

Prólogo a lo cuarta edición rusa

Este libro lleva el título de «Moléculas», lo integran, sin someterse a cambio alguno, muchos capítulos de la segunda parte de la anterior publicación de la «Física para todos» perteneciente a la pluma de L. D. Landau y A. I. Kitaigorodski.

En su mayor parte el libro está dedicado a los diversos aspectos de la teoría acerca de la estructura de la materia. Sin embargo, por ahora, el átomo se presenta aquí tal como lo percibía Demócrito, o sea, como una partícula indivisible. Se sobreentiende que en el libro se abordan también los problemas relacionados con el movimiento de las moléculas. Ello se debe al hecho de que forman la base de la concepción moderna de los fenómenos térmicos. Y, por supuesto, tampoco se dejan al soslayo los problemas concernientes a las transiciones de fase.

En los años transcurridos desde la publicación de las ediciones anteriores de la «Física para todos» se ampararon enormemente nuestros conocimientos sobre la estructura de las moléculas, así como sobre su interacción mutua. Se tendieron muchos puentes entre los problemas de la estructura molecular de la materia y sus propiedades. Esta circunstancia me impulsó a incluir en este libro nuevo, material bastante considerable por su volumen.

Mi opinión es que ya hace mucho ha llegado el momento de introducir en los libros de texto comúnmente adoptados datos generales acerca de las moléculas más complejas que las de oxígeno, nitrógeno y de dióxido de carbono. Hasta la fecha, en la mayoría de los cursos de física los autores no consideran necesario dirigir la conversación a las combinaciones más complicadas de átomos. ¡Mientras tanto, las macromoléculas han ocupado una posición firme en nuestra vida cotidiana en forma de diversos materiales sintéticos! Se ha creado la biología molecular que explica los fenómenos de la vida en el lenguaje de las moléculas de las proteínas y de los ácidos nucleicos.

De la misma manera, injustamente, se suele hacer caso omiso de las cuestiones referentes a las reacciones químicas. Entre tanto, no se debe olvidar que se trata del proceso físico de colisión de las moléculas acompañada con su reestructuración.

Cuánto más fácil es explicar al oyente o al lector la esencia de las reacciones nucleares, si conoce el comportamiento completamente análogo de las moléculas.

Al reelaborar el libro resultó racional trasladar algunos apartados de la anterior «Física para todos» en los fascículos posteriores.

En particular, consideramos posible limitarnos a dedicar tan sólo unas pocas palabras al sonido en el capítulo sobre la mecánica molecular.

Del mismo modo nos pareció conveniente postergar la conversación acerca del movimiento ondulatorio hasta el examen de los fenómenos electromagnéticos.

En su conjunto, los cuatro fascículos de la nueva edición de la «Física para todos» («Cuerpos físicos», «Moléculas», «Electrones», «Fotones y núcleos») abarcarán la exposición de los fundamentos de física.

A. I. Kitaigorodski

Abril de 1978

Capítulo 1

Los ladrillos del universo

Contenido:

- *Elementos*
- *Átomos y moléculas*
- *¿Qué es el calor?*
- *La energía se conserva siempre*
- *Caloría*
- *Un poco de historia*

Elementos

¿De qué se compone el mundo que nos rodea? Las primeras respuestas a esta pregunta que han llegado hasta nosotros, nacieron en la Grecia Antigua más de 25 siglos atrás.

A primera vista, las respuestas de Tales de Mileto, que afirmaba que todo se componía de agua; de Anaxímedes, que decía que el mundo se había constituido del aire; o de Heráclito, según el cual, todo se componía de fuego, parecen demasiado extrañas y tendríamos que gastar mucho papel en explicar al lector cuál era la lógica de los sabios de la antigüedad.

Lo absurdo de semejantes explicaciones obligó a los posteriores griegos «amantes de la sabiduría» (así se traduce la palabra «filósofo»), a aumentar el número de bases primarias, o como decían en el mundo antiguo, de elementos. Empédocles afirmaba que había cuatro elementos: la tierra, el aire, el agua y el fuego. Aristóteles hizo correcciones terminantes (que dominaron mucho tiempo) en esta doctrina.

Según él, todos los cuerpos se componían de una misma substancia, pero ésta podía poseer diversas propiedades. Estos elementos-propiedades no substanciales eran cuatro: el frío, el calor, la humedad y la esterilidad.

Uniéndose dos a dos y siendo atribuidos a la substancia, los elementos-propiedades de Aristóteles formaban los elementos de Empédocles. Así, la substancia seca y fría

proporcionaba la tierra; la seca y caliente, el fuego; la húmeda y fría, el agua y, por fin, la húmeda y caliente, el aire.

En vista de que era difícil contestar a una serie de preguntas, los filósofos de la antigüedad añadieron a los cuatro elementos-propiedades la «divina quinta esencia». Esto es algo así como un Dios-cocinero que cuece conjuntamente los elementos-propiedades de diversa especie. Naturalmente que, alegando a Dios, era fácil dar explicación a cualquier duda.

Durante mucho tiempo, casi hasta el siglo XVIII, había pocos que se atrevían a dudar y hacer preguntas. La doctrina de Aristóteles fue reconocida por la iglesia y dudar de su justeza era herejía.

Sin embargo, surgían vacilaciones. Estas las creó la alquimia.

En tiempos remotos, en cuyas profundidades podemos penetrar leyendo los manuscritos antiguos, el hombre sabía que todos los cuerpos que nos rodean eran capaces de convertirse en otros. La combustión, la calcinación, la fundición de los metales, todos estos fenómenos eran bien conocidos.

Parecía que esto no contradecía la doctrina de Aristóteles. Con cualquier transformación cambiaba, como si dijéramos, «la dosis» de los elementos. Si todo el mundo se componía solamente de cuatro elementos, las posibilidades de transformación de los cuerpos tenían que ser muy grandes. Solamente había que hallar el secreto para lograr, que de cualquier cuerpo se pudiese obtener otro cualquiera.

¡Qué atrayente era el problema de hacer oro, o de hallar la singular y extraordinaria «piedra filosofal», a cuyo poseedor proporcionaría riqueza, poder y juventud eterna! La ciencia sobre la preparación del oro, de la piedra filosofal, la transformación de cualquier cuerpo en otro, los árabes antiguos la llamaron alquimia.

El trabajo de los hombres que se dedicaron a la resolución de este problema duró siglos. Los alquimistas no aprendieron a hacer oro, no hallaron la piedra filosofal, pero, sin embargo, acumularon muchos valiosos datos sobre la transformación de los cuerpos. Estos datos sirvieron, al fin y al cabo, de pena de muerte para los alquimistas. En el siglo XVII, para muchos quedó claro, que el número de las sustancias principales, de los elementos, era incomparablemente mayor, que cuatro. El mercurio, el plomo, el azufre, el oro, el antimonio, resultaron ser

substancias que no se descomponían, ya no se podía decir que estas substancias se componían de elementos. Hubo que, por el contrario, tomarlos como elementos del mundo.

En 1668, en Inglaterra vio la luz el libro de R. Boyle «El químico escéptico o las dudas y paradojas con respecto a los elementos de los alquimistas». Aquí encontramos una definición completamente nueva del elemento. Esto ya no es el elemento misterioso, inaccesible, de los alquimistas. Ahora, el elemento es una substancia, parte integrante del cuerpo.

Esto corresponde a la definición moderna del concepto de elemento.

La lista de los elementos de Boyle no era muy grande. A la lista verdadera agregó Boyle también el fuego. Las ideas sobre los elementos-propiedades se mantuvieron también después de él. Incluso en la lista del célebre sabio francés Lavoisier (1743-1704), que se le considera fundador de la química, junto con los elementos reales, figuran elementos sin peso: el fluido calórico y la substancia luminosa.

En la primera mitad del siglo XVIII se conocían 15 elementos y a fin de siglo se número aumentó hasta 35. Claro que, entre ellos, sólo había 23 reales, los demás eran elementos que no existían o que resultaron ser compuestos, como la sosa y la potasa cáusticas.

Para la mitad del siglo XIX, en los tratados de química ya se describían más de 50 substancias que no se descomponían.

La ley periódica del célebre químico ruso Mendeléev abrió nuevos horizontes para la investigación consciente de los elementos no descubiertos. Aquí es prematuro hablar de esta ley. Digamos solamente que Mendeléev, con su ley, determinó el modo de buscar los elementos todavía desconocidos.

A comienzos del siglo XX ya habían sido descubiertos casi todos los elementos que se encuentran en la naturaleza.

Átomos y moléculas

Cerca de 2000 años atrás, en la Roma de la antigüedad, se escribió un poema original. Su autor era el poeta romano Lucrecio Car. El poema se llamaba «Sobre la naturaleza de las cosas».

En su obra poética, Lucrecio explicaba con versos muy sonoros las ideas sobre el mundo del filósofo griego de la antigüedad, Demócrito.

¿Qué ideas eran éstas? Era la doctrina sobre las partículas pequeñas, invisibles, de las que se componía el mundo. Observando diversos fenómenos, Demócrito procuraba dar su explicación.

He aquí, por ejemplo, el agua. Al calentarla mucho, ésta se convierte en un vapor invisible y se disipa. ¿Cómo se puede explicar esto? Claro que esta propiedad del agua está ligada con su constitución interna.

O bien, por ejemplo, ¿por qué percibimos a distancia los aromas de las flores?

Pensando sobre preguntas semejantes, Demócrito llegó a convencerse de que a nosotros sólo nos parece que los cuerpos son continuos, pero que en realidad, éstos se componen de partículas pequeñísimas. Las partículas de diversos cuerpos tienen distinta forma, pero éstas son tan pequeñas, que es imposible verlas. Por eso es por lo que cualquier cuerpo nos parece continuo.

A estas diminutas partículas, que son ya indivisibles, de las cuales se compone el agua y todos los demás cuerpos, Demócrito las llamó «átomos».

Las ideas admirables de los sabios griegos de la antigüedad, nacidas 24 siglos atrás, fueron más tarde olvidadas durante mucho tiempo. Más de mil años reinó, sin rivalidad en el mundo de la sabiduría, la falsa doctrina de Aristóteles.

Afirmando que todas las sustancias podían mutuamente convertirse en otras, Aristóteles negaba categóricamente la existencia de los átomos. Cualquier cuerpo se puede dividir indefinidamente, enseñaba Aristóteles.

En el año 1647, el sabio francés Pierre Gassendi publicó un libro en el que resueltamente negaba la doctrina de Aristóteles y afirmaba que todas las sustancias del mundo se componían de partículas indivisibles, de átomos. Los átomos se diferenciaban entre sí por su forma, magnitud y peso.

Apoyando la doctrina de los atomistas antiguos, Gassendi la desarrolló más. Explicaba cómo podían aparecer y cómo se creaban en el mundo millones de cuerpos de la naturaleza. Para esto, decía él, no es necesaria una gran cantidad de átomos diversos. El átomo es lo mismo que el material de construcción de las casas. Con tres especies diversas de materiales, con ladrillos, tablas y vigas, se puede construir un gran número de casas diferentes. Del mismo modo, la naturaleza, con

unas cuantas decenas de átomos diferentes podía crear miles de cuerpos de diversas especies. Además, en cada cuerpo, los átomos se unen en pequeños grupos; a estos grupos, Gassendi los llamaba «moléculas», o sea, «masas pequeñas» (de la palabra latina «moles», que quiere decir masa).

Las moléculas de diversos cuerpos se distinguen unas de otras por el número y la especie («la calidad») de los átomos que la integran. Es fácil comprender que con unas cuantas decenas de átomos distintos se forman una gran cantidad de diversas combinaciones, dando, como resultado, las moléculas. Es por esto, por lo que es tan grande la variedad de cuerpos que nos rodean.

En muchas cosas, el punto de vista de Gassendi era erróneo. Así, éste suponía que existían átomos especiales para el calor, el frío, el gusto y el olor. Como todos los sabios de entonces, él no pudo librarse por completo de la influencia de Aristóteles y reconocía sus elementos irreales.

En las obras del célebre enciclopedista M. Lomonósov —fundador de la ciencia en Rusia—, se encuentran las siguientes ideas, que mucho más tarde se comprobaron en los experimentos.

