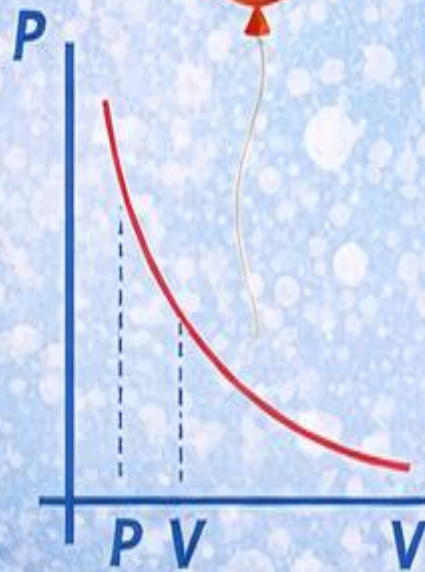




ESTUDO DOS GASES

ESTUDO DOS GASES

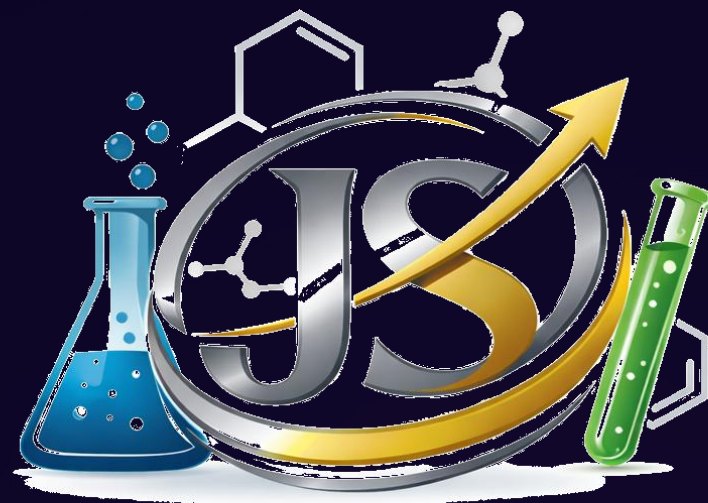
Prof. Josecler Silva



Estudo dos Gases

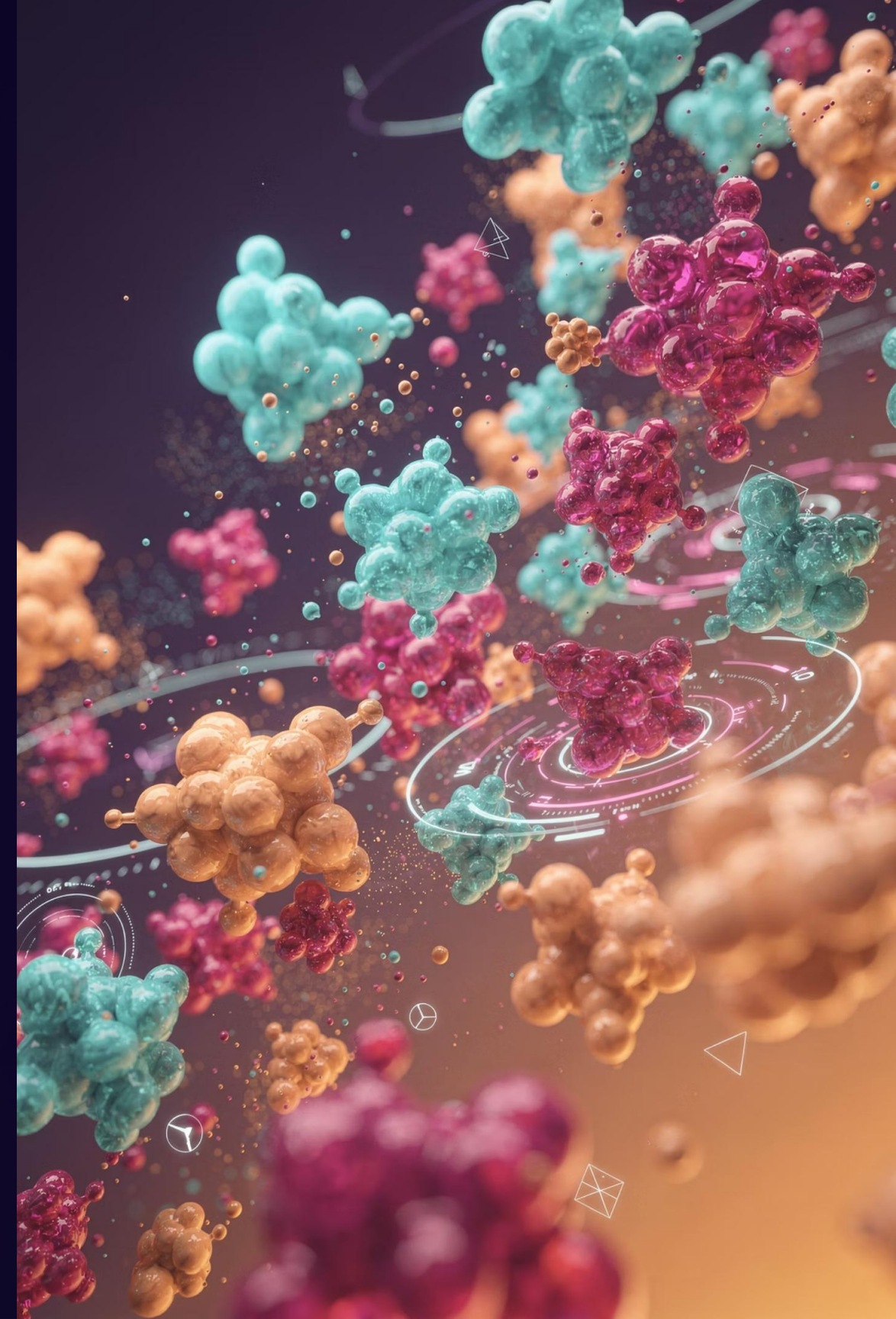
CAPÍTULO 17

Química – 2º Ano do Ensino Médio | APOSTILA VOLUME 5



JOSECLER SILVA

— Prof. Josecler —



Objetivos do Capítulo

Neste capítulo, vamos explorar o fascinante mundo dos gases e suas aplicações práticas. Ao final, você será capaz de compreender e resolver problemas envolvendo o comportamento dos gases em diferentes situações.

Propriedades dos Gases

Entender o que são gases e suas características fundamentais

Variáveis de Estado

Aprender sobre pressão, volume e temperatura

Transformações Gasosas

Identificar processos isotérmicos, isobáricos e isovolumétricos

Equações e Cálculos

Resolver problemas usando as leis dos gases

Misturas Gasosas

Compreender pressão parcial e composição de gases

Por Que Estudar Gases?

Gases no Nosso Dia a Dia

Os gases estão presentes em inúmeras situações cotidianas, desde atividades simples até aplicações tecnológicas avançadas. Compreender seu comportamento nos ajuda a entender fenômenos naturais e processos industriais importantes.

A característica mais marcante dos gases é sua capacidade de "responder" rapidamente a mudanças de pressão (P), volume (V) e temperatura (T). Essa sensibilidade torna os gases fascinantes e úteis em diversas aplicações práticas.



Pneus e Calibragem

Controle de pressão para segurança



Aerosóis

Desodorantes e sprays



Panela de Pressão

Cozimento mais rápido



Balões

Festas e meteorologia



Cilindros de Gás

Cozinha, hospital, mergulho

O Que É Um Gás?

Um gás é uma substância que não possui forma nem volume próprios. Diferentemente dos sólidos e líquidos, os gases se adaptam completamente ao recipiente que os contém, ocupando todo o espaço disponível.

Alta Compressibilidade

Os gases podem ser "apertados" e reduzidos a volumes muito menores. Isso acontece porque há muito espaço vazio entre as partículas.

