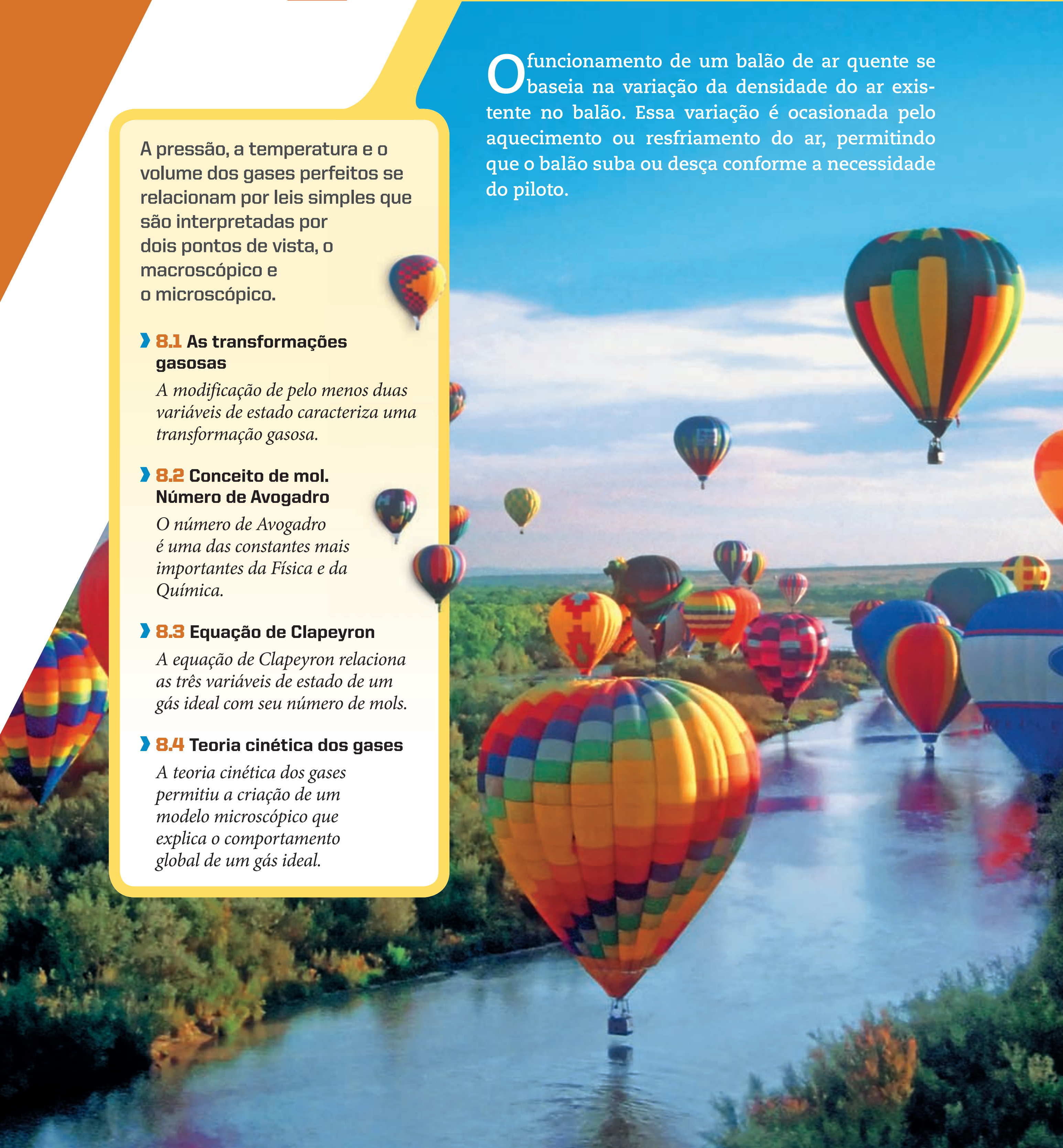
Capítulo

8

Estudo dos gases

O funcionamento de um balão de ar quente se baseia na variação da densidade do ar existente no balão. Essa variação é ocasionada pelo aquecimento ou resfriamento do ar, permitindo que o balão suba ou desça conforme a necessidade do piloto.

A pressão, a temperatura e o volume dos gases perfeitos se relacionam por leis simples que são interpretadas por dois pontos de vista, o macroscópico e o microscópico.



Seção 8.1

As transformações gasosas

Objetivos

- Estudar o comportamento de um gás ideal.
- Conhecer as grandezas que caracterizam o estado de um gás ideal.
- Relacionar pressão e temperatura na transformação isométrica (ou isocórica) de uma dada massa de gás ideal.
- Relacionar volume e temperatura na transformação isobárica de uma dada massa de gás ideal.
- Relacionar pressão e volume na transformação isotérmica de uma dada massa de gás ideal.

Termos e conceitos

- **compressibilidade de um gás**
- **expansibilidade de um gás**
- **variáveis de estado**
- **isométrica**
- **isobárica**
- **isotérmica**
- **isoterma**

A **compressibilidade** e a **expansibilidade** são características mais notáveis dos gases. Assim, gás é um fluido que sofre grandes variações de volume quando submetido a pressões relativamente pequenas e que tende a ocupar todo o espaço que lhe é oferecido.

Os conceitos apresentados no presente capítulo valem para os chamados gases perfeitos (ou ideais). **Gás ideal** ou **perfeito** é um gás hipotético, isto é, um modelo, definido para que as grandezas que o caracterizam possam ser relacionadas por expressões matemáticas simples.

A teoria cinética dos gases é formulada adiante, na seção 8.4, estabelecendo as características dos gases ideais, mas desde já podemos trabalhar com algumas de suas propriedades. Assim, as moléculas de um gás ideal não apresentam volume próprio, de modo que o volume ocupado pelo gás corresponde ao volume dos "vazios" entre suas moléculas, ou seja, ao volume do recipiente que o contém. Outra característica do gás ideal é a inexistência de forças coesivas entre suas moléculas. Por isso ele não sofre mudança de fase; quaisquer que sejam suas condições, ele está sempre na fase gasosa.

Um gás real, isto é, um gás que existe na Natureza (oxigênio, nitrogênio, hidrogênio etc.) pode apresentar um comportamento que se aproxima do previsto para o gás ideal, em determinadas condições, como analisaremos posteriormente. Nessa situação, aplicamos ao gás real as relações estabelecidas para o gás ideal.

O estado de um gás é caracterizado pelos valores assumidos por três grandezas, o **volume** (V), a **pressão** (p) e a **temperatura** (T), que constituem as **variáveis de estado**.

Certa quantidade de gás sofre uma transformação de estado quando se modificam ao menos duas das variáveis de estado.

Transporte de gás liquefeito, em cilindro de alta pressão.

É impossível para um gás a alteração de apenas uma variável de estado. Quando varia uma dessas grandezas, necessariamente pelo menos outra variável também se altera.

Vamos estudar as transformações em que uma das variáveis se mantém constante, variando portanto as outras duas. Esse estudo é eminentemente experimental e dele se concluem as leis que descrevem essas transformações.

1 Transformação isocórica

Uma transformação gasosa na qual a pressão p e a temperatura T variam e o volume V é mantido constante é chamada **transformação isocórica** (do grego: *isos*, igual; *koros*, volume) ou **transformação isométrica**.

Considere certa massa de um gás ideal que ocupa inicialmente um volume V, e apresenta pressão p_1 e temperatura T_1. Se ele for aquecido até uma temperatura T_2 e seu volume for mantido constante, sua pressão se eleva para um valor p_2 (**fig. 1**).

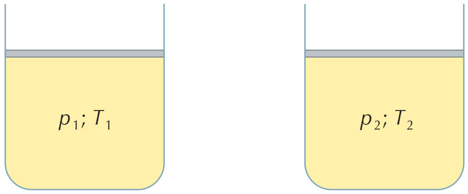


Figura 1. Transformação isocórica. O êmbolo é travado para que o volume V se mantenha constante.

Verifica-se experimentalmente que as pressões e as temperaturas absolutas nesse processo relacionam-se pela fórmula:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

A volume constante, a pressão e a temperatura absoluta de um gás ideal são diretamente proporcionais.

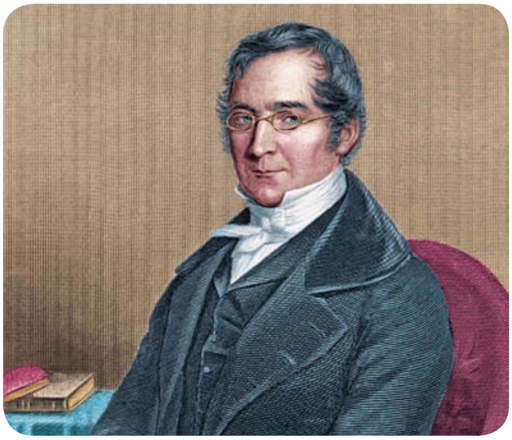
Por "diretamente proporcional" entenda que, quando a pressão aumenta, a temperatura absoluta aumenta na mesma proporção; quando a pressão diminui, a temperatura absoluta diminui na mesma proporção.

