

## *Capítulo 1*

---

# Natureza e Propriedades da Matéria

### 1. MATÉRIA E QUÍMICA

O universo é composto de substâncias (espécies de matéria) e de energia radiante. Química é a ciência que estuda as substâncias: sua estrutura, suas propriedades e as reações que as transformam em outras substâncias.

Essa definição de química é, ao mesmo tempo, muito restrita e muito ampla. É muito restrita porque o químico, ao estudar substâncias, também precisa estudar energia radiante — luz, raios X, ondas hertzianas — e sua interação com substâncias. Ele pode estar interessado na cor de substâncias, a qual é produzida pela absorção da luz; ou talvez na sua estrutura atômica, determinada pela difração de raios X (Cap. 3), ou mesmo pela absorção, ou emissão de ondas hertzianas pelas mesmas.

Por outro lado, a definição é muito ampla, pois a Ciência, como um todo, poderia ser nela incluída. O astrofísico interessa-se pelas substâncias presentes em estrêlas e outros corpos celestes, bem como pelas distribuídas, em concentração muito baixa, através do espaço interastral. O físico nuclear estuda as substâncias que formam o núcleo dos átomos. O biólogo interessa-se pelas substâncias presentes nos organismos vivos. O geólogo, pelas substâncias, chamadas minerais, que constituem a face da Terra. É real-

mente difícil traçar uma linha de separação entre a química e outras ciências.

**A Estrutura da Matéria.** A compreensão das propriedades da matéria é mais fácil quando elas são correlacionadas com a estrutura, descrita em termos de moléculas, átomos e partículas ainda menores. A estrutura acha-se relacionada com as partículas que constituem toda a matéria e que através de interações recíprocas dão individualidade e variedade à matéria. O estudo de estrutura será introduzido no próximo capítulo.

**Espécies de Matéria.** Quando olhamos ao redor, observamos muitas espécies de matéria. Vemos uma carteira feita de madeira, que é um material orgânico. Partes dela são feitas de ferro, que é um metal e é uma substância simples, um dos cento e dois elementos conhecidos. A maçaneta da porta é feita de latão; latão também é metal, mas não é um elemento e sim uma liga de dois metais elementares, cobre e zinco. Os lustres e lâmpadas são feitos de alumínio, cobre, latão, tungstênio, vidro, substâncias fluorescentes, vapor de mercúrio e vários outros materiais. O aluno sentado à carteira é feito de matéria de muitas espécies diferentes.

Com o auxílio de um microscópio, podemos ver as células de organismos animais e vegetais, tais como as células vermelhas do sangue, cujo diâmetro é 0,001 cm ( $10^{-3}$  cm). Com o microscópio eletrônico, partículas de vírus (moléculas de vírus) com  $10^{-6}$  cm de diâmetro podem ser observadas e, por meio de difração de raios X e de ondas eletrônicas, moléculas e átomos, cujo diâmetro é aproximadamente  $10^{-8}$  cm, podem ser estudados. De fato, os físicos obtiveram sucesso na investigação de elétrons, prótons, nêutrons e outras partículas de cerca  $10^{-12}$  cm de diâmetro; essas são as menores partículas de matéria descobertas até o presente (Fig. 1-1).

Os astrônomos têm bastante conhecimento sobre a matéria existente fora da superfície terrestre. Sabem que hélio, sódio, cálcio, hidrogênio e muitos outros elementos se acham presentes no Sol e em outras estrelas, e que amônia, metano e outras substâncias fazem parte das atmosferas dos planetas. Verificaram eles que algumas estrelas são formadas de matéria muito densa; a densidade



