

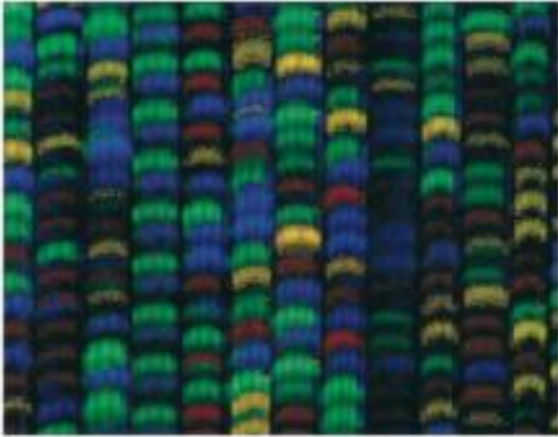


Química: O estudo da transformação

化学

Profº MSc. Flávio Olímpio Sanches Neto

Química: uma ciência para o século XXI



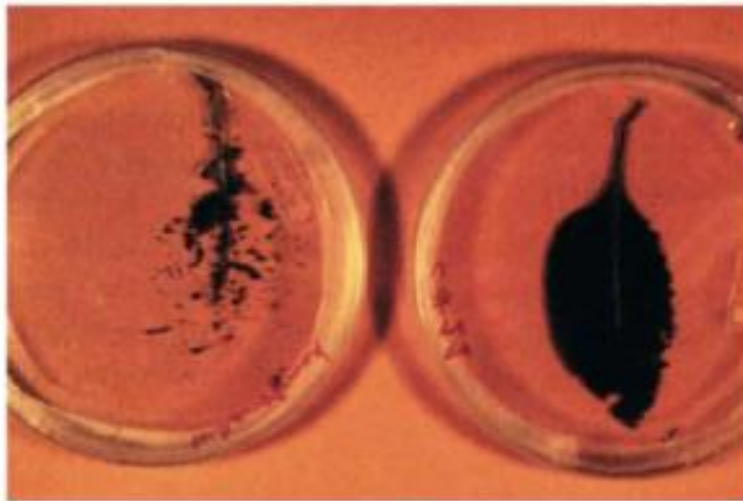
(a)



(b)



(c)



(d)

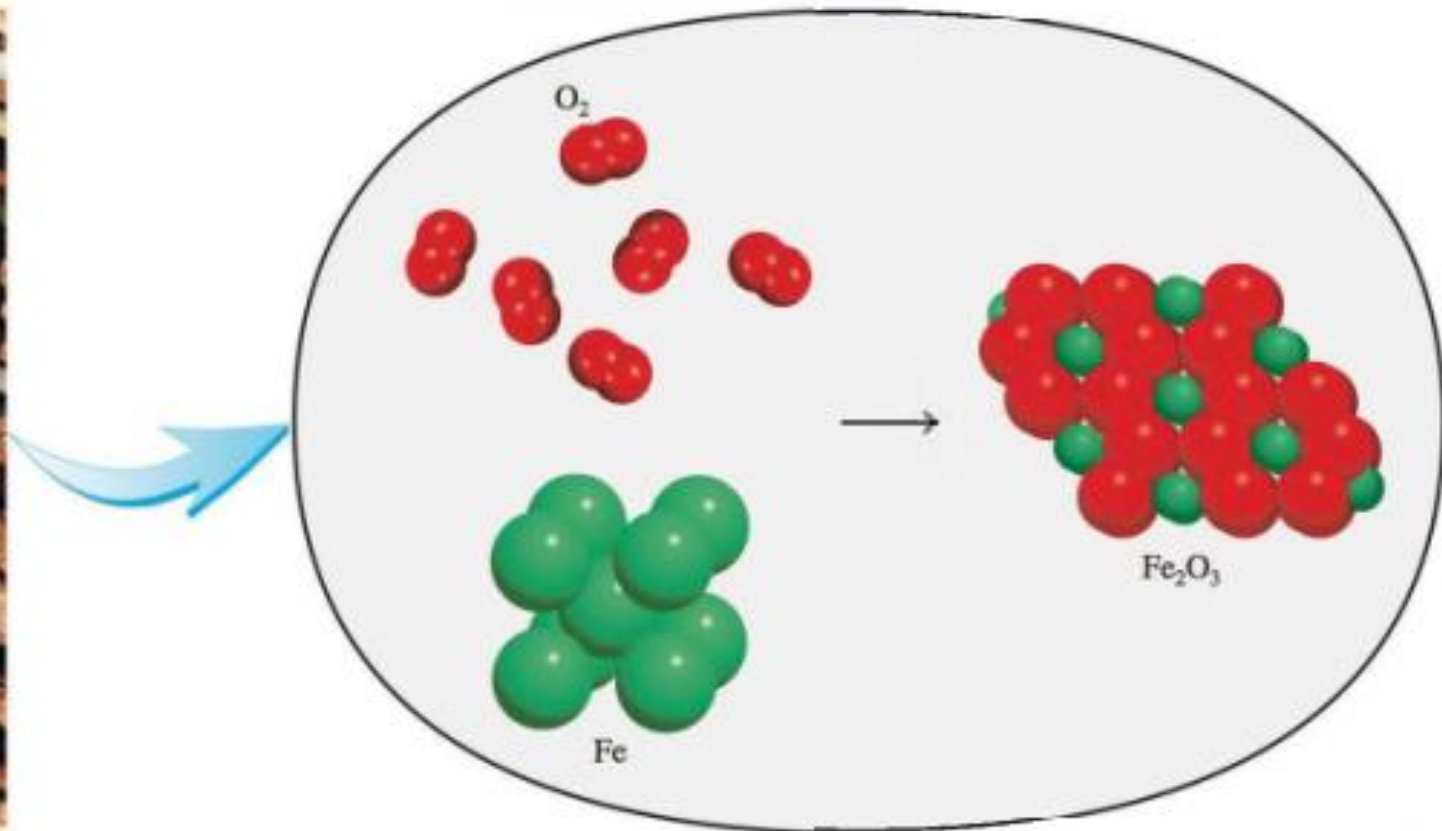
(a) Saúde e Medicina,
(b) Células fotovoltaicas,
(c) Processamento de um eletrodo de silício,
(d) Manipulação genética.