Essa relação foi descoberta por dois físicos franceses, **Charles** e **Gay-Lussac**, e é comumente conhecida pelo nome de **lei de Charles** para a transformação isocórica.

De acordo com essa lei, a temperatura de um gás ideal a volume constante diminui à medida que se reduz sua pressão. Portanto, a temperatura mais baixa que tem significado físico corresponde à pressão nula do gás resfriado isocoricamente. Essa temperatura é $-273{,}15$ °C (que se costuma aproximar para -273 °C) ou 0 K (zero kelvin).

A temperatura de $-273{,}15$ °C (0 K) é denominada **zero absoluto**.

Jacques Charles (1746-1823), físico francês. Verificou a interdependência entre volume e temperatura (pressão constante) e pressão e temperatura (volume constante) para um gás.



Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), físico e químico francês. Entre vários outros trabalhos importantes, confirmou as conclusões obtidas por Charles para a transformação isocórica de um gás.

Graficamente, se representarmos a pressão p em ordenadas e a temperatura absoluta T em abscissas, obtemos uma reta que passa pela origem. Trata-se de uma função linear, isto é, a pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta (**fig. 2A**). A **figura 2B** indica a mesma transformação isocórica quando se representa em abscissas a temperatura expressa em graus Celsius (°C).

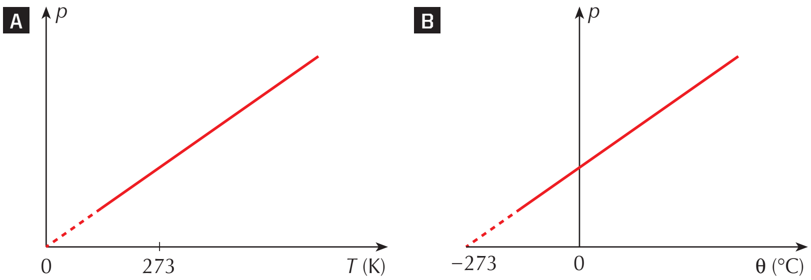


Figura 2. Observe que no zero absoluto (0 K ou −273 °C) a pressão do gás se tornaria nula. Essa situação é irrealizável.

Na transformação isocórica, o volume V é uma função constante em relação à pressão p (**fig. 3A**) e em relação à temperatura T (**fig. 3B**).

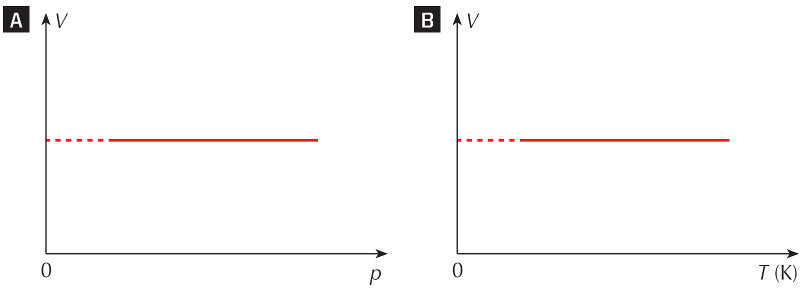


Figura 3. Transformação isocórica: V é função constante em relação à pressão e à temperatura.

2 Transformação isobárica

Uma transformação gasosa na qual o volume V e a temperatura T variam e a pressão p é mantida constante é chamada **transformação isobárica** (do grego: *isos*, igual; *baros*, pressão).

Submetendo certa massa de gás ideal ao processo experimental da **figura 4**, no qual a pressão p se mantém constante, verifica-se que, quando a temperatura absoluta aumenta de T_1 para T_2, o volume aumenta de V_1 para V_2. Esses valores relacionam-se pela fórmula:

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

Sob pressão constante, o volume e a temperatura absoluta de um gás ideal são diretamente proporcionais.

Essa relação constitui a **lei de Charles** para a transformação isobárica.

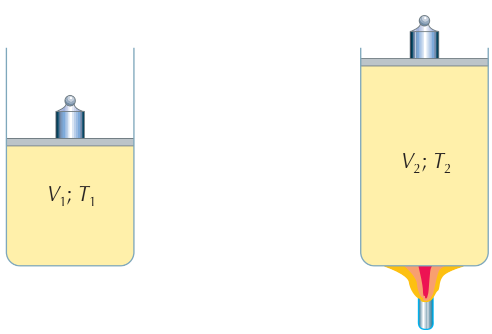


Figura 4. Transformação isobárica.

Se representarmos o volume V em ordenadas e a temperatura T em abscissas, o gráfico da fórmula anterior (o volume é diretamente proporcional à temperatura absoluta) será uma reta que passará pela origem (função linear), como na **figura 5A**. A **figura 5B** indica a mesma transformação isobárica, quando se coloca em abscissas a temperatura em graus Celsius.

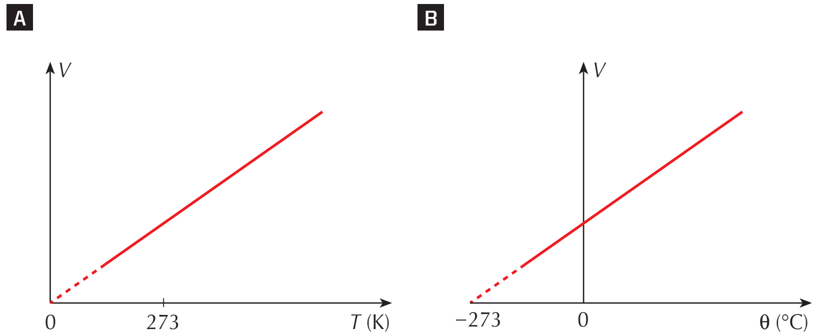


Figura 5. Observe que no zero absoluto (0 K ou −273 °C) o volume do gás se reduziria a zero. Essa situação é irrealizável.

Na transformação isobárica, a pressão p é uma função constante em relação ao volume V (**fig. 6A**) e em relação à temperatura T (**fig. 6B**).

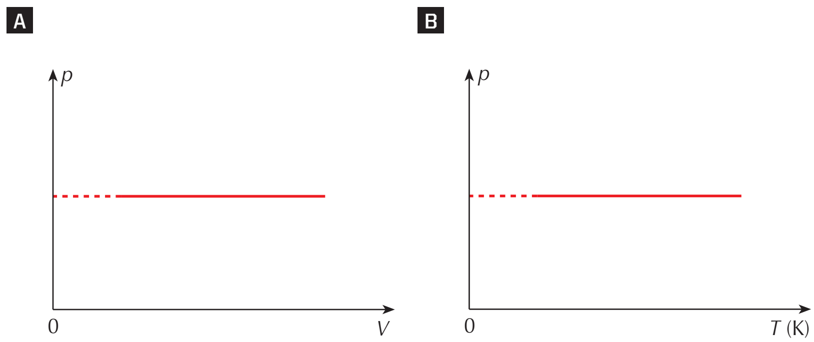


Figura 6. Transformação isobárica: p é função constante em relação ao volume e à temperatura.

3 Transformação isotérmica

Uma transformação gasosa na qual a pressão p e o volume V variam e a temperatura T é mantida constante é chamada **transformação isotérmica** (do grego: *isos*, igual; *termo*, temperatura).

Se mantivermos certa massa de gás ideal em temperatura constante T, verificamos experimentalmente que, se o volume for reduzido de um valor inicial V_1 para um valor final V_2, a pressão aumenta do valor inicial p_1 para o valor final p_2 (**fig. 7**).

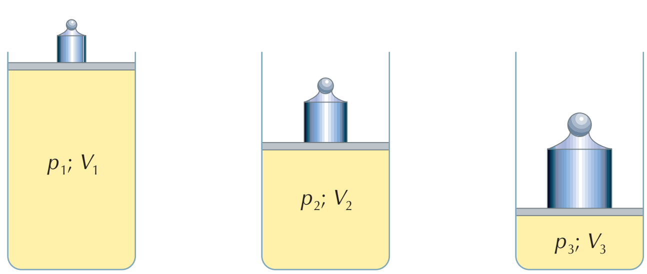


Figura 7. Transformação isotérmica.

Dessa maneira, na transformação isotérmica vale a fórmula:

$$\boxed{p_1V_1 = p_2V_2}$$

A pressão e o volume de um gás ideal, mantido em temperatura constante, são inversamente proporcionais.