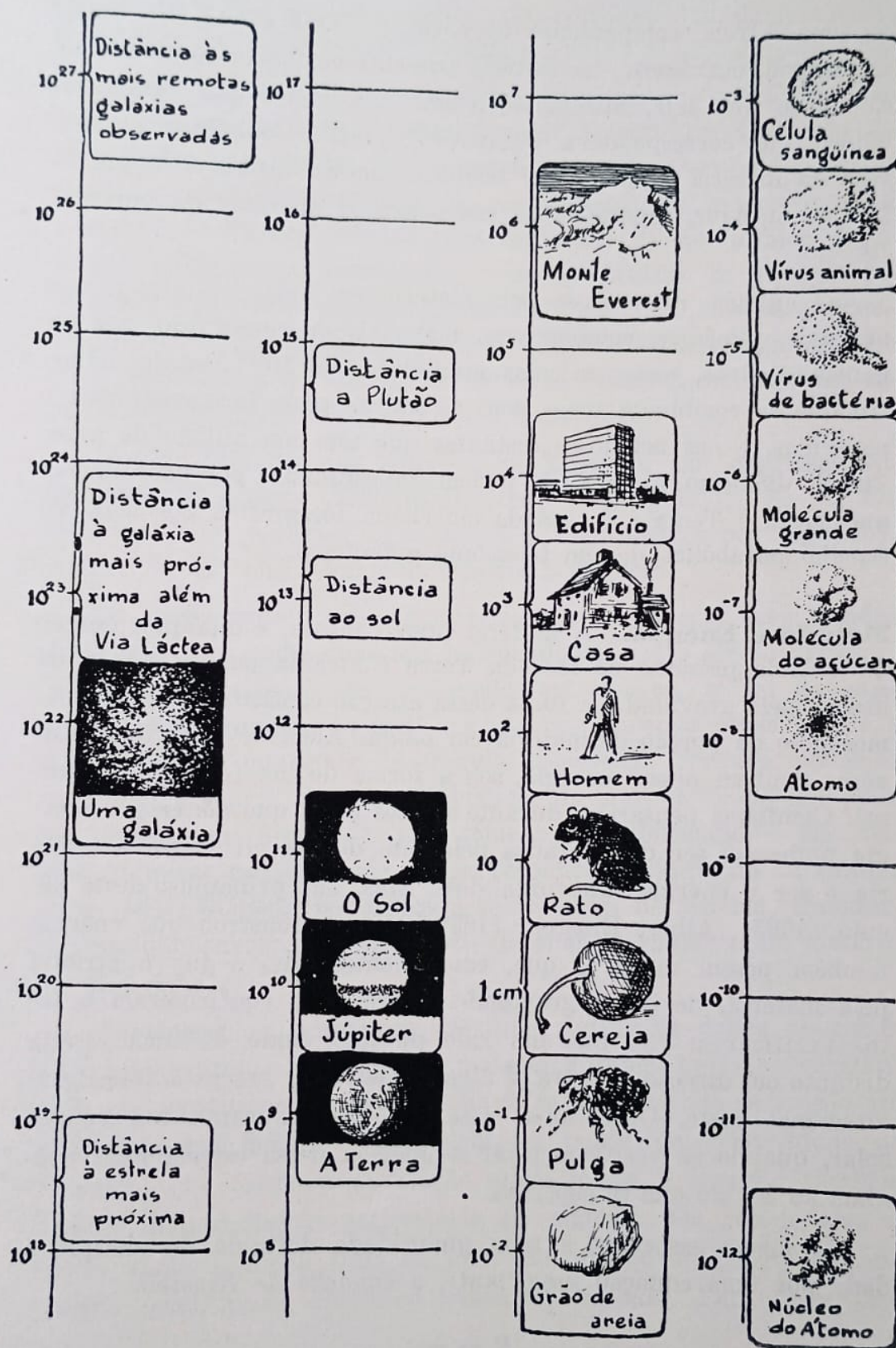


Fig. 1-1 Diagrama que mostra dimensões de vários objetos, desde  $10^{-12}$  cm (o núcleo do átomo) até  $10^{27}$  cm (o raio do universo conhecido).

de uma estrela, companheira de Sírio, é  $61.000 \text{ g/cm}^3$ . No espaço interastral, entretanto, há matéria presente em baixa concentração: calcula-se que seja, aproximadamente, um átomo por centímetro cúbico, que corresponde a cerca  $10^{-23} \text{ g/cm}^3$ . Conhece-se a natureza da matéria existente em nebulosas muito distantes, a um bilhão de anos-luz, separadas de nós pelo raio aparente do universo,  $10^{27} \text{ cm}$ .

O químico interessa-se pela matéria em todas as formas: nos minerais, remédios, combustíveis, materiais de construção, nos organismos vivos, nas partículas minúsculas de  $10^{-12} \text{ cm}$  de diâmetro que se combinam umas com as outras para formar átomos e moléculas, e nas nebulosas distantes que têm um milhão de anos-luz de diâmetro, as quais só podem ser estudadas por meio da luz que chega à Terra e é captada em chapa fotográfica por meio do espelho parabólico de um telescópio gigantesco.

**Matéria e Energia.** A matéria possui massa, e qualquer porção de matéria presente na face da Terra é atraída para o centro da mesma pela gravidade; a força dessa atração constitui o que chamamos peso da porção de matéria em pauta. Além de matéria, o universo também possui energia, sob a forma de luz (energia radiante). Cientistas pensaram, durante muitos anos, que matéria e energia pudessem ser diferenciadas pelo fato de possuir massa a matéria e ser a energia destituída dela. Mas, em princípios deste século (1905), Albert Einstein (1879-1955) demonstrou que energia também possui massa e que, conseqüentemente, a luz é atraída pela matéria, devido à gravidade. Astrônomos confirmaram o fato. Verificaram eles que um raio de luz, vindo de uma estrela distante em direção à Terra, é atraído pelo Sol; graças à força gravitacional deste. Observou-se esse fenômeno durante um eclipse solar, quando se verificou estar a imagem dessa estrela mais próxima ao Sol do que se esperava.

A massa associada a uma quantidade definida de energia é dada por uma equação importante, a *equação de Einstein*.

$$E = mc^2. \quad (1-1)$$

Nessa equação,  $E$  é a energia,  $m$  é a massa e  $c$  é a velocidade da



luz. A velocidade de luz,  $c$  é uma das constantes fundamentais de natureza\*; seu valor é  $2,9979 \times 10^{10}$  cm/s.

Até o presente século, pensava-se também que a matéria não podia ser criada, nem destruída, mas somente transformada de uma forma para outra. Recentemente, contudo, verificou-se que é possível transformar matéria em energia radiante e vice-versa. A massa  $m$  da matéria, obtida pela conversão da quantidade  $E$  de energia radiante ou conversível nessa quantidade de energia radiante, é dada pela equação de Einstein (1-1). Obteve-se verificação experimental dessa equação pelo estudo de transformações que envolvem núcleos de átomos. A natureza dessas transformações será descrita em capítulos posteriores deste livro.

