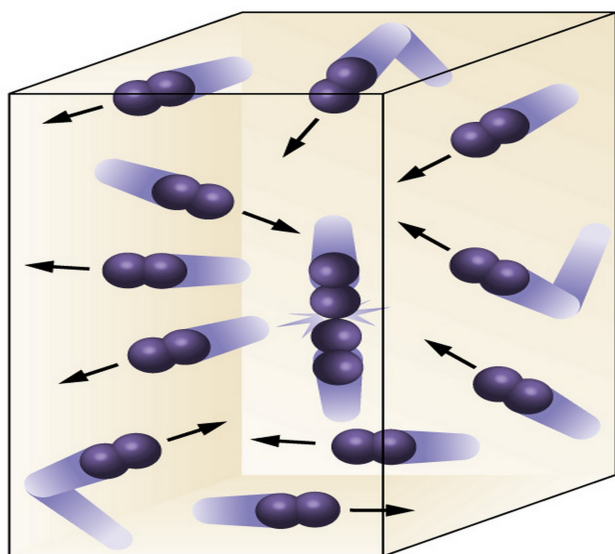


QUÍMICA GERAL

Teoria Cinético- Molecular

Gases and the Kinetic-Molecular Theory

12



A matéria existe em três estados físicos: sólidos, líquidos e gases. No estado sólido H_2O é conhecido como gelo, no estado líquido é chamado de água e no estado gasoso é conhecido como vapor ou vapor de água.

A maioria, mas não todas, as substâncias podem existir em todos os três estados. A maioria dos sólidos transformam-se em líquidos e a maioria dos líquidos transforma-se em gases à medida que são aquecidos. Líquidos e gases são conhecidos como fluidos porque fluem livremente. Sólidos e líquidos são chamados de estados condensados porque eles têm densidades muito mais altas que os gases.

12-13 A TEORIA CINÉTICO-MOLECULAR

Já em 1738, Daniel Bernoulli (1700-1782) imaginou moléculas gasosas em incessante movimento atingindo as paredes de seu recipiente e, assim, exercendo pressão. Em 1857, Rodolfo Clausius (1822-1888) publicou uma teoria que tentava explicar várias observações que haviam sido resumidas por Boyle, Dalton, Charles e Avogadro. Seguem as suposições básicas da teoria cinético-molecular para um gás ideal:

1. Os gases consistem em moléculas discretas. As moléculas individuais são muito pequenas e estão muito distantes em relação aos seus próprios tamanhos.
2. As moléculas de gás estão em movimento contínuo, aleatório e retilíneo com variação de velocidades.
3. As colisões entre as moléculas do gás e com as paredes do recipiente são elásticas; a energia total é conservada durante uma colisão; ou seja, não há ganho ou perda de energia.
4. Entre colisões, as moléculas não exercem forças atrativas ou repulsivas umas sobre as outras; em vez disso, cada molécula viaja em linha reta com velocidade constante.

A energia cinética é a energia que um corpo possui em virtude de seu movimento. É dada por $\frac{1}{2}mu^2$, onde m , a massa do corpo, pode ser expressa em gramas e u , sua velocidade, pode ser expressa em metros por segundo (m/s). As suposições da teoria cinético-molecular podem ser usadas para relacionar temperatura e energia cinética molecular.

A energia cinética média das moléculas gasosas é diretamente proporcional à temperatura absoluta da amostra. As energias cinéticas médias das moléculas de gases diferentes são iguais a uma dada temperatura.

Por exemplo, em amostras de H_2 , He, CO_2 e SO_2 na mesma temperatura, todas as moléculas têm as mesmas energias cinéticas médias. Mas as moléculas mais leves, H_2 e He, têm velocidades médias muito mais altas do que as moléculas mais pesadas, CO_2 e SO_2 , na mesma temperatura.

Podemos resumir este resultado muito importante da teoria cinético-molecular como:

$$\text{Energia Cinética (KE – Kinetic Energy) molecular média} = \overline{KE} \propto T$$

ou

$$\text{Velocidade molecular média} = \bar{u} \propto \sqrt{\frac{T}{\text{peso molecular}}}$$

As energias cinéticas moleculares dos gases aumentam com o aumento da temperatura e diminuem com a diminuição da temperatura. Referimo-nos apenas à energia cinética média; em uma dada amostra, algumas moléculas podem estar se movendo muito rapidamente, enquanto outras estão se movendo mais devagar. A Figura 12-9 mostra a distribuição de velocidades de moléculas gasosas em duas temperaturas.

A teoria cinético-molecular explica satisfatoriamente a maior parte do comportamento observado de gases em termos de comportamento molecular. Vejamos as leis dos gases em termos da cinética-teoria molecular.

