



ESTUDO DOS GASES

Quando estudamos os princípios físicos por trás de um gás, normalmente nos referimos aos **gases ideais**. Para considerarmos um gás como ideal, tomamos algumas considerações: as partículas que o compõem são pontos materiais (desprezamos suas dimensões). As colisões entre essas partículas são elásticas (não resultando em dissipação energética) e elas não apresentam força elétrica entre si, de forma que não interagem de outra forma a não ser durante as colisões. No geral, muitos gases reais se comportam de forma parecida com a dos gases ideais.



Uma nebulosa é formada por gases.

As principais grandezas físicas que utilizamos no estudo de um gás ideal são: pressão (p), volume (V) e temperatura (T). As condições normais de temperatura e pressão de um gás são as seguintes:

Temperatura = 0°C (273 K)

Pressão = 1 atm (101325 Pa)

Em tais condições, o número de moléculas em um volume de 22,4 L de qualquer gás é de aproximadamente 6×10^{23} . Esse número é conhecido como **número de Avogadro**. O número de Avogadro equivale a um mol. Mas o que o **mol** mede?

Na verdade, o mol não é uma unidade de medida como massa, por exemplo. Mol é uma forma de expressar quantidade de coisas, assim como dezena, dúzia, centena... Cada nomenclatura para quantidade de coisas é apropriada para determinados objetos. O termo dúzia é apropriada para quantificar ovos e pães, por exemplo. Já o mol é apropriado para quantificar coisas muito pequenas e que se encontram em grandes quantidades. Por esta razão, em física e química, utilizamos o termo mol para quantidade de átomos, de moléculas e de partículas no geral.

TEORIA CINÉTICA DOS GASES

Ao caracterizar um gás ideal, citamos as partículas que o compõem. Essas partículas são extremamente pequenas, mas contêm alguma massa e estão em constante movimento. O espaço livre entre elas é bem maior, em média, do que elas próprias. Ou seja, em um gás, a maior parte do espaço é vazia.

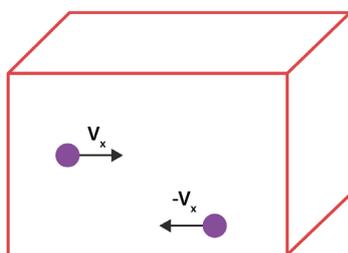
Em seu movimento contínuo, essas partículas se chocam entre si e com as paredes do recipiente onde o gás está contido. A **pressão** é causada por isso: o choque contínuo das partículas do gás contra a parede do recipiente.



O **volume** de um gás coincide com o volume do recipiente onde ele está confinado. Isso acontece porque os gases se expandem até ocupar todo o volume que lhes é disponível. Vamos considerar, inicialmente, que as paredes do recipiente não sofrem os efeitos das colisões das partículas contra elas - as paredes são rígidas e imóveis.

Já a **temperatura** de um gás está relacionada à energia cinética média das partículas que o compõe. Quanto maior for essa energia cinética média (ou seja, quanto maior for a velocidade dessas partículas), maior será a temperatura do gás. É importante deixar claro que as partículas executam um movimento caótico, desordenado, colidindo constantemente com o recipiente e umas com as outras. Dessa forma, suas velocidades estão variando o tempo todo!

Veja uma representação de um recipiente contendo um gás:



Modelo simplificado de moléculas de gás em movimento, se chocando contra as paredes do recipiente.

Obviamente essa representação está muito distante da realidade (e até mesmo de um modelo de gás ideal). Um gás possui um número muuuuito maior do que duas partículas e elas são extremamente pequenas - o tamanho individual delas é desprezível, se comparado com as dimensões do recipiente. Essas partículas se movimentam constantemente, em todas as direções, com trajetórias retilíneas.

A pressão **p** de um gás sobre as paredes do recipiente pode ser calculada da seguinte forma:

$$p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} (mv^2)$$

Em que **n** é o número de partículas, **V** é o volume do gás, **m** é a massa de cada partícula (consideramos que todas as partículas têm a mesma massa) e **v** é um valor médio das velocidades das partículas.