As quantidades, na equação de Einstein, são expressas em *unidades* do sistema CGS (centímetro-grama-segundo). Se  $m$  for expresso em g (gramas) e  $c$  em cm/s (centímetros por segundo), o valor de  $mc^2$  será o valor da energia  $E$  em ergs.

A lei da conservação da matéria e a da energia eram usadas pelos cientistas como duas leis independentes até o século presente. Essas duas leis são agora combinadas em uma só, **a lei da conservação da massa**, na qual a massa que deve ser conservada é a massa total da matéria e da energia do sistema. Contudo, podemos continuar a usar a “lei” da conservação da matéria — ela não pode ser criada nem destruída, mas somente transformada — em reações químicas usuais, desde que se reconheça a limitação da validade dessa lei: não pode ser aplicada se ocorrem, no sistema, transformações que envolvem a conversão de energia radiante em matéria ou vice-versa.

Consideremos, novamente, as duas definições dadas no começo deste capítulo. Dizer que a matéria abrange todas as substâncias que constituem o universo não é, realmente, uma definição até que tenhamos definido substância. A teoria da relatividade de Einstein, que originou a relação entre massa e energia, também oferece uma definição satisfatória de matéria. De acordo com a teoria, matéria inclui tudo no universo que possui massa, quando parado; essa massa chama-se *massa de repouso*. Para fazer com

---

(\*) — O símbolo  $c$  representa a velocidade da luz no vácuo.



que uma porção de matéria se mova, é necessário energia adicional (*energia cinética*). A massa da porção de matéria em movimento é maior do que a massa de repouso. A diferença entre ambas é determinada pela energia cinética, de acordo com a Eq. 1-1. Segundo a teoria da relatividade, é impossível acelerar-se qualquer porção de matéria de tal maneira que ela atinja a velocidade da luz. Considera-se a própria luz formada de “grãos” (*quanta*) de energia (esses *quanta* de energia também se chamam *fótons*), que se movem somente com a velocidade da luz e que não possuem massa de repouso. O Cap. 8 apresenta discussão detalhada da natureza da luz.

**Exemplo 1.** Na detonação de uma bomba atômica, 1 000 g de urânio 235 sofrem fissão nuclear,  $8,23 \times 10^{20}$  ergs de energia são liberados. Qual é a massa dos produtos materiais da reação?

**Solução.** Podemos calcular a massa da energia liberada (sob a forma de energia radiante — luz, raios gama, etc.) por meio da equação de Einstein (1-1). Ela pode ser escrita sob outra forma, dividindo-se ambos os membros da equação por  $c^2$ :

$$m = \frac{E}{c^2} .$$

O valor de  $c^2$  é  $(3 \times 10^{10} \text{ cm/s})^2 = 9 \times 10^{20} \text{ cm}^2/\text{s}^2$ .

Daí obtemos

$$m = \frac{8,23 \times 10^{20} \text{ ergs}}{9 \times 10^{20} \text{ cm}^2/\text{s}^2} = 0,915 \text{ g} .$$

Portanto, a massa da energia radiante emitida é 0,915 g. Subtraindo-se esse valor de 1 000 g, massa do material inicial, urânio, obtém-se **999,085 g**, que é a massa dos produtos materiais da reação. Aproximadamente 0,1% de matéria foi convertido em radiação nessa reação nuclear.

A relação de Einstein entre massa e energia foi confirmada pela medida direta da massa dos produtos e da energia emitida em reações nucleares desse tipo, que serão estudadas detalhadamente no último capítulo do livro.

**Exemplo 2.** A experiência mostra que, quando 1 000 g de trinitrato de glicerina (nitroglicerina) explodem se libertam  $8 \times 10^{13}$  ergs de energia. Qual é a massa dos produtos da explosão?

**Solução.** Resolve-se este problema-modelo de maneira análoga ao anterior. A massa da energia radiante que se produz pela explosão é obtida ao se dividir a energia  $E$  pelo quadrado da velocidade da luz,  $c^2 = 9 \times 10^{20} \text{ cm}^2/\text{s}^2$ .

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{8,0 \times 10^{13} \text{ ergs}}{9 \times 10^{20} \text{ cm}^2/\text{s}^2} = 0,89 \times 10^{-7} \text{ g.}$$

Portanto, calcula-se que a massa dos produtos da explosão seja 999,999999911 g.

Como se vê, a massa dos produtos dessa reação química difere ligeiramente da massa dos reagentes — tão ligeiramente que é impossível medir a diferença experimentalmente. De acordo com a solução acima, a quantidade de matéria convertida em energia na explosão de trinitrato de glicerina é apenas um bilionésimo da original. Essa quantidade é tão pequena que se pode dizer, praticamente, que há conversação de massa (conversação de matéria) em reações químicas usuais.

**Unidades Métricas.** A massa de um objeto é medida em *gramas* (g) ou *quilogramas* (kg), sendo este equivalente a 1 000 g. O quilograma é definido como a massa de um padrão feito de uma liga de platina e irídio e conservado em Paris.