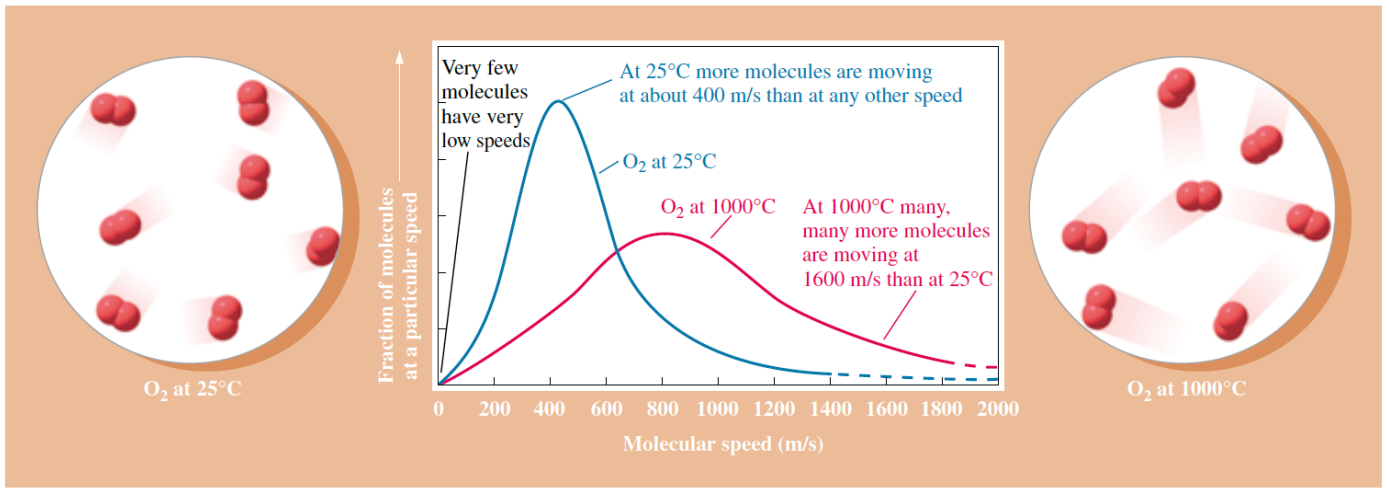


Figura 12-9 - A função de distribuição Maxwelliana para velocidades moleculares. Este gráfico mostra os números relativos de moléculas de O_2 tendo uma dada velocidade a $25^\circ C$ e a $1000^\circ C$. A $25^\circ C$, a maioria das moléculas de O_2 tem velocidades entre 200 e 600 m/s (450–1350 milhas por hora). Algumas das moléculas têm velocidades muito altas, então a curva de distribuição nunca atinge o eixo horizontal.

Lei de Boyle

A pressão exercida por um gás nas paredes de seu recipiente é causada por moléculas de gás batendo nas paredes. Claramente, a pressão depende de dois fatores: (1) o número de moléculas atingindo as paredes por unidade de tempo e (2) quão vigorosamente as moléculas atingem as paredes. Se a temperatura é mantida constante, a velocidade média e a força das colisões permanecem o mesmo. Mas reduzir pela metade o volume de uma amostra de gás dobra a pressão porque duas vezes mais moléculas atingem uma determinada área nas paredes por unidade de tempo. Da mesma forma, dobrando o volume de uma amostra de gás reduz pela metade a pressão porque apenas metade das moléculas de gás atingem uma determinada área nas paredes por unidade de tempo (Figura 12-10).

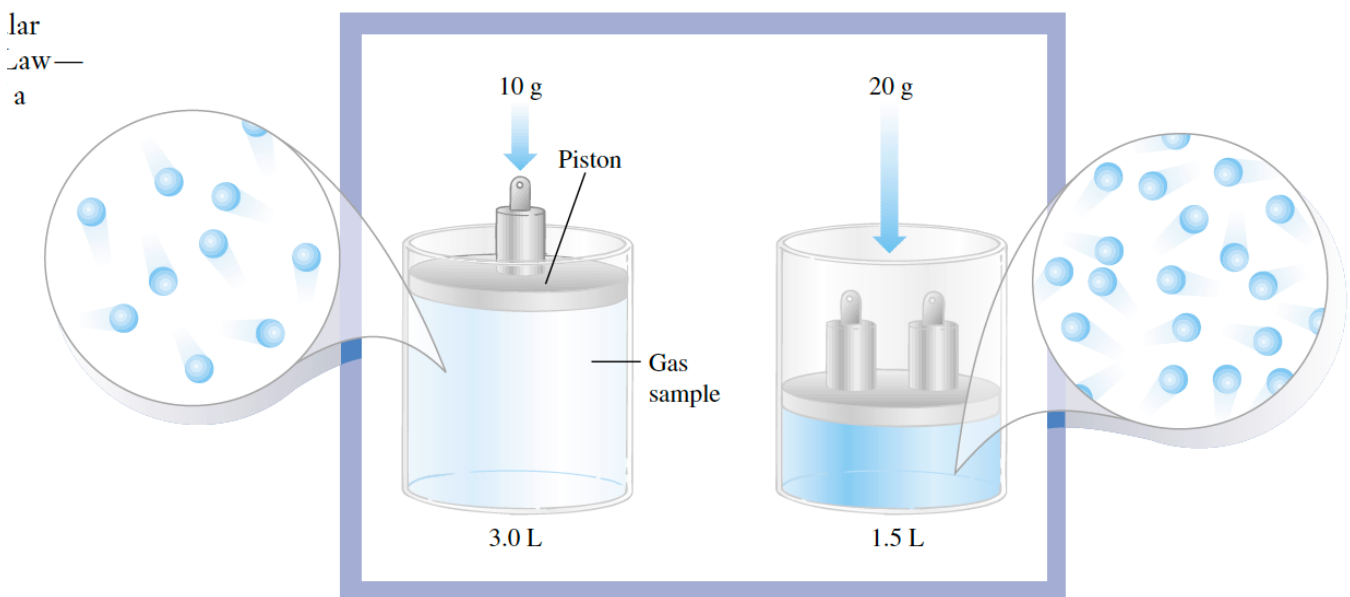


Figura 12-10 - Uma interpretação molecular da Lei de Boyle—a variação da pressão de um gás com alterações de volume (em temperatura constante). Todo o aparelho é colocado no vácuo. No volume menor, mais moléculas atacam as paredes por unidade de tempo para dar uma pressão maior.

