

GASES IDEAIS E REAIS

9
aula

META

Introduzir os conceitos de gases ideais e reais.

OBJETIVOS

Ao final da aula, o aluno deverá: aplicar a teoria cinética molecular e reconhecer o comportamento diferenciado dos gases.

PRÉ-REQUISITOS

Reconhecer as leis que levaram à compreensão do comportamento dos gases: Lei de Boyle, Lei de Charles e o Princípio de Avogadro.



(Fonte: <http://www.infoescola.com>).

A equação do gás ideal descreve como os gases se comportam, mas não explica por que eles se comportam de determinada maneira. Por que um gás expande quando aquecido à pressão constante? Ou, por que sua pressão aumenta quando o gás é comprimido a temperatura constante? Para entender as propriedades físicas dos gases, precisamos de um modelo que nos ajude a imaginar o que acontece às partículas de gás à proporção

INTRODUÇÃO

Teoria cinética molecular

Conjunto de suposições sobre a natureza dos gases. Essas suposições, quando traduzidas para a forma matemática, produzem a equação de gás ideal.

que condições como pressão ou temperatura variem. Tal modelo, conhecido como **Teoria Cinética Molecular**, foi desenvolvido durante um período de aproximadamente cem anos, culminando em 1857 quando Rudolf Clausius (1822 – 1888) publicou uma forma completa e satisfatória da teoria.



Rudolf Clausius (Fonte: <http://www.nhn.ou.edu>).

Os resultados empíricos resumidos pelas leis dos gases sugeriram um modelo em que um gás ideal é formado por moléculas amplamente espaçadas, que não interagem entre si e que estão em movimento incessante, com velocidades médias que aumentam com a temperatura. Primeiramente, veremos como as medidas experimentais da velocidade com que os gases viajam de uma região para outra permitem uma melhor compreensão das *velocidades médias* das moléculas. Em seguida, usaremos as velocidades médias para expressar quantitativamente os modelos de um gás ideal, verificar sua concordância com as leis dos gases, e usá-lo para obter informações detalhadas sobre a proporção de moléculas que têm uma dada velocidade.

Podemos refinar ainda mais este modelo? Podemos, por exemplo, deduzir a dependência real com a temperatura da velocidade média das moléculas? A velocidade média aumenta proporcionalmente à temperatura, ou qualquer outra potência de T ?

MOLÉCULAS

Difusão

Espalhamento de uma substância através de outra.

Efusão

Fuga de um gás através de um orifício ou buraco

A DIFUSÃO E A EFUSÃO

A **difusão** é o espalhamento de uma substância pelo espaço ou por uma segunda substância, como um gás em outro gás. Por exemplo, a difusão explica a expansão de perfumes que se difundem por uma sala. Ela também ajuda a manter a composição da atmosfera aproximadamente constante, porque concentrações incomumente altas de um gás se difundem e se dispersam.

O fenômeno da **efusão** é a fuga das moléculas de gás por buracos minúsculos para um espaço evacuado como mostrado na Figura 49. A efusão acontece sempre que um gás é separado do vácuo por uma barreira porosa. O gás escapa através do orifício porque há mais colisões do lado da alta pressão do que do lado da baixa pressão.



Figura 49 - Efusão de uma molécula de gás por um buraco de alfinete. As moléculas escapam de seu recipiente para um espaço evacuado apenas quando 'batem' no buraco. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

LEI DA EFUSÃO DE GRAHAM

Em 1846, Thomas Graham, um químico escocês do século XIX, fez uma série de experiências sobre a velocidade de efusão de gases. Ele descobriu que *à temperatura constante, as taxas de efusão de um gás são inversamente proporcionais à raiz quadrada de suas massas molares*. Esta observação é conhecida como **Lei de Efusão de Graham**.

