



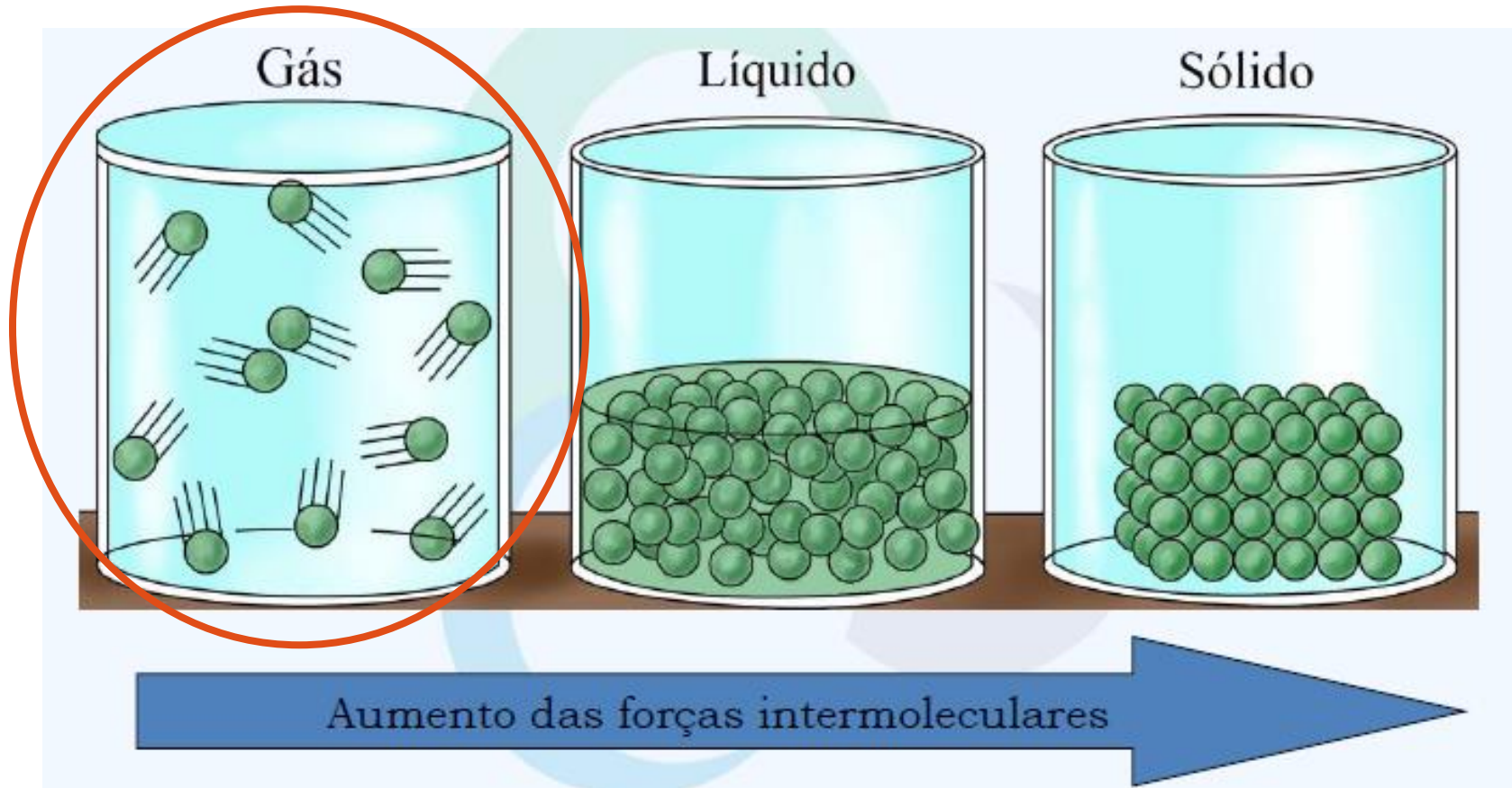
INSTITUTO FEDERAL FARROUPILHA
DISCIPLINA: QUÍMICA

Estudo dos gases

Vanize Caldeira da Costa

Uruguaiana, junho de 2021

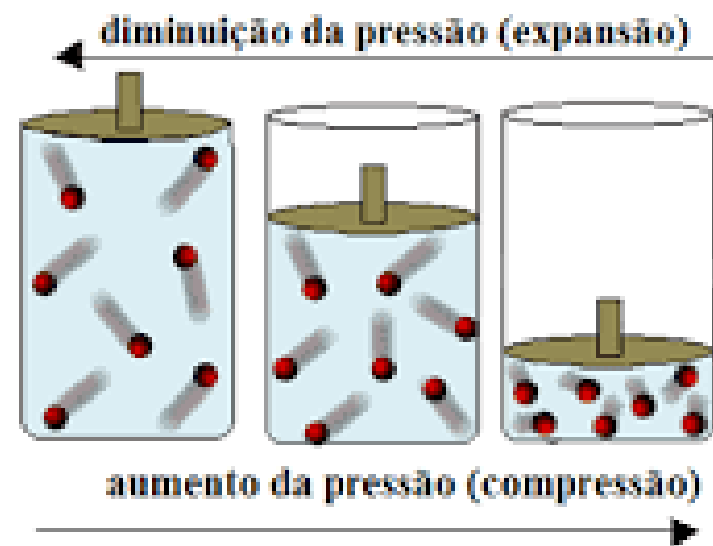
As partículas constituintes dos gases praticamente não interagem entre si, por isso, encontram-se muito afastadas



Conjunto de moléculas (ou átomos) em movimento permanente e aleatório, com velocidades que aumentam quando a temperatura se eleva

Características dos gases

- Um gás se expande espontaneamente devido às forças de atração entre as partículas que o compõe serem praticamente desprezíveis, assim, o volume e a forma de um gás correspondem ao volume e a forma do recipiente que o contém;
- Os gases também são muito compressíveis devido ao distanciamento que existe entre as partículas que o compõe, logo, quando se aplica uma pressão em um gás, ocorre a aproximação das partículas (moléculas ou átomos) e o seu volume diminui facilmente;



Características dos gases

- Os gases formam misturas homogêneas com outros gases independente das suas identidades e das proporções relativas dos gases;
- O choque das moléculas ou átomos contra a parede do recipiente que os contém se traduz como uma propriedade denominada pressão.

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

$\text{N/m}^2 = \text{Pascal (Pa)}$ pelo SI.

$\text{J} = 1 \text{ N.m} = 1 \text{ kg.m}^2.\text{s}^{-2}$

$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Tor}$

Lei dos Gases Ideais

O comportamento de um gás é definido por quatro variáveis:

- Temperatura (T);
- Pressão (P);
- Volume (V);
- Quantidade de matéria – número de mols (n).

As equações que expressam as relação entre T, P, V e n são chamadas como lei dos gases

Lei dos Gases Ideais

Não considera a existência de interações, atrativas ou repulsivas, entre as partículas do gás



Diz-se que nesta situação o comportamento do gás é **IDEAL** ou **PERFEITO**

Lei dos Gases Ideais



Lei de Boyle, 1661

Realizou experimentos com gases mantendo **a massa e a temperatura** constantes.



Lei de Charles, 1787

Realizaram experimentos com gases mantendo **a massa e a pressão** constantes.