Lei de Dalton

Em uma amostra de gás, as moléculas estão muito distantes e não se atraem significativamente. Cada tipo de molécula de gás age independentemente da presença do outro tipo. As moléculas de cada gás colidem assim com as paredes com uma frequência e vigor que não muda mesmo se outras moléculas estiverem presentes (Figura 12-11). Como resultado, cada gás exerce uma pressão parcial que é independente da presença do outro gás, e a pressão total é devido à soma de todas as colisões molécula-parede.

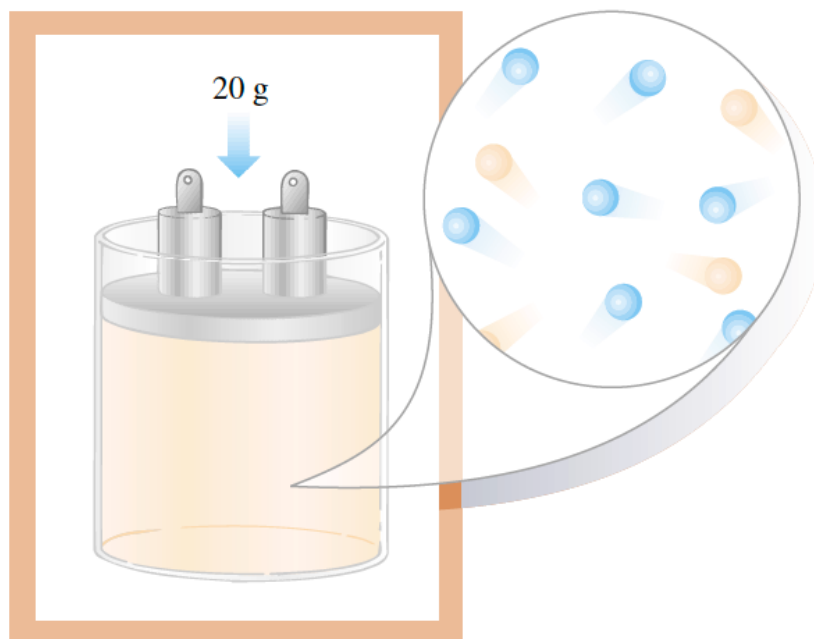


Figura 12-11 - Interpretação molecular da Lei de Dalton. As moléculas agem independentemente, de modo que cada gás exerce sua própria pressão parcial devido às suas colisões moleculares com as paredes.

Lei de Charles

Lembre-se de que a energia cinética média é diretamente proporcional à temperatura absoluta. Dobrar a temperatura absoluta de uma amostra de gás dobra a energia cinética média das moléculas gasosas, e o aumento da força das colisões das moléculas com as paredes dobra o volume, com a pressão constante. Da mesma forma, reduzir pela metade a temperatura absoluta diminui a energia cinética para metade do seu valor original; a pressão constante, o volume diminui pela metade devido ao vigor reduzido da colisão de moléculas gasosas com as paredes do recipiente (Figura 12-12).

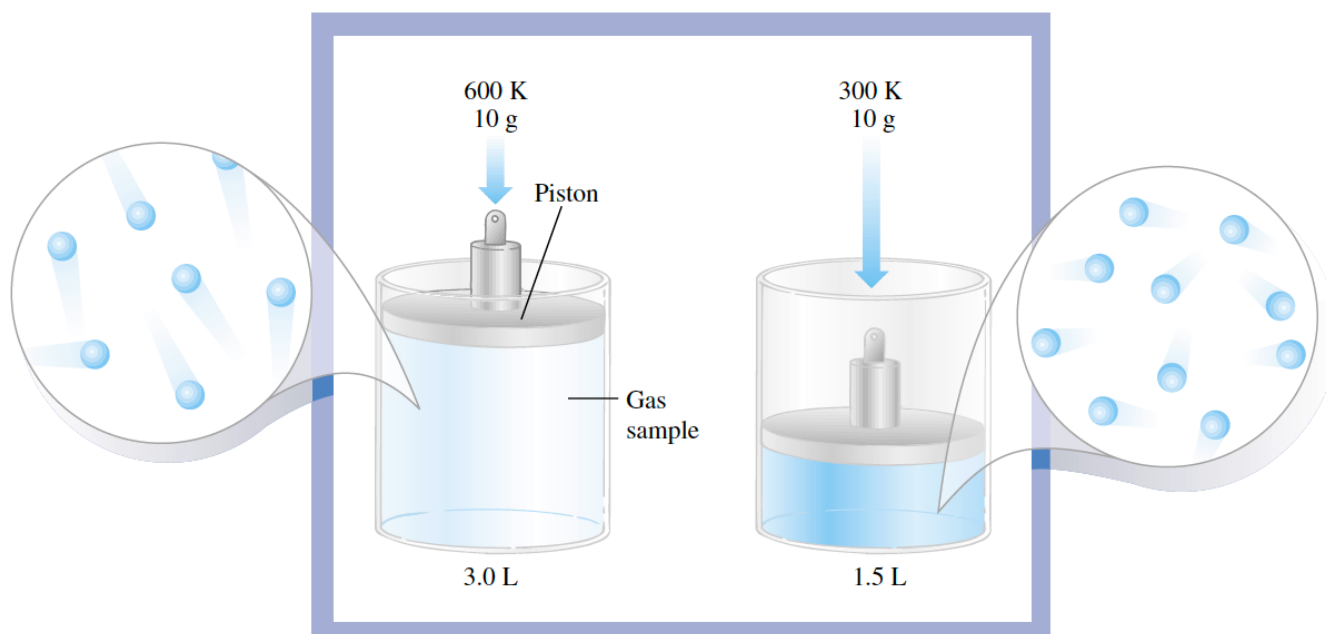


Figura 12-12 - Uma interpretação molecular da Lei de Charles – a mudança no volume de um gás com mudanças de temperatura (a pressão constante). Na temperatura mais baixa, as moléculas batem nas paredes com menos frequência e com menos vigor. Assim, o volume deve ser menor para manter a mesma pressão.