Baixa Densidade

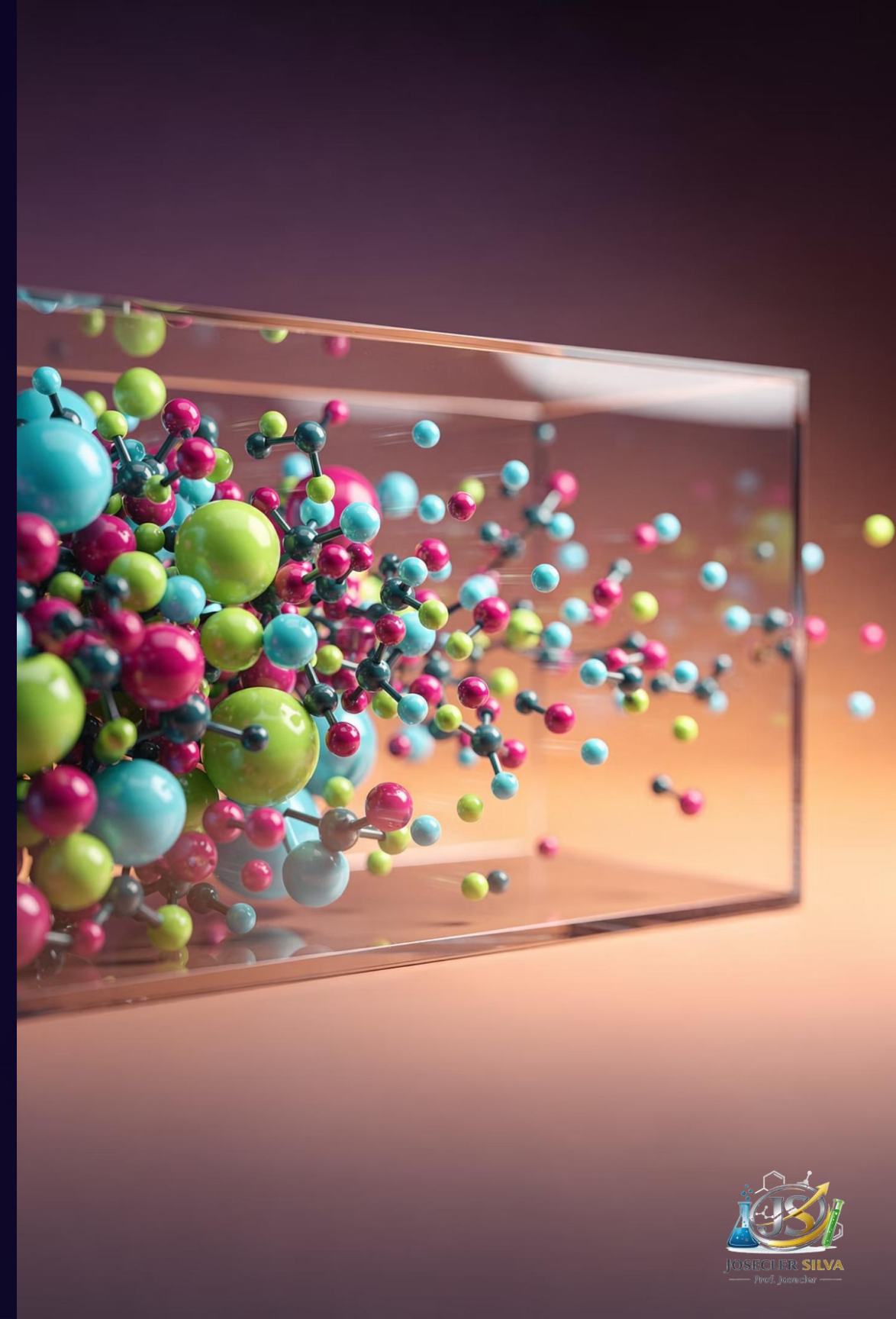
Os gases são muito menos densos que líquidos e sólidos. As partículas estão muito afastadas umas das outras.

Grande Difusibilidade

Os gases se espalham facilmente, misturando-se com outros gases de forma espontânea e rápida.

Expansibilidade

Os gases ocupam todo o espaço disponível no recipiente, não importa qual seja seu tamanho ou forma.



Propriedades dos Gases em Detalhes

Vamos explorar cada propriedade com exemplos práticos que você pode observar no seu dia a dia. Essas características são fundamentais para entender o comportamento dos gases.



Compressibilidade

Capacidade de reduzir volume sob pressão.
Exemplo: ar sendo bombeado para dentro do pneu, ocupando menos espaço.



Expansibilidade

Ocupa todo o recipiente disponível. Exemplo: perfume borrifado em um canto da sala logo se espalha por todo o ambiente.



Difusibilidade

Espalha-se espontaneamente.
Exemplo: cheiro de gás de cozinha ou perfume se espalhando rapidamente pelo ambiente.



Efusão

Atravessa pequenos orifícios. Exemplo: vazamento lento de ar por uma válvula ou furo minúsculo no pneu.

Modelo do Gás Ideal

O gás ideal é um modelo teórico simplificado que nos ajuda a fazer cálculos e previsões sobre o comportamento dos gases. Embora nenhum gás real seja perfeitamente ideal, muitos se comportam de forma muito próxima a esse modelo em certas condições.

Quando o Modelo Funciona Melhor?

O comportamento ideal é mais evidente em situações de **baixa pressão** e **alta temperatura**. Nessas condições, as partículas estão bem afastadas e as interações entre elas são mínimas.

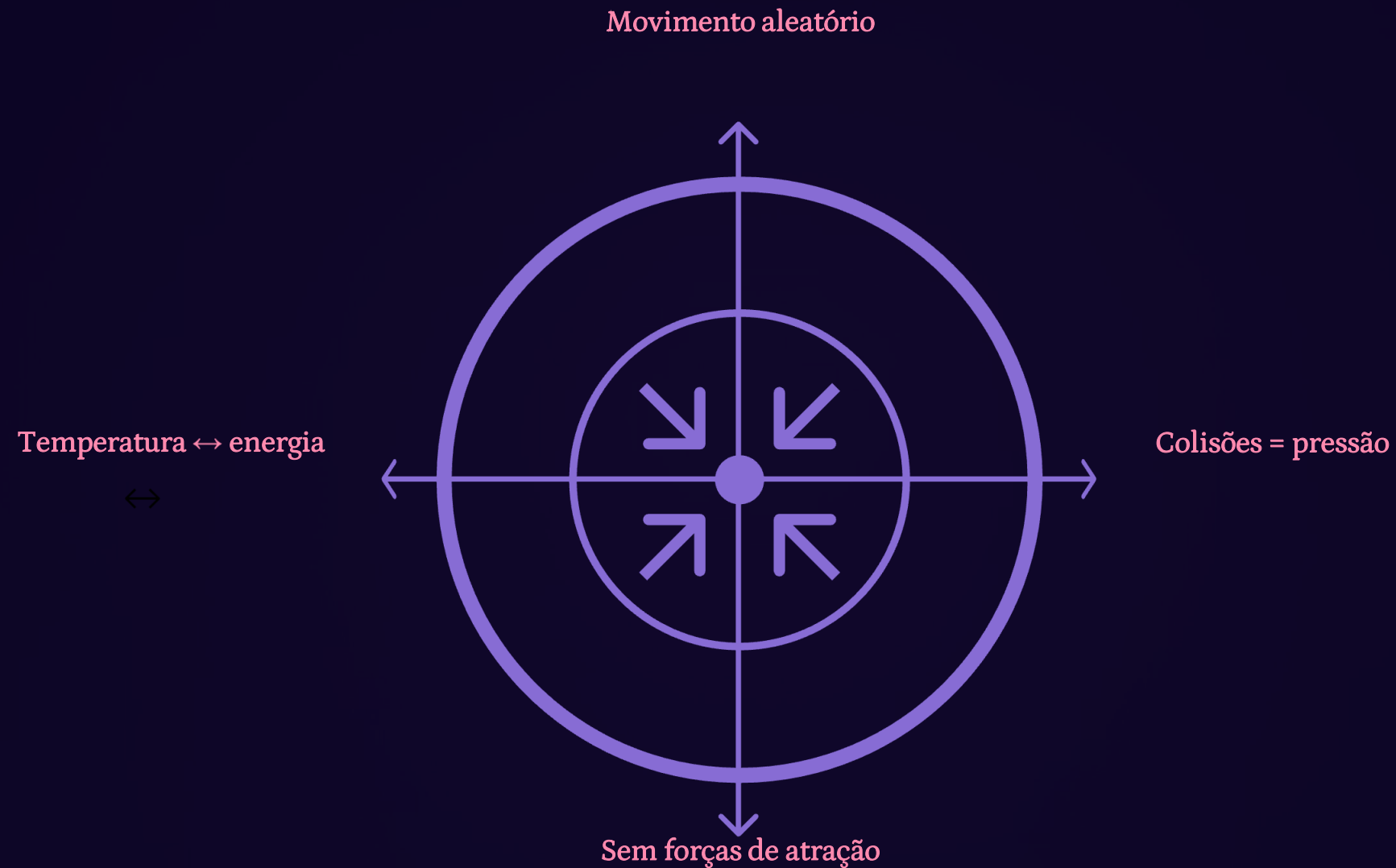
Em condições extremas de alta pressão ou baixa temperatura, os gases reais se desviam significativamente do comportamento ideal.

