

### 1-1 Introdução

Esse curso de dois anos de física é apresentado considerando que você, o leitor, vai ser um físico. Isso não é necessariamente o caso, naturalmente, mas é o que todo professor em toda matéria supõe! Se você vai ser um físico, vai ter que estudar bastante: duzentos anos do campo de conhecimento que mais rápido se desenvolveu. Tanto conhecimento que, de fato, você pode pensar que não vai aprender tudo em quatro anos e realmente não vai; você terá que fazer uma pós-graduação também!

Surpreendentemente, apesar da tremenda quantidade de trabalho que foi feito durante todo esse tempo, é possível condensar a enorme quantidade de resultados em um grande volume – ou seja, achar *leis* que resumam todo o nosso conhecimento. Mesmo assim, as leis são tão difíceis de compreender que é injusto começar a explorar esse assunto sem nenhum tipo de mapa ou resumo das suas relações com outras partes da ciência. Seguindo essas considerações iniciais, os três primeiros capítulos vão, portanto, resumir as relações da física com o resto das ciências, as relações das ciências entre si e o significado da ciência, para nos ajudar a desenvolver uma “noção” do assunto.

Você pode perguntar por que não podemos ensinar física apenas escrevendo as leis básicas em uma página e então mostrando como elas funcionam em todas as possíveis circunstâncias, tal qual fazemos na geometria Euclídeana, onde enunciamos os axiomas e fazemos todo o tipo de deduções. (Então, não satisfeito em aprender física em quatro anos, você gostaria de aprendê-la em quatro minutos?). Não podemos fazê-lo dessa forma por dois motivos. Primeiro, ainda não *conhecemos* todas as leis básicas: existe uma fronteira de ignorância em expansão. Segundo, o enunciado correto das leis da física envolvem algumas idéias pouquíssimo familiares que exigem uma matemática avançada para sua descrição. Portanto, é necessária uma grande preparação até mesmo para entender o que as *palavras* significam. Não, não é possível fazê-lo dessa forma. Só podemos fazê-lo passo a passo.

Cada pedaço, ou parte da natureza inteira é sempre meramente uma *aproximação* da verdade completa, ou a verdade completa até onde a conhecemos. De fato, tudo que conhecemos é apenas algum tipo de aproximação, porque *sabemos que não conhecemos todas as leis* até o momento. Portanto, as coisas devem ser aprendidas só para serem desaprendidas ou, mais provavelmente, para serem corrigidas.

O princípio da ciência, quase sua definição, é a seguinte: *O teste de todo o conhecimento é o experimento*. O experimento é o *único juiz* da “verdade” científica. Mas qual é a origem do conhecimento? De onde vêm as leis que serão testadas? Experimento, por si só, ajuda a produzir essas leis, no sentido de que nos dão dicas. Mas também é preciso *imaginação* para criar dessas dicas as grandes generalizações – para adivinhar os padrões belos e simples, mas muito estranhos, que estão por baixo delas e depois experimentar para checar novamente se fizemos as suposições corretas. Esse processo de imaginação é tão difícil que existe uma divisão de trabalho na física: existem os físicos *teóricos* que imaginam, deduzem e sugerem as novas leis, mas não fazem experimentos; e os físicos *experimentais* que experimentam, imaginam, deduzem e sugerem.

Dizemos que as leis da natureza são aproximadas: primeiro encontramos as “erradas”, e depois encontramos as “corretas”. Ora, como um experimento pode estar “errado”? Primeiro, na forma trivial: se algo estiver errado no equipamento que passou despercebido. Mas essas coisas são facilmente consertadas e checadas várias vezes. Então, sem se apegar a esses detalhes secundários, como os resultados de um experimento *podem* estar errados? Só sendo imprecisos. Por exemplo, a massa de um objeto nunca parece mudar: um pião girando tem o mesmo peso quando está parado. Então, uma “lei” foi inventada: a massa é constante, independente da velocidade. Essa “lei” é agora tida como incorreta. Sabe-se que a massa aumenta com a velocidade, porém

1-1 Introdução

1-2 A matéria é feita de átomos

1-3 Processos atômicos

1-4 Reações químicas

aumentos apreciáveis requerem velocidades próximas à da luz. A *verdadeira* lei é: se um objeto se move com velocidade menor que 160 quilômetros por segundo, a massa é constante em uma parte em um milhão. Nessa forma, com tal aproximação, essa é uma lei correta. Portanto, na prática pode-se pensar que a nova lei não fez mudanças significativas. Bem, sim e não. Para velocidades comuns, podemos certamente esquecê-la e usar a lei simples de massa constante como uma boa aproximação. Mas para altas velocidades estamos errados e quanto maior a velocidade mais errados estaremos.

Finalmente, e mais interessante, *filosoficamente estamos completamente errados* com a lei aproximada. Toda nossa visão do mundo deve ser alterada mesmo que a massa só mude um pouquinho. Isso é uma coisa muito peculiar da filosofia, ou das idéias, atrás das leis. Mesmo um efeito muito pequeno algumas vezes requer profundas mudanças em nossas idéias.