Teoria Cinético-Molecular, Equação do Gás Ideal e Velocidades Moleculares

Em 1738, Daniel Bernoulli derivou a Lei de Boyle das leis do movimento de Newton aplicadas a moléculas de gás. Esta derivação foi a base para um extenso desenvolvimento matemático da teoria cinético-molecular mais de um século depois por Clausius, Maxwell, Boltzmann e outros. Embora não precisemos estudar a apresentação matemática detalhada dessa teoria, podemos obter alguns insights sobre seus conceitos a partir do raciocínio por trás da teoria de Bernoulli.

Aqui apresentamos esse raciocínio baseado em argumentos de proporcionalidade. Na teoria cinético-molecular, a pressão é vista como o resultado de colisões de moléculas de gás com as paredes do recipiente. À medida que cada molécula atinge uma parede, ela exerce um pequeno impulso. A pressão é a força total assim exercida nas paredes dividida pela área das paredes. A força total nas paredes (e, portanto, a pressão) é proporcional a dois fatores: (1) o impulso exercido por cada colisão e (2) a taxa de colisões (número de colisões em um determinado intervalo de tempo).

$$P \propto (\text{impulso por colisão}) \times (\text{taxa de colisões})$$

Vamos representar a massa de uma molécula individual por m e sua velocidade por u . Quanto mais pesada a molécula (maior m) e quanto mais rápido ela está se movendo (maior u), mais forte ela empurra a parede quando colide. O impulso devido a cada molécula é proporcional ao seu momento, mu .

$$\text{Impulso por colisão} \propto mu$$

A taxa de colisões, por sua vez, é proporcional a dois fatores. Primeiro, a taxa de colisão deve ser proporcional à velocidade molecular; quanto mais rápido as moléculas se movem, mais frequentemente elas atingem a parede para colidir. Em segundo lugar, esta taxa de colisão deve ser proporcional ao

número de moléculas por unidade de volume, N/V . Quanto maior o número de moléculas, N , em um dado volume, mais moléculas colidem em um determinado intervalo de tempo.

Taxa de colisões \propto (velocidade molecular) \times (moléculas por unidade de volume)

ou

$$\text{Taxa de colisões} \propto (u) \times \left(\frac{N}{V}\right)$$

Podemos introduzir essas proporcionalidades na que descreve a pressão, para concluir que

$$P \propto (mu) \times u \times \frac{N}{V} \quad \text{or} \quad P \propto \frac{Nmu^2}{V} \quad \text{or} \quad PV \propto Nmu^2$$

Em qualquer instante, nem todas as moléculas estão se movendo na mesma velocidade, u . Devemos raciocinar em termos do comportamento *médio* das moléculas, e expressar a quantidade u^2 em termos médios como $\overline{u^2}$, a **velocidade quadrática média**.

$$PV \propto Nm\overline{u^2}$$

Nem todas as moléculas colidem com as paredes em ângulos retos, então devemos calcular a média (usando cálculo) em todas as trajetórias. Isso dá uma constante de proporcionalidade de $1/3$ e

$$PV = \frac{1}{3}Nm\overline{u^2}$$

Isso descreve a quantidade PV (pressão \times volume) em termos de *quantidades moleculares* — número de moléculas, massas moleculares e velocidades moleculares. O número de moléculas, N , é dado pelo número de moles, n , vezes o número de Avogadro, N_{Av} , ou $N = nN_{Av}$. Fazer essa substituição, obtemos

$$PV = \frac{1}{3}nN_{Av}m\overline{u^2}$$

A equação do gás ideal descreve (pressão \times volume) em termos de *quantidades mensuráveis* — número de moles e temperatura absoluta.

$$PV = nRT$$

Assim, vemos que as ideias da teoria cinético-molecular levam a uma equação da mesma forma como a equação macroscópica do gás ideal. Assim, o quadro molecular da teoria é consistente com a equação do gás ideal e dá suporte à teoria. Igualando o lado direito dessas duas últimas equações e cancelando n dá

$$\frac{1}{3}N_{Av}m\overline{u^2} = RT$$

Essa equação também pode ser escrita como

$$\frac{1}{3}N_{\text{Av}} \times (2 \times \frac{1}{2}m\overline{u^2}) = RT$$

Da física sabemos que a *energia cinética* de uma partícula de massa m movendo-se com velocidade u é $\frac{1}{2}mu^2$. Então podemos escrever

$$\frac{2}{3}N_{\text{Av}} \times (\text{avg } KE \text{ per molecule}) = RT$$

ou

$$N_{\text{Av}} \times (\text{avg } KE \text{ per molecule}) = \frac{3}{2}RT$$

Esta equação mostra que a temperatura absoluta é diretamente proporcional à energia cinética molecular média, como postulado pela teoria cinético-molecular. Como há N_{Av} moléculas em um mol, o lado esquerdo desta equação é igual à energia cinética total de um mol de moléculas.

$$\text{Energia cinética total por mol de gás} = \frac{3}{2}(RT)$$

Com esta interpretação, a energia molecular-cinética total de um mol de gás depende apenas da temperatura, e não da massa das moléculas ou na densidade do gás.

