

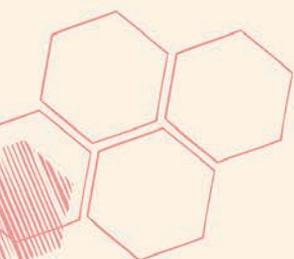
DRAKONTOS

Richard P. Feynman

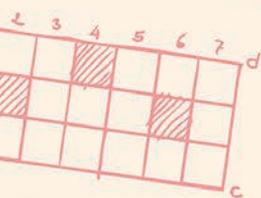
# Seis piezas fáciles

La física explicada por un genio

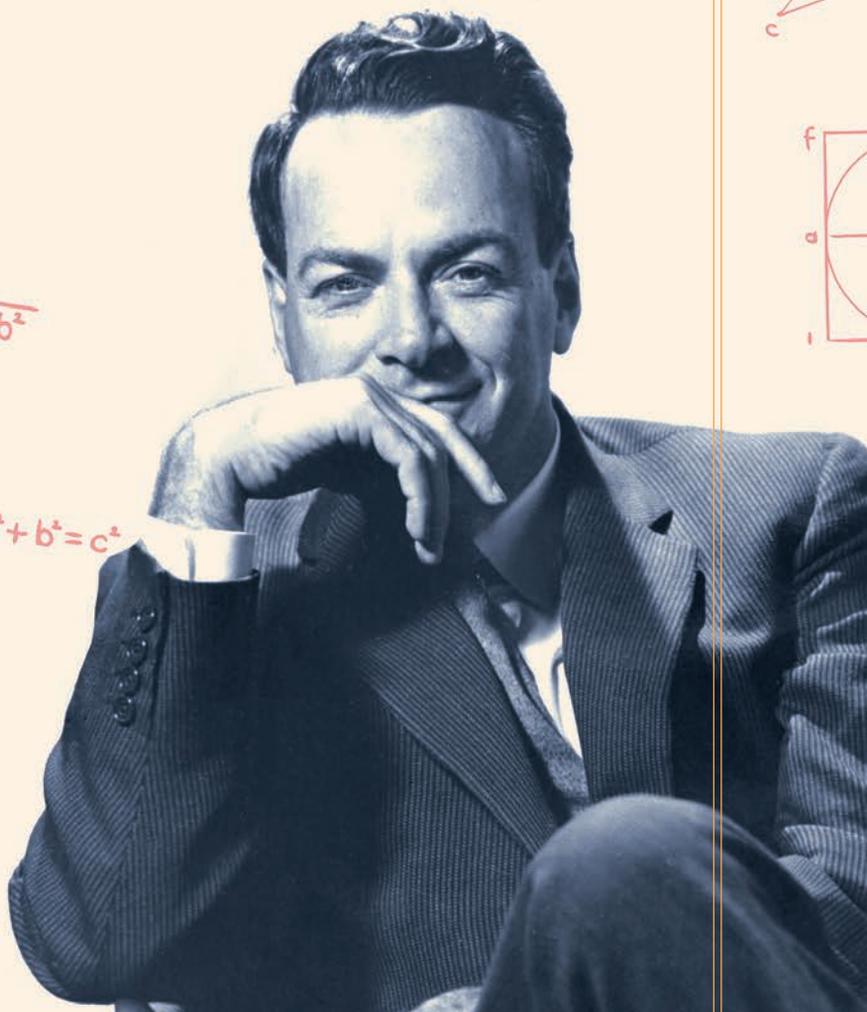
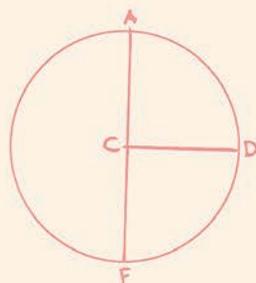
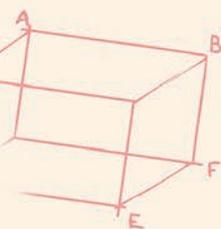
DK



$$c = \sqrt{a^2 + b^2}$$



$$a^2 + b^2 = c^2$$



CRÍTICA

# Seis piezas fáciles

La física explicada por un genio

Richard P. Feynman

Introducción de Paul Davies

Traducción castellana de  
Javier García Sanz

**CRÍTICA**  
BARCELONA

Primera edición: enero de 1998

*Seis piezas fáciles. La física explicada por un genio*  
Richard P. Feynman

No se permite la reproducción total o parcial de este libro, ni su incorporación a un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio, sea éste electrónico, mecánico, por fotocopia, por grabación u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito del editor. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (Art. 270 y siguientes del Código Penal)

Dirijase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos) si necesita reproducir algún fragmento de esta obra. Puede contactar con CEDRO a través de la web [www.conlicencia.com](http://www.conlicencia.com) o por teléfono en el 91 702 19 70 / 93 272 04 47

*Título original: Six easy Pieces. Essential of Physiccs explained  
by its most brilliant Teacher*

This edition published by arrangement with Basic Books, an imprint of Perseus Books, LLC, a subsidiary of Hachette Book Group, Inc., New York, New York, USA. All rights reserved.

© 1963, 1989, 1995, 2011 by the California Institute of Technology

Ilustraciones por cortesía de los Archivos del California Institute of Technology  
Edición preparada por Robert B. Leighton y Matthew Sands

© de la traducción, Javier García Sanz, 1998

© Editorial Planeta S. A., 2017  
Av. Diagonal, 662-664, 08034 Barcelona (España)  
Crítica es un sello editorial de Editorial Planeta, S. A.

[editorial@ed-critica.es](mailto:editorial@ed-critica.es)  
[www.ed-critica.es](http://www.ed-critica.es)

ISBN: 978-84-17067-49-6  
Depósito legal: B. 23.614 - 2017  
2017. Impreso y encuadernado en España

# Átomos en movimiento

## Introducción

**E**ste curso de física en dos años se presenta partiendo de la base de que usted, el lector, va a ser físico. Este no es necesariamente su caso, por supuesto, ¡pero es lo que suponen todos los profesores en todas las disciplinas! Si usted va a ser un físico, tendrá mucho que estudiar: doscientos años del campo de conocimiento con más rápido desarrollo que existe. Tanto conocimiento, de hecho, que usted quizá piense que no puede aprenderlo todo en cuatro años, y realmente no puede hacerlo; ¡tendrá que ir a cursos para graduados!