Agora, o que devemos ensinar primeiro? Devemos ensinar a lei *correta*, mas pouco usual, com essas idéias conceituais estranhas e difíceis, por exemplo, a Teoria da Relatividade, espaço-tempo quadridimensional, e assim por diante? Ou devemos ensinar a simples lei de “massa-constante” que é apenas aproximada, mas não envolve tais idéias difíceis? A primeira é mais empolgante, mais maravilhosa e mais divertida, porém a segunda é mais fácil para se ter primeiro e é um primeiro passo para uma real compreensão da segunda idéia. Esse dilema surge sempre e sempre no ensino de física. Em diferentes tempos, teremos que resolver isso de diferentes formas, mas em cada estágio é válido aprender o que é conhecido agora, quão preciso é, como isto se encaixa em todo resto e como isto pode mudar quando aprendermos mais.

Vamos agora continuar com nosso resumo ou mapa geral da nossa compreensão da ciência de hoje (em particular, física, mas também de outras ciências na periferia), de forma que quando nos concentrarmos em algum ponto particular, vamos ter algumas idéias globais, de por que este ponto particular é interessante e de como isto se encaixa na estrutura maior. Então, qual é nossa visão global do mundo?

## 1-2 A matéria é feita de átomos

Se, em algum cataclisma, todo o conhecimento científico for destruído e só uma frase for passada para a próxima geração, qual seria a afirmação que conteria a maior quantidade de informação na menor quantidade de palavras? Eu acredito que seria a *hipótese atômica* (ou o *fato atômico* ou como quiser chamá-lo) que *todas as coisas são feitas de átomos – pequenas partículas que se movem em constante movimento, atraindo-se umas às outras quando separadas por pequenas distâncias, mas repelindo-se ao serem comprimidas umas sobre as outras*. Nessa única frase, você verá, existe uma enorme quantidade de informação sobre o mundo, se aplicarmos apenas uma pequena quantidade de imaginação e raciocínio.

Para ilustrar o poder da idéia atomística, suponha que temos uma gota de água de aproximadamente cinco milímetros de tamanho. Se olharmos para ela bem de perto, não veremos nada a não ser água – água uniforme, contínua. Mesmo que a ampliemos no melhor microscópio ótico disponível – aproximadamente duas mil vezes – então a gota de água pareceria ter aproximadamente dez metros, quase do tamanho de uma grande sala, e se olhássemos bem de perto, *ainda* veríamos uma água relativamente uniforme – mas aqui e ali veríamos pequenas coisas no formato de bola de futebol americano nadando de um lado para outro. Muito interessante. Existem paramécias. Você pode parar neste ponto e ficar tão curioso sobre as paramécias com seus cílios se ondulando e corpos se contorcendo que você não irá adiante, exceto talvez para ampliar ainda mais a paramécia e vê-la por dentro. Isso, é claro, é um assunto para biologia, mas no momento passamos adiante e olhamos ainda mais de perto para o próprio material aquoso ampliando-o mais duas mil vezes. Agora a gota de água se estende a cerca de vinte quilômetros e se olharmos muito próximo veremos uma espécie de granulação, algo que não tem mais uma aparência uniforme – se parece com uma multidão em um jogo de futebol vista de uma distância muito grande. Na tentativa de ver do que essa granulação é feita, iremos ampliá-la mais duzentos e cinquenta vezes e veremos algo similar ao que é mostrado na Fig. 1-1. Isso é uma imagem da água am-



Figura 1-1

pliada um bilhão de vezes, mas idealizada em vários aspectos. Em primeiro lugar, as partículas são desenhadas de uma forma simples com as bordas bem definidas, o que é inexato. Segundo, por simplificação, elas são desenhadas quase que esquematicamente num arranjo bidimensional, mas é claro que elas estão se movendo em três dimensões. Note que existem dois tipos de "bolhas" ou círculos para representar os átomos de oxigênio (preto) e hidrogênio (branco) e que cada oxigênio tem dois hidrogênios ligados a ele. (Cada pequeno grupo de um oxigênio com seus dois hidrogênios é chamado de uma molécula). A imagem é ainda mais idealizada pelo fato de que as partículas reais na natureza estão continuamente dançando e pulando, girando e rodando ao redor umas das outras. Você vai ter que imaginar isso como uma imagem dinâmica ao invés de estática. Uma outra coisa que não pode ser ilustrada em um desenho é o fato de que as partículas são "unidas" – que elas se atraem mutuamente, uma sendo puxada pela outra, etc. O grupo todo está "grudado junto", por assim dizer. Por outro lado, as partículas não se comprimem umas sobre as outras. Se você tentar comprimir duas delas muito próximas uma da outra, elas se repelem.

Os átomos têm  $1$  ou  $2 \times 10^{-8}$  cm de raio. Ora,  $10^{-8}$  cm é chamado de *Angstrom* (apenas mais um nome), então dizemos que eles têm  $1$  ou  $2$  Angstroms ( $\text{\AA}$ ) de raio. Uma outra forma de lembrar do tamanho deles é essa: se uma maçã for aumentada até ficar com o tamanho da Terra, então os átomos da maçã serão aproximadamente do tamanho original da maçã.