Lomonósov escribía que la molécula podía ser homogénea y heterogénea. En el primer caso, en la molécula se agrupaban átomos homogéneos. En el segundo, la molécula se componía de átomos que eran distintos unos de otros. Si un cuerpo estaba formado por moléculas homogéneas, había que suponer que era simple. Por el contrario, si el cuerpo estaba formado por moléculas constituidas de diferentes átomos. Lomonósov lo llamaba mixto.

Ahora ya sabemos bien que es, precisamente, ésta la composición de los diferentes cuerpos de la naturaleza. En efecto, tomemos, por ejemplo, el gas de oxígeno; cada molécula de éste contiene dos átomos iguales de oxígeno. Esta es una molécula de una sustancia simple. Si los átomos que forman las moléculas son distintos, resulta una unión «mixta», una unión química compuesta. Las moléculas de ésta se componen de los átomos de aquellos elementos químicos que forman parte de esta composición.

Se puede decir también de otro modo; toda sustancia simple se compone de átomos de un mismo elemento químico; una sustancia compuesta contiene átomos de dos y más elementos.

Una serie de sabios argumentaron lógicamente la existencia del átomo. Quien realmente introdujo en la ciencia el átomo y lo hizo objeto de investigación, fue el sabio inglés Dalton. Este demostró que existen leyes químicas que se pueden explicar naturalmente empleando sólo los conocimientos del átomo.

Después de Dalton, los átomos se introdujeron resueltamente en la ciencia. Sin embargo, durante mucho tiempo hubo sabios que aún «no creían en los átomos», Ya a fines del siglo pasado uno de ellos escribía que, dentro de unas cuantas decenas de años, los átomos «se encontrarán solamente en el polvo de las bibliotecas».

Ahora, semejantes razonamientos causan risa. Ya conocemos ahora tantos detalles sobre la «vida» de los átomos, que dudar en su existencia es lo mismo que poner en duda la realidad del mar Negro.

Los pesos relativos de los átomos fueron determinados por los químicos. En primer lugar, por unidad de peso atómico se tomó el peso del átomo de hidrógeno. Resultó que, aproximadamente, el peso atómico del nitrógeno era igual a 14, el del oxígeno, a 16, y el del cloro, a 35,5. Como las composiciones de oxígeno son las más difundidas, ulteriormente se hizo otra elección diferente de la unidad relativa del peso atómico, según la cual, al oxígeno se le atribuía el peso de 16,000. El peso atómico del hidrógeno resultó ser, en esta escala, de 1,008.

Actualmente se ha decidido tomar por base no el oxígeno y no el hidrógeno, sino el isótopo de carbono ^{12}C . Después de medir la masa de este átomo empleando el método cuya descripción breve se inserta en el Libro I, cuando hacemos la exposición del sistema SI, dividimos esta masa por doce. El número obtenido se denomina unidad atómica de masa. Hoy en día el número que goza de mayor confianza es el siguiente:

$$m_A = (1,66043 \pm 0,00031) \times 10^{-24} \text{ g}$$

Ahora podemos recurrir a la imaginación del lector dándole la posibilidad de percibir la pequeñez de este guarismo. Figúrese que usted exigirá que cada hombre en el globo terráqueo le entregue mil millones de moléculas. ¿Qué cantidad de sustancia se acumulara de esta forma? Varias millonésimas partes de gramo.

O bien, otra comparación: el globo terrestre es tantas veces más pesado que una manzana, ¿cuántas veces una manzana es más pesada que el átomo de hidrógeno? La magnitud recíproca de m_A se llama número de Avogadro:

$$N_A = 1 / m_A = 6,0220943 \times 10^{23}$$

Este número grandísimo tiene el significado siguiente. Tomemos una cantidad de substancia de modo que el número de gramos sea igual al peso relativo M del átomo o de la molécula. Los químicos llaman a esta cantidad, 1. átomo-gramo o 1 molécula-gramo (frecuentemente, para abreviar, en vez, de «molécula-gramo», se dice «mol»). A pesar de que m_A en el sistema SI se refiere al átomo de carbono ^{12}C prácticamente, los N_A de cualesquiera de los átomos o moléculas tienen una masa igual a la masa relativa del átomo o de la molécula expresada en gramos.

Con la introducción del «mol» en calidad de unidad independiente, el número de Avogadro dejó de ser un número abstracto, En las unidades SI tiene la dimensión de mol^{-1} .

¿Qué es el calor?

¿En qué se diferencia un cuerpo caliente de uno frío? Hasta comienzos del siglo XIX, a esta pregunta contestaban así: el cuerpo caliente contiene más fluido calórico que el frío. Del mismo modo que la sopa está más salada si contiene más sal. Y ¿qué, es el fluido calórico? La respuesta era la siguiente: «El fluido calórico es la materia del calor, es el fuego elemental». Misterioso e incomprensible.

Además de la teoría del fluido calórico, hacía mucho que existía otra opinión sobre la naturaleza de la substancia. Ésta la defendían brillantemente muchos sabios célebres de los siglos XVI y XVIII.

Francisco Bacon, en su libro «Novun organum», escribía: «El mismo calor es, en su esencia, movimiento. El calor consiste en el movimiento variable de las partes ínfimas del cuerpo».

Roberto Hooke, en su libro «Micrografía», afirmaba que: «El calor es el movimiento continuo de las partes del cuerpo. No existe un cuerpo, cuyas partículas estén en reposo». Manifestaciones muy claras de este tipo hallamos en el trabajo de

Lomonósov (año 1745). «Reflexiones sobre la causa de calor y del frío». En esta obra se niega la existencia del calórico y se dice que «el calor consiste en el movimiento interior de las partículas de la materia».

Al fin del siglo XVIII, Rumford decía de una manera muy clara: «El cuerpo es tanto más caliente, cuanto más intensamente se mueven las partículas de que se compone, del mismo modo que la campana suena más fuerte, cuanto más fuertes sean las oscilaciones».

Estas admirables conjeturas, que eran muy avanzadas para aquel tiempo, sirvieron de base para nuestras ideas modernas sobre la naturaleza del calor.

A veces, suele haber días silenciosos, tranquilos, claros. Las hojas están quietas en los árboles, ni siquiera una ligera ondulación altera la superficie del agua. Todo alrededor se mantiene en una inmovilidad rigurosa y solemne. El mundo visible está en reposo. Pero, ¿qué es lo que ocurre en el mundo de los átomos y moléculas?

La física de nuestros días puede decir mucho sobre esto. Cualesquiera que sean las condiciones, nunca se termina el movimiento invisible de las partículas constituyentes del mundo.

¿Por qué no vemos todos estos movimientos? Las partículas se mueven y el cuerpo está en reposo, ¿cómo puede ser esto?

¿Han tenido la ocasión de observar un enjambre de mosquitos cuando no hay viento?, el enjambre parece que está suspendido en el aire. Pero dentro de él hay una vida intensa. Cientos de insectos tiran hacia la derecha, pero en ese mismo momento, otros tantos se lanzan hacia la izquierda. Todo el enjambre se mantiene en el mismo sitio y no cambia de forma.

Los movimientos invisibles de los átomos y moléculas son de igual carácter caótico y desordenado. Si algunas moléculas se escapan del volumen, otras ocupan el lugar de ellas y como los nuevos huéspedes no se diferencian en nada de los que se marcharon, el cuerpo queda como estaba. El movimiento caótico, desordenado, de las partículas, no altera las propiedades visibles del mundo.

El lector puede preguntar si no es en vano esta conversación. ¿Por qué estos razonamientos, aparte de que sean más brillantes, son más explicativos que la teoría del calórico? ¿Es que alguien ha visto el movimiento térmico eterno de las partículas de la substancia?

El movimiento térmico de las partículas se puede ver, además, con el microscopio más simple. El primero que observó este fenómeno, más de cien años atrás, fue el botánico inglés, Robert Brown (1773 – 1857).

Examinando por el microscopio la constitución interna de las plantas, observó que las partículas diminutas de la sustancia que flotaban en el jugo de la planta, estaban en movimiento continuo. El botánico se interesó en saber qué fuerzas obligaban a las partículas a moverse. ¿Puede que sean seres vivientes? El sabio decidió observar por el microscopio partículas pequeñas de arcilla dispersas en agua. Pero incluso éstas, que sin duda alguna no son seres vivos, no estaban en reposo, estaban animadas de un movimiento continuo de zigzag. Cuanto menores eran las partículas, tanto más rápidamente se movían. Largo tiempo estuvo el botánico examinando esta gota de agua, pero no llegó a ver el fin del movimiento de las partículas. Como si algunas fuerzas invisibles las empujasen constantemente.

El movimiento browniano de las partículas es el movimiento térmico. Esto es inherente a todas las partículas, grandes y pequeñas, concentraciones de moléculas, moléculas y átomos.

La energía se conserva siempre

Así pues, el mundo se compone de átomos en movimiento. Los átomos poseen masa, el átomo en movimiento posee energía cinética. Claro que la masa del átomo es pequeñísima y, por consiguiente, su energía es diminuta, pero hay que tener presente que son millones y millones de átomos.

Recordemos ahora al lector que, aunque hablábamos de la ley de conservación de la energía, ésta no era una ley de conservación suficientemente universal. El impulso y el momento se conservaban en el experimento, pero la energía se conservaba sólo en el caso ideal, cuando no había rozamiento. En realidad, la energía siempre disminuía.

Pero antes no decíamos nada de la energía de los átomos. Surge la idea natural: allí donde a primera vista observábamos disminución de la energía, en realidad se transmitía la energía a los átomos del cuerpo de un modo imperceptible.

Los átomos se someten a las leyes de la mecánica. Claro que la mecánica es un poco original; sin embargo, esto no cambia el asunto; con respecto a la ley de

conservación de la energía, los átomos no se diferencian en nada de los cuerpos grandes.

Por lo tanto, la conservación de la energía total se observa solamente cuando, además de la energía mecánica del cuerpo, se tiene en cuenta también su energía interior y la del medio que le rodea. Solamente en este caso la ley es universal.

¿De qué se compone la energía total del cuerpo? En realidad, la primera componente ya la hemos nombrado: ésta es la suma de las energías cinéticas de todos los átomos. Pero no hay que olvidarse de que los átomos actúan mutuamente unos sobre otros. De este modo se agrega también la energía potencial de esta interacción. Así, pues, la energía total del cuerpo es igual a la suma de las energías cinéticas de sus partículas y de la energía potencial de su interacción.

Es fácil comprender que la energía mecánica del cuerpo, como un todo, es solamente una parte de la energía total. Pues, cuando el cuerpo está en reposo, sus moléculas no se detienen y no terminan de actuar mutuamente una sobre otra. La energía del movimiento térmico de las partículas que queda en el cuerpo en reposo y la energía de la interacción de las partículas, forman la energía interior del cuerpo. Por eso, la energía total del cuerpo es igual a la suma de las energías mecánica e interior.

En la energía mecánica del cuerpo, como un todo, entra también la energía gravitacional, es decir, la energía potencial de la interacción de las partículas del cuerpo con el globo terrestre.

Investigando la energía interna, ya no observamos pérdida de energía. Si examinamos la naturaleza con una lente de un aumento de millones de veces, el cuadro que se nos presenta es exclusivamente armónico. No hay ninguna pérdida de energía mecánica, y lo único que hay es su transformación en energía interior del cuerpo o del medio. ¿Se ha perdido trabajo? ¡No! La energía se ha invertido en acelerar el movimiento relativo de las moléculas o en la alteración de su posición relativa.

Las moléculas se someten a la ley de conservación de la energía mecánica. En el mundo de las moléculas no hay fuerzas de rozamiento; en él rigen las transformaciones de la energía potencial en cinética, y viceversa. Solamente «se

pierde energía» en el grosero mundo de las cosas grandes, donde las moléculas no se perciben.

Si en algún fenómeno se pierde, total o parcialmente, la energía mecánica, en la misma magnitud aumenta la energía interna de los cuerpos y del medio que participan en el fenómeno. En otras palabras, la energía mecánica se transforma sin ninguna pérdida, en energía de las moléculas o de los átomos.