O estudo da química

Macroscópico



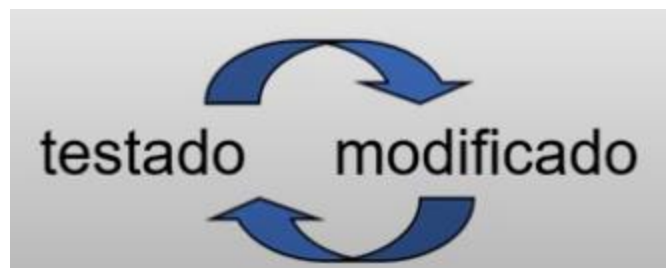
Microscópico



O método científico



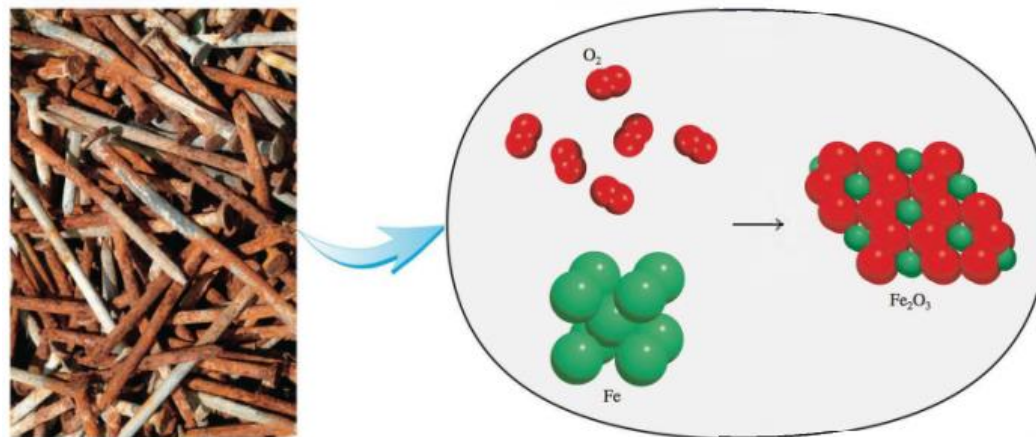
Uma **hipótese** é uma tentativa de explicação para um conjunto de observações.



A **lei** é uma afirmação, verbal ou matemática, concisa da relação entre fenômenos que é sempre a mesma nas mesmas condições.

Uma **teoria** é um princípio unificador que explica um conjunto de fatos e/ou as leis que neles se baseiam

Teoria atômica



A **Química** é o estudo da matéria e suas transformações.

Matéria é tudo aquilo que ocupa espaço e tem massa.

Uma **substância** é uma forma de matéria que tem uma composição definida (constante) e propriedades distintas



© Charles D. Winter/Photo Researchers

Nitrogênio líquido



© Comstock

Lingotes de ouro



© Frank Wing/Stock Boston

Cristais de silício

Uma **mistura** é uma combinação de duas ou mais substâncias em que estas conservam as suas identidades distintas.

1. **Mistura homogênea** - a composição é a mesma em toda a sua extensão.