Agora imagine essa grande gota de água com todas essas partículas dançando grudadas e colando umas nas outras. A água mantém seu volume; ela não cai em pedaços, por causa da atração das moléculas umas pelas outras. Se a gota está em um declive, onde pode se mover de um lugar para outro, a água vai fluir, mas não desaparecerá apenas – as coisas não saem voando por aí – por causa da atração molecular. Ora, o movimento de dança é o que representamos por *calor*: quando aumentamos a temperatura, aumentamos o movimento. Se aquecermos a água, a dança aumenta e o volume entre os átomos aumenta e se continuarmos aquecendo, chegará um momento em que os puxões entre as moléculas não serão suficientes para mantê-las unidas e elas *irão* voar por aí e ficarão separadas umas das outras. É claro, essa é a forma que produzimos vapor a partir da água – através do aumento da temperatura; as partículas voam por aí por causa do aumento do movimento.

Na Fig. 1-2, temos uma imagem do vapor. Essa imagem do vapor falha em um aspecto: na pressão atmosférica usual haveria apenas poucas moléculas em uma sala inteira e certamente não existiriam tantas moléculas, como três, nessa figura. A maioria dos retângulos desse tamanho não conteria nenhuma molécula – mas acidentalmente temos duas e meia ou três nessa imagem (apenas para que não fosse inteiramente vazia). Agora, no caso do vapor visualizamos as características das moléculas mais claramente que no caso da água. Por simplificação, as moléculas são desenhadas de uma forma que existe um ângulo de  $120^\circ$  entre seus átomos. De fato, o ângulo é de  $105^\circ 3'$  e a distância entre o centro de um hidrogênio e o centro do oxigênio é  $0,957 \text{ \AA}$ , portanto conhecemos essa molécula muito bem.

Vamos ver algumas das propriedades do vapor ou de qualquer outro gás. As moléculas, que estão separadas umas das outras, vão rebater contra as paredes. Imagine uma sala com um número de bolas de tênis (centenas ou mais) pulando em perpétuo movimento. Quando elas bombardearem uma parede, isso irá empurrá-la para fora. (Claro que teremos que empurrar a parede de volta). Isto significa que o gás exerce uma força de agitação, que nosso senso comum (já que não fomos aumentados um bilhão de vezes) sente apenas como um *empurrão médio*. De forma que, para confinar um gás devemos aplicar uma pressão. A Fig. 1-3 mostra um recipiente padrão para confinar gases (usado em todos os livros texto), um cilindro com um pistão sobre ele. Agora, não faz diferença qual a forma das moléculas de água, então por simplicidade as desenhamos como bolas de tênis ou pequenos pontos. Esses pontos estão em movimento perpétuo em todas as direções. Então muitos deles estão batendo no pistão durante todo o tempo, que para ficar parado mesmo sendo empurrado para fora devido a esse tiro contínuo, devemos ficar segurando o pistão com uma certa força, a qual chamamos de *pressão* (realmente, a pressão vezes a área do pistão é a força). Claramente, a força é proporcional a área, pois se aumentarmos a área mas mantivermos o mesmo

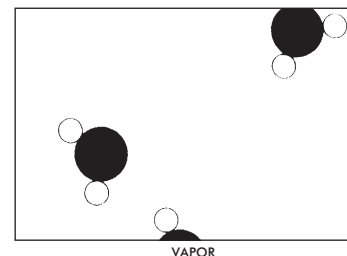


Figura 1-2

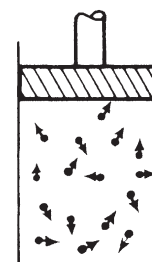


Figura 1-3

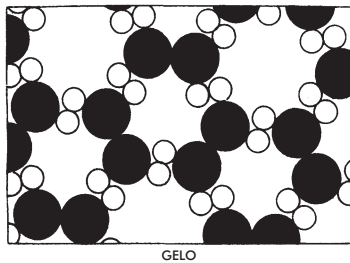


Figura 1-4

número de moléculas por centímetro cúbico, aumentaremos o número de colisões com o pistão na mesma proporção em que a área foi aumentada.

Agora vamos colocar o dobro de moléculas nesse recipiente, para duplicar a densidade, e deixá-las na mesma velocidade, ou seja, na mesma temperatura. Nesse caso, em uma boa aproximação, o número de colisões será duplicado e desde que cada uma seja tão “energética” como antes, a pressão é proporcional a densidade. Se considerarmos a verdadeira natureza das forças entre os átomos, esperaríamos uma pequena diminuição na pressão por causa da atração entre os átomos e um pequeno aumento por causa do volume finito que eles ocupam. Todavia, em uma excelente aproximação, se a densidade é baixa o suficiente de modo que existem poucos átomos, a *pressão é proporcional a densidade*.

Também podemos ver algo diferente: se aumentarmos a temperatura sem mudarmos a densidade do gás, ou seja, se aumentarmos a velocidade dos átomos, o que irá acontecer com a pressão? Bem, os átomos batem mais forte porque eles se movem mais rápido e adicionalmente eles batem mais vezes, então a pressão aumenta. Veja como são simples as idéias da teoria atômica.