A unidade métrica de comprimento é o *metro* (m). Ele é definido como o comprimento de um padrão, de platina e irídio, mantido em Paris pelo Bureau Internacional de Pesos e Medidas.

O *centímetro* (cm) é um centésimo do metro e o *milímetro* (mm), um milésimo.

A unidade métrica de volume é o *litro* (l). Em química, usa-se o *mililitro* (ml) como unidade de medida de volume de líquidos, o qual é igual a um milésimo de litro. Define-se o mililitro como o volume ocupado por 1 g de água a 3,98°C (a temperatura em que a água tem maior densidade) e sob a pressão da atmosfera.

Quando as unidades métricas foram estabelecidas, em 1799, pensava-se que o mililitro e o centímetro cúbico ( $\text{cm}^3$ ) fossem exatamente iguais. Contudo, verificou-se, mais tarde, que o mililitro não é exatamente igual ao centímetro cúbico, mas sim a  $1,000027 \text{ cm}^3$ . Essa distinção entre ml e  $\text{cm}^3$  não é normalmente importante.

**Unidades e Dimensões.** Conforme foi visto, se, na equação de Einstein,  $E = mc^2$ ,  $m$  for expresso em g, e  $c$  em centímetros por segundo,  $E$  será obtido em ergs. Tais quantidades — gramas, centímetros e ergs — são unidades de  $m$ ,  $c$  e  $E$ , respectivamente.



Há outras unidades possíveis; por exemplo, a massa pode ser expressa em quilos, a velocidade em quilômetros por segundo, ou quilômetros por hora e a energia em calorias ou outra unidade qualquer de energia. Porém, se estas unidades forem utilizadas, em vez das anteriores, talvez seja necessário introduzir um fator numérico na equação. Escolheram-se as unidades do sistema métrico de maneira que, em equações importantes na Física e na Química, os fatores numéricos sejam os mais simples possíveis. Na equação de Einstein, o coeficiente é unitário.

É interessante notar que a energia pode ser expressa em  $\text{g cm}^2 \text{s}^{-2}$ . Uma outra equação de física envolve relação análoga: É a equação que fornece a energia cinética de uma partícula em movimento, em função da massa e da velocidade. A equação é:

$$\text{energia cinética} = \frac{1}{2} mv^2.$$

A velocidade  $v$  de uma partícula, que, em unidades métricas, pode ser expressa em  $\text{cm/s}$ , é o quociente da distância percorrida pela partícula pelo tempo necessário para percorrê-la. Consequentemente, uma unidade métrica de energia cinética é  $\text{g cm}^2 \text{s}^{-2}$ . Essa equação tem fator numérico  $1/2$ .

Quaisquer que sejam as unidades empregadas, a equação usada para exprimir energia envolve sempre massa, comprimento e tempo, da seguinte maneira:

$$[\text{energia}] = [\text{massa}] [\text{comprimento}]^2 [\text{tempo}]^{-2}.$$

Os colchetes indicam as *dimensões* das quantidades.

Essa equação mostra que a dimensão da energia é igual ao produto da dimensão da massa pelo quadrado da dimensão do comprimento e dividido pelo quadrado da dimensão do tempo.

É conveniente acostumar-se a conferir as unidades e dimensões das equações usadas.

## 1-2. ESPÉCIES DE MATÉRIA

Inicialmente, façamos distinção entre objetos e espécies de matéria. Um objeto (por exemplo, ser humano, mesa, maçaneta de latão) pode ser feito de uma ou várias espécies de matéria. O químico interessa-se primordialmente, não pelos objetos em si, mas pelas espécies de matéria de que eles são feitos. Interessa-se pelo latão, quer ele esteja presente na maçaneta quer em qualquer outro objeto. De fato, concentra-se ele nas propriedades do material que são independentes da natureza dos objetos que o contêm.

A nomenclatura científica para designar as diferentes espécies de matéria é dada abaixo:



**Materiais.** A palavra **material** é usada para designar qualquer espécie de matéria, quer homogênea, quer heterogênea.

Material *heterogêneo* é aquele que consiste de partes possuidoras de propriedades diferentes. Material *homogêneo* tem as mesmas propriedades em qualquer ponto.

Granito, p. ex., é material heterogêneo: podemos observar grãos de três espécies de matéria: os minerais quartzo, mica e feldspato.

**Substâncias.** **Substância** é qualquer espécie de matéria homogênea de composição química aproximadamente definida.

Sal, açúcar, ferro, cobre, enxofre, água, oxigênio e hidrogênio puros são exemplos de substâncias. Mas, uma solução de açúcar em água não é uma substância, de acordo com essa definição: é, na verdade, homogênea, mas não satisfaz à segunda parte da definição acima, pois sua composição não é constante, mas, pelo contrário, bastante variável, sendo determinada pela quantidade de açúcar dissolvida numa determinada quantidade de água. Analogamente, o ouro presente num anel, ou num relógio, não é substância pura, embora seja aparentemente homogêneo. É uma liga de ouro com outros metais, geralmente cobre, e consiste em solução cristalina de cobre em ouro. Usa-se a palavra *liga* para indicar material metálico com dois ou mais elementos: algumas ligas são substâncias (compostos intermetálicos), mas a maior parte delas são soluções cristalinas ou misturas.

