



*UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO*  
*Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos*  
***Departamento de Ciências Básicas***

Química Geral – ZAB 1007 – Eng. de Alimentos

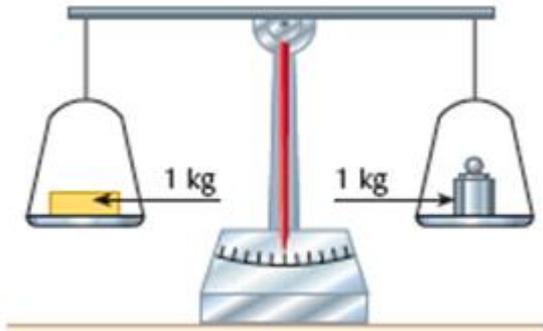
# **Matéria e suas características**

**Profa. Dra. Mariza Pires de Melo**

**Matéria: “é tudo o que tem massa e ocupa lugar no espaço ”**

## 1) Massa e suas unidades

- Medir a massa de um objeto → sempre relacionada a um padrão:  
ex. quilograma (kg)



- O grama (g) é a milésima parte do kg ( $1 \text{ g} = 0,001 \text{ kg}$  ou  $10^{-3} \text{ kg}$ )  
ou  $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$  ou  $10^3 \text{ g}$ .
- 1 miligrama é 1 milésimo de grama →  $1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g} = 10^{-6} \text{ kg}$
- Tonelada (t) equivale a 1000 kg

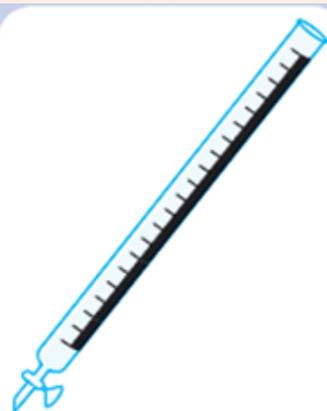
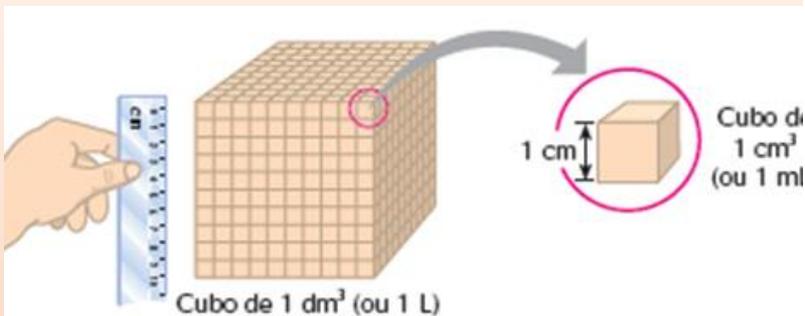
**Massa:** Definição : “quantidade de matéria”. Pela definição da mecânica Newtoniana, massa é a resistência de um corpo em ter seu movimento acelerado.

**Peso:** Definição clássica no planeta Terra: força de atração gravitacional entre objeto e a Terra. Depende da massa da Terra (inalterada) e da distância do objeto ao centro de massa da Terra (variável !!!!)

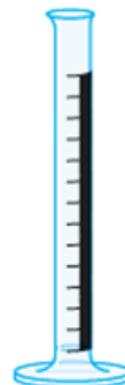
# Matéria: “é tudo o que tem massa e ocupa lugar no espaço”

## 2) Volume e suas unidades

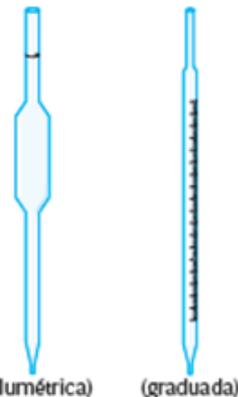
Unidades de volume, ex.: decímetro cúbico (dm<sup>3</sup>), o litro (L), o centímetro cúbico (cm<sup>3</sup>), o mililitro (mL)



**Bureta:** empregada para dosar volumes de líquidos. É um tubo cilíndrico graduado, geralmente em cm<sup>3</sup>, com uma torneira que controla a saída do líquido.



**Proveta:** empregada nas medições aproximadas de volumes de líquidos. Comumente, as provetas têm volume entre 5 mL e 2.000 mL.



**Pipetas:** utilizadas nas medições mais precisas de volumes de líquidos. São comuns as pipetas de 5 mL e de 10 mL.

Micropipeta (microlitro) monocal

ou multicanal



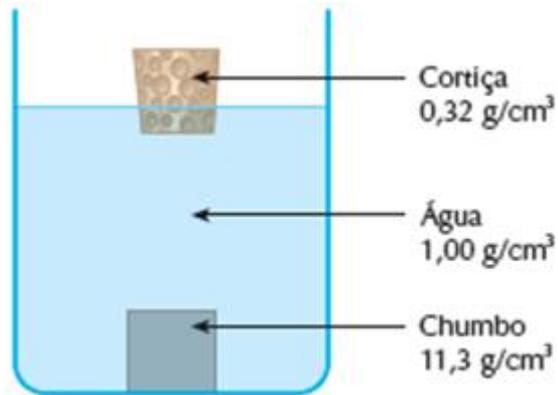
**Balão volumétrico:** possui colo longo, com um traço de aferição situado no gargalo. É usado no preparo de soluções. Apresenta volumes, em geral, de 50 mL a 2.000 mL.



