

Semana 32

Estudo dos Gases



Inicialmente, os gases eram liberados por cilindros pressurizados e a disseminação dessas substâncias era feita pelo tempo - vento, chuva, calor. O emprego efetivo dessas armas químicas na guerra foi desenvolvido, posteriormente, com mecanismos mais avançados: aviões borrifavam líquidos sobre grandes áreas, bombas e mísseis liberavam gases no momento da explosão.



Estado de um gás

Os gases conseguem se disseminar muito facilmente devido à algumas propriedades, são elas:

- **compressibilidade** → é a propriedade que indica as variações de volume de um gás quando este é submetido a alterações de pressão;
- **expansibilidade** → é a propriedade que os gases têm de aumentar de volume, ocupando todo o espaço disponível;
- **miscibilidade** → é a propriedade da matéria de formar com outra substância uma mistura homogênea.

Nome	Fórmula	Principal função	Características
Metano	CH ₄	Componente do gás natural	Sem cor e sem cheiro, inflamável
Butano	C ₄ H ₁₀	Componente do gás de cozinha	Sem cor e sem cheiro, inflamável
Amônia	NH ₃	Fertilizante	Sem cor e odor pungente
Gás carbônico	CO ₂	Preparo de bebidas com gás	Sem cor e sem cheiro
Hidrogênio	H ₂	Hidrogenação de gorduras	Sem cor e sem cheiro
Óxido nitroso	N ₂ O	Anestésico	Sem cor e com cheiro doce, gás hilariante
Eteno (etileno)	C ₂ H ₄	Fabricação de polímeros	Sem cor, utilizado para o amadurecimento das frutas
Cloro	Cl ₂	Desinfetante	Com coloração verde-amarelo, cheiro forte e corrosivo
Ácido cianídrico	HCN	Refino de ouro	Altamente tóxico e de odor leve (amêndoas amargas)
Ácido sulfídrico	H ₂ S	Constituinte do biogás	Altamente tóxico e com cheiro de ovo podre

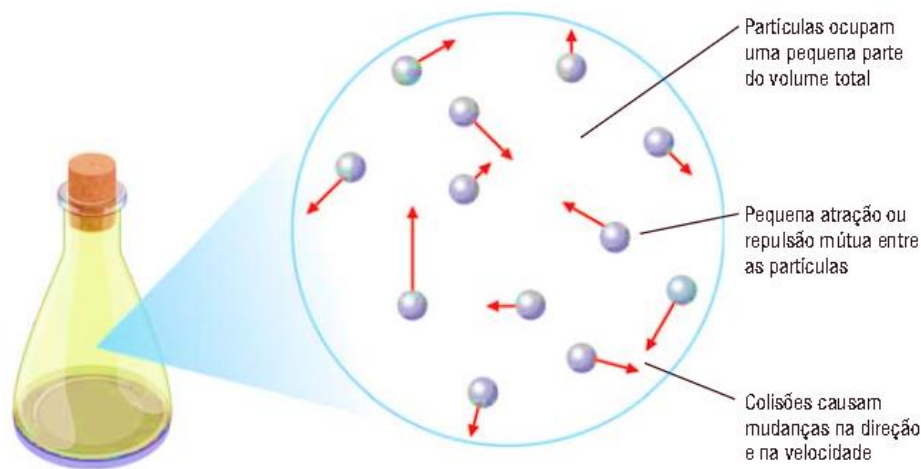
Em condições ambientes, a maioria dos gases é formada por moléculas, exceção para os gases nobres que são formados por átomos isolados.

As substâncias no estado gasoso podem ser designadas com a utilização de dois termos - gás e vapor. De maneira simples, pode-se caracterizar esses estados da seguinte forma:

Gás → para substâncias que, em condições ambientes (25 °C e 1 atm), são gases. Como exemplos, podem ser citados o gás oxigênio ($O_{2(g)}$) e o gás carbônico ($CO_{2(g)}$).

Vapor → para substâncias que, em condições ambientes, estão no estado líquido ou sólido e, por meio de processos como a vaporização, caracterizam o estado de vapor. O vapor de água obtido pela transformação $H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{vaporização}} H_2O_{(v)}$ é um exemplo muito comum.

