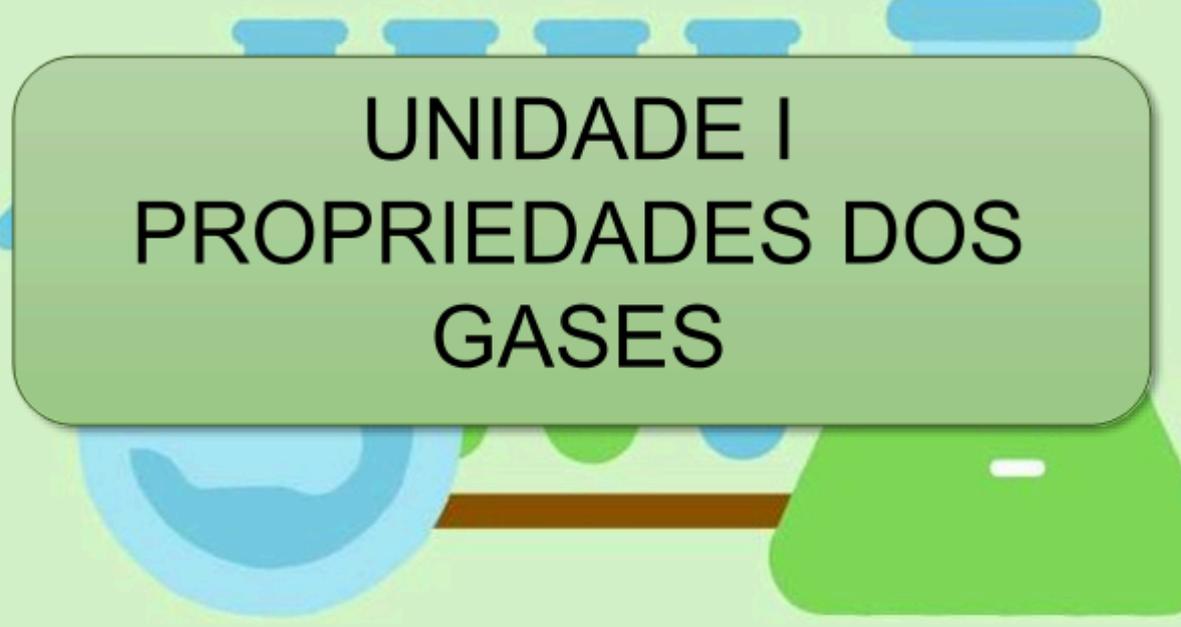




Pro-Ensino



UNIDADE I PROPRIEDADES DOS GASES

físico-Química





**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
PRÓ-ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA**

Unidade I - Propriedades dos gases

São Mateus, ES

2023

Introdução

A físico-química é um campo interdisciplinar que estuda a interação entre a matéria e a energia, aplicando princípios da física e da química para compreender fenômenos e propriedades dos sistemas químicos. Um dos aspectos fundamentais dessa disciplina é o estudo dos gases.

Os gases desempenham um papel crucial em muitos processos químicos e físicos que ocorrem na natureza e em aplicações tecnológicas. Eles são caracterizados por sua capacidade de expandir-se e preencher completamente o volume do recipiente em que estão contidos, além de apresentarem propriedades como pressão, temperatura e volume.

A teoria cinética dos gases desempenha um papel central na compreensão do comportamento dos gases. De acordo com essa teoria, os gases são compostos por partículas em constante movimento aleatório, colidindo umas com as outras e com as paredes do recipiente. Essas colisões são responsáveis pela pressão exercida pelo gás.

A lei dos gases ideais é um dos conceitos fundamentais na físico-química que descreve o comportamento dos gases. Essa lei estabelece uma relação matemática entre a pressão, o volume, a temperatura e a quantidade de substância de um gás. Ela fornece uma base teórica para o estudo de fenômenos como a expansão dos gases, o equilíbrio químico e a termodinâmica.

Além disso, os gases também desempenham um papel essencial em várias aplicações práticas, como a produção de energia, o transporte de substâncias e a atmosfera terrestre. O estudo dos gases na físico-química permite entender melhor esses processos e desenvolver tecnologias mais eficientes e sustentáveis.