Vamos considerar outra situação. Suponha que o pistão mova para dentro, de forma que os átomos são lentamente comprimidos em um espaço menor. O que acontece quando um átomo bate no pistão em movimento? Evidentemente, ele adquire velocidade da colisão. Você pode testar isto batendo em uma bola de ping-pong contra uma raquete se movendo para frente, por exemplo, você verá que ela sai com mais velocidade do que antes de bater na raquete. (Exemplo especial: se um átomo estiver parado e o pistão bater nele, ele irá certamente mover.) Então, os átomos estão “mais quentes” quando se afastam do pistão do que antes de atingi-los. Portanto, todos os átomos, que estão no recipiente, irão adquirir mais velocidade. Isso significa que *quando comprimimos um gás lentamente a temperatura dele aumenta*. Assim, sob *compressão* lenta um gás irá *aumentar* de temperatura e sob uma *expansão* lenta ele irá *diminuir* de temperatura.

Agora retornaremos para a nossa gota de água e olharemos em uma outra direção. Suponha que diminuamos a temperatura da nossa gota de água. Suponha que a dança dos átomos das moléculas de água seja lentamente reduzida. Sabemos que existem forças atrativas entre os átomos; portanto, depois de algum tempo eles não serão capazes de dançar tão bem. O que irá acontecer a uma temperatura muito baixa está indicado na Fig. 1-4: as moléculas ficam presas em um novo padrão que é o *gelo*. Esse diagrama esquemático do gelo é errado porque ele está em duas dimensões, mas é qualitativamente certo. O ponto interessante é que a matéria tem *posições definidas para todos os átomos* e você pode facilmente ver isso se de alguma forma pudéssemos manter todos os átomos de uma extremidade da gota em um dado arranjo, cada átomo em uma certa posição, então por causa da estrutura de interconexões, que é rígida, a outra extremidade que ficará a quilômetros de distância (no nossa escala ampliada) terá uma localização definida. Sendo assim, se segurarmos uma agulha de gelo em uma extremidade, a outra extremidade resistirá a nossos empurrões, diferentemente ao caso da água, cuja estrutura é quebrada devido ao aumento da dança das moléculas que faz com que todas elas se movam em diferentes caminhos. A diferença entre sólido e líquido é, portanto, que no sólido os átomos são arranjados em um tipo de rede, chamada de *rede cristalina*, e eles não têm posições aleatórias a longas distâncias; a posição dos átomos em um lado do cristal é determinada por milhões de outros átomos da rede em outro lado do cristal. A Fig. 1-4 é um arranjo inventado para o gelo e embora contenha muitos aspectos corretos sobre ele, esse não é o arranjo verdadeiro. Um dos aspectos corretos é que existe uma parte da simetria que é hexagonal. Você pode ver que se rotacionarmos a imagem em  $120^\circ$ , ela volta a ser a mesma. Sendo assim, existe uma *simetria* no gelo, a qual contribui para a aparência de seis lados de flocos de gelo. Outra coisa que podemos ver na Fig. 1-4 é por que o gelo encolhe quando derrete. O padrão particular do cristal de gelo mostrado aqui tem muitos “buracos”, como ocorre na estrutura verdadeira do gelo. Quando a organização se desfaz, esses buracos podem ser ocupados por moléculas. A maioria das substâncias mais simples, com exceção da água e alguns tipos de metal, *expande* ao derreter, porque os átomos estão proximalmente empacotados em um sólido cristalino e ao derreter esses átomos precisam de

mais espaço para dançarem, porém uma estrutura aberta, com muitos buracos, fecha ao derreter, como é o caso da água.

Embora o gelo tenha uma forma cristalina “rígida”, sua temperatura pode mudar – o gelo possui calor. Se quisermos, podemos mudar a quantidade de calor no gelo. O que é o calor no caso de gelo? Os átomos não estão parados. Eles estão dançando e vibrando. Então mesmo que exista uma ordem definida no cristal – uma estrutura definida – todos os átomos estão vibrando “no lugar”. Aumentando a temperatura, eles vibrarão com maior e maior amplitude, até que eles se agitem tanto que saiam do lugar. Chamamos isto de *derretimento*. Diminuindo a temperatura, as vibrações diminuem e diminuem até o zero absoluto, existe uma quantidade mínima de vibração que os átomos podem ter, porém *não pode ser zero*. Essa menor quantidade de movimento que os átomos podem ter não é suficiente para derreter uma substância, com uma exceção: o hélio. O hélio meramente diminui o movimento dos átomos tanto quanto possível, porém mesmo no zero absoluto ainda existe movimento suficiente para impedir o congelamento. Hélio, mesmo no zero absoluto, não congela, a menos que a pressão seja tão grande que comprima os átomos. Se aumentarmos a pressão, *podemos fazê-lo solidificar*.

