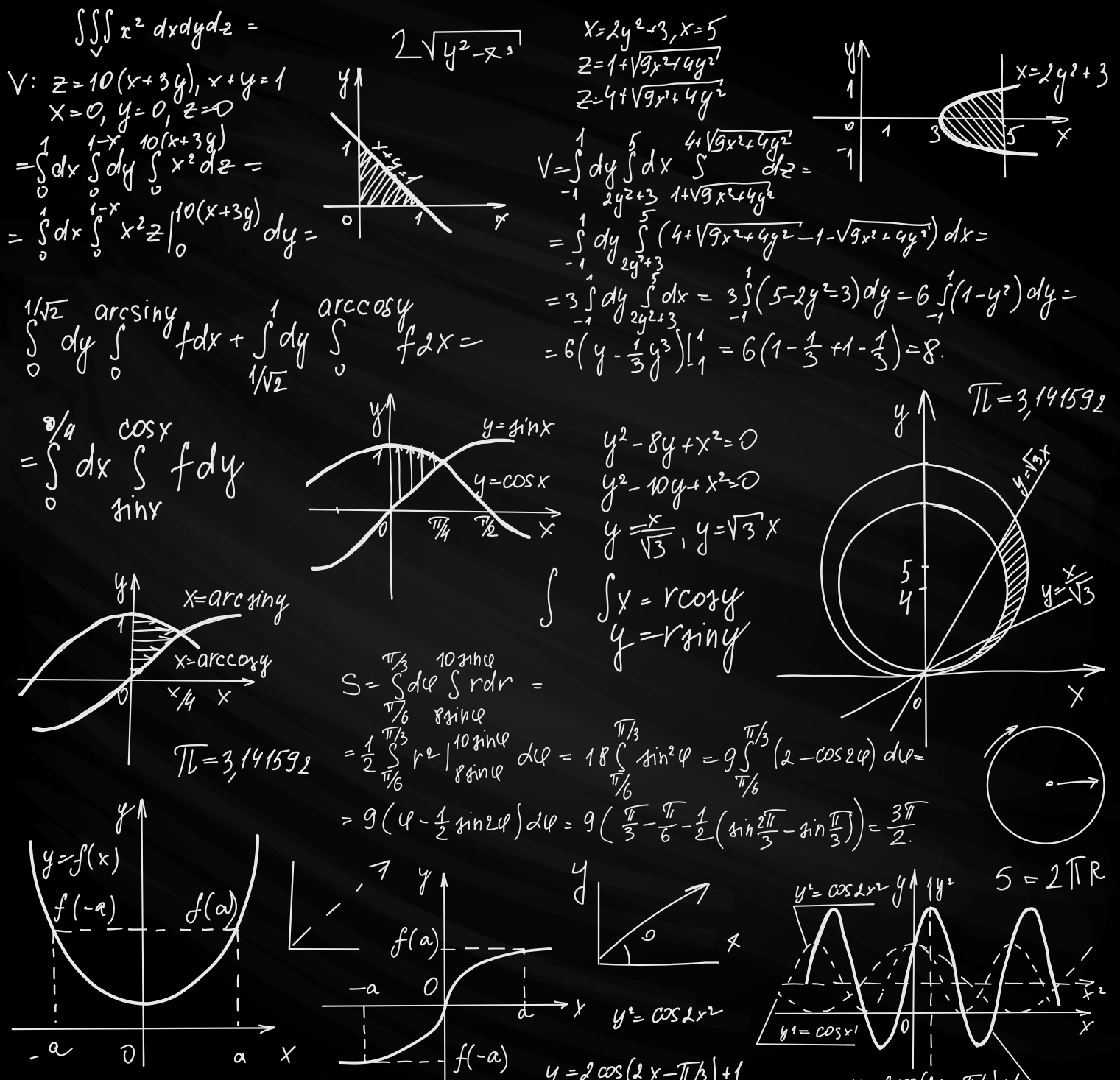
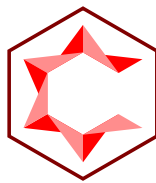


Igo da Costa Andrade

RESOLUÇÃO COMENTADA DOS EXERCÍCIOS DE  
**FÍSICA: VOLUME I - MECÂNICA**  
 DE  
**MARCELO ALONSO & EDWARD FINN**





**Igo da Costa Andrade**

Resolução Comentada de Exercícios

---

HALLIDAY, D.; RESNICK, R.; WALKER, J. **Fundamentos de Física**. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2016. v. 2

