

Discente: \_\_\_\_\_

## 1- O QUE É UM GÁS?

Estado da matéria que tem a característica de se **expandir** espontaneamente, ocupando a totalidade do recipiente que a contém.

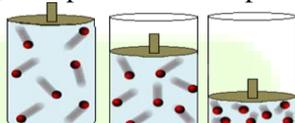


### 1.1 CARACTERÍSTICAS GERAIS DOS GASES

**1- Volume variável:** adquire a forma do recipiente que o contém.



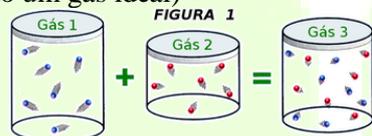
**2-Grande compressibilidade:** As partículas constituintes dos gases estão muito afastadas umas das outras, por isso, elas podem ser comprimidas;



**3-Capacidade de expansão:** As partículas constituintes dos gases estão em constante movimento, por isso, podem se expandir;



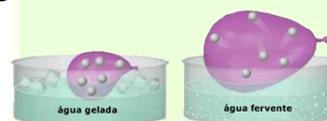
**4-São miscíveis entre si em qualquer proporção:** pode se misturar facilmente com outros gases (isso é considerando um gás ideal)



**5-Baixa densidade:** A densidade é dada pela razão entre a massa de um material e o volume por ele ocupado ( $d = m/V$ ). As partículas ficam muito afastadas, assim há uma massa pequena, praticamente desprezível, em um grande volume. Por isso, a sua densidade relativa é muito pequena;

**6- Temperatura:** Está relacionada com a energia cinética média das partículas. Quanto maior a

temperatura, maior a energia cinética e maior a expansão do gás, e vice-versa;



### 1.2 VARIÁVEIS DE ESTADO

A expressão **estado de um gás** designa a situação em que esse gás se encontra, ou seja, **como ele "está"**. Especificar o **estado de um gás** significa dizer qual é o valor de sua **pressão (P)**, de sua **temperatura (T)** e de seu **volume (V)**.

- **Pressão (P):** resultado da divisão da força que atua em uma superfície pela área dessa superfície.

- **Temperatura (T):** medida do nível de energia térmica de um material, ou seja, é a medida do nível ou grau de agitação das partículas. Unidades: °C, K e °F.

**Temperatura em K p/ °C (K - 273)**

**Temperatura em °C p/ K (°C + 273)**

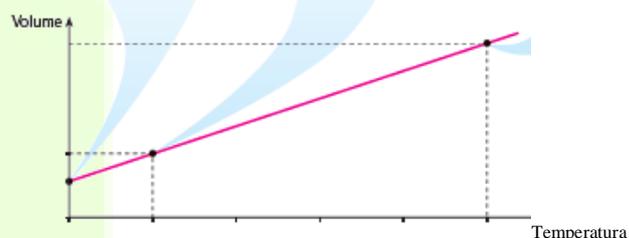
- **Volume (V):** corresponde ao espaço que o gás ocupa e isso depende do recipiente no qual ele está contido, pois por maior que seja o recipiente, o gás ocupará totalmente o volume que lhe for oferecido.

### 1.3 TRANSFORMAÇÕES OU LEIS GASOSAS

Um gás pode passar por **três transformações** distintas: **isobárica**, **isovolumétrica** ou **isotérmica**.

- **ISOBÁRICA:** São aquelas que ocorrem à **pressão constante**. É a 1ª Lei de Charles e Gay-Lussac. A Temperatura é em K ( $^{\circ}\text{C} + 273$ ).