Para dois gases A e B, se as taxas de efusão de duas substâncias são r_1 e r_2 , e suas respectivas massas molares são M_1 e M_2 , temos:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

A equação acima compara as taxas de efusão de dois gases diferentes sob condições idênticas, indicando que o gás mais leve efunde-se mais rapidamente. A única maneira de uma molécula de gás escapar de um recipiente é ela “bater” no buraco. Quando mais rapidamente as moléculas se movem, maior a chance de uma molécula chocar-se no buraco e efundir. Isso implica que a taxa de efusão é diretamente proporcional à velocidade das moléculas. Como R e T são constantes, temos a equação:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{3RT/M_1}{3RT/M_2}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Como esperado, a partir da lei de Graham, o hélio escapa dos recipientes pelos buracos minúsculos feitos com alfinete com maior rapidez que gases com maior massa molecular.

Quando levamos à cabo experiências de efusão a diferentes temperaturas, constatamos que a velocidade de efusão aumenta

Lei de Efusão Graham

Lei que afirma que a velocidade de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molecular.

quando a temperatura é aumentada. Especificamente, para um determinado gás, *a velocidade de efusão aumenta com a raiz quadrada da temperatura.*

$$\frac{\text{Velocidade de efusão a } T_2}{\text{Velocidade de efusão a } T_1} = \sqrt{\frac{T_2}{T_1}}$$

A velocidade de efusão pode ser substituída por velocidade média das moléculas. Assim, *a velocidade média das moléculas em um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura:*

$$\frac{\text{Velocidade média das moléculas a } T_2}{\text{Velocidade média das moléculas a } T_1} = \sqrt{\frac{T_2}{T_1}}$$

Esta relação muito importante nos ajudará a refinar o nosso modelo de um gás. Também começa a revelar o significado de um dos conceitos mais difíceis de compreender na ciência: a natureza da temperatura. Vemos que, quando nos referimos a um gás, a temperatura é uma indicação da velocidade média das moléculas, e quanto mais alta a temperatura, maior a velocidade média das moléculas.

A DIFUSÃO E CAMINHO MÉDIO LIVRE

A difusão, como a efusão, é mais rápida para moléculas mais leves que para moléculas mais pesadas. Na realidade, a razão das taxas de difusão de dois gases sob condições experimentais idênticas é aproximada pela lei de Graham. Contudo, as colisões moleculares tornam a difusão mais complicada que a efusão.

A difusão dos gases é muito mais lenta que as velocidades moleculares relativas às colisões moleculares. Essas colisões ocorrem com bastante frequência para um gás à pressão atmosférica – aproximadamente 10^{10} vezes por segundo para cada molécula. As colisões ocorrem porque as moléculas de gases reais têm volumes finitos.

Caminho médio livre

Distância média percorrida por uma molécula de gás entre as colisões.

Por causa das colisões moleculares, a direção de movimento de uma molécula de gás varia constantemente. Portanto, a difusão de uma molécula de um ponto para outro consiste em muitos segmentos retos e curtos porque as colisões golpeiam-nas ao redor em direções aleatórias. Primeiro as moléculas movem-se em uma direção, depois em outra; em um momento a alta velocidade, no próximo instante a baixa velocidade.

A distância média percorrida por uma molécula entre as colisões é chamada **caminho médio livre**. O caminho médio livre para as moléculas de ar no nível do mar é aproximadamente 60 nm (6×10^{-6} cm). A aproximadamente 100 Km de altitude, onde a densidade do ar é muito mais baixa, o caminho livre médio é cerca de 10 cm, mais ou menos 10 milhões de vezes mais longo que na superfície da Terra.

A TEORIA CINÉTICA MOLECULAR

Agora temos informações suficientes para transformar o nosso modelo qualitativo de um gás em um modelo quantitativo, que pode ser usado para fazer predições numéricas. A teoria cinética molecular (a teoria das moléculas em movimento) é resumida pelas seguintes afirmações:

1. Um gás consiste em uma coleção de moléculas em movimento aleatório contínuo;
2. As moléculas de um gás são pontos infinitesimalmente pequenos;
3. As partículas se movem em linha reta até colidirem;
4. As moléculas não influenciam umas às outras, exceto durante as colisões.

Assim, na teoria cinética molecular dos gases, imaginamos as moléculas como muito separadas na maior parte do tempo e em movimento aleatório incessante. Elas se deslocam sempre em linha reta, mudando de direção apenas quando colidem com a parede do recipiente ou com outra molécula. As colisões mudam a velocidade e a direção das moléculas, como bolas num jogo de sinuca.