Ex :. refrigerante, leite, solda

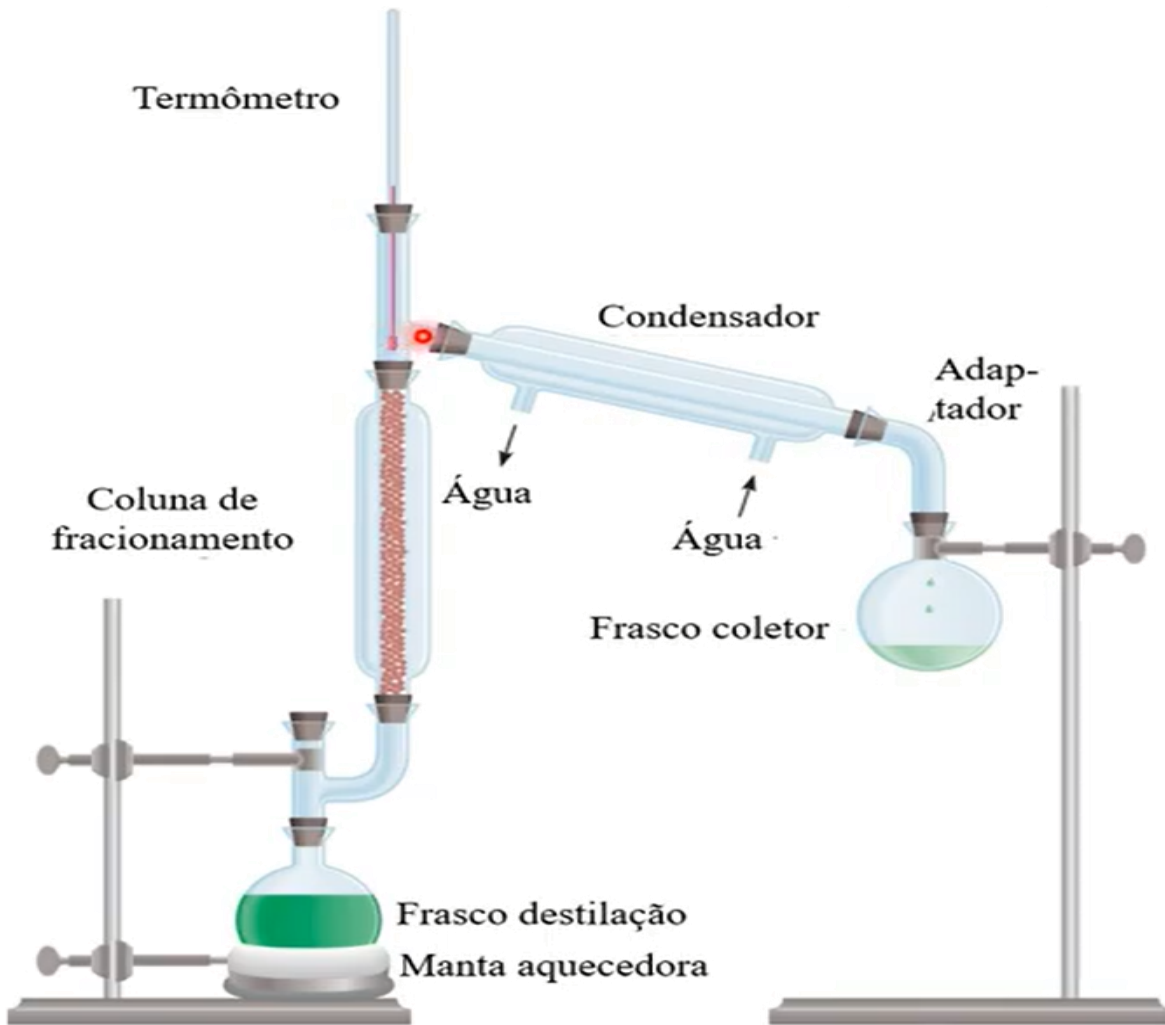


2. **Mistura heterogênea** - a composição não é a mesma em toda a sua extensão.

Ex :. cimento, limalha de ferro com areia



Meios físicos podem ser utilizados para separar uma mistura nos seus componentes puros.



destilação

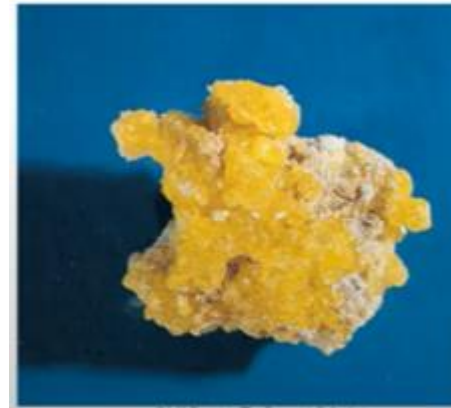
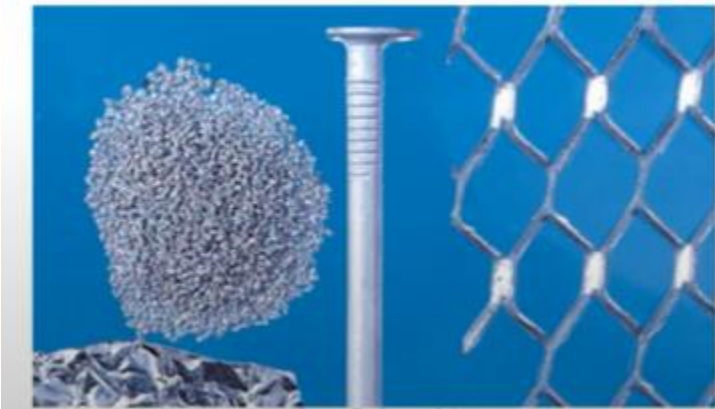


magnetismo

Elementos e compostos

Um **elemento** é uma substância que **não pode** ser separada em substâncias mais simples por processos químicos

- 114 elementos foram identificados
- 82 elementos ocorrem naturalmente na Terra
ouro, alumínio, chumbo, oxigênio, enxofre e carbono.



- 32 elementos foram criados por cientistas
tecnécio, ameríndio, seaborgio...

Tabela 1.1 Alguns elementos comuns e seus símbolos

Nome	Símbolo	Nome	Símbolo	Nome	Símbolo
Alumínio	Al	Cromio	Cr	Níquel	Ni
Arsênio	As	Enxofre	S	Nitrogênio	N
Bário	Ba	Estanho	Sn	Ouro	Au
Bismuto	Bi	Ferro	Fe	Oxigênio	O
Bromo	Br	Flúor	F	Platina	Pt
Cálcio	Ca	Fósforo	P	Potássio	K
Carbono	C	Hidrogênio	H	Prata	Ag
Chumbo	Pb	Iodo	I	Silício	Si
Cloro	Cl	Magnésio	Mg	Sódio	Na
Cobalto	Co	Manganês	Mn	Tungstênio	W
Cobre	Cu	Mercúrio	Hg	Zinco	Zn

Um **composto** é uma substância composta de átomos de dois ou mais elementos quimicamente unidos em proporções fixa.

Compostos somente podem ser separados em seus componentes constituintes (**elementos**) através de meios **químicos**.