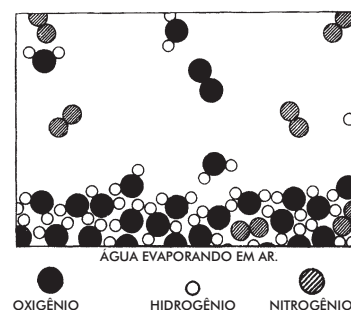


Figura 1-5

### 1-3 Processos atômicos

Descrevemos assim os sólidos, líquidos e gases sob o ponto de vista atômico. Contudo a hipótese atômica também descreve *processos* e portanto veremos agora uma quantidade de processos sob uma visão atômica. O primeiro processo está associado a superfície de água. O que acontece com a superfície da água? Vamos fazer uma imagem mais complicada – e mais realista – imaginando que a superfície é com o ar. A Fig. 1-5 mostra a superfície da água com o ar. Vemos as moléculas de água como antes, formando o corpo do líquido, mas agora também vemos a superfície da água. Sobre a superfície encontramos várias coisas: primeiro de tudo existem moléculas de água, como no vapor. Isso é *vapor de água*, o qual é sempre encontrado sobre um líquido de água. (Existe um equilíbrio entre o vapor de água e a água líquida que será discutido posteriormente.) Adicionalmente, encontramos outras moléculas – aqui dois átomos de oxigênio ligados formam uma *molécula de oxigênio* e dois átomos de nitrogênio também ligados formam uma molécula de nitrogênio. O ar consiste quase que inteiramente de nitrogênio, oxigênio, algum vapor de água e em menor quantidade dióxido de carbono, argônio e outras coisas. Então acima da superfície de água está o ar, um gás contendo algum vapor de água. Agora, o que está acontecendo nessa imagem? As moléculas de água estão sempre dançando. De tempos em tempos, uma molécula na superfície é atingida mais fortemente que o usual e acaba se desprendendo da superfície. Isto é difícil de visualizar na imagem pois ela está *estática*. Mas podemos imaginar que uma ou outra molécula próxima a superfície acabou de ser atingida e esteja voando para fora da superfície. Então, molécula por molécula, a água desaparece – ela evapora. Porém se *fechamos* o recipiente acima, depois de um tempo encontraremos uma grande quantidade de moléculas de água entre as moléculas do ar. De tempos em tempos, uma dessas moléculas vem voando em direção a água e fica capturada pela superfície novamente. O que vemos é algo que se parece com um morto, uma coisa desinteressante – um copo de água tampado, que pode ficar imutável durante talvez vinte anos – realmente contem uma dinâmica e fenômeno interessante, o qual está ocorrendo todo o tempo. Para nossos olhos, nossos olhos nus, nada está mudando, mas se pudéssemos vê-lo com uma ampliação de um bilhão de vezes, veríamos que as coisas estão mudando: moléculas estão se soltando da superfície e moléculas estão retornando para ela.

Por que *não* vemos *mudanças*? Porque tantas moléculas estão saindo da superfície, quantas estão voltando! A longo prazo “nada está acontecendo”. Se retirarmos a tampa do recipiente e soprarmos o ar úmido substituindo-o por um ar seco, então o número de moléculas deixando a superfície continua o mesmo que antes, porque isso depende da dança da água, mas o número de moléculas voltando é largamente reduzido porque existem bem poucas moléculas de água sobre a superfície. Sendo assim,



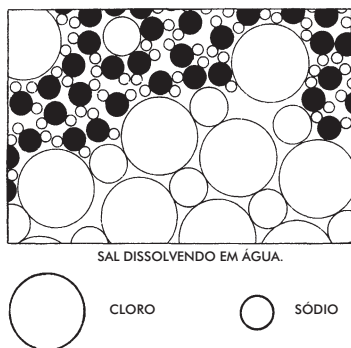


Figura 1-6

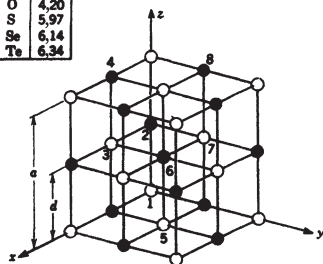
tem mais moléculas saindo que voltando e a água evapora. Conseqüentemente, se você deseja evaporar a água então ligue o ventilador!

Existem mais algumas coisas: quais moléculas saem? Quando uma molécula sai da superfície é devido a um acidental acúmulo extra de energia que é preciso para quebrar a atração entre as moléculas vizinhas. Portanto, desde que aquelas que saem têm energia maior que a média, aquelas que ficam têm *menor* movimento médio que as anteriores. Desta forma, o líquido gradualmente *esfria* se há evaporação. É claro que quando uma molécula de vapor vem do ar para água, existe subitamente uma grande atração a medida que ela se aproxima da superfície. Isso acelera a molécula que está se aproximando da superfície e resulta em geração de calor. Assim, quando elas saem levam calor embora e quando elas voltam geram calor. É claro que quando não existe uma rede de evaporação o resultado é nulo – a água não muda de temperatura. Se soprarmos a água de forma a manter a evaporação continuamente, então a água esfriará. Como se sopra numa sopa para esfriá-la!

Claro que você deve perceber que os processos que acabamos de descrever são mais complicados do que mostrados. Não só moléculas de água vão para o ar, mas também, de tempos em tempos, moléculas de oxigênio ou nitrogênio vão para água e “se perdem” na massa de água. Portanto o ar dissolve na água: moléculas de oxigênio e nitrogênio vão se difundir na água e ela vai conter ar. Se tirarmos subitamente o ar do recipiente, então as moléculas de ar vão sair da água mais rapidamente que entrar e isto irá produzir bolhas. Isto é muito ruim para mergulhadores como você deve saber.