Quando um gás é aquecido, suas moléculas se movem mais rapidamente e se chocam mais freqüentemente com as paredes do recipiente. A teoria cinética dos gases permite obter as relações quantitativas entre pressão e velocidade das moléculas.

Começamos com uma amostra de gás supondo, inicialmente, que todas as moléculas estão movimentando-se com a mesma velocidade. Removeremos esta condição mais tarde. As moléculas chocam-se com uma das paredes do recipiente. Se calcularmos com que freqüência estes impactos ocorrem e que força eles exercem na parede, podemos calcular a pressão resultante (Fig. 50).

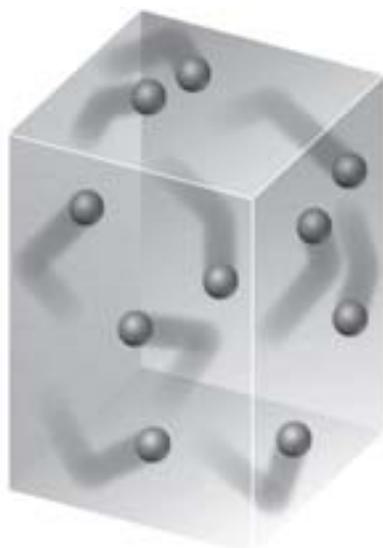


Figura 50: A pressão de um gás é provocada pelas colisões das moléculas de gás com as paredes de seus recipientes.
Fonte: Química: A ciência central.

Para calcular esta força, usamos a segunda lei de Newton: força é igual à velocidade de mudança de momento de uma partícula.

Momento é o produto da massa pela velocidade ($m \times V$), então, se uma molécula de massa m movimentar-se com uma velocidade v_x , paralela ao lado de uma caixa que chamamos de x , seu momento linear antes que toque a parede à direita é mv_x (Fig. 51). Imediatamente após a colisão, o momento da molécula é $-mv_x$, porque a

velocidade mudou para $-v_x$. A mudança no momento da molécula é, então, $2mv_x$ em cada colisão.

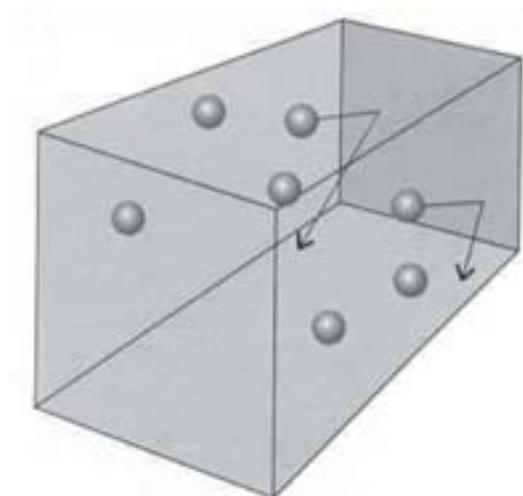


Figura 51 - Na teoria cinética dos gases, a pressão surge da força exercida sobre as paredes do recipiente pelo choque das moléculas, que são defletidas. É necessário determinar a força de cada impacto e o número de impactos em dado intervalo de tempo. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

A seguir, calcularemos a velocidade total de mudança do momento para todas as moléculas. Nesta etapa, consideramos um intervalo de tempo Δt e começamos calculando o número total de colisões neste intervalo. Uma molécula com velocidade v_x pode deslocar-se a uma distância $v_x \Delta t$ no intervalo Δt .

Portanto, todas as moléculas dentro de um intervalo de distância $v_x \Delta t$ da parede e movimentando-se nesta direção, se chocarão com a parede. Se a área da parede é A , todas as partículas no volume $A v_x \Delta t$ alcançarão a parede se estiverem se movimentando na sua direção.