Em suma, o estudo dos gases na físico-química é de fundamental importância para compreender o comportamento da matéria, tanto em nível microscópico quanto macroscópico, e possui aplicações que vão desde a indústria até a compreensão dos fenômenos naturais.

1.1 - Os estados dos gases

O **estado físico** de uma substância é definido pelas suas propriedades físicas. Um gás puro é definido pelas seguintes variáveis: pelo volume (V) que ele ocupa, quantidade de substância (n° de mols), pressão (p) e temperatura (T). Entretanto, basta possuir 3 dessas variáveis para calcular a quarta. Cada substância será descrita por uma **função de estado**, que nada mais é que uma equação que estabelece a relação entre essas três variáveis.

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

Forma geral de uma equação de estado

Neste exemplo que foi dado, entende-se que quando conhecemos os valores de temperatura, volume e n° de mols, implica que podemos definir sua pressão. Cada substância terá a sua equação de estado específica, mas em alguns casos nós conhecemos a forma explícita dessa equação, que é o caso da equação do “gás perfeito”, que é definida por: $p = nRT/V$, onde R é uma constante.

PARA FIXAR

- A 500°C e $93,2\text{ kPa}$, a massa específica do vapor de enxofre é $3,710\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$. Qual é a fórmula molecular do enxofre nessas condições?

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, [clique aqui!](#)

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, [clique aqui!](#)

1.2 - As leis dos gases

• A lei de Boyle

A lei de Boyle foi definida por Robert Boyle em 1662. Robert Boyle foi um cientista inglês que realizou uma série de experimentos com gases, observando a relação entre a pressão e o volume de um gás mantido a uma temperatura constante. Esses

Figura1: Retrato de Robert Boyle



experimentos levaram à formulação da lei que ficou conhecida como a Lei de Boyle, também conhecida como a Lei de Boyle-Mariotte.

Quer saber mais sobre Robert Boyle? [Clique Aqui](#)

Fonte: National Geographic Portugal

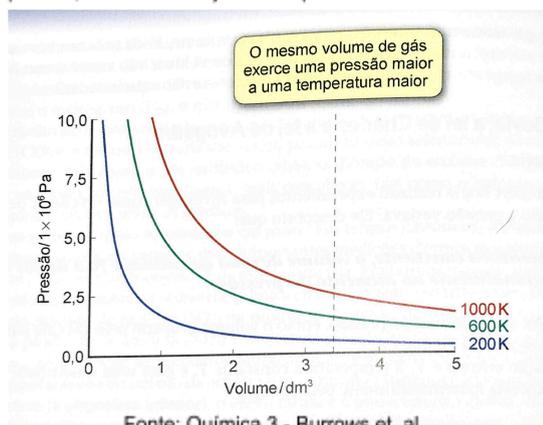
A lei estabelece que, a uma temperatura constante, o volume de um gás é inversamente proporcional à pressão exercida sobre ele. Em outras palavras, quando a pressão aumenta, o volume diminui, e vice-versa, desde que a temperatura seja mantida constante. A descoberta de Boyle foi um dos marcos fundamentais no desenvolvimento da teoria dos gases.

Edme Mariotte, um cientista francês nascido em 1620 e falecido em 1684. Mariotte realizou experimentos sobre a compressão dos gases e estabeleceu uma relação matemática semelhante à Lei de Boyle, descoberta por Robert Boyle na mesma época. Portanto, a lei que relaciona a pressão e o volume dos gases é muitas vezes referida como a Lei de Boyle-Mariotte ou simplesmente Lei de Boyle.

Essa lei estabelece a relação entre as variáveis de volume e temperatura, onde define que para uma quantidade constante de gás mantido a uma temperatura fixa, p e V são inversamente proporcionais, sendo a equação dada por: $pV = C$

A figura 2 mostra uma representação gráfica das isotermas da lei de Boyle.

Figura 2: Representação gráfica das isotermas da Lei de Boyle, onde a pressão está relacionada com o volume, quando se aumenta a pressão, há uma diminuição na temperatura.



Fonte: Química 3 - Burrows et. al

Essa constante é conhecida como a constante da proporcionalidade e se aplica a uma massa de gás a T constante.