Essa equação nos permite perceber algumas coisas muito importantes:

- ▶ Quanto maior for o número de partículas, maior será a pressão. Isso faz sentido, já que quanto mais partículas estiverem no sistema, maior será o número de colisões com o recipiente.
- ▶ Quanto maior for o volume, menor será a pressão. Esse fato pode não ser tão óbvio, mas pense o seguinte: quanto maior for o volume, maior será o espaço que as partículas terão que percorrer para colidir com as paredes. Portanto, em um



recipiente maior, haverá um menor número de colisões em comparação com um recipiente menor.

- ▶ Quanto maiores as massas (e também as velocidades) das partículas, maior será a pressão exercida sobre as paredes.

Todas essas considerações nos mostram que pressão, volume e temperatura são essenciais para o nosso estudo dos gases. Existem algumas leis especiais que nos permitem relacionar essas grandezas e analisar melhor como elas se comportam umas em relação às outras.

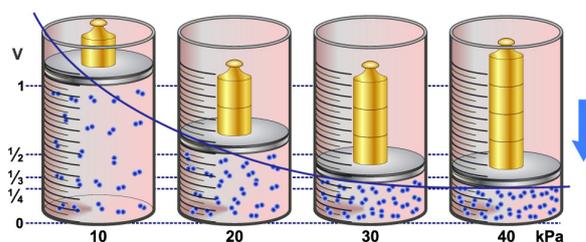
LEI DE BOYLE

Mesmo quando a temperatura de um gás não varia, seu volume e sua pressão podem variar. Como?

Imagine que um gás está confinado em um recipiente, e dessa vez, podemos variar o tamanho do recipiente (ou seja, variar o volume do gás). Um exemplo disso seria um recipiente com um êmbolo (ou pistão) - um dispositivo que se move no interior do recipiente de maneira a vedá-lo durante o movimento, evitando que o gás escape. Se esse êmbolo for empurrado, cada vez mais o volume diminuirá e a pressão aumentará. Em um processo contrário, se o volume do gás for expandido, a pressão diminuirá.

Logo, **a pressão é inversamente proporcional ao volume** - quando um aumenta, o outro diminui. Esse processo é chamado de isotérmico, pois a temperatura se mantém constante.

A figura ao lado ilustra o processo de comprimir um gás ao adicionar blocos sobre o êmbolo. Quando são adicionados mais blocos, o volume do gás diminui (ou seja, trabalho é realizado sobre o gás) e a pressão aumenta, enquanto a temperatura se mantém constante. Quando alguns blocos são retirados, o gás sofre expansão aumentando o seu volume (ou seja, o gás realiza trabalho), e o êmbolo sobe.



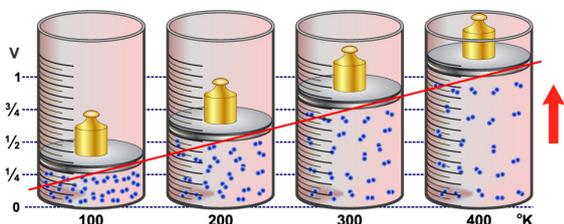
Esse processo pode ser visualizado no gráfico com uma curva (chamada isoterma). Em geral, existe uma dessas curvas para cada temperatura diferente. Como na lei de Boyle a temperatura não muda, o gráfico possui apenas uma isoterma e cada ponto sobre essa curva apresenta um par de valores de volume e pressão que correspondem a essa temperatura.

A lei de Boyle nos diz que, quando um gás se encontra a um certo estado de dada pressão e volume, ao sofrer um processo isotérmico, o produto entre pressão e volume do segundo estado é igual ao produto entre pressão e volume do primeiro estado:

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

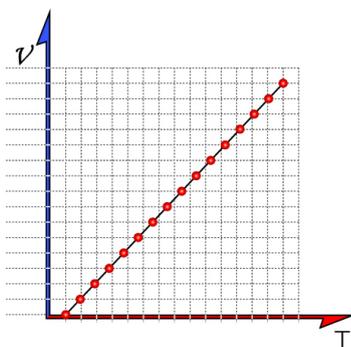
LEI DE CHARLES

Essa lei relaciona o volume e a temperatura de um gás, quando a pressão permanece constante.