Resulta bastante sorprendente el hecho de que, a pesar de la tremenda cantidad de trabajo realizado durante todo este tiempo, es posible condensar en gran medida la enorme masa de resultados; es decir, encontrar *leyes* que resuman todo nuestro conocimiento. Incluso así, las leyes son tan difíciles de captar que no es justo que usted empiece a explorar esta enorme disciplina sin algún tipo de mapa o panorámica de la relación entre las diversas disciplinas científicas. De acuerdo con estos comentarios preliminares, los primeros tres capítulos esbozarán la relación de la física con el resto de las ciencias, las relaciones de las ciencias entre sí, y el significado de la ciencia, lo que nos servirá para hacernos una «idea» del tema.

Usted podría preguntarse por qué no podemos enseñar física exponiendo simplemente las leyes básicas en la página uno y mos-

trando luego cómo se aplican en todas las circunstancias posibles, tal como hacemos con la geometría euclidiana, donde establecemos los axiomas y luego hacemos todo tipo de deducciones. (¿De modo que, no contento con aprender física en cuatro años, quiere usted aprenderla en cuatro minutos?) No podemos hacerlo de esta forma por dos razones. La primera es que no *conocemos* aún todas las leyes básicas: la frontera entre el conocimiento y la ignorancia está en continua expansión. La segunda razón es que el enunciado correcto de las leyes de la física implica algunas ideas no muy familiares cuya descripción requiere matemáticas avanzadas. Por lo tanto, es necesaria una considerable cantidad de entrenamiento preparatorio incluso para aprender lo que significan las *palabras*. No, no es posible hacerlo de ese modo. Sólo podemos hacerlo fragmento a fragmento.

Todo fragmento, o parte, de la totalidad de la naturaleza es siempre una mera *aproximación* a la verdad completa, o la verdad completa hasta donde la conocemos. De hecho, todo lo que sabemos es tan sólo algún tipo de aproximación porque *sabemos que todavía no conocemos todas las leyes*. Por lo tanto, las cosas deben ser aprendidas sólo para ser desaprendidas de nuevo o, lo que es más probable, para ser corregidas.

El principio de la ciencia, casi la definición, es el siguiente: *La prueba de todo conocimiento es el experimento*. El experimento es el *único juez* de la «verdad» científica. Pero ¿cuál es la fuente del conocimiento? ¿De dónde proceden las leyes que van a ser puestas a prueba? El experimento por sí mismo ayuda a producir dichas leyes, en el sentido de que nos da sugerencias. Pero también se necesita *imaginación* para crear grandes generalizaciones a partir de estas sugerencias: conjeturar las maravillosas, y simples, pero muy extrañas estructuras que hay debajo de todas ellas, y luego experimentar para poner a prueba una vez más si hemos hecho la conjetura correcta. Este proceso de imaginación es tan difícil que hay una división del trabajo en la física: están los físicos *teóricos*, quienes imaginan, deducen y conjeturan nuevas leyes pero no experimentan, y luego están los físicos *experimentales*, que experimentan, imaginan, deducen y conjeturan.

Decíamos que las leyes de la naturaleza son aproximadas: que primero encontramos las «erróneas», y luego encontramos las «co-

rectas». Ahora bien, ¿cómo puede ser «erróneo» un experimento? En primer lugar, de un modo trivial: si algo está mal en el aparato que usted no advirtió. Pero estas cosas se pueden arreglar fácilmente, y comprobar una y otra vez. Así, sin reparar en estos detalles menores, ¿cómo *pueden* ser erróneos los resultados de un experimento? Sólo siendo imprecisos. Por ejemplo, la masa de un objeto nunca parece cambiar: una peonza en movimiento tiene el mismo peso que una peonza en reposo. De este modo se concibió una «ley»: la masa es constante, independiente de la velocidad. Ahora se ha encontrado que esta «ley» es incorrecta. Resulta que la masa aumenta con la velocidad, pero un aumento apreciable requiere velocidades próximas a la de la luz. Una ley *verdadera* es: si un objeto se mueve con una velocidad menor que 100 kilómetros por segundo, su masa es constante dentro de un margen de una parte en un millón. En esta forma aproximada, esta es una ley correcta. Uno podría pensar que la nueva ley no supone ninguna diferencia significativa en la práctica. Bien, sí y no. Para velocidades ordinarias podemos ciertamente olvidarla y utilizar la sencilla ley de la masa constante como una buena aproximación. Pero si las velocidades son altas cometeremos errores, y cuanto más alta es la velocidad, mayor será el error.

Finalmente, y lo que es más interesante, *filosóficamente estamos completamente equivocados* con la ley aproximada. Nuestra imagen entera del mundo tiene que ser modificada incluso si los cambios en las masas son muy pequeños. Esto es algo muy peculiar de la filosofía, o las ideas, que subyacen en las leyes. Incluso un efecto muy pequeño requiere a veces cambios profundos en nuestras ideas.

Ahora bien, ¿qué deberíamos enseñar primero? ¿Deberíamos enseñar la ley *correcta* pero poco familiar con sus extrañas y difíciles ideas conceptuales, por ejemplo la teoría de la relatividad, el espacio-tiempo tetradimensional y cosas similares? ¿O deberíamos enseñar primero la sencilla ley de la «masa constante», que es sólo aproximada pero no implica ideas tan difíciles? La primera es más excitante, más maravillosa y más divertida, pero la segunda es más fácil de captar al principio, y es un primer paso hacia una comprensión real de la primera idea. Esta cuestión surge una y otra vez al enseñar física. En diferentes momentos tendre-

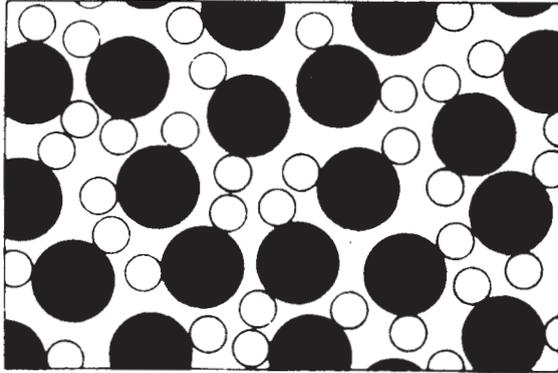
mos que resolverla de diferentes formas, pero en cada etapa vale la pena aprender lo que ahora se conoce, cuán aproximado es, cómo encaja en todo lo demás, y cómo puede cambiar cuando aprendamos más cosas.

Sigamos ahora con la panorámica, o mapa general, de nuestra comprensión de la ciencia actual (en particular, la física, pero también otras ciencias en la periferia), de modo que cuando nos concentremos más tarde en algún punto concreto tendremos alguna idea del contexto general, de por qué este punto particular es interesante y cómo encaja en la gran estructura. Así que ¿cuál es nuestra imagen global del mundo?

