



UFOP

Universidade Federal
de Ouro Preto

Universidade Federal de Ouro Preto
Instituto de Ciências Exatas e Biológicas
Departamento de Química



Gases ideais

Professora: Melissa Soares Caetano

Disciplina QUI 217

Estados dos gases



Gás = conjunto de moléculas ou átomos em movimento permanente e aleatório

Estado do gás é definido:

- Volume que ocupa
- Quantidade de matéria
- Pressão
- Temperatura

Equação de estado:

$$p = f(T, V, n)$$

Equação do gás perfeito:

$$pV = nRT$$

Pressão



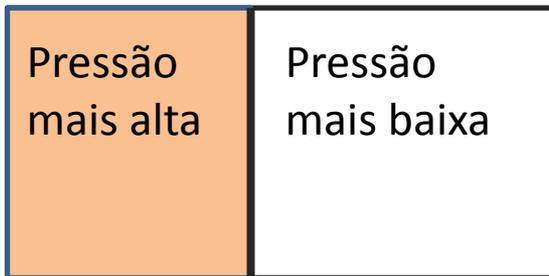
Força dividida pela área sobre a qual a força é aplicada



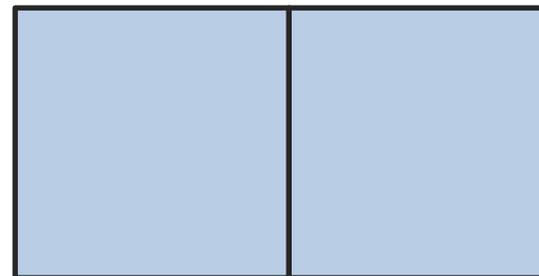
↑ Força ↑ Pressão

$$Pressão = \frac{Força}{Área}$$

Força exercida pelo gás = sequência de colisões com as paredes do recipiente



↓
Parede móvel

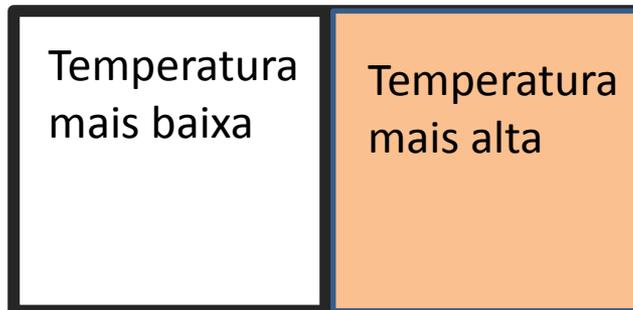
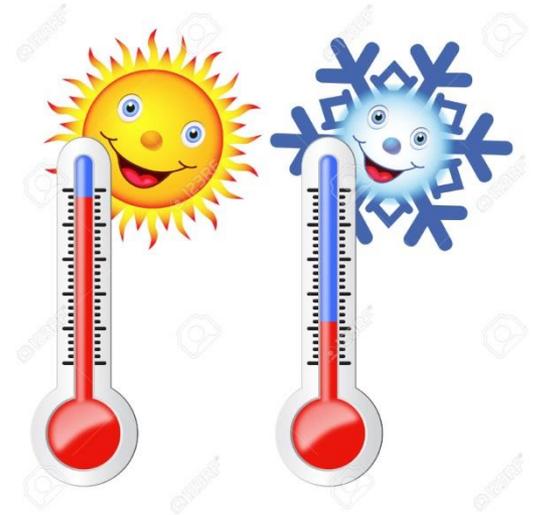