No estado gasoso, as partículas (moléculas ou átomos) encontram-se muito mais afastadas umas das outras do que nos estados líquido e sólido. Isso ocorre porque a coesão entre as moléculas, nesse estado físico, é muito pequena e praticamente não há interação entre elas. Dessa forma, apresentam um elevado grau de mobilidade.



A movimentação livre de maneira contínua e desordenada, em todas as direções e sentidos, é a explicação científica para o fato de uma mesma massa de substância ocupar um volume muito maior do que nos demais estados físicos da matéria.

○ Teoria Cinética dos Gases Ideais

Como não é possível ver as moléculas no estado gasoso, há um modelo teórico que descreve as características mais importantes e o comportamento de um gás ideal (perfeito).

A teoria cinética dos gases ou teoria dos gases ideais considera que:

- O movimento das partículas (moléculas ou átomos) constituintes de um gás é desordenado e contínuo.*
- As partículas de um gás encontram-se muito afastadas umas das outras, sendo seu tamanho insignificante se comparado à distância entre elas.*
- As forças de atração entre as partículas de um gás são praticamente nulas, em razão do intenso movimento que apresentam e da distância entre elas. As partículas gasosas só exercem forças umas sobre as outras em caso de colisões mútuas e com as paredes do recipiente que as contém.*
- As colisões ocorrem de forma perfeitamente elástica, ou seja, sem ganho nem perda de energia cinética.*
- A velocidade média das partículas de um gás aumenta com a elevação da temperatura.*

Na prática, um gás real (comum) se afasta do comportamento de um gás ideal (perfeito). Uma aproximação só é possível quando um gás real é submetido a altas temperaturas e baixas pressões. Dessa forma, pode-se dizer que um gás será tanto mais perfeito quanto mais rarefeito ele estiver.

➤ *Variáveis de estado*

De acordo com a teoria cinética dos gases ideais, eles não apresentam forma e nem volume próprios. Quando há alteração na pressão e na temperatura ao qual estão submetidas, as partículas gasosas sofrem grandes variações de volume. Portanto, o comportamento ou o estado de um gás pode ser caracterizado pelas variáveis: pressão, volume e temperatura.

Pressão

A pressão de um gás surge das colisões das moléculas gasosas com as paredes internas do recipiente. Essa força exercida por unidade de área, matematicamente, é expressa da seguinte maneira:

$$\text{Pressão (Pa)} = \frac{\text{Força (N)}}{\text{Área (m}^2\text{)}}$$

Unidade: Pascal (Pa) ←

Ao nível do mar, a pressão atmosférica média é de 760 mmHg. Por esse motivo, a atmosfera (atm) é outra unidade para expressar a pressão.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

Portanto, as relações entre as unidades de pressão são:

$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Volume

O volume corresponde ao espaço ocupado pela massa gasosa. Em virtude da compressibilidade e da expansibilidade do estado gasoso, pode-se dizer que, em qualquer situação, o volume do gás é o volume do recipiente que o contém.

As relações entre essas unidades são:

$$\begin{aligned} 1 \text{ dm}^3 &= 1 \text{ L} \\ 1 \text{ cm}^3 &= 1 \text{ mL} \\ 1 \text{ L} &= 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 \\ 1 \text{ m}^3 &= 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L} = 10^6 \text{ mL} = 10^6 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$