La ley de conservación de la energía es el riguroso tenedor de libros de la física. En cualquier fenómeno tienen que ser equivalentes los ingresos y los gastos. Si en algún experimento no ha ocurrido esto, es porque de algo importante nos hemos olvidado, En este caso, la ley de conservación de la energía nos avisa; ¡experimentador, repite el experimento, aumenta la exactitud de las mediciones, busca la causa de la pérdida! De este modo, los físicos hacían a menudo nuevos descubrimientos importantes y una y otra vez se convencían de la justeza rigurosa de esta admirable ley.

Caloría

Ya tenemos dos unidades de energía, el joule o julio y el kilográmetro Al parecer es suficiente. Sin embargo, al estudiar los fenómenos del calor, usamos por costumbre otra tercera unidad, la caloría.

Más tarde veremos que con la caloría no acaba tampoco la lista de las unidades de energía adoptadas.

Posiblemente, en cada caso, el uso de «su» unidad de energía, resulta cómodo y tiene su justificación. Pero, en cualquier ejemplo más e menos complicado, ligado con el paso de una forma de energía a otra, se crea una confusión inconcebible con las unidades.

Para simplificar los cálculos, el nuevo sistema de unidades (SI), propone una misma unidad para el trabajo, energía y cantidad de calor, denominada julio. Sin embargo, debido a la costumbre y al tiempo necesario para que el sistema de uso general y el único sistema de unidades, es conveniente dar a conocer más detalladamente la unidad de la cantidad de calor de la que «pronto nos despediremos ya», la caloría.

La caloría pequeña (cal), es la cantidad de energía que hay que comunicar a 1 g de agua para elevar su temperatura en 1°C.

Hay que tener en cuenta que aquí hablamos de la caloría «pequeña», a diferencia de la «grande», que es mil veces mayor (frecuentemente, la caloría grande se indica así: kcal, que significa «kilocaloría»).

La relación entre la caloría y la unidad mecánica de trabajo, se halla calentando agua de un modo mecánico. Muchas veces se hicieron experimentos semejantes. Por ejemplo, se puede elevar la temperatura del agua agitándola enérgicamente. El trabajo mecánico que se gasta en calentar el agua, se aprecia con bastante exactitud. Con estas mediciones se halló que:

$$1 \text{ cal} = 0,427 \text{ kgfm} = 4,18 \text{ julios.}$$

Como las unidades de energía y de trabajo son las mismas, el trabajo se puede medir también en calorías. Para levantar una pesa de un kilogramo a la altura de un metro, hay que gastar 2,35 calorías. Esto parece muy raro y, en general, comparar el levantamiento de una carga con el calentamiento del agua es muy incómodo. Por esto, en la mecánica no se emplea la caloría.

Un poco de historia

La ley de conservación de la energía se pudo formular solamente, cuando estuvieron suficientemente claros los conocimientos sobre la naturaleza mecánica del calor, y cuando la técnica planteó un problema práctico importante sobre la equivalencia entre el calor y el trabajo.

El primer experimento que se hizo para determinar la relación cualitativa entre el calor y el trabajo, fue realizado por el conocido físico Rumford (1753-1814).

Él trabajaba en una fábrica donde se construían cañones. Cuando se taladra el tubo del cañón, se desprende calor. ¿Cómo apreciarlo?

¿Qué tomar por medida del calor? Rumford le surgió la idea de relacionar el trabajo realizado al taladrar con el calentamiento de tal o cual cantidad de agua, a tal o cual número de grados. Por cierto que en estas investigaciones, por primera vez quizás se expresó con claridad la idea de que el calor y el trabajo tienen que tener una medida común.

El siguiente paso hacia el descubrimiento de la ley de conservación de la energía fue el establecimiento de un hecho importante de que el consumo del trabajo va acompañado de la aparición de una cantidad proporcional de calor; con esto se halló la medida común del calor y del trabajo.

La primera definición del llamado equivalente mecánico del calor, fue enunciada por el físico francés Sadi Carnot. Este célebre hombre murió en el año 1832, a la edad de 36 años, dejando un manuscrito que se publicó solamente 50 años después. El descubrimiento de Carnot fue ignorado y no influyó en el desarrollo de la ciencia.

En este trabajo, Carnot calculó, que para levantar 1 m^3 de agua a la altura de 1 m, se necesita la misma energía que para calentar 1 kg de agua en $2,7^\circ\text{C}$ (el valor verdadero es $2,3^\circ\text{C}$).

En el año 1842 publica su primer trabajo el médico alemán Julio Roberto Mayer. Aunque Mayer denomina de otro modo los conceptos físicos conocidos, el estudio detenido de su trabajo nos lleva a la conclusión de que en él se exponen los rasgos fundamentales de la ley de conservación de la energía. Mayer distingue la energía interna («calorífica»), la energía potencial de gravitación y la energía del movimiento del cuerpo. Con razonamientos puramente especulativos intenta deducir la necesidad de la conservación de la energía en las diversas transformaciones. Para comprobar esta afirmación en un experimento, hay que tener una medida común para la valoración de estas energías. Mayer calcula que elevar en un grado la temperatura de un kilogramo de agua es equivalente a levantar un kilogramo a 365 m.

En su segundo trabajo, publicado tres años más tarde, Mayer señala la universalidad de la ley de conservación de la energía, la posibilidad de su aplicación a la química, a la biología y a los fenómenos cósmicos. A las diferentes formas de energía, Mayer agrega la magnética, la eléctrica y la química.

En el descubrimiento de la ley de conservación de la energía, grandes méritos tuvo el admirable físico inglés (fabricante de cerveza de Salford en Inglaterra) Jaime Prescott Joule, que trabajaba independientemente de Mayer. Si Mayer era propenso a la filosofía indeterminada, el rasgo fundamental de Joule era que empleaba un método riguroso de experimentación para el estudio de los fenómenos. Joule

planteaba ante la naturaleza un problema y recibía la respuesta de ella, después de realizar con extraordinario escrúpulo una serie de experimentos especiales.



Hermann Helmholtz (1821-1891), célebre sabio alemán. Helmholtz trabajó con gran éxito en las ramas de la física, matemáticas y fisiología. Dio por primera vez (año 1847) el enunciado matemático de la ley de la conservación de la energía, subrayando el carácter general de esta ley. Obtuvo grandiosos resultados en la termodinámica; aplicó por primera vez esta ciencia al estudio de los procesos químicos. Con sus trabajos sobre el movimiento turbulento de los fluidos. Helmholtz estableció los fundamentos de la hidrodinámica aerodinámica. Efectuó una serie de valiosas investigaciones dedicadas a la acústica y al electromagnetismo. Creó la teoría física de la música. En sus investigaciones físicas aplicó exitosos y originales métodos matemáticos.

No hay duda de que en todos los experimentos llevados a cabo por Joule, éste perseguía un fin, hallar una medida común para apreciar las acciones térmicas, químicas, eléctricas y mecánicas: mostrar que en todos estos fenómenos se conserva la energía. Joule enunció su idea así. «En la naturaleza no desaparece ninguna fuerza que realice trabajo sin que surja la acción correspondiente».

El 24 de enero de 1843, Joule hizo una intervención sobre su primer trabajo y el 21 de agosto del mismo año informó sobre sus resultados respecto al establecimiento de una medida común del calor y del trabajo. La elevación en un grado de la temperatura de un kilogramo de agua resultó ser equivalente al levantamiento de un kilogramo a la altura de 460 m.

En los años posteriores. Joule y otros investigadores realizaron un trabajo inmenso para hallar con mayor exactitud el valor del equivalente del calor y procuraron también demostrar la universalidad absoluta de él. A fines de los años cuarenta quedó claro que, sea como sea el paso del trabajo al calor, la cantidad creada de éste siempre será proporcional a la cantidad realizada de trabajo. A pesar de que Joule fundamentó experimentalmente la ley de conservación de la energía, en sus trabajos no formuló con claridad esta ley.

El mérito de esto le correspondió al físico alemán Helmholtz. El 23 de julio del año 1847, Hermann Helmholtz intervino en la sesión de la sociedad física de Berlín sobre el principio de la conservación de la energía. En este trabajo, por primera vez se expuso con claridad el fundamento mecánico de la ley de conservación de la energía, El mundo se compone de átomos, éstos poseen energía potencial y cinética. La suma de las energías potencial y cinética de las partículas que componen el cuerpo o el sistema, no se puede alterar, a no ser que este cuerpo o este sistema estén sometidos a acciones exteriores. La ley de conservación de la energía fue formulada por primera vez por Helmholtz del modo que la expusimos en las páginas anteriores.

Después de los trabajos de Helmholtz, a los físicos no les quedó más que comprobar y aplicar el principio de conservación de la energía. El éxito de todas estas investigaciones dio lugar a que a finales de los años cincuenta, fuese ya reconocida generalmente la ley de conservación de la energía como una ley fundamental de las ciencias naturales,

Luego, en el siglo XX, observaron fenómenos que ponían en duda la ley de conservación de la energía. Sin embargo, a continuación, las divergencias advertidas tuvieron su explicación. Hasta hoy día, la ley de conservación de la energía ha pasado con honor por todas las pruebas.

Capítulo 2

Estructura de la materia

Contenido:

- *Enlaces intramoleculares*
- *Molécula física y molécula química*
- *Interacción de las moléculas*
- *El aspecto que tiene el movimiento térmico*
- *Compresibilidad de los cuerpos*
- *Fuerzas superficiales*
- *Cristales y su forma*
- *Estructura de los cristales*
- *Sustancias policristalinas*

Enlaces intramoleculares

Las moléculas se componen de átomos. Los átomos están ligados con las moléculas por fuerzas llamadas químicas.

Existen moléculas que se componen de dos, tres, cuatro átomos. Las moléculas más grandes, las de las proteínas, se componen de decenas y hasta de centenares de miles de átomos.

El reino de las moléculas es muy variado. Actualmente, los químicos ya han extraído de las sustancias naturales y creado, en los laboratorios, millones de sustancias constituidas de diversas moléculas.

Las propiedades de las moléculas se determinan no sólo por la cantidad de tales o cuales átomos que participan en su constitución, sino también por el orden y por la configuración de su unión. La molécula no es un conglomerado desordenado de ladrillos, más bien representa una construcción de arquitectura complicada, en donde cada ladrillo tiene su sitio y unos vecinos completamente determinados. La construcción atómica de la molécula puede ser rígida en mayor o menor grado. En todo caso, cada uno de los átomos efectúa oscilaciones alrededor de la posición de equilibrio. En algunos casos, unas partes de la molécula pueden girar con respecto a

las otras, dando a la molécula libre, en el proceso de su movimiento térmico, las más diversas y extravagantes configuraciones.

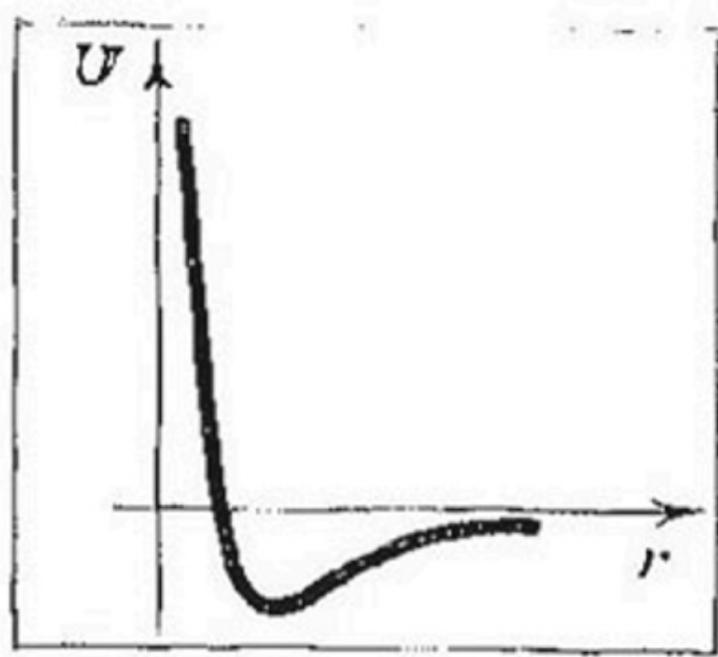


Fig. 2.1

Veamos más detalladamente la interacción de los átomos. En la fig. 2.1 está representada la curva de la energía potencial de una molécula que consta de dos átomos. Esta curva tiene una forma característica, primeramente, desciende, después, asciende un poco, formando un «hoyo», y por fin, se aproxima lentamente al eje horizontal, el cual representa la distancia que hay entre los átomos.