Essa equação dá a descrição de uma experiência do dia a dia, quando comprimimos um gás pela redução de seu volume, a pressão exercida pelo gás aumentará.

- **A lei de Charles**

A Lei de Charles, também conhecida como a Lei de Charles e Gay-Lussac, foi proposta por Jacques Charles em 1787. Jacques Charles foi um físico e inventor

Figura 3: Retrato de Jacques Charles



Fonte: Science Photo Library

francês que realizou estudos pioneiros sobre o comportamento dos gases.

Quer saber mais sobre Jacques Charles? [Clique Aqui](#)

A Lei de Charles estabelece que, a uma pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. Em outras palavras, quando a temperatura de um gás aumenta, seu volume também aumenta, desde que a pressão seja mantida constante.

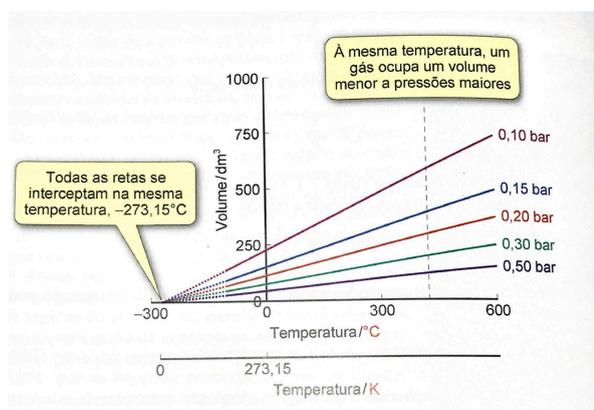
Embora Jacques Charles tenha sido o primeiro a enunciar essa relação, o trabalho de Joseph Louis Gay-Lussac, um químico e físico francês, também foi fundamental para o desenvolvimento da lei. Gay-Lussac realizou experimentos independentes que confirmaram a relação entre a temperatura e o volume dos gases, e por isso a lei é frequentemente atribuída a ambos os cientistas, sendo conhecida como Lei de Charles e Gay-Lussac.

Charles estabelece a seguinte lei: “*o volume de uma quantidade fixa de gás, a uma pressão constante, é proporcional à temperatura absoluta.*”

$p = \text{constante} \times T$, n , V constantes

$V = \text{constante} \times T$, n, p constantes

Figura 4: A relação entre o volume e a temperatura para 1 mol de um gás à pressão constante. As curvas representam os experimentos realizados em diferentes pressões



Fonte: Química 3 - Burrows et. al

- **A lei de avogadro**

Figura 5: Retrato de Avogadro



Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e Cerreto, também conhecido como Amedeo Avogadro, foi um cientista italiano nascido em 9 de agosto de 1776 e falecido em 9 de julho de 1856. Ele é conhecido principalmente por sua contribuição à teoria molecular dos gases e por propor a hipótese que leva o seu nome,

Fonte: Encyclopedia Britannica

a Hipótese de Avogadro.

Quer saber mais sobre Amadeo avogadro? [Clique Aqui](#)

Avogadro postulou que volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas. Essa hipótese foi proposta em 1811, mas foi amplamente ignorada pela comunidade científica na

época. Somente após várias décadas é que a importância da hipótese de Avogadro foi reconhecida e sua teoria molecular dos gases foi desenvolvida.

A hipótese de Avogadro foi fundamental para o desenvolvimento da teoria cinético-molecular dos gases e, posteriormente, para o estabelecimento da teoria atômica na química. Ela forneceu uma explicação para as relações entre volume, pressão, temperatura e quantidade de substância em gases, e ajudou a estabelecer a base para a compreensão moderna da química e da física dos gases. Em sua homenagem, o número de Avogadro, que representa o número de entidades elementares em um mol de substância, foi nomeado em sua memória.

Avogadro mostra que a constante de proporcionalidade (presente na lei de Boyle) é a mesma para todos os gases, sendo assim, quando temos T e P constantes, o volume dependerá somente do número de mols. Ou seja, para o mesmo número de mols de He ou CO_2 eles ocuparão o mesmo volume à mesma temperatura e pressão.

