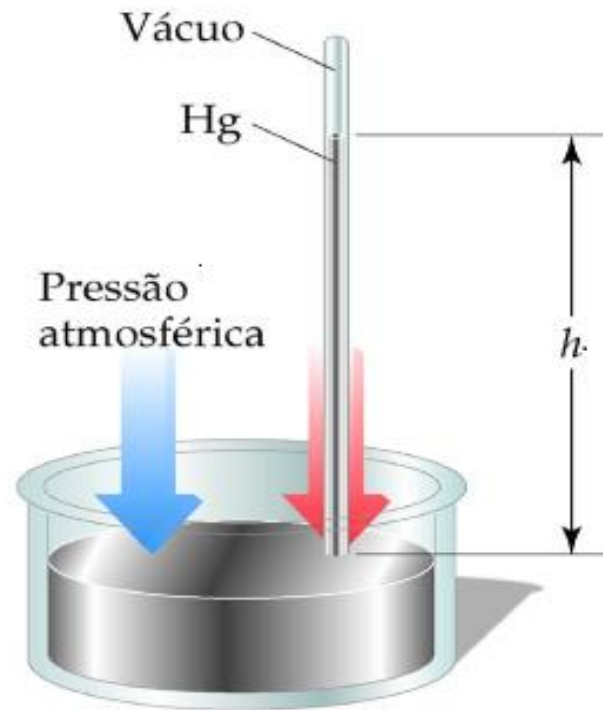
$$P_{\text{atm}} = 1 \times 10^5 \text{ N/m}^2 = 1 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$$

Pressão atmosférica



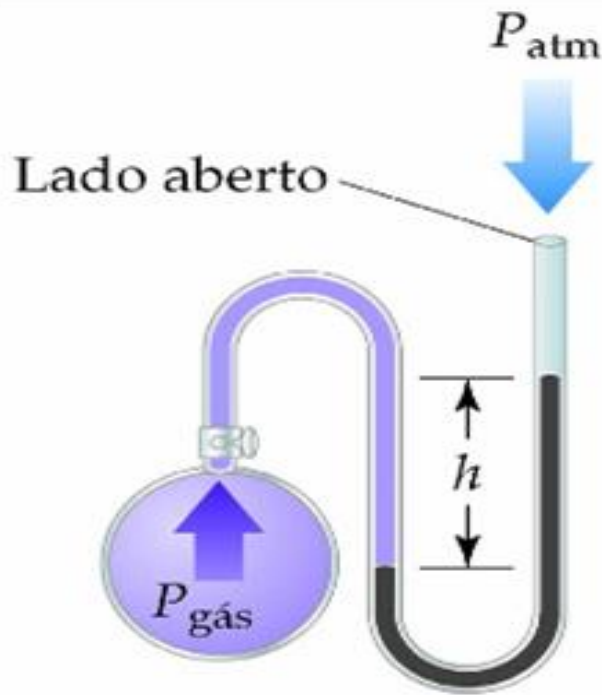
Exercício proposto 1.1 Calcule a pressão (em pascals e atmosferas) exercida por uma massa de 1,0 kg que pressiona a superfície da Terra através de um alfinete cuja área é de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mm}^2$. *Sugestão.* A força exercida por uma massa m na superfície da Terra devido à gravidade é mg , onde g é a aceleração da gravidade (veja no início do livro o seu valor padrão).
[0,98 GPa, $9,7 \times 10^3 \text{ atm}$]

Barômetro



A experiência de Torricelli - O barômetro.

Manômetro



$$P_{gás} = P_{atm} + P_h$$

- Um manômetro fechado está cheio de ftalato de dibutila líquido cuja densidade é $1,046 \text{ g/cm}^3$. qual é a pressão em mmHg, quando a altura Δh da coluna de ftalato é $64,3 \text{ mm}$? A densidade do mercúrio pé $13,596 \text{ g/cm}^3$

$$P_{gás} = P_{Atm} + P_{dgh} = P_{gás} = 760_{mmHg} + 64.3 =$$

Lei de Boyle



- O volume de certa quantidade de gás mantido à temperatura constante é inversamente proporcional à pressão.

$$V = \textit{Constante} \times \frac{1}{P} \textit{ OU } PV = \textit{Constante}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2 =$$

Lei de Charles

- O volume é diretamente proporcional à temperatura absoluta do gás.

$$V = \textit{Constante} \times T \textit{ OU } \frac{V}{T} = \textit{Constante}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Combinação das Leis de Boyle e Charles

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Lei Geral dos Gases

Lei de Avogadro

“O volume de um gás mantido a temperatura e pressão constantes é diretamente proporcional à quantidade de matéria do gás”

$$V \propto n$$

1 Mol = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 22,4 L (CNTP)



Combinação das Leis de Boyle, Charles e Avogadro

$$n = \left(\frac{m}{M} \right) \qquad P = n \cdot \left(\frac{RT}{V} \right)$$

1 MOL = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 22,4 L (CNTP)

Equação de Clayperon

15/03/2020

Equação dos Gases Perfeito ou Equação de Clayperon

$$(1) PV = n \cdot RT$$

$$R=8,3144 \text{ J/mol.K}$$

$$(2) n = \left(\frac{m}{M} \right)$$

$$(3) n = \left(\frac{N}{NA} \right)$$

$$\text{onde} = \left(\frac{N = \text{Número de Moléculas}}{NA = \text{Número de Avogadro}} \right)$$

$$(4) k = \left(\frac{R}{NA} \right) = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