---



# SUMÁRIO

<b>2. MEDIDAS E UNIDADES .....</b>	<b>4</b>
Problemas (pág. 43) .....	4
<b>3. TÍTULO DO CAPÍTULO .....</b>	<b>12</b>
<b>4. TÍTULO DO CAPÍTULO .....</b>	<b>13</b>
<b>5. TÍTULO DO CAPÍTULO .....</b>	<b>14</b>
<b>REFERÊNCIAS .....</b>	<b>15</b>



## 2. MEDIDAS E UNIDADES

### Problemas (pág. 43)

**2.1.** As massas atômicas, representadas na Tab A.1, são expressas em *unidades de massa atômica*, abreviadas por u. 1u é igual a  $1,6604 \times 10^{-27}$  kg. Calcule, em quilogramas e em gramas, as massas de

(a) um átomo de hidrogênio e

#### Solução

Conforme dados da Tab. A.1, a massa do Hidrogênio em *unidades de massa atômica* é igual a 1,00797 u

$$m_{H(kg)} = m_{H(u)} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 1,00797 \text{ u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \approx 1,6736 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$
$$m_{H(g)} = m_{H(kg)} \cdot \frac{1000\text{g}}{1 \text{ kg}} = 1,6736 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot \frac{1000\text{g}}{1 \text{ kg}} = 1,6736 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



(a) um átomo de oxigênio

#### Solução

Conforme dados da Tab. A.1, a massa atômica do átomo de Oxigênio é igual a 15,9994 u

$$m_{O(kg)} = m_{O(u)} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 15,9994 \text{ u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} \approx 2,6565 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$
$$m_{O(g)} = m_{O(kg)} \cdot \frac{1000\text{g}}{1 \text{ kg}} = 2,6565 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot \frac{1000\text{g}}{1 \text{ kg}} = 2,6565 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$



**2.2.** Quantas moléculas, cada uma composta por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio, existem num grama de água? Quantas existem em 18 gramas? Quantas existem em um centímetro cúbico?

#### Solução

Primeiramente, utilizamos o resultado do Prob. 2.1 (b) para calcular a massa de uma molécula de água (um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio) em gramas (g):



$$m_{H_2O(g)} = m_{O(g)} + 2 \cdot m_{H(g)} = (2,6565 \cdot 10^{-23} \text{ g}) + 2 \cdot (1,6736 \cdot 10^{-24} \text{ g})$$

$$m_{H_2O(g)} = 2,9913 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Portanto, em 1g de água existem:

$$N_{1g} = \frac{1}{2,991 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 3,3431 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de água por grama}$$

Em 18 gramas, teremos:

$$N_{18g} = 18 \cdot N_{1g} = 18 \cdot 3,3431 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$N_{18g} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de água}$$

Finalmente, para determinar a quantidade de moléculas de água em 1 centímetro cúbico, necessitamos da densidade da água:  $\rho_{H_2O} = 1\text{g/cm}^3$ . De forma geral, consideremos que num volume  $V$  de água, temos a massa  $m = N \cdot m_{H_2O(g)}$  em que  $N$  é a quantidade de moléculas presentes no volume  $V$  e  $m_{H_2O(g)}$  é a massa de uma molécula de água em gramas, calculada acima. Assim,

$$N \cdot m_{H_2O(g)} = \rho_{H_2O} V \Rightarrow N = \frac{\rho_{H_2O} V}{m_{H_2O(g)}} = \frac{1000\text{g/cm}^3 \cdot 1\text{cm}^3}{2,6565 \cdot 10^{-23}\text{g}} = 3,3431 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

Obviamente, é o mesmo resultado encontrado na primeira parte deste problema.



- 2.3.** Na Seq. 2.3 foi mencionado que o quilograma poderia ser definido como sendo igual à massa de  $5,0188 \times 10^{25}$  átomos do isótopo  $^{12}\text{C}$ , cuja massa é definida como sendo exatamente 12,0000 u. Verifique se essa definição é compatível com o valor de u dado no Prob. 2.1.

**Solução**

$$m_{\text{kg}} = N \cdot m_{\text{u}} \Rightarrow m_{\text{u}} = \frac{m_{\text{kg}}}{N} \Rightarrow 12 \text{ u} = \frac{1 \text{ kg}}{5,0188 \cdot 10^{25}}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ u} = \frac{1}{12 \cdot 5,0188 \cdot 10^{25}} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ u} = 1,6604 \cdot 10^{-27}$$



- 2.4.** Considere as moléculas de hidrogênio, de oxigênio e de nitrogênio, cada uma delas composta por dois átomos idênticos. Calcule o número de moléculas de cada um desses gases, nas condições normais de pressão e temperatura (TPN) existentes em



$1 \text{ m}^3$ . Use os valores das densidades relativas dadas na Tab. 2.2. Faça uma extensão do seu cálculo que seja válida para outros gases. Qual é a conclusão geral que você poderia tirar dos seus resultados?