“Volumes iguais de gases a temperatura e pressão constantes contêm números iguais de moléculas”

V = constante × n, p, T constantes

- **A equação do gás ideal**

A Lei do Gás Ideal combina as três leis em uma única equação matemática. *Essa lei estabelece que o produto da pressão de um gás pelo seu volume é diretamente proporcional à sua temperatura em escala absoluta, multiplicado por uma constante chamada de constante dos gases ideais (geralmente representada por R).*

A Lei dos Gases é muito útil para entender e prever o comportamento dos gases em diferentes situações, como em processos industriais, cálculos de pressão e volume em equipamentos e até mesmo na compreensão de fenômenos atmosféricos.

Para um gás ser considerado ideal, ele deve satisfazer certos critérios. São eles:

1. As partículas do gás são consideradas pontos materiais, ou seja, elas não possuem tamanho ou volume próprio. Isso implica que as colisões entre as partículas são perfeitamente elásticas, sem perda de energia cinética.

2. As partículas do gás estão em movimento aleatório e seguem as leis da mecânica clássica.
3. As forças de atração e repulsão entre as partículas do gás são insignificantes, exceto durante colisões.
4. O volume ocupado pelas partículas do gás em relação ao volume total do sistema é desprezível. Em outras palavras, o volume das partículas individuais é muito menor em comparação com o volume total do gás.
5. As colisões entre as partículas do gás e as paredes do recipiente são perfeitamente elásticas, ou seja, não há perda de energia durante essas colisões.

A equação do gás ideal, também conhecida como equação de estado dos gases ideais, é dada por:

$$pV = nRT$$

Nesta equação:

- p representa a pressão do gás (em unidades de pressão, como Pascal, atm ou mmHg).
- V representa o volume ocupado pelo gás (em unidades de volume, como metros cúbicos ou litros).
- n representa a quantidade de matéria do gás, medida em quantidade de moléculas ou mols.
- R é a constante dos gases ideais, que tem um valor dependente da unidade de pressão e do volume utilizado. Algumas unidades comuns para R são: $0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ e $8.314 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$.
- T representa a temperatura absoluta do gás, medida em Kelvin.

A tabela 1 apresenta outros valores para a constante R em suas respectivas unidades.

Tabela 1: Valores numéricos da constante dos gases, R, em outras unidades.

| Unidade | Valor |
|--|---------|
| L atm/ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 0,08206 |
| J/ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 8,314 |
| cal/ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 1,987 |
| m ³ Pa/ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 8,314 |
| L torr/ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 62,36 |

1.2.2 Misturas de gases

Figura 6: Retrato de John Dalton



John Dalton propôs a teoria das misturas de gases no final do século XVIII, especificamente em 1803. Dalton era um químico e físico britânico que contribuiu

Fonte: Science and Industry Museum

significativamente para a compreensão dos gases e da teoria atômica.

Quer saber mais sobre John Dalton? [Clique Aqui](#)

Dalton observou que cada gás em uma mistura exerce uma pressão independente, como se ocupasse o volume total sozinho. Ele também sugeriu que os gases são compostos por partículas individuais (átomos ou moléculas) que se movem livremente e colidem umas com as outras e com as paredes do recipiente.

Uma mistura de gases é considerada ideal quando as interações entre as moléculas são negligenciáveis. Isso significa que cada gás comporta-se independentemente dos outros e obedece às leis dos gases ideais. As propriedades das misturas ideais são descritas pela Lei de Dalton das pressões parciais. Segundo essa lei, a pressão

total de uma mistura é igual à soma das pressões parciais de cada componente, onde a pressão parcial é a pressão que o componente exerceria se ocupasse sozinho o mesmo volume e temperatura da mistura.

Matematicamente, a lei de Dalton das pressões parciais pode ser expressa da seguinte forma:

$$p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

Onde:

- p_{total} é a pressão total da mistura de gases,
- $p_1, p_2, p_3, \dots, p_n$ são as pressões parciais dos componentes individuais da mistura.
- Lembrando que: pressão parcial = fração molar X pressão total.

Para relembrar: Fração molar

A fração molar é uma medida de concentração usada em química para representar a proporção de um componente específico em uma mistura. Ela é definida como a razão entre o número de mols de um determinado componente e o número total de mols na mistura.