# Densidade

$D = \text{massa/volume}$

- composta por uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume (  $\text{g/cm}^3$  ou  $\text{g/mL}$ ,  $\text{kg/L}$  etc)



**Substância:** porção de matéria com características específicas: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, cor, odor etc



EDUARDO SANTALIESTRACID

▲ A substância água, líquido incolor com PF = 0 °C, PE = 100 °C, d = 1,00 g/cm<sup>3</sup>.



EDUARDO SANTALIESTRACID

▲ A substância enxofre, sólido amarelo com PF = 115 °C, PE = 445 °C, d = 2,07 g/cm<sup>3</sup>.



EDUARDO SANTALIESTRACID

▲ A substância ferro, sólido cinza-metálico com PF = 1.538 °C, PE = 2.861 °C, d = 7,87 g/cm<sup>3</sup>.



EDUARDO SANTALIESTRACID

▲ A substância cloreto de sódio, sólido branco com PF = 801 °C, PE = 1.465 °C, d = 2,17 g/cm<sup>3</sup>.

## **Substância:**

- possuem unidades estruturais quimicamente iguais entre si.
- possuem composição fixa, de onde decorrem propriedades fixas.
- podem ser representadas por uma fórmula.
- mantém a temperatura inalterada desde o início até o fim quando sofrem transformações físicas (solidificação, fusão, ebulição etc).

**Substâncias** podem ser identificadas pela sua composição e também pelas suas propriedades.

**Propriedades físicas:** podem ser medidas ou observadas sem que a composição ou integridade da substância seja afetada (Ex.: ponto de fusão).

**Propriedade química:** propriedades que envolvem transformações da matéria com mudança de composição (Ex.: combustão).

- As propriedades podem ser ainda:
  - Extensivas: dependente da quantidade de matéria considerada (Ex.: massa). Propriedades aditivas.
  - Intensivas: independentes da quantidade de matéria considerada (Ex.: densidade). Propriedades não aditivas.

- **Substâncias puras (ex. água pura)**

- **Misturas:** duas ou mais substâncias misturadas

- **Homogênea** (uma fase), mistura que possui as mesmas propriedade em toda a extensão

- **Heterogênea** (duas ou mais fases), mistura que não possui as mesmas propriedade em toda a extensão



▲ Mistura (homogênea) de água e açúcar.

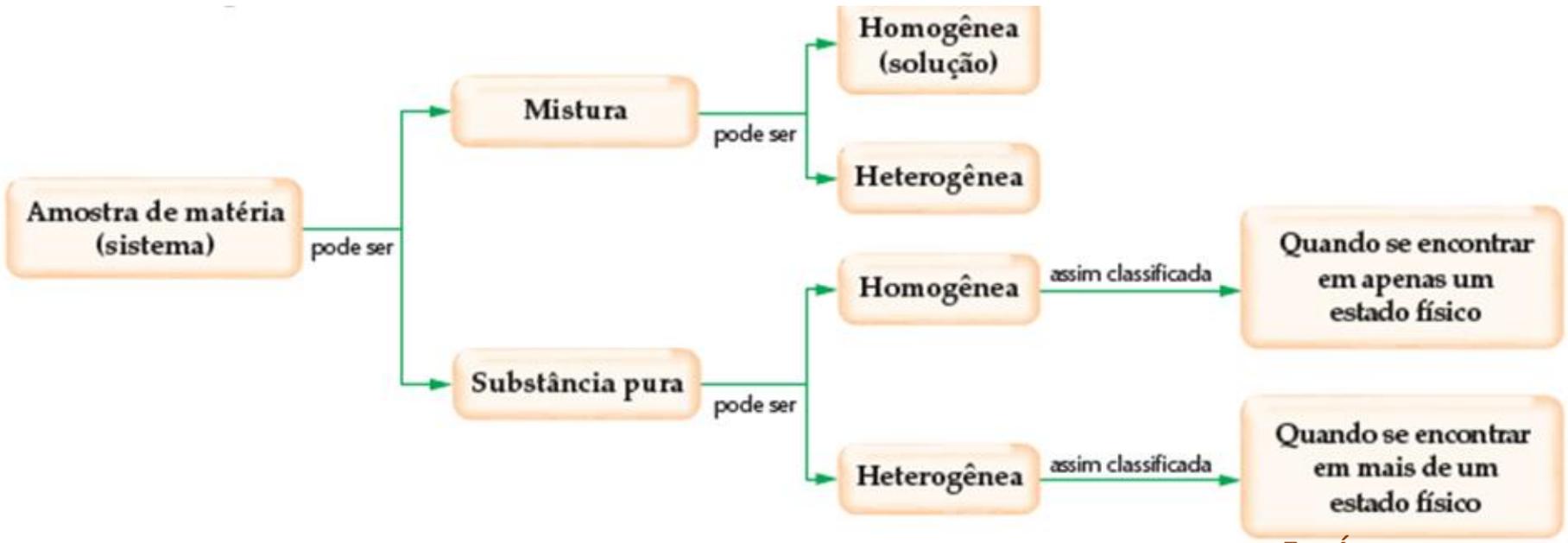


▲ Mistura (heterogênea) de pó de enxofre e pó de ferro.

