

Hoje: Gás ideal e Teoria Cinética dos Gases (apenas Lei de Equipartição de Energia)

Modelo de Gás Ideal

A discussão seguinte sobre o modelo cinético-molecular de um gás se estenderá por várias etapas, e você talvez precise relê-las diversas vezes. Não desanime!

As hipóteses do modelo são:

1. Um recipiente com volume V contém um número N muito grande de partículas idênticas com a mesma massa m .
2. As moléculas se comportam como partículas puntiformes, muito pequenas em comparação às dimensões do recipiente e à distância média entre as moléculas.
3. As moléculas estão em movimento constante. Cada molécula colide ocasionalmente com a parede do recipiente. Essas colisões são perfeitamente elásticas.
4. As paredes do recipiente são rígidas e possuem massa infinita; elas não se movem.

Equação do gás ideal:

$$PV = nRT \quad (18.3)$$

Pressão do gás $\rightarrow P$
Volume de gás $\rightarrow V$
Número de moles do gás $\rightarrow n$
Temperatura absoluta do gás $\rightarrow T$
Constante do gás $\rightarrow R$

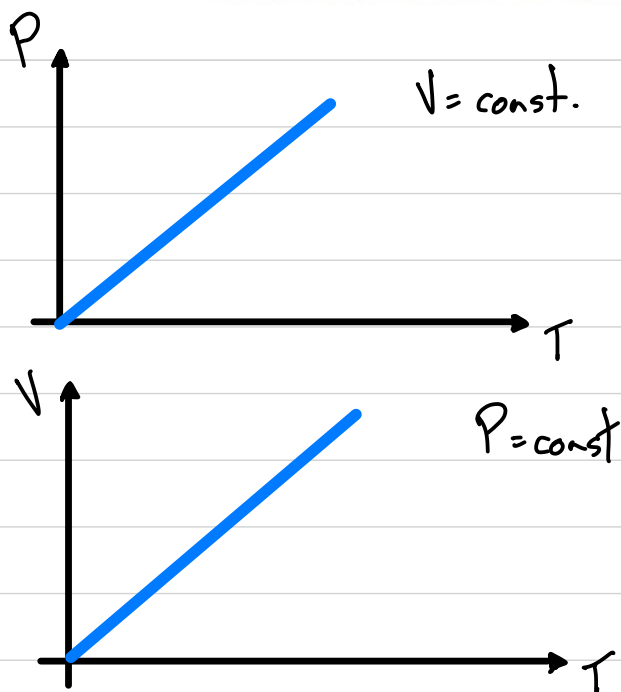
ou

$$PV = NkT$$

onde $N = n^\circ$ de moléculas

$k =$ constante de Boltzmann

ATENÇÃO Moléculas versus mol Não confunda N , o número total de moléculas do gás, com n , o número de moles do gás. O número de moléculas é igual ao número de moles multiplicado pelo número de Avogadro: $N = nN_A$.



$$R = 8,3144621(75) \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$R = 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 1,381 \times 10^{-23} \text{ J/molécula} \cdot \text{K}$$

$$N_A = 6,02214129(27) \times 10^{23} \text{ moléculas/mol (número de Avogadro)}$$

Um mol é a quantidade de substância que contém um número de entidades elementares igual ao número de átomos existentes em 0,012 kg de carbono 12.

$$M = Nm = \text{massa de } N \text{ moléculas do gás}$$

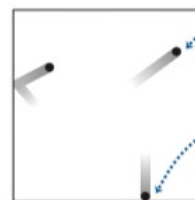
$$M_m = N_A m = \text{massa molar}$$

$$m = \text{massa da molécula}$$

$$\rho = \frac{M}{V} = \text{densidade do gás} = \frac{N m}{V}$$

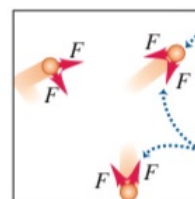
Figura 18.5 Um gás como representado (a) na equação do gás ideal e (b) na equação de van der Waals.

(a) Modelo de um gás ideal



As moléculas de gás são infinitamente pequenas. Elas exercem forças sobre as paredes do recipiente, mas não umas sobre as outras.

(b) Modelo mais realista de um gás



As moléculas de gás possuem volume, o que reduz o volume em que elas podem se mover. Elas exercem forças de atração umas sobre as outras, o que reduz a pressão... e exercem forças sobre as paredes do recipiente.

Figura 18.6 Isotermas, ou curvas a temperaturas constantes, para uma quantidade constante de um gás ideal. A maior temperatura é T_4 ; a mais baixa é T_1 . Esta é uma representação gráfica da equação de estado do gás ideal.

