

## GÁS E VAPOR

**Gás** é a substância na fase gasosa a uma temperatura superior à temperatura crítica. Mantida constante a temperatura, o gás não pode ser condensado por aumento de pressão.

**Exemplo:** o gás no botijão (gás GLP = gás liquefeito de petróleo) está no estado líquido em virtude da enorme pressão dentro do recipiente no qual está contido.

Um **vapor** é uma substância na fase de gás a uma temperatura inferior à sua temperatura crítica. Isto significa que o vapor pode ser condensado para um líquido ou para um sólido pelo aumento de sua pressão, sem ser necessário reduzir a temperatura.

A água tem uma temperatura crítica de 374°C (ou 647 K), que é a temperatura mais alta em que pode existir água no estado líquido. Na atmosfera, em temperaturas normais, entretanto, a água em estado gasoso é conhecida como vapor de água e irá condensar para a fase líquida se sua pressão parcial for suficientemente aumentada.



O vapor da água é responsável pela umidade.

**Exemplo:** quando se coloca água para ferver, obtemos H<sub>2</sub>O no estado de vapor, corresponde àquela fumaçinha que sai do bico da chaleira. Se quisermos transformar esse vapor em líquido novamente, teremos a condensação. (transformação em líquido; ou cristalizado, transformado em sólido, por aumento de pressão, mantida constante a temperatura).

### MODELO DE GÁS IDEAL

Como toda teoria física, o **gás ideal** também respeita algumas leis observadas e equacionadas de maneira compacta, mas antes é importante conhecer as grandezas físicas necessárias para o estudo dos gases. Tais grandezas são: **Volume; Pressão e Temperatura.**

### As leis dos gases ideais

# 1 – Lei de Boyle:

A lei de Boyle basicamente descreve o comportamento de um **gás ideal** apenas quando sua **temperatura** é mantida constante (muitas vezes quando a temperatura se mantém constante a transformação é chamada de **isotérmica**).

Para entender o processo dessa lei imagine um gás contido em um recipiente fechado.



Agora imagine que você pressione a tampa desse recipiente.



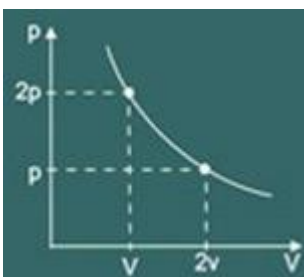
Você então perceberá que quanto mais você aumenta a **pressão** no gás, o seu **volume** também diminuirá. Logo perceberá que as grandezas **volume** e **pressão** são diretamente proporcionais.

Então a lei de Boyle diz matematicamente que:

$$P \cdot V = K$$

Onde  $k$  é uma constante que depende da **massa**, **temperatura** e da natureza desse gás.

O gráfico da transformação **isotérmica** obtida é então:



## 2 – Lei de Gay Lussac:

A lei de Gay Lussac basicamente descreve o comportamento de um **gás ideal** apenas quando sua **pressão** é mantida constante (muitas vezes quando a pressão se mantém constante a transformação é chamada de **isobárica**).

Para entender o processo dessa lei imagine novamente um gás contido em um recipiente fechado.



Agora imagine que você esquente o recipiente.



Você então perceberá que quanto mais você o esquenta, a tampa do recipiente irá subir logo a **pressão** no gás irá diminuir então seu **volume** irá aumentar. Logo se percebe que as grandezas **volume** e **temperatura** são diretamente proporcionais.



Então a lei de Gay Lussac diz matematicamente que:  $\frac{V}{T} = K$



### 3 – Lei de Charles:

A lei de Charles basicamente descreve o comportamento de um **gás ideal** apenas quando seu **volume** é mantido constante (muitas vezes quando o volume se mantém constante a transformação é chamada de **isocórica** ou **isovolumétrica**).

Para entender o processo dessa lei imagine novamente um gás contido em um recipiente fechado.



Observe que agora você deve manter a tampa do recipiente travada, pois o **volume** do gás deve sempre permanecer constante.



Agora imagine que você esquente o recipiente. Você então perceberá que o gás tenderá a aumentar seu **volume** e como resultado perceberá que a **pressão** do gás nas paredes do recipiente irá aumentar consequentemente você percebe que a **temperatura** do sistema irá também aumentar. Como conclusão as grandezas **temperatura** e **pressão** são diretamente proporcionais.



Então a lei de Charles diz matematicamente que:

$$p = k \cdot T$$

O gráfico da transformação **isovolumétrica** obtida é então:



Conhecida essas três leis o cientista chamado Clapeyron conseguiu sintetizar todas elas em apenas uma equação. A denominada equação de Clapeyron que diz:

$$pV = nRT$$

Onde: n = número de moléculas presente no gás

R = constante universal dos gases perfeitos

V = volume do gás

P = pressão do gás

Obs:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$

Com as três leis e a equação de Clapeyron, pode-se chegar na equação geral dos gases perfeitos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$$

Essa equação quer dizer que as relações dos estados 1,2,3 (sólido, líquido e gasoso.) serão sempre iguais.

EXEMPLOS:1) Uma certa massa de gás ideal ocupa um volume de 2,0 m<sup>3</sup> sob pressão de 2,0 x 10<sup>5</sup> Pa , a 15°C. Aumenta – se a temperatura para 35°C e diminui-se o volume para 1,0m<sup>3</sup>. Calcule a nova pressão.

2) Um gás ocupa um volume de  $200\text{cm}^3$  quando está a uma temperatura de  $23^\circ\text{C}$ . Mantendo –se a pressão constante , a que temperatura esse gás ocupará um volume de  $300\text{cm}^3$ .

3) A temperatura de  $20^\circ\text{C}$  , um pneu foi calibrado com pressão de 20 libras- força / polegada, devido ao rolamento no asfalto , o pneu se aqueceu até  $50^\circ\text{C}$  . Qual a nova Pressão? O volume do pneu ´e constante.

## Quantidade de Matéria

Considere uma substância de massa **M** , medida em unidades de massa atômica. Se tomarmos uma porção de massa **m** Gramas a **quantidade de matéria n** contida nessa porção será dada por:

$$n = \frac{m}{M}$$

**No SI n = mol**

**Obs:** Para qualquer substância, o número de moléculas existentes em um mol é  $N = 6,02 \times 10^{23}$ , conhecido como **número de Avogadro**.