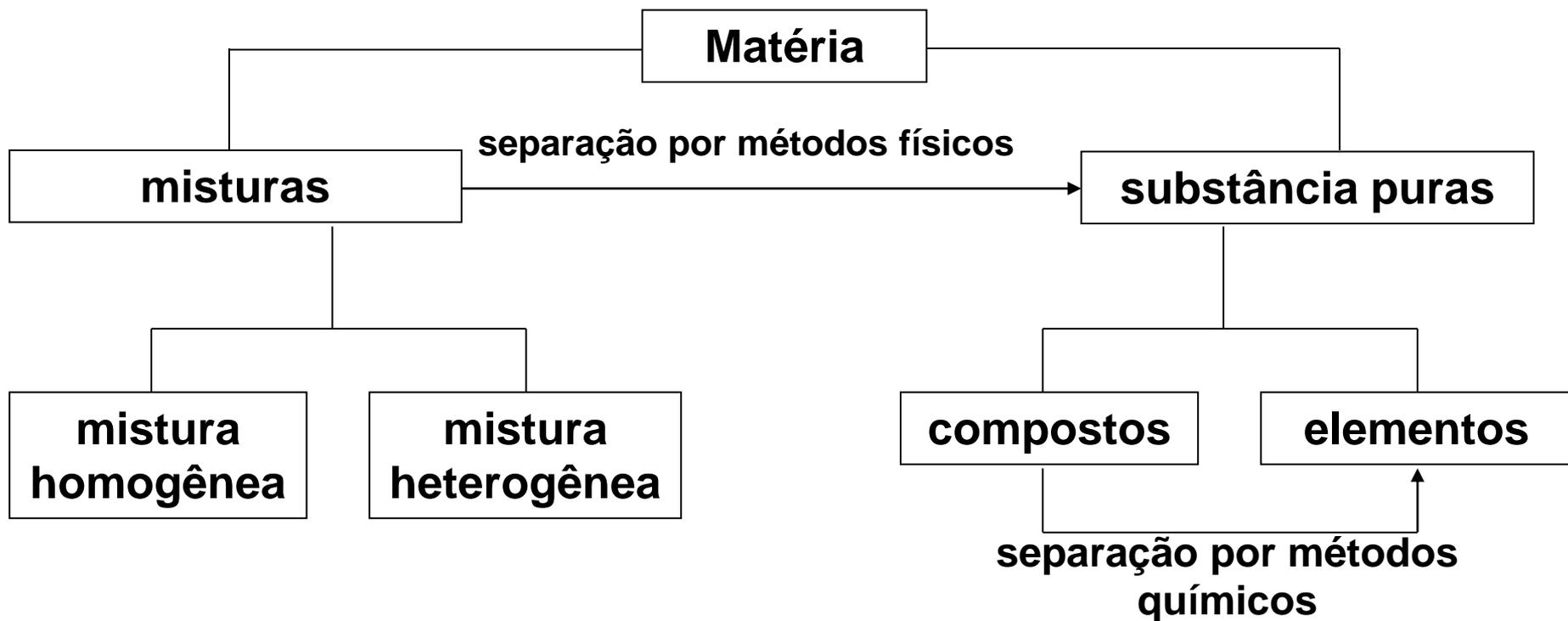


▲ Mistura (heterogênea) de água e óleo.

Uma fase pode ser continua ou fragmentada



Ex. Água pura + gelo de água pura



# Processos de separação (métodos físicos)

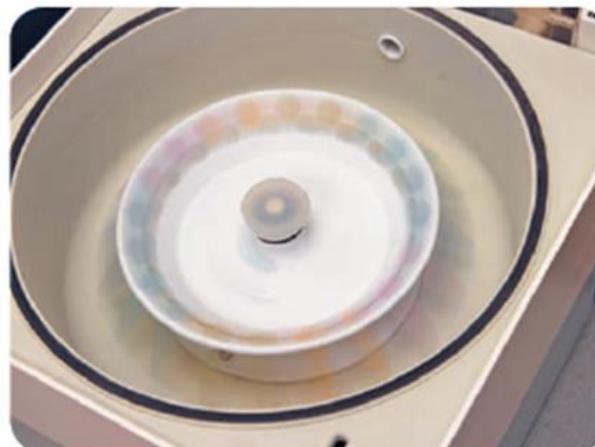
- 1) decantação



- 2) centrifugação

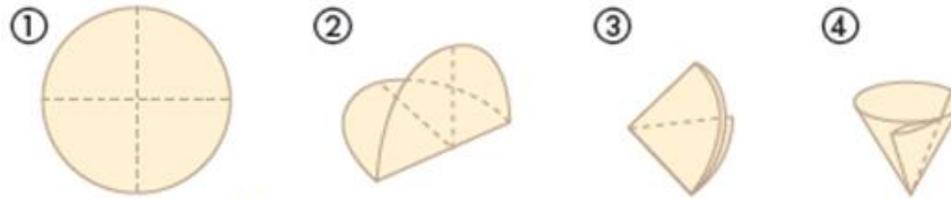


▲ Centrifuga desligada.