Unidade padrão: m^3

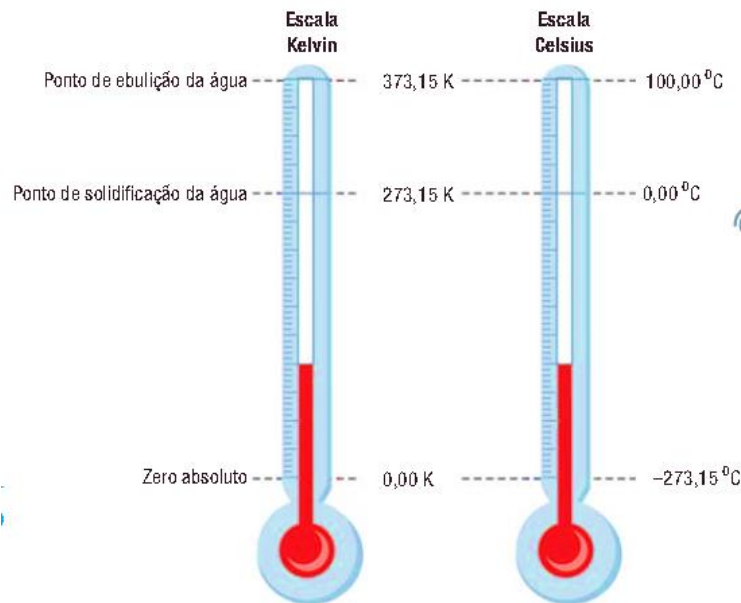
Temperatura

A temperatura de um gás é a medida da sua energia cinética, por isso está relacionada com o grau de agitação das partículas.

A escala adotada como padrão pelo Sistema Internacional de Unidades (SI) é a Kelvin (K).

Porém, a escala termométrica mais comum utilizada é a Celsius (°C).

A relação entre as escalas Kelvin e Celsius pode ser representada da seguinte maneira:



Para converter a escala Celsius para Kelvin, utiliza-se a expressão:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

○ Transformações gasosas

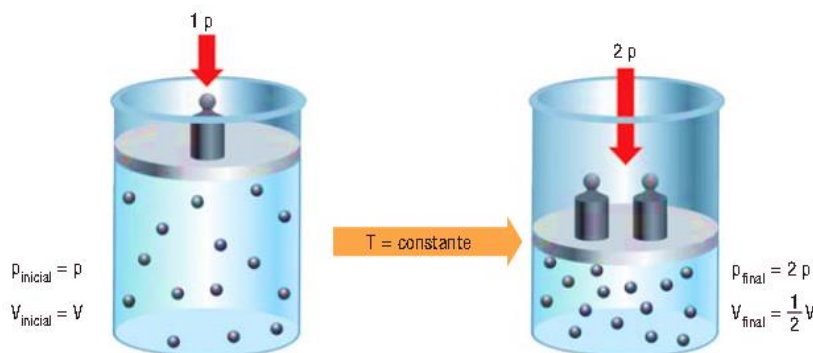
O estado de um gás é definido por três variáveis: pressão, volume e temperatura. Assim, se houver alteração em pelo menos uma dessas grandezas, considera-se que o gás sofreu uma transformação gasosa.

As mudanças ou transformações de estado podem ocorrer com temperatura constante (isotérmica), pressão constante (isobárica), volume constante (isocórica ou isovolumétrica) e com variação das três grandezas (transformação geral).

• Transformação isotérmica

Na transformação isotérmica é possível verificar a relação entre a pressão e o volume, pois a temperatura é constante.

Robert Boyle comprovou que, sob temperatura constante, o volume (V) ocupado por uma quantidade fixa de gás é inversamente proporcional à pressão (P) exercida sobre ele.



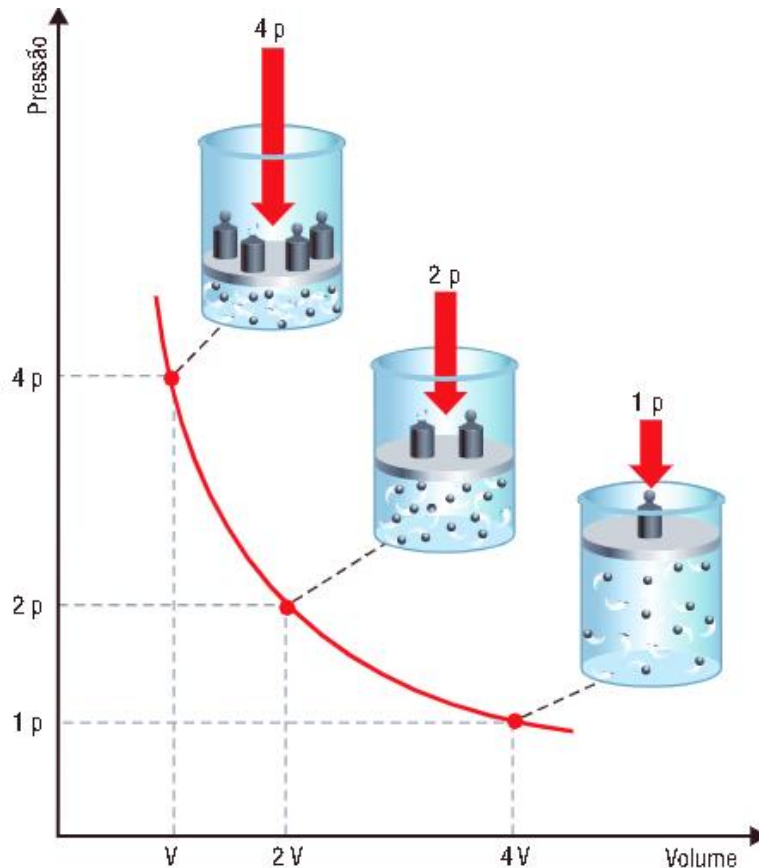
Quando o volume diminui, a pressão exercida pelo gás aumenta proporcionalmente.

