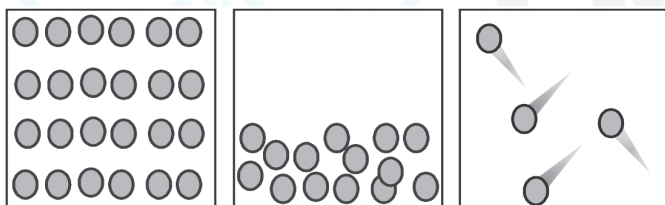


**GASES**

Comparando o Estado Gasoso com os demais Estados Apesar de não enxergarmos as unidades constituintes das substâncias, poderíamos fazer um primeiro modelo:

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GÁS
<b>Forma</b>	Constante	Varia com a forma do recipiente	Varia com a forma do recipiente
<b>Volume</b>	Constante	Constante	Varia com o volume do recipiente
<b>Influência da pressão</b>	Não provoca variações de volume	"Ligeiramente" compressível	Volume bastante variável; pode ser comprimido e expandido
<b>Influência da temperatura</b>	Alterações de temperatura provocam "pequenas" alterações de volume	Alterações de temperatura provocam "ligeiras" alterações de volume	Alterações de temperatura provocam alterações significativas de volume

O estado gasoso corresponde àquele em que as moléculas estão mais afastadas e mais livres umas em relação às outras, havendo, por isso, possibilidade de muita variação de volume. Já no sólido as unidades estão muito próximas, sendo praticamente imóveis.



**UNIDADES DE PRESSÃO DE UM GÁS**

A unidade de pressão do SI (Sistema Internacional) é N/m<sup>2</sup> (Newton por metro quadrado) ou Pa (pascal), pois pressão é a força que age por unidade de área. No entanto, para os gases, são bastante usados atm, atmosfera, e mmHg, milímetro de mercúrio. Como interpretar essas unidades de medida?

**1 atm = 760 mm Hg**

**LEI VOLUMÉTRICA DE GAY-LUSSAC**

As observações experimentais de Gay-Lussac podem ser sintetizadas em uma lei.

“Nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos gases participantes de uma reação química mantêm relações que podem ser expressas por números inteiros e pequenos”.

**É BOM LEMBRAR**

Numa reação química, o volume dos gases pode não se conservar, porém a massa sempre se conserva (Lei de Lavoisier). A proporção entre os volumes gasosos numa reação tem a ver com a equação. Estudando a hipótese de Avogadro, ficará mais fácil compreender essa relação.

**PRINCÍPIO DE AVOGADRO**

Esta hipótese, ou princípio, enunciada por Amedeo Avogadro, em 1822, explica os experimentos de Gay-Lussac:

“Se tivermos volumes iguais de quaisquer gases, desde que medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, teremos o mesmo número de moléculas”.

**VOLUME MOLAR DE UM GÁS**

O volume ocupado por 1 mol de um gás qualquer é chamado **volume molar**.

Independentemente de sua natureza, todos os gases em idênticas condições de temperatura e pressão ocupam sempre o mesmo volume, o que é coerente com o Princípio do Avogadro.

$$(P, T) \quad V_{\text{MH}_2} = V_{\text{MCH}_4} = V_{\text{MC}_2\text{H}_6} = V_{\text{MO}_2} = V_{\text{MSO}_2} = \dots$$

A 0°C (273K) e 1 atm, o volume Molar de um gás é 22,4 L/mol.

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

Kelvin    Celsius

T(K) é a temperatura absoluta

Para permitir a comparação entre amostras gasosa foram fixadas condições padronizadas temperatura e pressão, as CNTP ou TPN (temperatura e pressão normais).

Até poucos anos atrás valeu os seguinte:

$$\text{CNTP} \left\{ \begin{array}{l} T = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K} \\ P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \end{array} \right. \rightarrow \text{VM} = 22,4 \text{ L/mol}$$

Mais recentemente a IUPAC alterou o valor da pressão padrão, de modo que as condições normais de temperatura e pressão agora têm os seguinte valores:

$$\text{CNTP} \left\{ \begin{array}{l} T = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{K} \\ P = 100 \text{ 000 Pa} \end{array} \right. \rightarrow \text{VM} = 22,7 \text{ L/mol}$$