▲ Centrifuga em rotação.

### • 3) filtração simples

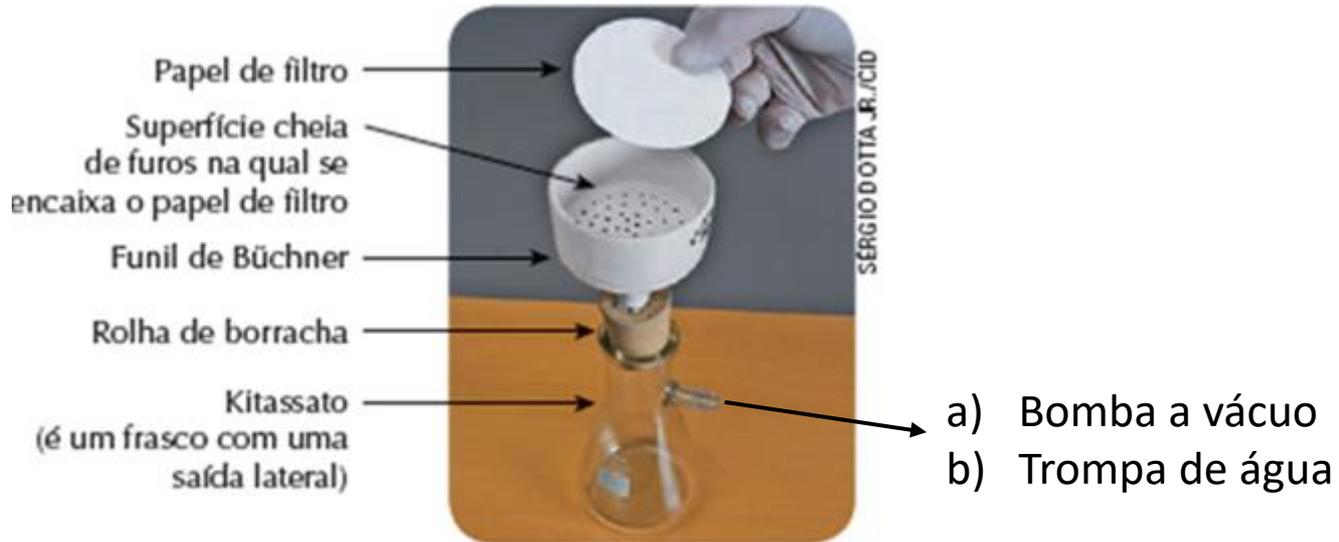


▲ Modo como o papel de filtro pode ser dobrado

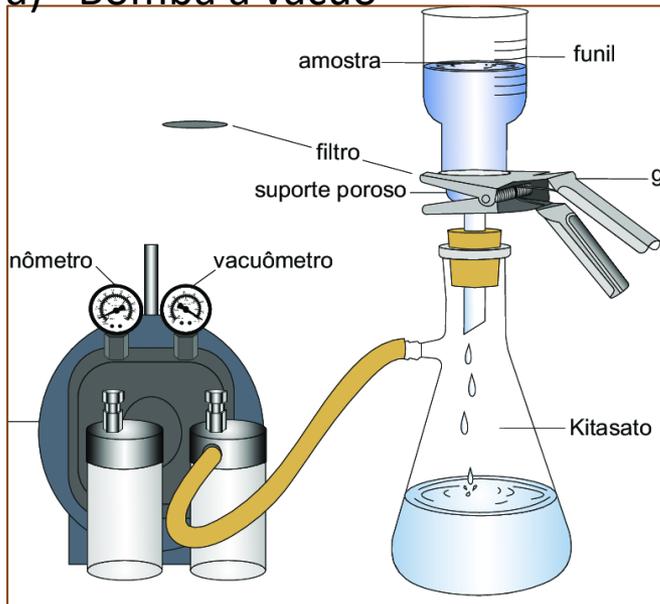


▲ Filtração de uma mistura de água e areia.