Fluoreto de lítio

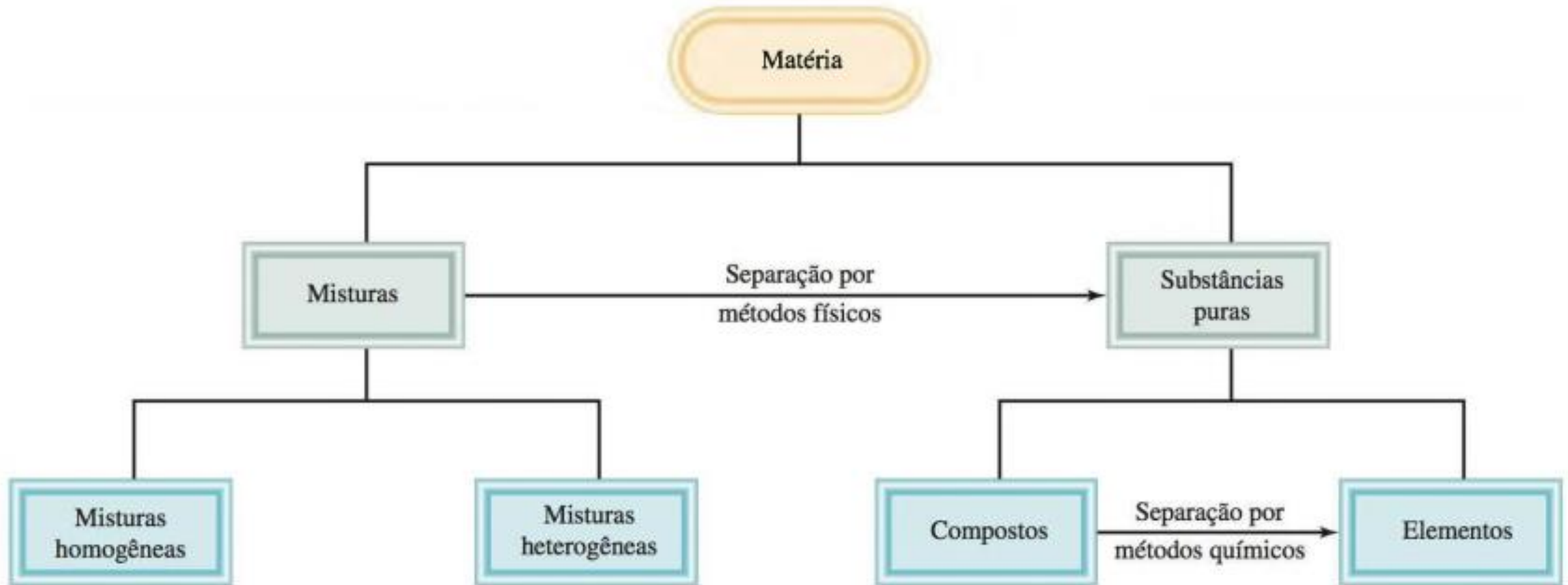


quartzo

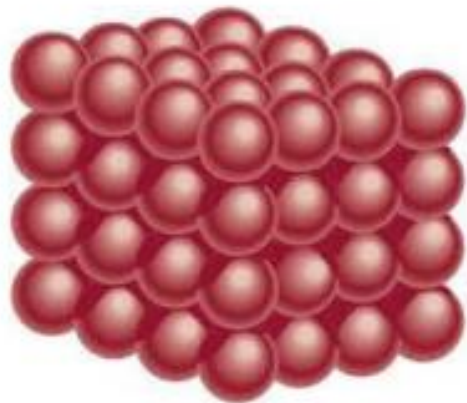


Gelo seco
(dióxido de carbono)