$$(1) PV = n \cdot RT$$

$$(2) n = \left(\frac{N}{N_A} \right)$$

$$(5) PV = \frac{N}{N_A} \cdot RT$$

$$(4) k = \left(\frac{R}{N_A} \right) = R = N_A k$$

$$(6) PV = \frac{N}{N_A} \cdot N_A kT$$

$$(7) PV = NkT$$

$$(7) \quad PV = NkT$$

$$(8) p_x = mV_{xi}$$

$$p_x = -mV_{xi}$$

$$\Delta p_x = -2mV_{xi}$$

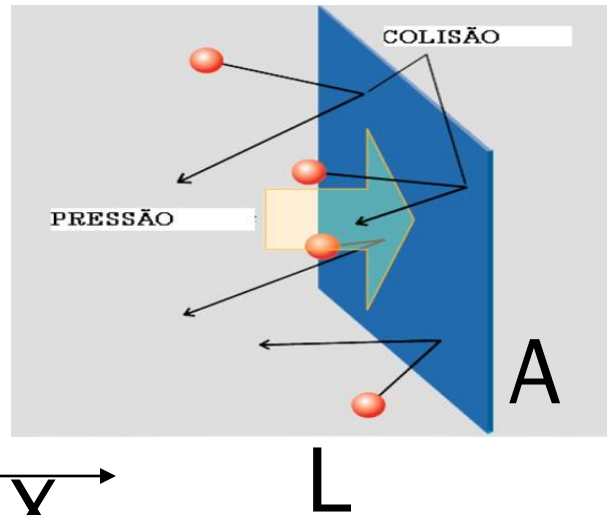
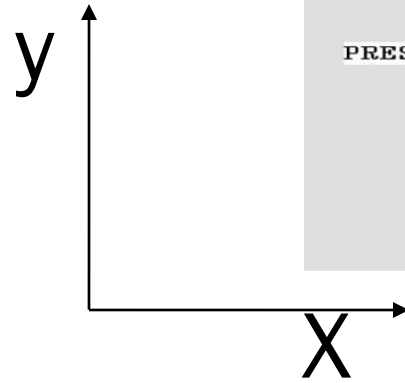
$$(9) \Delta t_x = \left(\frac{2L}{V_{xi}} \right)$$

$$(10) F_{media} = \frac{\Delta p_{xi}}{\Delta t}$$

$$F_{media} = \frac{2mV_{xi}}{\frac{2L}{V_{xi}}} = \frac{2mV_{xi}}{1} \times \frac{V_{xi}}{2L} = \frac{mV_{xi}^2}{L}$$

$$(11) F_{total} = \sum_{i=1}^N \frac{mV_{xi}^2}{L}$$


$$(12) P = \frac{F}{A} \sum_{i=1}^N \frac{mV_{xi}^2}{L} = \frac{m}{AL} \sum_{i=1}^N V_{xi}^2$$



$$(13) AL = V$$

$$(12) P = \frac{F}{A} \sum_{i=1}^N \frac{mV_{xi}^2}{L} = \frac{m}{AL} \sum_{i=1}^N V_{xi}^2$$

$$(12) P = \frac{m}{AL} \sum_{i=1}^N V_{xi}^2 \times \frac{N}{N} \quad (12) P = N \frac{m}{V} \sum \frac{V_{xi}^2}{N}$$

$$(14) PV = Nm \left(\sum \frac{V_x^2}{N} \right)$$



é a média da velocidade de todas as moléculas

$$(13) AL = V$$

$$(15) \langle V_x \rangle = \langle V_y \rangle = \langle V_z \rangle$$

$$(16) V^2 = \langle V_x^2 \rangle + \langle V_y^2 \rangle + \langle V_z^2 \rangle = 3 \langle V_x^2 \rangle \quad \langle V_x^2 \rangle = \frac{\langle V^2 \rangle}{3}$$

$$(17) PV = N m \frac{\langle V^2 \rangle}{3} \times \frac{2}{2}$$

$$(17) PV = \frac{2}{3} N m \left(\frac{\langle V^2 \rangle}{2} \right)$$


$$(18) K_{\text{cinética}} = m \frac{\langle V^2 \rangle}{2}$$

$$PV = \frac{2}{3} N K$$

$$N = \frac{3PV}{2K}$$

15/03/2020

$$N = \frac{3PV}{2kT} \quad (7) \quad PV = NkT \quad kT = \frac{PV}{N}$$

$$kT = \frac{PV}{\frac{3PV}{2kT}}$$

$$kT = \frac{PV}{PV} \times \frac{2kT}{3}$$

$$kT = \frac{2}{3} \langle K \rangle$$

$$\langle K \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Mede o grau de
agitação térmica

média das
moléculas

$\langle K \rangle$

Constantes dos Gases Perfeitos

Valor de R	Unidades
8,314472	$\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
$8,20574587 \times 10^{-2}$	$\text{L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
$8,20574587 \times 10^{-2}$	$\text{dm}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
8,314472	$\text{m}^3 \cdot \text{Pa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
62,3637	$\text{L} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Alguns Cuidados Importantes

T - SEMPRE EM KELVIN $T(K)=273,15 + t\text{ }^{\circ}\text{C}$

V - VOLUME EM L OU dm^3

P - PRESSÃO EM Atm OU mmHg

R= 0,08205 SE P EM Atm OU R= 62,4 SE P EM mmHg

N= NÚMERO DE MOL

M= MASSA MOLA DO GÁS

m= MASSA EM GRAMAS

Misturas gasosas:

- Lei das pressões parciais (Lei de Dalton):

$$P_t = P_1 + P_2 + \dots P_n$$

$$P = n \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)$$

$$P_{gás} = n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)$$

$$P_{total} = (n_{N_2} + n_{O_2} + n_{He}) \cdot \frac{RT}{V}$$

$$P_{total} = n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)_1 + n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)_2 + n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)_3 + n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)_4 \dots \dots n_1 \cdot \left(\frac{RT}{V}\right)_n$$

Mistura de gases e pressões parciais

FRAÇÃO EM QUANTIDADE DE MATÉRIA

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{\frac{n_1RT}{V}}{\frac{n_tRT}{V}} = \frac{n_1}{n_t} \longrightarrow \frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1RTV}{n_tRTV} = \frac{n_1}{n_t}$$

Densidade de um gás

$$PV = nRT$$



$$PV = \left(\frac{m}{M}\right)RT$$



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



$$n = \left(\frac{m}{M}\right)$$

$$\frac{(PM)}{(RT)} = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{(PM)}{(RT)}$$

Exercício

Uma amostra de substância gasosa, a 25 °C e 0,862 Atm, tem densidade de 2,26 g/L. Determine o peso molecular dessa substância.