Algumas vezes (como na primeira seção deste capítulo), a palavra “substância” é usada em sentido mais vasto, equivalente a material. Os químicos, geralmente, restringem o uso da palavra ao significado contido na definição acima e, freqüentemente, abreviam a expressão “substância pura” para substância.

A definição dada não é precisa, pois usa a expressão “composição química aproximadamente definida”. A maior parte dos materiais que os químicos classificam como substâncias (substâncias puras) têm composição química definida; por exemplo, sal puro consiste em dois elementos, sódio e cloro, presentes na razão de um átomo de sódio para um de cloro, exatamente. Outros, contudo, apresentam um pequeno intervalo de variação na composição química. Um exemplo é o sulfeto de ferro obtido ao aquecer-se ferro em presença de enxofre. A composição percentual do produto não



é exatamente a mesma em todas as amostras examinadas. O Cap. 7 discute substâncias de composição variável.

**Tipos de Definição.** Definições podem ser precisas ou imprecisas. O matemático pode definir os termos que usa; na discussão subsequente, êle emprega rigorosamente cada termo como foi definido. Algumas definições precisas foram apresentadas. Uma delas é a definição de quilograma como a massa de um padrão conservado em Paris. Anàlogamente, grama é definido rigorosamente como um milésimo do quilograma.

Por outro lado, é, às vezes, muito difícil definir-se, precisamente, os termos empregados para descrever a natureza, devido à complexidade da mesma.

Por isso, em vez de definir-se tais termos, procura-se, apenas, descrever o seu significado usual.

**Misturas e Soluções.** Uma amostra de granito, na qual se podem ver grãos de três espécies de matéria, é evidentemente uma *mistura* heterogênea. Uma emulsão de óleo em água (suspensão de gotículas de óleo em água) também é uma mistura heterogênea. A heterogeneidade do pedaço de granito é facilmente perceptível. Também, a heterogeneidade de uma emulsão de gotas grandes de óleo em água é óbvia; vê-se claramente que a emulsão é uma mistura heterogênea. Mas, à medida que as gotas de óleo na emulsão se tornam cada vez menores, pode-se tornar difícil — e até impossível — observar a heterogeneidade do material. Nesse ponto a classificação do material como mistura heterogênea ou solução é duvidosa.

*Solução* é mistura homogênea; não é contudo classificada como substância, pois sua composição varia. Solução de líquidos, como álcool e água, ou de gases, como oxigênio e nitrogênio (os principais constituintes do ar), são exemplos de solução ou misturas homogêneas. A palavra “mistura” pode, portanto, referir-se a um material homogêneo que não seja substância pura, ou a um agregado heterogêneo de duas ou mais substâncias.

Materiais cristalinos homogêneos não são, necessariamente, substâncias puras. Cristais de enxôfre são, às vezes, de cor amarela forte ou marrom, em vez de amarela pálida. Eles contêm um pouco de selênio, distribuído ao acaso pelos cristais, em lugar de enxofre. Os cristais são homogêneos, com faces tão bem formadas quanto as dos cristais de enxofre puro. Estes cristais constituem uma *solução cristalina* (ou *solução sólida*). A liga ouro-cobre usada pelos joa-



lheiros é outro exemplo de solução cristalina. É material homogêneo, mas de composição variável.

**Fases.** Um sistema material (i. e, qualquer parte delimitada do universo) pode ser descrito pelas fases que o constituem. **Fase é uma parte homogênea do sistema, separada das outras partes por limites definidos.** Assim, o conteúdo de um frasco parcialmente cheio de água, no qual há gelo que bóia, constitui um sistema de três fases: fase sólida, gelo; fase líquida, água; e fase gasosa, ar. Examinando-se ao microscópio uma amostra de ferro fundido ma-