Equilíbrio mecânico

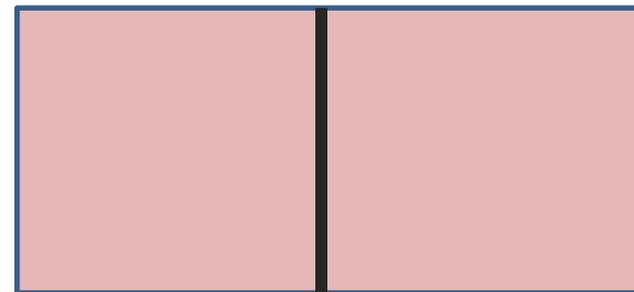
Temperatura



Propriedade que nos indica o sentido do fluxo de energia na forma de calor



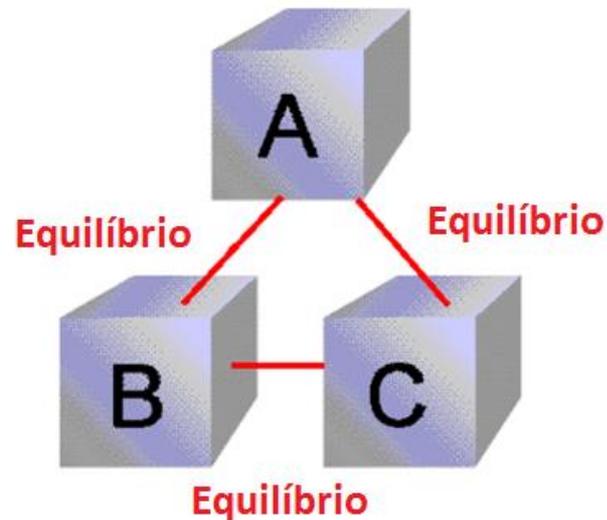
Fronteira diatérmica



Equilíbrio térmico

Lei Zero

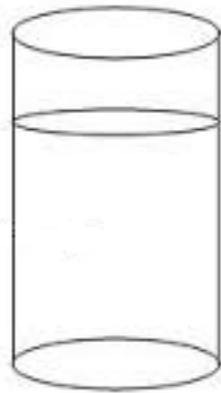
Se A está em equilíbrio térmico com B e se B está em equilíbrio térmico com C, então C também está em equilíbrio térmico com A.



