



## MISTURAS GASOSAS

Aprofundaremos na discussão e trataremos de misturas gasosas. Todas as considerações feitas na teoria cinética dos gases anteriormente são válidas para as misturas gasosas. Fazendo uso da **equação de Clapeyron** e aplicando para as misturas gasosas temos a seguinte generalização:

$$p.V = (n_A + n_B + n_C).R.T$$

Podemos tratar as misturas da mesma maneira (lembra que o comportamento de um gás ideal não depende de sua natureza?), apenas somamos as quantidades molares dos gases ao tratar a mistura como um todo.

Quais as relações que surgem para uma **mistura entre gases**? As que veremos são **fração em quantidade de matéria, pressão parcial: lei de Dalton, volume parcial: lei de Amagat, massa molar aparente e densidade aparente.**

### FRAÇÃO POR QUANTIDADE DE MATÉRIA

A fração por quantidade de matéria expressa a relação entre a quantidade de matéria de um **gás A** na quantidade total de matéria do sistema. Abaixo um exemplo:

Consideremos a mistura genérica de gases A, B e C:

$$\begin{array}{r} n_A \text{ mol de partículas do gás A} \\ + \quad n_B \text{ mol de partículas do gás B} \\ \quad \quad n_C \text{ mol de partículas do gás C} \\ \hline n(\text{total}) \text{ mol de partículas do gás A+B+C} \end{array}$$

Teremos então:

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} ; X_B = \frac{n_B}{n_{\text{Total}}} ; X_C = \frac{n_C}{n_{\text{Total}}}$$

Sendo que a soma das frações sempre é 1:  $X_A + X_B + X_C = 1$



Sendo assim,

$$\frac{n_A}{n_{\text{Total}}} + \frac{n_B}{n_{\text{Total}}} + \frac{n_C}{n_{\text{Total}}} = 1$$

Estudando a composição do ar atmosférico, Dalton conseguiu concluir que a pressão parcial que um gás exerce em uma mistura gasosa é igual àquela que ele exerceria se estivesse sozinho. O enunciado da lei de Dalton é:

A **pressão total ( $P_T$ )** exercida por uma mistura gasosa é **igual à soma das pressões parciais** dos gases que compõem a mistura

A pressão total do sistema é a soma das pressões exercidas pelos gases:

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

Podemos relacionar a pressão parcial com a fração por quantidade de matéria de uma maneira bem simples:

A pressão parcial ( $P_A$ ) de um gás é igual à pressão total ( $P_T$ ) multiplicada pela fração molar ( $X_A$ ) do gás:

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

Sabendo a fração molar de um gás a, e a pressão total, podemos obter a pressão parcial desse gás.



### EXERCÍCIO RESOLVIDO

Um balão contém uma mistura de 40g de Argônio e 56g de Nitrogênio. O volume deste balão é de 44,8 L, e sua temperatura é de 300 K. Sabendo que  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ , qual é o valor da pressão parcial do gás argônio nessa mistura?

Dados: Ar = 40 g/mol N<sub>2</sub> = 28 g/mol.

- a. 0,90 atm
- b. 1,00 atm
- c. 2,00 atm
- d. 3,65 atm
- e. 4,00 atm



### Resolução

Deve ser calculado o número de mols de cada gás dentro do balão

$n_{Ar} = \frac{m_{Ar}}{MM_{Ar}}$	$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{MM_{N_2}}$
$n_{Ar} = \frac{66 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}}$	$n_{N_2} = \frac{56 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}}$
$n_{Ar} = 1,65 \text{ mol}$	$n_{N_2} = 2 \text{ mol}$

Cálculo do número de mol total:  $n_T = n_{Ar} + n_{N_2} \rightarrow n_T = 3,65 \text{ mol}$

Agora devemos determinar a pressão total da mistura:

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot 44,8 = 3,65 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P_T = 2,00 \text{ atm}$$

Descobrir fração de argônio

$$X_{Ar} = n_{Ar} / n_T$$

$$X_{Ar} = 1,65 / 3,65$$

$$X_{Ar} = 0,45$$

Determinar sua pressão parcial :

$$P_{Ar} = X_{Ar} \cdot P_T$$

$$P_{Ar} = 0,45 \cdot 2,00$$

$$P_{Ar} = 0,90 \text{ atm}$$

Resposta letra a

### VOLUME PARCIAL: LEI DE AMAGAT

O conceito proposto pelo cientista francês Émile Hilaire Amagat diz que o volume ocupado pelos gases de uma mistura é exatamente aquele que o gás ocuparia se estivesse sozinho, suportando é claro, toda a pressão da mistura. Em linhas gerais, temos que:

O **volume total** ( $V_T$ ) de uma mistura gasosa é igual à soma dos **volumes parciais** dos gases que a compõem



Quando considerado a parte matemática, podemos atribuir que:

$$V_T = V_A + V_B + V_C$$

Analogamente ao que foi feito com a pressão, pode-se descobrir o volume parcial de um gás multiplicando a fração molar do gás pelo volume total.