Também podemos obter algumas equações úteis para velocidades moleculares do raciocínio anterior. Resolvendo a equação

$$\frac{1}{3}N_{\text{Av}}m\overline{u^2} = RT$$

para a raiz quadrada da velocidade quadrática média, $u_{\text{rms}} = \sqrt{\overline{u^2}}$, obtemos

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{N_{\text{Av}}m}}$$

Lembramos que m é a massa de uma única molécula. Então $N_{\text{Av}}m$ é a massa do número de Avogadro de moléculas, ou um mol de substância; isto é igual ao peso molecular, M , do gás.

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

EXEMPLO 12-22 Velocidade Molecular

Calcule a velocidade quadrática média das moléculas de H_2 em metros por segundo a 20°C . Lembrar que

$$1 \text{ J} = 1 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Substituímos os valores apropriados na equação que relaciona u_{rms} à temperatura e peso molecular. Lembre-se de que R deve ser expresso nas unidades apropriadas.

$$R = 8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8.314 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{mol} \cdot \text{K} \cdot \text{s}^2}$$

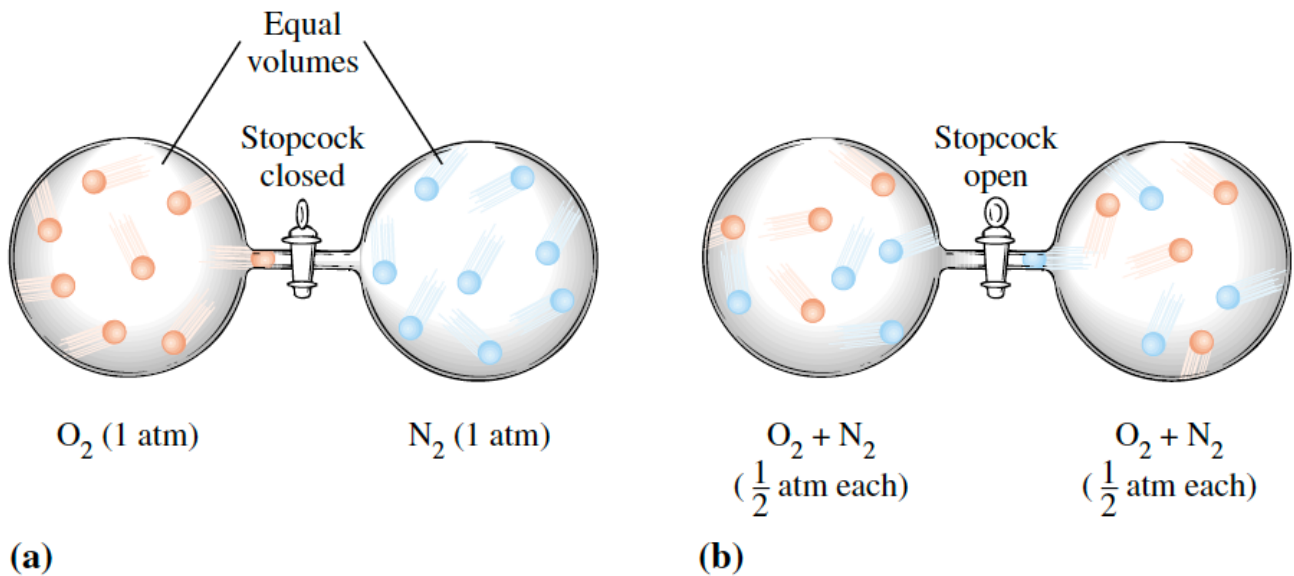
Solution

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{mol} \cdot \text{K} \cdot \text{s}^2} \times 293 \text{ K}}{2.016 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}}}$$

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{3.62 \times 10^6 \text{ m}^2/\text{s}^2} = 1.90 \times 10^3 \text{ m/s} \quad (\text{about } 4250 \text{ mph})$$

12-14 DIFUSÃO E EFUSÃO DE GASES

Como as moléculas de gás estão em movimento constante, rápido e aleatório, elas se difundem rapidamente em qualquer recipiente (Figura 12-13).



Por exemplo, se o sulfeto de hidrogênio (o cheiro de ovos podres) é liberado em uma grande sala, o odor pode eventualmente ser detectado em toda a sala. Se uma mistura de gases é colocada em um recipiente com paredes porosas finas, as moléculas efundem pelas paredes. Como elas se movem mais rápido, as moléculas de gás mais leves se espalham através das pequenas aberturas de materiais porosos mais rápido do que moléculas mais pesadas (Figura 12-14).