A fração molar é representada pela letra grega "X" seguida do símbolo do componente em questão. Por exemplo, a fração molar de um componente A em uma mistura é denotada como " X_A ".

A fórmula para calcular a fração molar é a seguinte:

$$X_A = n_A / n_{\text{total}}$$

Onde: X_A = Fração molar do componente A; n_A = Número de mols do componente A; n_{total} = Número total de mols na mistura (soma dos mols de todos os componentes)

A fração molar varia entre 0 e 1. Um valor de 0 indica que o componente em questão não está presente na mistura, enquanto um valor de 1 indica que o componente é o único presente na mistura.

1.2.3 Modelo cinético dos gases

A teoria cinética dos gases é um modelo que descreve o comportamento dos gases com base em suas propriedades das moléculas em movimento constante e aleatório.

Os principais postulados da teoria cinética dos gases são os seguintes:

- As moléculas de um gás têm tamanho insignificante em comparação com o recipiente - elas são tratadas como massas pontuais.
- As colisões entre as moléculas e as paredes do recipiente são elásticas, então não há nenhuma perda ou ganho de energia em uma colisão.
- As moléculas não interagem entre si.

Quando aumentamos a temperatura, maior será a velocidade média das moléculas, e a uma determinada temperatura, moléculas mais pesadas se deslocam mais lentamente que moléculas mais leves.

A partir do modelo cinético e das hipóteses citadas, pode-se calcular a pressão de um gás pela sua relação com o valor médio da velocidade das moléculas

$$p = \frac{1}{3} \left(\frac{nNA}{V} \right) mc^2$$

A combinação desta equação com a do gás ideal leva à relação entre velocidade média das moléculas e temperatura é dada matematicamente por:

$$c = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Onde:

- R = Constante dos Gases;
- T = Temperatura em kelvin;
- M = Massa molar da substância.

1.3 Gases Reais

Os gases reais são aqueles que não seguem perfeitamente as leis dos gases ideais, que são modelos simplificados usados para descrever o comportamento de gases. Ao contrário dos gases ideais, os gases reais apresentam desvios significativos devido a fatores como **atrações intermoleculares** e o volume das moléculas.

Um dos principais desvios observados nos gases reais é o desvio da lei dos gases ideais, conhecido como **desvio de compressibilidade**. Esses desvios se tornam

mais evidentes em altas pressões e baixas temperaturas, onde as interações entre as moléculas se tornam mais relevantes. Essas interações podem levar a um aumento da pressão efetiva exercida pelo gás, resultando em um volume molar maior do que o previsto pela lei dos gases ideais.

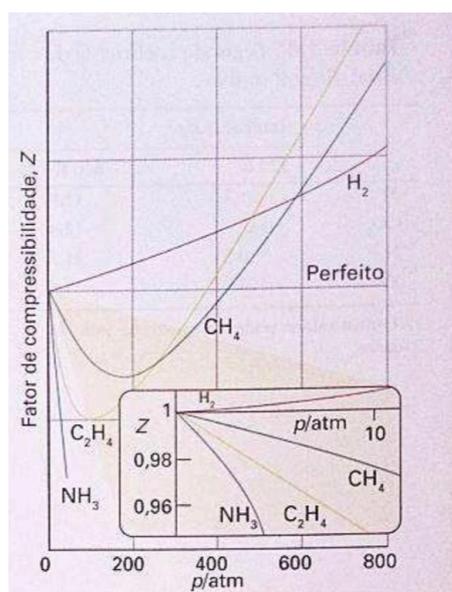
Outro desvio importante é o **desvio do comportamento isobárico e isotérmico** (lei de Boyle e lei de Charles) observado em gases reais. Essas leis afirmam que, a temperatura constante, o volume é inversamente proporcional à pressão (lei de Boyle) e diretamente proporcional à temperatura (lei de Charles). No entanto, em gases reais, essas relações podem ser afetadas pelas interações intermoleculares, resultando em desvios da linearidade esperada.

Para descrever o comportamento dos gases reais, equações de estado mais complexas são utilizadas, como a Equação de Van der Waals. Essa equação leva em consideração fatores como o volume das moléculas e as forças intermoleculares, permitindo uma descrição mais precisa do comportamento dos gases reais em diferentes condições de pressão e temperatura.