O Volume parcial ( $V_A$ ) de um gás é igual ao volume total ( $V_T$ ) multiplicado pela fração molar ( $X_A$ ) do gás:

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

### MASSA MOLAR APARENTE

Quando falamos em termos de massa molar aparente de uma mistura, é preciso recordar de alguns conceitos associados aos gases:

- ▶ As moléculas dos gases em uma mistura não sofrem interações moleculares.
- ▶ Não ocorre reações químicas entre os gases na mistura.

Retomado os conceitos chave, é possível afirmar que a **massa molecular aparente de uma mistura ( $M_{\text{aparente}}$ ) é a soma das massas dos gases ( $m_{\text{Total}}$ ) em razão da soma da quantidade de matéria de cada um deles ( $n_{\text{Total}}$ )**. Em termos matemáticos:

$$M_{\text{aparente}} = \frac{m_{\text{Total}}}{n_{\text{Total}}}$$

É importante destacar que o valor encontrado para a **massa molecular aparente é para 1 mol de mistura gasosa**, isto é, para  $6,02 \times 10^{23}$  espécies químicas no estado gasoso.

Outra forma de calcular a massa molecular aparente é **multiplicando a massa molar** de cada gás por sua **fração em quantidade de matéria**:

$$M_{\text{ap}} = M_A \cdot X_A + M_B \cdot X_B + M_C \cdot X_C$$

### DENSIDADE APARENTE

É possível encontrar a densidade aparente da mistura gasosa utilizando a equação de Clapeyron, porém alguns rearranjos matemáticos são necessários:

$$\text{I) } P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{II) } n = \frac{m}{M}$$

Substituindo o  $n$  da equação I pela razão entre a massa da mistura gasosa e a massa molecular aparente que aparece na equação II, temos:

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



Como densidade é definido por  $d = m/V$ , precisamos rearranjar a equação:

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

Agora é possível identificar a densidade da equação e isolá-la:

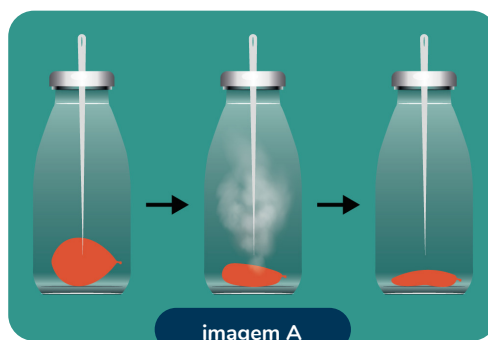
$$P.M = d.R.T$$

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

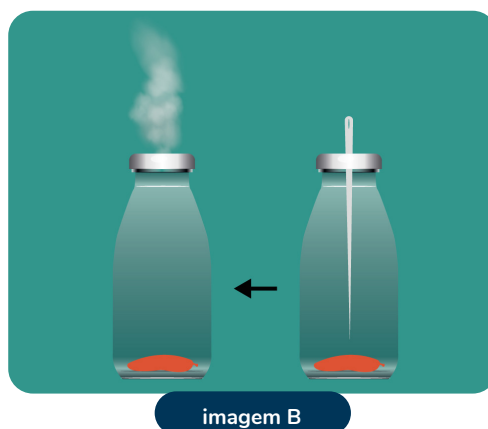
Tanto a **densidade** como a **massa molecular** são **aparentes**! Não se esqueça.

### DIFUSÃO E EFUSÃO GASOSAS

Difusão e efusão são situações distintas que envolvem o comportamento dos gases. Na **imagem A**, quando o balão é estourado, o gás dentro do balão espontaneamente se espalha uniformemente em meio às partículas de um outro gás. Esse comportamento chamamos de **difusão**.



Na **imagem B**, o gás antes que ocupou todo o recipiente sai por uma pequena abertura. Esse escape **espontâneo** das partículas no estado gasoso pelo pequeno orifício para um ambiente de **menor pressão** é denominado **efusão**.





Alguns fatores influenciam o movimento das partículas de gás dentro recipiente. São a temperatura e massa molecular do gás.

- ▶ Quanto maior a temperatura ↑, maior a energia cinética das moléculas ↑.
- ▶ Quanto menor a massa molecular ↓, maior a energia cinética das moléculas ↑.

Thomas Graham, cientista inglês foi um dos cientista que contribuíram para o estudo da efusão e difusão dos gases. É possível escrever a lei de Graham em termos de densidade ou massa molecular:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

ou

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Onde a velocidade de difusão ou efusão de um gás é:

- ▶ inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade.
- ▶ inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molecular.

**ANOTAÇÕES**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---