Suposições do Modelo

- As partículas são pontos materiais muito pequenos
- Não há forças de atração ou repulsão significativas entre as partículas
- As colisões são perfeitamente elásticas (não há perda de energia)
- O volume das partículas é desprezível comparado ao volume do recipiente
- O movimento das partículas é constante, aleatório e em todas as direções

Teoria Cinética dos Gases

A teoria cinética é o conceito central para compreender o comportamento dos gases. Ela explica todas as propriedades macroscópicas (que podemos medir) através do movimento microscópico (das partículas individuais).



Esta teoria conecta o mundo microscópico das partículas ao mundo macroscópico que observamos. Quanto mais quente o gás, mais rápido as partículas se movem, resultando em colisões mais frequentes e intensas com as paredes do recipiente.



Energia Cinética e Temperatura

A energia cinética é a energia associada ao movimento. Nos gases, existe uma relação direta e fundamental entre a temperatura e a energia cinética média das partículas.

Conexão Fundamental

Quanto maior a temperatura, maior a energia cinética média das partículas do gás. Isso significa que as partículas se movem mais rapidamente.

Consequência prática: Partículas mais rápidas realizam colisões mais frequentes e mais intensas com as paredes do recipiente, aumentando a pressão.

Interpretação Microscópica

A temperatura é, na verdade, uma medida da energia cinética média das partículas. Não é uma propriedade de uma partícula individual, mas sim da coletividade.

Por isso, ao aquecermos um gás, estamos fornecendo energia que aumenta a velocidade média das partículas.

Variáveis de Estado

O estado de um gás é completamente definido por quatro variáveis fundamentais. Conhecendo essas variáveis, podemos prever e calcular o comportamento do gás em diferentes situações.



Essas quatro variáveis estão interligadas. Quando alteramos uma delas, mantendo algumas constantes, podemos prever o que acontecerá com as outras usando as leis dos gases.

Siglas e Símbolos Importantes

É fundamental conhecer o significado exato de cada símbolo usado nas equações dos gases. Aqui está o "dicionário" que você precisará ao longo do capítulo.



P = Pressão

Força por unidade de área exercida pelo gás. Unidades: atm, Pa, mmHg.



V = Volume

Espaço ocupado pelo gás. Unidades: L (litros), mL, m³.



T = Temperatura

Sempre em Kelvin nas fórmulas! $K = ^\circ C + 273$.



n = Quantidade de Matéria

Número de mols do gás. $n = \text{massa}/\text{massa molar}$.



R = Constante Universal

Constante dos gases. Valor depende das unidades usadas.



CNTP

Condições Normais: 0°C (273 K) e 1 atm.

Pressão: Conceito Fundamental



O Que É Pressão?

Pressão é a grandeza física que representa a **força exercida por unidade de área**. No caso dos gases, essa força vem das inúmeras colisões das partículas do gás com as paredes do recipiente.

$$P = \frac{F}{A}$$

Onde: F = força (em Newtons) e A = área (em m²)

Unidades Comuns de Pressão

- atm (atmosfera) – unidade muito usada em química
- Pa (pascal) – unidade do Sistema Internacional
- mmHg (milímetros de mercúrio) – usada em barômetros

Quanto mais colisões e mais intensas elas forem, maior será a pressão exercida pelo gás.

Pressão Atmosférica

A pressão atmosférica é causada pelo "peso" da coluna de ar acima de nós. Toda a atmosfera terrestre exerce uma força sobre a superfície da Terra e sobre nós, mesmo que não sintamos diretamente.

Referência ao Nível do Mar

Ao nível do mar, a pressão atmosférica tem um valor padrão usado como referência em cálculos:

1

atm

Atmosfera

760

mmHg

Milímetros de mercúrio

101325

Pa

Pascal (aproximado)

Variação da Pressão

A pressão atmosférica não é constante. Ela varia com:

- **Altitude:** quanto mais alto, menor a pressão (há menos ar acima)
- **Condições climáticas:** sistemas de alta e baixa pressão
- **Temperatura:** ar quente tende a subir, alterando a pressão

É por isso que água ferve em temperaturas diferentes em locais de altitudes diferentes!

Barômetro e Torricelli

Em 1643, o físico italiano Evangelista Torricelli inventou o barômetro e demonstrou a existência da pressão atmosférica através de um experimento engenhoso.



O Experimento de Torricelli

Torricelli encheu um tubo de vidro com mercúrio (Hg) e o inverteu em uma cuba também com mercúrio. Observou que o mercúrio não descia completamente, formando uma coluna de aproximadamente 760 mm.

A conclusão foi revolucionária: **a pressão do ar empurra o mercúrio para cima**, equilibrando o peso da coluna de mercúrio.

Funcionamento do Barômetro

A altura da coluna de mercúrio varia conforme a pressão atmosférica:

- Pressão maior → coluna mais alta
- Pressão menor → coluna mais baixa

Por isso usamos **mmHg** como unidade de pressão!

Exemplos Práticos de Pressão

A pressão está presente em muitas situações cotidianas. Reconhecer esses fenômenos ajuda a compreender melhor os conceitos teóricos.



Tampa "Presada" no Pote

Ao abrir um pote quente, o ar interno esfria, diminuindo de volume e pressão. A pressão externa maior "prende" a tampa.



Sucção do Canudo

Ao sugar, criamos uma região de pressão menor dentro do canudo. A pressão atmosférica empurra o líquido para cima.



Vácuo em Potes

Recipientes com vácuo parcial têm pressão interna menor que a externa, mantendo o conteúdo preservado.



Seringa

Ao puxar o êmbolo, aumenta V e diminui P . Ao empurrar, diminui V e aumenta P (desde que não haja vazamento).



Volume: Espaço Ocupado

Volume é a grandeza que mede o espaço tridimensional ocupado pelo gás. Diferentemente de sólidos e líquidos, o volume de um gás é sempre igual ao volume do recipiente que o contém.

Unidades de Volume

Existem várias unidades para medir volume. É importante saber converter entre elas:

Litro (L)

Unidade mais comum em química escolar

Mililitro (mL)

1 L = 1000 mL

Metro Cúbico (m³)

Unidade do Sistema Internacional

Relações Importantes

Memorize estas conversões essenciais:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

Nos cálculos com gases, geralmente usamos **litros (L)** como unidade de volume. Fique atento às conversões necessárias nos problemas.

Temperatura: Escala Kelvin

Nas equações dos gases, a temperatura SEMPRE deve estar em Kelvin (K). Esta é uma regra absoluta! A escala Kelvin é chamada de escala absoluta porque seu zero representa a ausência total de energia cinética molecular.