1.4 Interações intermoleculares

- **Fator de compressibilidade**

Figura 7: variação do fator de compressibilidade (Z) para diferentes gases em função da pressão a 0°C.



Fonte: Peter Atkins, Físico química, volume 1- 9ª edição

O fator de compressibilidade (Z) é uma grandeza utilizada para descrever o comportamento de um gás em condições não ideais. Em termos gerais, o fator de compressibilidade é definido como a razão entre o volume molar real de um gás e o volume molar que seria esperado se o gás seguisse o comportamento de um gás ideal.

Z é calculado sendo a razão entre o volume molar do gás real pela do gás perfeito nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$Z = \frac{V_m}{V_m^\circ}$$

Como para um gás perfeito o valor de $Z=1$, o desvio dessa variável em relação a 1 corresponde ao afastamento do gás do comportamento ideal.

Então:

- $Z=1$, V molar gás real = V molar gás ideal, somente ocorre no gás perfeito;
- $Z<1$, V molar gás real < V molar gás ideal, ocorre por ação de forças de atração entre as moléculas;
- $Z>1$, V molar gás real > V molar gás ideal, ocorre por ação de forças de repulsão entre as moléculas.

A temperatura onde um gás se comporta como ideal por uma ampla faixa de pressão é chamada de **Temperatura de Boyle (T_B)**, pois $Z = 1$. Na T_B as forças de atração e repulsão intermoleculares se compensam.

- **Coefficientes do virial**

Os coeficientes do virial são parâmetros que aparecem na expansão em série da equação do virial, uma equação de estado alternativa para descrever o comportamento dos gases reais. Esses coeficientes são utilizados para levar em consideração as interações intermoleculares e o desvio do comportamento ideal descrito pela equação dos gases ideais. Essa série descreve o fator de compressibilidade (Z) de um gás em termos dos coeficientes do virial, pressão (P), temperatura (T) e volume molar (V). Cada coeficiente do virial é denotado por uma letra maiúscula (B , C , D , etc.) e está associado a um determinado termo na expansão.

$$pV_m = RT \left(1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \dots \right)$$

Equação de estado do virial

Os coeficientes do virial mais comuns são:

- Coeficiente do segundo virial (B): É o primeiro coeficiente do virial na expansão e está associado ao termo B/V na aprovação do virial. O coeficiente do segundo virial é frequentemente usado para descrever o comportamento de gases em baixas pressões.
- Coeficiente do terceiro virial (C): É o segundo coeficiente do virial na expansão e está associado ao termo $\frac{C}{V^2}$ na aprovação do virial. O coeficiente do terceiro virial é mais relevante para descrever o comportamento de gases em pressões moderadas.

Além do segundo e terceiro coeficientes do virial, a expansão do virial pode incluir coeficientes de ordens superiores (D, E, F, etc.), dependendo da precisão e da faixa de pressão em que se deseja descrever o comportamento do gás.

A temperatura onde um gás se comporta como ideal por uma ampla faixa de pressão é chamada de **Temperatura de Boyle (T_B)**, pois $Z = 1$. Na T_B as forças de atração e repulsão intermoleculares se compensam.

$$T_B = \frac{a}{Rb}$$

PARA FIXAR

- Com as constantes de van der Waals para o cloro, calcule os valores aproximados. (a) da temperatura Boyle do cloro (b) do raio da molécula de Cl_2 , suposta esférica.

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, [clique aqui!](#)

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, [clique aqui!](#)

- **Condensação**

O aumento da pressão pode levar à condensação de um gás e à sua transformação em líquido. Isso ocorre devido à compressão das moléculas gasosas e ao aumento das interações intermoleculares.

Quando um gás é submetido a uma pressão elevada, as moléculas são forçadas a se aproximarem umas das outras. Conforme a pressão aumenta, a distância média entre as moléculas diminui, causando um aumento na densidade do gás.

À medida que as moléculas se aproximam, as forças intermoleculares se tornam mais significativas. Essas forças podem ser atrações de dipolo-dipolo, forças de dispersão de London ou interações de van der Waals, dependendo da natureza das moléculas. À medida que a pressão aumenta, essas forças intermoleculares se tornam mais efetivas em manter as moléculas próximas umas das outras.