### La materia está hecha de átomos

Si, por algún cataclismo, todo el conocimiento quedara destruido y sólo una sentencia pasara a las siguientes generaciones de criaturas, ¿qué enunciado contendría la máxima información en menos palabras? Yo creo que es la *hipótesis atómica* (o el *hecho atómico*, o como quiera que ustedes deseen llamarlo) según la cual *todas las cosas están hechas de átomos: pequeñas partículas que se mueven en movimiento perpetuo, atrayéndose mutuamente cuando están a poca distancia, pero repeliéndose al ser apretadas unas contra otras. Verán ustedes que en esa simple sentencia hay una enorme cantidad de información acerca del mundo, con tal de que se aplique un poco de imaginación y reflexión.*

Para ilustrar la potencia de la idea atómica, supongamos que tenemos una gota de agua de 5 milímetros de diámetro. Si la miramos muy de cerca no vemos otra cosa que agua: agua uniforme y continua. Si la ampliamos con el mejor microscopio óptico disponible —aproximadamente dos mil veces— la gota de agua tendrá aproximadamente 10 metros de diámetro, el tamaño aproximado de una habitación grande, y si ahora la miráramos desde muy cerca, *aún* veríamos agua relativamente uniforme, pero aquí y allí nadan de un lado a otro pequeñas cosas con forma de un balón de rugby. Muy interesante. Son paramecios. Quizá ustedes se queden en este punto y sientan tanta curiosidad por los paramecios con sus cilios cimbreados y cuerpos contorsionados que ya



Agua ampliada mil millones de veces

Figura 1.1.

no sigan más adelante, excepto quizá para ampliar aún más los paramecios y ver qué hay en su interior. Esto, por supuesto, es un tema para la biología, pero por el momento continuaremos y miraremos aún más de cerca al propio material acuoso, ampliándolo dos mil veces más. Ahora la gota de agua se extiende hasta 20 kilómetros de diámetro, y si la miramos muy de cerca vemos una especie de hormigueo, algo que ya no tiene una apariencia lisa; se parece a una multitud en un partido de fútbol vista a gran distancia. Para ver qué es este hormigueo, lo ampliaremos otras doscientas cincuenta veces y veremos algo similar a lo que se muestra en la figura 1.1. Esta es una imagen del agua ampliada mil millones de veces, pero idealizada en varios sentidos. En primer lugar, las partículas están dibujadas de una forma muy simple con bordes definidos, lo que no es exacto. En segundo lugar, y por simplicidad, están esbozadas casi esquemáticamente en una formación bidimensional, pero por supuesto se mueven en tres dimensiones. Nótese que hay dos tipos de «manchas» o círculos que representan los átomos de oxígeno (negros) e hidrógeno (blancos), y que a cada oxígeno hay unidos dos hidrógenos. (Cada grupo pequeño de un oxígeno con sus dos hidrógenos se denomina una molécula.) La imagen aún está más idealizada por el hecho de que las partículas reales en la naturaleza están agitándose y re-

botando continuamente, girando y moviéndose unas alrededor de las otras. Ustedes tendrán que imaginarse esto como una imagen dinámica más que estática. Otra cosa que no puede ilustrarse en un dibujo es el hecho de que las partículas están «adheridas»: que se atraen entre sí, ésta atraída por esa otra, etc. El grupo entero está «pegado», por así decir. Por otra parte, las partículas no se interpenetran. Si ustedes tratan de comprimir dos de ellas y juntarlas demasiado, ellas se repelen.

Los átomos tienen  $1 \text{ o } 2 \times 10^{-8}$  cm de radio. Ahora bien,  $10^{-8}$  cm se denomina un *Ångström* (tan sólo otro nombre), de modo que decimos que tienen 1 o 2 *ångströms* (Å) de radio. Otra manera de recordar este tamaño es la siguiente: si se ampliara una manzana hasta el tamaño de la Tierra, entonces los átomos de la manzana tendrían aproximadamente el tamaño de la manzana original.

Imaginemos ahora esta gran gota de agua con todas estas partículas zigzagueantes adheridas y siguiéndose unas a otras. El agua mantiene su volumen; no se deshace, porque hay una atracción mutua entre las moléculas. Si la gota está en una pendiente, donde puede moverse de un lugar a otro, el agua fluirá, pero no desaparece simplemente —las cosas no se desvanecen— porque existe una atracción molecular. Este movimiento de agitación es lo que representamos como *calor*: cuando aumentamos la temperatura, aumentamos el movimiento. Si calentamos el agua, la agitación aumenta y aumenta el volumen entre los átomos, y si el calentamiento continúa llega un momento en que la atracción entre las moléculas no es suficiente para mantenerlas juntas y se *disgregan* separándose unas de otras. Por supuesto, así es como producimos vapor a partir del agua: aumentando la temperatura; las partículas se separan debido al incremento del movimiento.

En la figura 1.2 tenemos una imagen del vapor. Esta imagen del vapor falla en un aspecto: a la presión atmosférica ordinaria difícilmente llegaría a haber tres en una figura como esta. La mayoría de los cuadrados de este tamaño no contendrían ninguna, pero nosotros tenemos accidentalmente dos y media o tres en la imagen (sólo para que no estuviera completamente vacía). Ahora bien, en el caso del vapor vemos las moléculas características de forma más clara que en el agua. Por simplicidad, las moléculas se han dibuja-

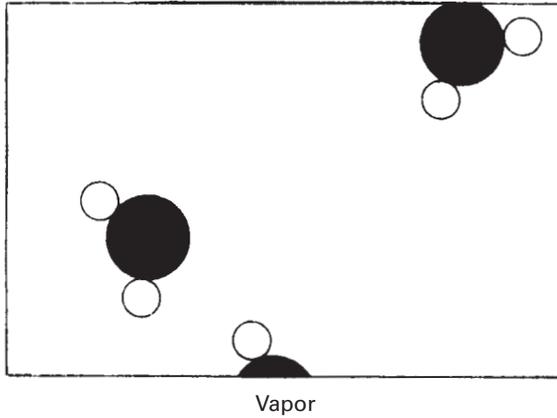


Figura 1.2.

do de modo que haya un ángulo de  $120^\circ$  entre los átomos de hidrógeno. En realidad el ángulo es de  $105^\circ 3'$ , y la distancia entre el centro de un hidrógeno y el centro del oxígeno es de  $0,957 \text{ \AA}$ , de modo que conocemos muy bien esta molécula.