Agora vamos para um outro processo. Na Fig. 1-6 vemos, sob o ponto de vista atômico, um sólido dissolvendo em água. Se colocarmos um cristal de sal em água, o que acontecerá? O sal é um sólido, um cristal, um arranjo organizado de “átomos de sal”. A Fig. 1-7 é uma ilustração da estrutura tridimensional de um sal comum, cloreto de sódio. Estritamente falando, o cristal não é feito de átomos, mas do que denominamos de *íons*. Um íon é um átomo que tem alguns elétrons a mais ou a menos. Em um cristal de sal, encontramos íons de cloro (átomos de cloro com um elétron extra) e íons de sódio (átomos de sódio com um elétron a menos). No sal sólido, os íons ficam todos juntos devido a atração elétrica, porém quando colocados em água, observamos que alguns íons se soltam do cristal, devido a atração dos íons pelo oxigênio negativo e pelo hidrogênio positivo das moléculas de água. Na Fig. 1-6 vemos um íon de cloro se soltando e outros átomos flutuando na água na forma de íons. Essa imagem foi feita com alguns cuidados. Note, por exemplo, que os átomos de hidrogênio das moléculas de água estão mais próximos dos íons de cloro, enquanto que os átomos de oxigênio estão mais próximos dos íons de sódio, porque o íon de sódio é positivo e o oxigênio da água é negativo e eles se atraem eletricamente. Dessa imagem podemos dizer que o sal está se *dissolvendo* na água ou está sendo *cristalizado fora* da água? Claro que não *podemos* dizer, porque enquanto alguns átomos estão deixando o cristal outros átomos estão se juntando a ele novamente. O processo é *dinâmico*, como no caso da evaporação, e isto depende de quanto sal tem na água, mais ou menos do que a quantidade necessária para o equilíbrio. Por equilíbrio, queremos dizer que é a situação em que a taxa de átomos que deixam o sal é a mesma que a taxa de átomos que voltam a se juntar a ele. Se quase não existe sal na água, mais átomos vão deixar o sal que retornar e o sal se dissolve. Se, por outro lado, existirem muitos “átomos de sal” na água, mais átomos retornam do que saem e o sal se cristaliza.

Cristal	●	○	$a(\text{Å})$
Pedra de sal	Na	Cl	5,64
Silvita	K	Cl	6,28
	Ag	Cl	5,54
Galena	Mg	O	4,20
	Pb	S	5,97
	Pb	Se	6,14
	Pb	Te	6,34



Distância do vizinho mais próximo,  $d = a/2$

Figura 1-7

A propósito, é interessante mencionar que o conceito de *molécula* de uma substância é apenas aproximado e existe apenas para uma certa classe de substâncias. Isso fica claro no caso da água que tem três átomos ligados. Entretanto, isto não é claro no caso do sólido de cloreto de sódio. Existe apenas um arranjo de íons de sódio e cloro em um padrão cúbico. Não existe uma forma natural de agrupá-los como uma “molécula de sal”.

Voltando para nossa discussão de solução e precipitação, se aumentarmos a temperatura da solução salina, então a taxa em que os átomos deixam o sólido é aumentada, de mesmo modo que a taxa em que os átomos retornam. Isso torna mais difícil, em geral, em prever qual o caminho que prevalecerá, se mais ou menos do sólido se

dissolverá. Algumas substâncias se dissolvem mais ao aumentar a temperatura, mas outras dissolvem menos.

#### 1-4 Reações químicas

Em todos os processos que foram descritos até o momento, os átomos e íons não mudaram de parceiros, mas é claro que existem circunstâncias em que os átomos mudam de associação, formando novas moléculas. Isso é ilustrado na Fig. 1-8. Um processo no qual o reagrupamento de parceiros dos átomos ocorre é o que chamamos de uma *reação química*. Os outros processos descritos até agora são chamados de processos físicos, entretanto não existe uma distinção rígida entre ambos. (A natureza não se importa como os chamamos, ela apenas continua agindo.) Assumimos que essa figura representa carbono queimando em oxigênio. No caso do oxigênio, *dois* átomos de oxigênio se ligam muito fortemente. (Por que não *três* ou até mesmo *quatro* se ligam? Isso é uma das características muito peculiar desses tipos de processos atômicos. Os átomos são muito especiais: eles gostam de certos companheiros específicos, certas direções específicas e assim por diante. Cabe à Física analisar por que cada átomo quer o que ele quer. Em qualquer proporção, dois átomos de oxigênio formam uma molécula estável e feliz.)

Supõe-se que os átomos de carbonos estão na forma de sólido cristalino (que pode ser grafite ou diamante<sup>1</sup>). Agora, por exemplo, uma molécula de oxigênio pode se aproximar do carbono, cada átomo pegar um átomo de carbono e se afastar em uma nova combinação – “carbono-oxigênio” – o que é uma molécula de gás chamado monóxido de carbono. A ele é dado o nome químico de CO. Isso é muito simples: as letras “CO” são praticamente a imagem dessa molécula. Todavia, carbono atrai oxigênio muito mais que oxigênio atrai oxigênio ou carbono atrai carbono. Portanto, nesse processo o oxigênio pode chegar com apenas um pouco de energia, mas o oxigênio e o carbono vão se ligar com um tremendo ímpeto e comoção e tudo ao redor deles vai ganhar energia. Uma grande quantidade de energia de movimento, energia cinética, é então gerada. É claro que isso está *queimando*; está havendo ganho de *calor* na formação da ligação oxigênio e carbono. Esse calor aparece habitualmente na forma de movimento das moléculas de um gás quente, mas em certas circunstâncias ele pode ser tão grande que gera *luz*. Isso é como aparecem as *chamas*.

