

Química Geral I prof. Barbieri

Capítulo V

IV.a - O estado de um gás.

Para caracterizar as condições em que se encontra uma amostra contendo um certo número de moléculas de um gás, três grandezas mensuráveis devem ser conhecidas:

- Volume
- Pressão
- Temperatura

São denominadas como grandezas de estado de um gás.

Estado de um gás: são as condições de volume (V), pressão (P) e temperatura (T) em que o gás se encontra.

Transformações gasosas: são variações de V, P e T sofridas por uma determinada massa gasosa. Essas transformações podem ser:

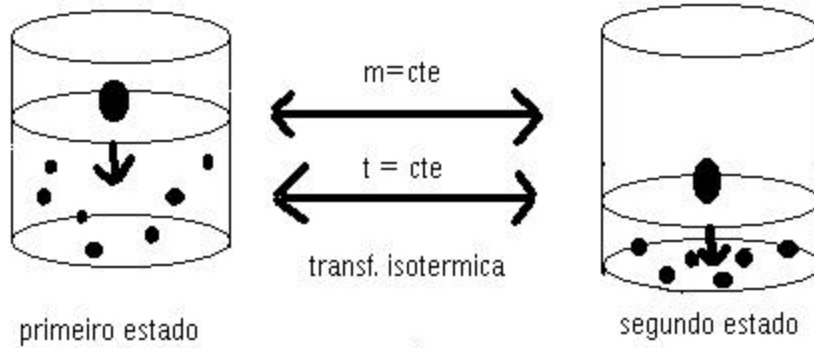
- Isotérmicas: quando a temperatura permanece constante, e variam a pressão e/ou o volume da amostra;
- Isobárica: quando a pressão permanece constante, e variam o volume e/ou temperatura da amostra e;
- Isocórica ou Isométrica: quando o volume permanece constante, e variam a pressão e/ou temperatura da amostra.

IV.b - Leis dos gases

Através do estudo de cientistas na forma empírica e também do estudo científico da teoria cinética dos gases, podemos estudar as leis dos gases.

IV.b.1 – Lei de Boyle-Mariotte

Quando uma massa constante de um certo gás, mantida a temperatura constante é comprimida, nota-se o seguinte:



À temperatura constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é inversamente proporcional a sua pressão.

Ex: dobrando a pressão \Rightarrow volume reduz a metade

A uma dada temperatura, o produto do volume de uma massa fixa de gás pela sua pressão é constante.

$$P \cdot V = K$$

onde K é função da massa de gás e da temperatura.

Assim, se uma massa fixa de gás passa, isotermicamente, do estado 1 para o estado 2, a aplicação da lei fornece a relação:

Estado 1: $P_1 \cdot V_1 = K_1$

Estado 2: $P_2 \cdot V_2 = K_2$ sendo $K_1 = K_2$, tem-se: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Ex: Uma bomba para encher pneu de bicicleta comprimi 1000 mL (1L) de ar a 1 atm até o volume de 180, a temperatura constante. Qual a pressão de entrada de ar do pneu?

Tem-se $P_1 = 1 \text{ atm}$

$V_1 = 1000 \text{ mL}$

$V_2 = 180 \text{ mL}$

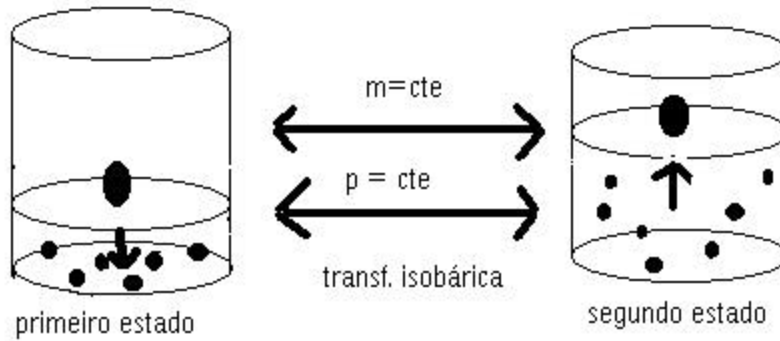
$P_2 = ?$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{1000 \text{ mL} \cdot 1 \text{ atm}}{180 \text{ mL}} = 5,55 \text{ atm}$$

IV.b.2 – Lei de Gay-Lussac.

