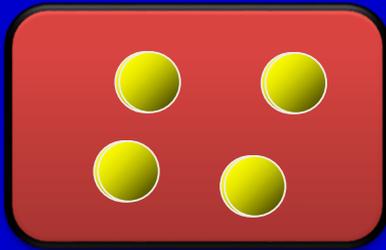
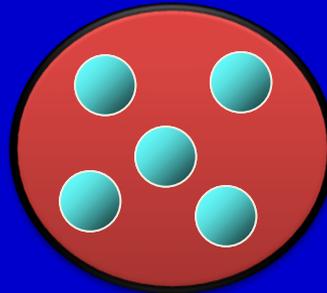


Mistura de Gases

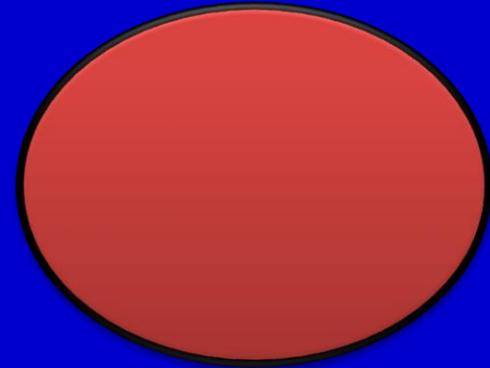
Estas misturas funcionam como se fosse um único gás



P_A V_A T_A n_A



P_B V_B T_B n_B



P V T

Podemos estudar a mistura gasosa ou relacionar a mistura gasosa com os gases nas condições iniciais pelas expressões

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

01) Em um recipiente com capacidade para 80 L são colocados 4,06 mols de um gás X e 15,24 mols de um gás Y, exercendo uma pressão de 6,33 atm. Podemos afirmar que a temperatura em que se encontra essa mistura gasosa é:

a) 300 K.

$$V = 80 \text{ L}$$

b) 320 K.

$$\left. \begin{array}{l} n_X = 4,06 \text{ mols} \\ n_Y = 15,24 \text{ mols} \end{array} \right\} n_T = 19,3 \text{ mols}$$

c) 150 K.

d) 273 K.

$$P = 6,33 \text{ atm}$$

e) 540 K.

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

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

$$6,33 \cdot 80 = 19,3 \cdot 0,082 \cdot T \implies 506,4 = 1,5826 \cdot T$$

$$T = \frac{506,4}{1,5826} \implies T = 320 \text{ K}$$

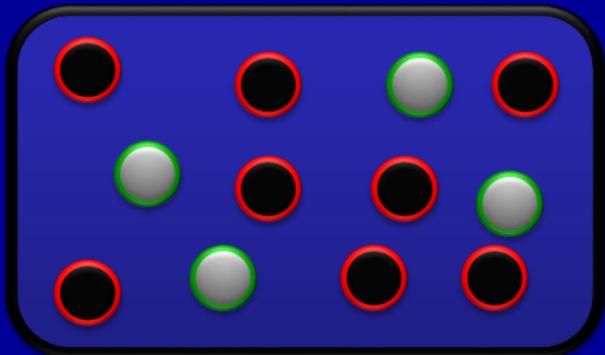
Pressão Parcial de um Gás(p)



Gás A



Gás B



$$P \times V = n_T \times R \times T$$

Mantendo o VOLUME e a TEMPERATURA

p_A é a pressão parcial do gás A

$$p_A \times V = n_A \times R \times T$$

ou

$$p_A = P \cdot X_A$$

$$\text{(Fração molar)} X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

p_B é a pressão parcial do gás B

$$p_B \times V = n_B \times R \times T$$

ou

$$p_B = P \cdot X_B$$

$$\text{(Fração molar)} X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$\text{Lei de DALTON: } P = p_A + p_B$$

01)(UEL-PR) Considere a mistura de 0,5 mol de CH_4 e 1,5 mol de C_2H_6 , contidos num recipiente de 30 L a 300K. A pressão parcial do CH_4 , em atm, é igual a:

a) 1,64 atm.

b) 0,82 atm.

c) 0,50 atm.

d) 0,41 atm.