Cada curva representa a pressão em função do volume para um gás ideal a uma temperatura constante.

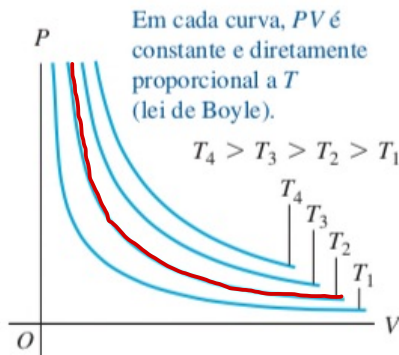
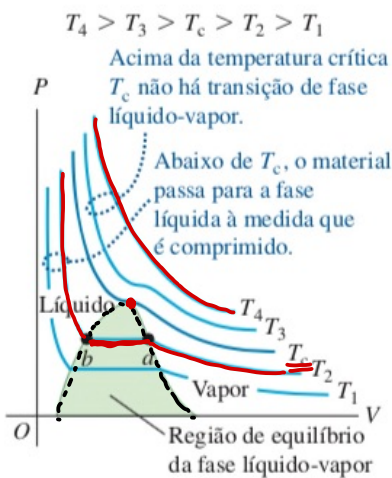


Figura 18.7 Diagrama PV para um gás não ideal, mostrando isotermas para temperaturas acima e abaixo da temperatura crítica T_c . A região sombreada indica o equilíbrio entre o líquido e o vapor. Em temperaturas ainda menores, o material poderia sofrer transições da fase líquida para a fase sólida e da fase gasosa para a fase sólida; essas transições não aparecem neste diagrama.



$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Diagrama PV

$$\Rightarrow P = \frac{\text{const}(T)}{V}$$

Mas é importante notar que quando $T \rightarrow 0 \Rightarrow V \rightarrow 0$ para $P = \text{constante}$, o que não ocorre num gás real. Na prática baixa a temperatura com pressão constante temos transição de fase.

Gás de van der Waals ou Gás Real

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

onde a e b são constantes positivas que dependem das moléculas

$$P_{id} = P_{vdw} + \frac{an^2}{V^2}$$

$$P_{id} > P_{vdw}$$

Devido a força de atração entre as moléculas que reduz as colisões das moléculas com as paredes do recipiente.

$$V_{id} = V_{vdw} - nb$$

$$V_{id} < V_{vdw}$$

Devido ao volume de cada molécula temos o volume total maior que o do gás ideal.

ATENÇÃO

$$PV = nRT$$

$$\text{ou } PV = NkT$$

DADOS MOSTRAM

A equação do gás ideal

Quando os alunos recebiam um problema usando a Equação 18.3, mais de 47% davam uma resposta incorreta. Erros comuns:

- Esquecer que, na Equação 18.3, a pressão P é absoluta, e não manométrica (Seção 14.2), e a temperatura T é absoluta (Kelvin), e não em Celsius.
- Não interpretar corretamente a Equação 18.3 para representar graficamente P versus V para T constante, P versus T para V constante, ou V versus T para P constante.

• Se mais de um gás ocupa o mesmo recipiente:

$$n = n_1 + n_2$$

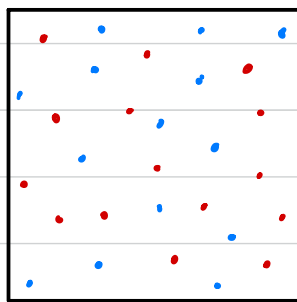
Então no equilíbrio

$$T = T_1 = T_2$$

$$V = V_1 = V_2$$

$$P = P_1 + P_2$$

Lei das pressões parciais

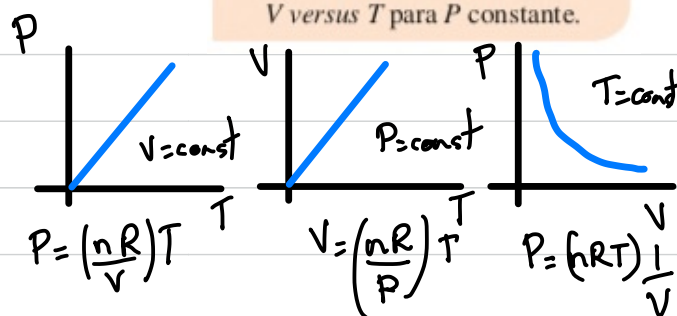


$$PV = nRT$$

$$(P_1 + P_2)V = (n_1 + n_2)RT$$

$$P_1V + P_2V = n_1RT + n_2RT$$

$$\left. \begin{array}{l} P_1V = n_1RT \\ P_2V = n_2RT \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cada gás satisfaz} \\ \text{a eq. do gás ideal} \end{array}$$