### Solução

De forma geral, seja  $\rho = \gamma \cdot \rho_{H_2O}$  a densidade absoluta de uma substância, cuja densidade relativa em relação à água ( $H_2O$ ) é igual a  $\gamma$ . Em um dado volume  $V$ , a massa dessa substância é:

$$M = \rho \cdot V$$

$$M = (\gamma \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V$$

Por outro lado, sabendo que tal substância é composta por  $N$  moléculas, cada uma com massa  $m$ , então,

$$M = (\gamma \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V \Rightarrow N \cdot m = (\gamma \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V$$

$$\Rightarrow N = \frac{(\gamma \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V}{m}$$

Podemos aplicar a fórmula acima para determinar a quantidade de moléculas de cada gás presentes em um volume  $V = 1 \text{ m}^3$ .

- Hidrogênio

A massa de cada molécula de Hidrogênio é:

$$m_{H_2} = 2m_H = 2 \cdot (1,00797 \text{ u}) = 2,01594 \text{ u}$$

$$m_{H_2} = 2,01594 \text{ u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27}}{1 \text{ u}}$$

$$m_{H_2} = 3,347 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Sabendo que a densidade relativa do Hidrogênio em relação à água ( $\rho_{H_2O} = 1000 \text{ kg/m}^3$ ) é  $\gamma_{H_2} = 8,988 \cdot 10^{-5}$ , então, quantidade de moléculas no volume  $V = 1 \text{ m}^3$  é igual a:

$$N_{H_2} = \frac{(\gamma_{H_2} \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V}{m_{H_2}} = \frac{(8,988 \cdot 10^{-5} \cdot 1000) \cdot 1}{3,347 \cdot 10^{-27}} = 2,69 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

- Oxigênio

A massa molecular do oxigênio é:



$$m_{O_2} = 2 \cdot m_O = 2 \cdot (15,9994 \text{ u}) = 31,998 \text{ u}$$

$$m_{O_2} = 31,998 \text{ u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27}}{1 \text{ u}}$$

$$m_{O_2} = 5,313 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Sendo  $\gamma_{O_2} = 1,42904 \cdot 10^{-3}$  a densidade relativa do oxigênio, então a quantidade de moléculas presentes em  $1\text{m}^3$  é:

$$N_{O_2} = \frac{(\gamma_{O_2} \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V}{m_{O_2}} = \frac{(1,42904 \cdot 10^{-3} \cdot 1000) \cdot 1}{5,313 \cdot 10^{-26}} = 2,69 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

#### - Nitrogênio

A massa molecular do nitrogênio é:

$$m_{N_2} = 2 \cdot m_N = 2 \cdot (14,0067 \text{ u}) = 28,013 \text{ u}$$

$$m_{N_2} = 28,013 \text{ u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27}}{1 \text{ u}}$$

$$m_{N_2} = 4,651 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Sendo  $\gamma_{N_2} = 1,25055 \cdot 10^{-3}$  a densidade relativa do oxigênio, então a quantidade de moléculas presentes em  $1\text{m}^3$  é:

$$N_{N_2} = \frac{(\gamma_{N_2} \cdot \rho_{H_2O}) \cdot V}{m_{N_2}} = \frac{(1,25055 \cdot 10^{-3} \cdot 1000) \cdot 1}{4,651 \cdot 10^{-26}} = 2,69 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$$

Podemos concluir que a quantidade de moléculas em determinado volume independe do tipo de gás.



- 2.5.** Admitindo-se que o ar é composto por 20% de oxigênio e 80% de nitrogênio, e que esses gases formam moléculas diatômicas, calcule a massa molecular “efetiva” do ar. Avalie o número de moléculas em  $1\text{cm}^3$  de ar nas condições TPN, Quantas moléculas são de oxigênio e quantas são de nitrogênio?