Por "inversamente proporcionais" entenda que, quando a pressão aumenta, o volume decresce na mesma proporção e vice-versa.

Essa relação é chamada **lei de Boyle***, em homenagem ao físico que a descobriu.

Se representarmos a pressão *p* em ordenadas e o volume *V* em abscissas, o gráfico que expressa a lei de Boyle (a pressão é inversamente proporcional ao volume) é uma curva denominada **isoterma**, correspondente a um **ramo de hipérbole equilátera** (**fig. 8**).

Observe que, se a transformação isotérmica se realizar numa temperatura $T' > T$, o valor do produto pV será mais elevado, e portanto a hipérbole representativa ficará mais afastada dos eixos.

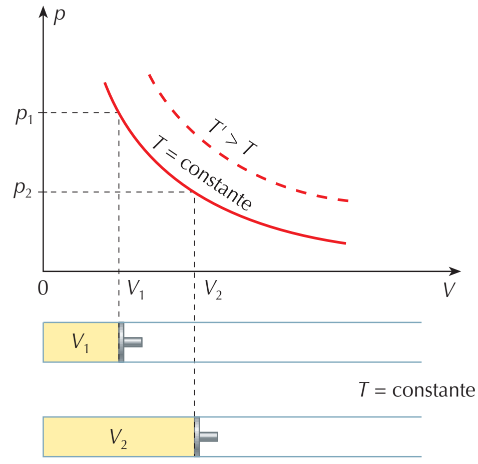


Figura 8. **Gráfico representando a transformação isotérmica.**

Entre na rede No endereço eletrônico http://www.grc.nasa.gov/WWW/K-12/airplane/boyle.html (em inglês, acesso em julho/2009), você encontra uma simulação da lei de Boyle.
No endereço eletrônico http://www.walter-fendt.de/ph14br/gaslaw_br.htm (acesso em julho/2009), você poderá analisar, por meio de simulações, as leis que regem as transformações gasosas.

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

R. 41 O volume ocupado por certa massa de um gás ideal varia com a temperatura absoluta de acordo com a tabela:

V (m³)	1,0	1,5	2,5	3,5	6,5
T (K)	160	240	400	560	1.040

a) Que tipo de transformação o gás está sofrendo?

b) Construa um gráfico com os valores da tabela, colocando o volume (V) em ordenadas e a temperatura absoluta (T) em abscissas.

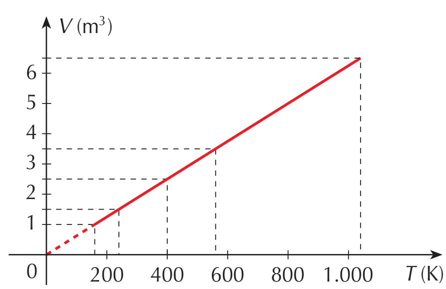
Solução:

a) Perceba que a relação entre o volume (V) e a temperatura (T) é a mesma para todos os valores da tabela:

$$\frac{V}{T} = \frac{1}{160} = \frac{1,5}{240} = \frac{2,5}{400} = \frac{3,5}{560} = \frac{6,5}{1.040} = \text{constante}$$

Portanto, o gás está sofrendo uma transformação isobárica, isto é, a pressão se mantém constante.

b) Lançando os valores no diagrama V × T, obtemos o gráfico representado abaixo.



Note que o prolongamento da reta obtida passa pela origem, ponto que corresponde ao zero absoluto.

Respostas: a) Transformação isobárica; b) (gráfico).

* **BOYLE**, Robert (1627-1691), físico e químico irlandês, é autor de trabalhos sobre a combustão e a compressibilidade do ar.

R. 42 A pressão de um gás ideal varia com a temperatura absoluta de acordo com a tabela:

p (N/m²)	10^5	$7{,}5 \cdot 10^4$	$37{,}5 \cdot 10^3$	$25 \cdot 10^3$	$187{,}5 \cdot 10^2$
T (K)	480	360	180	120	90

a) Que tipo de transformação o gás está sofrendo?

b) Construa um gráfico com os valores da tabela, colocando a pressão (p) em ordenadas e a temperatura absoluta (T) em abscissas.

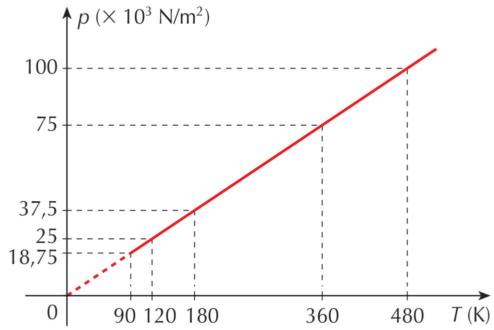
Solução:

a) Analisando a tabela, percebe-se que se mantém constante a relação entre os valores da pressão (p) e os correspondentes valores da temperatura absoluta (T):

$$\frac{p}{T} = \frac{100 \cdot 10^3}{480} = \frac{75 \cdot 10^3}{360} = \frac{35{,}7 \cdot 10^3}{180} = \frac{25 \cdot 10^3}{120} = \frac{18{,}75 \cdot 10^3}{90} = \text{constante}$$

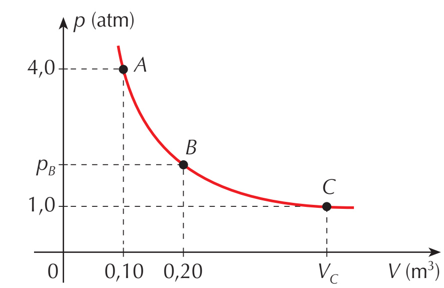
Portanto, o gás está sofrendo uma transformação isocórica ou isométrica, isto é, o volume permanece constante.

b) Colocando os valores da tabela no diagrama $p \times T$, obtemos uma reta cujo prolongamento passa pela origem (ponto que corresponde ao zero absoluto), como representado abaixo.



Respostas: a) Transformação isocórica; b) (gráfico).

R. 43 O gráfico representa uma transformação isotérmica de certa quantidade de gás ideal e três estados intermediários A, B e C dessa massa gasosa.
Usando os dados apresentados, determine a pressão correspondente ao estado B e o volume correspondente ao estado C.



Solução:

Tratando-se de uma transformação isotérmica, vale a lei de Boyle, isto é, o produto da pressão p pelo volume V permanece constante durante o processo. Então:

$$p_A V_A = p_B V_B$$

Substituindo os valores dados no gráfico ($p_A = 4{,}0$ atm, $V_A = 0{,}10\ m^3$ e $V_B = 0{,}20\ m^3$), vem:

$$4{,}0 \cdot 0{,}10 = p_B \cdot 0{,}20 \Rightarrow \boxed{p_B = 2{,}0 \text{ atm}}$$

Observe que a pressão se reduz à metade do valor inicial e o volume correspondente dobra, o que se justifica pelo fato de que pressão e volume são grandezas inversamente proporcionais.
Aplicando-se novamente a lei de Boyle entre os estados A e C, teremos: $p_A V_A = p_C V_C$
A pressão em C vale: $p_C = 1{,}0$ atm. Substituindo, vem:

$$4{,}0 \cdot 0{,}10 = 1{,}0 \cdot V_C \Rightarrow \boxed{V_C = 0{,}40\ m^3}$$

Observe novamente a proporcionalidade inversa entre a pressão e o volume. Enquanto a pressão reduz-se à quarta parte do valor inicial $\left(p_C = \frac{1}{4} p_A\right)$, o volume quadruplica ($V_C = 4V_A$).

Respostas: 2,0 atm e 0,40 m³

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

P. 132 Calcule a variação de volume sofrida por um gás ideal que ocupa inicialmente o volume de 10 ℓ a 127 °C, quando sua temperatura se eleva isobaricamente para 327 °C.

P. 133 A tabela mostra como varia o volume V de certa quantidade de um gás ideal em função da temperatura absoluta T.

Volume (cm^3)	Temperatura (K)
10	50
15	75
30	150
40	200
90	450

a) Determine o tipo de transformação que o gás está sofrendo.
b) Trace o gráfico correspondente a essa transformação, colocando, em ordenadas, os valores do volume, e em abscissas, os valores correspondentes da temperatura absoluta.

P. 134 (Faap-SP) Um recipiente que resiste até a pressão de $3{,}0 \cdot 10^5\ N/m^2$ contém gás perfeito sob pressão $1{,}0 \cdot 10^5\ N/m^2$ e temperatura 27 °C. Desprezando a dilatação térmica do recipiente, calcule a máxima temperatura que o gás pode atingir.