Veamos cuáles son algunas de las propiedades del vapor de agua o cualquier otro gas. Las moléculas, estando separadas unas de otras, rebotarán contra las paredes. Imaginemos una habitación con varias pelotas de tenis (un centenar más o menos) rebotando en movimiento perpetuo. Cuando bombardean la pared se produce un empuje sobre la misma. (Por supuesto, nosotros tendríamos que empujar la pared desde atrás para mantenerla fija.) Esto significa que el gas ejerce una fuerza agitatoria que nuestros torpes sentidos (al no estar nosotros mismos ampliados mil millones de veces) sienten sólo como un *empuje promedio*. Para confinar un gas debemos aplicar una presión. La figura 1.3 muestra un recipiente estándar para mantener gases (utilizado en todos los libros de texto), un cilindro provisto de un pistón. Ahora bien, no hay ninguna diferencia en cuáles sean las formas de las moléculas de agua, de modo que por simplicidad las dibujaremos como pelotas de tenis o puntos pequeños. Estas cosas están en movimiento perpetuo en todas direcciones. Tantas están golpeando el pistón superior continuamente que para evitar que se salgan del tanque por este golpeteo

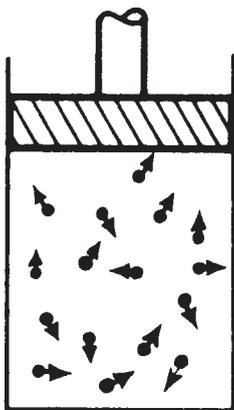


Figura 1.3.

tendremos que sujetar el pistón mediante una cierta fuerza que llamamos *presión* (en realidad, la fuerza es la presión multiplicada por el área). Evidentemente, la fuerza es proporcional al área, pues si aumentamos el área pero mantenemos constante el número de moléculas por centímetro cúbico, aumentamos el número de colisiones con el pistón en la misma proporción en que aumenta el área.

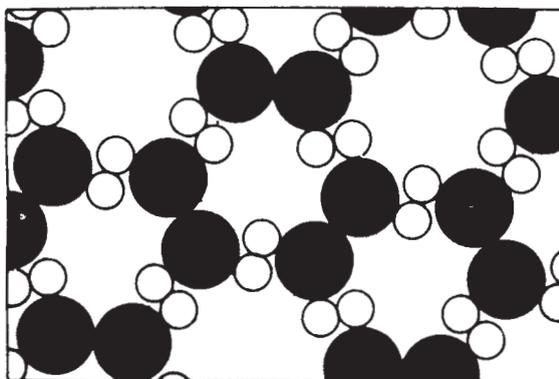
Pongamos ahora el doble de moléculas en este tanque, de modo que se duplique la densidad, y hagamos que tengan la misma velocidad, es decir, la misma temperatura. Entonces, en una buena aproximación, el número de colisiones se duplicará y, puesto que cada una de ellas será igual de «energética» que antes, la presión será proporcional a la densidad. Si consideramos la verdadera naturaleza de las fuerzas entre los átomos, cabría esperar una ligera disminución en la presión debida a la atracción entre los mismos, y un ligero incremento debido al volumen finito que ocupan. De todas formas, con una aproximación excelente, si la densidad es lo suficientemente baja para que no haya muchos átomos, *la presión es proporcional a la densidad*.

También podemos ver algo más: si aumentamos la temperatura sin cambiar la densidad del gas, o sea, si aumentamos la velocidad de los átomos, ¿qué sucederá con la presión? Bien, los áto-

mos golpean con mas fuerza porque se están moviendo con más rapidez, y además golpean con más frecuencia, de modo que la presión aumenta. Vean ustedes qué simples son las ideas de la teoría atómica.

Consideremos otra situación. Supongamos que el pistón se mueve hacia adentro, de modo que los átomos son lentamente comprimidos en un espacio menor. ¿Qué sucede cuando un átomo golpea contra el pistón en movimiento? Evidentemente gana velocidad en la colisión. Ustedes pueden intentarlo haciendo rebotar una pelota de ping-pong en una pala que se mueve hacia ella, por ejemplo, y encontrarán que sale rebotada con más velocidad con la que chocó. (Ejemplo especial: si resulta que un átomo está en reposo y el pistón le golpea, el átomo ciertamente se moverá.) Así pues, los átomos están «más calientes» cuando vuelven del pistón que antes de que chocasen en él. Por consiguiente, todos los átomos que están en el recipiente habrán ganado velocidad. Esto significa que *cuando comprimimos lentamente un gas, la temperatura del gas aumenta*. De este modo, en una *compresión* lenta, un gas *aumentará* su temperatura, y en una *expansión* lenta *disminuirá* su temperatura.

Volvamos ahora a nuestra gota de agua y consideremos otro aspecto. Supongamos que disminuimos la temperatura de nuestra gota de agua. Supongamos que la agitación de las moléculas de los átomos del agua está decreciendo continuamente. Sabemos que existen fuerzas atractivas entre los átomos, de modo que al cabo de algún tiempo ya no serán capaces de agitarse tanto. Lo que sucederá a temperaturas muy bajas está indicado en la figura 1.4: las moléculas se quedarán bloqueadas en una nueva estructura, el *hielo*. Este diagrama esquemático concreto del hielo no es muy bueno porque está en dos dimensiones, pero es cualitativamente correcto. El punto interesante es que en el material hay un *lugar definido para cada átomo*, y ustedes pueden apreciar fácilmente que si de un modo u otro mantuviéramos todos los átomos de un extremo de la gota en una cierta disposición, cada uno de ellos en un determinado lugar, entonces, debido a la estructura de las interconexiones, que es rígida, el otro extremo a kilómetros de distancia (en nuestra escala ampliada) tendría una posición definida. Así, si agarramos una aguja de hielo por un extremo, el otro



Hielo

Figura 1.4.

extremo aguanta nuestra fuerza, a diferencia del caso del agua en el que la estructura se desmorona debido a la agitación creciente que hace que todos los átomos se muevan de formas diferentes. La diferencia entre sólidos y líquidos consiste entonces en que en un sólido los átomos están dispuestos en algún tipo de formación, llamada una *red cristalina*, y no tienen una posición aleatoria a grandes distancias; la posición de los átomos en un extremo del cristal está determinada por la de otros a millones de átomos de distancia al otro extremo del cristal. La figura 1.4 es una disposición imaginaria para el hielo pero, aunque contiene muchas de las características correctas del hielo, no es la disposición verdadera. Una de las características correctas es que hay una parte de la simetría que es hexagonal. Ustedes pueden ver que, si giramos la figura  $60^\circ$  alrededor de un eje, la imagen vuelve a ser la misma. Así pues, hay una *simetría* en el hielo que explica por qué los copos de nieve aparecen con seis lados. Otra cosa que podemos ver de la figura 1.4 es por qué el hielo se contrae cuando se funde. La estructura cristalina concreta del hielo mostrada aquí tiene muchos «agujeros» en su interior, como los tiene la verdadera estructura del hielo. Cuando la organización se desmorona, estos agujeros pueden ser ocupados por moléculas. La mayoría de las sustancias simples, con la excepción del agua y algún metal, se *ex-*

*panden* al fundirse, porque los átomos están empaquetados más estrechamente en el sólido cristalino y al fundirse necesitan más sitio para agitarse; pero una estructura abierta colapsa, como es el caso del agua.