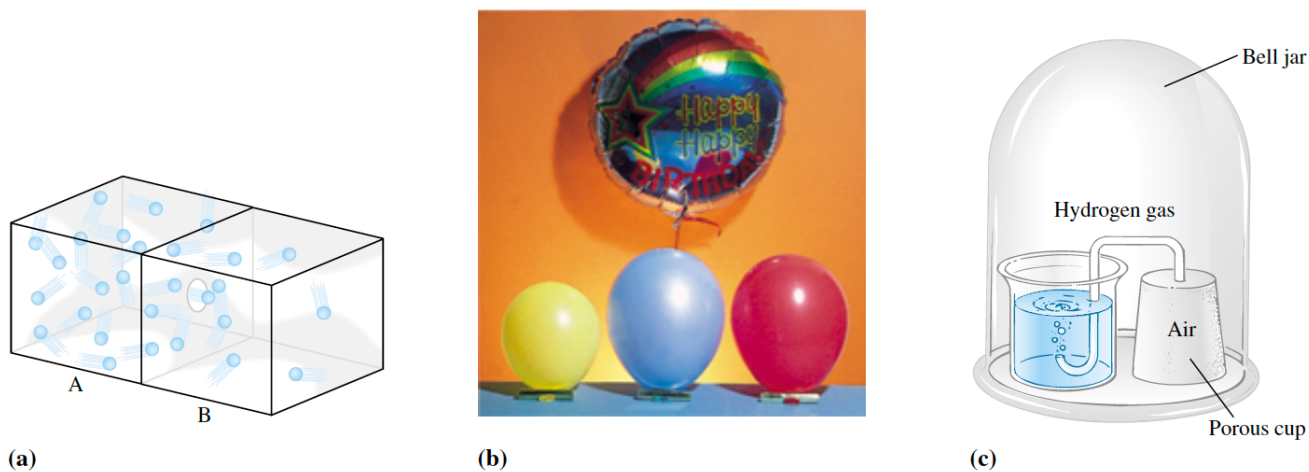


Figura 12-14 - Efusão de gases. (a) Uma interpretação molecular de efusão. As moléculas estão em constante movimento; ocasionalmente eles atingem a abertura e escapam. (b) Balões de látex foram preenchidos com o mesmo volume de He (amarelo), N_2 (azul) e O_2 (vermelho). Moléculas mais leves, como como o He, difundem-se pelos minúsculos poros dos balões de látex mais rapidamente do que o N_2 ou O_2 . O balão de festa prateado é feito de um polímero revestido de metal com poros pequenos demais para permitir uma rápida efusão de He. (c) Se uma redoma cheia de hidrogênio for colocada sobre um copo poroso cheio de ar, o hidrogênio em movimento rápido se difunde no copo mais rápido do que o oxigênio e o nitrogênio no ar podem sair do copo. Isso causa um aumento na pressão no copo suficiente para produzir bolhas na água do béquer.

Embora sejam os elementos mais abundantes no universo, o hidrogênio e o hélio ocorrem como gases apenas em quantidades vestigiais em nossa atmosfera. Isso se deve à alta velocidades moleculares médias resultantes de seus baixos pesos moleculares. Nas temperaturas da nossa atmosfera, essas moléculas atingem velocidades que excedem a velocidade de escape necessária para elas vencerem a atração gravitacional da Terra e se difundir no espaço interplanetário. Por isso, a maior parte do hidrogênio e hélio gasosos que provavelmente estavam presentes em grandes concentrações na atmosfera primitiva da Terra há muito se difundiram. Isso vale para a abundância desses gases em outros pequenos planetas em nosso sistema solar, especialmente aqueles com temperaturas médias superiores às nossas (Mercúrio e Venus). A nave espacial Mariner 10 em 1974 revelou quantidades mensuráveis de He na atmosfera de Mercúrio; a fonte deste hélio é desconhecida. Corpos massivos como as estrelas (incluindo o nosso próprio sol) são principalmente H e He.

12-15 GASES REAIS: DESVIOS DA IDEALIDADE

Até agora, nossas discussões trataram do comportamento ideal dos gases. Com isso queremos dizer que a identidade de um gás não afeta como ele se comporta, e as mesmas equações devem funcionar igualmente bem para todos os gases. Sob condições normais, a maioria dos gases reais se comporta de maneira ideal; seus P e V são previstos pelas leis dos gases ideais, então eles obedecem aos postulados da teoria cinético-molecular. De acordo com o modelo cinético-molecular, (1) tudo, exceto um volume desprezível de gás é espaço vazio, e (2) as moléculas de gases ideais não atraem umas às outras porque estão muito distantes em relação aos seus próprios tamanhos.

Sob algumas condições, no entanto, a maioria dos gases pode ter pressões e/ou volumes que não são previstos com precisão pelas leis dos gases ideais. Isso nos diz que eles não estão se comportando inteiramente como postulado pela teoria cinético-molecular.

O comportamento não ideal do gás (desvio das previsões das leis dos gases ideais) é mais significativo em altas pressões e/ou baixas temperaturas, ou seja, próximo às condições em que o gás se liquefaz.

Johannes van der Waals (1837-1923) estudou os desvios dos gases reais do comportamento de gases ideais. Em 1867, ele ajustou empiricamente a equação do gás ideal:

$$P_{\text{ideal}}V_{\text{ideal}} = nRT$$

para levar em consideração dois fatores de complicação.

1. De acordo com a teoria cinético-molecular, as moléculas são tão pequenas, em relação ao volume total do gás, que cada molécula pode se mover por praticamente todo o volume medido do recipiente, V_{medido} (Figura 12-15a). Mas sob altas pressões, um gás é comprimido de modo que o volume das próprias moléculas se torna uma fração significativa do volume total ocupado pelo gás. Como resultado, a disponibilidade de volume, $V_{\text{disponível}}$, para qualquer molécula se mover é menor que o volume medido por uma quantidade que depende do volume excluído pela presença dos outros moléculas (Figura 12-15b).