RESOLUÇÃO

$$d = \frac{(PM)}{(RT)} \qquad M = \frac{(dRT)}{P}$$

$$M = \frac{(2,26 \text{ g} / \text{L} \cdot 0,08205 \text{ Atm} \cdot \text{L} / \text{Mol} \cdot \text{K} \cdot 298 \text{ K})}{0,862 \text{ Atm}}$$

$$M = 64 \frac{\text{g}}{\text{Mol}}$$

Exercício

A 500°C e 93,2 kPa= (0,919 Atm), o vapor de enxofre tem densidade de 3,710 Kg/m³. qual a fórmula molecular do enxofre nessas condições.

$$d = \frac{(PM)}{(RT)} \quad M = \frac{(3,710g/L \cdot 0,08205Atm \cdot L/mol \cdot K \cdot 773K)}{0,919Atm}$$

$$M = \frac{(3,710g/0,08205/mol \cdot 773)}{0,919}$$

$$M = \frac{235,305}{0,919} = 256g/mol$$

$$1MoldeS \text{ --- --- --- } 32g$$

$$x \text{ --- --- --- --- --- } 256g$$

$$x = \frac{256}{32} = S_8$$

Exercício

A 500°C e 93,2 kPa= (0,919 Atm), o vapor de enxofre tem densidade de 3,710 Kg/m³. qual a fórmula molecular do enxofre nessas condições.

$$d = \frac{(PM)}{(RT)} \quad M = \frac{(3,710 \text{ kg} / \text{m}^3 \cdot 8,314 \text{ J} / \text{Mol} \cdot \text{K} \cdot 773 \text{ K})}{93,2 \text{ kPa}}$$

$$M = \frac{(3,710 \text{ g} / 0,08205 / \text{mol} \cdot 773)}{0,919} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ Mol de S} \text{ --- } 32 \text{ g} \\ x \text{ --- } 256 \text{ g} \end{array}$$

$$M = \frac{235,305}{0,919} = 256 \text{ g} / \text{mol} \quad x = \frac{256}{32} = \text{S}_8$$

Exercício

Qual o peso molecular de uma amostra de substância que pesa 0,970 g e ocupa o volume de 200 mL a 99 °C e 733 mmHg.

RESOLUÇÃO

$$d = \frac{(PM)}{(RT)} \quad M = \frac{(dRT)}{P} \quad d = \frac{m}{V} \quad d = \frac{0,970g}{0,20L} = 4,85g / L$$

$$M = \frac{(4,85g/L \cdot 0,08205Atm \cdot L/Mol \cdot K \cdot 372K)}{0,964Atm} = 153,56g/Mol$$

$$M = 154 \frac{g}{Mol}$$

Exercício

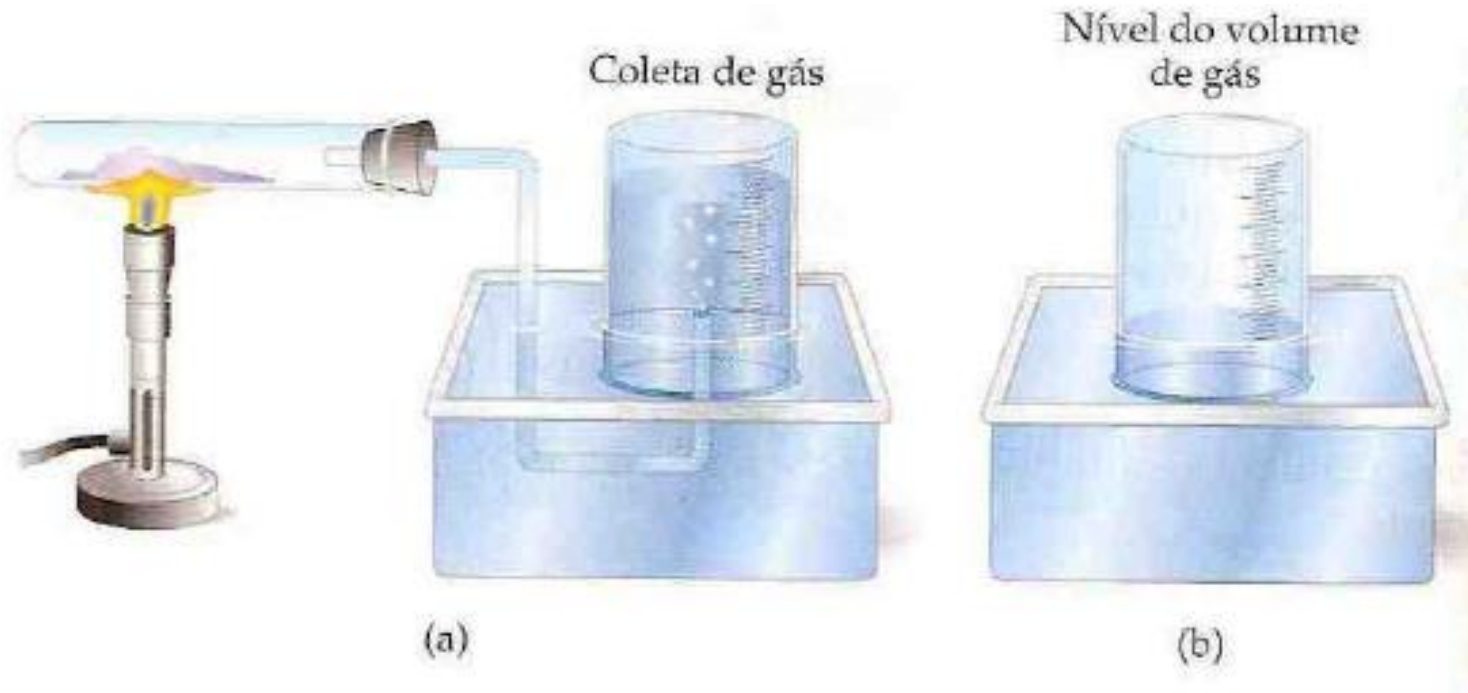
A 100°C e 16,0 kPa= (0,157 Atm), a massa específica do vapor de fósforo é de 0,6388 Kg/m³. qual a fórmula molecular do fósforo nessas condições?