Ahora bien, aunque el hielo tiene una forma cristalina «rígida», su temperatura puede cambiar: el hielo tiene calor. Si queremos, podemos cambiar la cantidad de calor. ¿Qué es el calor en el caso del hielo? Los átomos no están en reposo. Están agitándose y vibrando. Así pues, incluso si hay un orden definido en el cristal —una estructura definida—, todos los átomos están vibrando «en su sitio». A medida que aumentamos la temperatura, vibran con una amplitud cada vez mayor, hasta que se salen de su sitio. Llamamos a esto  *fusión* . A medida que disminuimos la temperatura, la vibración disminuye cada vez más hasta que, en el cero absoluto, se reduce a una cantidad mínima de vibración que pueden tener los átomos, aunque  *no nula* . Esta cantidad de movimiento mínima que pueden tener los átomos no es suficiente para fundir una sustancia, con una excepción: el helio. El helio simplemente reduce los movimientos atómicos tanto como puede, pero incluso en el cero absoluto hay todavía movimiento suficiente para evitar la congelación. El helio no se congela ni siquiera en el cero absoluto, a menos que la presión sea tan grande como para hacer que los átomos se aplasten unos contra otros. Si aumentamos la presión,  *podemos*  hacer que se solidifique.

## Procesos atómicos

Hasta aquí la descripción de sólidos, líquidos y gases desde el punto de vista atómico. Sin embargo, la hipótesis atómica describe también  *procesos* , y por ello vamos a ver ahora algunos procesos desde un punto de vista atómico. El primer proceso que consideraremos está asociado a la superficie del agua. ¿Qué sucede en la superficie del agua? Haremos ahora la imagen más complicada —y más realista— suponiendo que la superficie está al aire. La figura 1.5 muestra la superficie del agua al aire. Vemos las moléculas de agua como antes, formando un bloque de agua líquida, pero ahora vemos también la superficie del agua. Por encima de

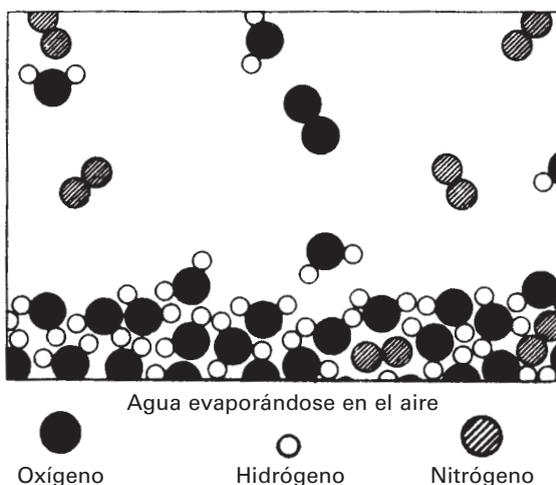


Figura 1.5.

la superficie encontramos varias cosas: ante todo hay moléculas de agua, como en el vapor. Esto es *vapor de agua*, que siempre se encuentra por encima del agua líquida. (Hay un equilibrio entre el vapor de agua y el agua que describiremos más adelante.) Además encontramos otras moléculas: aquí dos átomos de oxígeno adheridos, formando una *molécula de oxígeno*, allí dos átomos de nitrógeno también adheridos para formar una molécula de nitrógeno. El aire consiste casi por completo en nitrógeno, oxígeno, algo de vapor de agua y cantidades menores de dióxido de carbono, argón y otras cosas. Así que por encima de la superficie del agua está el aire, un gas, que contiene algo de vapor de agua. Ahora bien, ¿qué está sucediendo en esta imagen? Las moléculas en el agua están en continua agitación. De cuando en cuando, una molécula en la superficie es golpeada con una fuerza algo mayor de lo normal, y es expulsada. Es difícil ver esto en la imagen porque es una imagen *estática*. Pero podemos imaginar que una molécula próxima a la superficie acaba de ser golpeada y se está desprendiendo, y quizá otra ha sido golpeada y se separa. Así, molécula a molécula, el agua desaparece: se evapora. Pero si *cerramos* el recipiente por arriba, al cabo de algún tiempo encon-

traremos un gran número de moléculas de agua entre las moléculas del aire. De cuando en cuando, una de estas moléculas de vapor llega hasta el agua y se queda adherida de nuevo. De este modo vemos que lo que parecía algo poco interesante y muerto —un vaso de agua con una tapa, que ha estado allí durante quizá veinte años— realmente contiene un fenómeno dinámico e interesante que prosigue continuamente. A nuestros ojos, nuestros torpes ojos, nada está cambiando, pero si pudiésemos verlo ampliado mil millones de veces veríamos que desde este punto de vista está cambiando continuamente: hay moléculas que están dejando la superficie y moléculas que regresan a ella.

¿Por qué *nosotros* no vemos *ningún* cambio? ¡Porque están abandonando la superficie exactamente tantas moléculas como están volviendo a ella! A la larga «nada sucede». Si ahora quitamos la tapa del recipiente y soplamos para apartar el aire húmedo, reemplazándolo con aire seco, entonces el número de moléculas que abandonan la superficie es exactamente el mismo que antes, porque este número depende de la agitación del agua, pero el número de moléculas que regresan se reduce mucho debido a que hay muchas menos moléculas de agua por encima de la superficie del agua líquida. Por consiguiente, hay más moléculas saliendo que entrando, y el agua se evapora. De modo que si ustedes quieren evaporar agua ¡pongan en marcha el ventilador!

Aquí hay algo más: ¿qué moléculas se van? Cuando una molécula se va es debido a una acumulación accidental de energía algo mayor de la habitual, que es lo que se necesita para liberarla de las atracciones de sus vecinas. Así pues, puesto que las moléculas que se van tienen más energía que la media, las moléculas que quedan tienen en promedio un movimiento *menor* que el que tenían antes. De modo que el líquido se *enfria* poco a poco cuando se evapora. Por supuesto, si una molécula de vapor llega desde el aire hasta el agua que está por debajo, aparece de repente una gran atracción cuando la molécula se aproxima a la superficie. Esto acelera la partícula incidente y da lugar a una generación de calor. Así, cuando las moléculas dejan la superficie roban calor; cuando regresan generan calor. Por supuesto, cuando no hay evaporación neta el resultado es nulo: el agua no cambia de temperatura. Si soplamos en el agua para mantener una preponderancia continua en el número