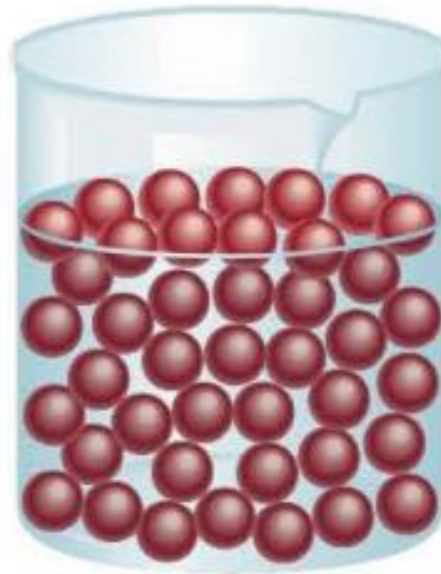
A classificação da matéria



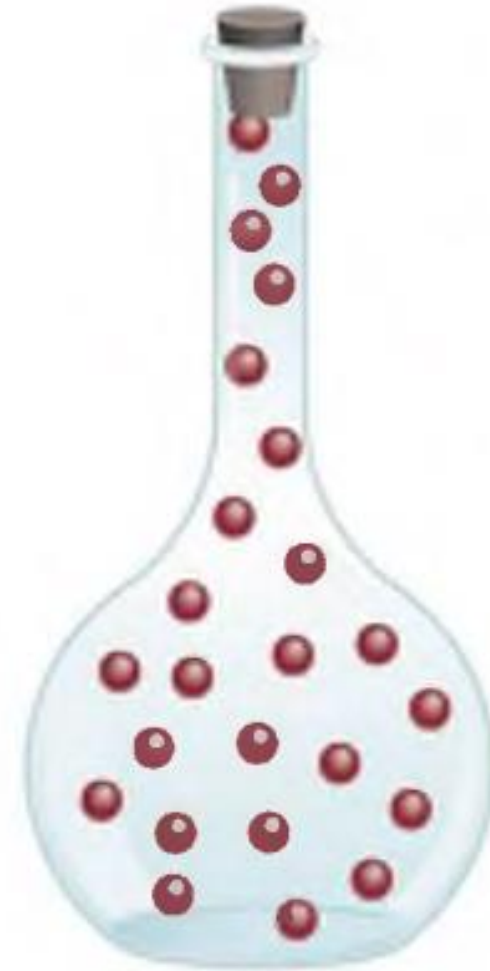
Os três estados da matéria



Sólido

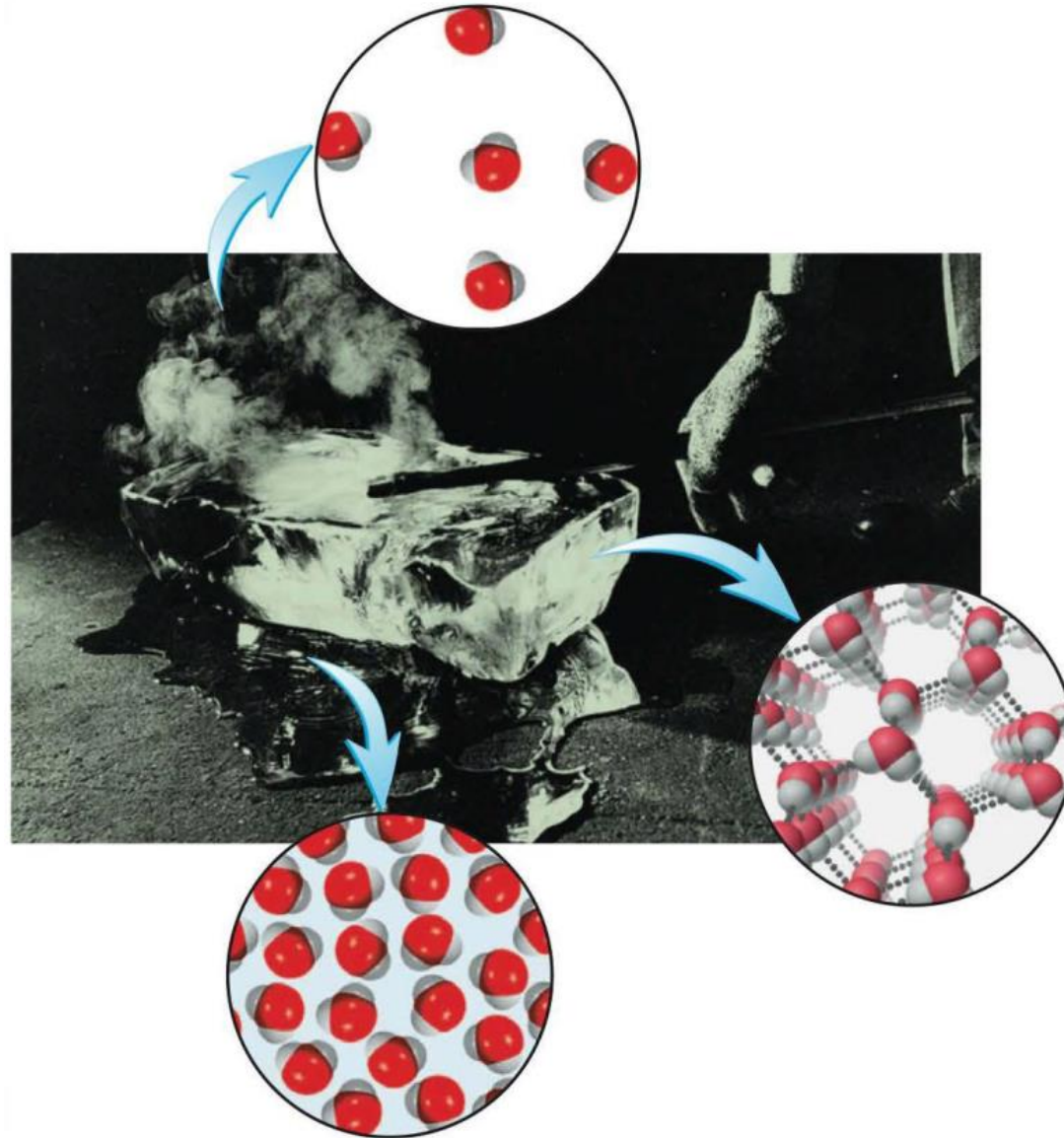


Líquido



Gasoso

Os três estados da matéria: um ferro quente converte gelo em água e vapor.



Tipos de transformações

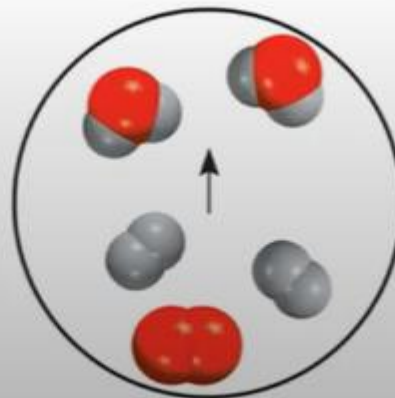
Uma **transformação física** não altera a composição ou a identidade da substância.

Derretimento
do gelo

Dissolução do
açúcar na água

Uma **transformação química** altera a composição ou a identidade da substância.

Queima do
hidrogênio no ar
para formar água



Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

© McGraw-Hill Higher Education Inc./Ken Karp, Photographer

Propriedade Extensiva e Intensiva

Uma **propriedade extensiva** da matéria depende da quantidade de matéria que está sendo considerada.

- Massa
- Peso
- Volume



Uma **propriedade intensiva** da matéria **não** depende da quantidade de matéria que está sendo considerada.

- Densidade
- Temperatura
- Cor



Medição

Instrumentos fornecem medidas de **propriedades macroscópicas**, que podem ser determinadas diretamente.

Por outro lado, as **propriedades microscópicas**, na escala atômica ou molecular, têm de ser determinadas por métodos indiretos.