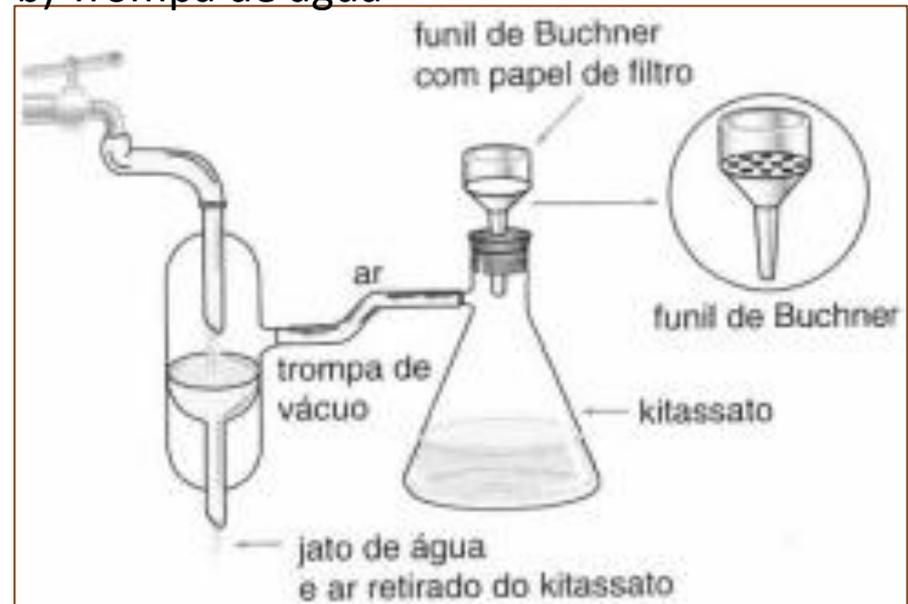
## • 4) filtração a vácuo



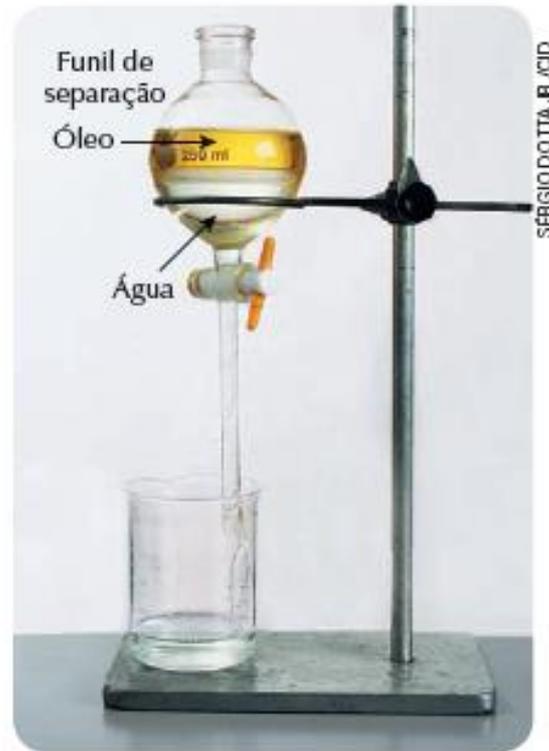
### a) Bomba a vácuo



### b) Trompa