O produto entre essas grandezas corresponde a um mesmo valor (k).

Assim, matematicamente, é possível expressar essa lei da seguinte forma:

$$p \cdot V = k \quad \therefore p_{inicial} \cdot V_{inicial} = p_{final} \cdot V_{final}$$

Graficamente, essa relação origina uma hipérbole denominada isoterma, pois todos os seus pontos foram obtidos à mesma temperatura.

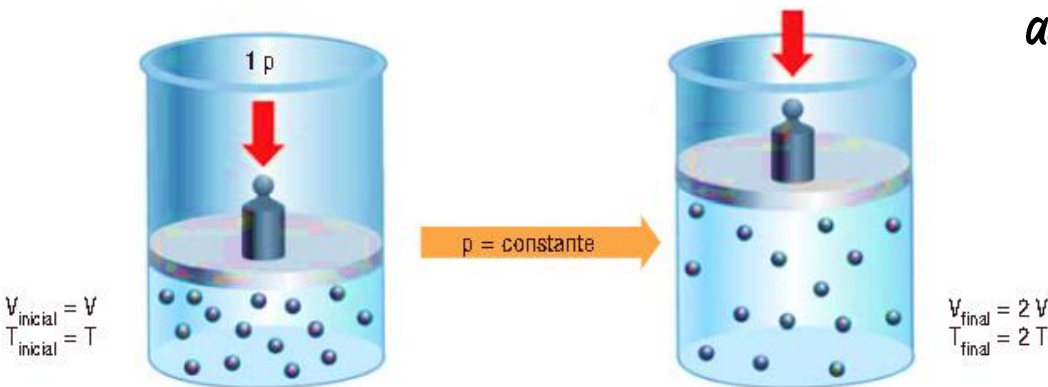


Quanto maior o volume ocupado por uma amostra gasosa, sob temperatura constante, menor será a pressão exercida sobre ela e vice-versa.

- *Transformação isobárica*

As investigações científicas constataram que, mantida a pressão constante, o volume de uma amostra gasosa é diretamente proporcional à temperatura na *escala Kelvin*. Essa constatação é conhecida como *Lei de Charles*.

Jacques Charles verificou que, sob pressão constante, o volume ocupado por uma quantidade fixa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta no qual ele se encontra.



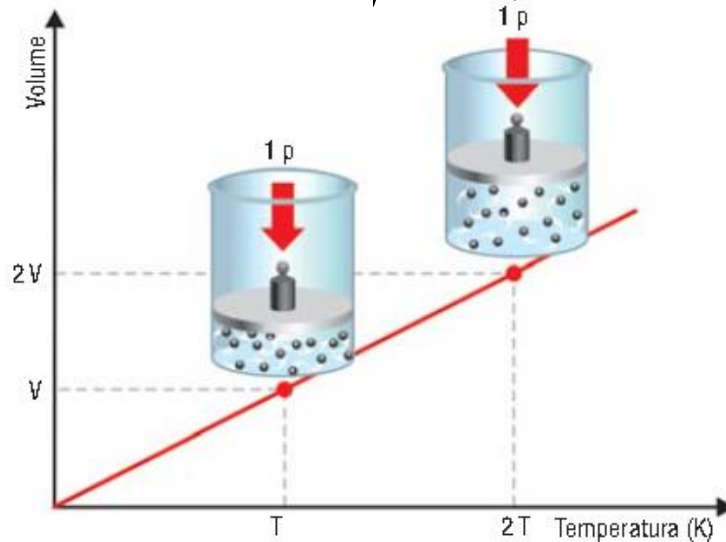
Portanto, tem-se que o aumento da temperatura (absoluta) de um gás é diretamente proporcional ao seu volume.

