



Aula 05

Gases I

Roteiro da Aula

- Conceitos importantes
- Teoria Cinética dos Gases
- Lei de Boyle
- Lei de Charles
- Lei de Gay-Lussac
- Princípio de Avogadro
- Equação de Clapeyron



Conceitos importantes

- **Pressão: mede a força exercida em certa área**

$$\text{Pressão} = \text{Força}/\text{Área}$$

Unidades: N/m^2 , Pa, atm, bar e mmHg

Valores padrão: $1\text{atm} = 101.325\text{ Pa} = 1,01325\text{ bar} = 760\text{mmHg}$

- **Temperatura: mede a energia cinética das moléculas**

Unidades = Celsius ($^{\circ}\text{C}$), Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) e Kelvin (K)

$$(^{\circ}\text{C})/5 = (^{\circ}\text{F} - 32)/9 = (\text{K} - 273)/5$$

- **Volume: mede o espaço ocupado pela matéria**

Unidades = m^3 , dm^3 , cm^3 , L, mL

Valores padrão: $1\text{m}^3 = 10^3\text{dm}^3 = 10^3\text{L} = 10^6\text{cm}^3 = 10^6\text{mL}$

Volume molar: volume ocupado por um mol de gás a dada temperatura e pressão:

$$V_m = V/n$$

(unidade comum: L/mol)

Teoria Cinética dos Gases

- Sempre que é criada uma nova área do conhecimento, é necessário, antes, determinar as bases teóricas do estudo. Dessa forma, nós estudamos os Gases Ideais, que é um modelo baseado na Teoria Cinética dos Gases, contendo 4 pontos:
 1. Um gás é um conjunto de moléculas em contínuo movimento aleatório e desordenado, cada uma com uma velocidade específica
 2. As moléculas de um gás são infinitamente pequenas. A maior parte do volume do gás é espaço vazio
 3. As partículas se movem em linha reta até colidirem de forma perfeitamente elástica, mantendo a energia cinética do sistema constante, mas suas velocidades podem mudar
 4. Não há interação entre as moléculas, nem mesmo intermolecular, a não ser nos momentos de colisão
- Uma das conclusões a partir dessa teoria é sobre a Energia Cinética dos Gases:

$$E_{\text{cinética}} = (3.n.R.T)/2 \text{ (gases monoatômicos ideais)}$$

Lei de Boyle

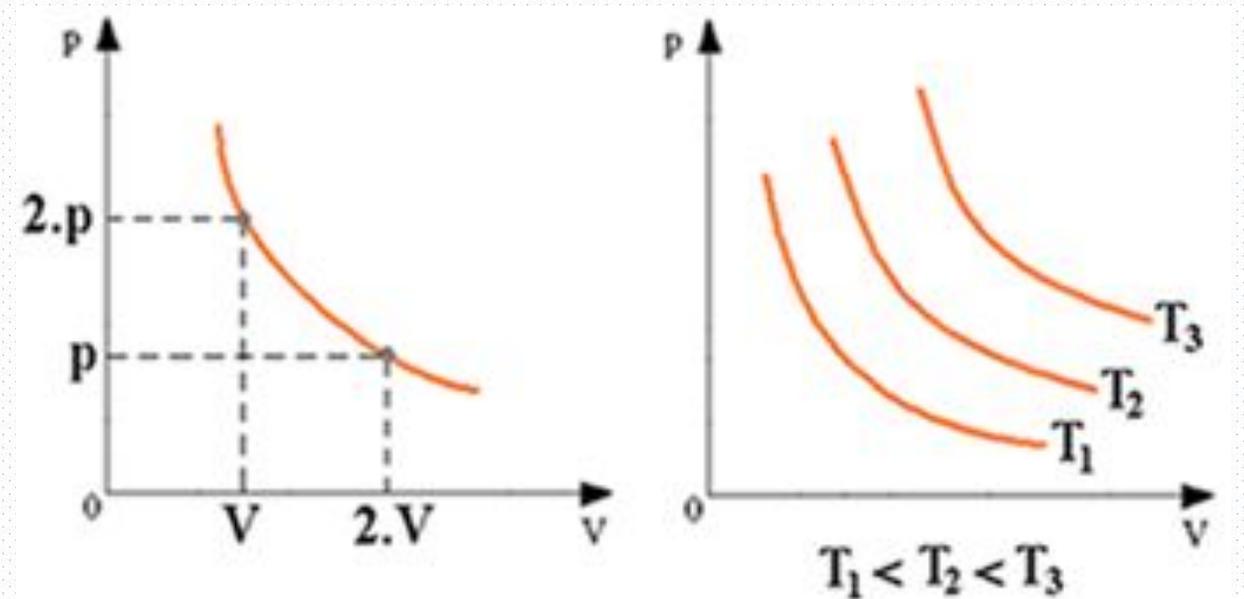
- Boyle foi um cientista que estudou as relações dos gases com a pressão, a temperatura e o volume e conseguiu gerar uma importante conclusão:

A pressão e o volume são inversamente proporcionais, quando a temperatura é constante

- Ele descreveu as mudanças de pressão e volume em um sistema isotérmico (temperatura constante).

Ser inversamente proporcional significa que: quanto maior for a pressão, menor será o volume e vice-versa

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



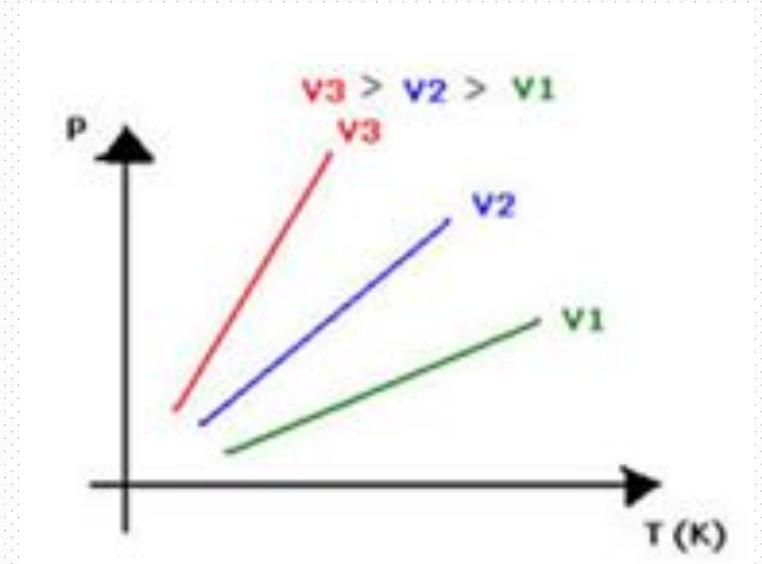
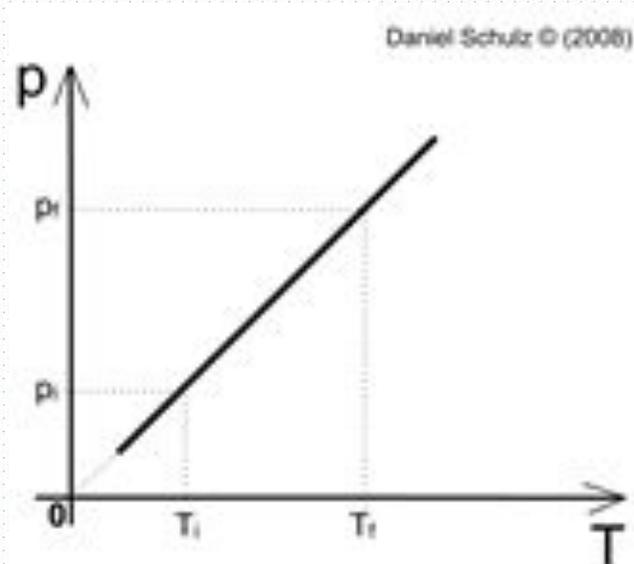
Lei de Charles

- Charles fez igual a Boyle. No entanto, o sistema dele mantinha o volume constante (isovolumétrico, isocórico). Assim, sua conclusão também foi diferente:

A pressão e a temperatura são diretamente proporcionais, quando o volume é constante

- Ser diretamente proporcional significa que: quanto maior for a pressão, maior será a temperatura e vice-versa