$$d = \frac{(PM)}{(RT)} \quad M = \frac{(0,6388g / L.0,08205Atm.L / mol.K.373K)}{0,157Atm}$$

$$M = \frac{(0,6388g / 0,08205 / mol.373)}{0,157} \quad \begin{array}{l} 1MoldeP \text{ --- } 31g \\ x \text{ --- } 124g \end{array}$$

$$M = \frac{19,550}{0,157} = 125,52g / mol \quad x = \frac{124}{31} = P_4$$

Coleta de gás sobre a água:



$$P_{total} = P_{gás} + P_{água}$$

Coleta de gás sobre a água:

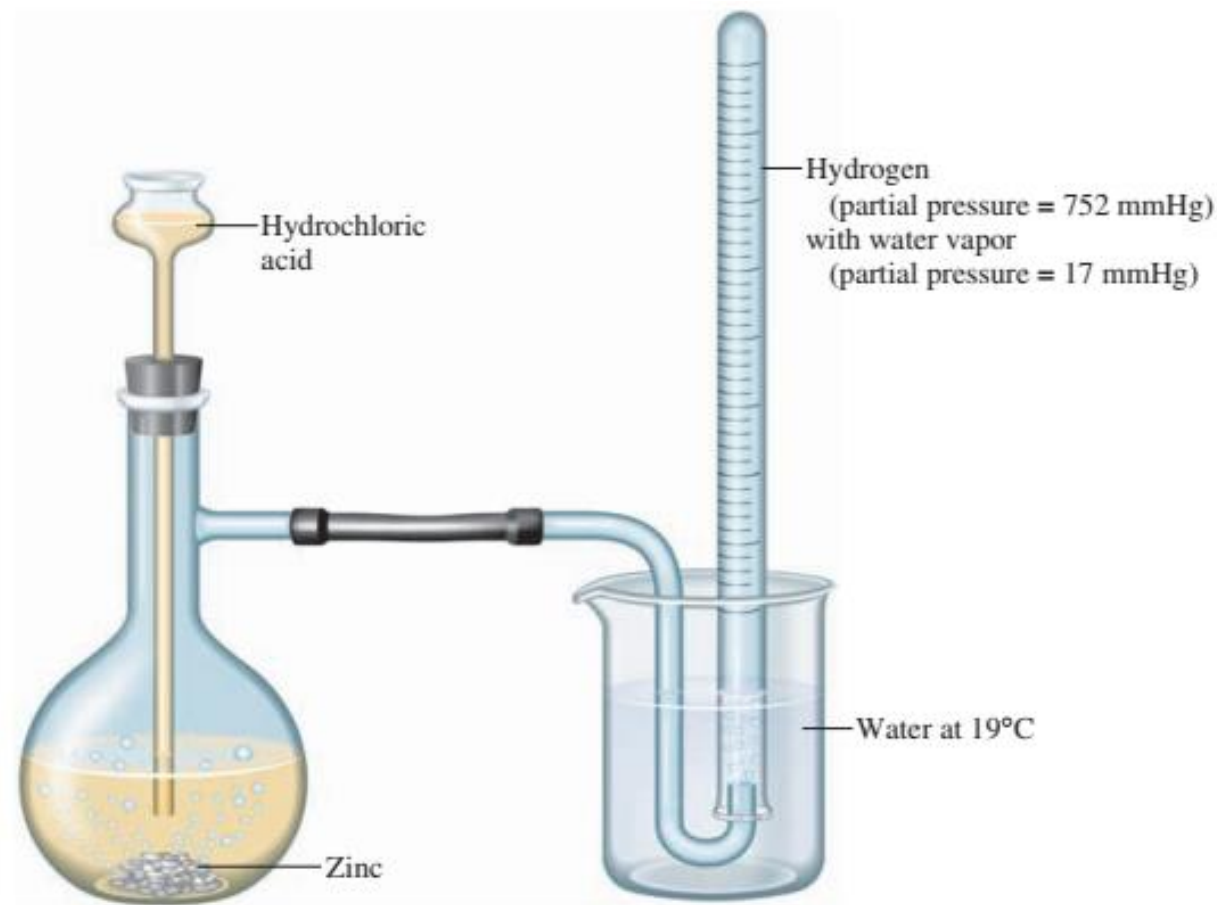


TABLE 5.6
Vapor Pressure of
Water at Various
Temperatures*

Temperature (°C)	Pressure (mmHg)
0	4.6
10	9.2
15	12.8
17	14.5
19	16.5
21	18.7
23	21.1
25	23.8
27	26.7
30	31.8
40	55.3
60	149.4
80	355.1
100	760.0

*Appendix B contains a more complete table.