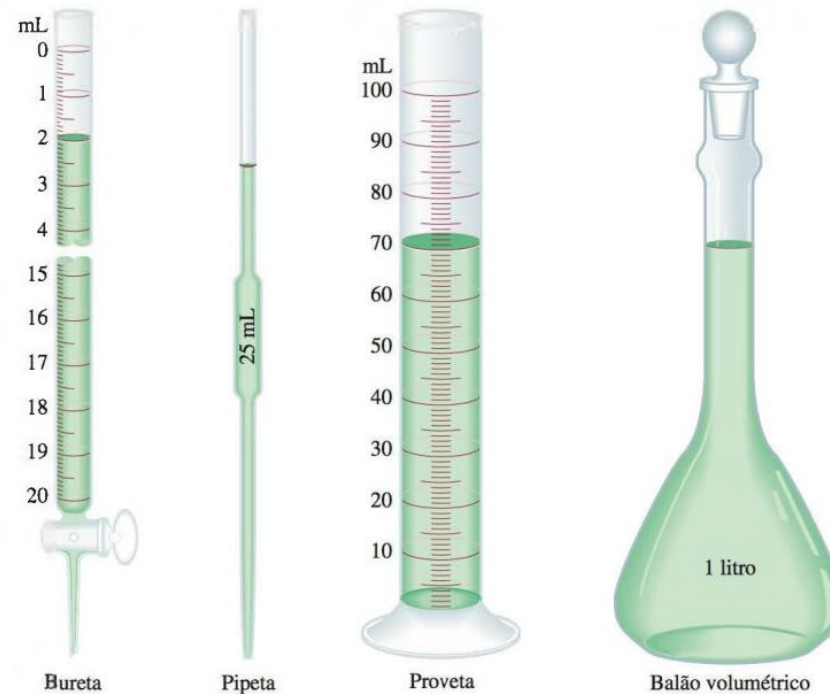


Tabela 1.2 Unidades básicas SI

Grandeza base	Nome da unidade	Símbolo
Comprimento	metro	m
Corrente elétrica	ampere	A
Intensidade luminosa	candela	cd
Massa	quilograma	kg
Quantidade de substância	mol	mol
Temperatura	kelvin	K
Tempo	segundo	s

Tabela 1.3 Prefixos usados com as unidades SI

Prefixo	Símbolo	Significado	Exemplo
tera-	T	1 000 000 000 000 ou 10^{12}	1 terametro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000 ou 10^9	1 gigametro (Gm) = 1×10^9 m
mega-	M	1 000 000 ou 10^6	1 megametro (Mm) = 1×10^6 m
quilo-	k	1 000 ou 10^3	1 quilômetro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	1/10 ou 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 1×10^{-1} m
centi-	c	1/100 ou 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 1×10^{-2} m
mili-	m	1/1000 ou 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 1×10^{-3} m
micro-	μ	1/1 000 000 ou 10^{-6}	1 micrômetro (μ m) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000 ou 10^{-9}	1 nanômetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000 ou 10^{-12}	1 picômetro (pm) = 1×10^{-12} m

Massa e peso

Os termos “massa” e “peso” são muitas vezes usados indistintamente, embora representem grandezas diferentes.

Massa é uma medida da quantidade de matéria em um objeto.

Peso, tecnicamente falando, é a força que a gravidade exerce em um objeto.

Os **químicos** estão principalmente interessados na **massa**.

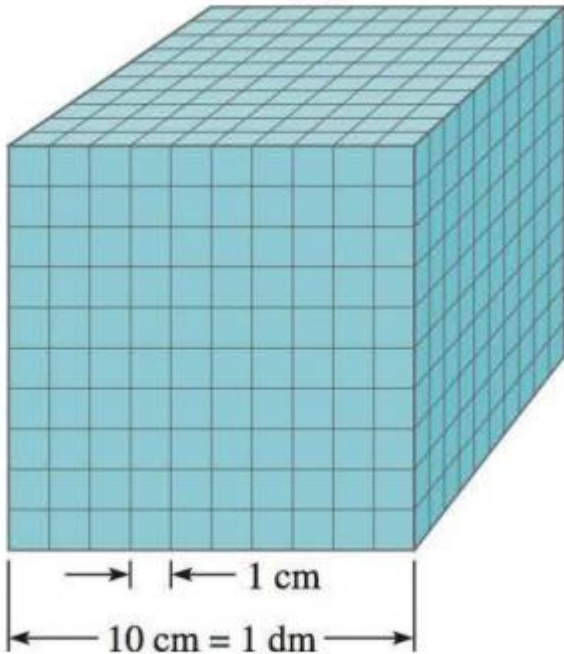
A unidade SI de massa é o **quilograma** (kg)

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

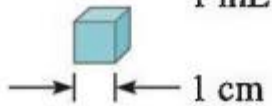
Volume

A unidade derivada SI para o volume é o **metro cúbico (m^3)**

Volume: 1000 cm^3
 1000 mL
 1 dm^3
 1 L



Volume: 1 cm^3 ;
 1 mL



$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1000 \text{ mL} \\ &= 1000 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

Densidade

A unidade SI derivada para a densidade é o quilograma por metro cúbico (**kg/m³**).

A equação para a densidade é

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

ou

$$d = \frac{m}{V}$$

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ g/L} = 0,001 \text{ g/mL}$$

Tabela 1.4 Densidades de algumas substâncias a 25°C

Substância	Densidade (g/cm ³)
Ar*	0,001
Etanol	0,79
Água	1,00
Grafite	2,2
Sal de cozinha	2,2
Alumínio	2,70
Diamante	3,5
Ferro	7,9
Mercúrio	13,6
Ouro	19,3
Ósmio [†]	22,6

*Medido a 1 atmosfera.

[†]O ósmio (Os) é o elemento mais denso conhecido.