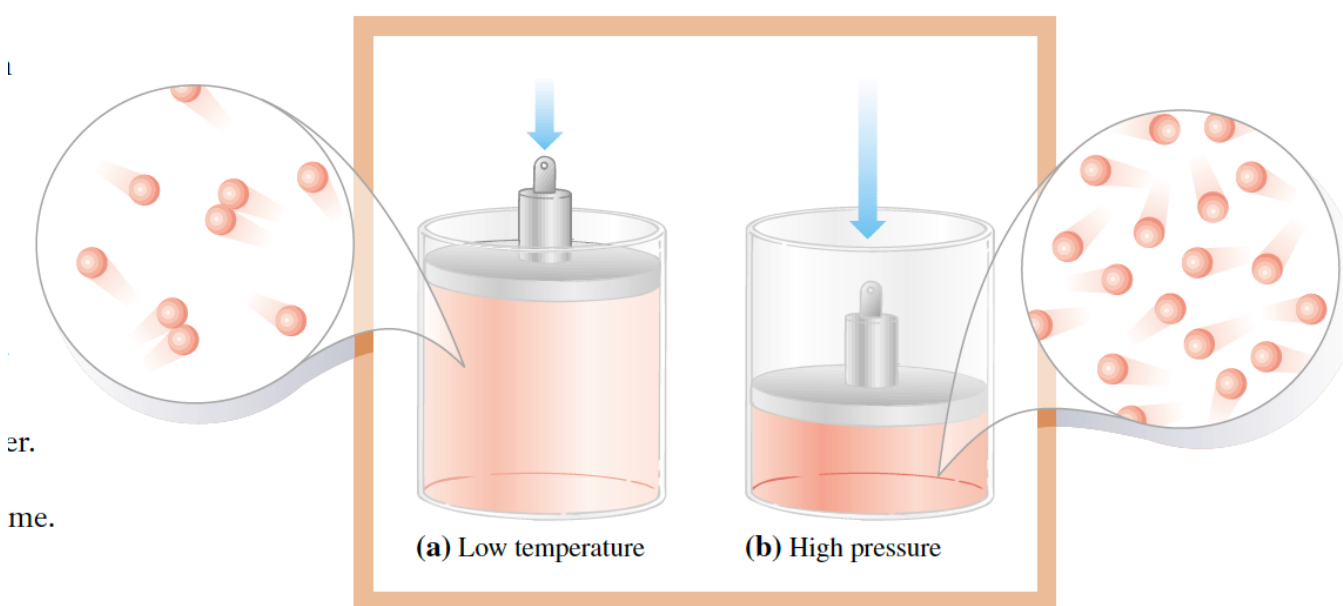


Figura 12-15 - Uma interpretação molecular dos desvios do comportamento ideal. (a) Uma amostra de gás a baixa temperatura. Cada esfera representa uma molécula. Por causa de sua baixa energia cinética, forças atrativas entre as moléculas podem agora fazer com que algumas moléculas "fiquem juntinhas." (b) Uma amostra de gás sob alta pressão. As moléculas estão muito próximas. O volume livre agora é muito menor fração do volume total.

Para explicar isso, subtraímos um fator de correção, nb .

$$V_{\text{idealmente disponível}} = V_{\text{medido}} - nb$$

O fator nb corrige o volume ocupado pelas próprias moléculas. Moléculas maiores tem valores de b maiores, e quanto maior o número de moléculas numa amostra (maior n), maior é a correção de volume. O termo de correção se torna desprezível quando o volume do recipiente é grande.

2. A teoria cinético-molecular descreve a pressão como resultante de colisões moleculares com as paredes do recipiente; esta teoria assume que as forças atrativas entre as moléculas são insignificantes. Para qualquer gás real, as moléculas podem atrair umas às outras. Mas em temperaturas mais altas, a energia potencial devido a atrações intermoleculares é insignificamente pequena em comparação

com a alta energia cinética devido ao movimento rápido das moléculas e às grandes distâncias entre elas. Quando a temperatura é bastante baixa (baixa energia cinética), as moléculas se movem tão lentamente que a energia potencial devida mesmo a pequenas forças atrativas se torna importante. Essa perturbação torna-se ainda mais importante quando as moléculas estão muito próximas juntos (em alta pressão). Como resultado, as moléculas se desviam de sua linha reta caminhos e levam mais tempo para atingir as paredes, de modo que menos colisões ocorrem em um determinado intervalo de tempo. Além disso, para uma molécula prestes a colidir com a parede, a atração por seus vizinhos faz com que a colisão seja menos energética do que seria de outra forma (Figura 12-16). Como consequência, a pressão que o gás exerce, P_{medida} , é menos do que a pressão que exerceria se as atrações fossem verdadeiramente insignificantes, P_{ideal} . Para corrigir isso, subtraímos um fator de correção, n^2a/V^2 , da pressão ideal.

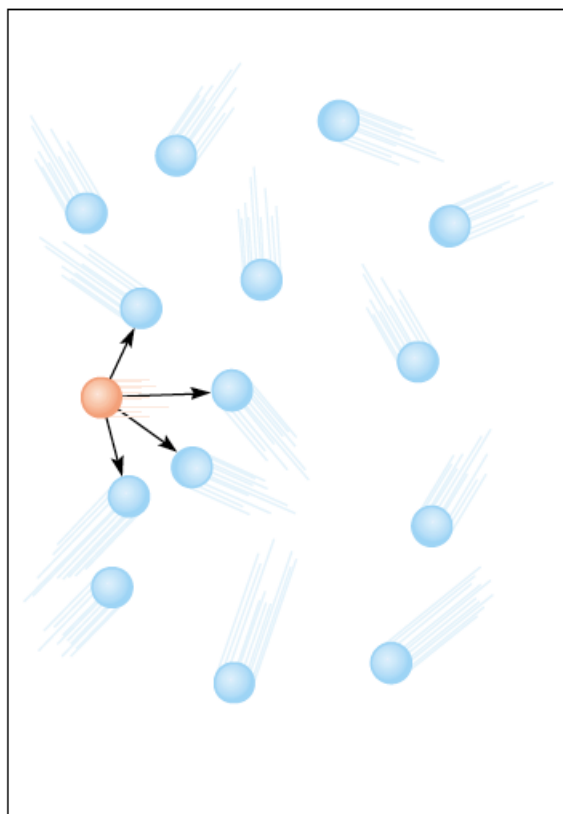


Figura 12-16 - Uma molécula de gás atinge as paredes de um recipiente com força diminuída. As forças atrativas entre uma molécula e suas vizinhas são significativas.