Volume

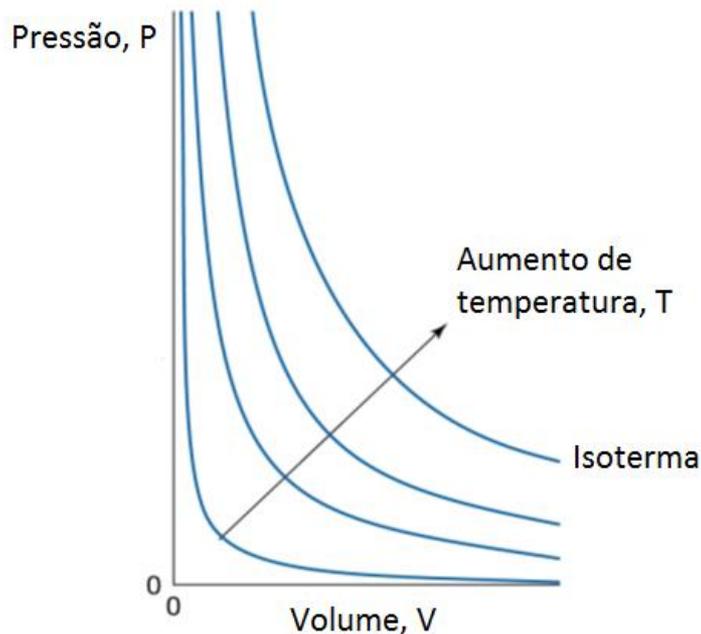


Espaço ocupado pelas moléculas de gás que estão livres para se movimentarem



As leis dos gases

Lei de Boyle

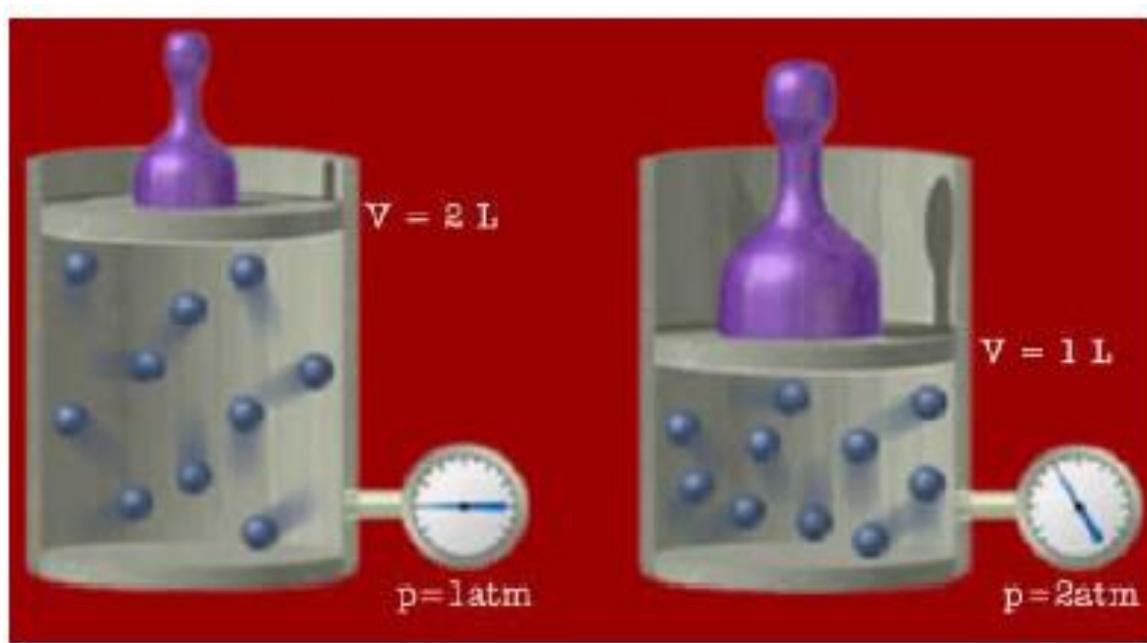


A temperatura e quantidade constantes, a pressão do gás é inversamente proporcional ao seu volume

$$P \propto \frac{1}{V} \quad V \propto \frac{1}{P}$$

$pV = \text{constante}$ (quando n e T são constantes)

Lei de Boyle



Lei de Charles ou Gay-Lussac

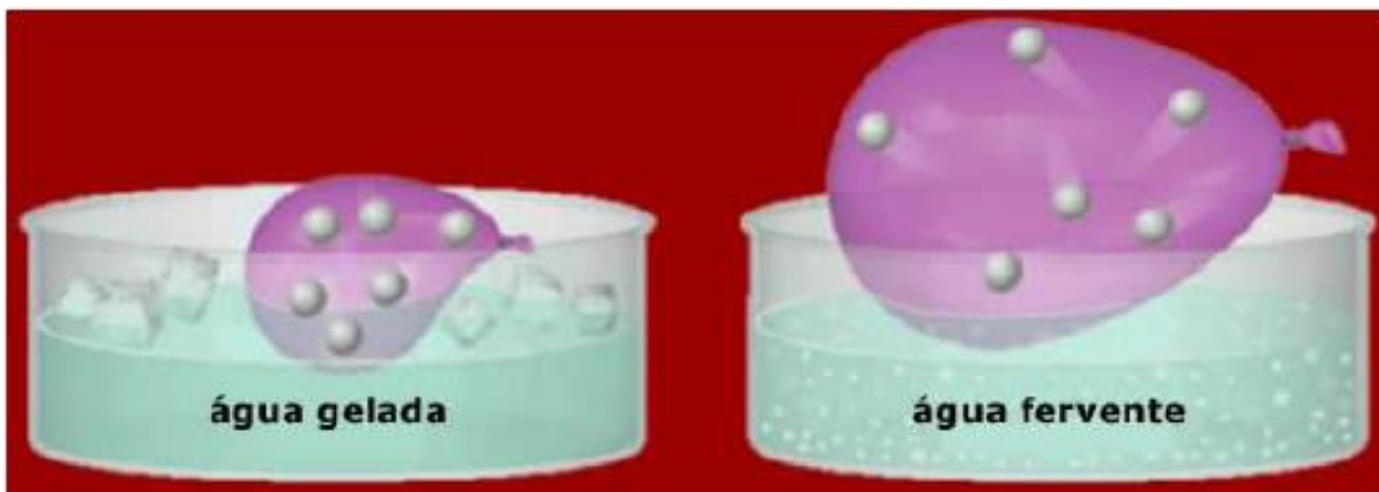
Para uma quantidade fixa de gás, mantida a pressão constante, o volume ocupado é diretamente proporcional à temperatura.