de água

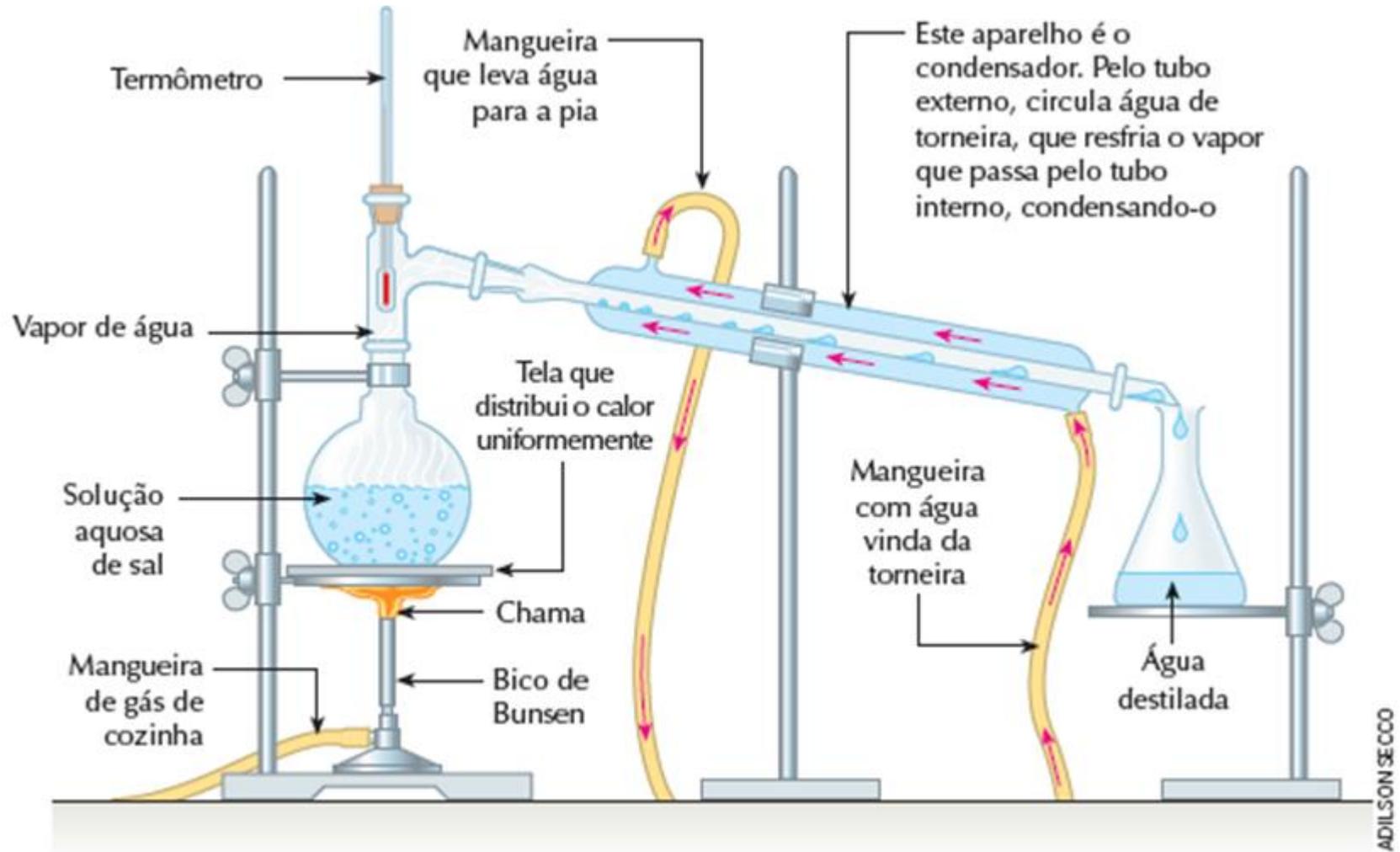


- 5) funil de separação

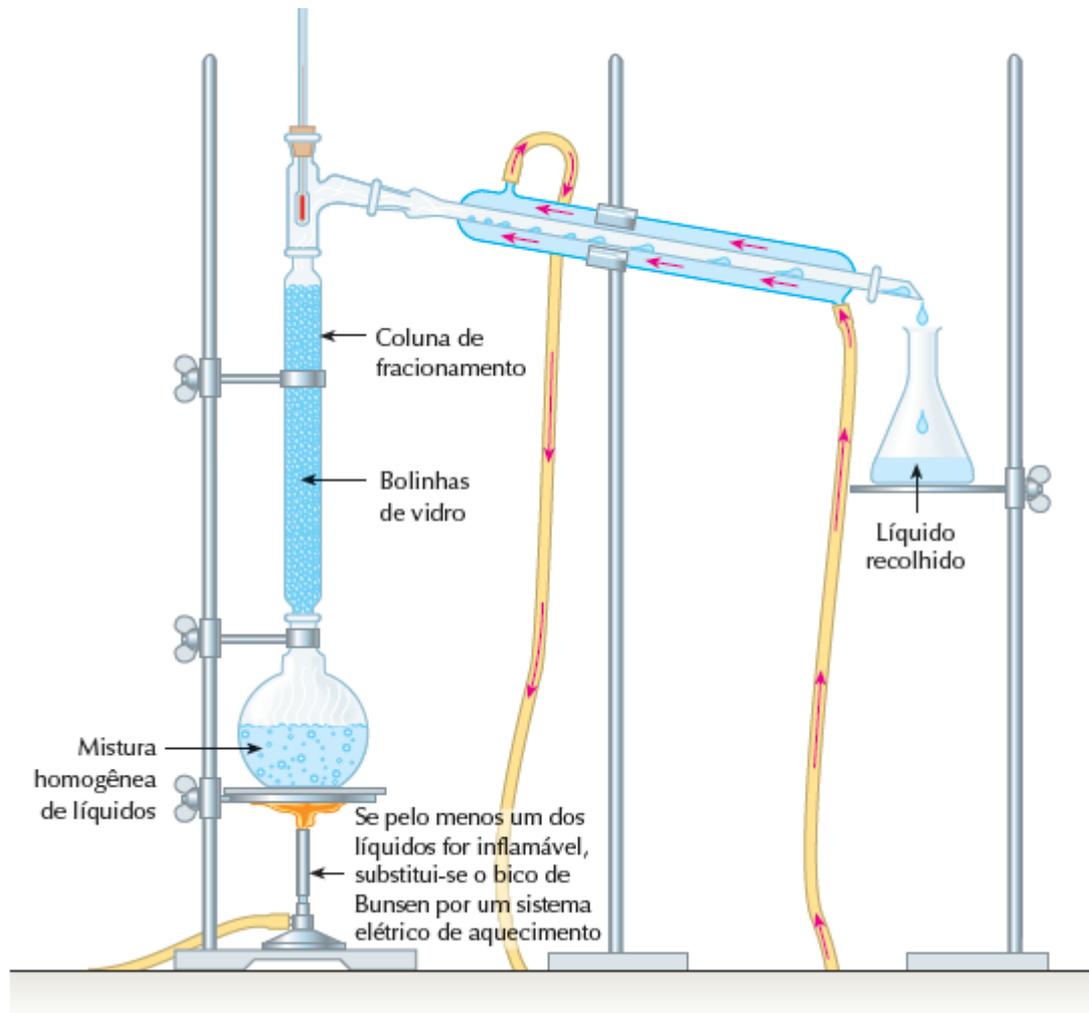


▲ Funil de separação em uso.