Example 5.11

Calculating the Amount of Gas Collected over Water

Hydrogen gas is produced by the reaction of hydrochloric acid, HCl, on zinc metal.



The gas is collected over water. If 156 mL of gas is collected at 19°C (two significant figures) and 769 mmHg total pressure, what is the mass of hydrogen collected?

Solution

Step 1: The vapor pressure of water at 19°C is 16.5 mmHg. From Dalton's law of partial pressures, you know that the total gas pressure equals the partial pressure of hydrogen, P_{H_2} , plus the partial pressure of water, $P_{\text{H}_2\text{O}}$.

$$P = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

(continued)

Substituting and solving for the partial pressure of hydrogen, you get

$$P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}} = (769 - 16.5) \text{ mmHg} = 752 \text{ mmHg}$$

Step 2: Now you can use the ideal gas law to find the moles of hydrogen collected. The data are

<i>Variable</i>	<i>Value</i>
P	$752 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.989 \text{ atm}$
V	$156 \text{ mL} = 0.156 \text{ L}$
T	$(19 + 273) \text{ K} = 292 \text{ K}$
n	?

From the ideal gas law, $PV = nRT$, you have

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0.989 \text{ atm} \times 0.156 \text{ L}}{0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/(\text{K}\cdot\text{mol}) \times 292 \text{ K}} = 0.00644 \text{ mol}$$

Step 3: You convert moles of H_2 to grams of H_2 .

$$0.00644 \text{ mol H}_2 \times \frac{2.02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0.0130 \text{ g H}_2$$

Exercício

O hidrogênio é produzido pelo ataque do ácido clorídrico, HCl, sobre o zinco metálico.



O gás é recolhido sobre a água. Se 156 mL do gás forem coletados a 19 °C, na pressão total de 769 mmHg, qual é a massa do hidrogênio recolhida?

RESOLUÇÃO

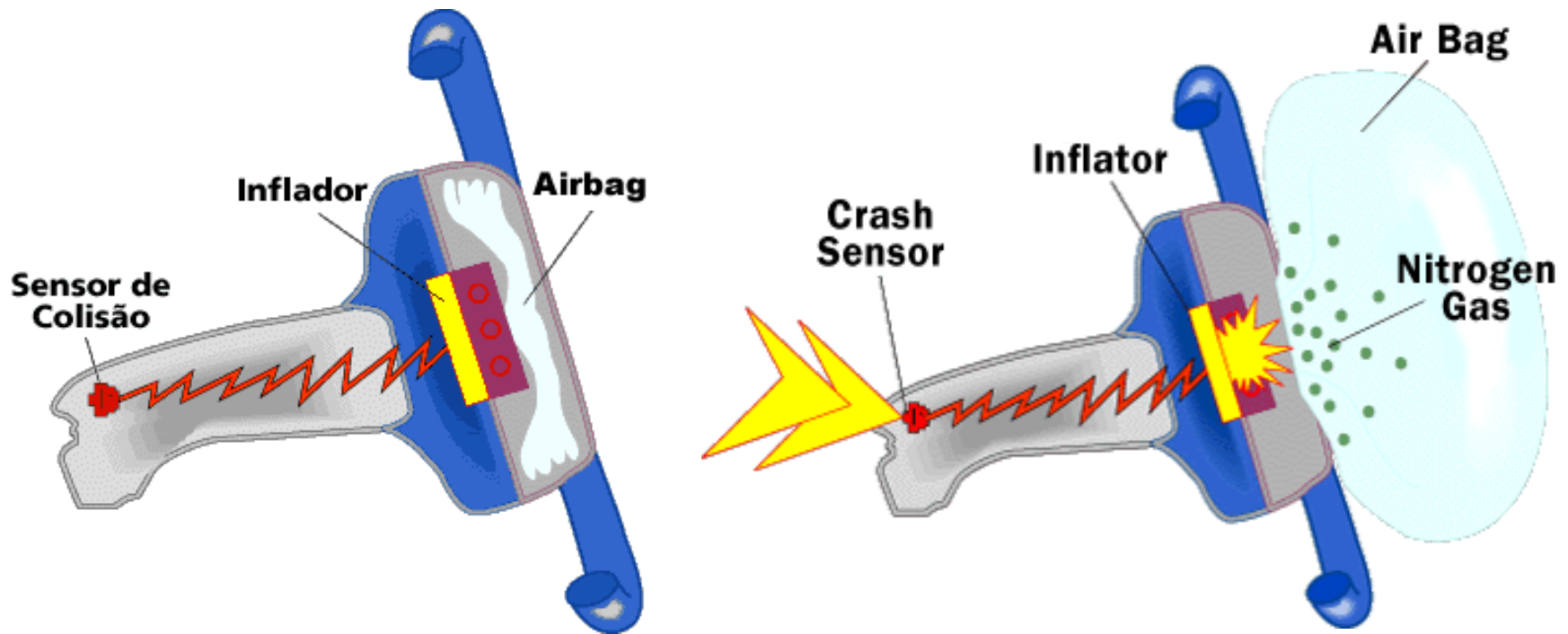
$$m = \left(\frac{PVM}{RT} \right)$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gás}} + P_{\text{água}}$$

$$769\text{mmHg} = P_{\text{gás}} + 16,5\text{mmHg} \quad P_{\text{gás}} = 752,5\text{mmHg}$$

$$m = \left(\frac{0,99.0,156.2}{0,08205.292} \right) = \left(\frac{0,30888}{23,9586} \right) = 0,0129\text{g de Hidrogênio}$$