Por Que Kelvin?

A escala Kelvin é necessária porque as equações dos gases são baseadas em proporções. Se usássemos Celsius, poderíamos ter temperaturas negativas, o que não faz sentido em proporções diretas.

O zero Kelvin ($0\text{ K} = -273^{\circ}\text{C}$) é o **zero absoluto**, a temperatura mais baixa possível, onde teoricamente as partículas param de se mover.

Conversão Celsius ↔ Kelvin



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

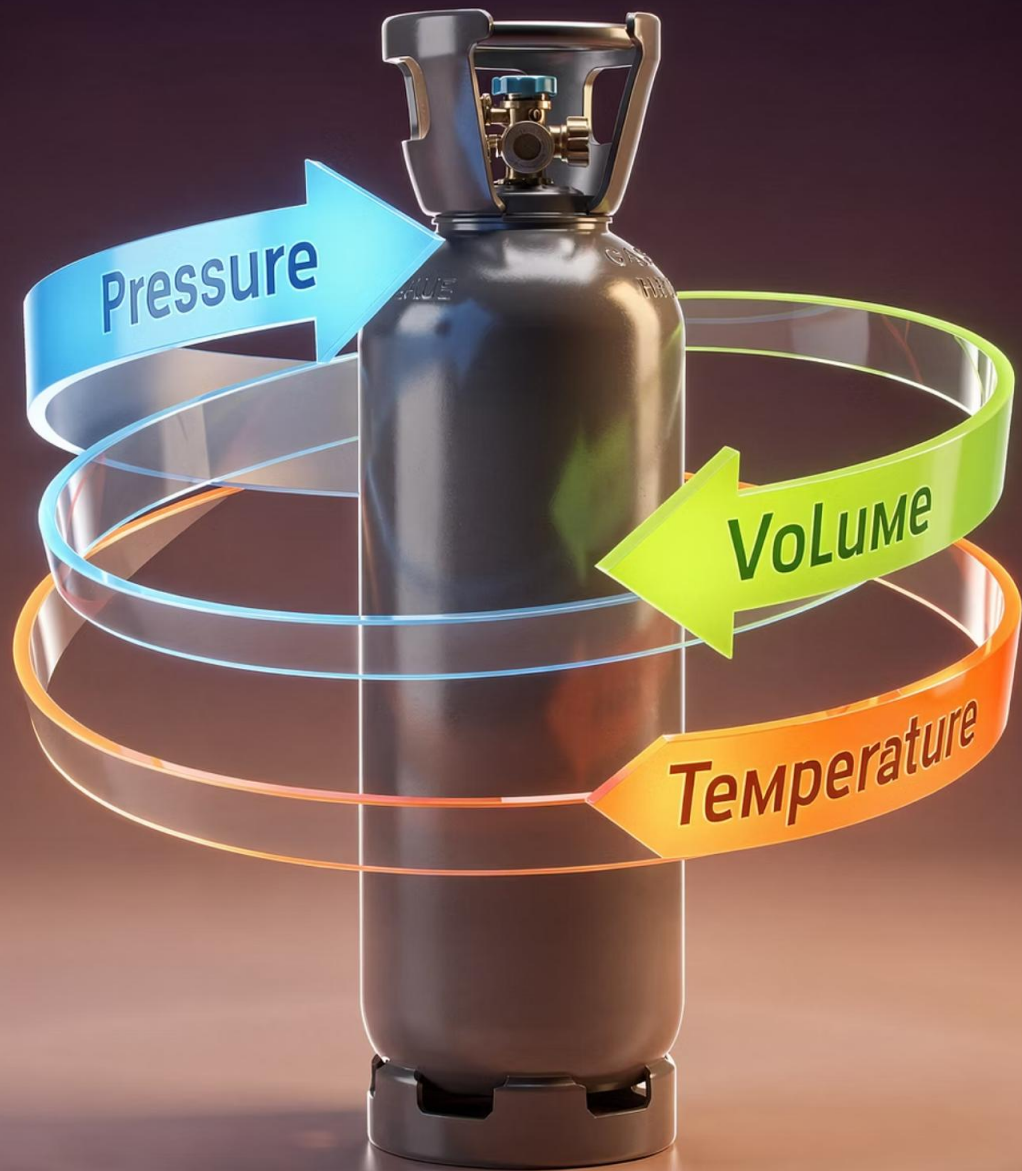
Exemplos Práticos

- $27^{\circ}\text{C} = 27 + 273 = 300\text{ K}$
- $0^{\circ}\text{C} = 0 + 273 = 273\text{ K}$
- $100^{\circ}\text{C} = 100 + 273 = 373\text{ K}$
- $-73^{\circ}\text{C} = -73 + 273 = 200\text{ K}$

Nunca use $^{\circ}\text{C}$ diretamente nas fórmulas! Sempre converta para Kelvin primeiro.

Transformações Gasosas

Uma transformação gasosa ocorre quando o estado de um gás muda pela alteração de uma ou mais de suas variáveis de estado (P , V , T). O comportamento do gás durante essas transformações pode ser previsto pelas leis dos gases.



Isotérmica (T constante)

Isobárica (P constante)

Isocórica (V constante)

Cada tipo de transformação mantém uma variável constante enquanto as outras duas podem variar. Identificar qual variável permanece constante é o primeiro passo para resolver problemas envolvendo transformações gasosas.

Transformação Isotérmica

Na transformação isotérmica, a **temperatura permanece constante**. Esta é uma situação em que o gás troca calor com o ambiente de forma que sua temperatura não muda, mesmo quando pressão e volume variam.

Lei de Boyle-Mariotte

Quando a temperatura é constante, existe uma relação inversa entre pressão e volume:



$$P \cdot V = \text{constante}$$

Ou para dois estados diferentes:

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

Interpretação

Se o volume **aumenta**, a pressão **diminui** proporcionalmente. Se o volume **diminui**, a pressão **aumenta**. São grandezas **inversamente proporcionais**.

Raciocínio Microscópico

Quando aumentamos o volume (mantendo T constante), as partículas têm mais espaço para se mover. Resultado: menos colisões por unidade de área → pressão menor.

Quando diminuimos o volume, "comprimos" o gás. As partículas colidem com mais frequência com as paredes → pressão maior.

Exemplo mental: imagine comprimir uma seringa tampada. À medida que diminui o volume, você sente maior resistência (pressão aumentando).

Exemplo Isotérmico no Cotidiano



Seringa Tampada

Uma seringa com a saída bloqueada é um ótimo exemplo de transformação isotérmica. Quando você manipula o êmbolo, está alterando o volume do gás interno.

O Que Acontece?