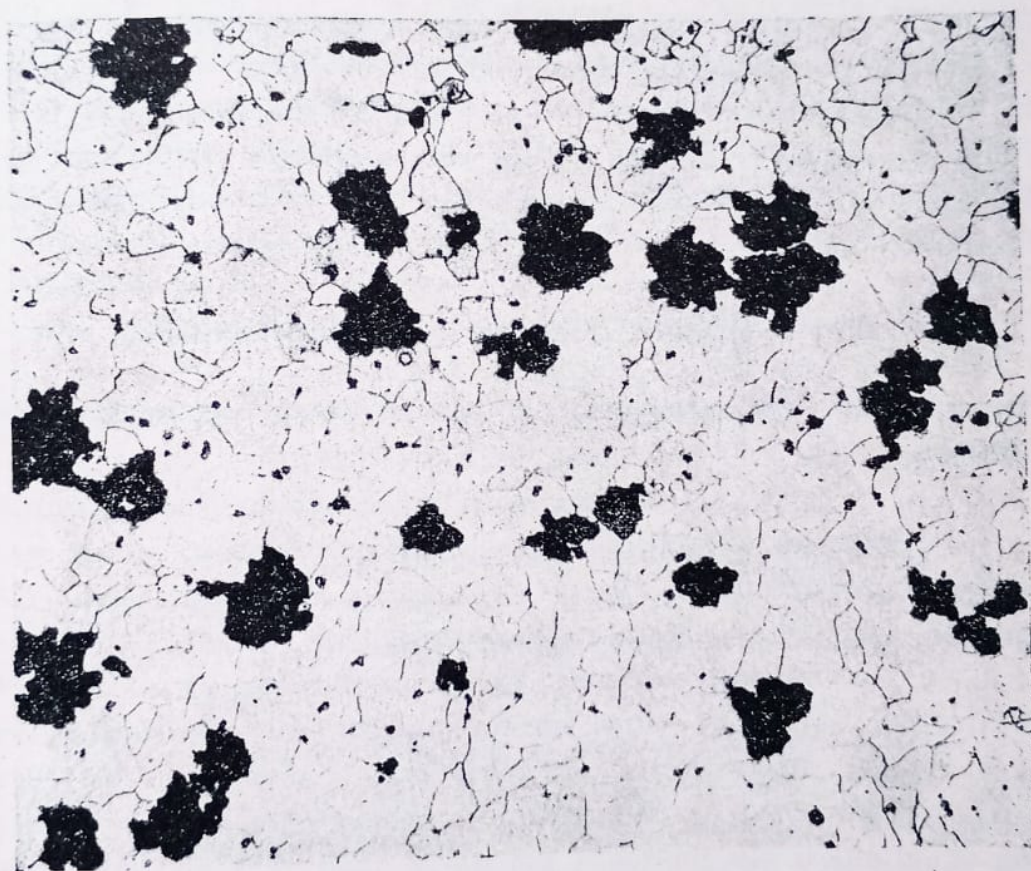


Fig. 1-2 Micrografia (aumento linear de 100 vezes) de uma superfície polida e corroída de ferro fundido maleável, mostrando pequenos grãos de ferro e partículas aproximadamente esféricas de grafita (carbono). (Por gentileza de Malleable Founders' Society.) Os grãos de ferro parecem diferir uns dos outros, devido à diferença na iluminação.

leável, verifica-se que é uma mistura de pequenos grãos de ferro e partículas de grafita (uma forma de carbono); consiste, portanto, em duas fases, ferro e grafita (Fig. 1-2).



Fase de um sistema é o conjunto de todas as partes que têm as mesmas propriedades e composição. Assim, se houvesse vários pedaços de gelo no sistema acima, eles constituiriam, não várias, mas somente uma fase, a fase gelo.

**Componentes.** A palavra *componente* tem significado especial em Química.

*Um conjunto de componentes de um sistema é um conjunto de substâncias (em número mínimo), das quais as fases do sistema podem ser obtidas.*

Os componentes do sistema acima podem ser ou água e ar, ou gelo e ar, pois ambas as fases, água e gelo, podem ser obtidas de uma única substância, água (ou gelo)\*. Nesse caso, o número de componentes é menor do que o número de fases. Pode, contudo, ser maior. O sistema obtido pela dissolução de açúcar em água é constituído de uma fase, a solução, mas tem dois componentes, açúcar e água.

### 1-3. PROPRIEDADES FÍSICAS DAS SUBSTÂNCIAS

**Propriedades** das substâncias são as qualidades características que possuem.

Cloreto de sódio, sal comum, pode ser escolhido como exemplo de uma substância. Conhecêmo-la sob diversas formas: sal de mesa, finamente granulado; cristais de cerca 0,5 cm de diâmetro, empregado, em alguns países, na regeneração de “amolecedores” de água ou, em mistura com gelo, para congelar sorvete; e cristais naturais de sal gema, cujas arestas medem dois centímetros ou mais. Apesar dessas diferenças, todas essas amostras de sal têm as mesmas propriedades fundamentais. Todos esses cristais, pequenos ou grandes, são limitados por faces quadradas ou retangulares, de tamanhos diversos, mas sempre perpendiculares às faces adjacentes. Os cristais possuem propriedades que variam com a direção — em particular, *formam faces, arestas e vértices*. A *clivagem* de dois cristais diferentes de sal é a mesma: quando triturados, os cristais sempre se quebram (clivam) ao longo de planos paralelos às faces originais, produzindo cristais menores semelhan-

(\*) — O ar foi considerado um dos componentes do sistema, no exemplo acima. Isso é apenas uma aproximação. Numa discussão rigorosa, o ar deve ser considerado como mistura de vários componentes (nitrogênio, oxigênio, árgon etc.).



tes aos maiores. Todas as amostras têm o mesmo *gosto* salgado. A *solubilidade* é a mesma; na temperatura ambiente ( $18^{\circ}\text{C}$ ) 35,86 g de sal dissolvem-se em 100 g de água. A *densidade* do sal é a mesma,  $2,163\text{ g/cm}^3$ .

Propriedades desse tipo, que não mudam apreciavelmente com o tamanho da amostra nem com o grau de divisão, chamam-se *propriedades intensivas* da substância representada pelas amostras.