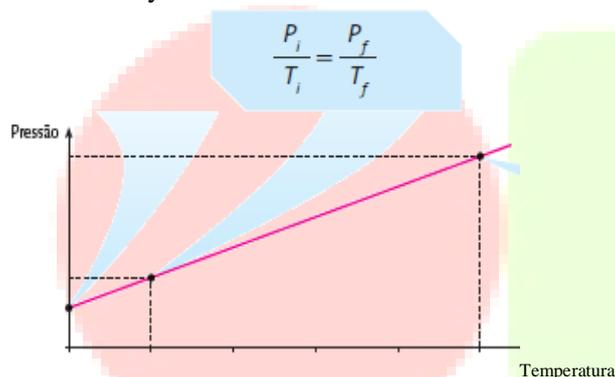
$$\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$



Em um sistema sob pressão constante, verifica-se que o volume ocupado por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

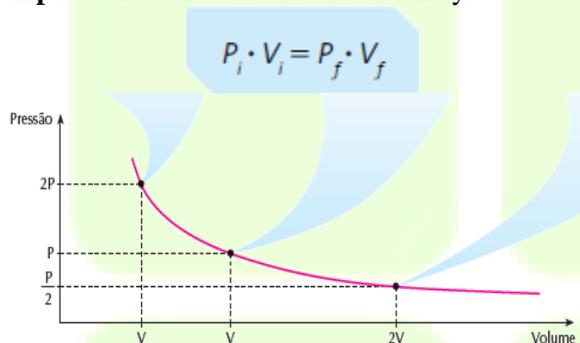


- **ISOVOLUMÉTRICA OU ISOCÓRICA:** São aquelas que ocorrem a volume constante. É a 2ª Lei de Charles e Gay-Lussac.



Em um sistema fechado em que o volume é mantido constante, verifica-se que a pressão exercida por determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura termodinâmica.

- **ISOTÉRMICA:** São aquelas que ocorrem à temperatura constante. É a Lei de Boyle.



Em um sistema fechado em que a temperatura é mantida constante, verifica-se que determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional a sua pressão.

#### 1.4 EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

A Lei de Boyle e as Leis de Charles e Gay-Lussac podem ser reunidas em uma única expressão, conhecida como **equação geral dos gases**:

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

Validade da equação

Essa equação se aplica:

- a substâncias no estado gasoso, cuja quantidade permaneça inalterada;
- com P na mesma unidade em ambos os membros;
- com V na mesma unidade em ambos os membros;
- com T na escala kelvin, obrigatoriamente.

#### 1.5 VOLUME MOLAR DOS GASES

É o volume ocupado por 1 mol de um gás. Nas **CNTP** (T= 0°C e P= 1atm) o volume molar de qualquer gás é de **22,4 L**

#### 1.6 EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES PERFEITOS

- Chamada também de Equação de **Clapeyron**;

- A relação das variáveis dos gases ideais (pressão, temperatura e volume) sempre dá uma constante.

$$\frac{PV}{T} = k$$

Se a quantidade do gás for igual a 1 mol, a constante será representada pela letra R, que é conhecida como a **constante universal dos gases**.

$$\frac{PV}{T} = R$$

O cientista parisiense Benoit Paul Emile Clapeyron (1799-1864) relacionou essa equação com as três variáveis de estado dos gases, para uma quantidade de matéria igual a **n**, ou seja, para um número qualquer de mol, o que de forma completa descreve o comportamento geral dos gases. Desse modo, ele criou a seguinte equação:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{Lei do Gás Ideal*}$$

em que: n = quantidade em mols =  $\frac{\text{massa (m)}}{\text{massa molar (M)}}$

R = constante universal dos gases

Veja alguns exemplos de valores de R acompanhados das unidades:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad R = 8,315 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

#### 1.7 DENSIDADE DOS GASES

**Absoluta:** A densidade absoluta de um gás é o quociente entre a massa e o volume deste gás medidos em certa temperatura e pressão.

$$d = \frac{P \times M}{R \times T}$$

**Nas CNTP:** A densidade de um gás quando ele está dentro das CNTP.

$$d = \frac{M}{22,4}$$

**Relativa:** É obtida quando comparamos as densidades de **dois gases**, isto é, quando **dividimos** as suas **densidades**, nas mesmas condições de temperatura e pressão. Exemplos, dados dois gases A e B, pode-se afirmar que a densidade de A em relação a B é:

$$d_{A, B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Obs.: o ar atmosférico tem **MASSA MOLAR MÉDIA** de 28,96 g/mol.

**Bons estudos!**