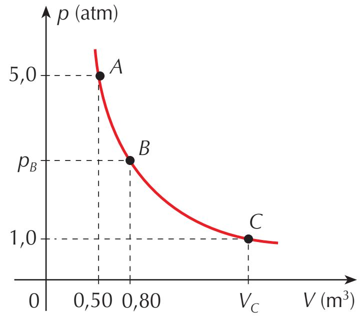
P. 135 Num certo processo, a pressão de determinada quantidade de gás perfeito varia com a temperatura absoluta, como mostra a tabela.

Pressão (atm)	Temperatura (K)
1,0	250
3,0	750
3,5	875
4,0	1.000
4,5	1.125

a) Determine o tipo de transformação que o gás está sofrendo.
b) Trace o gráfico correspondente a essa transformação, colocando, em ordenadas, os valores da pressão, e em abscissas, os valores correspondentes da temperatura absoluta.

P. 136 Sob pressão de 5 atm e à temperatura de 0 °C, um gás ideal ocupa um volume de 45 ℓ. Determine sob que pressão o gás ocupará o volume de 30 ℓ, se for mantida constante a temperatura.

P. 137 O gráfico representa a isoterma de certa massa de um gás ideal que sofre uma transformação a temperatura constante.



Com base nos valores informados no gráfico, determine a pressão correspondente ao estado B e o volume correspondente ao estado C.

Seção 8.2

Conceito de mol. Número de Avogadro

Objetivos

- Compreender a definição de mol.
- Conceituar massa molar de uma substância.

Termos e conceitos

- número de Avogadro
- número de mols

Em Química, o termo **mol** é definido como a quantidade de matéria que contém um número invariável de partículas (átomos, moléculas, elétrons ou íons). Esse número invariável de partículas é a **constante de Avogadro** ou **número de Avogadro***, uma das mais importantes constantes da Física e da Química. Seu valor aproximado é:

$$\boxed{N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}}\ ^{**}$$

Portanto, **1 mol de um gás é um conjunto de $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas** desse gás. Assim, 1 mol de oxigênio (O_2) encerra $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxigênio; 1 mol de hidrogênio (H_2) é constituído por $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrogênio.

É importante notar que 1 mol de oxigênio (O_2) não tem a mesma massa que 1 mol de hidrogênio (H_2), do mesmo modo que uma dúzia de bolinhas de chumbo não tem a mesma massa que uma dúzia de bolinhas de isopor. De fato, cada molécula de oxigênio tem maior massa que cada molécula de hidrogênio; logo, $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxigênio (1 mol de oxigênio) têm maior massa que $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrogênio (1 mol de hidrogênio).

O **número de mols** (plural de mol) n contido em certa massa m (em gramas, como é usual neste estudo) da substância pode ser obtido por regra de três simples e direta:

$$\left.\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \text{———} & \text{massa de 1 mol} \\ n \text{ mols} & \text{———} & m \end{array}\right\} \Rightarrow n = \frac{m}{\text{massa de 1 mol}}$$

A massa de 1 mol de moléculas em gramas, isto é, a massa de $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas da substância é denominada **massa molar** da substância e é representada por M. Assim, a fórmula anterior é usualmente escrita como segue:

$$\boxed{n = \frac{m}{M}}$$

Por exemplo, a massa molar do oxigênio (O_2) vale $M = 32$ g/mol; logo, na massa $m = 96$ g de oxigênio há o seguinte número de mols:

$$n = \frac{96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

Amostras contendo 46 g de álcool etílico e 18 g de água, que correspondem a 1 mol de cada uma dessas substâncias.

* **AVOGADRO**, Amedeo (1776-1856), advogado e físico italiano, é o fundador da moderna teoria atômico-molecular. Ocupou-se ainda da Eletroquímica e da Físico-Química. O valor de suas obras só foi reconhecido postumamente.

** O valor mais exato da constante de Avogadro, segundo medições realizadas em 2002, é $N_A = 6{,}02214199 \cdot 10^{23}$.

Seção 8.3

Equação de Clapeyron

Objetivos

- Conhecer a equação de Clapeyron.
- Verificar que o valor da constante universal dos gases perfeitos depende das unidades utilizadas.
- Analisar a lei geral dos gases perfeitos e aplicá-la para obter as fórmulas das transformações isocórica, isobárica e isotérmica.

Termos e conceitos

- CNTP
- TPN

As variáveis de estado de um gás ideal (p, V e T) estão relacionadas com a quantidade de gás. O físico francês Clapeyron estabeleceu que o quociente $\frac{pV}{T}$ é diretamente proporcional ao número n de mols de um gás ideal.

Para indicar que $\frac{pV}{T}$ é proporcional a n, escreve-se $\frac{pV}{T} = Rn$, sendo R uma constante de proporcionalidade, igual para todos os gases. Assim, R não é uma constante característica de um gás, mas uma constante universal — chamada de **constante universal dos gases perfeitos**. Seu valor depende unicamente das unidades das variáveis pressão, volume e temperatura.

Se a pressão está em atmosferas (atm), o volume em litros (ℓ) e a temperatura absoluta em kelvins (K), R vale:

$$\boxed{R = 0{,}082\,\frac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}}$$

Como 1 atm $= 1{,}013 \cdot 10^5$ N/m^2 e 1 $\ell = 10^{-3}$ m^3, a constante R no Sistema Internacional de Unidades (SI) é expressa em relação à unidade de energia (joule):

$$R = 0{,}082 \cdot \frac{1{,}013 \cdot 10^5\ \text{N/m}^2 \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{R = 8{,}31\ \text{J/mol} \cdot \text{K}}$$

Retomando a fórmula proposta por Clapeyron, temos:

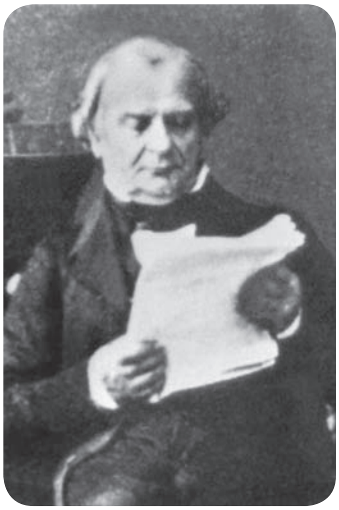
$$\frac{pV}{T} = Rn \Rightarrow \boxed{pV = nRT}$$

Essa fórmula é conhecida como **equação de Clapeyron**, sendo válida para os gases ideais ou perfeitos.

Como o número n de mols é $n = \frac{m}{M}$, em que m é a massa do gás e M sua massa molar, a equação de Clapeyron também pode ser escrita da seguinte maneira:

$$\boxed{pV = \frac{m}{M}RT}$$

Nessas fórmulas, a temperatura T é sempre expressa em kelvin (K).



Paul-Émile Clapeyron (1799-1864), físico e engenheiro francês. São notáveis seus trabalhos no campo da Termodinâmica.

Lei geral dos gases perfeitos

Consideremos dois estados distintos de uma mesma massa gasosa:

Estado ①: p_1; V_1; T_1 **Estado ②**: p_2; V_2; T_2

Aplicando a equação de Clapeyron aos dois estados:

$$p_1V_1 = nRT_1 \quad ① \qquad p_2V_2 = nRT_2 \quad ②$$

Dividindo membro a membro as equações ① e ②, temos:

$$\frac{p_1V_1}{p_2V_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow \boxed{\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}}$$

Essa é a representação algébrica da **lei geral dos gases perfeitos**, relacionando dois estados quaisquer de uma dada massa de um gás.

Observe que, da lei geral dos gases perfeitos, podemos chegar às fórmulas das transformações isobárica, isocórica e isotérmica que originalmente foram obtidas por meio de experiências.

- Se $V_1 = V_2$ (transformação isocórica): $\boxed{\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}}$
- Se $p_1 = p_2$ (transformação isobárica): $\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$
- Se $T_1 = T_2$ (transformação isotérmica): $\boxed{p_1V_1 = p_2V_2}$

Diz-se que um gás está em condições normais de pressão e temperatura (CNPT), ou a temperatura e pressão normais (TPN), quando esse gás se encontra sob pressão de 1 atm e à temperatura de 0 °C.

CONDIÇÕES NORMAIS DE PRESSÃO E TEMPERATURA (CNPT)

Temperatura: 0 °C = 273 K

Pressão: 1 atm ≃ 10^5 N/m²

Conteúdo digital Moderna PLUS http://www.modernaplus.com.br
Atividade experimental: *Realizando uma transformação gasosa*

EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

R. 44 Um mol de certo gás ideal exerce a pressão de 1 atm a 0 °C (273 K). Sendo a constante universal dos gases perfeitos $R = 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, determine o volume ocupado por esse gás.

