



**Pró-Ensino
De Físico-Química**



Pró-Ensino

UNIDADE 1 PROPRIEDADES DOS GASES

Físico-Química

2023



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

UNIDADE 1

Propriedades dos Gases

**Alunos bolsistas do
curso de Farmácia:**

Gabriel Rojas Procópio
Jéssica Giacomini Suprani

São Mateus, ES

2023

Sumário

INTRODUÇÃO	3
1 LEI DOS GASES	4
1.1 Lei Geral dos Gases	4
1.1.1 A Lei de Boyle	4
1.1.2 A Lei de Charles	8
1.1.3 A Lei de Gay-Lussac	10
1.2 Fórmula Matemática da Lei Geral dos Gases	12
1.3 A Lei de Avogadro	14
2 GÁS IDEAL	16
3 MISTURAS GASOSAS E PRESSÕES PARCIAIS	18
4 MODELO CINÉTICO	20
4.1 Difusão e Efusão Molecular	21
5 GASES REAIS	23
5.1 Equação de Van der Waals	26
REFERÊNCIAS	28

INTRODUÇÃO

Como bem sabemos, a área da farmácia é ampla e sua relação com a físico-química é abrangente. O estudo de algumas leis dos gases, por exemplo, explica o fenômeno da respiração, dentre tantos outros em nosso cotidiano. Além disso, para algumas atividades na indústria, o conhecimento das propriedades dos gases nos possibilita aumentar a eficiência de um determinado processo, isto porque trabalhamos diretamente com variáveis estudadas nessas disciplinas que se interligam. Destaca-se também a importância de conhecer estas propriedades e seu uso no cotidiano de instituições hospitalares, como o caso da oxigenoterapia, prática utilizada para elevar a concentração de oxigênio quando há incapacidade pulmonar de captação deste gás. Outro ponto, associa à farmacologia, tecnologia e química farmacêutica à físico-química, onde o uso de anestésicos inalatórios, comumente em crianças, é utilizado para auxiliar nas atividades de âmbito cirúrgico, através do processo de nebulização, de modo que alcance seu local de ação e efeito farmacológico.

Para mais informações a respeito da físico-química na área farmacêutica, recomendamos a leitura do livro “Físico-química aplicada à farmácia” escrito por Helson Moreira da Costa.

Boa leitura!

1 LEI DOS GASES

1.1 Lei Geral dos Gases

A lei geral dos gases é composta por três leis fundamentais: a Lei de Boyle, a Lei de Charles e a Lei de Gay-Lussac. Essas leis descrevem as relações entre as variáveis de pressão (P), volume (V) e temperatura (T) de um gás, desde que outras variáveis sejam mantidas constantes.

1.1.1 A Lei de Boyle

Imagem 1: Retrato de Robert Boyle.



Fonte: National Geographic Portugal. A Lei de Boyle considera um estudo em condições isotérmicas, ou seja, o sistema apresentará uma temperatura constante. Ela descreve uma relação inversamente proporcional entre a pressão e o volume de um gás em isoterma. Em outras palavras, quando a pressão aumenta, o volume diminui, e quando a pressão diminui, o volume aumenta, desde que a temperatura permaneça constante. Assim, Boyle afirma que, se a temperatura de um gás é mantida constante, o produto da pressão (P) pelo volume (V) é constante, como mostrado na figura 1.

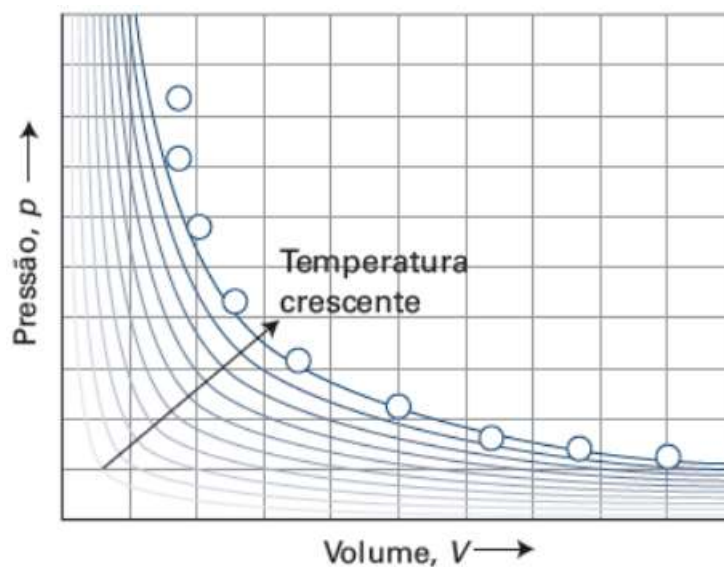
Matematicamente, essa relação pode ser expressa como:

$$V = constante \times \frac{1}{P} \quad \text{ou} \quad PV = constante$$

Assim, podemos considerar que:

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

Figura 1: Relação pressão (P) volume (V) para um gás que obedeça a Lei de Boyle e que seja mantida a uma temperatura constante. O gráfico mostra que a dependência entre a pressão e o volume é uma hipérbole, assim o volume de um gás diminui quando a pressão sobre esse gás aumenta.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6ªed.