$$P_{\text{medida}} = P_{\text{idealmente exercida}} - \frac{n^2 a}{V_{\text{medida}}^2}$$

ou

$$P_{\text{idealmente exercida}} = P_{\text{medida}} + \frac{n^2 a}{V_{\text{medida}}^2}$$

Neste termo de correção, grandes valores de a indicam fortes forças atrativas. Quando mais moléculas estão presentes (maior n) e quando as moléculas estão próximas umas das outras (menor V^2)

no denominador), o termo de correção torna-se maior. O termo de correção, no entanto, torna-se insignificamente pequeno quando o volume é grande.

Quando substituimos essas duas expressões de correções na equação do gás ideal, obtemos a equação

$$\left(P_{\text{measured}} + \frac{n^2 a}{V_{\text{measured}}^2} \right) (V_{\text{measured}} - nb) = nRT$$

ou

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

Esta é a equação de van der Waals. Nesta equação, P, V, T e n representam a medida dos valores de pressão, volume, temperatura (expressos em escala absoluta) e número de moles, respectivamente, assim como na equação do gás ideal. As quantidades a e b são constantes experimentalmente derivadas que diferem para gases diferentes (Tabela 12-5). Quando a e b são ambos zeros, a equação de van der Waals se reduz à equação do gás ideal.

TABLE 12-5 *van der Waals Constants*

Gas	<i>a</i> (L ² ·atm/mol ²)	<i>b</i> (L/mol)
H ₂	0.244	0.0266
He	0.034	0.0237
N ₂	1.39	0.0391
NH ₃	4.17	0.0371
CO ₂	3.59	0.0427
CH ₄	2.25	0.0428

Podemos entender os valores relativos de a e b na Tabela 12-5 em termos das propriedades moleculares. Observe que a para o hélio é muito pequeno. Este é o caso de todos os gases nobres e muitas outras moléculas apolares, porque apenas forças atrativas muito fracas, chamadas de forças de dispersão, existem entre eles. **As forças de dispersão** resultam de dipolos elétricos de curta duração produzidos pela atração do núcleo de um átomo nos elétrons de um átomo adjacente. Essas forças existem para todas as moléculas, mas são especialmente importantes para moléculas apolares, que nunca se liquefaziam se as forças de dispersão não existissem. Moléculas polares como amônia, NH₃, têm separações permanentes de carga (dipolos), de modo que exibem forças maiores de atração um pelo outro. Isso explica o alto valor de a para amônia.

Moléculas maiores têm maiores valores de b. Por exemplo, H₂, uma molécula diatômica da primeira linha da Tabela Periódica, tem um valor de b maior do que o do He monoatômico da primeira linha. O valor b para CO₂, que contém três átomos e é da segunda linha da Tabela Periódica, é maior do que para o N₂, que contém apenas dois átomos e é da segunda linha.

O exemplo a seguir ilustra o desvio do metano, CH₄, do comportamento de gás ideal sob alta pressão.

EXEMPLO 12-23 - Equação de van der Waals

Calcule a pressão exercida por 1,00 mol de metano, CH₄, em um recipiente de 500 mL a 25,0°C assumindo (a) comportamento ideal e (b) comportamento não ideal.

Plano

- (a) Os gases ideais obedecem à equação dos gases ideais. Podemos resolver esta equação para P.
(b) Para descrever o metano como um gás não ideal, usamos a equação de van der Waals e resolvemos para p.

Solução:

- (a) Usando a equação do gás ideal para descrever o comportamento do gás ideal,

$$PV = nRT$$
$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(1.00 \text{ mol})\left(\frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(298 \text{ K})}{0.500 \text{ L}} = 48.9 \text{ atm}$$

- (b) Usando a equação de van der Waals para descrever o comportamento do gás não ideal,

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

For CH₄, $a = 2.25 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$ and $b = 0.0428 \text{ L}/\text{mol}$ (see Table 12-5).

$$\left[P + \frac{(1.00 \text{ mol})^2(2.25 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2)}{(0.500 \text{ L})^2} \right] \left[0.500 \text{ L} - (1.00 \text{ mol})\left(0.0428 \frac{\text{L}}{\text{mol}}\right) \right] = (1.00 \text{ mol})\left(\frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)(298 \text{ K})$$

Combinando termos e cancelando unidades obtemos

$$P + 9.00 \text{ atm} = \frac{24.5 \text{ L} \cdot \text{atm}}{0.457 \text{ L}} = 53.6 \text{ atm}$$

$$P = 44.6 \text{ atm}$$

Repetindo os cálculos do Exemplo 12-23 com o volume vinte vezes maior ($V = 10,0 \text{ L}$) fornece pressões ideais e não ideais, respectivamente, de 2,45 e 2,44 atm, uma diferença de apenas 0,4%.

Muitas outras equações foram desenvolvidas para descrever o comportamento de gases reais. Cada uma destas contém quantidades que devem ser derivadas empiricamente para cada gás.