Além de densidade e solubilidade, há outras propriedades que podem ser medidas com precisão e expressas por meio de números. Por exemplo, o *ponto de fusão*, que é a temperatura na qual uma substância cristalina se funde formando um líquido. A *condutividade elétrica* e a *condutividade térmica* são propriedades semelhantes. As substâncias possuem outras propriedades físicas interessantes, que, entretanto, não são de natureza simples. Um exemplo é a *maleabilidade* que exprime a facilidade com que a substância pode ser estendida em lâminas finas, por meio de processos mecânicos. Outra propriedade, relacionada a essa, é a *ductibilidade*: diz-se que a substância é dúctil quando pode ser estirada em um fio. *Dureza* é propriedade análoga: diz-se que uma substância é menos dura do que outra quando a primeira pode ser riscada pela segunda. Este teste fornece apenas informação qualitativa quanto à dureza. O Cap. 6 estuda essa propriedade.

A *cor* de uma substância é uma propriedade física importante. É interessante notar que o grau de divisão do material influi na cor aparente: a cor torna-se menos intensa à medida que as partículas grandes se tornam menores.

Diz-se comumente que, sob as mesmas condições externas, todos os espécimes de uma substância têm as mesmas propriedades físicas intensivas (densidade, dureza, cor, ponto de fusão, forma cristalina, etc.) Algumas vezes, contudo, usa-se a palavra "substância" sem levar em consideração o estado de agregação. Assim, gelo, água líquida e vapor d'água podem ser considerados a mesma substância. Uma amostra que contém cristais de sal gema e cristais de sal de mesa pode ser considerada uma mistura, embora haja presente uma só substância química, cloreto de sódio. Essa falta de uniformidade não parece criar confusão na prática.

O conceito de "substância" (pura) é, na verdade, uma idealização: todas as substâncias reais são, mais ou menos, impuras.



Contudo, é conceito útil, pois se sabe por experiência que as propriedades de várias amostras de substâncias impuras, que contêm os mesmos componentes principais e diferentes impurezas, são aproximadamente as mesmas, desde que as impurezas estejam presentes em pequenas quantidades. Tais propriedades são consideradas as propriedades da substância ideal.

#### 1-4. PROPRIEDADES QUÍMICAS DAS SUBSTÂNCIAS

**Propriedades químicas** de uma substância são as propriedades relacionadas com a participação da substância em reações químicas. **Reações químicas** são os processos que convertem substâncias em outras substâncias.

Assim, quando se submete cloreto de sódio à eletrólise (ação de corrente elétrica), ele se decompõe num gás amarelo-esverdeado, cloro e num metal mole, sódio. Quando dissolvido em água, o cloreto de sódio produz um precipitado branco ao adicionar-se-lhe uma solução de nitrato de prata. Possui ele muitas outras propriedades químicas. O ferro combina-se facilmente com oxigênio em presença de ar úmido, produzindo ferrugem; entretanto, uma liga de ferro com cromo e níquel (aço inoxidável) é resistente a esse processo de enferrujamento. Como se pode ver, as propriedades químicas dos materiais são importantes em Engenharia.

A maioria das substâncias reagem quimicamente; o estudo dessas reações constitui grande parte do estudo da Química.

*Gosto e odor* são intimamente ligados à natureza química das substâncias e devem ser considerados propriedades químicas; os sentidos do gosto e do olfato que os animais possuem são os *sentidos químicos*. Desconhece-se completamente a maneira pela qual as moléculas das substâncias saborosas e cheirosas reagem com as extremidades dos nervos da boca e do nariz, produzindo as sensações de paladar e cheiro; esse problema, assim como o problema do mecanismo de ação de medicamentos, com base na estrutura molecular, é um que cabe à nova geração de químicos resolver.

#### 1-5. O MÉTODO CIENTÍFICO

O estudo da Ciência serve, entre outras coisas, para ilustrar o uso do método científico na resolução de problemas. Esse método



é valioso não só no campo da Ciência, mas também em outros ramos da atividade humana — comércio, direito, sociologia, relações internacionais etc.

É impossível apresentar um resumo completo do método científico em alguns parágrafos. Daremos aqui um pequeno esboço, o qual será ampliado no começo do capítulo seguinte, e em capítulos posteriores. Pode-se dizer que o método científico consiste, em parte, na aplicação dos princípios de discussão rigorosa que são criados em matemática e lógica, na dedução de conclusões lógicas a partir de um conjunto de postulados aceitos. Em um campo da Matemática, os postulados básicos são aceitos como axiomas e, a partir desses, deduz-se todo o conhecimento. Em Ciência, bem como em outros campos da atividade humana, os postulados básicos (princípios, leis) não são conhecidos, mas precisam ser descobertos.

*Indução* é um método pelo qual tais leis são descobertas. O primeiro passo na aplicação do método científico consiste em descobrir alguns fatos, por observação e experimentação. Na Ciência, que nos interessa mais de perto, essa parte é a química descritiva. O passo seguinte é a classificação e correlação de vários fatos por meio de um enunciado. Tal enunciado geral, que inclui inúmeros fatos, chama-se *lei* — às vezes *lei natural*.