Se a pressão continuar a aumentar, eventualmente as forças intermoleculares podem se tornar fortes o suficiente para superar a energia cinética das moléculas, fazendo com que elas se agrupem e formem um líquido. Nesse ponto, ocorre a condensação do gás.

A figura 8 demonstra como a isoterma a baixas pressões se assemelha àquelas dos gases reais, entretanto, assim que aumentamos a pressão, o gás começa a se liquefazer, diminuindo o volume ocupado por este gás sem variar a pressão do gás. Essa pressão passa a variar quando o gás se torna líquido.

A figura 9 apresenta as isotermas de um gás real, o dióxido de carbono.

- A 50°C a isoterma se assemelha a de um gás real.
- À temperatura de 20°C, a isoterma apresenta que ocorre a liquefação quando a pressão se aproxima dos 60 atm.
- À temperatura de 31,04°C é a temperatura mais alta onde o CO₂ líquido pode existir, é chamada de **Temperatura Crítica, T_c**.

Figura 8: Uma isoterma p - V mostrando a condensação de um gás real

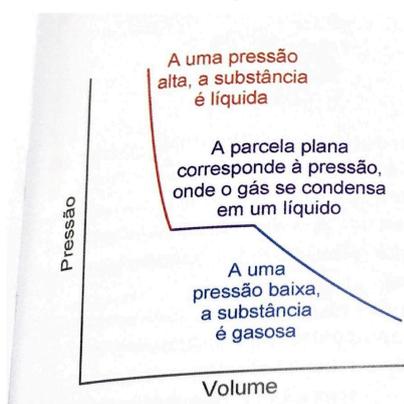
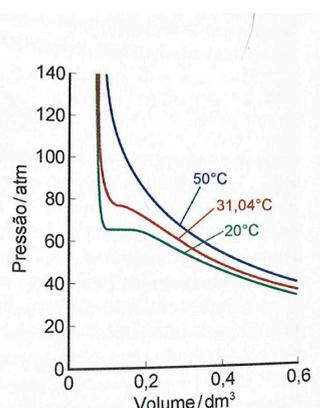


Figura 9: isotermas p - V experimentais para 1 mol de dióxido de carbono



Fonte: Burrows et al. Química³: introdução à química inorgânica, orgânica e físico-química. Vol. 1.

- **Constantes críticas**

As constantes críticas de um gás são valores termodinâmicos que descrevem as propriedades do gás em seu estado crítico. O estado crítico é o ponto em que as propriedades físicas do gás apresentam mudanças significativas, geralmente em uma temperatura e pressão críticas específicas.

As constantes críticas mais comumente utilizadas são:

- **Temperatura crítica (Tc):** É a temperatura mais alta na qual um gás pode existir na fase líquida. Acima dessa temperatura crítica, não é possível liquefazer o gás, independentemente da pressão aplicada.
- **Pressão crítica (Pc):** É a pressão necessária para liquefazer o gás a uma temperatura crítica específica. Acima dessa pressão crítica, o gás não pode existir na fase gasosa, independentemente da temperatura aplicada.
- **Volume molar crítico (Vc):** É o volume ocupado por um mol do gás na temperatura e pressão crítica. É o inverso da densidade crítica.

As constantes críticas são propriedades intrínsecas de cada substância e podem ser determinadas experimentalmente ou estimadas por meio de cálculos teóricos. Elas são importantes para descrever o comportamento dos gases próximos ao seu ponto crítico, bem como para a comparação e classificação de diferentes substâncias.

1.5 Equação de Van der Waals

A equação de Van der Waals é uma modificação da equação dos gases ideais que leva em consideração as interações intermoleculares e o volume ocupado pelas moléculas. Ela foi proposta por Johannes Diderik van der Waals em 1873 e é uma das primeiras equações de estado que descreve os gases reais.

A equação de Van der Waals é expressa da seguinte forma:

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \quad \rightarrow \quad p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2}$$

- O termo $a(n/V)^2$ leva em conta as forças atrativas entre as moléculas do gás. Quanto maior o valor de a , maior será a intensidade das interações intermoleculares e maior será a tendência do gás em se condensar.