#### Solução

**Primeira parte:** Seja  $N_{ar}$  a quantidade de moléculas de ar presentes em um dado volume  $V$ , Supondo que o ar é composto por 20% de oxigênio ( $N_{O_2} = 0,2N_{ar}$ ) e 80% de nitrogênio ( $N_{N_2} = 0,8N_{ar}$ ), temos:

$$N_{ar} = N_{O_2} + N_{N_2}.$$

Por outro lado, a massa total de ar é:





$$M_{ar} = N_{O_2} \cdot m_{O_2} + N_{N_2} \cdot m_{N_2},$$

em que  $m_{O_2}$  e  $m_{N_2}$  são respectivamente as massas moleculares do oxigênio e do nitrogênio. Portanto, a massa molecular efetiva do ar é:

$$m_{ar} = \frac{M_{ar}}{N_{ar}} = \frac{N_{O_2} \cdot m_{O_2} + N_{N_2} \cdot m_{N_2}}{N_{O_2} + N_{N_2}}$$

$$m_{ar} = \frac{N_{O_2}}{N_{ar}} \cdot m_{O_2} + \frac{N_{N_2}}{N_{ar}} \cdot m_{N_2}$$

$$m_{ar} = 0,2 \cdot m_{O_2} + 0,8 \cdot m_{N_2}$$

$$m_{ar} = 0,2 \cdot (2 \cdot 15,9994) + 0,8 \cdot (2 \cdot 14,0067) = 28,81048 \frac{\text{u}}{\text{molécula}}$$

$$m_{ar} = \left( 28,81048 \frac{\text{u}}{\text{molécula}} \right) \cdot (1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg/u}) = 4,784 \cdot 10^{-26} \frac{\text{kg}}{\text{molécula}}$$

**Segunda parte:** Seja  $M_{ar} = M_{O_2} + M_{N_2}$  a massa total de ar em um volume  $V$  em função da massa total de oxigênio ( $M_{O_2}$ ), que ocupa o volume  $V_{O_2} = 0,2V$  e da massa total de nitrogênio, que ocupa o volume  $V_{N_2} = 0,8V$ . Então,

$$\begin{aligned} M_{ar} &= M_{O_2} + M_{N_2} \Rightarrow M_{ar} &= \rho_{O_2} \cdot V_{O_2} + \rho_{N_2} \cdot V_{N_2} \\ &\Rightarrow M_{ar} &= \rho_{O_2} \cdot (0,2V) + \rho_{N_2} \cdot (0,8V) \\ &\Rightarrow M_{ar} &= (0,2\rho_{O_2} + 0,8\rho_{N_2}) \cdot V \\ &\Rightarrow N_{ar} \cdot m_{ar} &= (0,2\rho_{O_2} + 0,8\rho_{N_2}) \cdot V \\ &\Rightarrow \frac{N_{ar}}{V} &= \frac{0,2\rho_{O_2} + 0,8\rho_{N_2}}{m_{ar}} \end{aligned}$$

Para determinar a quantidade de moléculas de ar em  $1\text{cm}^3$ :

$$\frac{N_{ar}}{V} = \frac{0,2\rho_{O_2} + 0,8\rho_{N_2}}{m_{ar}} = \frac{0,2 \cdot \left( 1,429 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right) + 0,8 \cdot \left( 1,251 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right)}{4,784 \cdot 10^{-26} \frac{\text{kg}}{\text{molécula}}}$$

$$\frac{N_{ar}}{V} = 2,689 \cdot 10^{25} \frac{\text{moléculas}}{\text{m}^3}$$

$$\frac{N_{ar}}{V} = 2,689 \cdot 10^{25} \frac{\text{moléculas}}{\text{m}^3} \cdot \left( \frac{1\text{m}^3}{10^6\text{cm}^3} \right)$$

$$\frac{N_{ar}}{V} = 2,689 \cdot 10^{19} \frac{\text{moléculas}}{\text{cm}^3}$$

**Terceira parte:** Do total de moléculas de ar, temos:

$$\frac{N_{O_2}}{V} = 0,2 \cdot \frac{N_{ar}}{V} = 0,2 \cdot 2,689 \cdot 10^{19} \frac{\text{moléculas}}{\text{cm}^3} = 5,378 \cdot 10^{18} \frac{\text{moléculas}}{\text{cm}^3}$$

$$\frac{N_{N_2}}{V} = 0,8 \cdot \frac{N_{ar}}{V} = 0,8 \cdot 2,689 \cdot 10^{19} \frac{\text{moléculas}}{\text{cm}^3} = 2,635 \cdot 10^{20} \frac{\text{moléculas}}{\text{cm}^3}$$





- 2.6.** A densidade do gás interestelar na nossa galáxia é avaliada em cerca de  $10^{-21} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ . Admitindo-se que esse gás é constituído principalmente de hidrogênio, avalie o número de átomos de hidrogênio por  $\text{cm}^3$ . Compare esse resultado com o correspondente obtido para o ar nas condições TPN (Prob. 2.5).