Solução:

São dados: $p = 1$ atm; $n = 1$ mol; $R = 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$; $T = 273$ K. Substituindo esses valores na equação de Clapeyron, vem:

$$pV = nRT \Rightarrow 1 \cdot V = 1 \cdot 0{,}082 \cdot 273 \Rightarrow \boxed{V = 22{,}4\ \ell}$$

Resposta: 22,4 litros

Observação:
O resultado obtido é o volume ocupado por um mol do gás, isto é, por $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas, sendo denominado **volume molar**. Seu valor é independente da natureza do gás, dependendo somente das condições de pressão e temperatura em que o gás se encontra. O valor encontrado no exercício (22,4 ℓ) é o volume molar nas condições normais de pressão e temperatura (1 atm; 0 °C).

R. 45 Certa massa de um gás ideal ocupa o volume de 49,2 ℓ sob pressão de 3 atm e temperatura de 27 °C. A constante universal dos gases perfeitos vale $R = 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Determine:
a) o número n de mols do gás;
b) a massa do gás, sendo a massa molar $M = 28$ g/mol;
c) o volume de um mol (volume molar) desse gás nas condições de pressão e temperatura consideradas.

Solução:

a) São dados: $p = 3$ atm; $V = 49{,}2\ \ell$; $R = 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$; $T = 27 + 273 \Rightarrow T = 300$ K

Substituindo esses valores na equação de Clapeyron, $pV = nRT$, obtemos:

$$3 \cdot 49{,}2 = n \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow n = \frac{147{,}6}{24{,}6} \Rightarrow \boxed{n = 6 \text{ mols}}$$

b) O número de mols pode ser expresso por $n = \dfrac{m}{M}$; portanto, $m = nM$. Sendo $n = 6$ mols e $M = 28$ g/mol, vem:

$$m = 6 \cdot 28 \Rightarrow \boxed{m = 168 \text{ g}}$$

c) Para o cálculo do volume molar, aplicamos a equação de Clapeyron, $pV = nRT$, para encontrar o volume de gás correspondente a $n = 1$ mol, com $R = 0{,}082\ \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ e $T = 300$ K, vem:

$$3 \cdot V = 1 \cdot 0{,}082 \cdot 300 \Rightarrow \boxed{V = 8{,}2\ \ell}$$

Portanto, esse valor (8,2 ℓ) representa o volume molar do gás sob pressão de 3 atm e à temperatura de 300 K,diferente, portanto, do volume molar nas condições normais de pressão e temperatura (22,4 ℓ).

Respostas: a) 6 mols; b) 168 g; c) 8,2 litros

R. 46 Certa massa de gás ideal exerce pressão de 3,0 atm quando confinado a um recipiente de volume 3,0 ℓ à temperatura de 27 °C. Determine:
a) a pressão que exercerá essa mesma massa quando colocada num recipiente de volume 3,5 ℓ e à temperatura de 177 °C;
b) o volume que deveria ter o recipiente para que a pressão dessa mesma massa gasosa fosse 2,0 atm à temperatura de −23 °C.

Solução:

a) O estado inicial da massa gasosa corresponde aos seguintes valores para as variáveis de estado:

$$p_1 = 3{,}0 \text{ atm};\ V_1 = 3{,}0\ \ell;\ T_1 = 27 + 273 \Rightarrow T_1 = 300 \text{ K}$$

No estado final, temos: $V_2 = 3{,}5\ \ell$; $T_2 = 177 + 273 \Rightarrow T_2 = 450$ K
Aplicando a lei geral dos gases perfeitos:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{3{,}0 \cdot 3{,}0}{300} = \frac{p_2 \cdot 3{,}5}{450} \Rightarrow \boxed{p_2 = 3{,}86 \text{ atm}}$$

b) O estado final, nesse caso, corresponde a $p_3 = 2{,}0$ atm e $T_3 = -23 + 273$, isto é, $T_3 = 250$ K. Substituindo esses valores na lei geral dos gases perfeitos, obtemos:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_3V_3}{T_3} \Rightarrow \frac{3{,}0 \cdot 3{,}0}{300} = \frac{2{,}0 \cdot V_3}{250} \Rightarrow \boxed{V_3 = 3{,}75\ \ell}$$

Respostas: a) 3,86 atm; b) 3,75 litros

R. 47 Certa massa de gás ideal, sob pressão de 3 atm, ocupa o volume de 20 ℓ à temperatura de 27 °C (300 K). Determine:
a) o volume ocupado pelo gás a 127 °C, sob pressão de 6 atm;
b) a pressão que o gás exerce a 27 °C, quando ocupa o volume de 40 litros;
c) em que temperatura o volume de 40 ℓ do gás exerce a pressão de 5 atm.

Solução:

a) De acordo com a lei geral dos gases perfeitos: $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$

Temos: $V_1 = 20\ \ell$; $p_1 = 3$ atm; $T_1 = 300$ K; $p_2 = 6$ atm; $T_2 = 127 + 273 \Rightarrow T = 400$ K
Com esses valores, obtemos:

$$\frac{3 \cdot 20}{300} = \frac{6 \cdot V_2}{400} \Rightarrow V_2 = \frac{80}{6} \Rightarrow \boxed{V_2 \simeq 13{,}3\ \ell}$$

b) A temperatura é a mesma, relativamente às condições iniciais: $T_1 = T_2 = 300$ K

De $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$, vem: $p_1V_1 = p_2V_2$ (lei de Boyle).

Sendo $V_1 = 20\ \ell$, $p_1 = 3$ atm e $V_2 = 40\ \ell$, obtemos:

$$3 \cdot 20 = p_2 \cdot 40 \Rightarrow p_2 = \frac{60}{40} \Rightarrow \boxed{p_2 = 1{,}5 \text{ atm}}$$

c) Temos: $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$

Dados: $V_1 = 20\ \ell$; $p_1 = 3$ atm; $T_1 = 300$ K; $V_2 = 40\ \ell$; $p_2 = 5$ atm
Substituindo esses valores na fórmula acima, obtemos:

$$\frac{3 \cdot 20}{300} = \frac{5 \cdot 40}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{3.000}{3} \Rightarrow \boxed{T_2 = 1.000 \text{ K}}$$

Respostas: a) 13,3 litros; b) 1,5 atm; c) 1.000 K

R. 48 Um recipiente indilatável contém 6,0 mols de um gás perfeito à temperatura de 227 °C. Um manômetro acoplado ao recipiente acusa certa pressão. Determine o número de mols do gás que deve escapar para que o manômetro não acuse variação de pressão quando o sistema for aquecido até a temperatura de 327 °C.

Solução:
De uma situação para outra não se alteram nem pressão nem volume. Aplicando a equação de Clapeyron às duas situações, obtemos:

$$pV = n_1RT_1 \quad ① \qquad pV = n_2RT_2 \quad ②$$

Igualando ① e ②, vem:

$$n_1\cancel{R}T_1 = n_2\cancel{R}T_2 \Rightarrow n_2 = \frac{n_1T_1}{T_2}$$

Mas: $n_1 = 6{,}0$ mol; $T_1 = 227 + 273 \Rightarrow T_1 = 500$ K; $T_2 = 327 + 273 \Rightarrow T_2 = 600$ K; então:

$$n_2 = \frac{6{,}0 \cdot 500}{600} \Rightarrow n_2 = 5{,}0 \text{ mols}$$

O número de mols que escapa será dado por:

$$\Delta n = n_1 - n_2 \Rightarrow \Delta n = 6{,}0 - 5{,}0 \Rightarrow \boxed{\Delta n = 1{,}0 \text{ mol}}$$

Resposta: 1,0 mol

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

P. 138 Sob pressão e temperatura normais (1 atm; 0 °C), o mol de um gás ideal ocupa o volume de 22,4 ℓ (volume molar a TPN). Sendo o número de Avogadro $N_A = 6{,}023 \cdot 10^{23}$, determine o número de moléculas do gás existente no volume de 112 ℓ do gás, medido nas mesmas condições de pressão e temperatura.

P. 139 Certa massa de metano, cuja massa molar é $M = 16$ g/mol, ocupa volume de 123 ℓ sob pressão de 2 atm e à temperatura de 327 °C. Sendo $R = 0{,}082 \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ a constante universal dos gases perfeitos e considerando o metano um gás ideal, determine:

a) o número n de mols do gás;

b) a massa do metano;

c) o volume molar do metano nas condições consideradas.

P. 140 (EEM-SP) Um balão é inflado com oxigênio ($M = 32$ g/mol), suposto um gás ideal, ficando com volume $V = 2{,}0\ \ell$ e pressão $p = 1{,}5$ atm. Esse enchimento é feito à temperatura $\theta = 20$ °C. O balão arrebenta se a pressão atingir 2,0 atm. Aquecendo-se o balão, observa-se que, imediatamente antes de arrebentar, o seu volume é 3,0 ℓ $\left(\text{dado: } R = 0{,}082 \dfrac{\text{atm} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}\right)$.

a) Calcule a temperatura em que ocorre o arrebentamento.

b) Calcule a massa de oxigênio que foi colocada no balão.