Quando a temperatura do gás aumenta, seu volume também aumenta. Isso ocorre porque, ao aumentar a temperatura, as moléculas do gás se agitam com mais frequência e se afastam umas das outras, provocando a expansão do gás. O processo à pressão constante chama-se processo isobárico (iso “igual” e baros “pressão”).

A expansão do gás proporcionada pelo aumento da temperatura ocorre de maneira que o volume aumenta na mesma proporção que a temperatura, conforme mostrado no gráfico abaixo:



A equação que representa essa lei é:

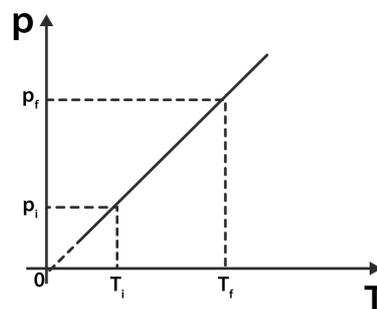
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Em que os índices 1 e 2 indicam, respectivamente, um estado inicial e um estado final de um gás.

LEI DE GAY-LUSSAC

Quando o volume de um gás permanece constante, sua pressão e sua temperatura variam. Quando a temperatura aumenta, a pressão também aumenta, pois a maior agitação das moléculas fará com que elas colidam mais umas com as outras e com as paredes do recipiente onde estão contidas. Essas colisões ocasionam a pressão exercida pelo gás.

Esse processo é chamado de isovolumétrico, em que o volume é constante. O gráfico é representado por reta, indicando que quando a temperatura aumenta, a pressão também aumenta.



A equação que representa a lei de Gay-Lussac é:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



LEI DOS GASES IDEAIS

A lei geral dos gases ideais é a equação de Clausius-Clapeyron. Ela representa muito bem a relação entre todas as grandezas que estudamos até agora e é dada da seguinte forma:

$$pV = nRT$$

Essa equação nos permite analisar, ao mesmo tempo, a pressão (**p**), o volume (**V**) e a temperatura (**T**) de um gás ideal.

O termo **n** se refere ao número de mols de partículas e pode ser calculado como **n = m/M**, sendo **m** a massa do gás e **M** a massa molar do gás (lembra das aulas de química?).

O termo **R** é uma constante, chamada de constante dos gases ideais. No Sistema Internacional, **R** vale 8,31 J/mol.K.

A temperatura de ebulição da água depende da pressão em sua superfície. Em um recipiente aberto, a pressão na superfície é a pressão atmosférica e a temperatura de ebulição vale 100 °C (ao nível do mar).



Como a panela de pressão é hermeticamente fechada, a pressão interna não é necessariamente igual à pressão atmosférica. Assim, a temperatura de ebulição na panela pode ser diferente de 100 °C.

Quando se leva a panela de pressão ao fogo, ao atingir 100 °C, a água entraria em ebulição, se estivesse num recipiente aberto. No entanto, a intensa vaporização da água faz aumentar a pressão de vapor, pois não há saída para a água gasosa - a tampa com borda emborrachada é vedada. Com o aumento da pressão de vapor, a temperatura de ebulição da água sobe - a pressão interna torna-se maior que a pressão atmosférica. Por isso, a ebulição não ocorre. Ao invés disso, a temperatura aumenta.

Quando a pressão de vapor atinge um determinado valor (por exemplo, 2 atm), a força aplicada pelo vapor eleva um pino metálico, abrindo uma válvula. A água em estado gasoso começa a escapar e estabiliza-se a pressão interna. Somente nesse momento é que a ebulição começa, estabilizando também a temperatura.

Evidentemente, o alimento cozinha mais depressa numa panela de pressão do que numa panela aberta, na qual o ponto de ebulição é 100 °C, pois a temperatura interna fica acima deste valor.

Um fato interessante: o ponto de ebulição da água é 100 °C apenas em um local ao nível do mar. Quanto maior a altitude do local, menor é a temperatura de ebulição da água. Por isso, é difícil cozinhar no monte Everest: porque lá a temperatura da água, em uma panela aberta, não ultrapassa 72 °C. Sem uma panela de pressão, dependendo do alimento a ser cozinhado, o almoço pode sair na hora do jantar ou, talvez, nunca sair.