Quando uma massa constante de um certo gás, mantida a pressão constante, é aquecida, ela se dilata (isto é, o volume aumenta) e note o seguinte:



À pressão Constante, o volume ocupado por determinada massa gasosa é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Representação matemática:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ ou } \frac{T}{V} = K$$

onde K depende somente da massa e da pressão do gás.

Ex. A pressão constante, uma amostra de 60 L de um gás tem sua temperatura elevada de 30 °C para 68 °C. Qual o volume final?

$$T_1 = 30 \text{ } ^\circ\text{C} = 303\text{K}$$

$$T_2 = 68 \text{ } ^\circ\text{C} = 338\text{K}$$

$$V_1 = 60\text{L}$$

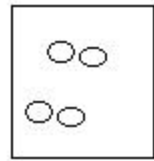
$$V_2 = ?$$

De acordo com a lei de Gay-Lussac

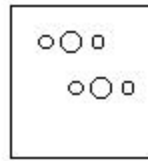
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1}{T_1} \cdot T_2 = \frac{60}{303} \cdot 338 = 66,93\text{L}$$

IV.b.3 – Princípio de Avogrado.

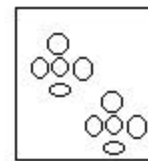
Essa lei diz: volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos à mesma pressão e temperatura, encerram o mesmo número de moléculas.



molec. H₂



molec CO₂



molec CH₄

representação matemática :

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow \frac{V_1 \cdot MM}{m_1} = \frac{V_2 \cdot MM}{m_1}$$

IV.c – Equação dos gases ideais

A lei de Boyle, Gay-Lussac e o princípio de avogrado são todos enunciados de proporcionalidade que descrevem o gás ideal e podemos resumi-la como:

Lei de Boyle $V \propto \frac{1}{P}$ (T e numero de moléculas => constante)

Lei de Gay $V \propto T$ (P e numero de moléculas => constante)

Princípio de Avogrado $V \propto n$ (T, P e numero de moléculas => constante)

Pela combinação das três proporcionalidades, obtemos:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Se reescrevermos a proporcionalidade combinada acima como uma igualdade, podemos escrever que :

$$\propto \Rightarrow R \quad V = R \frac{1}{P} T n \Rightarrow PV = nRT$$

onde R é uma constante de proporcionalidade e é conhecida como constante dos gases ideais.

Sabemos que T é a temperatura termodinâmica na escala absoluta (K).

Nas CNTP temos : $P = 1\text{atm}$; $T = 273\text{ K}$; $n = 1\text{ mol}$; $V = 22,4\text{ L}$

$$PV = nRT \Leftrightarrow R = \frac{PV}{nT} = \frac{1\text{atm} \cdot 22,4\text{L}}{1\text{mol} \cdot 273\text{K}} = 0,082\text{atmL/molK}$$

para $P = 760\text{mmHg} \Rightarrow R = 63,2\text{ mmHg L/mol K}$

Ex: Determine a pressão exercida por 64 g de O_2 contidos num recipiente de volume de 2L a 127°C ?

$T = 400\text{K}$

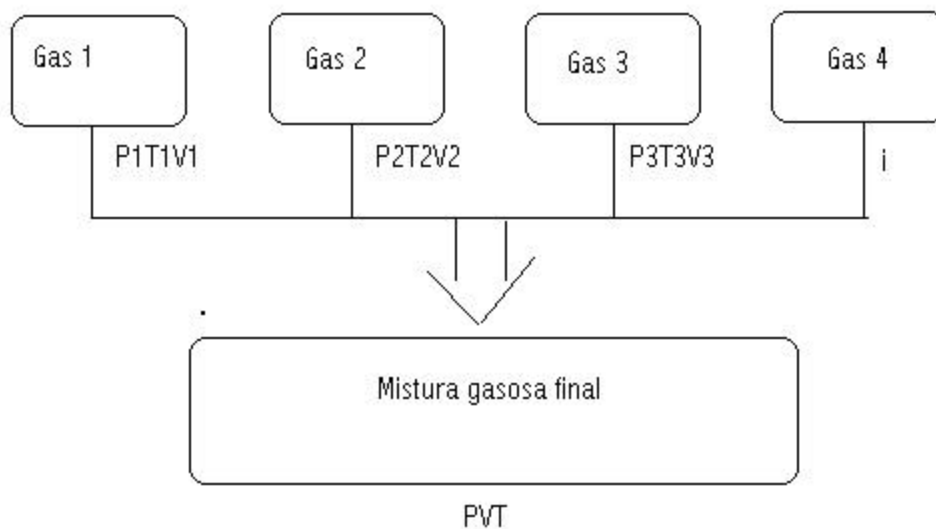
$R = 0,082\text{ atmL/molK}$

$n = 64\text{g}/32\text{g} = 2\text{ mols}$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{2 \times 0,082 \times 400}{2} = 32,8\text{atm}$$