- O termo nb leva em conta o volume ocupado pelas moléculas do gás. Quanto maior o valor de b , maior será o efeito do volume das moléculas na compressibilidade do gás.

A equação de Van der Waals permite uma descrição mais realista do comportamento dos gases em comparação com a equação dos gases ideais, especialmente em condições de alta pressão e baixa temperatura, onde as interações intermoleculares e o volume das moléculas se tornam significativos.

No entanto, a equação de Van der Waals ainda é uma simplificação e possui algumas limitações. Ela não leva em conta efeitos como a polaridade das moléculas e as interações de longo alcance. Por isso, outras equações de estado mais complexas, como a equação de Peng-Robinson e a equação de Redlich-Kwong devem ser levadas em consideração.

PARA FIXAR

- Calcule a pressão exercida por 1,0 mol de C_2H_6 , comportando-se com um (a) um gás ideal; (b) um gás de Van der Waals confinado nas seguintes condições: (1) a 273,15 K em 22,414 dm³ e ; (2) a 1000 K em 100 cm³. Use os dados da Tabela 1.6.
- Os cilindros de gás comprimido são cheios, nos casos comuns, até a pressão de 200 bar. Qual seria o volume molar do oxigênio, nesta pressão e a 25°C, com base na equação dos gases perfeitos e na equação de van der Waals? Para oxigênio considere $a = 1,364 \text{ dm}^6 \text{ atm mol}^{-2}$ e $b = 3,19 \times 10^{-2} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, [clique aqui!](#)

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, [clique aqui!](#)

1.6 O princípio dos estados correspondentes

O princípio dos estados correspondentes é um conceito importante na físico-química que descreve a semelhança no comportamento de substâncias diferentes quando expressas em termos de suas propriedades reduzidas. Esse princípio foi desenvolvido por Johannes Diderik van der Waals e relaciona as propriedades dos gases reais em condições próximas do ponto crítico.

De acordo com o princípio dos estados correspondentes, diferentes substâncias exibem comportamentos semelhantes quando expressas em termos de suas propriedades reduzidas. Propriedades reduzidas são aquelas que são divididas por valores críticos correspondentes, como a temperatura crítica (T_c), pressão crítica (P_c) e volume crítico (V_c) de uma substância.

As propriedades reduzidas são definidas da seguinte forma:

- Temperatura reduzida (T_r) = T / T_c
- Pressão reduzida (P_r) = P / P_c
- Volume reduzido (V_r) = V / V_c

O princípio dos estados correspondentes afirma que, para diferentes substâncias, quando as propriedades reduzidas são iguais, o comportamento em termos de fenômenos de fase, como a condensação e a liquefação, será semelhante. Isso implica que as propriedades críticas de diferentes substâncias são mais importantes para determinar o comportamento do que as propriedades absolutas.

Podemos substituir a e b na equação de estado de Van der Waals por suas expressões em relação às variáveis críticas P_c, T_c e V_c . Obtemos, após reordenação:

$$\frac{P}{P_c} = \frac{8 \frac{T}{T_c}}{\left(3 \frac{V}{V_c} - 1\right)} - \frac{3}{\left(\frac{V}{V_c}\right)^2}$$

$$p_r = \frac{8T_r}{3V_r - 1} - \frac{3}{V_r^2}$$

PARA FIXAR

- Determine a pressão e a temperatura a que 1,0 mol de (a) NH_3 , (b) Xe e (c) He estará em estados correspondentes ao de 1,0 mol de H_2 a 1,0 atm e 25°C .

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, [clique aqui!](#)

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, [clique aqui!](#)

Referências bibliográficas:

ATKINS, P.; PAULA, J. **Físico-Química** . Vol. 1. 9. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012.

BURROWS, A; HOLMAN, J.; PARSONS, A.; PILLING, G; PRICE, G. **Química³: introdução à química inorgânica, orgânica e físico-química**. Vol. 1. Rio de Janeiro: LTC, 2012

CASTELLAN, G. **Fundamentos de Físico-Química**. Rio de Janeiro: LTC, 1996.3.

LEVINE, I. N. **Físico-Química**. 6. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2012