e) 0,10 atm.

$$p \cdot V = n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot 30 = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$p = \frac{0,5 \cdot 0,82 \cdot 30}{30}$$

$$p = 0,41 \text{ atm}$$

02) Um estudante de química armazenou em um cilindro de 10 L, 6g de hidrogênio e 28 g de hélio. Sabendo-se que a temperatura é de 27°C no interior do cilindro. Calcule:

Dados: $H_2 = 2 \text{ g/mol}$; $He = 4 \text{ g/mol}$

I. O número de mol do H_2 e do He.

$$n_{H_2} = \frac{6}{2} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{He} = \frac{28}{4} = 7 \text{ mol}$$

II. A pressão total da mistura

$$P \times V = n_T \times R \times T$$

$$\longrightarrow P \times 10 = 10 \times 0,082 \times 300$$

$$P = 24,6 \text{ atm}$$

III. A pressão parcial de cada componente da mistura

$$p_{H_2} \times V = n_{H_2} \times R \times T$$

$$p_{H_2} \times 10 = 3 \times 0,082 \times 300$$

$$p_{H_2} = 7,38 \text{ atm}$$

$$p_{He} \times V = n_{He} \times R \times T$$

$$p_{He} \times 10 = 7 \times 0,082 \times 300$$

$$p_{He} = 17,22 \text{ atm}$$

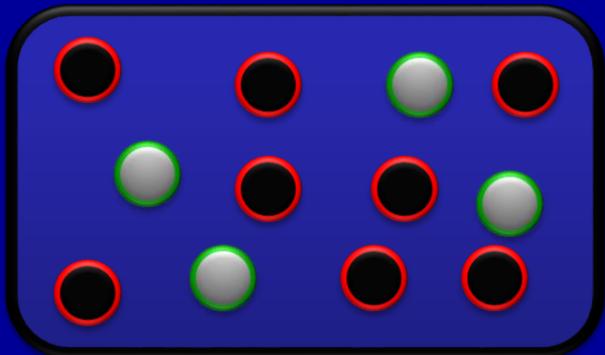
Volume Parcial de um Gás(v)



Gás A



Gás B



$$P \times V = n_T \times R \times T$$

Mantendo o VOLUME e a TEMPERATURA

v_A é o volume parcial do gás A

$$v_A \times V = n_A \times R \times T$$

ou

$$v_a = P \cdot X_a$$

$$X_a = \frac{n_a}{n_a + n_B}$$

v_B é o volume parcial do gás B

$$v_b \times V = n_b \times R \times T$$

ou

$$v_b = P \cdot X_b$$

$$X_b = \frac{n_b}{n_a + n_B}$$

$$\text{Lei de DALTON: } V = v_A + v_B$$

01) Uma mistura gasosa contém 4 mols de gás hidrogênio, 2 mols de gás metano exercem uma pressão de 4,1 atm, submetidos a uma temperatura de 27°C. Calcule os volumes parciais(v)destes dois gases.

$$n_{H_2} = 4 \text{ mols}$$

$$n_{CH_4} = 2 \text{ mols}$$

$$P = 4,1 \text{ atm}$$

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

$$V'_{H_2} = ?$$

$$V'_{CH_4} = ?$$

$$P \times v_{H_2} = n_{H_2} \times R \times T$$

$$4,1 \times v_{H_2} = 4 \times 0,082 \times 300$$

$$v_{H_2} = \frac{4 \times 0,082 \times 300}{4,1}$$

$$v_{H_2} = 24 \text{ L}$$

$$4,1 \times v_{CH_4} = 2 \times 0,082 \times 300$$

$$v_{CH_4} = \frac{2 \times 0,082 \times 300}{4,1}$$

$$v_{CH_4} = 12 \text{ L}$$

01) Uma mistura gasosa contém 6 mols de gás hidrogênio, 2 mols de gás metano e ocupa um recipiente de 82 L. Calcule os volumes parciais destes dois gases.