Você sabia?

Robert Boyle, cientista e filósofo natural do século XVII, nasceu em 1627, em Lismore, Condado de Waterford, na Irlanda. Estudou na Universidade de Cambridge e dedicou-se a estudos sobre o ar e os gases, investigando suas propriedades e comportamentos.

Sua obra mais famosa é "The Skeptical Chymist" (O Químico Cético), publicada em 1661. Nesse livro, Boyle questionou as teorias alquímicas predominantes na época e defendeu uma abordagem experimental e quantitativa para o estudo da química.

Boyle também é conhecido por formular a Lei de Boyle, publicada em seu livro "New Experiments Physico-Mechanicall, Touching the Spring of the Air, and its Effects" (Nova Experiências Físico-Mecânicas, sobre a Mola do Ar e seus Efeitos) em 1662.

Quase simultaneamente, o cientista francês Edme Mariotte também realizou experimentos semelhantes e chegou a conclusões semelhantes. Em 1676, Mariotte publicou um trabalho intitulado "Traité de la percussion ou choc des corps" (Tratado sobre o impacto ou colisão dos corpos), no qual descreveu a relação entre a pressão e o volume dos gases. Sua descoberta foi praticamente idêntica à de Boyle, assim, a Lei de Boyle também é frequentemente conhecida como Lei de Boyle-Mariotte, homenageando os dois estudiosos da época.

Boyle faleceu em 1691, em Londres, deixando um legado significativo para a ciência moderna.

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

Um exemplo prático do uso da Lei de Boyle pode ser observado na administração de medicamentos em forma de aerossóis, como o Salbutamol utilizado para o tratamento da asma. Os aerossóis são recipientes pressurizados contendo um medicamento líquido que é liberado em forma de spray. A aplicação da pressão ao recipiente comprime o gás no interior, atendendo o volume e, ao mesmo tempo, aumentando a pressão. Quando o spray é liberado, a pressão é aliviada, permitindo que o volume do gás aumente novamente. A Lei de Boyle descreve essa relação entre pressão e volume e é fundamental para o funcionamento adequado dos aerossóis farmacêuticos.

Outro exemplo, é a aplicação na indústria farmacêutica, onde vários gases são utilizados, como oxigênio, dióxido de carbono, nitrogênio e fármacos gasosos. Esses gases são armazenados em tanques pressurizados. A Lei de Boyle é aplicada para determinar a quantidade de gás que pode ser armazenada em um tanque,

considerando a pressão e o volume desejados. Aumentando a pressão, é possível armazenar mais gás em um volume menor.

PARA FIXAR

- 1. Uma das atuações do farmacêutico engloba exercícios industriais, onde controla o armazenamento de diversos gases, como o oxigênio, nitrogênio e dióxido de carbono. Frente a esse cenário, deseja-se armazenar gás oxigênio em um cilindro de com capacidade de 5L à temperatura de 21°C. Qual será a pressão final exercida pelo gás dentro do cilindro uma vez que este mesmo gás, quando submetido à pressão de 1 bar ocupa um volume de 27.500 cm³?**

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!](#)

1.1.2 A Lei de Charles

Imagem 2: Retrato de Charles.



Fonte: Só Química.

Charles postulou que em um sistema isobárico, ou seja, à pressão constante, o volume de um gás varia linearmente com a temperatura. Em outras palavras, quando a pressão é mantida constante, o volume (V) de um gás aumenta ou diminui na mesma proporção que sua temperatura (T).