$V = \text{constante} \times T$
(pressão constante) → **Isóbaras**

$p = \text{constante} \times T$
(volume constante)

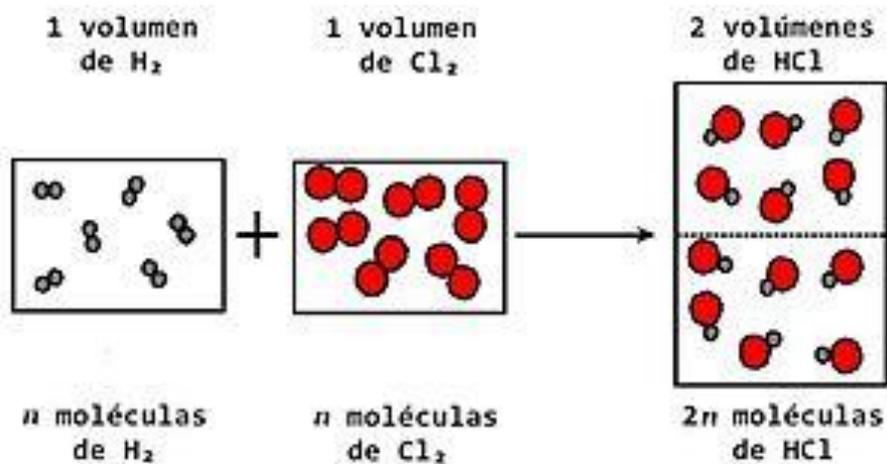
↓
Isócoras

Lei de Charles ou Gay-Lussac



Princípio de Avogadro

Volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contém o mesmo número de moléculas independente da sua identidade química



$V = \text{constante} \times n$
(pressão e temperatura constantes)

Lei dos gases perfeitos

Lei de Boyle	Lei de Charles	Princípio de Avogadro
$V \propto (1/P)$	$V \propto T$	$V \propto n$
(n, T constantes)	(n, P constantes)	(P, T constantes)

Se combinarmos as 3 leis teremos:

$$\left. \begin{array}{l} PV = \text{constante}_1 \\ V = \text{constante}_2 \times T \\ V = \text{constante}_3 \times n \end{array} \right\} PV = \text{constante} \times nT$$

$$pV = nRT$$

Exemplo

Para 0,5 mols de gás carbônico ideal confinado em um recipiente de 1,0L a temperatura constante de 27°C, mostre qual a pressão exercida pelo gás.

Equação combinada dos gases

Quando uma quantidade constante de gás é sujeita a temperaturas e pressões diferentes, de modo a ocupar volumes diferentes

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = nR \qquad \frac{p_2 V_2}{T_2} = nR$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Exemplo

A uma pressão constante de 1 atm e temperatura inicial de 298K, o volume varia de 20,0 dm³ a 40,0 dm³. Qual a temperatura final do sistema?

Mistura de gases

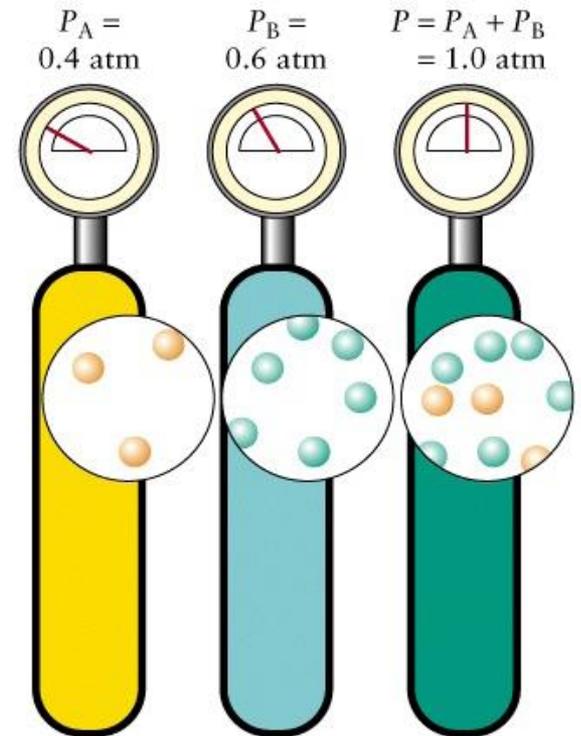
Lei da Dalton

A pressão exercida por uma mistura de gases é a soma das pressões parciais dos gases