APLICAÇÕES DOS GASES



Teoria Cinética Molecular:

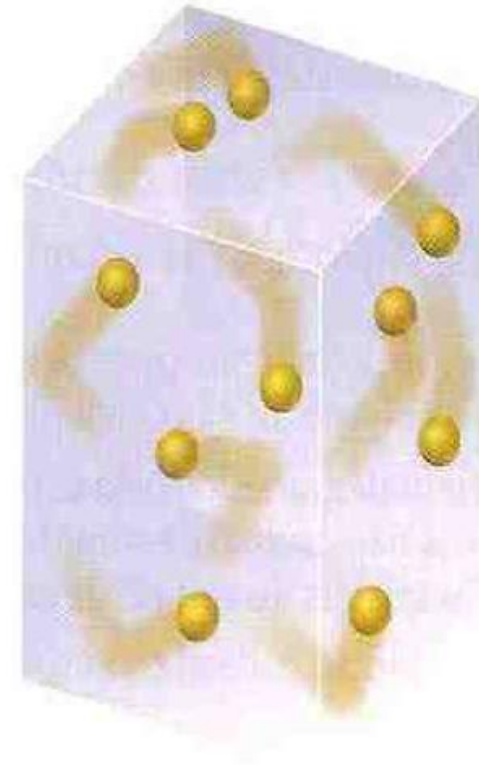
- Explicação para o comportamento de um gás.
- Considera apenas o movimento molecular.

Afirmações de Rudolf Clausius:

1. Os gases consistem em grande número de moléculas que estão em movimento.
2. O volume do gás é desprezível comparado ao volume total (0,1%).
3. As forças atrativas e repulsivas entre as moléculas são desprezíveis.

Teoria cinética molecular

1. O gás consiste em moléculas de massa m movimentando-se aleatoriamente e incessante.
2. O tamanho das moléculas é desprezível no sentido de que os diâmetros são muito menores do que a distancia média percorrida entre as colisões;
3. As moléculas interagem brevemente, e raramente, através de colisões elásticas.



Afirmações de Rudolf Clausius:

4. As energias podem ser transferidas entre as moléculas em suas colisões, porém a energia cinética média das moléculas não varia com o tempo, ou seja, as colisões são *perfeitamente elásticas*.
5. A energia cinética média das moléculas é proporcional à temperatura absoluta.

Energia Cinética Quadrática Média

- $E_c = m \cdot (v_{qm})^2 / 2 = 3kT / 2$ $\langle K \rangle = \frac{3}{2} kT$
- m – massa da molécula do gás
- v_{qm} – velocidade quadrática média
- k – constante de Boltzmann ($k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K)
- T – temperatura absoluta do gás

Lei de efusão de Graham:

$$T \propto 1/\sqrt{M}$$

$$T \propto v_{qm}$$

- T – taxa de efusão
- M – massa molar
- v_{qm} – velocidade quadrática média

$$\frac{\textit{velocidadedogás1}}{\textit{velocidadedogás2}} = \sqrt{\frac{\textit{massamolardogás2}}{\textit{massamolardogás1}}}$$

Efusão e difusão molecular

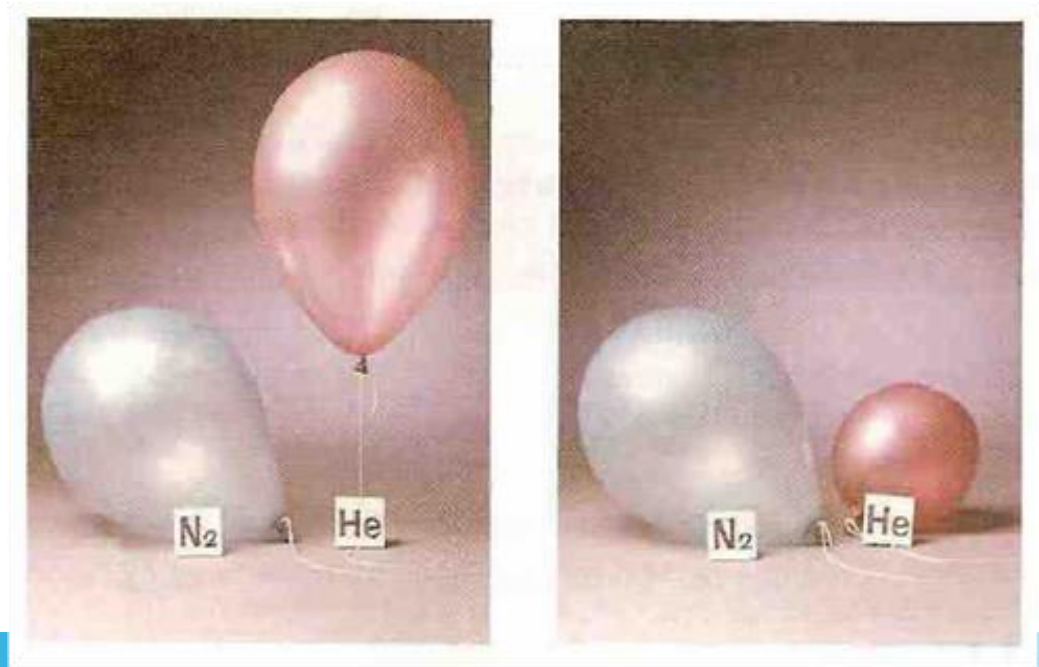
- **Efusão:** Fuga das moléculas de um gás de um lugar de maior pressão para um de menor, através de um pequeno orifício.
- **Difusão:** Espalhamento de uma substância no espaço ou em uma segunda substância.

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

u representa a velocidade quadrática média (vqm).