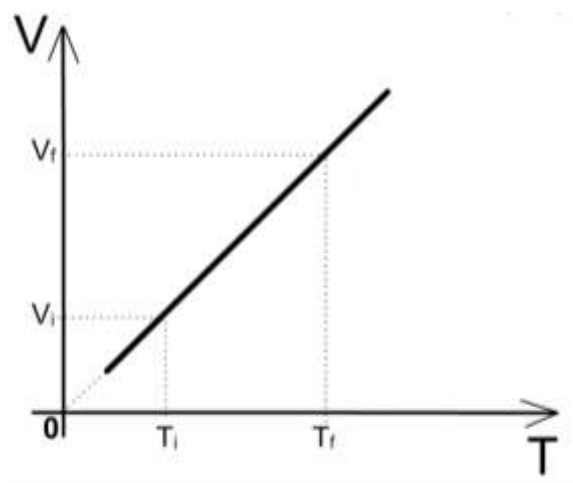
Matematicamente, essa relação pode ser expressa como:

$$V = constante \times T \quad \text{ou} \quad \frac{V}{T} = constante$$

Assim, podemos considerar que:

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

Figura 2: Relação volume (V) temperatura (T) para um gás que obedeça a Lei de Charles e que seja mantida a uma pressão constante. O gráfico mostra que a dependência entre a temperatura e o volume é linear, assim o volume de um gás diminui quando a temperatura sobre esse gás diminui.



Fonte: Instituto de Física da Universidade Federal do Rio Grande de Sul.

<<https://www.if.ufrgs.br/~dschulz/web/isobarica.htm>>

Você sabia?

Jacques Alexandre César Charles, comumente conhecido como Jacques Charles, foi um físico, inventor e matemático francês nascido em 1746, em Beaugency, França. Ele é reconhecido por suas contribuições no campo da física e pela realização do primeiro voo tripulado em um balão de hidrogênio.

Charles inicialmente estudou medicina em Paris, mas sua paixão pela física o levou a se dedicar ao estudo da matéria e das propriedades dos gases. Ele foi um dos primeiros cientistas a explorar os efeitos dos gases e suas relações com a temperatura e a pressão.

Em 1783, Charles construiu um balão de hidrogênio, utilizando a técnica desenvolvida pelo químico Joseph Louis Gay-Lussac para produzir hidrogênio, no mesmo ano ele realizou seu voo histórico com o balão de hidrogênio na cidade de Paris.

Além de seu trabalho pioneiro com balões, Charles também fez contribuições importantes para o campo da química e física. Ele investigou a lei que descreve o comportamento dos gases em relação à temperatura, que ficou conhecida como a Lei de Charles.

Jacques Alexandre César Charles faleceu em 1823, em Paris.

Quer saber mais sobre Charles? [Clique aqui!](#)

Um exemplo da aplicação da Lei de Charles são os aerossóis farmacêuticos, como os inaladores de dose medida (IDMs), são amplamente utilizados para administrar medicamentos diretamente nos pulmões. A Lei de Charles é importante na fabricação desses sistemas, pois a temperatura do propulsor utilizado pode afetar o volume de medicamento liberado a cada dose. O ajuste adequado da temperatura é crucial para garantir a consistência e a precisão da dosagem.

A Lei de Charles também é aplicada no armazenamento de gases medicinais, como oxigênio, dióxido de carbono e óxido nitroso. A temperatura dos cilindros ou recipientes que armazenam esses gases pode influenciar diretamente o volume do gás contido. Portanto, é importante controlar a temperatura para garantir a quantidade precisa de gás medicinal disponível para uso clínico.

1.1.3 A Lei de Gay-Lussac

Imagem 3: Retrato de Gay-Lussac.



Fonte: Só Química.

Gay-Lussac postulou que em um sistema isocórico, onde não há variação de volume, a pressão de uma quantidade de gás é diretamente proporcional à temperatura. Em outras palavras, a volume constante a pressão é proporcional a temperatura, ou seja, se a pressão diminui a temperatura também diminui.

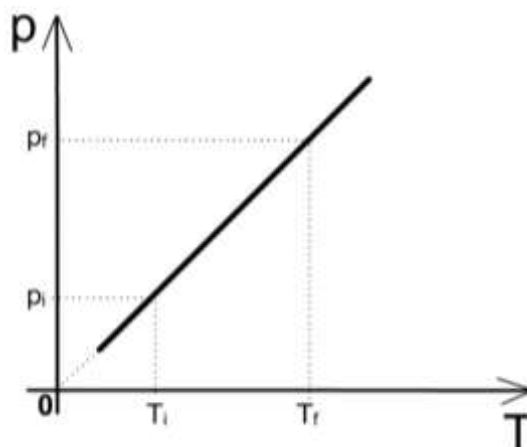
Matematicamente, essa relação pode ser expressa como:

$$P = constante \times T \quad \text{ou} \quad \frac{P}{T} = constante$$

Assim, podemos considerar que:

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

Figura 3: Relação pressão (P) temperatura (T) para um gás que obedeça a Lei de Gay-Lussac e que seja mantida a um volume constante. O gráfico mostra que a dependência entre a pressão e a temperatura é linear, assim a temperatura de um gás diminui quando a pressão sobre esse gás diminui.