**Solução**

$$\begin{aligned}\rho_{\text{H}_2} &= \frac{M}{V} \Rightarrow \frac{N \cdot m_{\text{H}_2}}{V} \Rightarrow \frac{N}{V} = \frac{\rho_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{1 \cdot 10^{-21} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}{6,695 \cdot 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{molécula}}} \\ \frac{\rho_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2}} &= 5,975 \cdot 10^5 \text{moléculas/m}^3 \\ \frac{\rho_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2}} &= 5,98 \cdot 10^5 \text{moléculas/m}^3 \cdot \left( \frac{1 \text{m}^3}{10^6 \text{cm}^3} \right) \\ \frac{\rho_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2}} &= 0,59 \text{ moléculas/cm}^3\end{aligned}$$



- 2.7.** Um copo de 2 cm de raio contém água. Em duas horas, o nível da água baixa 1mm. Avalie, em gramas por hora, a velocidade de evaporação da água. Quantas moléculas de água estão se evaporando por segundo em cada centímetro quadrado da superfície da água?

**Solução**

Seja a taxa de evaporação  $\frac{dh}{dt} = \frac{1 \text{ mm}}{2\text{h}} = 0,5 \text{ mm/h} = 0,5 \text{ cm/h}$ . Então,

$$\begin{aligned}\rho &= \frac{M}{V} \Rightarrow M = \rho \cdot V \Rightarrow M = \rho \cdot (Sh) \Rightarrow M = \rho \cdot (\pi r^2 h) \\ \Rightarrow \frac{dM}{dt} &= \rho \left( \pi r^2 \cdot \frac{dh}{dt} \right) \\ \Rightarrow \frac{dM}{dt} &= (1 \text{g/cm}^3) \cdot (\pi \cdot (2 \text{ cm})^2 \cdot (0,05 \text{ cm/h})) \\ \Rightarrow \frac{dM}{dt} &= 0,628 \text{ g/h}\end{aligned}$$

Seja a massa molecular da água:  $m = 2m_{\text{H}_2} + m_{\text{O}_2} = 2 \cdot (1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) + (2,657 \cdot 10^{-26} \text{ kg}) = 2,991 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ .



Para determinarmos a quantidade de moléculas se evaporando por segundo em cada centímetro quadrado, façamos:

$$\begin{aligned}
 \rho &= \frac{M}{V} \Rightarrow M = \rho \cdot V \Rightarrow \rho \cdot (Sh) \\
 &\Rightarrow N \cdot m = \rho Sh \\
 &\Rightarrow \frac{dN}{dt} \cdot m = \rho S \cdot \frac{dh}{dt} \\
 &\Rightarrow \frac{1}{S} \cdot \frac{dN}{dt} = \frac{\rho}{m} \cdot \frac{dh}{dt} \\
 &\Rightarrow \frac{1}{S} \cdot \frac{dN}{dt} = \frac{1 \text{ g/cm}^3}{2,991 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 1000 \text{ g/kg}} \cdot \left(0,05 \frac{\text{cm}}{\text{h}}\right) \\
 &\Rightarrow \frac{1}{S} \cdot \frac{dN}{dt} = \frac{1 \text{ g/cm}^3}{2,991 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \cdot 1000 \text{ g/kg}} \cdot \left(0,05 \frac{\text{cm}}{\text{h}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}\right) \\
 &\Rightarrow \frac{1}{S} \cdot \frac{dN}{dt} = 4,64 \cdot 10^{17} \text{ cm/s}
 \end{aligned}$$



**2.1.** Um *mol* de uma substância é definido como sendo uma quantidade dessa substância expressa em *gramas*, numericamente igual à massa molecular dessa substância em u. (Quando nos referemos a um elemento químico, e não a um composto, usaremos a massa atômica em vez da massa molecular.) Verifique que o número de moléculas (ou átomos) em um mol de *qualquer* substância é sempre o mesmo e é igual a  $6,0225 \times 10^{23}$ . Esse número, chamado *constante de Avogadro*, é uma constante física muito importante.