Temperatura

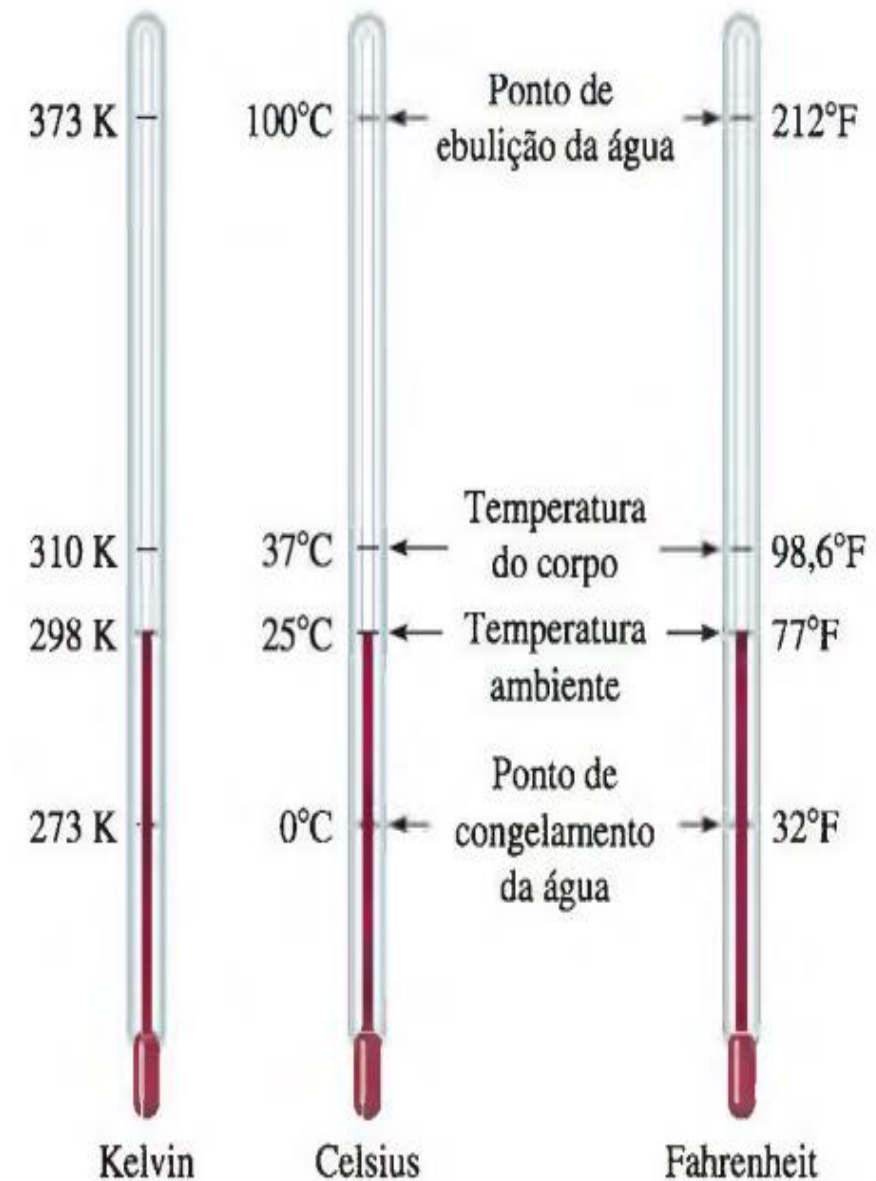
Há atualmente três escalas de temperatura em uso.

O **kelvin** é a unidade SI básica de temperatura, é a escala de temperatura absoluta.

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}}$$

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F}$$

$$^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \frac{1\text{ K}}{1^{\circ}\text{C}}$$



Notação científica

Os químicos lidam muitas vezes com números que são ou muito grandes ou muito pequenos. Por exemplo, em 1 g do elemento hidrogênio há cerca de

602 200 000 000 000 000 000 000

átomos de hidrogênio. A massa de um átomo de hidrogênio é apenas

0,000000000000000000000000166 g

(1) Represente 568,762 em notação científica:

$$568,762 = 5,68762 \times 10^2$$

Repare que a vírgula se deslocou duas casas para a esquerda e $n = 2$.

(2) Represente 0,00000772 em notação científica:

$$0,00000772 = 7,72 \times 10^{-6}$$

Aqui a vírgula deslocou-se seis casas para a direita e $n = -6$.

Notação científica

Adição e subtração

Para adicionar ou subtrair usando a notação científica, primeiro escrevemos cada quantidade – digamos N_1 e N_2 – com o mesmo expoente n . Depois combinamos N_1 e N_2 ; os expoentes mantêm-se os mesmos. Consideremos os exemplos seguintes:

$$(7,4 \times 10^3) + (2,1 \times 10^3) = 9,5 \times 10^3$$

$$\begin{aligned}(4,31 \times 10^4) + (3,9 \times 10^3) &= (4,31 \times 10^4) + (0,39 \times 10^4) \\ &= 4,70 \times 10^4\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}(2,22 \times 10^{-2}) - (4,10 \times 10^{-3}) &= (2,22 \times 10^{-2}) - (0,41 \times 10^{-2}) \\ &= 1,81 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

Notação científica

Multiplicação e divisão

Para multiplicar números expressos em notação científica, multiplicamos N_1 e N_2 do modo usual, mas *somamos* os expoentes. Para dividir usando a notação científica, dividimos N_1 e N_2 normalmente e *subtraímos* os expoentes. Os exemplos seguintes mostram como são realizadas estas operações:

$$\begin{aligned}(8,0 \times 10^4) \times (5,0 \times 10^2) &= (8,0 \times 5,0)(10^{4+2}) \\ &= 40 \times 10^6 \\ &= 4,0 \times 10^7 \\ (4,0 \times 10^{-5}) \times (7,0 \times 10^3) &= (4,0 \times 7,0)(10^{-5+3}) \\ &= 28 \times 10^{-2} \\ &= 2,8 \times 10^{-1} \\ \frac{6,9 \times 10^7}{3,0 \times 10^{-5}} &= \frac{6,9}{3,0} \times 10^{7-(-5)} \\ &= 2,3 \times 10^{12} \\ \frac{8,5 \times 10^4}{5,0 \times 10^9} &= \frac{8,5}{5,0} \times 10^{4-9} \\ &= 1,7 \times 10^{-5}\end{aligned}$$

Algarismos significativos

O número de **algarismos significativos** são os dígitos com significado em uma quantidade medida ou calculada.