Ya sabemos que la situación es estable cuando la energía potencial alcanza el valor mínimo. Cuando el átomo forma parte de la molécula, se «encuentra» en el hoyo potencial, realizando algunas oscilaciones térmicas alrededor de la posición de equilibrio.

La distancia desde el fondo del «hoyo» hasta el eje vertical se puede llamar distancia de equilibrio. A esta distancia se situarían los átomos si cesase el movimiento térmico.

La curva de la energía potencial nos relata todos los detalles de la interacción de los átomos. Analizando la curva de la energía potencial se puede determinar si se

atraen o se repelen las partículas a tal o cual distancia, si crece o disminuye la fuerza de interacción al separarse o al acercarse las partículas. Los puntos situados a la izquierda del «hoyo» corresponden a la repulsión. Por el contrario, el trozo de la curva a la derecha del fondo del hoyo caracteriza la atracción. La curvatura de la curva también nos proporciona informaciones importantes: cuanto mayor sea la flexión de la curva, tanto mayor será la fuerza de interacción.

Estando situados a grandes distancias, los átomos se atraen entre sí, esta fuerza disminuye con bastante rapidez al aumentar la distancia entre ellos. Al acercarse, la fuerza de atracción aumenta, alcanzando el valor máximo cuando los átomos están bastante próximos unos de otros. Al acercarse todavía más, la atracción se hace más débil y, por fin, a la distancia de equilibrio, esta se anula. Al acercarse los átomos a una distancia menor que la de equilibrio las fuerzas de repulsión, que se desarrollan bruscamente y que en seguida se hacen prácticamente imposible la disminución ulterior de la distancia entre ellos.

Las distancias de equilibrio (en adelante diremos abreviadamente, distancias) entre los átomos son diferentes para diversas especies de átomos:

Para diversos pares de átomos, no sólo son diferentes las distancias desde el fondo del hoyo hasta el eje vertical, sino también la profundidad del hoyo.

Esta profundidad tiene un significado simple: para salir del hoyo se necesita una energía que tiene que ser precisamente, igual a la profundidad. Por esto, la profundidad del hoyo se puede llamar energía de ligadura o enlace de las partículas.

Las distancias entre los átomos de las moléculas son tan pequeñas, que para medirlas hay que elegir unidades especiales; en caso contrario habría que expresar sus valores, por ejemplo, de esta forma: 0,000000012 cm. Esta es la distancia de los átomos en la molécula de oxígeno.

Una unidad muy cómoda para estudiar el mundo atómico es el Ångström (en realidad, el apellido del sabio sueco, cuyo nombre lleva esta unidad, se lee Ångström; para recordar esto, sobre la letra A se pone una pequeña «o»):

$$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$$

O sea, es una cien millonésima parte de un centímetro,

La distancia entre los átomos de las moléculas se encuentra entre 1 y 4 Å. La distancia de equilibrio, citada anteriormente para el oxígeno, es igual a

1,2 Å.

Como vemos las distancias entre los átomos son muy pequeñas. Ciñendo el globo terrestre por el ecuador con una cuerda, la longitud del «cinturón» sería varias veces mayor que la anchura de la palma de la mano, cuantas veces la palma de la mano es mayor que la distancia entre los átomos de las moléculas.

Para medir la energía de enlace, se emplea, por lo general, la caloría, pero no relacionándola a una molécula, ya que, naturalmente, resultaría un número insignificante, sino a la molécula-gramo (mol), o sea, el número de gramos igual al peso molecular relativo (N_A).

Es claro que la energía de enlace de una molécula-gramo dividida por el número de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$), representa la energía de enlace de una molécula.

La energía de enlace de los átomos en la molécula, así como las distancias entre los átomos, oscila entre límites insignificantes.

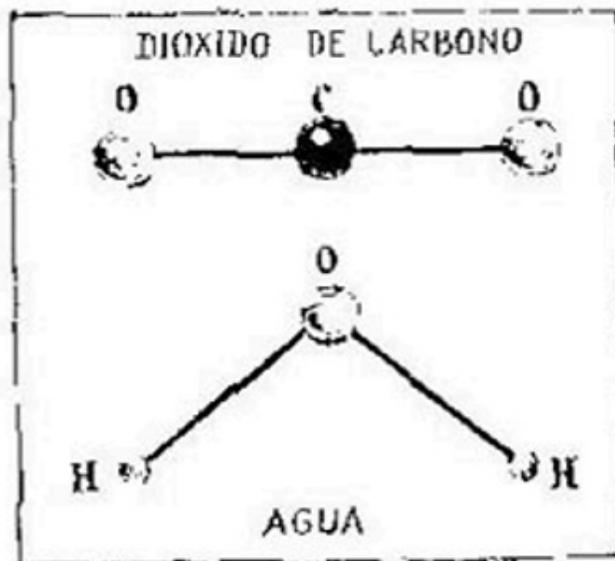


Figura 2.2

Para el mismo oxígeno, la energía de enlace es igual a 116.000 calorías por cada gramo - molécula; para el hidrógeno, a 103.000 cal/mol, etc.

Ya dijimos anteriormente que los átomos se sitúan en las moléculas, unos respecto a los otros, de un modo completamente determinado, formando a veces construcciones muy intrincadas.

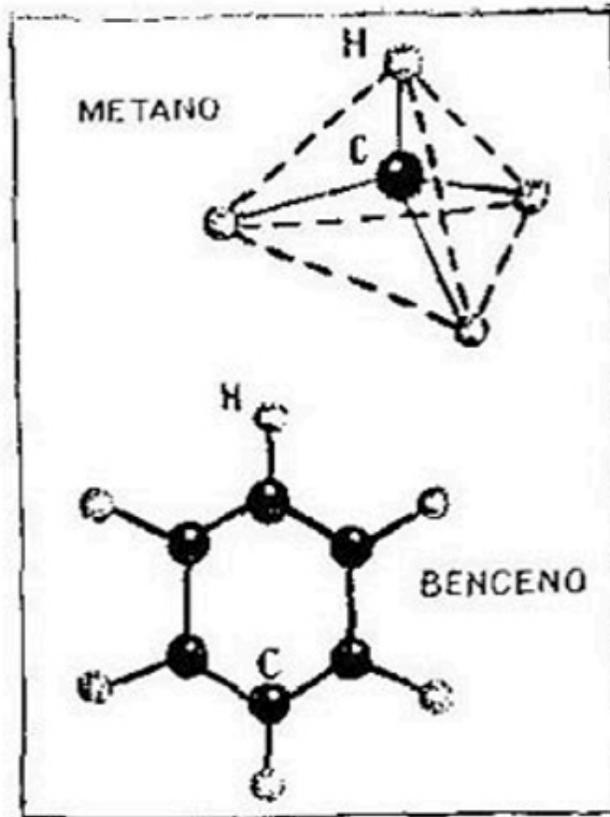


Figura 2.3

Veamos unos cuantos ejemplos simples. En la molécula del CO_2 , (gas carbónico), los tres átomos están situados en fila, con el átomo del carbono en el medio. La molécula del agua H_2O tiene una forma angular: en el vértice del ángulo (que es igual a 105°) está el átomo de oxígeno.

En la molécula del amoníaco NH_3 , el átomo del nitrógeno está situado en el vértice de una pirámide triangular; en la molécula del metano CH_4 el átomo del carbono está situado en el centro de una figura de cuatro caras con aristas iguales, llamada tetraedro.

Los átomos de carbono en el benceno C_6H_6 forman un hexágono regular. Las uniones de los átomos de carbono con el hidrógeno van desde los vértices del hexágono. Todos los átomos están situados en un plano.

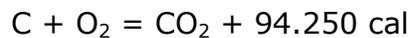
En las figuras 2.2 y 2.3 están representadas esquemáticamente las posiciones de los centros de los átomos de estas moléculas. Las líneas simbolizan los enlaces.

Supongamos que se ha realizado una reacción química: había moléculas de una especie y se formaron otras. Unas uniones se destruyeron, otras se formaron de nuevo. Para romper el enlace entre los átomos (recordemos el dibujo), hay que realizar tanto trabajo, como para hacer salir rodando la bola del hoyo. Por el contrario, al formarse nuevos enlaces se libera energía, la bola rueda al hoyo.

¿Qué trabajo es mayor, el de destrucción o el de creación? En la naturaleza nos encontramos con reacciones de ambos tipos.

El exceso de energía se llama efecto térmico o, de otra manera, transformación térmica (reacción). Los efectos térmicos de las reacciones suelen ser, frecuentemente, magnitudes de un orden de decenas de miles de calorías por cada mol. A menudo, se incluye el efecto térmico en la fórmula de la reacción como uno de los sumandos.

Por ejemplo, la reacción de combustión de carbono (en forma de grafito), o sea, su unión con el oxígeno, se escribe así:

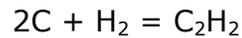


Esto significa que al unir C con O se libera una energía de 94.250 calorías.

La suma de las energías internas del átomo-gramo del carbono en el grafito y de la molécula-gramo del oxígeno, es igual a la energía interna de la molécula-gramo del gas carbónico más 94.250 calorías.

De este modo, semejantes expresiones tienen un claro significado de igualdades algebraicas, escritas para los valores de las energías internas.

Con estas ecuaciones se pueden hallar los efectos térmicos de las transformaciones para las que no valen, por tal o cual causa, los métodos directos de medición. Véase el ejemplo: si el carbono (grafito) se uniese con el hidrógeno, se formaría el gas acetileno:



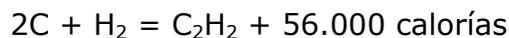
La reacción no se efectúa de este modo. Sin embargo, se puede hallar su efecto térmico. Escribamos tres reacciones conocidas,

oxidación del carbono: $2C + 2O_2 = 2CO_2 + 188.000$ calorías

oxidación del hidrógeno: $2O_2 + 1/2 O_2 = H_2O + 68.000$ calorías

oxidación del acetileno: $C_2H_2 + 5/2 O_2 = 2CO_2 + H_2O + 312.000$ calorías.

Todas estas igualdades se pueden considerar como las ecuaciones de las energías de enlace de las moléculas. En vista de esto, se puede operar con ellas como con las ecuaciones algebraicas. Restando las dos superiores de la inferior obtenemos:



Por consiguiente, la transformación que nos interesa va acompañada de una absorción de 50 000 calorías por cada mol.

Molécula física y molécula química

Antes de que los investigadores formaran una idea clara acerca de la estructura de la materia, no se hacía semejante diferencia. Una molécula es una molécula, es decir, el representante mínimo de la sustancia. Al parecer, estas palabras lo dicen todo. Sin embargo, el asunto es distinto.

Las moléculas acerca de los cuales acabamos de hablar lo son en ambos sentidos de la palabra. Las moléculas del dióxido de carbono, amoníaco y benceno a las cuales hicimos referencia, y las moléculas prácticamente de todas las sustancias orgánicas (las cuales no mencionamos) constan de átomos enlazados fuertemente entre sí. En los procesos de disolución, fusión y evaporación estos enlaces no se rompen. La

molécula sigue comportándose como una partícula aislada, como un pequeño cuerpo físico a cualesquiera acciones físicas y cambios de estado.

Pero los asuntos están lejos de tomar siempre este cariz. Para la mayoría de las sustancias inorgánicas sólo se puede hablar sobre la molécula en el sentido químico de esta palabra. En cambio, no existe partícula mínima de las sustancias inorgánicas tan ampliamente conocidas como la sal común, o la calcita, o la sosa. Tampoco encontramos partículas aisladas en los cristales (hablaremos sobre el particular un poco más tarde); durante la disolución las moléculas se disocian en sus partes.

El azúcar es una sustancia orgánica. Por esta causa en el agua del té dulce «nadan» moléculas de azúcar. En cambio, en agua salada no hallaremos molécula alguna de sal común (o sea, de cloruro de sodio). Estas «moléculas» (tenemos que poner esta palabra entre comillas) existen en agua en forma de átomos (o, más precisamente, en forma de iones, o sea, de átomos eléctricamente cargados, de los cuales hablaremos más tarde).