Suponhamos que o número total de partículas no recipiente seja N e que o volume do recipiente seja V . O número de moléculas no volume será dado pela seguinte equação:

$$\text{Número de Moléculas} = \frac{A v_x \Delta t}{V} \times N = \frac{N A v_x \Delta t}{V}$$

OS GASES REAIS: DESVIOS DO COMPORTAMENTO IDEAL

Os experimentos de Boyle, Charles e Gay-Lussac foram feitos há mais de dois séculos. Desde então, os químicos têm encontrado que as leis que Metade das moléculas na caixa está se movendo para a direita e metade para a esquerda. Portanto, o número médio de colisões com a parede no intervalo Δt é metade do número no volume $\frac{V}{2}$, ou:

$$\text{Número de Colisões} = \frac{NAv_x \Delta t}{2V}$$

A mudança total de momento no intervalo é a mudança para uma molécula $2mv_x$, multiplicada pelo número total de colisões:

$$\text{Mudança total no momento} = \frac{NAv_x \Delta t}{2V} \times 2mv_x = \frac{NmAv_x^2 \Delta t}{V}$$

Neste ponto, podemos achar a velocidade de mudança de momento dividindo esta mudança de momento total pelo intervalo Δt durante o qual isto acontece:

$$\text{Velocidade de mudança de momento} = \frac{NmAv_x^2 \Delta t}{V \Delta t} = \frac{NmAv_x^2}{V}$$

Usamos a segunda lei de Newton para identificar esta velocidade de mudança de momento com a força exercida na parede:

$$\text{Força} = \frac{NmAv_x^2}{V}$$

Segue que a pressão, força dividida pela área A na qual a força atua, é:

$$\text{pressão} = \frac{NmAv_x^2}{VA} = \frac{Nmv_x^2}{V}$$

Agora, admitimos o fato de que nem todas as moléculas na amostra estão se movendo com a mesma velocidade. Para obter a pressão detectada, P , precisamos usar o valor médio de v_x^2 , em vez do próprio v_x^2 . As médias são, geralmente, simbolizadas por parênteses angulares, assim escrevemos:

$$P = \frac{Nm \langle v_x^2 \rangle}{V}$$

onde $\langle v_x^2 \rangle$ é o valor médio de v_x^2 para todas as moléculas da amostra.

Neste estágio, relacionamos $\langle v_x^2 \rangle$ à raiz quadrada da velocidade quadrática média, $c = \langle v_x^2 \rangle^{1/2}$, a raiz quadrada da média dos quadrados das velocidades moleculares.

Primeiro, notamos que a velocidade de uma única molécula, v , está relacionada à velocidade paralela às direções x , y e z por:

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

Portanto, **velocidade média quadrática (vmq)** é:

$$c^2 = \langle v^2 \rangle = \langle v_x^2 + v_y^2 + v_z^2 \rangle = \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle$$

A velocidade quadrática média é importante porque a energia cinética média de gás, ϵ , está relacionada diretamente a c^2 :

$$\epsilon = 12 m c^2$$

onde, m é a massa da molécula. A massa não varia com a temperatura. Portanto, o aumento na energia cinética média à medida que a temperatura aumenta implica que a velocidade (e também a velocidade média) das moléculas aumente similarmente conforme o aumenta temperatura.

Exemplo: Calculando a raiz quadrada da velocidade quadrática média de moléculas de gás temos;

Velocidade média quadrática

Raiz quadrada da média das velocidades quadráticas das moléculas de gás em uma amostra gasosa.

A massa molar de moléculas de N_2 é $28,02 \text{ g mol}^{-1}$ (correspondendo a $2,802 \times 10^{-2} \text{ kg mol}^{-1}$). Assim, a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de nitrogênio em ar a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ (293 K) é:

$$c = \left(\frac{3 \times (8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (293 \text{ K})}{2,802 \times 10^{-2} \text{ kg mol}^{-1}} \right)^{1/2} = 511 \text{ m s}^{-1}$$

$$c = 1,840 \text{ km.h}^{-1}$$

AS FORÇAS INTERMOLECULARES

Para explicar as divergências da lei do gás ideal, é necessário procurar as características das moléculas dos gases reais que são ignoradas pela teoria cinética molecular. Aquela teoria considera que as moléculas não interagem e que são pontos infinitesimais.

Assim, para melhorar a teoria, precisamos ver o que as interações representam e levar em conta que as moléculas têm um tamanho definido. De fato, estas duas características estão relacionadas, porque quando dizemos que uma molécula tem um tamanho definido, queremos dizer que elas exercem forças repulsivas. Quando você toca um objeto, sente seu tamanho e forma porque seus dedos não podem penetrar nele, isto é devido às forças repulsivas que os átomos do objeto exercem nos átomos dos seus dedos.