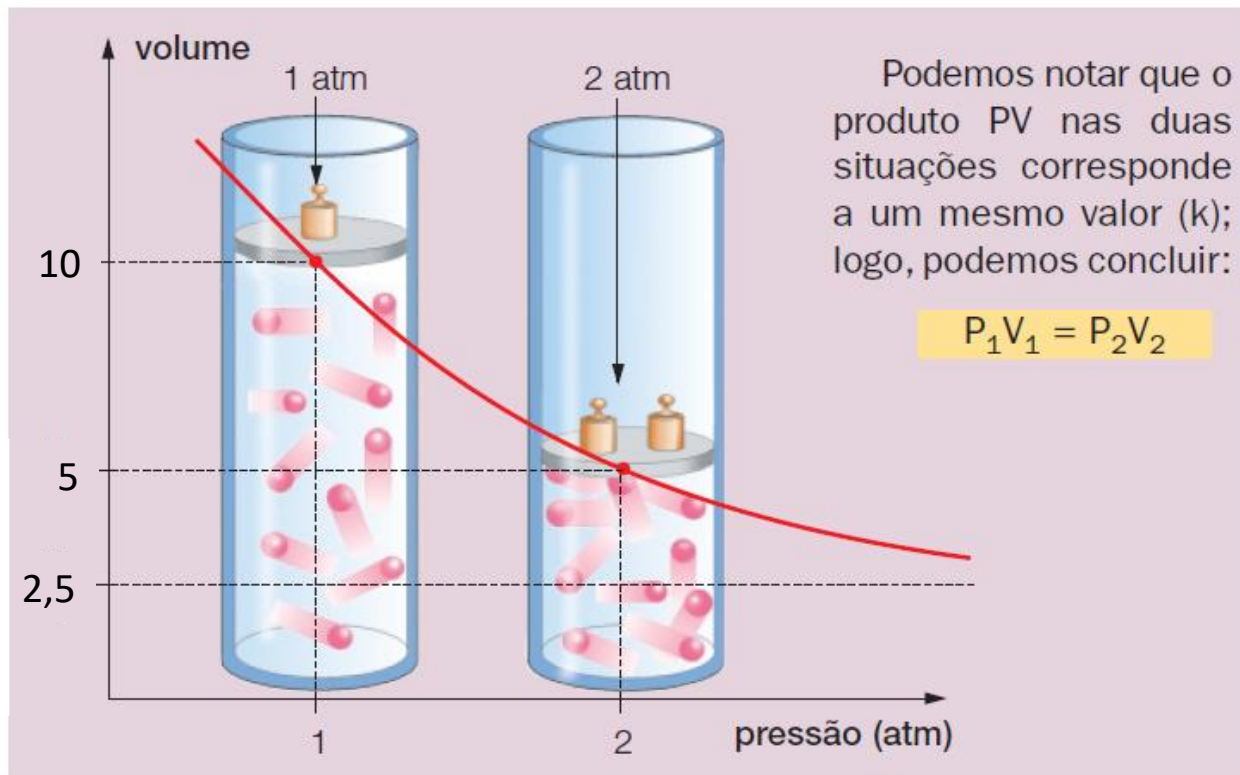
Lei do Avogadro, 1811

Realizou experimentos com diferentes gases, mas mantendo **o número de mols** dos gases constantes.

Lei de Boyle

“O volume de uma quantidade fixa de gás mantida a temperatura constante é inversamente proporcional a pressão”

Um aumento na pressão irá acarretar uma diminuição do volume ocupado pelo gás, de maneira que o produto entre essas grandezas seja constante
 $P \times V = k$ (constante)



$$P_1 \times V_1 = 1 \times 10 = 10$$

$$P_2 \times V_2 = 2 \times 5 = 10$$

Então:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Lei de Boyle

Exemplo:

Um gás apresenta uma pressão de 75 mmHg em um cilindro de 50 mL. Ao expandirmos este cilindro para 100 mL, qual será a pressão exercida pelo gás?

$$P_1 = 75 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 50 \text{ mL}$$

$$V_2 = 100 \text{ mL}$$

$$P_2 = ?$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$75 \text{ mmHg} \times 50 \text{ mL} = P_2 \times 100 \text{ mL}$$

$$P_2 = 37,5 \text{ mmHg}$$

Atividade:

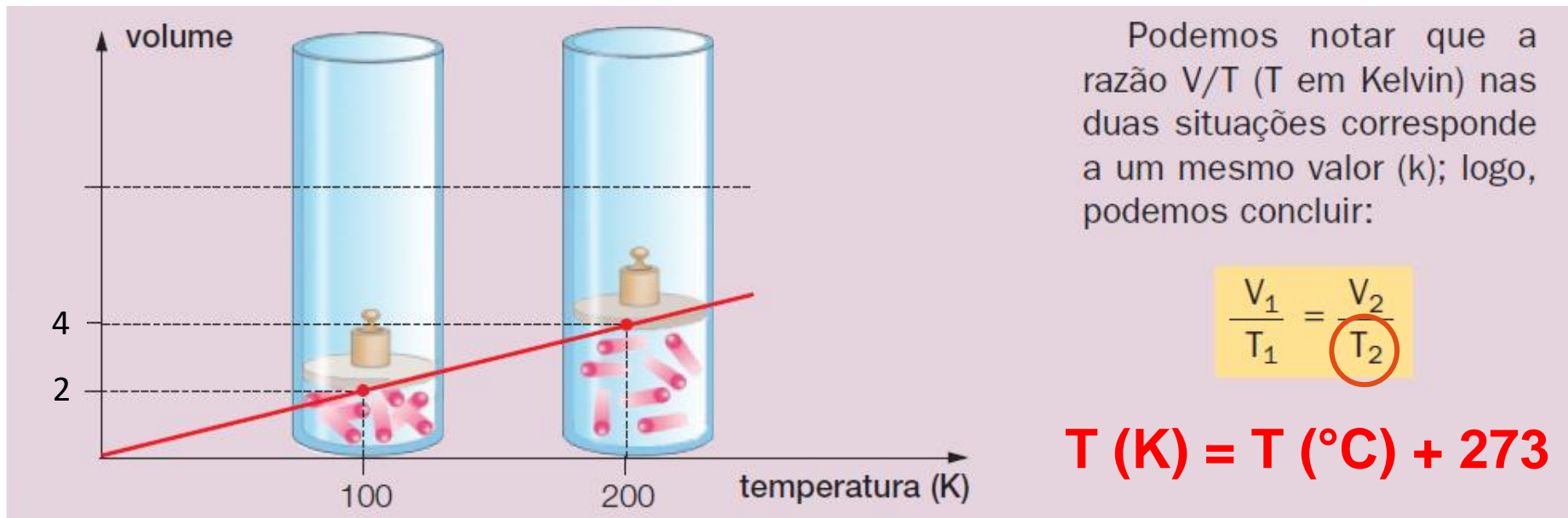
Certo recipiente com capacidade de 8,0 L contém um gás ideal a 3,0 atm de pressão. Qual será o valor da pressão que esse gás ideal exercerá nas paredes do recipiente, se a temperatura for mantida constante e o volume for reduzido para 2,5 L? (9,6 atm)

Lei de Charles

“O volume de uma determinada quantidade de gás a pressão constante aumenta de forma linear com o aumento da temperatura”

Um aumento da temperatura absoluta acarreta um aumento do volume ocupado pelo gás, de maneira que o quociente seja constante

$$\frac{V}{T} = K \text{ (constante)} \rightarrow \text{depende da pressão e do número de mols do gás}$$



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{2}{100} = 0,02$$

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{4}{200} = 0,02$$

Então:

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

Lei de Charles

Exemplo:

Um recipiente com capacidade para 100 L contém um gás à temperatura de 27 °C. Este recipiente é aquecido até uma temperatura de 87 °C, mantendo-se constante a pressão. Qual será o volume ocupado pelo gás a 87 °C?

$$T_1 = 27\text{ °C} = 27 + 273 = 300\text{ K}$$

$$V_1 = 100\text{ L}$$

$$T_2 = 87\text{ °C} = 87 + 273 = 360\text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

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

$$\frac{100}{300} = \frac{V_2}{360}$$

$$V_2 = 120\text{ L}$$

Lei de Boyle e Lei de Charles

Ao combinarmos estas duas leis, teremos a **Lei Geral dos Gases**. Ela permite estudarmos um gás quando os três parâmetros variam: pressão, volume e temperatura.

Lei Geral dos Gases

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

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

Para uma quantia n de gás, sendo T em Kelvin

Exemplificando

Um balão meteorológico é lançado para avaliar o clima de uma determinada região. Inicialmente, o balão apresenta um volume de 5000 L, uma pressão de 754 mmHg, a uma temperatura de 22,5 °C. Após subir alguns metros, a pressão passou a ser de 76 mmHg e o volume de 40300 L. Qual a temperatura nesta altitude?