Análogamente, tanto en los vapores, como en las masas fundidas las partes de las moléculas llevan una vida independiente.

Cuando se trata de las fuerzas que enlazan los átomos en una molécula física, dichas fuerzas se denominan de valencia. Las fuerzas intermoleculares no son de valencia. No obstante el tipo de la curva de interacción representado en la fig. 2.1 es idéntico en ambos casos. La diferencia atañe tan sólo la profundidad del pozo. En el caso de las fuerzas de valencia el pozo es centenares de veces más profundo.

Interacción de las moléculas

Las moléculas se atraen mutuamente. Nadie lo duda ya. Si en un instante las moléculas pararan de atraerse unas a otras, todos los cuerpos líquidos y sólidos se desharían en moléculas.

Las moléculas se repelen mutuamente, puesto que en caso contrario los cuerpos líquidos y sólidos se comprimirían con una facilidad extraordinaria.

Entre las moléculas actúan unas fuerzas que son, en gran parte, parecidas a las fuerzas entre los átomos, de las que se hablaba anteriormente. La curva de la energía potencial que acabamos de dibujar para los átomos, proporciona

justamente los rasgos fundamentales de la interacción de las moléculas. Sin embargo, entre estas dos interacciones hay diferencias esenciales.

Comparemos, por ejemplo, la distancia de equilibrio entre los átomos de oxígeno que forman la molécula y los átomos de oxígeno de dos moléculas vecinas que se han atraído en el oxígeno sólido hasta la posición de equilibrio. La diferencia es muy notable: los átomos de oxígeno que forman la molécula se colocan a la distancia de $1,2 \text{ \AA}$; los átomos de oxígeno de diversas moléculas se acercan unos a otros a la distancia de $2,9 \text{ \AA}$.

Para otros átomos se obtienen también resultados semejantes. Los átomos de moléculas diferentes se colocan más lejos unos de otros que los átomos de una misma molécula. Por eso, es más fácil separar una molécula de otra que los átomos de una molécula, existiendo, además, mucha mayor diferencia en las energías que en las distancias. Si la energía necesaria para la destrucción del enlace entre los átomos de oxígeno que forman la molécula es de 100 kcal/mol , la energía para la separación de las moléculas de oxígeno es menor de 2 kcal/mol .

Esto significa que el «hoyo» de la molécula, en la curva de la energía potencial, está situado más lejos del eje vertical y, además, es mucho más profundo.

No obstante, la diferencia entre la interacción de los átomos que forman la molécula y la interacción de las moléculas, no estriba sólo en esto.

Los químicos han demostrado que los átomos están enlazados en la molécula con un número determinado de otros átomos. Si dos átomos de hidrógeno han formado una molécula, el tercer átomo no se unirá a ellos con este fin. El átomo de oxígeno está unido en el agua con dos átomos de hidrógeno y unir a ellos otro es imposible. En la interacción próxima, la molécula no pierde en grado alguno su «fuerza atractiva». La afluencia de moléculas vecinas continuará mientras haya sitio.

¿Qué significa «que haya sitio»? ¿Es que las moléculas son algo como las manzanas o los huevos? Claro que, en cierto sentido, esta comparación está justificada: las moléculas son cuerpos físicos que tienen «dimensiones» y «formas» determinadas. La distancia de equilibrio entre las moléculas no es otra cosa más que la «dimensión» de la molécula.

El aspecto que tiene el movimiento térmico

La interacción entre las moléculas puede tener mayor o menor importancia en «la vida» de las moléculas.

Los tres estados de la sustancia: el gaseoso, el líquido y el sólido, se diferencian uno de otro por el papel que juega en ellos la interacción de las moléculas.

La palabra «gas» la inventaron los sabios. Procede de la palabra griega «caos», que quiere decir desorden.

En efecto, el estado gaseoso de la sustancia es un ejemplo de la existencia en la naturaleza de un desorden total en la posición relativa y en el movimiento de las partículas. No hay un microscopio que permita ver el movimiento de las moléculas de gas, pero, a pesar de esto, los físicos pueden describir con bastante detalle la vida de este mundo invisible.

En un centímetro cúbico de aire, en condiciones normales (con la temperatura y la presión atmosférica de la habitación), hay una inmensa cantidad de moléculas, aproximadamente $2,5 \times 10^9$ (o sea, 25 trillones de moléculas). A cada molécula corresponde un volumen de $4 \times 10^{-20} \text{ cm}^3$, o sea, un cubo con una arista aproximadamente de $3,5 \times 10^{-7} \text{ cm} = 35 \text{ \AA}$. Sin embargo, las moléculas son mucho más pequeñas. Por ejemplo, las moléculas de oxígeno y nitrógeno — que forman la parte principal del aire — tienen una dimensión media de cerca de 4 \AA .

Por lo tanto, la distancia media entre las moléculas es unas 10 veces mayor que las dimensiones de la molécula. Y esto, a su vez, significa, que el volumen medio del aire que corresponde a una molécula es, aproximadamente, 1000 veces mayor que el volumen de la misma molécula.

Figúrense una plazoleta plana en la que desordenadamente se han echado monedas, de modo que a cada superficie de 1 m^2 corresponden, por término medio, cien monedas. Esto significa que a cada página del libro que están leyendo corresponde una o dos monedas. Más o menos del mismo modo están situadas las moléculas de gas.

Cada molécula de gas está afectada por un movimiento térmico continuo.

Observemos una de las moléculas. Ahí va, impetuosamente, moviéndose hacia la derecha. Si no encontrase dificultades en el camino, la molécula continuaría su movimiento en línea recta con la misma velocidad. Pero su camino lo interceptan sus infinitos vecinos. Los choques son inevitables y las moléculas salen disparadas

como dos bolas de billar que han chocado. ¿Hacia qué lado salta nuestra molécula? ¿Adquirirá o perderá velocidad? Todo puede ser, pues los encuentros pueden ser muy diversos. Son posibles los choques por delante y por detrás, por la derecha y por la izquierda, fuertes y suaves. Claro que, sometiéndose a tales choques en estos encuentros casuales, la molécula que observamos va agitada hacia todos lados dentro del recipiente en el que está contenido el gas.

¿Qué trayecto consiguen recorrer sin chocar las moléculas de gas?

Esto depende de las dimensiones de las moléculas y de la densidad del gas. Cuanto mayor sean las dimensiones de las moléculas y cuanto más cantidad de ellas haya en el recipiente, tanto más frecuentemente chocan. La longitud media del espacio recorrido por una molécula sin chocar —llamada recorrido libre medio— es, en condiciones ordinarias, igual a $11 \times 10^{-6} \text{ cm} = 1100 \text{ \AA}$, para las moléculas de hidrógeno, o igual a $5 \times 10^{-6} \text{ cm} = 500 \text{ \AA}$, para las moléculas de oxígeno. El valor de $5 \times 10^{-4} \text{ cm}$ es una veintemilésima parte de milímetro: esta distancia es muy pequeña, pero comparándola con las dimensiones de las moléculas, ya no parece tan pequeña. El recorrido de $5 \times 10^{-6} \text{ cm}$ para la molécula de oxígeno corresponde a la distancia de 10 m para una bola de billar.

Cabe prestar atención a las particularidades del movimiento de las moléculas en un gas fuertemente enrarecido (en el vacío). El movimiento de las moléculas que «forman el vacío» cambia su carácter cuando la longitud del recorrido libre de la molécula llega a ser mayor que las dimensiones del recipiente en que se encuentra el gas. En este caso las moléculas chocan entre sí raras veces, realizando su viaje en zigzagues rectos y chocando ora contra una, ora contra otra pared del recipiente. Como acabamos de señalar, en el aire a presión atmosférica, la longitud del recorrido constituye $5 \times 10^{-6} \text{ cm}$. Si la aumentamos 10^7 veces, ésta será igual a 50 cm, es decir, será considerablemente mayor que su recipiente de tamaño medio. Por cuanto la longitud del recorrido es inversamente proporcional a la densidad y, por consiguiente, también a la presión, la presión en este caso debe constituir una 10^{-7} parte de la atmosférica, o bien, 10^{-4} mm Hg , aproximadamente.

Ni siquiera el espacio interplanetario es completamente vacío. Pero la densidad de la materia en éste constituye cerca de $5 \times 10^{-24} \text{ g/cm}^3$. La parte principal de la materia interplanetaria es el hidrógeno atómico. En la actualidad se considera que en el

espacio cósmico a 1 cm^3 corresponden varios átomos de hidrógeno. Si aumentamos la molécula de hidrógeno hasta el tamaño de un guisante y ubicamos semejante «molécula» en Moscú, resultará que su «vecina cósmica» más próxima se encontrará en Tula.

La estructura de los líquidos se diferencia esencialmente de la estructura del gas, cuyas moléculas están situadas lejos unas de otras y raramente chocan. En el líquido, las moléculas están en una proximidad inmediata. Las moléculas del líquido están situadas como las patatas en un saco. Por cierto, que con una diferencia: las moléculas del líquido están en continuo y caótico movimiento térmico. Como están tan apretadas, éstas no pueden moverse tan libremente como las moléculas de gas. Cada una de estas casi no se mueve del sitio, está todo el tiempo acorralada por unos mismos vecinos y solamente, poco a poco se desplaza por el volumen ocupado por el líquido. Cuanto mayor sea la viscosidad del líquido, tanto más lento será el desplazamiento. Pero, incluso en un líquido tan «movido» como el agua, la molécula se desplaza en 3 \AA en el mismo tiempo que necesita la molécula de gas para recorrer 700 \AA .

En los cuerpos sólidos, las fuerzas de interacción de las moléculas se resisten resueltamente al movimiento térmico. Las sustancias sólidas, prácticamente, las moléculas mantienen todo el tiempo una posición constante. El movimiento térmico solamente se expresa en unas oscilaciones continuas de las moléculas alrededor de la posición de equilibrio. La causa de la denominación de «sólido», consiste en la ausencia de desplazamientos sistemáticos de las moléculas. En efecto, si las moléculas no cambian de vecinos, con más razón se mantienen unas partículas con las otras del mismo cuerpo en un enlace invariable.

Compresibilidad de los cuerpos

Las moléculas de gas chocan contra las paredes del recipiente del mismo modo que las gotas de agua de la lluvia golpean contra el tejado. El número de estos golpes es grandísimo y su acción conjunta crea la presión que puede mover el émbolo de un motor, explotar un proyectil o inflar un globo. La presión atmosférica, la presión que hace saltar la tapa de una tetera hirviendo, la fuerza que expulsa la bala del fusil, todo esto no es más que una serie de choques moleculares.

¿Con qué está relacionada la presión del gas? Claro que la presión será tanto mayor, cuanto más fuerte sea el golpe asestado por cada molécula. También es evidente, que la presión depende del número de golpes asestados en un segundo. Cuantas más moléculas haya en el recipiente, tanta más frecuentes serán los golpes, tanto mayor será la presión. Por lo tanto, la presión p de un gas dado es, ante todo, proporcional a su densidad.

Si la masa de gas no varía, entonces, disminuyendo el volumen aumenta la densidad en el número correspondiente de veces. Por consiguiente, la presión del gas en un recipiente cerrado es, de este modo, inversamente proporcional al volumen. O en otras palabras, el producto de la presión por el volumen tiene que ser constante:

$$pV = \text{const}$$

Esta simple ley fue descubierta por el físico inglés Boyle y por el sabio francés Mariotte. La ley de Boyle-Mariotte es una de las primeras leyes cuantitativas en la historia de la ciencia física. Naturalmente, esta ley se cumple solamente cuando la temperatura es constante.

A medida que se comprime el gas, la ley de Boyle-Mariotte va dejando de cumplirse, Las moléculas se aproximan y la interacción entre ellas empieza a influir en el comportamiento del gas.

La ley de Boyle—Mariotte es válida en los casos en que la intervención de las fuerzas de interacción en la vida de las moléculas del gas es completamente imperceptible. Por eso se dice que la ley de Boyle—Mariotte es la ley de los gases ideales.

El adjetivo «ideal» suena un poco risible aplicado a la palabra «gas». Ideal quiere decir perfecto, o sea, que no puede haber mejor.