18.4 • Um tanque de 3,00 L contém ar a uma pressão de 3,00 atm e 20,0 °C. O tanque é fechado e resfriado até atingir uma pressão igual a 1,00 atm. (a) Qual é a temperatura final em graus Celsius? Suponha que o volume do tanque permaneça constante. (b) Se a temperatura for mantida constante com o valor calculado na parte (a) e o gás for comprimido, qual seria seu volume quando a pressão voltasse para 3,00 atm?

$$V_0 = 3L ; P_0 = 3\text{atm} ; T_0 = 20^\circ\text{C} = 293\text{K}$$

$$\text{Resfriado } T_1 < T_0 \text{ e } P_1 = 1\text{atm}$$

$$R \approx 0,083 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$n_0 = n_1 \text{ e } V_0 = V_1$$

$$a) PV = nRT \Rightarrow \left(\frac{V}{nR} \right) = \frac{T}{P} = \text{const.}$$

$$\frac{T_0}{P_0} = \frac{T_1}{P_1} \therefore T_1 = T_0 \left(\frac{P_1}{P_0} \right)$$

$$T_1 = 293 \left(\frac{1}{3} \right) = \frac{293}{3} = 97,7\text{K} \Rightarrow T_{\text{final}} = -175,3^\circ\text{C}$$

$$b) T_1 = T_2 = 97,7\text{K}$$

$$P_2 = 3\text{atm}$$

$$PV = (nRT) \xrightarrow{\text{const}} \text{const}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) = 3 \left(\frac{1}{3} \right) = 1\text{L}$$

$$V_{\text{final}} = 1\text{L}$$

18.2 *** Um volume de 3,20 L de gás hélio, submetido a uma pressão de 0,180 atm e uma temperatura de 41,0 °C, é aquecido até que o volume e a temperatura fiquem iguais ao dobro dos valores iniciais. (a) Qual é a temperatura final? (b) Quantos gramas de hélio existem? A massa molar do hélio é 4,00 g/mol.

$$R \equiv 0,083 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$V_0 = 3,2 \text{ L}; P_0 = 0,18 \text{ atm}; T_0 = 41^\circ\text{C} = 314 \text{ K}$$

$$M_m = 4 \text{ g/mol (He)}$$

Aquecido até $T_1 = 2T_0$ e

$$V_1 = 2V_0$$

O enunciado não é preciso e não

informa se a temperatura final será $T_f = 82^\circ\text{C} = 355 \text{ K}$

ou $T_f = 628 \text{ K}$

$$\underset{\uparrow \uparrow}{P} \underset{\uparrow \uparrow}{V} = n \underset{\uparrow \uparrow}{R} \underset{\uparrow \uparrow}{T} \quad \text{condição inicial } V_0, P_0 \text{ e } T_0 \Rightarrow n = \frac{P_0 V_0}{R T_0} = \frac{0,18 \times 3,2}{0,083 \times 314}$$

$$n = 0,022 \text{ mol} \quad \begin{array}{l} 4 \text{ g} - 1 \text{ mol} \\ \times \quad - 0,022 \text{ mol} \end{array} \quad x = \frac{4 \times 0,022}{1} = 0,088 \text{ g}$$

b) Temos 0,088 g de He.

a) Duas resoluções: 1) Assumindo que $V_1 = 2V_0 = 6,4 \text{ L}$ e $T_1 = 2T_0 = 628 \text{ K}$

$$\left. \begin{array}{l} P_0 V_0 = n R T_0 \\ P_1 2V_0 = n R 2T_0 \end{array} \right\} P_0 = P_1$$

O gás teria $V = 6,4 \text{ L}$; $P = 0,18 \text{ atm}$ e $T = 628 \text{ K} = 355^\circ\text{C}$

2) Assumindo que $V_1 = 2V_0 = 6,4 \text{ L}$ e $T_1 = 82^\circ\text{C} = 355 \text{ K}$

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = (nR) \rightarrow \text{const}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR$$

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \therefore \frac{0,18 \times 3,2}{314} = \frac{P_1 \times 6,4}{355}$$

$$P_1 = 0,10 \text{ atm}$$

O gás teria $V = 6,4 \text{ L}$; $P = 0,10 \text{ atm}$ e $T = 355 \text{ K} = 82^\circ\text{C}$