P. 141 Certa massa de gás perfeito, a 30 °C de temperatura, está contida em um cilindro de 1.000 cm^3. Se a pressão inicial de 10 N/m^2 mudar para 50 N/m^2, ao mesmo tempo que o volume é reduzido para 500 cm^3, qual será sua temperatura em graus Celsius no final do processo?

P. 142 (Fuvest-SP) Uma certa massa de gás ideal, inicialmente à pressão p_0, volume V_0 e temperatura T_0, é submetida à seguinte sequência de transformações:

I. É aquecida a pressão constante até que a temperatura atinja o valor $2T_0$.

II. É resfriada a volume constante até que a temperatura atinja o valor inicial T_0.

III. É comprimida a temperatura constante até que atinja a pressão inicial p_0.

a) Calcule os valores da pressão, temperatura e volume no final de cada transformação.

b) Represente as transformações num diagrama pressão *versus* volume.

P. 143 (Vunesp) Ar do ambiente a 27 °C entra em um secador de cabelos (aquecedor de ar) e dele sai a 57 °C, voltando para o ambiente. Qual é a razão entre o volume de uma certa massa de ar quando sai do secador e o volume dessa mesma massa quando entrou no secador? Suponha que o ar se comporte como um gás ideal.

P. 144 (FEI-SP) Um reservatório contém 15 kg de gás perfeito à pressão $p_1 = 3{,}0$ atm. Sangra-se o reservatório e a pressão do gás cai para $p_2 = 2{,}8$ atm. Supondo que a temperatura não varie, qual é a massa Δm de gás retirada do reservatório?

P. 145 (Fuvest-SP) Um cilindro metálico, fechado com tampa, contém 6,0 mols de ar à pressão de 4,0 atm e à temperatura ambiente. Abre-se a tampa do cilindro. Depois de seu conteúdo ter entrado em equilíbrio termodinâmico com o ambiente, qual é o número de mols que permanecerão no cilindro? (A pressão atmosférica é 1,0 atm e o ar é admitido como sendo gás ideal.)

Seção 8.4

Teoria cinética dos gases

Objetivos

- Conhecer as hipóteses da teoria cinética a respeito do modelo de um gás ideal ou perfeito.
- Verificar em que condições o comportamento de um gás real se aproxima do modelo de um gás ideal.
- Explicar as principais propriedades macroscópicas de um gás a partir do modelo microscópico.
- Conhecer as relações entre as grandezas associadas à pressão, à energia cinética e à velocidade das moléculas em um gás perfeito.

Termos e conceitos

- **angströns**
- **colisões perfeitamente elásticas**

As moléculas constituintes de um gás estão em movimento desordenado, denominado **agitação térmica**. A partir dessa noção de movimento molecular, propõe-se a teoria cinética dos gases. Nessa teoria, apresenta-se um **modelo microscópico** para o gás ideal que explica seu comportamento global (por exemplo, as leis de Boyle e de Charles).

Na teoria cinética dos gases, aceita-se o pressuposto de que as leis da Mecânica são aplicáveis ao movimento molecular e supõem-se as seguintes hipóteses em sua aplicação:

1ª hipótese: **As moléculas se encontram em movimento desordenado, regido pelos princípios fundamentais da Mecânica newtoniana.**

Embora as velocidades das moléculas sejam variáveis, estabelecemos uma velocidade média. No oxigênio, a TPN, essa velocidade vale 460 m/s, superior à do som no ar (340 m/s).

2ª hipótese: **As moléculas não exercem força umas sobre as outras, exceto quando colidem.**

Desse modo, entre as colisões, elas realizam movimento retilíneo e uniforme.

3ª hipótese: **As colisões das moléculas entre si e contra as paredes do recipiente que as contém são perfeitamente elásticas e de duração desprezível.**

Sendo assim, há conservação da energia cinética e da quantidade de movimento.

4ª hipótese: **As moléculas têm dimensões desprezíveis em comparação aos espaços vazios entre elas.**

Considera-se, portanto, que o volume do gás é o volume do espaço entre as moléculas, que corresponde ao volume do recipiente onde o gás se encontra.

Para entender o alcance dessa hipótese, consideremos o exemplo seguinte (**fig. 9**). Uma molécula de hélio tem diâmetro da ordem de 2,2 angströns, enquanto a distância média entre duas moléculas, em temperatura e pressão normais (TPN), é da ordem de 33 angströns, isto é, quinze vezes maior. Portanto, cada molécula tem volume disponível de aproximadamente 36.000 angströns cúbicos.

Essas hipóteses sugerem o modelo microscópico de um gás (**fig. 10**), entendido como um grande espaço vazio, com moléculas movendo-se ao acaso, como abelhas furiosas numa sala fechada.

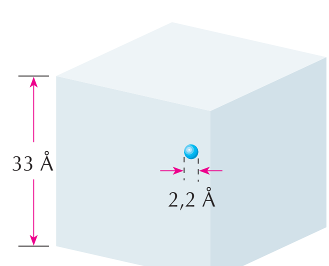


Figura 9. Comparação entre o diâmetro de uma molécula de hélio e o volume disponível, a TPN.

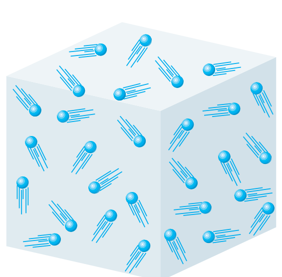


Figura 10. Modelo microscópico de um gás: um grande espaço vazio onde moléculas se movem ao acaso.

Uma molécula colide bilhões de vezes em um segundo, mudando continuamente a direção de seu movimento. Essas colisões são regidas pelas leis básicas da Mecânica newtoniana: conservação da quantidade de movimento e conservação da energia.

O gás que se enquadra sem restrições a esse modelo é o **gás ideal** (ou **gás perfeito**).

Os **gases reais**, conforme sua natureza e as condições em que se encontram, podem se aproximar mais (ou menos) do modelo proposto.

Experimentalmente, verifica-se que o modelo se aplica melhor a gases sob **baixas pressões** e **elevadas temperaturas**. Nessas condições, as hipóteses apresentadas se aproximam mais da realidade: menor pressão significa menor número de moléculas por unidade de volume, isto é, um gás rarefeito, enquanto o aumento de temperatura eleva a velocidade média das moléculas.

O modelo microscópico fornece algumas explicações para as principais propriedades macroscópicas de um gás:

- A propriedade que um gás possui de se expandir e de se difundir através de pequenos orifícios é consequência do movimento rápido de suas moléculas.
- Os gases são facilmente compressíveis porque a distância entre as moléculas pode ser diminuída sem que elas se deformem.
- Um gás mistura-se rapidamente com outro porque as moléculas de um gás ocupam os espaços vazios entre as moléculas do outro.
- Os gases têm baixa densidade porque seu volume consiste, praticamente, de espaços vazios.

As leis dos gases perfeitos também podem ser explicadas pela teoria cinética. Assim, a pressão de um gás é o resultado das colisões de bilhões e bilhões de moléculas contra as paredes do recipiente que o contém (**fig. 11**).

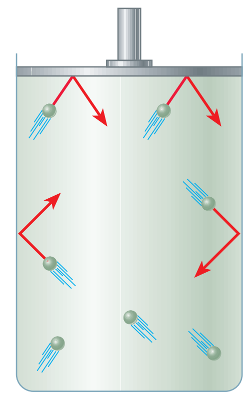


Figura 11. **A pressão de um gás é o resultado dos choques das moléculas contra as paredes do recipiente que o contém.**

Quando um gás é comprimido a temperatura constante, o número de choques das moléculas contra cada centímetro quadrado das paredes do recipiente, a cada segundo, torna-se maior; desse modo, a pressão aumenta (**fig. 12A**). Ao contrário, quando um gás é expandido a temperatura constante, cada centímetro quadrado da superfície é bombardeado, a cada segundo, por menor número de moléculas; logo, a pressão diminui (**fig. 12B**).

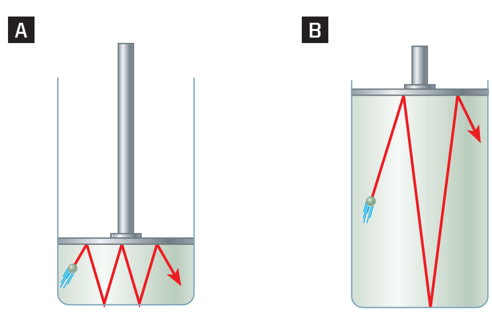


Figura 12. **A lei de Boyle: em temperatura constante, a pressão aumenta quando o volume diminui (A), e a pressão diminui quando o volume aumenta (B).**

Essas conclusões constituem a relação básica da lei de Boyle: a pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais quando a temperatura se mantém constante.