Adicionalmente, o monóxido de carbono não está totalmente satisfeito. É possível para ele se ligar com outro átomo de oxigênio, então teríamos uma reação muito mais complicada, na qual o oxigênio estaria se ligando ao carbono, enquanto ao mesmo tempo estaria ocorrendo uma colisão com uma molécula de monóxido de carbono. Um átomo de oxigênio poderia se ligar ao CO e formar uma molécula, composta por um carbono e dois oxigênios, que é nomeado CO<sub>2</sub> e chamada de dióxido de carbono. Se queimarmos carbono muito rapidamente com uma pequena quantidade de oxigênio (por exemplo, em um motor de automóvel, onde a explosão é tão rápida que não há tempo para produzir dióxido de carbono) uma grande quantidade de monóxido de carbono será formada. Em muitos casos rearranjos desse tipo liberam uma grande quantidade de energia produzindo explosões, chamas, etc., dependendo das reações. Químicos têm estudado esse arranjo dos átomos e observaram que toda substância é algum tipo de *arranjo de átomos*.

Para ilustrar essa idéia, vamos considerar outro exemplo. Se formos em um campo de pequenas violetas, sabemos o que é “aquele aroma”. Isso é algum tipo de *molécula*, ou arranjo de átomos, que percorre o caminho até nosso nariz. Primeiro de tudo, *como* percorreu esse caminho? Isso é muito fácil. Se o aroma é algum tipo de molécula no ar que dança livremente e sobre colisões eventuais, ela pode *acidentalmente* percorrer um caminho até o nariz. Certamente, ela não tem nenhum desejo particular de chegar ao nariz. Isso é meramente uma molécula perdida de uma multidão de moléculas agitadas que, num caminho sem destino, esse pedaço específico de matéria, se encontrará no nariz.

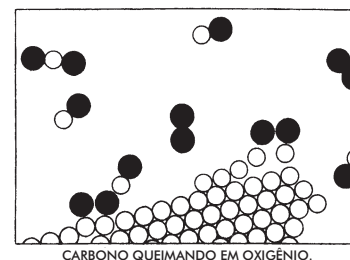


Figura 1-8

<sup>1</sup> É possível queimar diamante em ar.

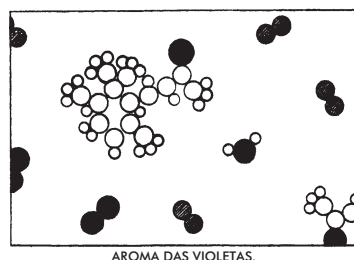


Figura 1-9

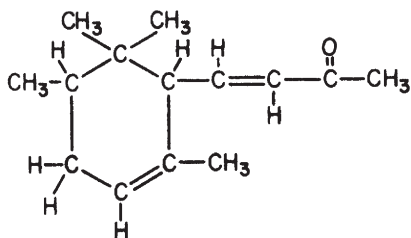
Os químicos podem pegar uma molécula qualquer, como a do aroma das violetas, e analisá-las para nos informar o *arranjo exato* dos átomos no espaço. Sabemos que a molécula de dióxido de carbono é linear e simétrica: O–C–O. (Isso pode ser determinado facilmente, também, por métodos físicos.) Mesmo para uma vasta quantidade de moléculas, existente na química, que tem um arranjo atômico muito complicado, há um longo e extraordinário trabalho de detetive para descobrir os arranjos dos átomos. A Fig. 1-9 é uma imagem ilustrativa do ar nas vizinhanças de violetas; novamente encontramos oxigênio, nitrogênio no ar e vapor de água. (Por que existe vapor de água? Porque as violetas são *úmidas*. Todas as plantas transpiram.) Entretanto, também encontramos um “monstro” composto de átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio que se combinou num arranjo particular. Esse é um arranjo muito mais complicado que o do dióxido de carbono; de fato esse é um arranjo imensamente complicado. Infelizmente, não podemos ilustrar tudo que é quimicamente sabido sobre essa molécula, porque o arranjo preciso dos átomos é dado através de uma imagem em três dimensões, enquanto nossa imagem só tem duas dimensões. Os seis carbonos que formam um anel, não formam um anel planar e sim um tipo de anel “dobrado”. Todos os ângulos e distâncias são conhecidos. Então uma *fórmula* química é meramente uma imagem da molécula (veja Fig. 1-10). Quando um químico escreve esse tipo de coisa em um quadro-negro, ele tenta “desenhar” em duas dimensões. Por exemplo, observamos um “anel” de seis carbonos e uma “cadeia” de carbonos pendurada numa extremidade, com um oxigênio na penúltima posição, três hidrogênios ligados ao último carbono, dois carbonos e três hidrogênios colocados aqui, etc.