Fonte: Instituto de Física da Universidade Federal do Rio Grande de Sul.

<<https://www.if.ufrgs.br/~dschulz/web/isocorica.htm>>

Você sabia?

Joseph Louis Gay-Lussac foi um químico e físico francês nascido em 1778, em Saint-Léonard-de-Noblat, França. Ele é conhecido por suas contribuições significativas nos campos da química e da física, especialmente no estudo dos gases e das reações químicas.

Uma de suas principais descobertas foi a "Lei de Gay-Lussac" publicada em 1802. Essa lei descreve a relação entre os volumes dos gases envolvidos em uma reação química, quando a pressão e a temperatura são mantidas constantes. Gay-Lussac descobriu que os volumes dos gases combinados ou produzidos em uma reação química estão em uma relação simples de números inteiros.

Outras realizações notáveis de Gay-Lussac incluem a descoberta de que a água é composta por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio (H_2O), a descoberta de vários elementos químicos, como o boro e o iodo, e estudos sobre a composição química da atmosfera.

Gay-Lussac também foi um dos primeiros cientistas a realizar medições precisas de gases e a desenvolver técnicas de análise volumétrica. Ele foi pioneiro no uso de balões de hidrogênio para realizar experimentos atmosféricos em altas altitudes.

Joseph Louis Gay-Lussac faleceu em 1850, em Paris.

Quer saber mais sobre Gay-Lussac? [Clique aqui!](#)

Um exemplo de aplicação da Lei de Gay-Lussac é a esterilização de equipamentos farmacêuticos, como frascos, ampolas e seringas, pode ser realizada utilizando-se altas temperaturas. A Lei de Gay-Lussac é aplicada nesse processo, onde o aumento da temperatura resulta em um aumento na pressão, garantindo a eficácia da esterilização. A Lei de Gay-Lussac também é aplicada na produção de gases medicinais, como oxigênio e dióxido de carbono, requer o controle adequado da pressão e temperatura. Assim, é utilizada para garantir que os cilindros ou tanques de armazenamento desses gases sejam mantidos dentro dos limites seguros de pressão e temperatura.

PARA FIXAR

- 2. Supondo um gás armazenado a 20°C, 1 atm e que contém um volume de 20 L. Se a temperatura sofrer um aumento de 10°C devido a um descontrole no processo e com seu volume sendo mantido constante, qual será a variação de pressão do sistema?**

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 Fórmula Matemática da Lei Geral dos Gases

A fórmula matemática da Lei Geral dos Gases é originada da junção das três leis supracitadas: Lei de Boyle, Lei de Charles e Lei de Gay-Lussac. Onde podemos apresentar simultaneamente variação da temperatura, pressão e volume, sem que haja variação da quantidade de gás.

Assim, podemos considerar matematicamente que:

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

A compreensão das leis dos gases é essencial na formulação e produção de medicamentos. A pressão e o volume dos gases são cuidadosamente controlados durante processos como a mistura de ingredientes ativos, a secagem por pulverização, a liofilização e a encapsulação de gases. A Lei Geral dos Gases auxilia na determinação das condições ideais para esses processos, garantindo a estabilidade e a eficácia dos medicamentos.

A Lei Geral dos Gases é utilizada também em laboratórios farmacêuticos para o controle de qualidade de gases usados em análises e testes. Através do conhecimento das leis dos gases, é possível garantir a precisão e a exatidão das medições realizadas.

Além de poder ser aplicada em estudos de estabilidade de medicamentos, nos quais são analisadas as mudanças nas propriedades dos gases liberados ou absorvidos durante o processo de degradação do medicamento. O conhecimento das leis dos gases auxilia na interpretação e previsão dessas mudanças, contribuindo para o estabelecimento de prazos de validade adequados.

1.3 A Lei de Avogadro

Imagem 3: Retrato de Avogadro



Fonte: Só Química.

A Lei de Avogadro estabelece que volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de partículas, sejam elas átomos, moléculas ou íons. A Lei de Avogadro pode ser expressa de várias maneiras, mas a forma mais comum é:

"Volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas."

Essa relação implica que, se dois gases têm o mesmo volume a uma determinada temperatura e pressão, eles terão a mesma quantidade de moléculas, independentemente de suas massas moleculares diferentes.