Cuanto más simple es el modelo o el esquema tanto más ideal es para el físico. Simplificando los cálculos, se hacen más fáciles y claras las explicaciones de los fenómenos físicos, Les denominación de «gas ideal» se refiere al esquema simple del gas. El comportamiento de los gases suficientemente enrarecidos no se distingue, prácticamente del comportamiento de los gases ideales.

La compresibilidad de los líquidos es mucho menor que la de los gases. En los líquidos, las moléculas están ya en «contacto». La compresión consiste solamente en el mejoramiento de la «compacidad» de las moléculas y, a presiones muy grandes, en el aplastamiento de las mismas.

Los datos que damos a continuación muestran en cuánto dificultan la compresibilidad de los líquidos las fuerzas de repulsión. El aumento de la presión en una o dos atmósferas da lugar a la disminución del volumen del gas en dos veces, mientras que el volumen del agua se altera en $1/20.000$, y el del mercurio solamente en $1/250.000$.

Incluso la enorme presión existente en las profundidades del océano es incapaz de comprimir sensiblemente el agua. En efecto, la presión de una atmósfera se forma con una columna de agua de diez metros de altura. La presión bajo una capa de agua de 10 km, es igual a 1000 atmósferas. El volumen de agua ha disminuido en $1.000/20.000$, o sea, en $1/20$ parte.

La compresibilidad de los cuerpos sólidos se diferencia poco de la de los líquidos. Esto es comprensible, pues, en ambos casos, las moléculas ya están en contacto y la compresión puede alcanzarse solamente a causa de un acercamiento ulterior de las moléculas que se repelen con gran fuerza. Con presiones súper altas, de 50 a 100 mil atmósferas, se consigue comprimir el acero en $1/1000$, y el plomo, en 117 parte de su volumen. Estos ejemplos muestran que, en las condiciones terrestres, no se puede comprimir considerablemente un cuerpo sólido.

Pero en el Universo hay cuerpos donde la substancia está incomparablemente más comprimida. Los astrónomos han descubierto estrellas, llamadas estrellas enanas blancas («blancas» por el carácter de su iluminación y «enanas» por sus dimensiones relativamente pequeñas), en las que la densidad de la substancia alcanza hasta 10^6 g/cm^3 , por lo cual dentro de ellas tiene que haber una presión enorme.

Fuerzas superficiales

¿Puede uno salir todo seco del agua? Claro que sí, para lograrlo es necesario untarse de alguna sustancia no humectante.

Frote un dedo con parafina y sumérselo en agua. Cuando lo haya sacado del agua resultará que en el dedo no habrá agua, excepto dos o tres gotitas. Un ligero movimiento y estas gotitas se sacuden.

En este caso se dice: el agua no humedece la parafina. El mercurio se comporta de esta manera respecto a casi todos los cuerpos sólidos: este metal líquido no humedece piel, vidrio, madera...

El agua es más caprichosa. Siente gran apego a unos cuerpos y procura no entrar en contacto con otros. El agua no humedece superficies grasas, pero humecta bien el cristal limpio. El agua humedece madera, papel, lana.

Si una gotita de agua se echa sobre un vidrio limpio la misma se extiende formando un pequeño charco muy fino. Pero si una gotita análoga se derrama sobre parafina quedará como gotita de forma casi esférica, aplastada un poquito por la fuerza de la gravedad.

A las sustancias que se «adhieren» casi a todos los cuerpos pertenece el queroseno. En su afán de cundir por el vidrio o por el metal el queroseno se muestra capaz de salir subrepticamente a partir de un recipiente mal cerrado. Un charco de queroseno derramado puede para un largo plazo envenenar la vida: el queroseno se extenderá por una superficie grande, se colará a las rendijas y penetrará en la vestimenta. Esta es la razón de que es tan difícil librarse de su olor poco agradable.

La no humectación de los cuerpos puede dar lugar a fenómenos curiosos. Tome una aguja, úntela con grasa y colóquela, con cuidado, horizontalmente en el agua. La aguja no se hundirá. Fijándose bien, se puede advertir que la aguja cala en el agua permaneciendo tranquilamente en el lecho formado. Sin embargo, es suficiente una presión ligera para que la aguja se vaya a pique. Para ello es necesario que una parte considerable de ésta se encuentre en agua.

De esta interesante propiedad se aprovechan los insectos que corren rápidamente por el agua sin mojar sus patitas.

La humectación se utiliza en el enriquecimiento por flotación de las menas. La palabra «flotación» significa «sobrenatación». Y la esencia del fenómeno de flotación consiste en lo siguiente. La mena finamente triturada se carga en una cuba con agua, a ésta se añade una pequeña cantidad de aceite especial que debe poseer la propiedad de humedecer los granitos del mineral sin hacerlo con los granitos de

la ganga (así se denomina la parte inútil de la mena). Durante la agitación los granitos del mineral se cubren de una película aceitosa.

A la «papilla» negra formada por mena, agua y aceite se inyecta aire. Se forma una multitud de pequeñas burbujas de aire, o sea, espuma. Las burbujas emergen a la superficie. El proceso de flotación se basa en que los granitos cubiertos de aceite se adhieren a las burbujas de aire. Una burbuja grande arrastra el granito hacia arriba a guisa de un globo.

El mineral queda con la espuma en la superficie y la ganga permanece en el fondo. La espuma se quita y se envía para su ulterior elaboración teniendo por objeto la obtención del llamado «encontrado» cuyo contenido de ganga es decenas de veces menor.

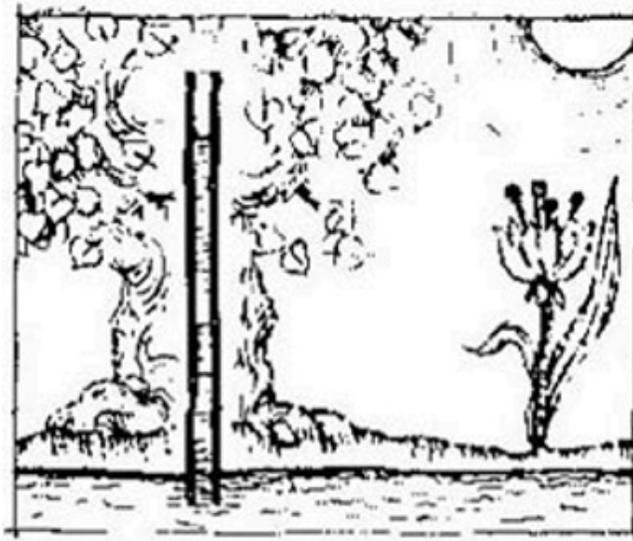


Fig. 2.4

Las fuerzas de cohesión superficial son capaces de alterar la nivelación del líquido en los vasos comunicantes. Es muy fácil comprobar el carácter certero de esta afirmación.

Si un tubo muy fino (con un diámetro de fracciones de milímetro) hecho de vidrio se sumerge al agua, resulta que, con infracción de la ley de los vasos comunicantes, el agua en este tubo comienza a subir rápidamente, de modo que su nivel se establece muy por encima del de un vaso ancho (fig. 2.4).

¿Pero qué ocurrió? ¿Qué fuerzas mantienen el peso de la columna de líquido que subió? La ascensión se debe a las fuerzas de cohesión que actúan entre el agua y el vidrio.

Las fuerzas de cohesión superficial se manifiestan con nitidez sólo en los casos de que el líquido sube en unos tubos lo suficientemente finos. Cuanto más estrecho es el tubo, a tanta mayor altura se eleva el líquido y tanto más nítido es el fenómeno. La denominación de estos fenómenos superficiales está relacionada con el nombre de los tubos. El canal en un tubo de esta índole tiene un diámetro que se mide en fracciones de milímetro; semejante tubo se denomina capilar (del latín «capillos» que significa «cabello»). El fenómeno de elevación del líquido en los tubos finos se denomina capilaridad.

¿A qué altura son capaces de elevar el líquido los tubos capilares? Resulta que en un tubo de 1 mm de diámetro el agua sube a 1,5 mm de altura. Con un diámetro de 0,01 mm la altura de la elevación aumenta tantas veces cuantas veces disminuyó el diámetro del tubo, es decir, hasta 15 cm.

Está claro que el ascenso del líquido es posible tan sólo a condición de humectación. No es difícil comprender que el mercurio no se elevará en los tubos de vidrio.

Por el contrario, en los tubos de vidrio el mercurio desciende. Este elemento hasta tal grado no «soporta» estar en contacto con el vidrio que procura reducir su superficie total hasta aquel mínimo que permite la fuerza de la gravedad.

Existe multitud de cuerpos que son una especie del sistema de tubos finísimos. En los cuerpos de este tipo siempre se observan fenómenos capilares.

Los árboles y las plantas disponen de todo un sistema de largos canales y poros. Los diámetros de estos canales son menores que unas centésimas de milímetro. Debido a ello las fuerzas capilares hacen subir la humedad del suelo a una altura considerable esparciendo el agua por el cuerpo de la planta.

Una cosa muy cómoda es el papel secante. Usted hizo un borrón, pero necesita volver la página. ¿Acaso debe esperar hasta que la mancha de tinta se seque? Se toma una hoja de papel secante, se sumerge su extremo en la gota y la tinta corre rápidamente hacia arriba en contra de la fuerza de la gravedad.

Tiene lugar un típico fenómeno capilar. Si observamos el papel secante en el microscopio, se puede ver su estructura. Este papel consta de una malla enrarecida

de fibras de papel que forman entre sí finos y largos canales. Justamente estos canales hacen las veces de tubos capilares.

El mismo sistema de largos poros y canales formados por fibras existe en las mechas. Por la mecha sube el queroseno en los quinqués. Haciendo uso de una mecha se puede también formar un sifón, con cuyo fin un extremo de la mecha se sumerge en vaso lleno no del todo de líquido, de modo que el otro extremo echado sobre el borde se encuentre en un nivel más bajo que el primero (fig. 2.5)

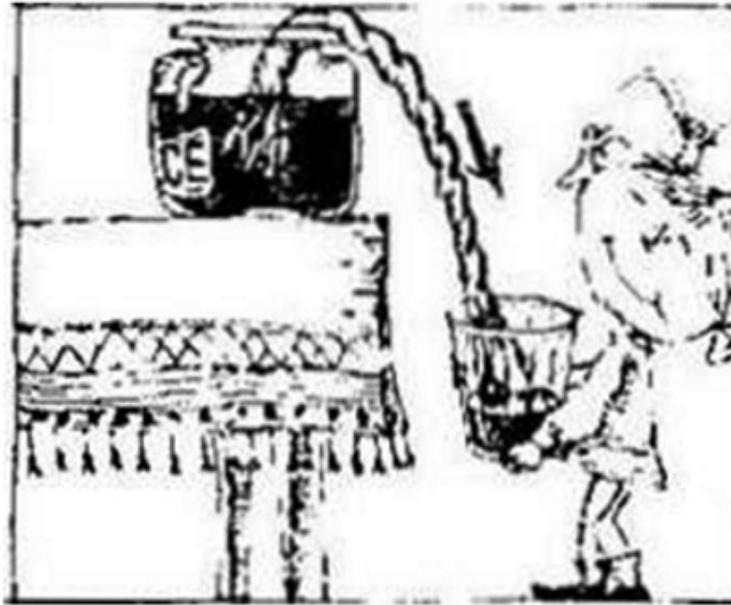


Figura 2.5

En la tecnología de la industria del teñido también se utiliza con frecuencia la propiedad de las telas de hacer subir el líquido por los finos canales que forman los hilos de la tela.

Más nosotros no hemos dicho todavía nada acerca del mecanismo molecular de estos interesantes fenómenos.

Las diferencias en las fuerzas superficiales se explican magníficamente por las interacciones intermoleculares.

Una gota de mercurio no se derrama por el vidrio.

Este hecho se debe a que la energía de interacción de los átomos de mercurio entre sí es mayor que la energía de enlace de los átomos de vidrio y de mercurio. Por la misma causa el mercurio no se eleva en los capilares finos.

Otra cosa sucede cuando se trata del agua. Resulta que los átomos de hidrógeno que forman parte de la molécula del agua muy a gusto se aferran a los átomos de oxígeno del óxido de silicio del que, principalmente, consta el vidrio. Esas fuerzas intermoleculares agua—vidrio son mayores que las fuerzas intramoleculares agua—agua.