Conteúdo digital Moderna PLUS http://www.modernaplus.com.br
A Física em nosso Mundo: *A agitação térmica molecular*

Entre na rede No endereço eletrônico http://www.fsc.ufsc.br/~ccf/parcerias/ntnujava/gas2D/gas2D.html (em inglês, acesso em julho/2009), você poderá visualizar o movimento browniano (explicado por Einstein, relacionando-o com a agitação térmica molecular) e, usando a simulação proposta, verificar a consequência do aumento ou da diminuição da velocidade das moléculas gasosas.

Pressão, temperatura absoluta e energia cinética de um gás

Pressão exercida por um gás perfeito

Considere um recipiente cúbico de aresta L contendo N moléculas de um gás perfeito (**fig. 13**). Podemos supor que, em média, o efeito produzido pelo movimento das moléculas seria o mesmo se cada terça parte delas se movesse em cada uma das três direções (Ox, Oy e Oz).

Sejam m_0 a massa de cada molécula e v o módulo de sua velocidade média. Considere uma molécula que se move na direção Ox. Ao colidir elasticamente com a face A_1, a molécula retorna, sofrendo uma variação de quantidade de movimento igual a: $2m_0v$.

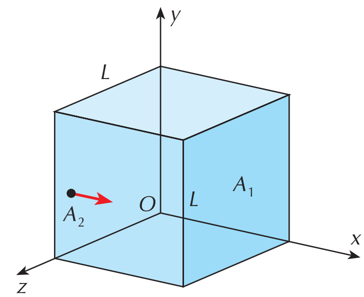


Figura 13.

Entre dois choques consecutivos contra a mesma face A_1, a partícula percorre a distância $2L$ (vai até a face A_2, colide com esta e volta). O intervalo de tempo entre esses dois choques consecutivos vale: $\frac{2L}{v}$.

O número de vezes que a molécula colide com A_1, em cada unidade de tempo, é: $\frac{v}{2L}$.

A variação da quantidade de movimento transmitida à face A_1 pela molécula, na unidade de tempo, é dada por:

$$\frac{v}{2L} \cdot 2m_0v = \frac{m_0v^2}{L}$$

Considerando-se que na face A_1 age, em média, $\frac{1}{3}$ do número total N de moléculas, a variação total da quantidade de movimento transmitida à face A_1, na unidade de tempo, é:

$$\frac{N}{3} \cdot \frac{m_0v^2}{L}$$

Pelo teorema do impulso (Volume 1, p. 329), resulta que a força média sobre a face A_1 tem intensidade:

$$F = \frac{N}{3} \cdot \frac{m_0v^2}{L}$$

Assim, a pressão do gás sobre a face A_1 é:

$$p = \frac{F}{L^2} \Rightarrow p = \frac{N}{3} \cdot \frac{m_0v^2}{L^3}$$

Sendo $V = L^3$ o volume do gás e $m = N \cdot m_0$ sua massa, vem:

$$\boxed{p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2}$$

Vale ressaltar que essa dedução foi extremamente simplificada, evitando-se com isso penetrar no complexo campo do cálculo estatístico.

Energia cinética do gás

A energia cinética do gás é a soma das energias cinéticas de suas moléculas e é dada por: $E_c = \frac{mv^2}{2}$. Sendo $p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2$, resulta: $E_c = \frac{3}{2}pV$. Pela equação de Clapeyron, vem:

$$\boxed{E_c = \frac{3}{2}nRT}$$

Nessa fórmula, n é o número de mols e R é a constante universal dos gases perfeitos.

Desse modo, a energia cinética de um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Velocidade média das moléculas

Partindo de $E_c = \frac{3}{2}nRT$, obtemos: $\frac{mv^2}{2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{m}{M}RT \Rightarrow \boxed{v^2 = \frac{3RT}{M}}$

Essa fórmula mostra que a velocidade média das moléculas de um gás depende da natureza específica do gás, traduzida pela massa molar M.

Para um dado gás, a temperatura depende exclusivamente da velocidade das moléculas e vice-versa. Assim se justifica o fato de que **a temperatura é uma medida do grau de agitação das partículas**.

Energia cinética média por molécula

Sendo N o número de moléculas e E_c a energia cinética do gás, a energia cinética média por molécula e_c é dada por:

$$e_c = \frac{E_c}{N} \Rightarrow e_c = \frac{3nRT}{2N}$$

Como $n = \frac{N}{N_A}$ (sendo N_A o número de Avogadro), resulta: $\frac{n}{N} = \frac{1}{N_A}$; portanto:

$$\boxed{e_c = \frac{3}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T}$$

O quociente $\frac{R}{N_A} = k$ é denominado **constante de Boltzmann** e vale, no Sistema Internacional de Unidades (SI):

$$\boxed{k = 1{,}38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}}$$

Sendo assim, podemos escrever: $\boxed{e_c = \frac{3}{2}kT}$

Dessa fórmula, podemos concluir que:

> Em um gás, a energia cinética média por molécula não depende da natureza específica do gás.

Portanto, gases diferentes à mesma temperatura possuem igual energia cinética média por molécula.

As equações anteriores — da velocidade média e da energia cinética média das moléculas de um gás — mostram que a menor temperatura que tem significado físico corresponde à anulação da velocidade média ($v = 0$) e da energia cinética média ($e_c = 0$) das moléculas. Essa temperatura é o **zero absoluto** ($-273{,}15$ °C $= 0$ K). Em laboratórios especializados já se conseguiu atingir a incrível temperatura de 0,000000000450 K ($450 \cdot 10^{-12}$ K = 450 pK).

Entre na rede No endereço eletrônico http://www.schulphysik.de/suren/Applets.html (em inglês, entre em "Applet Menu" e clique nos botões "Heat" e "Molecular Motion", acesso em julho/2009) você pode analisar o movimento das moléculas de um gás, em simulações que permitem visualizar como muda a agitação molecular pela variação da temperatura, do volume, do número de moléculas e da massa de cada molécula.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

P. 146 Certa massa de gás ideal é resfriada de 427 °C para 327 °C. Determine a relação entre a energia cinética média por molécula no estado inicial e no estado final.

P. 147 Determine a energia cinética média de uma molécula gasosa a 57 °C, sendo a constante de Boltzmann (k) igual a $1{,}38 \cdot 10^{-23}$ J/K.

P. 148 (UFRN) Um gás ideal contido num recipiente sofre uma mudança na temperatura de 300 K para 1.200 K. Qual é a razão entre as velocidades das moléculas desse gás $\frac{v_{300}}{v_{1.200}}$?

P. 149 O hidrogênio tem massa molar $M_1 = 2$ g/mol e o oxigênio tem massa molar $M_2 = 32$ g/mol. Sendo e_1 e e_2 as energias cinéticas médias por molécula do hidrogênio e do oxigênio, e v_1 e v_2 as correspondentes velocidades médias por molécula à temperatura de 27 °C, determine o valor das relações:

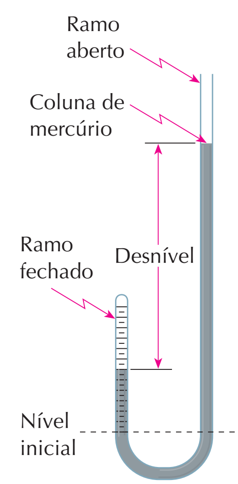
a) $\frac{e_1}{e_2}$ b) $\frac{v_1}{v_2}$

Considere que o hidrogênio e o oxigênio se comportam como gases ideais.

P. 150 Retomando o exercício anterior, considere que a temperatura de ambos os gases se altera para 127 °C. Determine agora o valor das duas relações.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS DE RECAPITULAÇÃO

P. 151 (Unifesp) A figura reproduz o esquema da montagem feita por Robert Boyle para estabelecer a lei dos gases para transformações isotérmicas. Boyle colocou no tubo uma certa quantidade de mercúrio, até aprisionar um determinado volume de ar no ramo fechado, e igualou os níveis dos dois ramos. Em seguida, passou a acrescentar mais mercúrio no ramo aberto e a medir, no outro ramo, o volume do ar aprisionado (em unidades arbitrárias) e a correspondente pressão pelo desnível da coluna de mercúrio, em polegadas de mercúrio. Na tabela, estão alguns dos dados por ele obtidos, de acordo com a sua publicação *New Experiments Physico-Mechanical — Touching the Spring of Air and its Effects*, de 1662.