Forças intermoleculares são as atrações e repulsões entre moléculas.

Todas as moléculas atraem umas as outras quando estão separadas por poucos diâmetros moleculares. Porém, elas se repelem assim que suas nuvens de elétrons entram em contato. A Figura 52, mostra como a energia potencial de uma molécula varia com sua distância a uma segunda molécula.

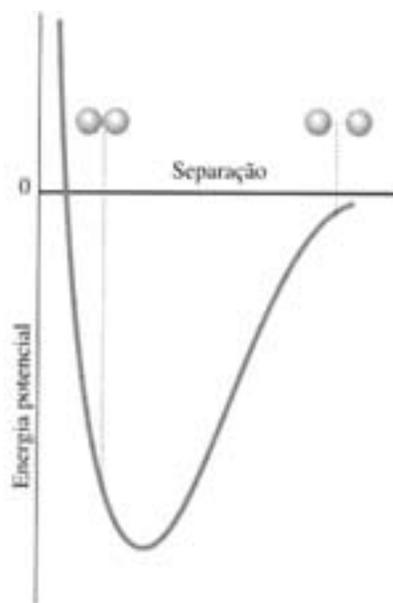


Figura 52: Variação da energia potencial de uma molécula quando ela se aproxima de outra molécula. A energia potencial aumenta drasticamente assim que as duas moléculas entram em contato. Uma equação usada para descrever esse comportamento é o potencial de Lennard-Jone. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

Em separações médias, sua energia potencial é mais baixa que quando estão infinitamente longe. Atrações sempre abaixam a energia potencial de um objeto. Quando as moléculas entram em contato, a energia potencial começa a subir, porque repulsões sempre aumentam a energia potencial.

Como sabemos que há atrações e repulsões entre moléculas? Primeiro, os gases se condensam a líquidos quando resfriados ou

comprimidos, assim suas moléculas têm de atrair-se entre si. Segundo, líquidos são muito difíceis de comprimir, assim, deve haver poderosas forças se opondo a que as moléculas sejam confinadas a um pequeno volume.

Um modo de investigar as forças intermoleculares é medir o fator de compressão, Z , o qual é definido como:

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

Podemos obter algum conhecimento sobre o significado de Z notando que o volume molar de um gás ideal é RT/P . Assim, outro modo de expressar Z é como a relação do volume molar real do gás com o volume molar que teria um gás ideal na mesma pressão e temperatura.

O fator de compressão de um gás ideal é 1, assim, divergências de $Z = 1$ é um sinal de não-idealidade. A Figura 53 mostra a variação experimental de Z para vários gases.

Vemos que todos os gases divergem de $Z = 1$ quando a pressão é elevada. Alguns gases, como hidrogênio, têm $Z > 1$ para todas as pressões. Para estes gases, as repulsões são mais importantes que as atrações, e o volume molar é maior que o esperado para um gás ideal, porque as repulsões tendem a manter as moléculas separadas.

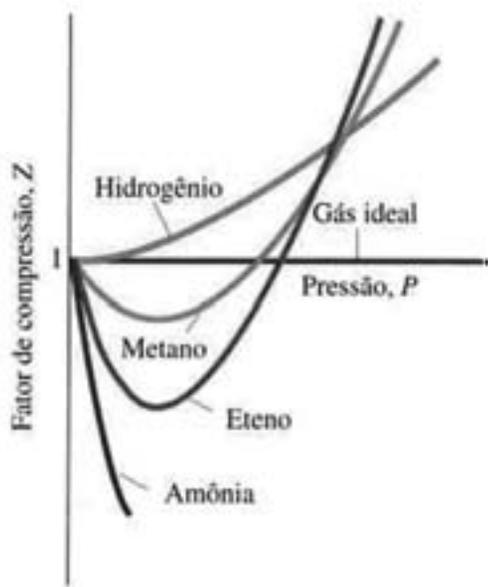


Figura 53 - Gráfico do fator de compressão, Z , de alguns gases em função da pressão. Para um gás ideal $Z = 1$ em todas as pressões. Para alguns gases reais, nos quais as atrações intermoleculares são muito fracas, como H_2 , Z é sempre maior do que 1. Para a maior parte dos gases, as forças atrativas dominam em pressões baixas e $Z < 1$. Em pressões altas, as forças repulsivas dominam e $Z > 1$ para todos os gases. (Fonte: Brown, T. L.; et al. Química, a ciência central, 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005).