Assim, em condições isocóricas, isotérmicas e isobáricas, um volume fixo de gás possuirá sempre o mesmo número de moléculas. Sendo que este volume independe da natureza química.

Em condições normais de temperatura e pressão (CNTP), 22,4 L de gás numa temperatura a 0°C e pressão a 1 atm contém $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

Assim, podemos considerar matematicamente que:

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \quad \text{ou} \quad V = \text{constante} \times n$$

Você sabia?

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e di Cerreto, conhecido como Amadeo Avogadro, nasceu em 1776 em Turim, Itália.

Avogadro se interessou pela química e pela física e começou a estudar essas disciplinas de forma autodidata. Ele se dedicou ao estudo das teorias e descobertas de cientistas renomados da época, como Antoine Lavoisier e John Dalton.

Em 1811, ele propôs a hipótese que ficaria conhecida como a Lei de Avogadro. Essa hipótese afirmava que volumes iguais de gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, conteriam o mesmo número de moléculas, independentemente das propriedades químicas dos gases.

No entanto, a hipótese de Avogadro não foi amplamente aceita em sua época. Foi somente em 1858, quatro anos após a morte de Avogadro, que Stanislao Cannizzaro, químico italiano, apresentou a distinção entre átomos e moléculas e esclareceu a importância da hipótese de Avogadro para a química.

Após a morte de Avogadro, seu trabalho e suas contribuições foram reconhecidos e celebrados. Em sua homenagem, o número de entidades elementares em uma mole foi denominado de "número de Avogadro" ($6,022 \times 10^{23}$ moléculas ou átomos por mol), uma das constantes fundamentais na química.

Amedeo Avogadro faleceu em 1856 em Turim, Itália.

Quer saber mais sobre Avogadro? [Clique aqui!](#)

A Lei de Avogadro é utilizada para calcular a quantidade de substância ativa presente em um medicamento. Conhecendo-se a massa molar da substância ativa e a massa do medicamento, é possível determinar a quantidade de substância ativa em termos de moléculas ou átomos.

Pode ser utilizada também para entender a distribuição e o metabolismo dos medicamentos no organismo. Ao considerar a quantidade de moléculas de um fármaco em relação ao volume sanguíneo, por exemplo, é possível determinar sua concentração plasmática e prever seu comportamento farmacocinético.

2 GÁS IDEAL

Uma substância será considerada gás ideal ou perfeito se seu comportamento for semelhante em todas as pressões. Essa teoria trabalha com um modelo hipotético, assim, não podemos encontrar nenhum gás que se comporte como um gás ideal na natureza.

O modelo do gás ideal é mais adequado para descrever gases em baixas pressões, onde as interações entre as partículas são mínimas. Em altas pressões ou quando as partículas estão muito próximas, o modelo do gás ideal pode se tornar menos preciso.

Dessa forma, o gás ideal seria aquele que:

1. Não sofre ação de forças de atração/repulsão;
2. Se comporta de forma individual, não considera todos os integrantes do sistema;
3. Se movimenta continuamente colidindo de forma elástica, ou seja, sem perder energia.

Este conceito só pode ser aplicado na CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão) - 0°C (273,15 K) e 1 atm (101 325 Pa). Assim, utilizando a equação do gás ideal, para 1 mol de gás, obtém-se 22,41 L de volume de gás. A equação possui uma constante de proporcionalidade, R.

Figura 4: Constante dos gases (R).

<i>A constante dos gases em várias unidades</i>	
$R = 8,314\ 47$	$\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
8,314 47	$\text{dm}^3 \text{kPa K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$8,205\ 74 \times 10^{-2}$	$\text{dm}^3 \text{atm K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
62,364	$\text{dm}^3 \text{Torr K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
1,987 21	$\text{cal K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$	

Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6ªed.

Assim, podemos considerar matematicamente que:

$$PV = nRT$$

Em que:

- n = número de mols;
- P = pressão dada em atm;
- V = volume dado em L;
- T = temperatura em kelvin;
- R = constante dos gases dada em 0.082 L.atm/mol.K.

Vale ressaltar que estas variáveis são interdependentes e o comportamento de gás ideal não é referido a nenhuma substância em particular.

PARA FIXAR

3. Calcule a massa molar de um gás de densidade (32 mg/L) sabendo que a uma temperatura de 200K e pressão de 0,5 atm, o gás ocupa volume de 3 L.

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!](#)

3 MISTURAS GASOSAS E PRESSÕES PARCIAIS

Imagem 4: Retrato de Dalton



Fonte: EBiografia.