IV.d – Mistura de gases

Suponha estarem contidos num recipiente: n_A mols de gás A, n_B mols de gás B e n_C mols de gás C. A mistura gasosa ocupa volume V e exerce pressão P e encontra-se a uma temperatura T , e admitindo a seguinte situação :



$$\frac{P_1V_1}{T_1} + \frac{P_2V_2}{T_2} + \frac{P_3V_3}{T_3} + \dots + \frac{P_iV_i}{T_i} = \frac{PV}{T}$$

Matematicamente:

É possível também relacionar o PVT da mistura final pela equação de Clapeyron:

$$PV = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i)RT \Rightarrow PV = \sum nRT$$

IV.d.1 – Lei de Dalton ou pressões parciais

Numa mistura gasosa, chama-se pressão parcial de um gás a pressão que ele iria exercer se estivesse sozinho, ocupando o volume total da mistura e na temperatura em que a mistura se encontra.

A pressão total de uma mistura gasosa é a soma das pressões parciais de todos os gases componentes de uma mistura.

De acordo com a equação de estado, tem-se:

$$p_A = n_A \frac{RT}{V}; p_B = n_B \frac{RT}{V}; p_C = n_C \frac{RT}{V}$$

p/ mistura :

$$p_A + p_B + p_C = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + n_C \frac{RT}{V} \Rightarrow p_A + p_B + p_C = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V}$$

como $n_A + n_B + n_C = n_i$ e $p_A + p_B + p_C = P$

A pressão parcial de um componente numa mistura pode ser obtida através do produto da fração em mols do componentes pela pressão total da mistura ou pela equação de estado.

$$p_i = X_i P \dots \text{ou} \dots p_i = n_i \frac{RT}{V}$$

onde $X_i = \frac{n_i}{n}$ é a fração molar dos componentes e n_i é a quantidade de matéria dos componentes.

IV.d.2 – Lei de Amagat ou volumes parciais

Numa mistura gasosa, chama-se volume parcial de um gás, o volume ocupado que ele irá ocupar, estando e sendo submetido à pressão total e à temperatura da amostra.

O volume total de uma mistura gasosa é a soma dos volumes parciais de todos os gases componentes da mistura

$$v_A = n_A \frac{RT}{P}; v_B = n_B \frac{RT}{P}; v_C = n_C \frac{RT}{P}$$

p/ mistura :

$$v_A + v_B + v_C = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + n_C \frac{RT}{V} \Rightarrow v_A + v_B + v_C = (n_A + n_B + n_C) \frac{RT}{V}$$

como $n_A + n_B + n_C = n_i$ e $v_A + v_B + v_C = V$,

O volume parcial de um componente numa mistura gasosa pode ser obtido pelo produto da fração em mols dos componentes pelo volume total da mistura ou pela equação de estado.

$$v_i = X_i V \dots \text{ou} \dots v_i = n_i \frac{RT}{P}$$

Massa molar media de misturas gasosas

$$\bar{M} = X_A \cdot MM_A + X_B \cdot MM_B + X_C \cdot MM_C [g/mol]$$

onde $X_C = \frac{\%P}{100} = \frac{\%V}{100} = \frac{\%n}{100}$

Densidade de gases e misturas gasosas

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{m}{MM} \text{ e } d = \frac{m}{V}$$

$$n = \frac{m}{MM} \Rightarrow n = \frac{d \cdot V}{MM} \Rightarrow P \cancel{V} = \frac{d \cancel{V}}{MM} \cdot RT$$

$$d = \frac{P \cdot m}{RT} \quad (\text{p/1 gás}) \quad \text{e} \quad d = \frac{P \cdot \bar{m}}{RT} \quad (\text{p/ 1 mistura})$$

Resolver os exercícios do livro tassinari nas pgs 59 e 60.