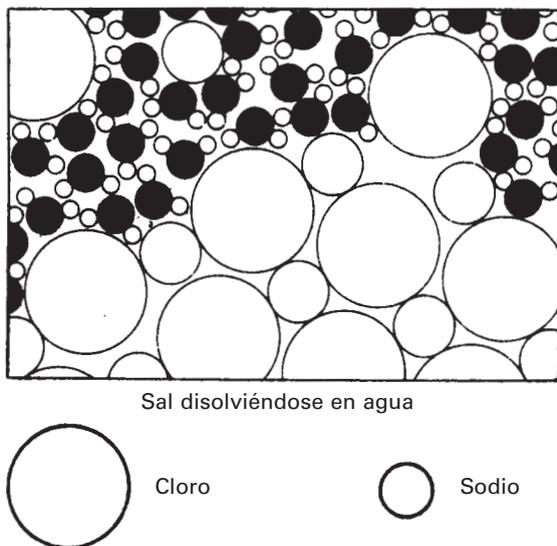


Figura 1.6.

de moléculas que se evaporan, entonces el agua se enfría. Por lo tanto, ¡hay que soplar en la sopa para enfriarla!

Ustedes comprenderán, por supuesto, que los procesos que acabamos de describir son más complicados de lo que hemos indicado. No sólo el agua penetra en el aire, sino que también, de cuando en cuando, una de las moléculas de oxígeno o nitrógeno penetrará y se «perderá» entre la masa de las moléculas de agua, y seguirá su camino dentro del agua. Así, el aire se disuelve en el agua; las moléculas de oxígeno y nitrógeno seguirán su camino dentro del agua y el agua contendrá aire. Si repentinamente extraemos el aire del recipiente, entonces las moléculas de aire dejarán el agua con más rapidez de la que entran en ella, y al hacerlo así formarán burbujas. Esto es muy malo para los buceadores, como ustedes quizá ya sepan.

Vayamos ahora a otro proceso. En la figura 1.6 vemos, desde un punto de vista atómico, un sólido que se disuelve en agua. Si colocamos un cristal de sal en el agua, ¿qué sucederá? La sal es un sólido, un cristal, una disposición ordenada de «átomos de sal». La fi-

Cristal	●	○	$a(\text{Å})$
Sal común	Na	Cl	5,64
	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

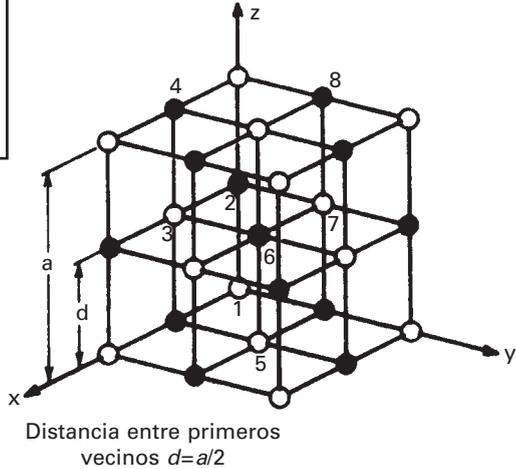


Figura 1.7.

gura 1.7 es una ilustración de la estructura tridimensional de la sal común, el cloruro sódico. Estrictamente hablando, el cristal no está compuesto de átomos, sino de lo que denominamos *iones*. Un ión es un átomo que o bien tiene algunos electrones de más o bien ha perdido algunos electrones. En un cristal de sal encontramos iones de cloro (átomos de cloro con un electrón extra) e iones de sodio (átomos de sodio a los que les falta un electrón). Todos los iones se adhieren por atracción eléctrica en la sal sólida, pero cuando los colocamos en el agua encontramos que, debido a las atracciones del oxígeno negativo y el hidrógeno positivo hacia los iones, algunos de los iones se agitan más libremente. En la figura 1.6 vemos un ión de cloro que se libera y otros átomos que flotan en el agua en forma de iones. Esta imagen se ha hecho con cierto cuidado. Nótese, por ejemplo, que los terminales de hidrógeno de las moléculas de agua suelen estar más cerca del ión cloro, mientras que cerca del ión sodio es mucho más probable encontrar el terminal de oxígeno, porque el sodio es positivo y el terminal de oxígeno del agua es negativo, y ambos se atraen eléctricamente. ¿Podemos decir a partir de

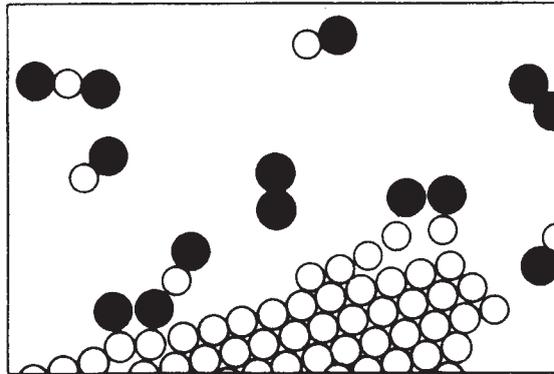
esta imagen si la sal se está *disolviendo* en el agua o está *cristalizando a partir* del agua? Por supuesto que *no podemos* decirlo, porque mientras que algunos de los átomos están dejando el cristal, otros átomos se están volviendo a unir a él. Se trata de un proceso *dinámico*, igual que en el caso de la evaporación, y depende de si hay más o menos sal en el agua que la cantidad necesaria para el equilibrio. Por equilibrio entendemos esa situación en la que el ritmo al que los átomos están dejando el cristal ajusta exactamente con el ritmo al que están volviendo a él. Si no hubiese apenas sal en el agua, habría más átomos que lo dejan que átomos que regresan a él, y la sal se disolvería. Si, por el contrario, hubiera demasiados «átomos de sal», regresarían más de los que se van, y la sal estaría cristalizando.

Mencionemos de paso que el concepto de una *molécula* de una sustancia es sólo aproximado y existe solamente para cierta clase de sustancias. Es evidente en el caso del agua que los tres átomos están realmente adheridos. No es tan claro en el caso del cloruro sódico en el sólido. Hay tan sólo una disposición de iones sodio y cloro en una estructura cúbica. No hay manera natural de agruparlos como «moléculas de sal».

Volviendo a nuestra discusión de la solución y la precipitación, si aumentamos la temperatura de la solución salina se incrementa el ritmo al que los átomos se van, y también lo hace el ritmo al que los átomos vuelven. Resulta muy difícil, en general, predecir qué es lo que va a pasar, si se va a disolver más o menos sólido. La mayoría de las sustancias se disuelven más, pero algunas sustancias se disuelven menos a medida que la temperatura aumenta.