Esta es la razón de que el agua se derrama por el vidrio y asciende en los capilares de vidrio.

Las fuerzas superficiales o, más exactamente, la energía de enlace (la profundidad del pozo en la fig. 2.1) para diferentes pares de sustancias tanto pueden medirse, como calcularse. Pero la conversación sobre los métodos de efectuarlo nos llevaría demasiado lejos.

Cristales y su forma

Muchos se creen que los cristales son piedras preciosas que se encuentran raramente. Estos son de diferentes colores, generalmente transparentes y, lo más sorprendente es que tienen una forma regular muy bonita. Frecuentemente los cristales representan unos poliedros, cuyas caras son idealmente planas, las aristas son rigurosamente rectas. Estos alegran la vista con su maravilloso juego de luces en las caras, con su construcción de regularidad asombrosa.

Entre ellos hay cristales sencillos de sal de piedra: cloruro de sodio natural, o sea, sal común. Estos se encuentran en la naturaleza en forma de paralelepípedos rectangulares o de cubos. También es simple la forma de los cristales de la calcita, que representan unos paralelepípedos oblicuos transparentes. Los cristales del cuarzo son mucho más complicados. Cada cristalito tiene un conjunto de caras de diversas formas, que se cortan por aristas de diferente longitud.

Sin embargo, los cristales no son una cosa rara para los museos. Los tenemos por doquier. Son cristales casi todos los cuerpos sólidos con los que construimos las casas y hacemos las máquinas; las sustancias que utilizamos en la vida. ¿Por qué no vemos todo esto? Pues, porque en la naturaleza pocas veces aparecen cuerpos

48 en forma de cristales solitarios, separados (o como se suele decir, monocristalinos). Con más frecuencia se encuentra la substancia en forma de granitos cristalinos unidos, de diminutas dimensiones, menores de una milésima parte de milímetro. Esta estructura se puede ver solamente por el microscopio.

Los cuerpos que se componen de granitos cristalinos se llaman policristalinos («poli» en griego quiere decir «mucho»).

Claro que los cuerpos policristalinos también son cristales. Entonces, resulta que casi todos los cuerpos sólidos que nos rodean son cristales. La arena y el granito, el cobre y el hierro, el salol que se vende en la farmacia y las pinturas, todos son cristales.

También hay excepciones: el vidrio y los plásticos no se componen de cristales. Tales cuerpos sólidos se llaman amorfos.

En resumidas cuentas, estudiar los cristales significa estudiar casi todos los cuerpos que nos rodean. Es comprensible la importancia de esto.

Los cristales solitarios se conocen inmediatamente por su forma regular. Los elementos característicos del cristal son sus caras planas y sus aristas rectas: es indudable que la forma regular está relacionada con su estructura interna. Si en alguna dirección, el cristal está alargado de un modo especial, esto significa que la construcción del cristal en esta dirección es singular.

Pero, figúrense que de un cristal grande se ha preparado, en el torno, una bola. ¿Es posible determinar que en las manos tenemos un cristal y diferenciarlo de una bola de vidrio? La forma natural del cristal muestra que éste es diferente en todas las direcciones. Si esta diferencia se manifiesta respecto a la forma, tiene que subsistir también respecto a otras propiedades. La dureza de los cristales, sus propiedades eléctricas, la conductibilidad del calor, todas estas propiedades se pueden diferenciar en diversas direcciones.

Esta particularidad del cristal se llama anisotropía. Anisótropo significa diferente en diversas direcciones.

Los cristales son anisótropos. Por el contrario, los cuerpos amorfos, los líquidos y los gases son isótropos, es decir, poseen iguales («iso» en griego quiere decir igual) propiedades en diversas direcciones («tropos» quiere decir dirección).

La anisotropía permite apreciar si un trozo de una sustancia transparente sin forma determinada es cristal o no.



Fig. 2.6

Visitemos un museo mineralógico donde examinemos atentamente las distintas muestras monocristalinas de los cristales de una misma sustancia. Es plenamente posible que en el stand se exhibirán muestras tanto de forma regular, como irregular. Algunos cristales tendrán el aspecto de fragmentos, otros presentarán una o dos caras de desarrollo «anormal».

Elijamos del montón en su conjunto las muestras que nos parecerán perfectas y hagamos su dibujo. El cuadro que resultará se representa en la fig. 2.6. A título de ejemplo figura el mismo cuarzo. En el cuarzo, al igual que en otros cristales puede desarrollarse un número distinto de caras de una misma «clase», así como un diferente número de las propias «clases» de caras. Sea que el parecido exterior no salta a la vista, no obstante, semejantes cristales se parecen unos a otros como parientes cercanos, como hermanos gemelos. ¿En qué radica su parecido?

Fíjense en la Fig. 2.6 en la que se representa una serie de cristales de cuarzo. Todos estos cristales son «parientes» cercanos. Y es posible hacerlos completamente idénticos si esmerilamos sus caras a distinta profundidad paralelamente a sí mismas. Es fácil ver que mediante este procedimiento el cristal II, por ejemplo, puede hacerse completamente idéntico al cristal I. Esta posibilidad se tiene porque los ángulos entre las caras homólogas de las muestras son iguales, por ejemplo, entre las caras A y B, B y C, etc.

Precisamente en esta igualdad de los ángulos reside el parentesco «familiar» de los cristales. Cuando las caras se esmerilan paralelamente a sí mismas la forma del cristal cambia, pero los ángulos entre las caras conservan su valor.

Durante el crecimiento del cristal, en dependencia de una serie de casualidades, unas caras pueden caer en condiciones más favorables, y otras, en menos favorables para aumentar sus dimensiones. El parecido exterior de las muestras crecidas en diferentes condiciones se hará imperceptible, sin embargo, los ángulos entre las caras homólogas de todos los cristales de la sustancia que se estudia siempre serán iguales. La forma del cristal es fortuita, mientras que los ángulos entre las caras responden (más adelante usted comprenderá por qué) a su naturaleza intrínseca.

Pero el carácter plano de las caras no es la única propiedad de los cristales que los distingue de los cuerpos amorfos.

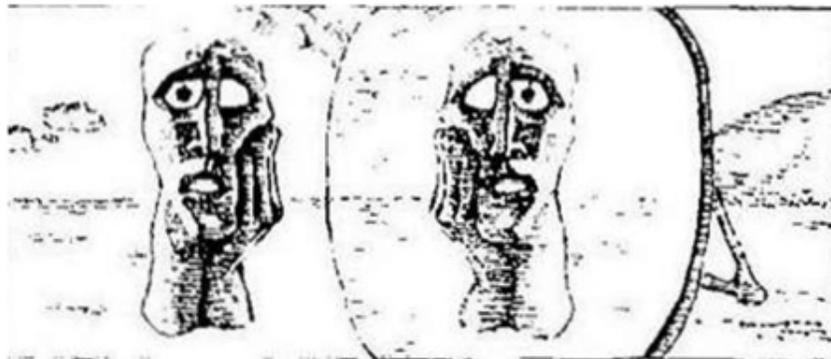


Figura 2.7

Los cristales poseen simetría. El sentido de esta palabra lo comprenderemos de la mejor forma considerando unos ejemplos.

En la fig. 2.7 se representa una escultura; ante ésta se encuentra un espejo grande. En el espejo aparece la imagen que repite exactamente el objeto. El escultor puede crear dos figuras y disponerlas de la misma manera como la figura y su imagen en el espejo. Esta escultura «doble» será una figura simétrica, pues la constituyen dos partes especularmente iguales. La parte derecha de la escultura coincide exactamente con la imagen de su parte izquierda. Esta figura simétrica posee un plano vertical de simetría por reflexión que pasa en medio de estas partes. El plano de simetría es un plano mental, pero lo percibimos nítidamente al examinar un cuerpo simétricamente estructurado.

El plano de simetría lo poseen los cuerpos de los animales. También a través del hombre se puede trazar un plano vertical de simetría exterior. En el reino animal la simetría se realiza sólo aproximadamente, y, además, en la vida no existe simetría perfecta. El arquitecto puede trazar en el dibujo una casa compuesta de dos mitades idealmente simétricas. Pero, cuando la casa se haya edificado, resultará que por muy perfecto que sea el trabajo, siempre se podrán encontrar diferencias en las dos partes correspondientes del edificio; por ejemplo, en un lugar hay una grieta y en el correspondiente lugar de la otra parte la grieta no existe.

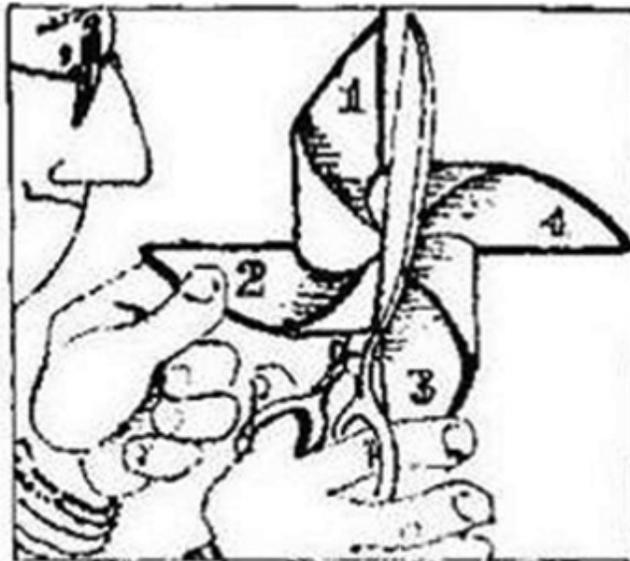


Fig. 2.8

La simetría más exacta se realiza en el mundo de los cristales, pero tampoco aquí es perfecta: unas grietas y rasguños indistinguibles a simple vista siempre dan lugar a leves diferencias en las caras iguales.

En la fig. 2.8 se representa un molinete infantil de papel. Este también es simétrico, pero a través del mismo no se puede trazar un plano de simetría. ¿En qué consiste, entonces la simetría de esta figurita? Ante todo nos ponemos la pregunta acerca de sus partes simétricas.

¿Cuántas son? Evidentemente, cuatro. ¿En qué radica la regularidad de la disposición mutua de estas partes iguales? Tampoco es difícil notarle. Hacemos girar el molinete un ángulo recto en el sentido antihorario, o sea, a $1/4$ parte de circunferencia. Entonces el ala 1 ocupará el lugar donde, anteriormente, se ha encontrado el ala 2; el ala 2 se trasladará al lugar ocupado antes por el ala 3: el ala 3, al lugar del ala 4; el ala 4, al lugar del ala 1.

La nueva disposición es indistinguible de la anterior.

Cuando se trata de semejante figurita se dice que ésta posee un eje de simetría, o, más exactamente, un eje de simetría de 4 orden, ya que la coincidencia tiene lugar al girar $1/4$ de circunferencia.

Resumiendo, podemos decir que el eje de simetría es una recta tal que por girar alrededor de ésta un cuerpo a una parte de revolución, dicho cuerpo puede trasladarse a la posición indistinguible de la inicial. El orden del eje (en nuestro caso el 4) indica que dicha coincidencia tiene lugar al girar $1/4$ de circunferencia. Por consiguiente, con cuatro giros consecutivos regresamos a la posición inicial.

¿Es que en el reino de los cristales tenemos que ver con la simetría de cualquier tipo? La experiencia demuestra que no es así.

En los cristales nos encontramos tan sólo con los ejes de simetría de los órdenes 2, 3, 4 y 6. Este hecho no es casual. Los cristalógrafos han demostrado que dicha circunstancia está relacionada con la estructura interna del cristal. Esta es la razón de que el número de diferentes tipos o, como se dice, de clases de simetría de los cristales es relativamente pequeño, siendo igual a 32.