$$p = p_A + p_B + \dots$$

Pressão parcial = pressão exercida por cada gás se ocupasse o recipiente sozinho

$$p_J = \frac{n_J RT}{V}$$



Lei da Dalton

Pressão total exercida por gases **A** e **B**

$$P_A = \frac{n_A RT}{V} \qquad P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$$P_{total} = (n_A + n_B) \left(\frac{RT}{V} \right)$$

$$P_{total} = n_{total} \frac{RT}{V}$$

Frações molares

Quantidade do gás expressa como fração do número total de mols da amostra

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{n_A}{n_{total}}$$

$$X_A + X_B + \dots = 1$$



$$n_A = \frac{p_A V}{RT}$$



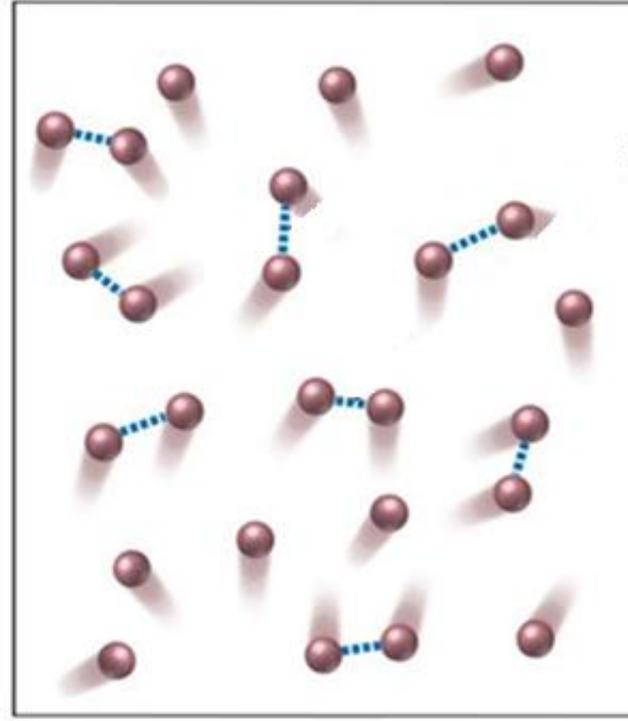
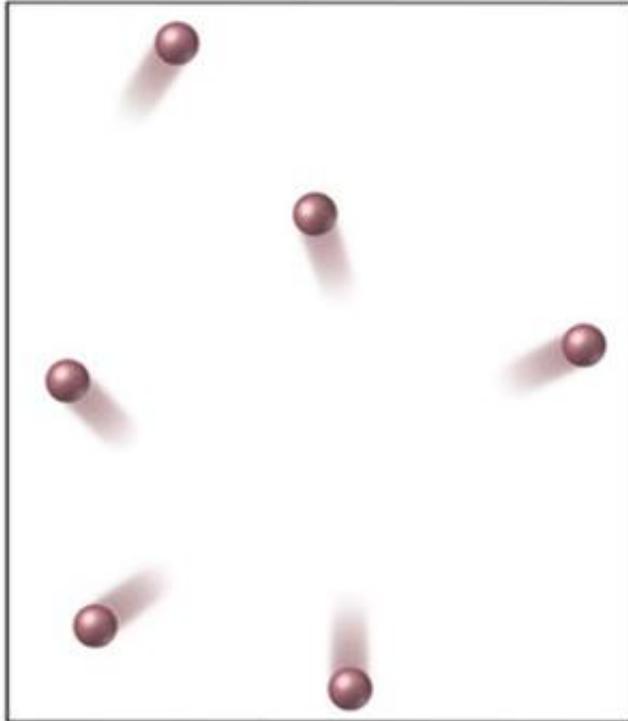
$$n = \frac{p V}{RT}$$



$$p_A = X_A p$$

Exemplo

Você tem um tanque de gás de 550mL com uma pressão de 1,56 atm a 24°C. Você pensou que o gás fosse monóxido de carbono (CO) puro, mas descobriu mais tarde que ele estava contaminado por pequenas quantidades de CO₂ e O₂. Uma análise mostrou que a pressão do tanque é 1,35 atm (a 24°C) se o CO₂ for removido. Outro experimento mostrou que a remoção de O₂ corresponde a 0,0870g. Tratando os gases como ideais responda: **(a)** Qual a pressão parcial de cada um dos gases a 24°C? **(b)** Qual a massa de CO e CO₂ no tanque?