Recentemente, os pesquisadores aumentaram seu interesse por misturas gasosas e a participação de cada gás no total da composição. A lei proposta por Dalton, no início do século XIX, postula que a pressão total do sistema será igual ao somatório das pressões parciais de seus componentes. Esta expressão pode ser utilizada somente se o comportamento dos componentes da mistura for ideal, pois assim as moléculas de gás 2 e 3 não tem efeito no gás 1. Cada gás age independentemente e a pressão é a soma

das pressões individuais.

Assim, podemos considerar matematicamente que:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

Onde, “ P_t ” representa pressão total e “ P_1 ”, “ P_2 ” em diante representa a pressão de cada gás independentemente.

Sendo que:

$$P_i = X_i \times P_t$$

Onde, “ P_i ” representa a pressão parcial e “ X_i ” representa a fração molar.

Lembrando que:

$$X_i = \frac{n_i}{n_t}$$

Em que:

- n_i = número de mols do elemento de interesse;
- n_t = número total de mols da mistura gasosa.

A soma das frações molares dos gases da mistura será igual a 1.

Como consideramos gases perfeitos, o cálculo das pressões parciais considera o comportamento individualizado de moléculas.

Você sabia?

John Dalton foi um químico, físico e meteorologista inglês que nasceu em 6 de setembro de 1766, em Eaglesfield, no condado de Cumberland, Inglaterra. Ele é conhecido principalmente por suas contribuições para a teoria atômica e para o desenvolvimento da lei das pressões parciais.

A contribuição mais significativa de Dalton foi sua teoria atômica, proposta em 1803. Ele afirmava que todos os elementos químicos são compostos por átomos indivisíveis e que os átomos de diferentes elementos têm massas diferentes. Dalton também sugeriu que os átomos se combinam em proporções definidas para formar compostos químicos, o que ficou conhecido como lei das proporções definidas.

Além disso, Dalton também formulou a lei das pressões parciais, em 1801. Ele observou que a pressão total exercida por uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais de cada componente individual. Essa descoberta foi fundamental para o estudo das misturas gasosas e desempenhou um papel importante no desenvolvimento da química e da física.

John Dalton faleceu em 27 de julho de 1844, em Manchester, Inglaterra.

Quer saber mais sobre Dalton? [Clique aqui!](#)

PARA FIXAR

- 4. Em uma câmara submetida a uma pressão de 2 atm, são misturados 7 mol de gás a uma temperatura de 273 K. 25% corresponde a mols de hidrogênio e 75% a mols de nitrogênio. Calcule as pressões parciais dos componentes.**

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!](#)

4 MODELO CINÉTICO

Este modelo foi utilizado para realizar o embasamento teórico das leis anteriormente citadas. A base do modelo cinético é que um gás consiste em moléculas que estão em constante movimento aleatório em todas as regiões em todo recipiente.

Baseia-se em 3 hipóteses principais:

- Moléculas gasosas realizam movimentos contínuos de forma aleatória;
- As moléculas somente interagem quando se chocam;
- O tamanho de uma molécula não é significativo. Pois seus diâmetros são menores se comparados, a distância que elas percorrem.

Assim, quando o volume de um gás aumenta, em condições isotérmicas, a cinética das moléculas é a mesma, mas o caminho disponível para a movimentação aumenta, o que diminui a pressão do sistema.

Em condições isocóricas, se a temperatura se eleva, a energia cinética também aumenta, o que proporciona maior número de choques entre as moléculas e choques com a parede do recipiente que as contém, o que aumenta a pressão do sistema. 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, assim:

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

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

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

Em que:

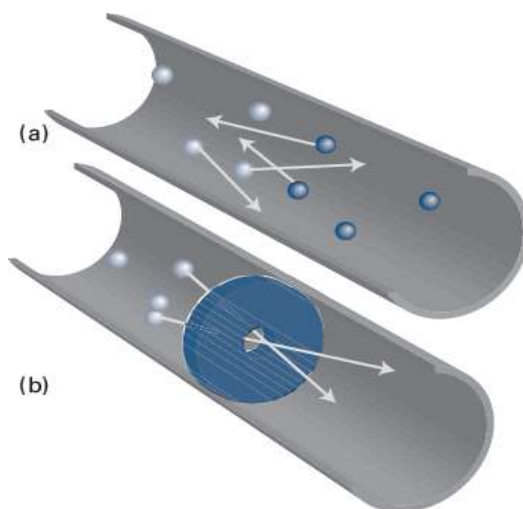
- R = Constante dos Gases;
- T = Temperatura em kelvin;
- M = Massa molar da substância.