O aquecimento de uma amostra gasosa aumenta a energia das moléculas, que passam a se movimentar com maior velocidade, colidindo com mais violência contra as paredes do recipiente. Esse aumento nas colisões das moléculas contra as paredes internas é compensado com o aumento do volume que diminui a frequência com que ocorrem essas colisões, por isso, é possível afirmar que a pressão permanece constante.

Matematicamente, é possível expressar essa lei da seguinte forma:

$$\frac{V}{T} = k \quad \therefore \quad \frac{V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{V_{final}}{T_{final}}$$

Graficamente, essa relação origina uma linha reta denominada **isóbara**, pois todos os seus pontos foram obtidos na mesma pressão



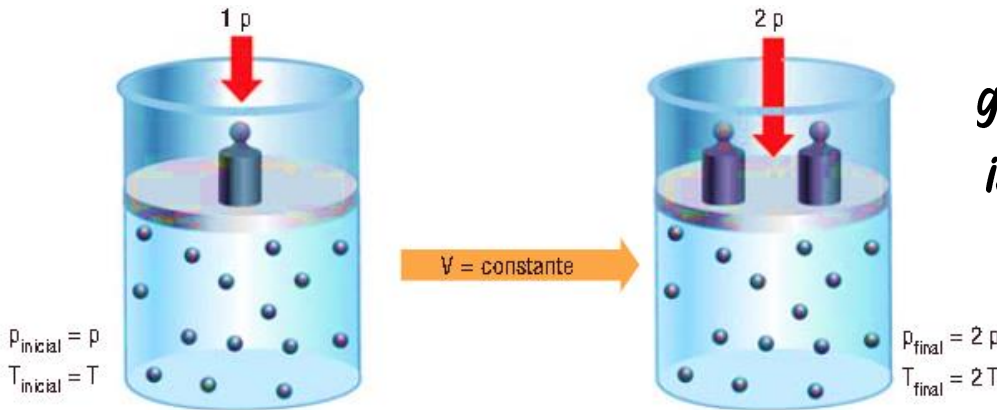
Quanto maior a temperatura (absoluta) de uma amostra gasosa, sob pressão constante, maior será o volume ocupado por ela e vice-versa.

- **Transformação isocórica**

Com base na Lei de Charles, Gay-Lussac trabalhou com transformações sem a variação do volume. Assim, a transformação isocórica, também conhecida como isovolumétrica, ocorre em volume constante.

De acordo com a Lei de Gay-Lussac:

Sob volume constante, a pressão exercida por uma quantidade fixa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

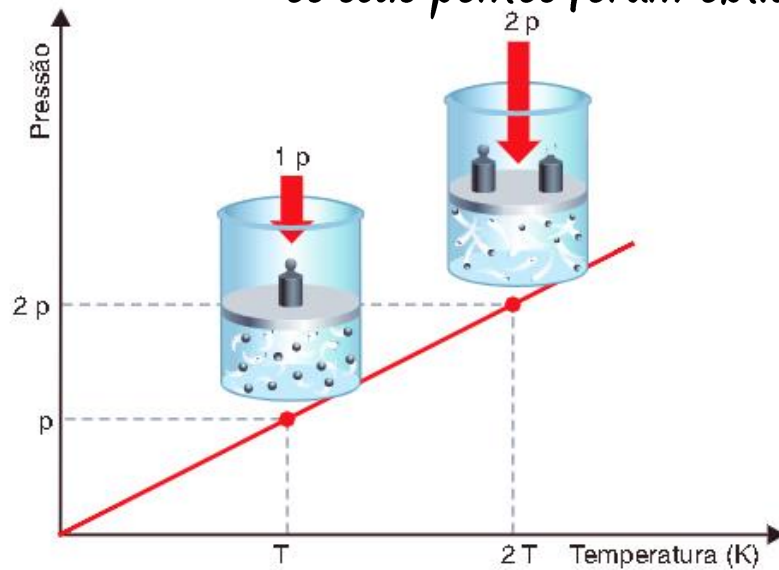


Ao se elevar a temperatura de uma amostra gasosa, a energia das moléculas aumenta. Por isso, a frequência dos choques com as paredes do recipiente que as contém se eleva, aumentando a pressão. Ou seja, a pressão é diretamente proporcional à temperatura na escala Kelvin.