1

Puxar o Êmbolo

Aumenta $V \rightarrow$ Diminui P

2

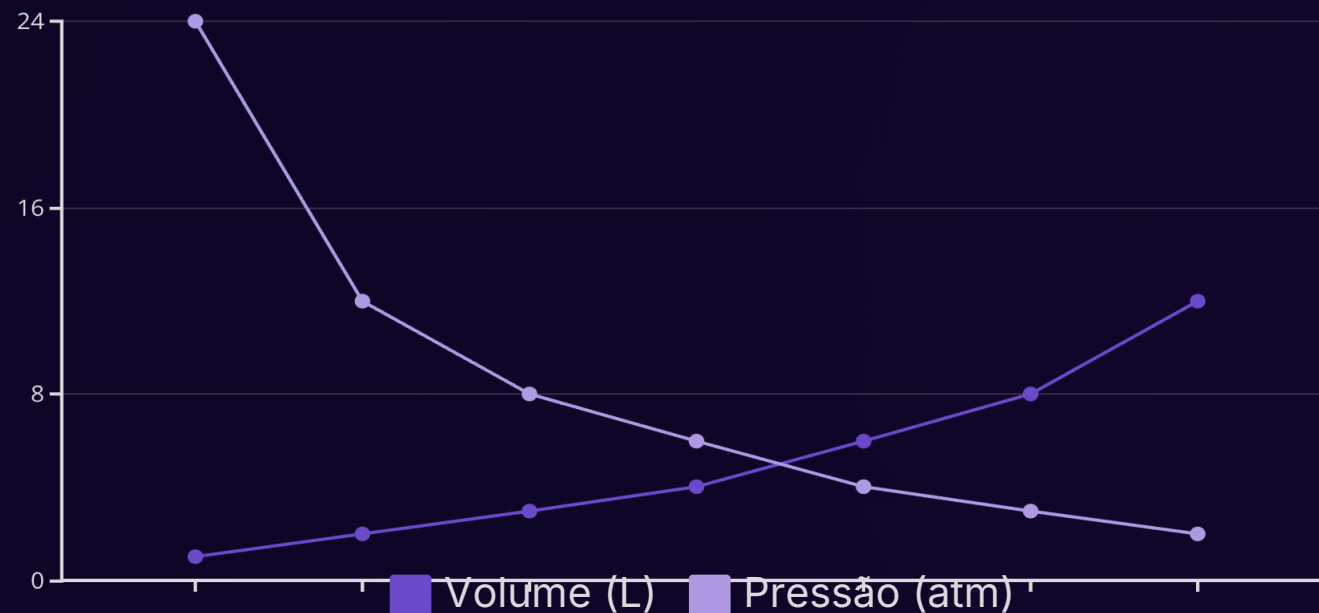
Empurrar o Êmbolo

Diminui $V \rightarrow$ Aumenta P

- 📌 **Observação importante:** Este exemplo funciona bem se a temperatura não variar significativamente durante o processo. Em mudanças muito rápidas, pode haver aquecimento ou resfriamento.

Gráfico da Transformação Isotérmica

A representação gráfica de uma transformação isotérmica mostra visualmente a relação inversa entre pressão e volume. Este tipo de gráfico é fundamental para compreender o comportamento dos gases.



Características do Gráfico $P \times V$

- O gráfico é uma **curva**, especificamente uma hipérbole
- **Não é uma reta**, pois a relação não é linear
- A curva se aproxima dos eixos mas nunca os toca
- Mostra claramente a **proporcionalidade inversa**

Cada ponto da curva representa um estado possível do gás àquela temperatura. Diferentes temperaturas produzem diferentes curvas (isotermas).

Quanto maior a temperatura, mais "afastada" a curva fica da origem do gráfico.

Transformação Isobárica

Na transformação isobárica, a pressão permanece constante. Isso significa que, ao aquecermos ou resfriarmos o gás, seu volume se ajusta para manter a pressão inalterada.

Lei de Charles

Quando a pressão é constante, volume e temperatura são diretamente proporcionais:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Ou para dois estados diferentes:

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

Lembre-se: T deve estar em Kelvin!

Interpretação

Se a temperatura **umenta**, o volume **umenta** proporcionalmente.
Se a temperatura **diminui**, o volume **diminui**. São grandezas diretamente proporcionais.

Raciocínio Microscópico

Ao aumentar T, as partículas se movem mais rápido e colidem com mais força. Para manter P constante, o volume precisa aumentar (mais espaço, menos colisões por área).

Exemplos Isobáricos no Cotidiano

Transformações isobáricas acontecem quando o gás pode expandir ou contrair livremente, mantendo a pressão igual à atmosférica (ou outra pressão constante).



Balão de Festa

Quando aquecemos um balão (cuidado!), a temperatura do ar interno aumenta. Se o balão puder expandir, seu volume aumenta para manter a pressão aproximadamente constante.



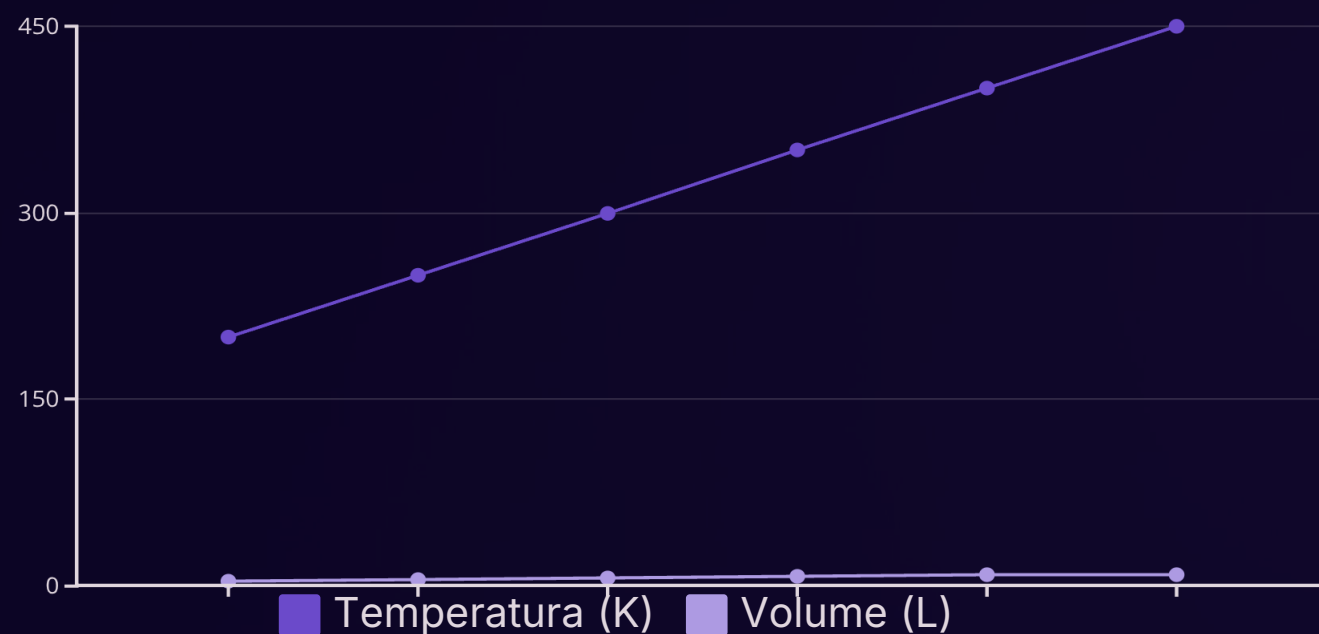
Aerossol Aquecido

Se um aerossol for aquecido, a temperatura do gás interno aumenta. Como o recipiente é rígido e não deixa o volume aumentar, a pressão sobe perigosamente. Por isso há avisos para não aquecer!

Nota: No aerossol, a transformação seria isovolumétrica se o recipiente for rígido.

Gráfico da Transformação Isobárica

O gráfico de uma transformação isobárica mostra a relação direta entre volume e temperatura. É essencial usar Kelvin como escala de temperatura para obter uma reta.



Características do Gráfico $V \times T$

- O gráfico é uma **reta crescente**
- Mostra **proporcionalidade direta** entre V e T
- A reta, se prolongada, passaria pela origem (0 K , 0 L)

Importante: Se usássemos Celsius no eixo horizontal, a reta não passaria pela origem. É por isso que devemos usar Kelvin nas equações dos gases!

A inclinação da reta depende da quantidade de gás e da pressão constante aplicada.

Transformação Isovolumétrica

Na transformação isovolumétrica (ou isocórica), o **volume permanece constante**. Isso acontece em recipientes rígidos que não permitem expansão ou contração. Também é chamada de transformação **isométrica**.

Lei de Gay-Lussac

Quando o volume é constante, pressão e temperatura são diretamente proporcionais:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Ou para dois estados diferentes:

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

Lembre-se: T deve estar em Kelvin!

Interpretação

Se a temperatura **umenta**, a pressão **umenta** proporcionalmente.
Se a temperatura **diminui**, a pressão **diminui**. São grandezas **diretamente proporcionais**.