## Reacciones químicas

En todos los procesos que se han descrito hasta ahora, los átomos y los iones no han cambiado de compañeros, pero por supuesto hay circunstancias en las que los átomos cambian sus combinaciones para formar nuevas moléculas. Esto se ilustra en la figura 1.8. Un proceso en el que tiene lugar una recombinación de los compañeros atómicos es lo que denominamos una *reacción química*. Los



Carbono quemándose en oxígeno

Figura 1.8.

otros procesos descritos hasta ahora se denominan procesos físicos, pero no hay una distinción tajante entre ambos tipos de procesos. (La naturaleza no se preocupa de cómo lo llamemos, simplemente sigue trabajando.) Se supone que esta figura representa carbono quemándose en oxígeno. En el caso del oxígeno, *dos* átomos de oxígeno están adheridos muy fuertemente. (¿Por qué no se adhieren *tres* o incluso *cuatro* átomos? Esta es una de las características muy peculiares de tales procesos atómicos. Los átomos son muy especiales: les gustan ciertos compañeros concretos, ciertas direcciones concretas, y así sucesivamente. La tarea de la física consiste en analizar por qué cada uno de ellos quiere lo que quiere. En cualquier caso, dos átomos de oxígeno forman, saturados y felices, una molécula.)

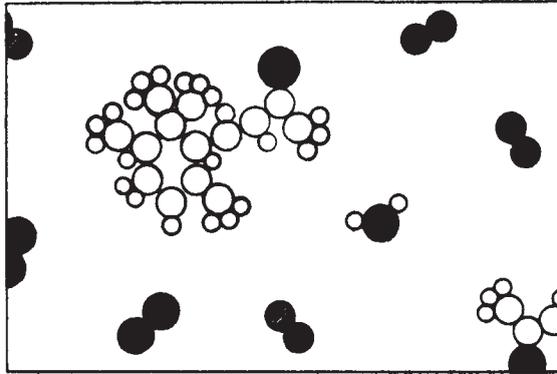
Se supone que los átomos de carbono están en un cristal sólido (que podría ser grafito o diamante).<sup>\*</sup> Ahora, por ejemplo, una de las moléculas de oxígeno puede llegar al carbono, y cada uno de sus átomos puede recoger un átomo de carbono y salir en una nueva combinación —«carbono-oxígeno»—, que es una molécula de un gas denominado monóxido de carbono. Se le da el nombre quími-

\* Se puede quemar un diamante en aire.

co CO. Es muy simple: las letras «CO» son prácticamente una imagen de dicha molécula. Pero el carbono atrae al oxígeno con mucha más fuerza que el oxígeno atrae al oxígeno o que el carbono atrae al carbono. Por lo tanto, en este proceso el oxígeno puede llegar con sólo una pequeña energía, pero el oxígeno y el carbono saldrán juntos con una enorme violencia y conmoción, y cualquier cosa que haya cerca de ellos recogerá la energía. Entonces se genera una gran cantidad de energía de movimiento, energía cinética. Esto, por supuesto, es la *combustión*; estamos obteniendo *calor* a partir de la combinación de oxígeno y carbono. El calor está ordinariamente en forma de movimiento molecular del gas caliente, pero en ciertas circunstancias puede ser tan enorme que genere *luz*. Así es cómo se obtienen las *llamas*.

Además, el monóxido de carbono no está totalmente satisfecho. Es posible que se una a otro oxígeno, de modo que podríamos tener una reacción mucho más complicada en la que el oxígeno se está combinando con el carbono y al mismo tiempo tiene lugar una colisión con una molécula de monóxido de carbono. Un átomo de oxígeno podría unirse al CO y formar finalmente una molécula, compuesta de un carbono y dos oxígenos, que se designa CO<sub>2</sub> y se denomina dióxido de carbono. Si quemamos el carbono con muy poco oxígeno en una reacción muy rápida (por ejemplo, en un motor de automóvil, donde la explosión es tan rápida que no hay tiempo para hacer dióxido de carbono), se forma una gran cantidad de monóxido de carbono. En muchas de tales recombinaciones se libera una cantidad muy grande de energía, que produce explosiones, llamas, etc., dependiendo de las reacciones. Los químicos han estudiado estas ordenaciones de los átomos y han encontrado que toda sustancia es algún tipo de *disposición de átomos*.

Para ilustrar esta idea, consideremos otro ejemplo. Si entramos en un campo de pequeñas violetas, enseguida sabemos qué es «ese olor». Es algún tipo de *molécula*, o disposición de átomos, que se ha abierto camino hasta el interior de nuestras fosas nasales. Antes de nada, ¿cómo se abrió camino? Eso es bastante fácil. Si el olor es algún tipo de molécula en el aire, agitándose y siendo golpeada desde todas direcciones, podría haber llegado *acci-*

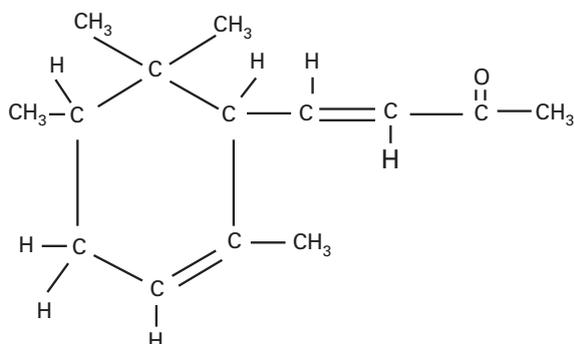


Aroma de violetas

Figura 1.9.

*dentalmente* al interior de la nariz. Ciertamente no tiene ningún deseo particular de entrar en nuestra nariz. Es simplemente una indefensa parte de una multitud zigzagueante de moléculas, y en su errar sin rumbo esta porción concreta de materia acaba encontrándose en nuestra nariz.

Ahora los químicos pueden tomar moléculas especiales como las del aroma de las violetas y analizarlas y decirnos la *disposición exacta* de los átomos en el espacio. Sabemos que la molécula de dióxido de carbono es recta y simétrica:  $O-C-O$ . (Esto también puede determinarse fácilmente con métodos físicos.) Sin embargo, incluso para las enormemente más complicadas disposiciones de átomos que hay en la química es posible, mediante un largo y notable proceso de trabajo detectivesco, encontrar las disposiciones de los átomos. La figura 1.9 es una imagen del aire cerca de una violeta; de nuevo encontramos nitrógeno y oxígeno en el aire, y vapor de agua. (¿Por qué hay vapor de agua? Porque la violeta está *húmeda*. Todas las plantas transpiran.) Sin embargo, vemos también un «monstruo» compuesto de átomos de carbono, átomos de hidrógeno y átomos de oxígeno, que han elegido una cierta estructura concreta en la que disponerse. Es una disposición mucho más complicada que la del dióxido de carbono; de hecho, es una disposición enormemente complicada. Por desgracia, no podemos representar todo lo que de verdad se conoce sobre ella químicamente,

1.10. La sustancia representada es  $\alpha$ -irona.

porque la disposición precisa de todos los átomos se conoce realmente en tres dimensiones, mientras que nuestra imagen es sólo bidimensional. Los seis carbonos que forman un anillo no forman un anillo plano, sino un tipo de anillo «arrugado». Se conocen todos los ángulos y las distancias. Así pues, una *fórmula* química es simplemente una imagen de semejante molécula. Cuando el químico escribe una cosa semejante en la pizarra está tratando de «dibujar», hablando *grosso modo*, en dos dimensiones. Por ejemplo, vemos un «anillo» de seis carbonos, y una «cadena» de carbonos que cuelga en un extremo, con un oxígeno en el segundo lugar a partir del extremo, tres hidrógenos unidos al carbono, dos carbonos y tres hidrógenos adheridos aquí, etc.