Lei limite = só é válida quando $p \rightarrow 0$

1) Calcule a pressão total quando se injetarem em um recipiente de 10L: 2 mol de N_2 ; 3 mols de H_2 ; 2 mols de O_2 a 298K. Considere que cada componente e a mistura comportam-se como gás perfeito. **$P=17,12 \text{ atm}$**

2) A porcentagem ponderal (em massa) para 100g de ar seco, ao nível do mar, é aproximadamente 75,5% de N_2 ; 23,2% de O_2 e 1,3% de Ar. Qual a pressão parcial de cada componente quando a pressão total é igual a 1 atm? **$P_{N_2}=0,77\text{atm}$; $P_{O_2}=0,21\text{atm}$; $P_{Ar}=0,0094\text{atm}$**

3) Uma amostra de 65mg de um gás ideal na pressão de 0,8 bar tem seu volume duplicado e sua temperatura triplicada. Determine a pressão final. **$P=1,2\text{bar}$**

4) Uma mistura gasosa que é usada para simular a atmosfera de outro planeta consiste em 320mg de metano, 175mg de argônio e 225mg de nitrogênio. A pressão parcial do nitrogênio, a 300K, é 15,2KPa. Calcule o volume e a pressão total da mistura. **$V=1,31 \times 10^{-3} \text{m}^3$; $P=60,8\text{KPa}$**

5) Um cilindro de aço com volume de $0,15\text{m}^3$ suporta uma pressão máxima igual a $3 \times 10^7 \text{Pa}$. Supondo comportamento ideal, calcule a massa de nitrogênio que pode ser colocada no cilindro na temperatura de 30°C . **$M= 50\text{Kg}$**

6) Um cilindro com $0,5\text{m}^3$ de capacidade contém nitrogênio sob pressão de 1500KPa na temperatura de 25°C . Mantendo constante a temperatura, transfere-se nitrogênio para um recipiente de 5L de capacidade fazendo com que a pressão neste último seja de 800kPa. Admitindo comportamento ideal, calcule a pressão restante de nitrogênio no primeiro cilindro. **$P=1492035,982\text{Pa}$**

- 7)** Um volume de 1,0L do gás He a 0,75atm foi misturado com 2,0L do gás Ne a 1,5atm a uma temperatura de 25°C para dar um volume total de 3,0L da mistura. Assumindo que não há mudança na temperatura e que He e Ne podem ser tratados como gases ideais, quais são as pressões parciais e frações molares de cada componente na mistura? $P_{\text{He}}=0,253\text{atm}$, $P_{\text{Ne}}=1,0\text{atm}$, $X_{\text{He}}=0,2$ $X_{\text{Ne}}=0,8$
- 8)** Uma amostra de 255mg de neônio ocupa 3L a 122k. Calcule a pressão do gás considerando o como gás perfeito $P=0,043\text{ atm}$
- 9)** Num certo processo industrial o nitrogênio é aquecido a 500K num vaso a volume constante. Se o gás entra no vaso a 100atm e 300K, qual sua pressão na temperatura de trabalho se o comportamento for o de gás perfeito? $P=166,67\text{atm}$
- 10)** Uma certa mistura gasosa está em uma pressão de 3450KPa e é constituída de 20g de O_2 e 30g de CO_2 . Determine a pressão parcial de CO_2 $P=1794\text{KPa}$
- 11)** Determine o volume molar de um gás ideal a 20°C e 1,0 bar $V_m=24,37\text{L/mol}$
- 12)** Um equipamento doméstico para gaseificar água usa cilindros de aço de dióxido de carbono de volume igual a 250mL. Cada um dos cilindros pesa 1,04Kg quando está cheio e 0,74Kg quando está vazio. Qual é a pressão de gás em cada cilindro a 20°C? $P=656,07\text{atm}$