A maioria dos gases, como a amônia, tem $Z < 1$ a baixas pressões. Para estes gases, as atrações são mais importantes que as repulsões, e o volume molar é menor que para um gás ideal, porque atrações tendem a reunir moléculas. Podemos então, resumidamente, definir:

Gases reais consistem em átomos ou moléculas com atrações e repulsões intermoleculares. As atrações têm um alcance maior que as repulsões. O fator de compressão é uma medida da natureza e efeito das forças intermoleculares.

A EQUAÇÃO DE VAN DE WAALS

O cientista holandês Johannes van der Waals investigou muitos gases reais. Com base em suas observações, ele propôs uma equação simples que dá predições mais precisas que a lei do gás ideal. A **equação de van der Waals** é:

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

As constantes de *van der Waals*, a e b , são únicas para cada gás e são determinadas experimentalmente (Tab. 14). O parâmetro a representa o papel das atrações, assim é relativamente grande para moléculas que se atraem fortemente. O parâmetro b representa o papel das repulsões, pode ser pensado como representando o volume de uma molécula individual.

Os papéis das constantes ficam mais claros quando reorganizamos a equação de van der Waals em:

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - a \frac{n^2}{V^2}$$

Equação de Van Der Waals

Equação de estado para gases não ideais. É baseada na adição de correções à equação dos gases ideais. Os termos de correção explicam as forças intermoleculares de atração e os volumes ocupados pelas próprias moléculas de gás.

Tabela 14 - Constantes de *van der Waals* para moléculas de gás.

Substância	a (L ² atm/mol ²)	b (L/mol)
He	0,0341	0,02370
Ne	0,211	0,0171
Ar	1,34	0,0322
Kr	2,32	0,0398
Xe	4,19	0,0510
H ₂	0,244	0,0266
N ₂	1,39	0,0391
O ₂	1,36	0,0318
Cl ₂	6,49	0,0562
H ₂ O	5,46	0,0305
CH ₄	2,25	0,0428
CO ₂	3,59	0,0427
CCl ₄	20,4	0,1383

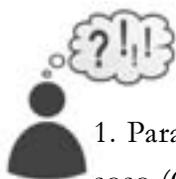
Os valores dessas constantes para vários gases estão relacionados na Tabela 14. Observe que os valores tanto de a quanto de b aumentam com o aumento da massa molecular e da complexidade de sua estrutura. As moléculas maiores, mais massivas, não apenas têm volumes maiores como também tendem a ter forças atrativas intermoleculares mais fortes.

A equação de *van der Waals* é apenas uma das muitas equações de estado que foram propostas. Uma das mais utilizadas é a equação do virial:

$$PV = nRT \left(1 + \frac{B}{V_M} + \frac{C}{V_M^2} + \dots \right)$$

Os coeficientes B, C etc. são chamados segundo coeficiente do virial; terceiro coeficiente do virial, e assim por diante. Os coeficientes do virial, que dependem da temperatura, são encontrados ajustando dados experimentais à equação do virial.

A equação do virial é muito mais geral do que a de *van der Waals*, porém é muito mais difícil de ser usada para fazer previsões.



ATIVIDADES

1. Para determinar a massa molar de um clorofluorcarbono gasoso (CFC) sintetizado para uso em um sistema de refrigeração, foi encontrado que a efusão de 25 ml do gás, por uma barreira porosa, leva 65 s. A efusão do mesmo volume de argônio ocorre em 38 s, sob as mesmas condições. Qual a massa molar do CFC?