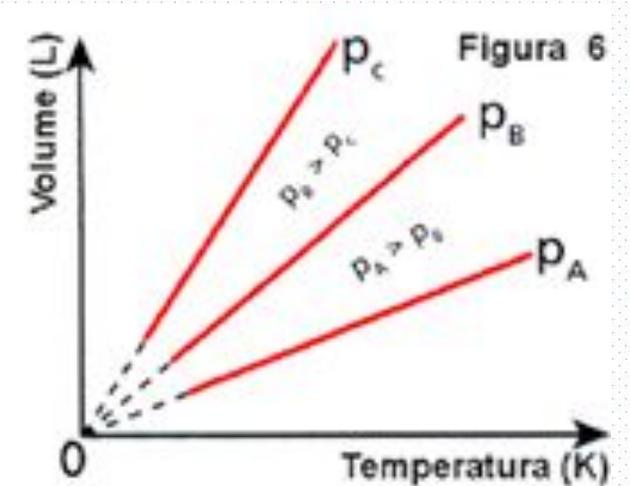
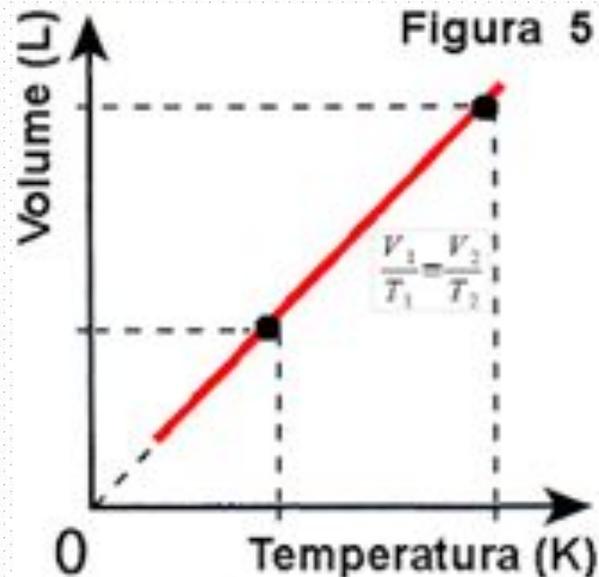
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Lei de Gay-Lussac

- Gay-Lussac fez que nem os demais, mas temos 3 leis com o nome dele. Estudaremos aqui a lei que fala quando o sistema mantém a pressão constante (isobárico)! A sua conclusão foi:
A temperatura e o volume são diretamente proporcionais, quando a pressão é constante
- Ou seja: quanto maior for a temperatura, maior será o volume e vice-versa

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



Princípio de Avogadro

- As outras conclusões sempre partiam do princípio que o número de mols era o mesmo! Assim, Avogadro olhou de forma um pouco diferente para os mesmos estudos feitos anteriormente:

Quando a pressão e a temperatura são constantes,

mesmas quantidades de número de mols vão apresentar volumes iguais

- Ou seja: não só o volume é diretamente proporcional ao número de mols, como é possível determinar um deles a partir do outro, desde que a pressão e a temperaturas sejam constantes (sistema isobárico e isotérmico).

$$\text{Equação: } V_1/n_1 = V_2/n_2$$

- A partir disso, é possível concluir que o Volume molar vai ser constante (para a mesma pressão e temperatura)! Nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP - 0°C/273K e 1atm), ele vale 22,4L/mol!!

Equação de Clapeyron

- Clapeyron foi uma pessoa sagaz que, olhando as quatro conclusões anteriores, resolveu juntá-las em uma equação só! Com isso, é formada a Equação de Clapeyron, ou Equação Geral dos Gases Ideais!
- As três leis:
 - Pressão e Volume são inversamente proporcionais: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
 - Pressão e Temperatura são diretamente proporcionais: $P_1/T_1 = P_2/T_2$
 - Volume e Temperatura são diretamente proporcionais: $V_1/T_1 = V_2/T_2$
- É possível uni-las e montar meio que uma Lei Geral dos Gases Ideais:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

Equação de Clapeyron

- Essa Lei Geral não leva em conta o número de mols! Assim, vamos colocar o Princípio de Avogadro na brincadeira para ficar completo:

- Princípio de Avogadro: $V_1/n_1 = V_2/n_2$

- Lei Geral dos Gases Ideais: $P_1 \cdot V_1/T_1 = P_2 \cdot V_2/T_2$

- A junção nos dá:

$$P_1 \cdot V_1/n_1 \cdot T_1 = P_2 \cdot V_2/n_2 \cdot T_2$$

- Como é uma comparação constante, ela será igual a um valor determinado, a constante universal dos gases R:

$$P_1 \cdot V_1/n_1 \cdot T_1 = P_2 \cdot V_2/n_2 \cdot T_2 = R$$

$$P \cdot V/n \cdot T = R$$

$$PV = nRT$$