Raciocínio Microscópico

Ao aumentar T (em volume constante), as partículas se movem mais rápido. Como o espaço não aumenta, há mais colisões e mais intensas → pressão maior.

Exemplos Isovolumétricos no Cotidiano

Sempre que um gás está em um recipiente rígido (que não muda de volume) e sua temperatura varia, temos uma transformação isovolumétrica.



Pneu e Temperatura

O pneu do carro é um recipiente praticamente rígido. Quando você dirige muito ou em dias quentes, a temperatura do ar interno aumenta. Como o volume é aproximadamente constante, a pressão aumenta.

É por isso que a calibragem deve ser feita com pneus frios!



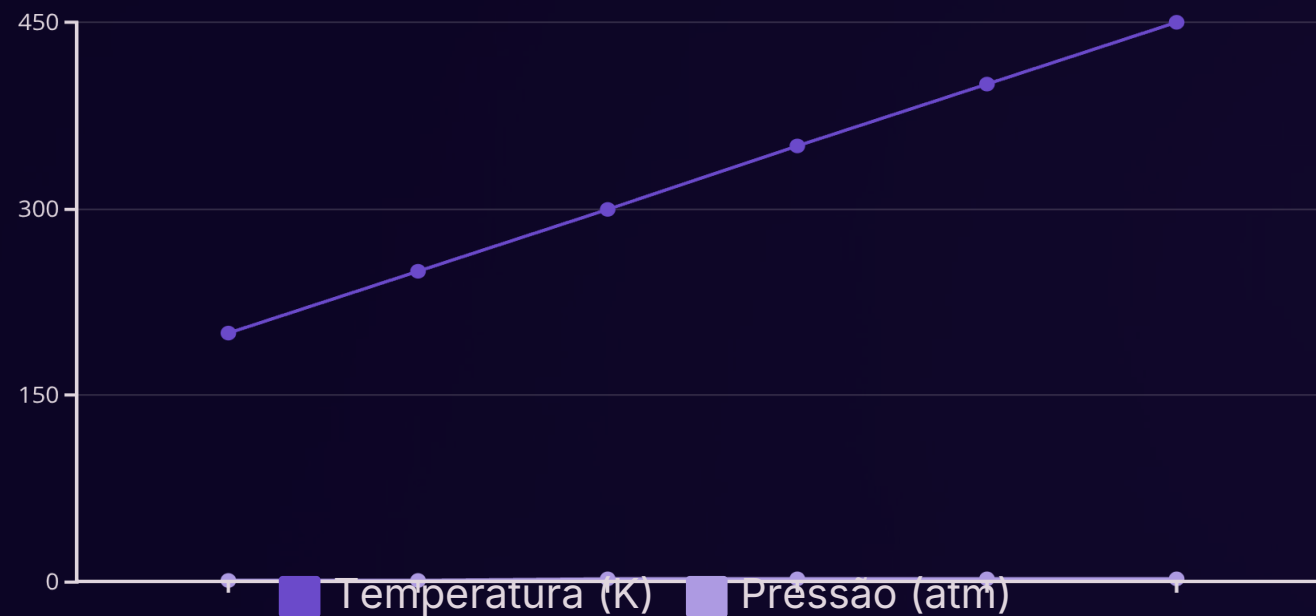
Cilindro Rígido de Gás

Cilindros de aço ou alumínio são recipientes rígidos. Se um cilindro for aquecido (por exemplo, exposto ao sol), a temperatura do gás aumenta mas o volume não pode mudar. Resultado: a pressão sobe significativamente.

Perigo: Pressões muito altas podem causar explosões!

Gráfico da Transformação Isovolumétrica

O gráfico de uma transformação isovolumétrica mostra a relação direta entre pressão e temperatura em volume constante.



Características do Gráfico $P \times T$

- O gráfico é uma **reta crescente**
- Mostra proporcionalidade direta entre P e T
- A reta, se prolongada, passaria pela origem (0 K, 0 atm)
- Similar ao gráfico isobárico, mas com P no eixo vertical

Novamente, usar Kelvin é fundamental para obter uma reta que passa pela origem. Com Celsius, a relação não seria tão simples visualmente.

A inclinação depende do volume constante e da quantidade de gás.

Resumo das Transformações Gasosas

Cada tipo de transformação tem sua própria equação. A chave para resolver problemas é identificar qual variável permanece constante no processo descrito.



Isotérmica

T constante

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Relação: P e V são inversamente proporcionais



Isobárica

P constante

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

Relação: V e T são diretamente proporcionais



Isovolumétrica

V constante

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

Relação: P e T são diretamente proporcionais

📌 **Dica de prova:** Leia o problema com atenção e identifique qual variável NÃO muda. Isso indica qual equação usar!

Equação Geral dos Gases

A Equação Geral dos Gases combina as três transformações em uma única fórmula. Ela é usada quando temos um gás que muda de estado mas a quantidade de matéria (n) permanece constante.

A Fórmula Unificadora



$$\frac{P}{T} V = \text{constante}$$

Ou, comparando dois estados:

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

Esta equação é extremamente útil porque funciona para qualquer transformação, desde que n seja constante.

Quando Usar?

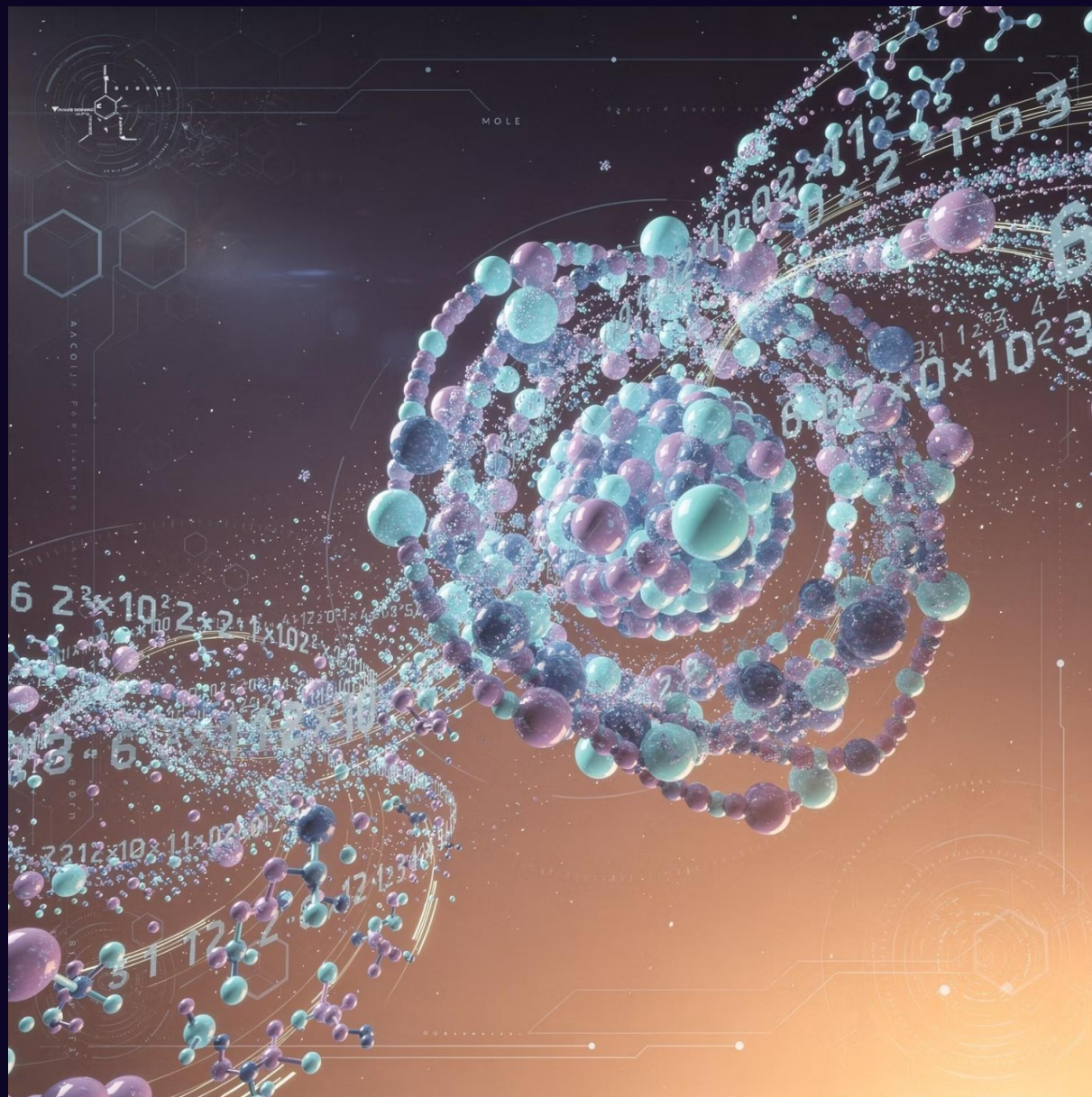
Use a Equação Geral quando:

- Duas ou mais variáveis (P, V, T) mudam simultaneamente
- A quantidade de gás (n) não muda
- Não há entrada nem saída de gás do sistema

Se você não souber qual transformação está ocorrendo, a Equação Geral é sempre uma escolha segura (desde que n seja constante)!

Quantidade de Matéria: n (mol)

A quantidade de matéria, representada por n , é medida em mols. Um mol é uma quantidade específica de partículas (aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$ entidades, o número de Avogadro).



Calculando n

Para calcular o número de mols, usamos a relação:

$$n = \frac{m}{M}$$

Onde:

- n = número de mols (mol)
- m = massa da substância (g)
- M = massa molar da substância (g/mol)

Exemplo

Quantos mols há em 32 g de O_2 ?

Massa molar do O_2 = 32 g/mol

$$n = 32/32 = 1 \text{ mol}$$

Equação de Clapeyron (Gás Ideal)

A Equação de Clapeyron é a forma mais completa e geral para descrever o comportamento de um gás ideal. Ela relaciona todas as variáveis de estado simultaneamente.

A Equação Fundamental

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

Esta é também chamada de Equação dos Gases Ideais ou Equação de Estado.

Significado de Cada Termo

- P = pressão do gás (unidade depende de R)
- V = volume ocupado pelo gás (L ou m³)
- n = quantidade de matéria em mols
- R = constante universal dos gases
- T = temperatura absoluta (Kelvin)

Esta equação é válida para qualquer estado do gás, não apenas para comparar dois estados. Por isso é tão poderosa!

Valores da Constante R

A constante universal dos gases (R) pode ter diferentes valores numéricos dependendo das unidades usadas. É crucial usar o valor correto de R que corresponde às unidades das outras variáveis.

Valor Mais Comum em Exercícios

$$R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

Use este valor quando:

- Pressão está em atm
- Volume está em L
- Temperatura está em K

Este é o valor que você encontrará na maioria dos problemas do ensino médio.

Outros Valores de R

Dependendo das unidades, R pode assumir outros valores:

- $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ (SI, energia)
- $R = 62,4 \text{ L}\cdot\text{mmHg}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
- $R = 8,31 \times 10^3 \text{ L}\cdot\text{Pa}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Sempre verifique qual valor de R usar! Misturar o valor errado com as unidades causa erros nos cálculos.

Como Não Errar com Unidades

Erros de unidade são a causa mais comum de erros em problemas de gases. Seguir um checklist rigoroso antes de calcular pode evitar muitos problemas.

1

Temperatura em Kelvin?

Se está em °C, converta: $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$

2

Volume na Unidade Certa?

Se R usa L, certifique-se que V está em L. Se necessário, converta mL → L ou m³ → L

3

Pressão Compatível com R?

Se R = 0,082, P deve estar em atm. Converta mmHg, Pa, etc. se necessário

4

Quantidade em Mols?

Se tem massa, calcule $n = m/M$ primeiro

Erros Comuns para Evitar

- Usar °C no lugar de K (erro gravíssimo!)
- Misturar L com m³ sem converter
- Usar R = 0,082 com pressão em mmHg
- Esquecer de converter massa para mols

CNTP: Condições Normais

CNTP é uma sigla que significa Condições Normais de Temperatura e Pressão. É um estado de referência usado para comparações e cálculos padronizados.

0°C

Temperatura

273 K

1

Pressão

atm (760 mmHg)

22,4

Volume Molar

L/mol

Fato Importante: Volume Molar

Em CNTP, 1 mol de qualquer gás ideal ocupa 22,4 L. Este é um valor extremamente útil para cálculos rápidos.

Se um problema diz "em CNTP", você automaticamente sabe:

- $T = 273 \text{ K (} 0^\circ\text{C)}$
- $P = 1 \text{ atm}$
- $1 \text{ mol} \rightarrow 22,4 \text{ L}$

Este valor (22,4 L/mol) vale para qualquer gás ideal: O_2 , N_2 , CO_2 , H_2 , etc.

Exemplo Guiado: Usando $PV = nRT$

Vamos resolver um problema passo a passo para demonstrar o método correto de aplicar a Equação de Clapeyron.

01

Enunciado

"Calcule o volume ocupado por 2 mols de gás ideal a 27°C e 1 atm."

03

Identificar as Variáveis

$n = 2 \text{ mol}$ | $T = 300 \text{ K}$ | $P = 1 \text{ atm}$ | $V = ?$

$R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

05

Substituir e Calcular

$$V = \frac{2 \times 0,082 \times 300}{1}$$

$V = 49,2 \text{ L}$

02

Converter Temperatura

$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$

04

Aplicar a Equação $PV = nRT$

$$V = \frac{n R T}{P}$$

06

Resposta

O gás ocupa um volume de 49,2 litros

Densidade Absoluta dos Gases

A densidade de um gás mede quanta massa existe em um determinado volume. Diferentemente de sólidos e líquidos, a densidade dos gases varia muito com pressão e temperatura.

Conceito de Densidade

Por definição:

$$d = \frac{m}{V}$$

Para gases ideais, podemos relacionar densidade com a Equação de Clapeyron. Manipulando $PV = nRT$ e usando $n = m/M$, chegamos a:



$$d = \frac{P}{R} \frac{M}{T}$$

Onde M é a massa molar do gás.

Interpretação

Esta equação mostra que:

- Maior pressão → maior densidade
- Maior temperatura → menor densidade
- Maior massa molar → maior densidade

Por isso gases "pesados" (maior M) tendem a ficar mais próximos ao chão, enquanto gases "leves" (menor M) sobem.

Densidade e Comportamento dos Gases

A diferença de densidade entre gases explica diversos fenômenos interessantes do nosso cotidiano.



Por Que o Hélio Sobe?

O gás hélio (He) tem massa molar muito pequena (4 g/mol), resultando em densidade muito menor que a do ar (≈ 29 g/mol em média). Por isso balões com hélio sobem.



Por Que CO₂ Fica Baixo?

O dióxido de carbono (CO₂) tem massa molar de 44 g/mol, maior que a do ar. Isso o torna mais denso, fazendo com que "desça" e fique próximo ao chão em alguns ambientes.

Isso é importante em segurança: vazamentos de CO₂ se acumulam em locais baixos.

Difusão de Gases

Difusão é o processo espontâneo pelo qual as partículas de um gás se espalham de regiões de maior concentração para regiões de menor concentração, até que a mistura fique homogênea.

Definição e Exemplo

A difusão explica por que, quando você borrifa perfume em um canto da sala, logo o cheiro se espalha por todo o ambiente.

As moléculas do perfume se movem aleatoriamente, espalhando-se pelo ar até que estejam uniformemente distribuídas.

Fatores Que Afetam a Difusão

- **Massa molar:** gases mais leves se difundem mais rapidamente
- **Temperatura:** maior temperatura → partículas mais rápidas → difusão mais rápida
- **Pressão:** influencia a densidade e, portanto, a velocidade de difusão

A difusão é um processo espontâneo e irreversível em condições normais.