Através da relação anterior, podemos calcular com que rapidez as moléculas se movem e podemos pressupor que: um gás mais leve tem maior velocidade se for comparado a um gás mais pesado.

4.1 Difusão e Efusão Molecular

A difusão é o processo pelo qual o gás se propaga pelo espaço, já o processo de efusão trata da passagem desse gás por um orifício, como mostrado na figura 5.

Figura 5: (a) Difusão é a propagação das moléculas de uma substância para dentro de uma região inicialmente ocupada por outra substância. Observe que as moléculas de ambas as substâncias se movem, e cada substância difunde na outra. (b) Efusão é o escape das moléculas por um orifício pequeno em uma parede que está confinando as moléculas.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De.
Físico-Química: Fundamentos. 6ªed.

O aumento de temperatura faz com que a energia cinética molecular do gás aumente. Ambos os processos, difusão e efusão, são dependentes da temperatura, pois dependem da movimentação das moléculas, bem como também são dependentes da massa molar, já que gases mais leves têm maiores velocidades que gases pesados. Portanto, os processos de efusão e difusão molecular, têm suas velocidades aumentadas com a elevação da temperatura e diminuição da massa molar do composto. Entretanto, o aumento de colisões prejudica o processo de difusão.

A velocidade de efusão, é dada matematicamente pela Lei de Graham:

$$Velocidade\ de\ efusão = M^{-\frac{1}{2}}$$

No caso de misturas gasosas, a velocidade de efusão é dada matematicamente por:

$$Velocidade\ de\ efusão = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

O modelo do gás ideal não é capaz de explicar sistemas a baixas temperaturas e altas pressões, pois o que se presume por esse modelo, é que se a pressão é muito alta o volume tende a zero.

The diagram shows the pressure-volume ($p-V_m$) behavior of carbon dioxide. The y-axis represents pressure p in atm, ranging from 0 to 140. The x-axis represents molar volume V_m in $\text{dm}^3 \text{mol}^{-1}$, ranging from 0 to 0,6. Four isotherms are plotted for temperatures 50 °C, 40 °C, 31,1 °C (T_c), and 20 °C. The 31,1 °C isotherm is the critical isotherm. Points A, B, C, D, E, and F are marked on the isotherms. A blue shaded region is bounded by the 20 °C isotherm and a horizontal line at $p \approx 34$ atm.

As consequências dessas interações mostradas na figura se dão em isotermas experimentais, como demonstrado na figura 6. Em pressões mais baixas, quando a amostra ocupa um volume grande, as moléculas estão muito afastadas umas das outras e as forças intermoleculares não exercem papel significativo e o gás tem um comportamento que se assemelha ao gás perfeito.

Em pressões moderadas, quando a distância média entre as moléculas é somente de alguns poucos diâmetros moleculares, as forças atrativas são superiores às forças repulsivas. Espera-se então, que o gás seja mais compressível, já que as forças atrativas contribuem para a aproximação. Em pressões elevadas, quando as moléculas estão muito próximas umas das outras, as forças repulsivas são superiores às atrativas e assim, é esperado que o gás seja menos compressível, logo é um absurdo que o volume tenda a zero.

Figura 7: Variação da energia potencial de duas moléculas em função da distância entre elas. A energia potencial muito grande, positiva, a distâncias muito pequenas, indica que as interações entre as moléculas são fortemente repulsivas nessas distâncias. Nas distâncias intermediárias, onde a energia potencial é negativa, as interações atrativas são dominantes. Em separações muito grandes (à direita), a energia potencial é nula e não há interação entre as moléculas.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6ªed.

Assim, as falhas detectadas no modelo do gás ideal são:

- Existe um volume finito para as moléculas gasosas;
- Existem forças de atração e repulsão.

Devido estas falhas, implantou-se um parâmetro: o fator de compressibilidade “Z”.

Assim, temos que:

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

$$Z = \frac{V_m}{V_{m0}}$$

No gás ideal temos matematicamente que:

$$\frac{PV}{RT} = 1$$

Entretanto, nos gases reais esse valor é diferente de 1.

Dessa forma, o fator Z é utilizado para a medição do quanto o comportamento está diferindo do pressuposto pelo modelo do gás ideal.