$$n_{\text{H}_2} = 6 \text{ mols}$$

$$n_{\text{CH}_4} = 2 \text{ mols}$$

$$V = 82 \text{ L}$$

Podemos relacionar, também, o volume parcial com o volume total da mistura pela expressão abaixo

$$v_A = x_A \times V$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{6}{8} = 0,75$$

$$v_{\text{H}_2} = 0,75 \times 82 = 61,5 \text{ L}$$

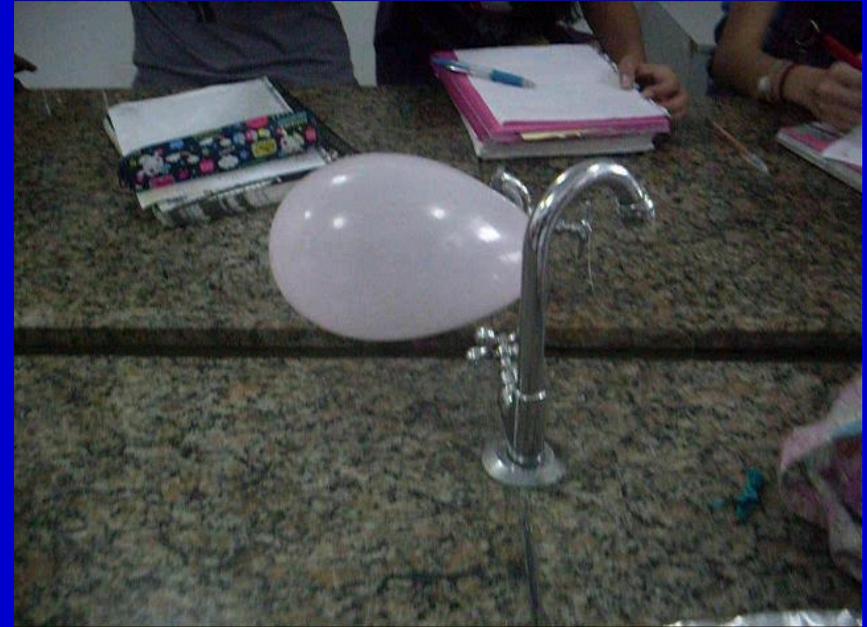
$$x_{\text{CH}_4} = \frac{2}{8} = 0,25$$

$$v_{\text{CH}_4} = 0,25 \times 82 = 20,5 \text{ L}$$

Densidade dos Gases



Gás hidrogênio (H_2)



Gás carbônico (CO_2)

O gás H_2 é menos denso que o ar atmosférico

O gás CO_2 é mais denso que o ar atmosférico

A densidade absoluta de um gás é o quociente entre a massa e o volume deste gás medidos em certa temperatura e pressão

$$P \times V = \frac{m}{n} \times R \times T$$

$$P \times M = \frac{m}{V} \times R \times T$$

$$d = \frac{P \times M}{R \times T}$$

01) A densidade absoluta do gás oxigênio (O₂) a 27°C e 3 atm de pressão é:

Dado: O = 16 u

a) 16 g/L.

b) 32 g/L.

c) 3,9 g/L.

d) 4,5 g/L.

e) 1,0 g/L.

$$\mathbf{d = x \text{ g/L}}$$

$$\mathbf{T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}}$$

$$\mathbf{P = 3 \text{ atm}}$$

$$\mathbf{M_{O_2} = 32 \text{ u}}$$

$$\mathbf{R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\mathbf{d = \frac{P \times M}{R \times T} = \frac{3 \times 32}{0,082 \times 300} = \frac{96}{24,6}}$$

$$\mathbf{d = 3,9 \text{ g/L}}$$

Densidade nas CNTP

$$T = 273 \text{ k}$$

$$P = 1 \text{ atm ou } 760 \text{ mmHg}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

ou

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$d = \frac{1 \times M}{0,082 \times 273}$$



$$d = \frac{M}{22,4}$$

DENSIDADE RELATIVA

É obtida quando comparamos as densidades de dois gases,
isto é,
quando dividimos as densidades dos gases,
nas mesmas condições de temperatura e pressão