### Solução

Consideremos uma substância, cuja massa molecular (ou atômica) em u seja igual a  $m_u$ . Tomemos uma quantidade  $m$  (em gramas) dessa referida substância, tal que  $m$  é numericamente igual a  $m_u$ . A quantidade  $N$  de *componentes* (átomos ou moléculas) presentes na massa  $m$  é tal que:

$$\begin{aligned}
 m \text{ grama} &= N \cdot (m_u \text{ u}) \Rightarrow N = \frac{m \text{ grama}}{m_u \text{ u}} \Rightarrow N = \frac{\cancel{m} \text{ grama}}{\cancel{m_u} \text{ u}} \\
 &\Rightarrow N = \frac{1 \text{ grama}}{\cancel{1u} \cdot \frac{1,6604 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{\cancel{1u}}} = \frac{1 \text{ grama}}{1,6604 \cdot 10^{-27} \cancel{\text{kg}} \cdot \frac{10^3 \text{ grama}}{\cancel{1\text{kg}}}} \\
 &\Rightarrow N = \frac{\cancel{1\text{grama}}}{1,6604 \cdot 10^{-24} \cancel{\text{grama}}} = \frac{1}{1,6604 \cdot 10^{-24}} \\
 &\Rightarrow N = 6,0226 \cdot 10^{23} \text{ componentes}
 \end{aligned}$$





- 2.8.** Usando os dados das Tabs 2.2 e A.1, avalie a separação média entre moléculas nas condições TPN, no hidrogênio (gás), na água (líquido) e no ferro (sólido).

**Solução**

De forma geral, consideremos uma substância com densidade  $\rho$  e cuja massa molecular é  $m$ . Tomemos uma quantidade  $N$  de moléculas dessa substância, ocupando um volume total  $V$ . Então,

$$\rho = \frac{N \cdot m}{V}$$

O volume médio  $v$  ocupado por cada molécula é

$$v = \frac{V}{N} \Rightarrow v = \frac{m}{\rho}$$

A fim de determinar a separação média entre as moléculas, temos dois modelos a considerar:

1. Modelo cúbico: cada molécula “ocupa” um espaço cúbico de volume  $v$  e lado  $l$ . Nesse caso, a separação média entre as moléculas é igual ao lado do cubo. Ou seja,

$$v = \frac{m}{\rho} \Rightarrow l^3 = \frac{m}{\rho} \Rightarrow l = \sqrt[3]{\frac{m}{\rho}}$$

2. Modelo esférico: cada molécula “ocupa” um espaço esférico de volume  $v$  e diâmetro  $d$ . Nesse caso, a separação média entre as moléculas é igual ao diâmetro da esfera. Assim,

$$v = \frac{m}{\rho} \Rightarrow \frac{\pi d^3}{6} = \frac{m}{\rho} \Rightarrow d = \sqrt[3]{\frac{6m}{\pi\rho}}$$

A Tabela 1 mostra o resultado da aplicação dos dois modelos de cálculo da separação média entre moléculas para: Hidrogênio, Água, Ferro.

Tabela 1: Separação média entre moléculas de diversas substâncias

Substância	Massa Molecular (kg)	Densidade (kg/m <sup>3</sup> )	Separação (m)	
			Modelo Cúbico	Modelo Esférico
Hidrogênio	$3,35 \cdot 10^{-27}$	$8,99 \cdot 10^{-2}$	$3,339 \cdot 10^{-9}$	$4,143 \cdot 10^{-9}$
Água	$2,99 \cdot 10^{-26}$	$10^3$	$3,104 \cdot 10^{-10}$	$3,851 \cdot 10^{-10}$
Ferro	$9,27 \cdot 10^{-26}$	$7,86 \cdot 10^3$	$2,276 \cdot 10^{-10}$	$2,824 \cdot 10^{-10}$



### 3. TÍTULO DO CAPÍTULO

---

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequi doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri tamen permagna accessio potest, si aliquod aeternum et infinitum impendere.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequi doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.



## 4. TÍTULO DO CAPÍTULO

---

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequo doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri tamen permagna accessio potest, si aliquod aeternum et infinitum impendere.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequo doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.



## 5. TÍTULO DO CAPÍTULO

---

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequi doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri tamen permagna accessio potest, si aliquod aeternum et infinitum impendere.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat voluptatem. Ut enim aequi doleamus animo, cum corpore dolemus, fieri.

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit, sed do eiusmod tempor incididunt ut labore et dolore magnam aliquam quaerat.



## REFERÊNCIAS

---

HALLIDAY, D.; RESNICK, R.; WALKER, J. **Fundamentos de Física**. 10. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2016. v. 2