Resolução: A velocidade de efusão é inversamente proporcional ao tempo gasto para um determinado volume do gás efundir. Quanto mais rápida a efusão, menor o tempo gasto. Combinando esta idéia com a Lei de Graham:

$$\frac{\text{Tempo de efusão de B}}{\text{Tempo de efusão de A}} = \sqrt{\frac{\text{massa molar de B}}{\text{massa molar de A}}}$$

Essa expressão pode ser rearranjada para obter a massa molar de um gás em termos da massa molar conhecida do segundo gás.

$$\frac{\text{Massa molar de CFC}}{\text{Massa molar de Ar}} = \left(\frac{\text{Tempo para efusão de CFC}}{\text{Tempo para efusão de Ar}} \right)^2$$

Como a massa molar do Ar é $39,95 \text{ g mol}^{-1}$, podemos concluir que a massa molar do CFC é:

$$\begin{aligned} \text{Massa molar do CFC} &= (65 \text{ s}/38 \text{ s})^2 \times (39,95 \text{ g mol}^{-1}) \\ &= 1,2 \times 10^2 \text{ g mol}^{-1}. \end{aligned}$$

2. Investigadores estudando as propriedades físicas de um gás que seria usado como um refrigerante em uma unidade de ar-condicionado precisaram calcular sua pressão quando 1,50 mol foi confinado em 5,00 L a 0°C . Das tabelas de coeficientes de van der Waals, eles sabiam que $a = 16,2 \text{ L}^2 \text{ mol atm}^{-2}$ e b

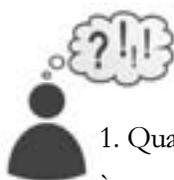
= $8,4 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$. Então, a pressão pode ser obtida da equação acima como:

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{nRT}{V - nb} - a \frac{n^2}{V^2} \\
 &= \frac{(1,50 \text{ mol}) \times (0,082058 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{5,00 \text{ L} - (1,50 \text{ mol}) \times 8,4 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}} \\
 &\quad - (16,2 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}) \times \left(\frac{(1,50 \text{ mol})^2}{(5,00 \text{ L})^2} \right) \\
 &= \frac{(1,50) \times (0,082058 \text{ atm}) \times (273)}{5,00 - (1,50) \times (8,4 \times 10^{-2})} - (16,2 \text{ atm}) \times \frac{(1,50)^2}{(5,00)^2} \\
 &= 5,44 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

1. Assim, o CFC pode ser o CCl_2F_2 , que tem esta massa molar
2. Um gás ideal sob as mesmas condições tem uma pressão de 6,72 atm.

ATIVIDADES



1. Qual(is) propriedade(s) de gases você pode apontar para dar suporte à suposição de que a maioria do volume em um gás é espaço vazio?
2. (a) Coloque os seguintes gases em ordem crescente de velocidade molecular média a 300 K: CO_2 , N_2O , HF, F_2 , H_2 . (b) Calcule e compare as velocidades médias quadráticas das moléculas de H_2 e CO_2 a 300 K.
3. Estime a raiz quadrada da velocidade quadrática média de moléculas de água no vapor sobre água em ebulição a 100°C .
4. Suponha ter dois recipientes de 1 L, um contendo N_2 nas CNTP, o outro contendo CH_4 nas CNTP. Como esses sistemas se compa-

ram com relação: (a) ao número de moléculas; (b) à densidade; (c) à energia cinética média das moléculas; (d) à taxa de efusão por um vazamento por buraco de alfinete?

5. O Sulfeto de arsênio (III) sublima-se facilmente, mesmo abaixo de seu ponto de fusão de $320\text{ }^{\circ}\text{C}$. Descubra-se que as moléculas da fase de vapor efundem por um buraco minúsculo a 0,28 vezes a taxa de efusão dos átomos de Ar nas mesmas condições de temperatura e pressão. Qual é a fórmula molecular do sulfeto de arsênio (III) na fase gasosa?

6. (a) Sob quais condições experimentais de temperatura e pressão os gases em geral se comportam não idealmente? (b) Quais as duas propriedades ou características das moléculas de gás que fazem com que elas se comportem de forma pouco ideal?