1. Qualquer dígito diferente de zero é significativo. Assim, 845 cm tem três algarismos significativos; 1,234 kg tem quatro algarismos significativos e assim por diante.
2. Os zeros entre dígitos diferentes de zero são significativos. Assim, 606 m contém três algarismos significativos; 40,501 kg contém cinco algarismos significativos e assim por diante.
3. Os zeros à esquerda do primeiro dígito diferente de zero não são significativos. A sua função é indicar a posição da vírgula decimal. Por exemplo, 0,08 L contém um algarismo significativo; 0,0000349 g contém três algarismos significativos e assim por diante.

Algarismos significativos

4. Se um número é maior do que 1, então todos os zeros à direita da vírgula contam como algarismos significativos. Assim, 2,0 mg tem dois algarismos significativos; 40,062 mL tem cinco algarismos significativos e 3,040 dm tem quatro algarismos significativos. Se um número é inferior a 1, então apenas os zeros que estão no fim do número e os zeros que estão entre dígitos diferentes de zero são significativos. Isso significa que 0,090 kg tem dois algarismos significativos; 0,3005 L tem quatro algarismos significativos; 0,00420 min tem três algarismos significativos e assim por diante.
5. Para números que não contêm vírgulas, os zeros finais (isto é, os zeros que estão depois do último dígito diferente de zero) podem ou não ser significativos. Assim, 400 cm pode ter um algarismo significativo (o dígito 4); dois algarismos significativos (40) ou três algarismos significativos (400). Não podemos saber qual das situações é a correta sem mais informações. Usando a notação científica, contudo, podemos exprimir o número 400 como 4×10^2 para um algarismo significativo; $4,0 \times 10^2$ para dois algarismos significativos, ou $4,00 \times 10^2$ para três algarismos significativos.

Algarismos significativos

1. Na adição e na subtração, o resultado não pode ter mais dígitos à direita da vírgula do que qualquer um dos números originais. Considere três exemplos:

$$\begin{array}{r} 89,332 \\ + 1,1 \\ \hline 90,432 \end{array} \leftarrow \begin{array}{l} \text{um dígito depois da vírgula} \\ \text{arredonda para } 90,4 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 2,097 \\ - 0,12 \\ \hline 1,977 \end{array} \leftarrow \begin{array}{l} \text{dois dígitos depois da casa decimal} \\ \text{arredonda para } 1,98 \end{array}$$

Algarismos significativos

2. Na multiplicação e na divisão, o número de algarismos significativos no produto final ou no quociente é determinado pelo número original que tem o *menor* número de algarismos significativos. Os exemplos seguintes ilustram esta regra:

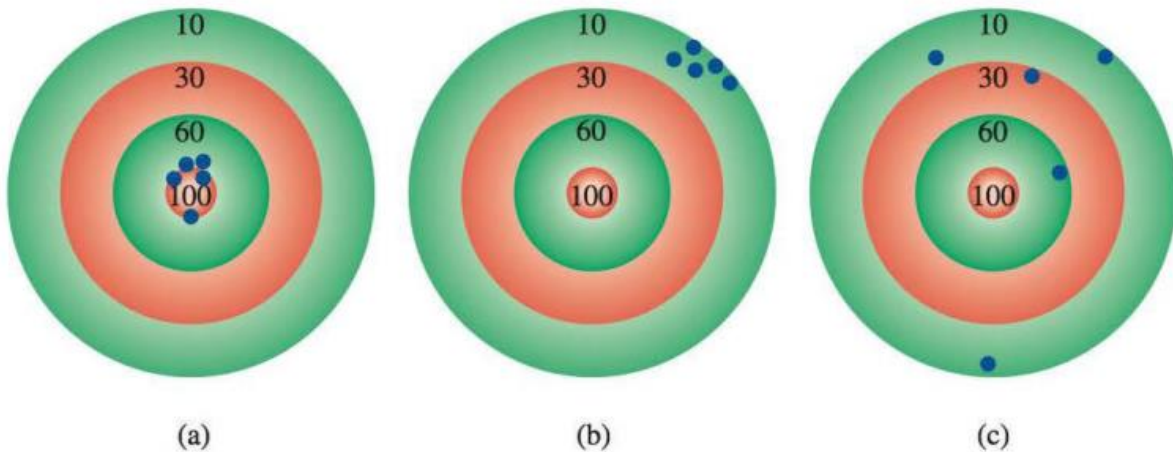
$$2,8 \times 4,5039 = 12,61092 \longleftarrow \text{arredonda para } 13$$

$$\frac{6,85}{112,04} = 0,0611388789 \longleftarrow \text{arredonda para } 0,0611$$

Acurácia e precisão

A **acurácia** dá-nos uma ideia da aproximação da medição efetuada e o verdadeiro valor da grandeza medida

A **precisão** refere-se a quão próximas duas ou mais medições da mesma grandeza encontram-se entre si



	Aluno A	Aluno B	Aluno C
	1,964 g	1,972 g	2,000g
	1,978 g	1,968 g	2,002 g
Valor médio	1,971 g	1,970 g	2,001 g

Análise dimensional na resolução de problema

O procedimento usado para conversão entre unidades na resolução de problemas químicos chama-se **análise dimensional**.

$$\text{unidade dada} \times \frac{\text{unidade desejada}}{\text{unidade dada}} = \text{unidade desejada}$$

$$12,00 \text{ pol} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pol}} = 30,48 \text{ cm}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57,8 \text{ m} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} \\ &= 5780 \text{ cm} \\ &= 5,78 \times 10^3 \text{ cm} \end{aligned}$$