- 6) **destilação simples**: ex. obtenção de água pura a partir da água do mar

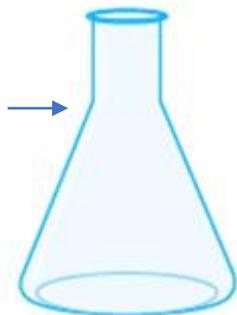


- 7) **destilação fracionada**: líquidos que possuem dificuldade de separação (ex. possuem pontos de ebulição próximos)

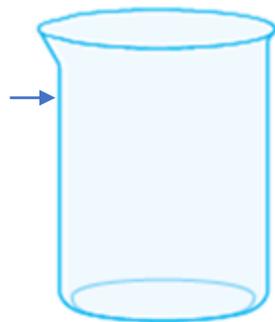


# Utensílios de laboratório

Apesar de possuírem marcação de volume não são usados para tal



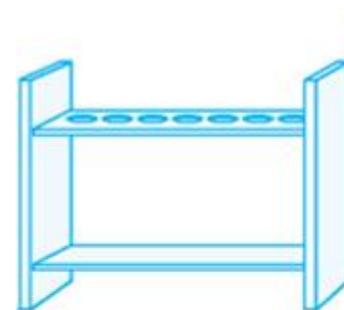
**Erlenmeyer:** aplicado na dissolução de substâncias, nas reações químicas e no aquecimento de líquidos.



**Béquer:** usado em reações, dissolução de substâncias, aquecimento de líquidos etc.



**Tubo de ensaio:** usado para efetuar reações com pequenas quantidades de reagentes. Suporta ser aquecido diretamente numa chama.



**Estante para tubos de ensaio:** utilizada como suporte para tubos de ensaio, já que eles não param em pé.



**Balão de fundo chato:** empregado no aquecimento de líquidos puros ou de soluções. Pode ser usado também para efetuar reações que desprendem produtos gasosos.



**Balão de destilação:** utilizado para efetuar destilações simples. O braço lateral é usado para fazer a ligação ao condensador.



**Cápsula de porcelana:** empregada na evaporação de líquidos em soluções.



**Almofariz e pistilo:** utilizados para triturar e pulverizar sólidos. Geralmente são de porcelana ou de vidro. (O almofariz é um recipiente



**Pisseta:** bisnaga plástica empregada para a lavagem de recipientes com jatos de água ou de outros solventes.

# Leis importantes

## Lei da conservação das massas (Lavoisier)

“Nenhuma massa é criada ou destruída em uma reação química ou transformação física”

Ex.: Quando o composto calcário é aquecido, ele se decompõe para formar o óxido de cálcio (cal viva) e o gás dióxido de carbono.

Suponha que 40,0 g de calcário seja decomposto, restando 22,4 g de cal viva. Nessas condições, qual é a massa de dióxido de carbono liberado ?

**Massa inicial = massa final**

- massa de calcário = massa de cal viva + massa de dióxido de carbono
- massa de dióxido de carbono =  $40 - 22,4 = 17,6\text{g}$

# Leis importantes

## Lei das Proporções definidas

“Em uma substância pura, os elementos estão sempre presentes em proporções mássicas definidas”

Ex.: Ferro e oxigênio se combinam para formar um composto que consiste em 69,9% de Fe e 30,1% de O em massa.

Se 50,0 g de Fe e 40,0 g de O reagem, quantos gramas do composto serão formados ?

proporção em que reagem Fe e O =  $69,9/30,1 \cong 2,3222$

- 50g de Fe reagirão com a massa de O igual a  $50/2,3222 = 21,53$
- massa total do composto será  $50 + 21,53 = 71,53$
- existe 18,47g de O em excesso.

## Combinação de Massas

- Determina-se a razão entre as massas dos elementos que compõem um composto de fórmula conhecida.
- Conhecendo-se a massa atômica de um dos elementos deduz-se a massa atômica do outro.

**Ex.:** verificou-se que 1,292g de prata (Ag – massa atômica de 107,87) reagem com 0,9570g de bromo (Br) para formar brometo de prata (AgBr). Qual é a massa atômica do bromo?