Lei Geral dos Gases

Exemplificando

Um balão meteorológico é lançado para avaliar o clima de uma determinada região. Inicialmente, o balão apresenta um volume de 5000 L, uma pressão de 754 mmHg, a uma temperatura de 22,5 °C. Após subir alguns metros, a pressão passou a ser de 76 mmHg e o volume de 40300 L. Qual a temperatura nesta altitude?

$$V_1 = 5000 \text{ L}$$

$$P_1 = 754 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 22,5 + 273 = 295,5 \text{ K}$$

$$V_2 = 40300 \text{ L}$$

$$P_2 = 76 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = ?$$

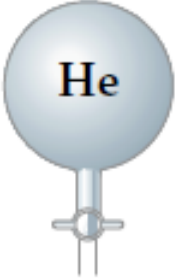


$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

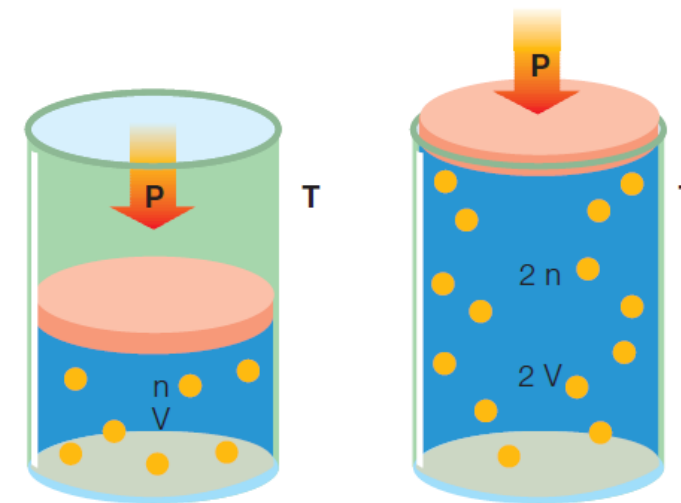
$$\frac{754 \times 5000}{295,5} = \frac{76 \times 40300}{T_2}$$

$$T_2 = 240 \text{ K} - 273 = -33 \text{ °C}$$

Lei do Avogadro

“Volumes iguais de gases sob as mesmas condições de temperatura e pressão possuem quantidades iguais de partículas”

			
Volumen	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Presión	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatura	0°C	0°C	0°C
Masa del gas	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Número de moléculas del gas	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}



Em condições idênticas de temperatura e pressão, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de substância, ou seja, ao seu número de mol

Lei dos gases ideais

$$\text{Ley de Boyle: } V \propto \frac{1}{P} \quad (n, T \text{ constantes})$$

$$\text{Ley de Charles: } V \propto T \quad (n, P \text{ constantes})$$

$$\text{Ley de Avogadro: } V \propto n \quad (P, T \text{ constantes})$$



$$V \propto \frac{nT}{P}$$



Constante de proporcionalidade

(constante dos gases)

$R = 0,082 \text{ L.atm/K.mol}$

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right) \quad \rightarrow \quad PV = nRT$$

**Lei dos Gases
ideais**

Lei dos gases ideais

A reação de decomposição de bicarbonato de sódio (NaHCO_3) é descrita pela reação abaixo. A completa decomposição de 0,04 mol de bicarbonato de sódio, a 318,3 K, produziu CO_2 que foi coletado em um frasco de 10 L. Com estes dados, calcule a pressão de gás carbônico (CO_2) neste frasco.



Cada 4 mols de bicarbonato produzem 2 mols de gás carbônico (CO_2), portanto, serão produzidos 0,02 mol de CO_2

$$n = 0,02 \text{ mol}$$

$$V = 10 \text{ L}$$

$$T = 318,3 \text{ K}$$

$$P = ?$$

$$PV = nRT$$

$$p = \frac{nRT}{V} \quad p = \frac{0,02 \times 0,082 \times 318,3}{10} = 0,05 \text{ atm}$$

Lei dos gases ideais - limitações

A Lei dos gases ideais é completamente aplicável para gases próximos à temperatura ambiente, com uma pressão de 1 atm, em outras condições ocorrem alguns desvios

- **Pressões muito elevadas fazem com que o espaço disponível para o movimento das moléculas seja menor e, nestas condições, o volume das moléculas passa a ser significativo frente ao espaço disponível;**
- **A proximidade entre as moléculas pode permitir a ocorrência de interações intermoleculares, o que influencia na energia cinética destas e, por consequência, nas propriedades dos gases. Quanto mais baixa a temperatura, mais este tipo de interação é observada e maior será o desvio da lei dos gases ideais.**