

Conceitos primordiais da Termodinâmica

Miguel Almeida



1 Propriedades de Estado

Propriedade de estado é aquela que sua variação não depende do "caminho" mas sim dos estados final e inicial. Pode ser equacionada como:

$$\Delta X = X_{final} - X_{inicial}$$

Sendo X a propriedade de estado em questão.

As propriedades de estado mais trabalhadas no curso de Termodinâmica Química são:

A – Energia Livre de Helmholtz

G – Energia Livre de Gibbs

H – Entalpia

P – Pressão

S – Entropia

T – Temperatura

U – Energia Interna

V – Volume

Note que ao decorrer do curso ao lado de uma letra podem vir subscritos e sobrescritos. Estes são utilizados para descrever alguma condição sobre o sistema, de forma que isso afete esta propriedade de alguma forma diferenciando esta se estiver com ou sem esses adereços. Veja alguns exemplos:

X° – Propriedade quando o sistema está sob condições padrão (condições padrão de temperatura e pressão).

X_v – Propriedade quando o sistema está sob condição de volume constante.

X_p – Propriedade quando o sistema está sob condição de pressão constante.

2 Temperatura

Temperatura é a grandeza que mede o grau de agitação das partículas. Quanto maior a temperatura de um corpo maior a energia cinética das partículas, tal como quanto menor for a temperatura de um corpo mais lentas estão as partículas do mesmo.

Mas como se mede temperatura?

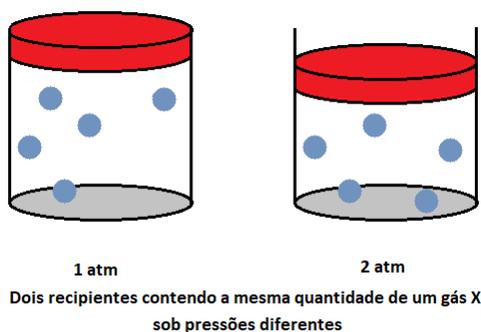
A temperatura é medida em escalas arbitrárias que são definidas a partir de um número para um certo evento que ocorre naquele ponto. Por exemplo na escala Celsius por definição 0°C é a temperatura de fusão da água e 100°C é a temperatura de ebulição da mesma. Há muitas escalas de temperatura, mas isso é um assunto tratado no curso de Termologia na parte de escalas termométricas.

No quesito de escalas termométricas a que nos servirá de extrema serventia será a escala Kelvin que é definida com os mesmos intervalos de temperatura da escala Celsius, entretanto, a temperatura de 0 K representa o zero absoluto, temperatura teórica na qual se cessa o movimento de toda e qualquer partícula.

A relação direta da energia interna com temperatura será um dos pontos mais importantes ao decorrer do curso.

3 Pressão e Volume

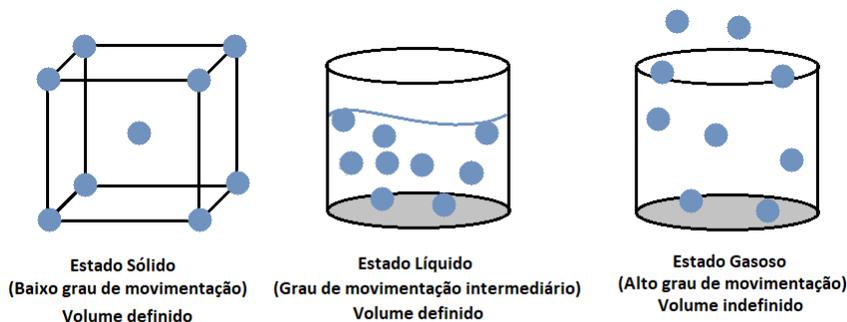
Pressão é a força aplicada sobre uma determinada área. Será de nosso interesse relacionar a pressão e volume em gases mais à frente. Por isso tomaremos por pressão nos sistemas tratados a frente como a razão entre a força aplicada em toda a superfície de um recipiente e área da superfície do recipiente onde um gás está contido. Em sistemas com presença de um embolo móvel o volume do gás pode ser alterado quando se tem alguma variação na pressão. Quando uma pressão é aplicada sobre o gás o mesmo é comprimido e quando o gás exerce uma pressão sobre a vizinhança o seu volume aumenta, algo que não acontece com líquidos e sólidos devido a uma característica presente nestes, chamada de incompressibilidade.



Podemos dizer que em um gás a pressão e o volume são inversamente proporcionais e estão intrinsecamente conectados a capacidade dos gases de realizar trabalho e receber trabalho.

4 Propriedades dos gases ideais

Os estados de agregação de moléculas mais comuns são o sólido, o líquido e o gasoso. As principais diferenças entre esses estados é o grau de liberdade das partículas e as interações partícula-partícula.



Diferente dos outros dois estados em um gás, as forças intermoleculares (forças que unem moléculas nos estados sólido e líquido) tem magnitude muito mais reduzida e podemos desprezar estas ao admitirmos que se trata de um gás ideal.

Tem se a equação do gás ideal,

$$PV = nRT$$

Sendo P a pressão a qual o gás está submetido, V o volume do recipiente no qual o gás está contido, n a quantidade de matéria do gás (em mols), T a temperatura do gás e R a constante dos gases que varia dependendo das unidades de pressão e volume utilizadas. R pode apresentar muitos valores, mas os mais comuns são:

$$R = 8,31 \frac{J}{molK} \quad R = 8,31 \frac{J}{molK}$$

$$R = 0,082 \frac{atmL}{molK} \quad R = 62,36 \frac{torr}{molK}$$

5 Transformações gasosas

5.1 ISOTÉRMICA

Para um gás em condição isotérmica (processo em que a temperatura é constante) temos que:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

5.2 ISOCÓRICA OU ISOVOLUMÉTRICA

Para um gás em condição isocórica (processo em que o volume é constante) temos que:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

5.3 ISOBÁRICA

Para um gás em condição isobárica (processo em que a pressão é constante) temos que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

5.4 ADIABÁTICA

Para um gás em condição adiabática (processo no qual não há entrada nem saída de calor) temos que:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

Sendo γ o coeficiente de Poisson. Este é expresso da seguinte forma:

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v}$$

Onde c_p é o calor específico a pressão constante e c_v é o calor específico a volume constante. Retomaremos estas definições com mais detalhes nas particularizações da primeira lei da termodinâmica mais à frente.