**1,292g/0,9570 = massa atômica da prata/massa atômica do bromo**

**massa atômica do bromo = (massa atômica da prata x 0,9570)/1,292**

**massa atômica do bromo = 79,90.**

## Fórmula empírica ou mínima

**Fornece os números relativos de átomos de diferentes elementos no composto. Deve necessariamente ser expressa com os menores números inteiros possíveis.**



**Ex.: A análise elementar de uma amostra contendo 20,882g de um composto iônico resultou em 6,072g de Na, 8,474g de S e 6,336 de O. Qual a fórmula mínima deste composto ?**

elemento	Massa relativa do elemento	Número relativo de átomos	Divisão pelo menor número	Conversão de frações em números inteiros	Relação entre menores números inteiros
Na	6.072	$\frac{6.072}{23.0} = 0.264$	$\frac{0.264}{0.264} = 1.00$	$1.00 \times 2 = 2 \text{ Na}$	<p><chem>Na2S2O3</chem></p>
S	8.474	$\frac{8.474}{32.1} = 0.264$	$\frac{0.264}{0.264} = 1.00$	$1.00 \times 2 = 2 \text{ S}$	
O	6.336	$\frac{6.336}{16.0} = 0.396$	$\frac{0.396}{0.264} = 1.50$	$1.50 \times 2 = 3 \text{ O}$	

**Fórmula molecular: fornece o número real de átomos presentes na molécula de uma determinada substância.**



- **Existem casos onde a fórmula mínima ou empírica é exatamente igual a fórmula molecular**



- **Quando a fórmula molecular não é exatamente igual a fórmula mínima ela será igual a um múltiplo inteiro desta.**
- **Para se obter a fórmula molecular deve-se conhecer a fórmula mínima e o peso molecular do composto.**
- **Uma das formas mais modernas para se determinar o peso molecular de uma substância é através da espectrometria de massas.**

**Ex.:** Uma amostra de glicose contendo 0,1014g foi queimada num analisador de C e H produzindo 0,1486g de CO<sub>2</sub> e 0,0609g de H<sub>2</sub>O. Uma análise elementar qualitativa mostrou que a glicose contém em sua estrutura somente átomos de C, H e O. Sabendo-se que a massa molecular da glicose é igual a 180 u.m.a, determine a fórmula molecular deste composto

**etapa 1**  $\underline{\quad}$  g C = 0.1486 g CO<sub>2</sub> ×  $\frac{12.01 \text{ g C}}{44.01 \text{ g CO}_2}$  = 0.04055 g C

**etapa 2**  $\underline{\quad}$  g H = 0.0609 g H<sub>2</sub>O ×  $\frac{2.016 \text{ g H}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}$  = 0.00681 g H

**etapa 3**  $\underline{\quad}$  g O = 0.1014 g sample – [0.04055 g C + 0.00681 g H] = 0.0540 g O

**Com esses dados é possível calcular a porcentagem em massa de cada elemento**

$$\% \text{ C} = \frac{0.04055 \text{ g C}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 39.99\% \text{ C}$$

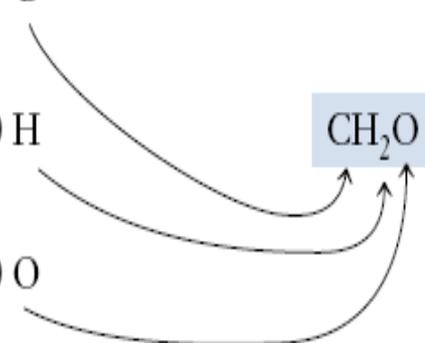
$$\% \text{ H} = \frac{0.00681 \text{ g H}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 6.72\% \text{ H}$$

$$\% \text{ O} = \frac{0.0540 \text{ g O}}{0.1014 \text{ g}} \times 100\% = 53.2\% \text{ O}$$

---

Total = 99.9%

## Determinação da fórmula mínima

elemento	Massa do elemento	Número de mols do elemento	Divisão pelo menor número	Relação entre menores números inteiros
C	0.04055 g	$\frac{0.04055}{12.01} = 0.003376 \text{ mol}$	$\frac{0.003376}{0.003376} = 1.00 \text{ C}$	
H	0.00681 g	$\frac{0.00681}{1.008} = 0.00676 \text{ mol}$	$\frac{0.00676}{0.003376} = 2.00 \text{ H}$	
O	0.0540 g	$\frac{0.0540}{16.00} = 0.00338 \text{ mol}$	$\frac{0.00338}{0.003376} = 1.00 \text{ O}$	

peso molecular da fórmula mínima = 30 u.m.a

número de fórmulas mínimas presentes na fórmula molecular =  $180/30 = 6$

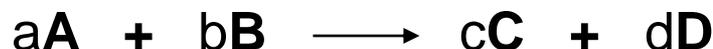
Fórmula molecular da glicose:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

## Estequiometria – relações fundamentais

- Número de mols (n)**

$$\frac{\text{massa (gramas)}}{\text{massa de um mol (grama/mol)}} = \frac{\text{massa (gramas)}}{\text{massa atômica ou molecular (grama/mol)}}$$

- Considere a reação geral**



$$\frac{\text{n mols de A consumidos}}{a} = \frac{\text{n mols de B consumidos}}{b} =$$

$$\frac{\text{n mols de C produzidos}}{c} = \frac{\text{n mols de D produzidos}}{d}$$



n mols da reação escrita

## Problema

Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio.

Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente, se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

- a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).
- b) Existem compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg<sub>2</sub>S. Mostre os cálculos.

**Dados - massas molares (g mol<sup>-1</sup>): mercúrio (Hg) =200; enxofre (S) =32**