Por exemplo, quando se descobriu, em princípios do século passado, que a água se decompõe, por eletrólise, em hidrogênio e oxigênio, fizeram-se medidas precisas das quantidades de hidrogênio e oxigênio obtidas. Verificou-se, em uma experiência, que 9 gramas de água produzem, por eletrólise, 1 grama de hidrogênio e 8 gramas de oxigênio. Este fato, para uma amostra particular de água, foi generalizado com o auxílio de experiências adicionais e chegou-se à conclusão de que 9 gramas de água de origem diversa — água de chuva, água do mar, água obtida queimando hidrogênio em presença de oxigênio, etc. — fornecem 1 grama de hidrogênio e 8 gramas de oxigênio. Muitas experiências desse tipo foram feitas, obtendo-se resultados análogo em todas. Os fatos obtidos foram resumidos numa lei: qualquer amostra de água se decompõe por eletrólise, fornecendo sempre a mesma quantidade relativa de hidrogênio e oxigênio. Resultados semelhantes foram obtidos com outras substâncias químicas. Essa lei foi generalizada sob a forma



da lei da constância da composição (ou lei das proporções definidas): em qualquer amostra pura de um dado composto, os elementos estão sempre presentes na mesma proporção.

Deve-se salientar que o processo de indução nunca é completamente seguro. Se se fizer um grande número de análises, cem por exemplo, de água de várias procedências e se constatar a constância da proporção da massa de hidrogênio e oxigênio, dentro dos limites de precisão das experiências, parece razoável concluir-se que, em todas as amostras de água, as massas de hidrogênio e oxigênio, estão na mesma proporção. Se em vez de cem, mil análises fossem feitas, obtendo-se o mesmo resultado, pareceria mais provável que essa lei seja válida. Contudo, se uma única análise, digna de confiança, desse proporção diferente, a lei teria de ser modificada. Poderia acontecer que a lei fosse válida se as massas dos gases fossem determinadas com precisão de 0,1% ou 0,01%, mas não se essas determinações fossem mais precisas. Isso é exatamente o que acontece com a água. Em 1929, o professor William F. Giaque, da Universidade da Califórnia em Berkeley, descobriu que há três tipos diferentes de átomos de oxigênio que possuem massas diferentes (tais átomos chamam-se isótopos; ver Cap. 4); pouco tempo depois, o professor Harold C. Urey descobriu que há dois tipos de átomos de hidrogênio, cujas massas diferem entre si. A água consiste em moléculas provenientes desses tipos diferentes de átomos de hidrogênio e oxigênio e, portanto, a proporção das massas desses elementos variará. De fato, verificou-se que a composição gravimétrica da água pura natural varia ligeiramente com a origem. Conseqüentemente, foi necessário mudar a lei da constância da composição de tal maneira que levasse em conta a existência de formas isotópicas dos átomos. O Cap. 4 descreve a maneira pela qual isso foi feito.

O *método de aproximações sucessivas* contribuiu grandemente para o progresso da Ciência. Fazem-se algumas medidas com uma certa precisão e formula-se uma lei aproximada, levando em conta todas essas medidas. Pode acontecer que, tornando-se os métodos de medida mais precisos, surjam exceções à primeira lei. Formula-se, então, segunda lei, mais completa, que inclui tais exceções. Isso pode repetir-se, várias vezes, durante o processo de obtenção do enunciado atual de uma lei da natureza.



Convém lembrar que, de um momento para outro, podem surgir exceções a uma lei obtida pelo processo de indução, limitando a sua validade. A probabilidade de se tirarem conclusões, obtidas por dedução a partir de tal lei, é determinada pela probabilidade que a lei original tem de estar correta.

A aplicação do método científico não consiste somente no uso rotineiro de regras e processos lógicos. Frequentemente, uma generalização que abrange muitos fatos passa despercebida até que um cientista de grande percepção a descobre. Intuição e imaginação desempenham papel importante no método científico.

À medida que um maior número de pessoas compreende bem a natureza do método científico e aprende a aplicá-lo na solução dos problemas quotidianos, pode-se esperar pelo aumento do progresso das relações sociais, políticas e internacionais da humanidade. Uma das maneiras pela qual a Ciência pode contribuir para melhorar o mundo é através do processo técnico que representa. Outra maneira é através do progresso social resultante da aplicação do método científico, isto é, por meio do desenvolvimento da "ciência moral"; cremos que o estudo de ciência e o aprendizado do método científico, por todos, ajudarão os povos a solucionar nossos grandes problemas sociais e políticos.

## EXERCÍCIOS

- 1-1. Escreva os nomes de algumas substâncias químicas que conhece. O seu conhecimento atual de química lhe permite identificar algumas delas como sendo elementos
- 1-2. Descreva um fenômeno químico que pode ser observado na vida quotidiana.
- 1-3. Dê o nome de um composto químico usado em medicina. Sabe de que elemento é formado? Sabe como é fabricado ou de que produto natural é obtido?
- 1-4. O diâmetro do Sol é  $1,389 \times 10^6$  km e sua densidade média é  $1,4 \text{ g/cm}^3$ . Calcule a massa do Sol em gramas. Calcule também a massa de matéria interastral no volume esférico de espaço que circunda o Sol, de raio igual a dois anos-luz (metade da distância à estrela mais próxima), supondo que a densidade de matéria nesse espaço seja  $10^{-24} \text{ g/cm}^3$ .
- 1-5. Um objeto de massa igual a 1 g é acelerado até atingir a velocidade de  $3 \times 10^8 \text{ cm/s}$  (i. e, um décimo da velocidade da luz). Calcule a massa do objeto em movimento, usando a equação de Einstein. Note que a energia total  $E$  é igual à energia do objeto em repouso (que é