Como o químico descobre qual é arranjo? Ele mistura garrafas cheias de substâncias e se ficar vermelho, isso informa a ele que na composição existe um hidrogênio e dois carbonos ligados; por outro lado se ficar azul informa uma outra composição. Trata-se de um dos mais fantásticos trabalhos de detetive já realizados – a química orgânica. Para descobrir o arranjo dos átomos nessa extraordinariamente complicada rede, o químico examina o que acontece quando ele mistura duas substâncias diferentes. Os físicos nunca acreditaram completamente que os químicos sabiam do que estavam falando quando eles descreviam arranjos de átomos. Por cerca de vinte anos foi possível, em alguns casos, analisar alguns tipos de molécula (não tão complicadas como essa aqui, mas algumas que contem partes dela) através de métodos físicos e foi possível localizar cada átomo, não olhando as cores, mas *medindo onde eles estão*. E pasmem! Os químicos estão quase sempre certos.

De fato, foi descoberto que no aroma das violetas existem três moléculas ligeiramente diferentes, que diferem apenas no arranjo de alguns átomos de hidrogênio.

Um problema da química é como dar nomes às substâncias, de forma a saber o que ela é. Achar um nome para essa forma! O nome não deve apenas informar a forma da molécula, mas também deve informar que aqui tem o oxigênio e ali um hidrogênio – exatamente qual é e onde cada átomo está. Então percebemos que a nomenclatura química deve ser complexa a fim de ser completa. Para perceber como o nome de uma dessas moléculas pode ter uma forma complicada, mostraremos que o nome da estrutura é 4-(2, 2, 3, 6 tetrametil-5-ciclohexanil)-3-buteno-2-um e seu arranjo é o mostrado na Fig. 1-10. Podemos perceber a dificuldade que o químico tem e também a razão desses nomes tão grandes. Não é porque eles desejam ser obscuros, mas porque eles têm um problema extremamente difícil que é o de descrever as moléculas em palavras!

Como *sabemos* que existem átomos? Através de um dos truques mencionado antes: fazemos a *hipótese* que eles existem e analisamos se um a um dos resultados saem na forma que predissemos, como eles devem ser se as coisas *são* feitas de átomos. Também existem algumas evidências mais diretas, um bom exemplo disso é o seguinte: os átomos são tão pequenos que não podemos vê-los com um microscópio ótico – de fato, nem mesmo com um microscópio *eletrônico*. (Com microscópio ótico pode-se ver só coisas que são muito maiores.) Agora, se os átomos estão sempre em movimento, como na água, e colocarmos uma grande bola de alguma coisa na água, uma bola muito maior que os átomos, a bola se moverá por aí – tanto quanto num jogo de empurrar a bola, onde uma bola enorme é empurrada por muitas pessoas. Elas empurram em várias direções e a bola se move no campo numa forma irregular. Então, dessa mesma forma, a “bola grande” vai se mover por causa das desigualdades das

Figura 1-10 A substância ilustrada é  $\alpha$ -irona.



colisões de um lado para o outro, de um instante para o outro. Portanto, se olharmos para partículas minúsculas (colóides) em água através de um microscópio excelente, observaremos um movimento perpétuo das partículas, que é o resultado do bombardeamento dos átomos. Isso é chamado de *movimento browniano*.

Além disso, podemos ver evidências dos átomos na estrutura de cristais. Em vários casos, as estruturas obtidas através da análise de raio X concordam na “forma” espacial com a forma encontrada através de cristais como achados na natureza. Os ângulos entre várias “faces” de um cristal concordam, em segundos de arcos, com os ângulos obtidos na suposição que um cristal é feito de muitas “camadas” de átomos.

*Tudo é feito de átomos.* Isso é a hipótese chave. A hipótese mais importante em toda a biologia é, por exemplo, que *tudo que animais fazem, átomos também fazem*. Em outras palavras, *não existe nada que os seres vivos façam que não possa ser entendido do ponto de vista que eles são feitos de átomos atuando de acordo com as leis da física*. Isso não era sabido desde o início: levaram algumas experimentações e teorizações para sugerir essa hipótese, mas agora ela é aceita e é a teoria mais usada para produzir novas idéias no campo da biologia.

Se um pedaço de aço ou um pedaço de sal, compostos de átomos uns próximos dos outros, pode ter propriedades tão interessantes; se a água – que não passa de pequenas gotas, quilômetros e quilômetros da mesma coisa sob a Terra – pode formar ondas e espuma e produzir impetuosos sons e estranhos padrões como o gerado quando ela cai sobre o cimento; se tudo isso, toda a vida em uma corrente de água, pode ser nada mais que um montão de átomos, *o que mais é possível?* Se ao invés de arranjar os átomos em um padrão definitivo que se repete várias vezes ou até mesmo em pequenos agrupamentos complexos, como o que provoca o aroma de violetas, pudéssemos arranjá-los em forma que seriam *sempre diferentes* com diferentes tipos de átomos arrumados de qualquer forma, mudando-as continuamente, nunca repetindo, quão mais maravilhoso seriam as possibilidades de forma e comportamento das coisas? É possível que aquela “coisa” que anda de lá para cá diante de você, conversando com você, seja uma grande quantidade desses átomos em um arranjo tão complexo que confunde a imaginação quanto ao que pode fazer? Quando dizemos que somos uma pilha de átomos, não queremos dizer que somos *meramente* uma pilha de átomos, porque uma pila de átomos que não se repete de uma para outra poderia muito bem ter possibilidades na qual você vê diante de si no espelho.