7. Calcule a razão entre as taxas de efusão de N_2 e O_2 .

8) Se 1,00 mol de um gás ideal estivesse confinado em um volume de 22,41 L a $0,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, exerceria uma pressão de 1,00 atm. Use a equação de van der Waals e as constantes da Tabela 1 para estimar a pressão exercida por 1,00 mol de $\text{Cl}_{2(g)}$ em 22,41 L a $0,0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

9. Calcule a pressão que o CCl_4 exercerá a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ se 1,00 mol ocupa 28,0 L, supondo que (a) o CCl_4 obedece à equação do gás ideal; (b) o CCl_4 obedece à equação de van der Waals. (Os valores para as constantes são dados na Tabela 1).

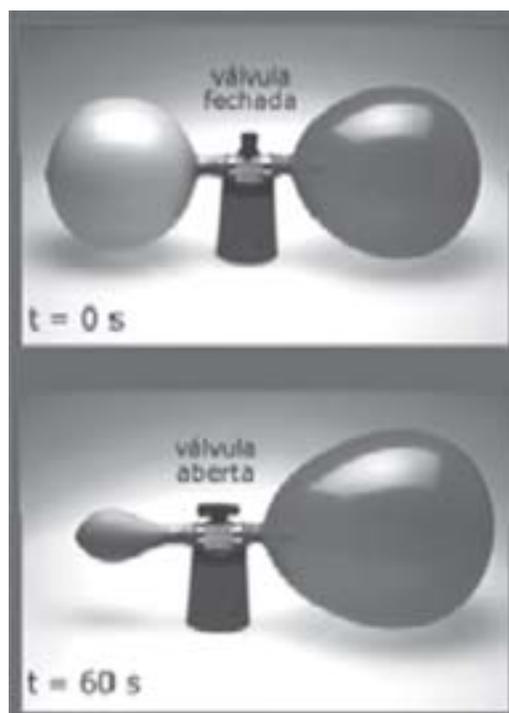
10. Um tanque de 10,0 L contendo 25 mol de O_2 é armazenado em uma loja de artigos de mergulho a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Use os dados da Tabela 1 e a equação de van der Waals para calcular a pressão no tanque.

Na teoria cinética molecular dos gases, supõe-se que os átomos ou moléculas que constituem os gases são massas pontuais que se movem ao redor com uma energia cinética média, proporcional à temperatura do gás.

CONCLUSÃO

A teoria cinética molecular leva à equação do gás ideal e ajuda-nos a explicar tais propriedades dos gases como a *efusão*, pelas aberturas minúsculas, e também a *difusão*.

Os gases reais são exceções ao comportamento ideal, basicamente porque as moléculas de gás têm volume finito e porque as forças atrativas existem entre as moléculas. A equação de *van de Waals* fornece uma explicação mais acurada do comportamento de gás real a altas pressões e baixas temperaturas.



Experimento com gases (Fonte: <http://www.qmc.ufsc.br>).



RESUMO

A teoria cinética molecular explica as propriedades de um gás ideal em termos de conjunto de suposições sobre a natureza dos gases: as moléculas estão em movimento caótico contínuo; o volume das moléculas de gás é desprezível se comparado ao volume do recipiente; as moléculas de gás não têm forças atrativas entre elas; suas colisões são elásticas e a energia cinética média das moléculas de gás é proporcional à temperatura absoluta. A partir da teoria cinética molecular, a taxa na qual um gás sofre *efusão* (escape através de um buraco minúsculo para um vácuo) é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar. A *difusão* de um gás por um espaço ocupado por um segundo gás é outro fenômeno relacionado às velocidades nas quais as moléculas movimentam-se. Desvios do comportamento ideal aumentam em magnitude à medida que a pressão aumenta e a temperatura diminui. Os gases reais desviam do comportamento ideal porque as moléculas possuem volume finito e sofrem forças atrativas uma pelas outras nas colisões. A *equação de van der Waals* é uma equação de estado para gases que modifica a equação do gás ideal para explicar o volume molecular intrínseco e as forças moleculares.

REFERÊNCIAS

- ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3 ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.
- BROWN, T. L. et al **Química: uma ciência central.** 9 ed. São Paulo: Prentice Hall, 2005.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P. M. **Química Geral.** v. 1 e 2. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2003.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário.** 4 ed. São Paulo: Edgard Blucher, 1995.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral.** v. 1 e 2. São Paulo: Makron Books do Brasil, 1994.