Efusão de Gases

Efusão é o processo pelo qual um gás escapa através de um pequeno orifício. É diferente da difusão, que é o espalhamento em um meio.

Definição e Exemplo

A efusão ocorre quando há um furo ou abertura muito pequena em um recipiente com gás. O gás "escapa" pelo orifício.

Exemplo prático: Um pneu com um pequeno furo perde ar lentamente por efusão. Quanto menor a abertura, mais lento é o processo.

Lei de Graham

Thomas Graham descobriu que a velocidade de efusão é inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Isso significa que gases mais leves efundem mais rapidamente que gases mais pesados.

Exemplo: H_2 ($M = 2$) efunde muito mais rápido que O_2 ($M = 32$).

Pressão Parcial em Misturas Gasosas

Quando temos uma mistura de gases (como o ar atmosférico), cada gás exerce sua própria pressão como se estivesse sozinho no recipiente. Essa é a **pressão parcial** daquele gás.

Lei de Dalton

A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais de todos os gases presentes:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Cada gás contribui independentemente para a pressão total.

Conceito de Pressão Parcial

A pressão parcial de um gás é a pressão que ele exerceria se ocupasse sozinho todo o volume do recipiente, à mesma temperatura.

Por exemplo, se num recipiente há N_2 a 0,8 atm e O_2 a 0,2 atm, a pressão total é 1,0 atm.

Isso não depende do tipo de gás, apenas da quantidade de partículas (mols) de cada um.

Exemplos Práticos de Pressão Parcial

O conceito de pressão parcial é extremamente importante em aplicações práticas, especialmente em áreas médicas e de segurança.

Ar Atmosférico

O ar que respiramos é uma mistura de gases. A composição aproximada ao nível do mar é:

- Nitrogênio (N_2): $\approx 78\% \rightarrow 0,78 \text{ atm}$
- Oxigênio (O_2): $\approx 21\% \rightarrow 0,21 \text{ atm}$
- Argônio (Ar): $\approx 0,9\% \rightarrow 0,009 \text{ atm}$
- CO_2 e outros: $\approx 0,1\%$

Soma total: 1 atm

Aplicações Importantes



Mergulho

Cilindros têm misturas controladas de O_2 e N_2



Anestesia

Controle preciso das pressões parciais de gases medicinais



Pneus Especiais

Misturas gasosas para melhor desempenho

Misturas Gasosas e Volume Parcial

Além da pressão parcial, podemos pensar em volume parcial quando estudamos misturas gasosas. Este conceito é útil em cálculos envolvendo misturas.



Conceito de Volume Parcial

O volume parcial de um gás em uma mistura é o volume que esse gás ocuparia sozinho, à mesma temperatura e pressão da mistura.

Para misturas ideais:

$$V_{total} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

Este conceito é especialmente útil quando misturamos gases de diferentes recipientes ou quando queremos calcular a composição de uma mistura.

- Em condições equivalentes (mesma P e T), os volumes parciais são aditivos.

Fração Molar

A fração molar (representada por X) é uma forma de expressar a composição de uma mistura. Ela indica que "fração" do total de mols cada componente representa.

Definição

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

Onde:

- X_A = fração molar do componente A
- n_A = número de mols de A
- n_{total} = soma dos mols de todos os componentes

X não tem unidade (é adimensional).

Relação com Pressão Parcial

A fração molar está diretamente relacionada à pressão parcial:

$$P_A = X_A \times P_{total}$$

Esta equação é muito útil em cálculos!

Exemplo

Se uma mistura tem 0,8 mol de N_2 e 0,2 mol de O_2 :

$$X_{N_2} = 0,8/1,0 = 0,8 \text{ (ou 80\%)}$$

Se $P_{total} = 2 \text{ atm}$, então:

$$P_{N_2} = 0,8 \times 2 = 1,6 \text{ atm}$$

Estratégia para Resolver Exercícios

Seguir um método sistemático é fundamental para resolver problemas de gases corretamente. Aqui está uma estratégia passo a passo eficiente.

1

Identifique o Tipo de Transformação

Qual variável permanece constante? T, P ou V? Isso determina qual equação usar.

2

Escolha a Fórmula Correta

Isotérmica: $P_1V_1 = P_2V_2$ | Isobárica: $V_1/T_1 = V_2/T_2$ | Isovolumétrica: $P_1/T_1 = P_2/T_2$ | Geral: $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$ | Clapeyron: $PV = nRT$

3

Converta Todas as Unidades

T em Kelvin? P e V nas unidades corretas para o R escolhido? Use o checklist!

4

Resolva a Equação

Substitua os valores conhecidos e isole a incógnita. Calcule com atenção.

5

Interprete o Resultado

O valor faz sentido fisicamente? Se aumentou T, era esperado que P ou V aumentasse? Verifique a coerência!

Erros Mais Comuns e Como Evitá-los

Conhecer os erros típicos é o primeiro passo para evitá-los. Aqui estão as armadilhas mais frequentes em problemas de gases.

Esquecer de Converter para Kelvin

Este é o erro número 1! Sempre que ver temperatura, converta: $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$. Usar Celsius diretamente invalida o cálculo.

Misturar Unidades de Pressão

Se usar $R = 0,082$, a pressão DEVE estar em atm. Não misture atm, mmHg e Pa sem converter!

Usar o R Errado

Há vários valores de R para diferentes unidades. Certifique-se de usar o valor compatível com P, V e T do problema.

Não Identificar a Variável Constante

Leia com atenção qual variável NÃO muda. Isso determina a equação.
"Recipiente rígido" → V constante.
"Pressão ambiente" → P constante.

Ignorar "Mesma Quantidade de Gás"

A Equação Geral ($P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$) só vale quando n é constante. Se adicionar ou remover gás, use $PV = nRT$.

Resumo Final do Capítulo

Vamos recapitular os pontos essenciais sobre o estudo dos gases. Este resumo consolida tudo que aprendemos.

Natureza dos Gases

Gases são compressíveis, expansíveis e difusíveis. Não têm forma nem volume próprios. Ocupam todo o recipiente disponível.

Teoria Cinética

As partículas estão em movimento constante e aleatório. As colisões com as paredes geram a pressão. Temperatura está ligada à energia cinética média.

Variáveis de Estado

P (pressão), V (volume), T (temperatura em Kelvin) e n (mols) definem completamente o estado de um gás.

Transformações Gasosas

Isotérmica: $P_1V_1 = P_2V_2$ | Isobárica: $V_1/T_1 = V_2/T_2$ | Isovolumétrica: $P_1/T_1 = P_2/T_2$

Equações Fundamentais

Geral: $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$ (n constante) | Clapeyron: $PV = nRT$ (gás ideal)

Misturas Gasosas

P_{total} = soma das pressões parciais (Lei de Dalton). Cada gás contribui independentemente para a pressão total.

Mensagem Final

"Entender gases é entender como pressão, volume e temperatura controlam fenômenos do nosso dia a dia — do pneu ao balão, do spray ao mergulho."

O estudo dos gases nos mostra como princípios microscópicos (movimento de partículas) explicam comportamentos macroscópicos (pressão, temperatura, volume) que observamos e medimos.

Dominar este conteúdo é fundamental não apenas para provas, mas para compreender fenômenos naturais, processos industriais e até questões ambientais como o efeito estufa e a camada de ozônio.

Continue praticando os exercícios, revise as fórmulas e sempre questione: "isso faz sentido fisicamente?" A química está em tudo ao nosso redor!

Prof. Josecler Silva



www.joseclersilva.com.br



[/joseclereducacao](https://www.instagram.com/joseclereducacao)



[/joseclerindustria](https://www.instagram.com/joseclerindustria)



[/in/joseclersilva](https://www.linkedin.com/company/joseclersilva)

Materiais atualizados para
crescimento e aprendizado
profissional e humano.



JOSECLER SILVA