Lei de Graham

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$



15/03/2020

Exercício

Qual é a razão entre as velocidades de efusão das moléculas de dióxido de carbono, CO_2 e do dióxido de enxofre SO_2 , do mesmo vaso, na mesma temperatura e na mesma pressão.

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_{\text{SO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}} \quad \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{64 \text{ g / mol}}{44 \text{ g / mol}}}$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{1,45} = 1,206 = 1,21$$

Exercício

Calcular a velocidade média quadrática das moléculas de O_2 num tanque, a $21^\circ C$ e $15,7 \text{ Atm}$. Usar $R=8,31 \text{ kg.m}^2/(\text{s}^2.\text{K.mol})$, $MM(O)=16 \text{ g/mol}$).

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad u = \sqrt{\frac{3.8,31 \text{ kg.m}^2 / \text{s}^2.\text{K.mol}.294 \text{ K}}{0,032 \text{ kg} / \text{mol}}}$$

$$u = \sqrt{\frac{3.8,31.\text{m}^2 / \text{s}^2.294}{0,032}} = \sqrt{\frac{7329,42}{0,032}} = \sqrt{229044} = 478,58 \text{ m} / \text{s}$$

Exercício

A que temperatura das moléculas de hidrogênio, H_2 , têm a mesma velocidade média quadrática que as moléculas de nitrogênio, N_2 , a $455^\circ C$. Usar $R=8,31 \text{ kg.m}^2/(\text{s}^2.\text{K.mol})$, $MM(N_2)=28 \text{ g/mol}$, $MM(H_2)=2 \text{ g/mol}$.

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$u_{H_2} = u_{N_2}$$

$$u_{H_2} = u_{N_2}$$

$$\sqrt{\frac{3RT}{MH_2}} = \sqrt{\frac{3RT}{MN_2}}$$

$$\sqrt{\frac{3.8,31.T}{2}} = \sqrt{\frac{3.8,31.728}{28}}$$

$$\sqrt{12,465T} = \sqrt{648,18}$$

$$\sqrt{12,465T} = \sqrt{648,18}$$

$$\sqrt{T} = \sqrt{\frac{648,18}{12,465}} = (\sqrt{T})^2 = (\sqrt{52})^2 = T = 52K$$

$$\sqrt{T} = \sqrt{\frac{648,18}{12,465}}$$

Gases reais: desvios do comportamento ideal

$$\frac{PV}{RT} = n \quad (n=1)$$

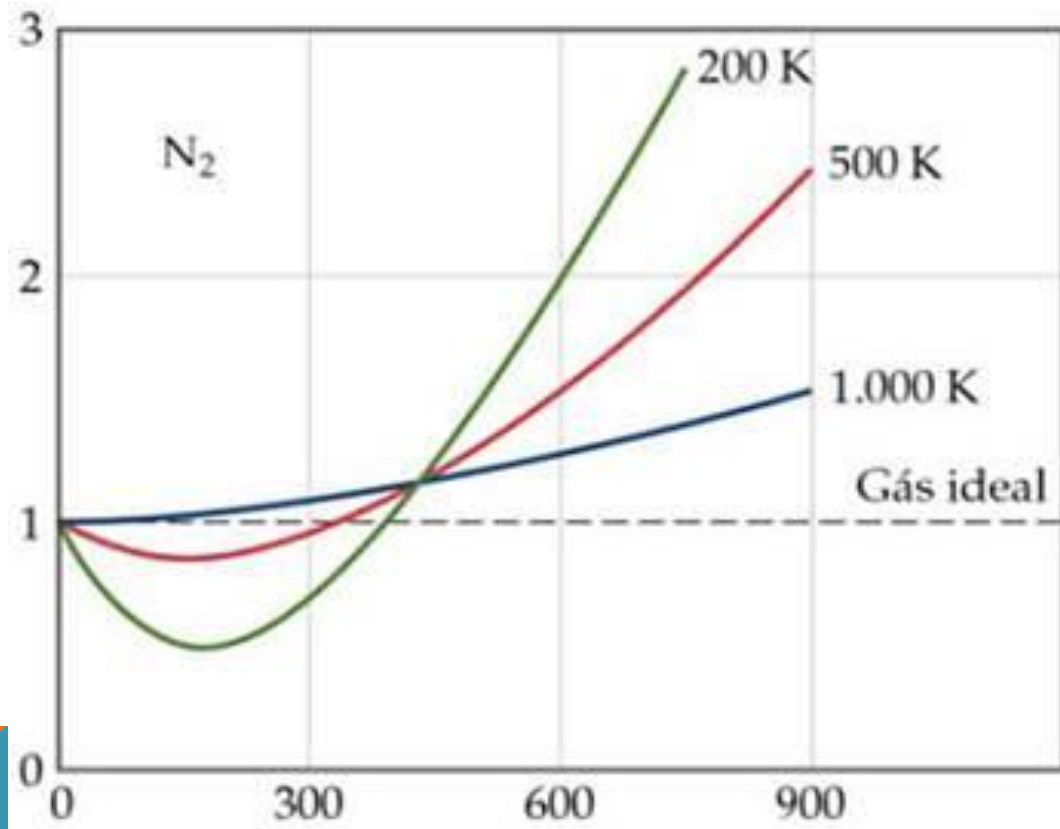
$$\frac{V_m}{V_m^0} = Z \quad \frac{pV_m}{RT} = Z \quad pV_m = ZRT$$

Como para um gás perfeito, $Z=1$ em quaisquer condições, o desvio de Z em relação a 1 é uma medida do afastamento do gás em relação o comportamento ideal.

- A altas pressões o desvio de comportamento ideal é grande e diferente para cada gás.

15/03/2023

Gases reais: desvios do comportamento ideal



Equação de Van der Waals

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

Correção para o Volume das moléculas

Correção para a atração molecular

a e b são constantes particulares de cada gás.