Gás A

$$d_A = \frac{P \times M_A}{R \times T}$$

Gás B

$$d_B = \frac{P \times M_B}{R \times T}$$

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{\cancel{P} \times M_A}{\cancel{R} \times \cancel{T}} \times \frac{\cancel{R} \times \cancel{T}}{\cancel{P} \times M_B}$$



$$d_{A,B} = \frac{M_A}{M_B}$$

01) A densidade do gás carbônico em relação ao gás metano é igual a:

Dados: H = 1u; C = 12 u; O = 16 u

a) 44.

b) 16.

c) 2,75.

d) 0,25

e) 5,46

$$d_{\text{CO}_2, \text{CH}_4} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{44}{16} = 2,75$$

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ u.m.a.}$$

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ u.m.a.}$$

Uma densidade relativa muito importante é quando comparamos o gás com o ar atmosférico, que tem MASSA MOLAR MÉDIA de 28,96 g/mol

$$d_{A, Ar} = \frac{M_A}{28,96}$$

01) A densidade relativa do gás oxigênio (O₂) em relação ao ar atmosférico é:

Dado: O = 16 u

a) 16.

b) 2.

c) 0,5.

d) 1,1.

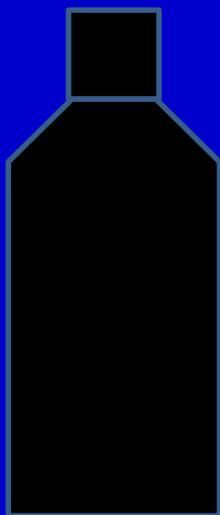
e) 1,43

$$d_{O_2, Ar} = \frac{M_{O_2}}{28,96} = 1,1$$

DIFUSÃO E EFUSÃO

Quando abrimos um recipiente contendo um perfume, após certo tempo sentimos o odor do perfume

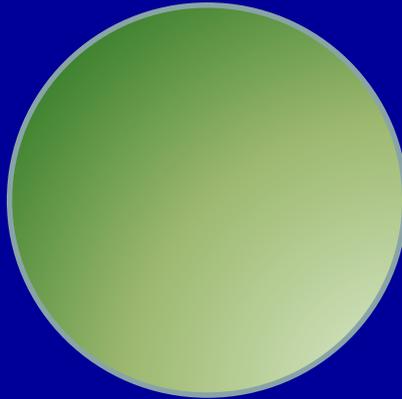
Isso ocorre porque algumas moléculas do perfume passam para a fase gasosa e se dispersam no ar chegando até nossas narinas



**Esta dispersão recebe o nome de
DIFUSÃO**

DIFUSÃO E EFUSÃO

Uma bola de festas com um certo tempo murcha, isto ocorre porque a bola tem poros e o gás que se encontrava dentro da bola sai por estes poros



Este fenômeno denomina-se de EFUSÃO

A velocidade de difusão e de efusão é dada pela

LEI DE GRAHAM

que diz:

A velocidade de difusão e de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade

Nas mesmas condições de temperatura e pressão a relação entre as densidades é igual à relação entre suas massas molares, então:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

01) A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura. Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:

Dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.

a) 4 km/h. $v_{H_2} = 27 \text{ km/min} = 27 \text{ km} / (1/60) \text{ h}$

b) 108 km/h. $v_{O_2} = x \text{ km/h}$

c) 405 km/h.

d) 240 km/h.

e) 960 km/h.

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \longrightarrow \frac{27 \times 60}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}}$$

$$\frac{27 \times 60}{v_{O_2}} = 4 \implies v_{O_2} = \frac{1620}{4} = 405 \text{ km/h}$$

02) (Mackenzie – SP) Um recipiente com orifício circular contém os gases y e z. O peso molecular do gás y é 4,0 e o peso molecular do gás z é 36,0. A velocidade de escoamento do gás y será maior em relação à do gás z:

- a) 3 vezes**
- b) 8 vezes**
- c) 9 vezes**
- d) 10 vezes**
- e) 12 vezes**

$M_y = 4 u$

$M_z = 36 u$

$$\frac{v_y}{v_z} = \sqrt{\frac{M_z}{M_y}} \quad \longrightarrow \quad \frac{v_y}{v_z} = 3 \sqrt{\frac{36}{4}}$$

$v_y = 3 \times v_z$