

AULA 1 – CONCEITOS GERAIS/ VARIÁVEIS DE ESTADO E TRANSFORMAÇÕES GASOSAS

Conceitos Gerais

Os gases são definidos como substâncias que possuem grande capacidade de expansão e compressão, estão em constante movimento e não possuem forma nem volume fixos. É importante lembrar que o volume de um gás é condicionado pelo volume do recipiente que o contém.

No estudo físico dos gases, vamos considerá-los como sendo gases ideais, ou seja, formados por partículas de tamanhos desprezíveis com interações (entre partículas) também desprezíveis e com choques contra as paredes do recipiente 100% elásticos.

Variáveis do Estado Gasoso

O comportamento do estado gasoso é descrito por três variáveis: a pressão (P), a Temperatura (T) e o volume (V).

Pressão

A pressão é definida como sendo a força aplicada sobre unidade de área.

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

Para o sistema internacional (SI), a unidade de pressão é o Pascal (Pa), que equivale a Newton (N) por metro quadrado de área.

Utilizamos muito no estudo dos gases as pressões em milímetro de mercúrio (mmHg) e a atmosfera (atm).

Atenção

$$1 \text{ atm} \xrightarrow{\text{equivale}} 760 \text{ mmHg}$$

Temperatura

A temperatura está relacionada diretamente com o grau de agitação das partículas. Quanto maior a temperatura, maior será o grau de agitação das mesmas (maior a velocidade média).

Obrigatoriamente devemos utilizar a temperatura na escala absoluta Kelvin (K).

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273$$

Volume

O volume é uma grandeza tridimensional e é calculada de acordo com o recipiente.

Várias unidades de volume são utilizadas, dentre elas podemos citar o mililitro (mL), o litro (L), o metro cúbico (m³), entre outras.

É importante você saber as relações existentes entre as unidades de volume.

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 \xrightarrow{\text{equivale}} 1000 \text{ mL ou } 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 \xrightarrow{\text{equivale}} 1000 \text{ L}$$

Transformações Gasosas

Nas transformações gasosas, uma variável é mantida constante enquanto outras duas sofrem variações. Estudaremos as transformações a temperatura constante (isotérmica), a pressão constante (isobárica) e a volume constante (isovolumétrica, isométrica ou isocórica).

Transformação Isotérmica

Mantendo-se a temperatura constante e variando o volume em relação a pressão, nota-se que pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais. Matematicamente, temos:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{Lei de Boyle}$$

Transformação Isobárica

Na transformação isobárica, a pressão é mantida constante enquanto o volume e a temperatura variam. Nota-se neste caso que o aumento da temperatura causa um aumento do volume, ou seja, essas duas grandezas são diretamente proporcionais.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{Lei de Charles}$$

Transformação Isovolumétrica, Isométrica ou Isocórica

Neste caso o volume é mantido constante, variando-se a pressão e a temperatura. O aumento da temperatura leva ao aumento da pressão (grandezas diretamente proporcionais).

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Lei de Gay-Lussac}$$

Equação Geral dos Gases

Somando as três equações das transformações gasosas, chegamos a equação geral dos gases:

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

AULA 2 – EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

Nota-se que a razão da pressão pelo volume pela temperatura é proporcional ao número de mol de um gás:

$$\frac{P \cdot V}{T} \propto n \text{ (número de mol)}$$

$\propto \Rightarrow$ Indica "proporcional a"

A transformação desta proporcionalidade para uma igualdade é feita colocando uma constante, hoje conhecida como constante universal dos gases (R):

$$\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R \quad \text{ou} \quad PV = nRT$$

Atenção ao valor da constante (R):

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

AULA 3 – COMPARAÇÕES GASOSAS

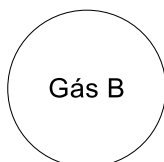
Podemos fazer comparações entre dois gases em recipientes distintos utilizando a equação de Clapeyron. Para isto, basta fazer a relação (divisão) da equação de Clapeyron de um por outro.

Observe o exemplo abaixo. Nesta situação, podemos calcular a pressão do gás A pelos valores de volume, pressão e número de mol do gás B, sendo que os dois gases se encontram na mesma condição de temperatura.

Mesma Temperatura



$V = 2,0 \text{ L}$
 $n = 6 \text{ mol}$
 $P = ?$



$V = 2,0 \text{ L}$
 $n = 3 \text{ mol}$
 $P = 4 \text{ atm}$

$$\frac{P_A V_A = n_A RT}{P_B V_B = n_B RT} \Rightarrow \frac{P_A \cancel{2} = 6 \cancel{RT}}{4 \cdot \cancel{2} = 3 \cancel{RT}} \Rightarrow P_A = 8 \text{ atm}$$

Hipótese de Avogadro

A hipótese de Avogadro diz que:

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de Pressão e Temperatura, contém igual número de mol de gases

$$\left. \begin{array}{l} P_A = P_B \\ V_A = V_B \\ T_A = T_B \end{array} \right\} \frac{P_A V_A = n_A RT}{P_B V_B = n_B RT} \Rightarrow n_A = n_B$$

AULA 4 – DENSIDADE DE GASES

A densidade é a relação entre a massa de uma dada substância pelo volume ocupado.

Utilizando a equação de Clapeyron chegamos facilmente na equação da densidade de gases.

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT$$

$$\text{densidade} \quad PM = \left(\frac{m}{V} \right) RT \Rightarrow PM = dRT$$

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

AULA 5 – DIFUSÃO E EFUSÃO

Efusão é capacidade de um gás passar através de um orifício.

Difusão é capacidade de espalhamento de um gás.

A velocidade de efusão e difusão é explicada pela lei de Graham: a velocidade de efusão/ difusão é inversamente proporcional à raiz quadrada da densidade de um gás.

Vale notar que a densidade de um gás é diretamente proporcional a sua massa molecular, ou seja, quanto mais “leve” é um gás, maior serão suas velocidades de difusão e efusão.

$$\frac{\text{velocidade (A)}}{\text{velocidade (B)}} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}}$$

lei de Graham

AULA 6 – MISTURAS GASOSAS

Numa mistura de gases ideais que não reagem entre si, a mistura se comporta como se fosse um gás único e obedece as leis dos gases estudadas.

Número de mols de uma mistura gasosa

Numa mistura gasosa, o número de mols da mistura é igual ao somatório do número de mol de cada um dos componentes desta mistura.

$$n_{\text{total}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

Pressão de uma mistura gasosa

A pressão da mistura gasosa, ou seja, a pressão total é a somatória das pressões individuais de cada um dos gases presentes.

$$p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Pressão Parcial de um gás

A pressão parcial de um gás é a pressão que esse gás exerceria se estivesse sozinho, nas mesmas condições de volume e temperatura que se encontra a mistura.

A pressão parcial de um gás pode ser calculada levando-se em consideração a fração molar deste gás.

$$p_{\text{parcial}} = \frac{n_{\text{gás}}}{n_{\text{total}}} \cdot p_{\text{total}} \quad \text{ou} \quad p_{\text{parcial}} = \chi \cdot p_{\text{total}}$$

Volume Parcial de um gás

O volume parcial de um gás é o volume que ele ocuparia se estivesse sozinho nas mesmas condições de pressão total e temperatura da mistura.

$$V_{\text{parcial}} = \frac{n_{\text{gás}}}{n_{\text{total}}} \cdot V_{\text{total}} \quad \text{ou} \quad V_{\text{parcial}} = \chi \cdot V_{\text{total}}$$