Volume (unidade arbitrária)	48	40	32	24	16	12
Pressão (polegadas de mercúrio)	$29\frac{2}{16}$	$35\frac{5}{16}$	$44\frac{3}{16}$	$58\frac{13}{16}$	$87\frac{14}{16}$	$117\frac{9}{16}$
$p \times V$	1.398	1.413	1.414	1.412	1.406	1.411

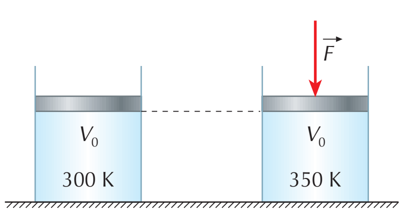
Fonte: http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/history/boyle.html (acesso em julho/2009)

a) Todos os resultados obtidos por Boyle, com uma pequena aproximação, confirmaram a sua lei. Que resultados foram esses? Justifique.

b) De acordo com os dados da tabela, qual é a pressão, em pascal, do ar aprisionado no tubo para o volume de 24 unidades arbitrárias?

(Utilize para o cálculo: $p_{atm} = 1{,}0 \times 10^5$ pascal; $d_{Hg} = 14 \times 10^3$ kg/m³; $g = 10$ m/s²; $58\frac{13}{16}$ pol $= 1{,}5$ m)

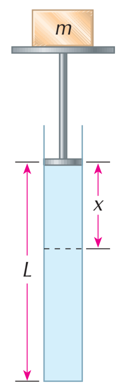
P. 152 (Vunesp) Um cilindro reto, contendo gás ideal à temperatura de 300 K, é vedado por um êmbolo pesado que pode deslizar livremente. O volume ocupado pelo gás é V_0 e a pressão exercida sobre ele pelo peso do êmbolo e da coluna de ar acima dele é igual a 12 N/cm². Quando a temperatura passa para 350 K, o gás expande-se e seu volume aumenta. Para que ele volte ao seu valor original, V_0, mantendo a temperatura de 350 K, aplica-se sobre o êmbolo uma força adicional $\vec{F}$, vertical, como mostra a figura.



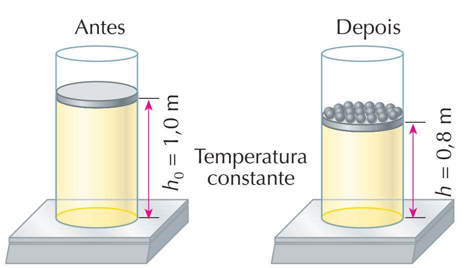
a) Calcule a pressão do gás na situação final, isto é, quando está à temperatura de 350 K, ocupando o volume V_0.

b) Sabendo que o pistão tem área de 225 cm², calcule o valor da força adicional $\vec{F}$ que faz o volume ocupado pelo gás voltar ao seu valor original.

P. 153 (UFRJ) Um gás ideal em equilíbrio termodinâmico está armazenado em um tubo cilíndrico fino de altura $L = 10{,}0$ cm e área transversal $A = 1{,}0$ cm^2, provido de um êmbolo móvel perfeitamente ajustado às paredes do tubo. Suponha que a massa do conjunto móvel composto por êmbolo, haste e suporte seja desprezível e, portanto, a pressão no interior do tubo seja inicialmente igual à pressão atmosférica $p_{atm} = 1{,}0 \times 10^5$ N/m^2. Uma massa $m = 0{,}50$ kg é então colocada sobre o suporte (veja a figura). Sob ação do peso da massa m, o êmbolo desce uma altura x, e o gás volta a atingir o equilíbrio termodinâmico com a mesma temperatura do estado inicial. Suponha que a aceleração da gravidade seja $g = 10$ m/s^2. Calcule o valor de x.



P. 154 (UFPE) Um cilindro de 20 cm^2 de seção reta contém um gás ideal comprimido em seu interior por um pistão móvel, de massa desprezível e sem atrito. O pistão repousa a uma altura $h_0 = 1{,}0$ m. A base do cilindro está em contato com um forno, de forma que a temperatura do gás permanece constante. Bolinhas de chumbo são lentamente depositadas sobre o pistão até que ele atinja a altura $h = 80$ cm, como na figura a seguir.



Determine a massa de chumbo, em kg, que foi depositada sobre o pistão. Considere a pressão atmosférica igual a 1 atm (dados: 1 atm $= 1{,}0 \cdot 10^5$ N/m^2; $g = 10$ m/s^2).

P. 155 (Fuvest-SP) Um cilindro de oxigênio hospitalar (O_2), de 60 litros, contém, inicialmente, gás a uma pressão de 100 atm e temperatura de 300 K. Quando é utilizado para a respiração de pacientes, o gás passa por um redutor de pressão, regulado para fornecer oxigênio a 3 atm, nessa mesma temperatura, acoplado a um medidor de fluxo, que indica, para essas condições, o consumo de oxigênio em litros/minuto.
Considere o O_2 como gás ideal. Suponha a temperatura constante e igual a 300 K. Seja a constante dos gases ideais $R = 8 \times 10^{-2}$ litros $\cdot$ atm/K. Assim, determine:

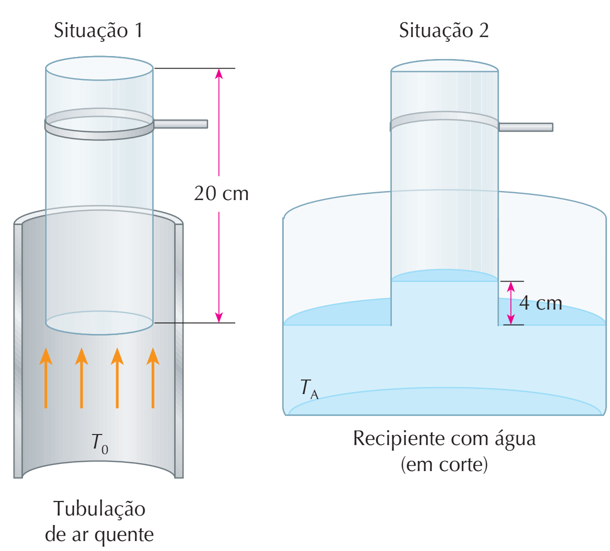
a) o número N_0 de mols de O_2, presentes inicialmente no cilindro;

b) o número n de mols de O_2, consumidos em 30 minutos de uso, com o medidor de fluxo indicando 5 litros/minuto;

c) o intervalo de tempo t, em horas, de utilização do O_2, mantido o fluxo de 5 litros/minuto, até que a pressão interna no cilindro fique reduzida a 40 atm.

P. 156 (UFF-RJ) Até meados do século XVII, a concepção de vácuo, como uma região desprovida de matéria, era inaceitável. Contudo, experiências relacionadas à medida da pressão atmosférica possibilitaram uma nova concepção, considerando o vácuo como uma região onde a pressão é bem inferior à de sua vizinhança.
Atualmente, pode-se obter vácuo, em laboratórios, com o recurso tecnológico das bombas de vácuo.
Considere que se tenha obtido vácuo à pressão de, aproximadamente, $1{,}00 \times 10^{-10}$ atm à temperatura de 300 K. Utilizando o modelo de gás perfeito, determine o número de moléculas por cm^3 existentes nesse vácuo.
(Dados: número de Avogadro $= 6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas/mol; constante universal dos gases $=$ $= 8{,}31$ J/mol $\cdot$ K; 1 atm $= 1{,}01 \times 10^5$ N/m^2.)

P. 157 (Fuvest-SP) Para medir a temperatura T_0 do ar quente expelido, em baixa velocidade, por uma tubulação, um jovem utilizou uma garrafa cilíndrica vazia, com área da base $S = 50$ cm^2 e altura $H = 20$ cm. Adaptando um suporte isolante na garrafa, ela foi suspensa sobre a tubulação por alguns minutos, para que o ar expelido ocupasse todo o seu volume e se estabelecesse o equilíbrio térmico a T_0 (situação 1). A garrafa foi, então, rapidamente colocada sobre um recipiente com água mantida à temperatura ambiente $T_A = 27$ °C. Ele observou que a água do recipiente subiu até uma altura $h = 4$ cm, dentro da garrafa, após o ar nela contido entrar em equilíbrio térmico com a água (situação 2).



Estime:

a) o volume V_A, em cm^3, do ar dentro da garrafa, após a entrada da água, na situação 2;

b) a variação de pressão Δp, em N/m^2, do ar dentro da garrafa, entre as situações 1 e 2;

c) a temperatura inicial T_0 em °C, do ar da tubulação, desprezando a variação de pressão do ar dentro da garrafa.

Adote: $PV = nRT$;
$T_K = T_{°C} + 273$;
$d_{água} = 10^3$ kg/m^3;
$g = 10$ m/s^2.