Equação de Van der Waals

Constantes de Van der Waals

Substância	a (L ² atm/mol ²)	b (L/mol)	T_c (°)
● He	0,034	0,0237	-268
● H ₂	0,244	0,0266	-240
● CH ₄	2,25	0,0428	-83
● CO ₂	3,59	0,0427	31
● NH ₃	4,17	0,0371	132

(*) T_c = Temperatura crítica

Exemplo

- Se 1,000 mol de um gás ideal estivesse confinado em um volume de 22,41 L a 0,0°C, exerceria uma pressão de 1 atm. Use a equação de Van der Waals e as constantes dadas para estimar a pressão exercida por 1,00 mol de $\text{Cl}_{2(g)}$ em 22,41 L a 0,0°C.

$$a = 6,49 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \quad \text{e} \quad b = 0,0562 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

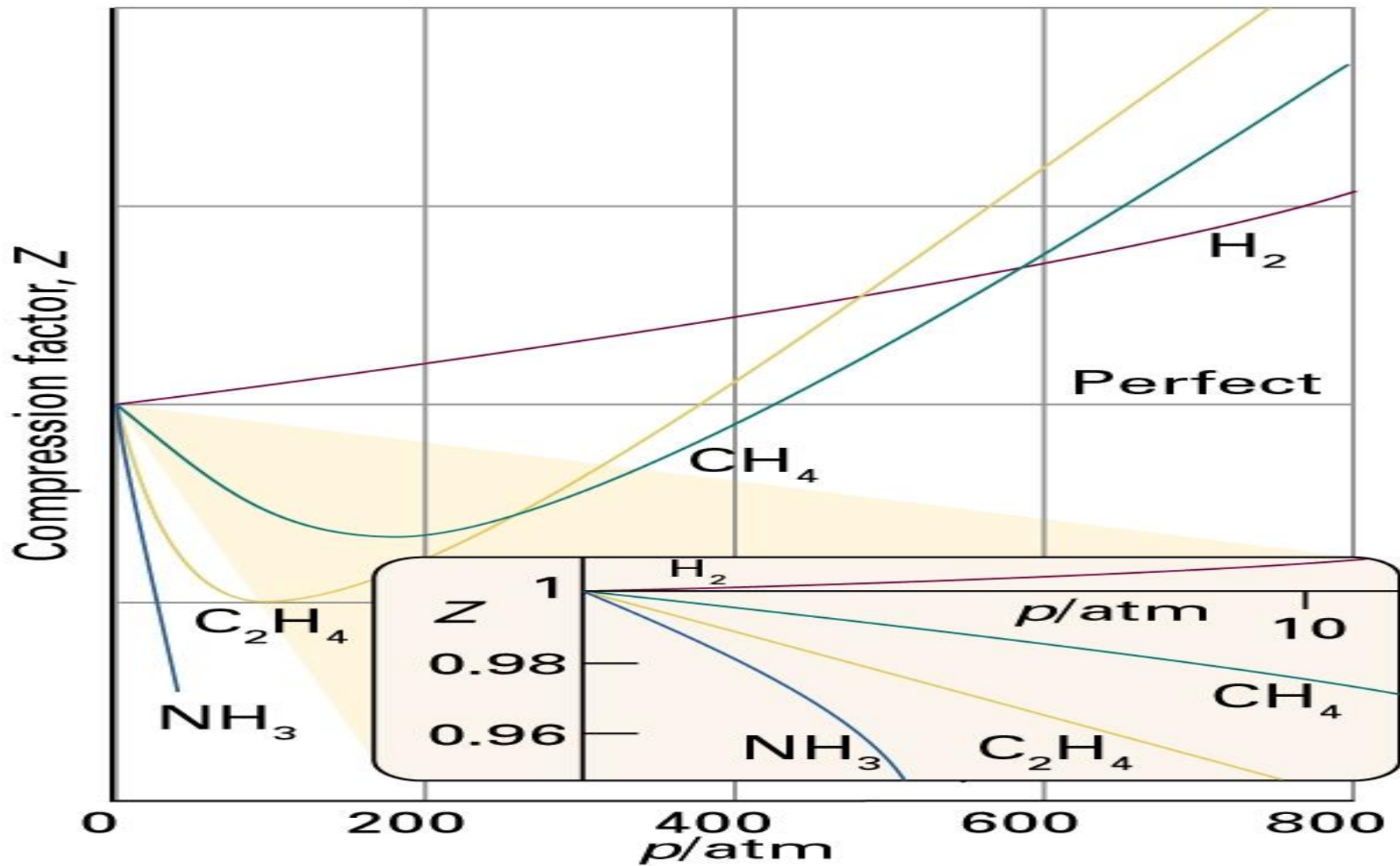
$$p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2}$$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2}$$

$$p = \frac{(1,0) \cdot 0,08205 \cdot 273}{22,41 - (1,0) \cdot 0,0562} - \frac{(1)^2 \cdot 6,49}{22,4^2}$$

$$p = \frac{1 \cdot 0,08205 \cdot 273}{22,41 - 1 \cdot 0,0562} - \frac{1^2 \cdot 6,49}{(22,41)^2} = \frac{22,39965}{22,3438} - 0,01293447$$

$$p = 1,002499575 - 0,01293447 = 0,989 \text{ atm}$$



Fórmula

$$Z = \frac{V}{V_m}$$

Referências bibliográficas

- Química: A Ciência Central, 9ª edição. Brown, LeMay, Bursten.
- Princípios de Química, 5ª edição. Atkins, Peter; Jones Loretta.
- Ebbing,. D,. Darrel., Gammon,. D,. Steven. General Chemistry Ninth Edition.