¿Cómo descubre el químico cuál es la disposición? Él mezcla botellas llenas de algún material, y si éste se vuelve rojo, significa que consiste en un hidrógeno y dos carbonos unidos aquí; si se vuelve azul, por el contrario, no es esa la forma ni mucho menos. Esta es una de las más fantásticas piezas de trabajo detectivesco que se han hecho nunca: la química orgánica. Para descubrir la disposición de los átomos en estas formaciones enormemente complicadas, el químico observa qué sucede cuando mezcla dos sustancias diferentes. El físico nunca se acababa de creer que el químico supiera de lo que estaba hablando cuando describía la disposición de los átomos. Desde hace aproximadamente veinte años ha sido posible, en algunos casos, examinar moléculas seme-

jantes (no tan complicadas como estas, pero sí algunas que contienen partes de ella) por un método físico, y ha sido posible localizar cada átomo, no observando colores, sino *midiendo dónde están*. Y ¡como por arte de magia!, los químicos tienen casi siempre razón.

Resulta, de hecho, que en las violetas hay tres moléculas ligeramente distintas, que difieren sólo en la disposición de los átomos de hidrógeno.

Un problema de la química consiste en dar nombre a una sustancia, de tal modo que sepamos qué es. ¡Encontrar un nombre para esta forma! El nombre no sólo debe decir la forma, sino que también debe decir que aquí hay un átomo de oxígeno, ahí hay un hidrógeno: exactamente qué es y dónde está cada átomo. Es fácil comprender entonces que los nombres químicos deban ser complejos para poder ser completos. Vean ustedes que el nombre de esta cosa en la forma más completa que les revele su estructura es 4-(2,2,3,6 tetrametil-5-ciclohexenil)-3-buten-2-uno, y eso les dice que esta es la disposición. Podemos darnos cuenta de las dificultades que tienen los químicos, y darnos cuenta también de la razón de nombres tan largos. ¡No es que ellos quieran ser oscuros, sino que se enfrentan a un problema extremadamente difícil al tratar de describir las moléculas con palabras!

¿Cómo *sabemos* que existen los átomos? Por uno de los trucos antes mencionados: hacemos la *hipótesis* de que existen átomos, y los resultados se siguen uno tras otro de la forma que predecimos, como debería ser si las cosas *están* hechas de átomos. Existe también una evidencia algo más directa, un buen ejemplo de la cual es el siguiente: los átomos son tan pequeños que ustedes no pueden verlos con un microscopio óptico; de hecho, ni siquiera con un microscopio *electrónico*. (Con un microscopio óptico ustedes sólo pueden ver cosas que son mucho más grandes.) Ahora bien, si los átomos están siempre en movimiento, digamos en agua, y ponemos una bola grande de algo en el agua, una bola mucho más grande que los átomos, la bola se agitará de un lado a otro, de forma muy parecida a un juego en donde un balón muy grande es empujado en todas direcciones por muchas personas. Las personas están empujando en diferentes direcciones, y el balón se mueve en el campo de una forma irregular. De la misma forma,

la «gran bola» se moverá debido a las desigualdades de las colisiones en un lado y en otro, y de un instante al siguiente. Así, si miramos partículas muy pequeñas (coloides) en el agua a través de un microscopio excelente, vemos una agitación perpetua de las partículas que es el resultado del bombardeo de los átomos. Esto se denomina *movimiento browniano*.

Tenemos evidencia adicional de los átomos en la estructura de los cristales. En muchos casos las estructuras deducidas por análisis de rayos X coinciden en sus «formas» espaciales con las formas que realmente muestran los cristales tal como se dan en la naturaleza. Los ángulos entre las diversas «caras» de un cristal coinciden, dentro de un margen de segundos de arco, con los ángulos deducidos de la hipótesis de que un cristal está hecho de muchas «capas» de átomos.

*Todo está hecho de átomos.* Esta es la hipótesis clave. La hipótesis más importante de toda la biología, por ejemplo, es que *todo lo que hacen los animales lo hacen los átomos*. En otras palabras, *no hay nada que hagan los seres vivos que no pueda ser comprendido desde el punto de vista de que están hechos de átomos que actúan de acuerdo con las leyes de la física*. Esto no era conocido desde el principio: se necesitó alguna experimentación y teorización para sugerir esta hipótesis, pero ahora se acepta, y es la teoría más útil para producir nuevas ideas en el campo de la biología.

Si un pedazo de acero o de sal, que consiste en átomos colocados uno detrás de otro, puede tener propiedades tan interesantes; si el agua —que no es otra cosa que estos pequeños borrones, un kilómetro tras otro de la misma cosa sobre la tierra— puede formar olas y espuma y hacer ruidos estruendosos y figuras extrañas cuando corre sobre el cemento; si todo esto, toda la vida de una corriente de agua, no es otra cosa que un montón de átomos, *¿cuánto más es posible?* Si en lugar de disponer los átomos siguiendo una pauta definida, repetida una y otra vez, aquí y allí, o incluso formando pequeños fragmentos de complejidad como los que dan lugar al olor de las violetas, construimos una disposición que es *siempre diferente* de un lugar a otro, con diferentes tipos de átomos dispuestos de muchas formas, con cambios continuos y sin repetirse, *¿cuánto más maravilloso podrá ser el comportamiento de este*

objeto? ¿Es posible que este «objeto» que se pasea de un lado a otro delante de ustedes, hablándoles a ustedes, sea un gran montón de estos átomos en una disposición muy compleja, tal que su enorme complejidad sorprenda a la imaginación con lo que puede hacer? Cuando decimos que somos un montón de átomos no queremos decir que somos *meramente* un montón de átomos, porque un montón de átomos que no se repiten de un lugar a otro muy bien podría tener las posibilidades que ustedes ven ante sí en el espejo.