Estados da Matéria

Conteúdo

- Introdução 1
- Estado Gasoso 1
- Bibliografia 2

Introdução

Fase é um estado da matéria no qual são uniformes as composições químicas e físicas ao longo de toda sua extensão.

Existem três principais estados, que são, a saber: Sólido, líquido e o gasoso. Abordaremos abaixo cada estado detalhadamente.

Estado Gasoso

É o mais simples dos três estados. Não apresenta forma nem volume definidos, ou seja, pode se expandir/contrair a fim de ocupar todo o volume do recipiente disponível.

Pode ser interpretado microscopicamente como milhares de partículas puntiformes, cujo volume é desprezível em comparação ao do recipiente, com movimentos aleatórios, deslocando-se sempre em linha reta e que não interagem entre si, a não ser nos infinitesimais intervalos de tempo de uma colisão (modelo do gás ideal).

Estudados inicialmente por Boyle, que constatou a constância do produto PV à temperatura constante, foram depois estudados por Charles e Gay-Lussac, que constataram a constância da razão $\frac{V}{T}$ e $\frac{P}{T}$ à pressão e à volume constante, respectivamente.

Todos os gases idéias apresentam comportamentos semelhantes, que podem ser descritos pela equação geral dos gases: PV = nRT (P = pressão ; V = volume ; n = número de moles; R = constante dos gases idéias ; T = temperatura absoluta).

Dalton e Avogrado também fizeram estudos importantes com os gases. O primeiro constatou que a pressão total de uma mistura gasosa é dada pela soma das pressões parciais dos gases que a compõe (a pressão que cada gás exerceria se estivesse 'sozinho' no

recipiente); O segundo constatou que nas mesmas condições de temperatura e pressão um mesmo volume encerra quantidades iguais de moléculas gasosas.

Thomas Graham constatou que as velocidades de difusão (tendência se espalhar por um recipiente) e efusão (tendência a atravessar um furo/buraco) são proporcionais ao inverso da raiz quadrada da massa molar (para dois gases, temos que: $\frac{Va}{Vb} = \sqrt{\frac{Mb}{Ma}}$).

Graham constatou também que a velocidade de efusão de um gás era proporcional à velocidade media do gás, e que esta era proporcional a raiz quadrada da temperatura.

Embora muito precisa para os gases ideais, a equação geral dos gases (PV = nRT) não se aplica aos gases reais, a não ser quando submetidos a elevadas temperaturas e pressões reduzidas, uma vez que não mais podemos desprezar o volume das moléculas nem as interações intermoleculares.

A equação que descreve com boa aproximação o comportamento de um gás real é a equação de Van der Waals: $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \times (V - bn) = nRT$ na qual os parâmetros a e b são constantes para um determinado gás – a constante 'a' ajusta as forças de atração e a constante 'b' ajusta as forças de repulsão (pode-se também encará-la como o volume ocupado por uma molécula do gás).

Define-se o fator Z como Z = $\frac{Vreal}{Videal}$. Para gases ideais, tem-se Z = 1. Observa-se que para um dado aumento de pressão os gases tendem a ter Z ≠ 1. Se houver predominância de forças atrativas teremos Z < 1, caso contrário, teremos Z > 1 (Observação: O hidrogênio SEMPRE apresenta Z > 1).

Bibliografia

- ✓ Atkins, P., & Jones, L. (2007). *Princípios de Química.* Pearson.
- ✓ Russel, J. B. (1982). *Química Geral.* McGraw-Hill.

Em breve atualizarei falando sobre líquidos e sólidos.