Como a razão entre essas grandezas corresponde a um mesmo valor (k), matematicamente, essa lei pode ser expressa da seguinte forma:

$$\frac{p}{T} = k \quad \therefore \quad \frac{p_{\text{inicial}}}{T_{\text{inicial}}} = \frac{p_{\text{final}}}{T_{\text{final}}}$$

Graficamente, essa relação origina uma linha reta denominada **isométrica** ou **isocórica**, pois todos os seus pontos foram obtidos sem alteração no volume.



Quanto maior a temperatura (absoluta) de uma amostra gasosa, sob volume constante, maior será a pressão exercida sobre ela e vice-versa.

- *Transformação geral*

Com base nas equações que relacionam as 3 transformações gasosas a uma quantidade fixa de gás e que têm um valor constante (k), pode-se obter uma equação geral que relaciona as 3 variáveis de estado (p , V e T) quando nelas ocorrem modificações simultâneas.

Matematicamente, a equação geral dos gases ideais pode ser descrita por:

$$\frac{p_{inicial} \cdot V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{p_{final} \cdot V_{final}}{T_{final}}$$

Quando 1 das 3 variáveis de estado (p , V ou T) permanece constante, essa equação se reduz a 1 das 3 expressões anteriormente estudadas.

$$\frac{p_{inicial} \cdot V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{p_{final} \cdot V_{final}}{T_{final}} \quad \begin{array}{l} \xrightarrow{T \text{ constante}} \quad p_{inicial} \cdot V_{inicial} = p_{final} \cdot V_{final} \\ \xrightarrow{p \text{ constante}} \quad \frac{V_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{V_{final}}{T_{final}} \\ \xrightarrow{V \text{ constante}} \quad \frac{p_{inicial}}{T_{inicial}} = \frac{p_{final}}{T_{final}} \end{array}$$

Equação de Clapeyron

Baseando-se em estudos experimentais, o físico francês Bernoit Pierre Émile **Clapeyron** (1799-1864) estabeleceu uma relação matemática entre as variáveis de estado, pressão (p), volume (V) e temperatura (T) com a quantidade de matéria (n) - **mol**. Essa relação ficou conhecida como **equação de estado de um gás** ou **Equação de Clapeyron**.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde:

p = pressão

V = volume

n = quantidade de matéria

R = constante universal dos gases ou Constante de Clapeyron

T = temperatura absoluta

Obs.: A constante R possui valores que variam conforme a unidade de pressão utilizada.

- Para pressão em mmHg = $62,364 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- Para pressão em atm $\cong 0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

A Equação de Clapeyron é mais abrangente que a equação geral dos gases, pois, mesmo que não ocorra nenhuma transformação, pode ser aplicada ao gás como ele está, ou seja, não há necessidade da existência dos estados inicial e final. Além disso, pode ser aplicada nas transformações quando ocorre variação na quantidade (massa) do gás.

- *Densidade absoluta dos gases*

Em geral, os balões vendidos em parques de diversões são cheios com o gás hélio que, por ser mais leve se comparado ao ar atmosférico, sobe. A explicação para o fato tem relação com a densidade absoluta de um gás, que é a razão entre a massa (m) e o volume (V) ocupado por este em determinadas condições de temperatura e pressão.

Conhecendo-se o volume molar nas condições normais de temperatura e pressão, pode-se calcular sua densidade por meio da relação:

$$d = \frac{m}{V} \therefore d = \frac{M(\text{massa molar})}{V(\text{volume molar})} \therefore d = \frac{M}{22,4}$$

A densidade de um gás, sob as mesmas condições de temperatura e pressão, é proporcional à sua massa molar - quanto maior a massa molar, maior sua densidade e vice-versa. Logo, nas CNTP, um balão que contém um gás com massa molar menor que a massa molar aparente do ar atmosférico subirá.

Em condições diferentes de temperatura e pressão, a densidade absoluta de um gás pode ser determinada pela sua equação de estado.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot M = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot M = d \cdot R \cdot T \therefore d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$