Assim, temos que:

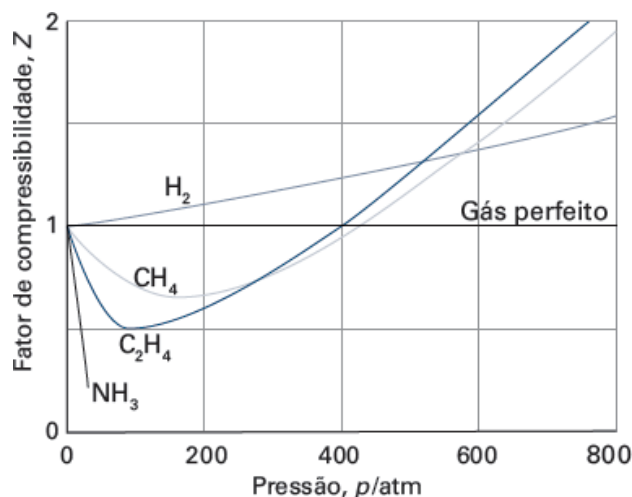
- Quando $Z=1$, V molar gás real = V molar gás ideal, e isto só ocorre no gás perfeito;
- Quando $Z<1$, V molar gás real < V molar gás ideal, e isto pode estar ocorrendo por ação de forças de atração entre as moléculas;
- Quando $Z>1$, V molar gás real > V molar gás ideal, e isto pode estar ocorrendo por ação de forças de repulsão entre as moléculas.

O fator de compressibilidade Z , varia com:

- Temperatura: o aumento da temperatura aproxima Z de 1, ou seja, o gás apresenta um comportamento mais ideal;
- Pressão: em pressões maiores, $Z>1$;
- Tipo de gás: alguns gases tem um $Z>1$, como é o caso do hidrogênio.

Como podemos observar na figura 8.

Figura 8: Variação do fator de compressibilidade, Z , com a pressão para vários gases a 0 °C. Um gás perfeito tem $Z = 1$ em todas as pressões. Dos gases que podem ser vistos nessa figura, o hidrogênio é o que mostra desvios positivos em todas as pressões (nesta temperatura); todos os outros gases mostram inicialmente, em pressões baixas, desvios negativos, e desvios positivos em pressões altas. Os desvios negativos resultam das interações atrativas entre as moléculas e os desvios positivos são o resultado das interações repulsivas.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6ªed.

Se a pressão de um gás aumenta, o volume diminui, e assim, as moléculas têm uma aproximação forçada, o que pode vir a gerar forças de atração entre elas. Em contrapartida, se a temperatura for elevada, maior é o movimento das moléculas e consequentemente, sua distância, além de favorecer a quebra de possíveis interações moleculares que venham a surgir.

5.1 Equação de Van der Waals

Para contornar os problemas relacionados aos desvios causados por estas forças, em 1873, Johannes Van der Waals, propôs uma nova equação.

Se entre moléculas têm-se interações repulsivas, isso significa que existe uma certa distância limite que elas se aproximam, assim, criou-se o conceito de volume excluído molar.

Assim, podemos considerar matematicamente que:

$$P(V - nb) = nRT$$

Em que “*b*” representa o volume excluído molar em L/mol.

Van der Waals também se atentou às forças atrativas, pois estas reduzem a pressão do sistema. Supõe-se que a atração seja proporcional à razão n/V . A velocidade destas moléculas é reduzida e colisões têm menos intensidade. Assim, matematicamente, considera-se que a redução da pressão é proporcional à razão $(n/V)^2$.

Logo, a equação de estado permitindo estas interações definem a pressão como:

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

Em que “a” representa o parâmetro associado às forças atrativas e é dado por: L² x atm/mol².

Comparando com a equação do gás ideal, temos:

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Por fim, vale ressaltar sobre os parâmetros de Van der Waals que:

- “a” aumenta com o aumento das forças de atração;
- “b” aumenta com o aumento das moléculas.

PARA FIXAR

5. Considerando comportamento de gás real, calcule a pressão a que se encontra submetida uma amostra contendo 5 mol de tetracloreto de carbono a 20°C, ocupando um volume de 40 L.

Dados:

- a= 20,4 L²atm/mol²
- b= 0,1383 L/mol

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

ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química: Fundamentos**. 5. ed. Rio de Janeiro: gen/LTC, 2009. p. 13-35.

COSTA, H. M. D. **Físico-Química Aplicada à Farmácia**. 1. ed. Rio de Janeiro: SESES, 2018.

FLORENCE, Alexander T.; ATWOOD, David. **Princípios Físico-Químicos em Farmácia**. 2. ed. São Paulo: Pharmabooks, 2011.

NETZ, Paulo A.; ORTEGA, George G. **Fundamentos de Físico-Química: Uma abordagem conceitual para as ciências farmacêuticas**. 1. ed. Porto Alegre: ARTMED, 2002.