Estructura de los cristales

¿Por qué es tan bella y tiene tanta regularidad la forma del cristal? Sus caras, o facetas, brillantes y lisas, presentan tal aspecto como si sobre el cristal trabajase un hábil pulidor. Las distintas partes del cristal repiten una a otra, formando una hermosa figura simétrica. Esta excepcional regularidad de los cristales fue conocida ya a los hombres de la antigüedad. Sin embargo, las ideas que los antiguos sabios tenían sobre los cristales se diferenciaban poco de los cuentos y leyendas creados por los poetas cuya imaginación quedó cautivada por la belleza de aquéllos. Se creía que el cristal se formaba del hielo, y el diamante, del cristal. A los cristales se atribulan numerosas propiedades misteriosas: la capacidad de curar las enfermedades, de proteger contra venenos e influir en el destino de las personas... Los primeros conceptos científicos respecto a la naturaleza de los cristales se remontan a los siglos XVII al XVIII.

La fig. 2.9 tomada de un libro del siglo XVIII nos da una idea sobre estos conceptos. Según la opinión del autor del libro, el cristal está estructurado de pequeñísimos «ladrillitos» aplicados apretadamente unos a otros. Esta idea es bastante natural.

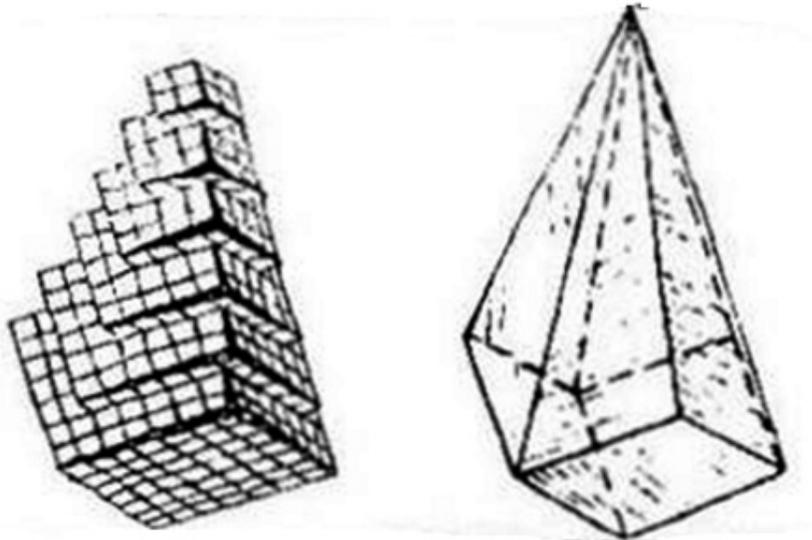


Figura 2.9

Rompamos con un fuerte golpe mi cristal de calcita (carbonato de calcio).

Como resultado, saltarán pedacitos de distinto tamaño.

Al examinarlos fijamente, descubrimos que estos fragmentos poseen forma regular totalmente similar a la del cristal grande, su ascendiente. Seguramente, razonaba el

científico, la sucesiva fragmentación del cristal también se produciría de la misma manera hasta que llegásemos hasta el ladrillito mínimo, invisible para el ojo, el cual representaría el cristal de la sustancia dada.

Estos ladrillitos son tan diminutos que las «escaleras» escalonadas construidas de éstos, o sea, las facetas del cristal, nos parecen perfectamente lisas. Pero, profundizándonos en la materia, ¿qué es, en fin de cuentas, aquel «último» ladrillito? El científico de aquella época no sabía contestar a esta pregunta.

La teoría «de ladrillos» de la estructura del cristal resultó ser muy provechosa para la ciencia. Explicó el origen de las aristas rectas y las caras del cristal: durante el crecimiento del mismo unos ladrillitos se ajustan a otros y la cara crece a semejanza de la pared de una casa que el albañil edifica con sus manos.

De este modo, en respuesta a la pregunta sobre la causa de la regularidad y la belleza de la forma de los cristales se ha dado ya hace mucho. La causa de esta circunstancia es la regularidad intrínseca. Y la regularidad radica en la repetición múltiple de las mismas partes elementales.

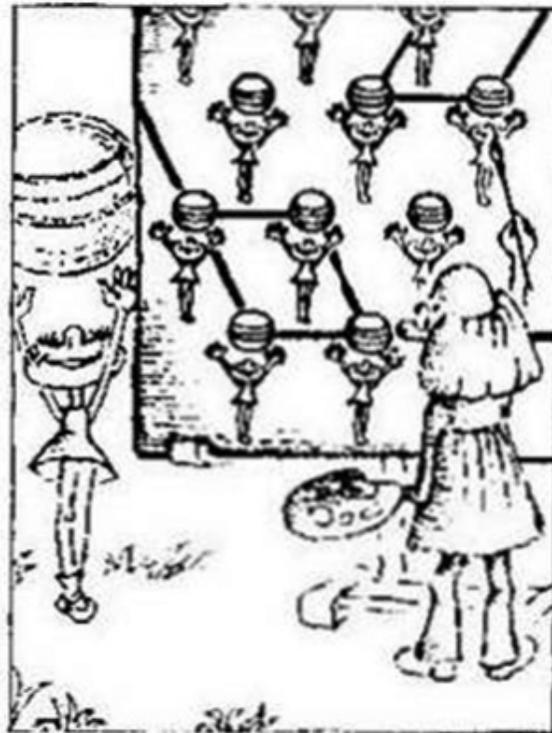


Fig. 2.10

Figúrense la verja de un parque hecha de barras de distinta longitud y distribuidas al desgaire. Es un cuadro asqueroso. Una buena verja se confecciona de barras iguales dispuestas en orden regular a distancias idénticas unas de otras. El mismo cuadro que se autorrepite lo encontramos en el empapelado. Aquí el elemento del dibujo —digamos, una niña jugando a la pelota— se repite ya no en una dirección, como en la verja de parque, sino llena el plano.

¿Mas, qué relación puede existir entre una verja de parque o empapelado y un cristal?

La más directa. La verja de parque consta de eslabones que se repiten a lo largo de una línea: el empapelado, de cuadros que se repiten a lo largo de un plano, y el cristal está constituido por grupos de átomos que se repiten en el espacio. Precisamente debido a ello se dice que los átomos de los cristales forman una red espacial (o cristalina).

Tenemos que discutir una serie de detalles, pero, como no queremos molestar al pintor encargándole dibujar complicadas figuras volumétricas, explicaremos lo que es necesario en el ejemplo de un fragmento de empapelado.

En la fig. 2.10 se ha destacado aquel fragmento mínimo por cuya simple traslación es posible componer toda la pieza de empapelado. Con el fin de separar semejante fragmento, a partir de cualquier punta del dibujo, por ejemplo, del centro de la pelota, tracemos dos líneas uniendo la pelota elegida con las dos vecinas.

Como se ve en nuestro dibujo a base de estas líneas podemos construir un paralelogramo. Trasladando este fragmento en dirección de las principales líneas de partida se puede componer todo el dibujo del empapelado. El fragmento mínimo puede escogerse de distinta manera: en el dibujo se advierte que es posible elegir varios paralelogramos diferentes cada uno de los cuales contiene una figurita.

Recalcamos que para nosotros, en este caso, no tiene importancia si la figurita resulta ser entera dentro del fragmento separado o dividida en partes por las líneas que delimitan este fragmento.

Sería erróneo pensar que una vez dibujada la figurita que se repite en el empapelado el pintor puede considerar su tarea como terminada. Así sería tan sólo en el caso de que el trabajo de componer el empapelado fuera posible realizar de un

modo único: añadiendo al fragmento vacío que contiene una figurita otro fragmento idéntico pero dislocado paralelamente.

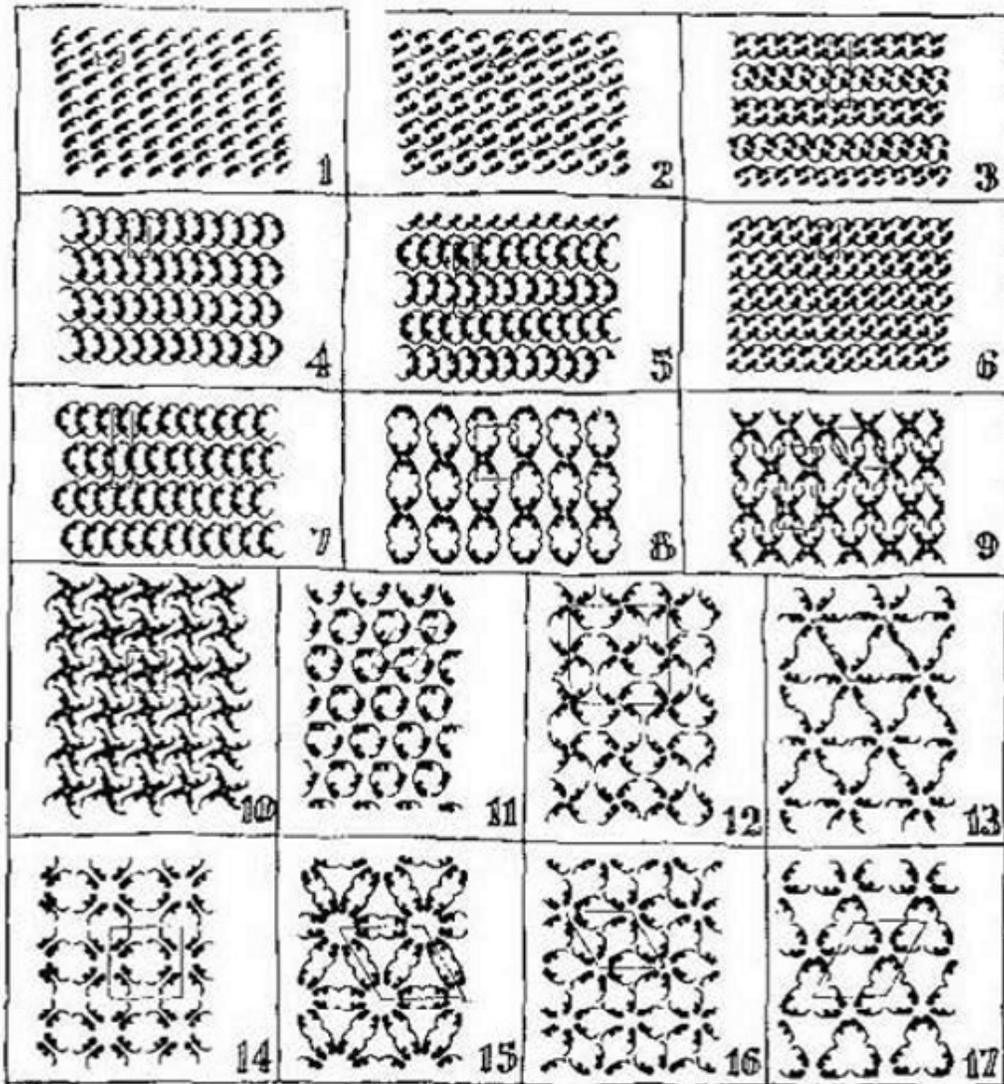


Figura 2.11

No obstante, además de este procedimiento sencillísimo hay otros dieciséis para llenar el empapelado de ornamento que se repite regularmente, o sea, en total, existen 17 tipos de disposición mutua en las figuritas en el plano. Estos se ilustran en la fig. 2.11. Como dibujo que se repite hemos elegido aquí, al igual que en la fig. 2.10, una figurita elemental carente de simetría propia. Sin embargo, los

ornamentos compuestos a base de ésta son simétricos y su diferencia se determina por la diferencia de la simetría en la disposición de las figuritas.

Vemos que, por ejemplo, en los primeros tres casos el dibujo no tiene un plano de simetría por reflexión, ya que es imposible colocar un espejo vertical de tal forma que una parte del dibujo represente una «imagen» de la otra. Por el contrario, en los casos 4 y 5 se dan planos de simetría. En los casos 8 y 9 pueden «instalarse» dos espejos mutuamente perpendiculares. En el caso 10 existen ejes de 4^o orden perpendiculares al dibujo, y en el caso 11, ejes de 3^{er} orden. En los casos 18 y 15 tenemos que ver con los ejes de 6^o orden, etc.

Los planos y los ejes de simetría de nuestros dibujos no se presentan uno a uno, sino en «familias» paralelas.

Si hemos encontrado un punto a través del cual se puede trazar un eje (o un plano) de simetría, entonces, hallaremos muy pronto el punto vecino y, seguidamente, a la misma distancia, el tercero, el cuarto y así, sucesivamente, otros puntos a través de los cuales pasan los mismos ejes (o planos) de simetría.

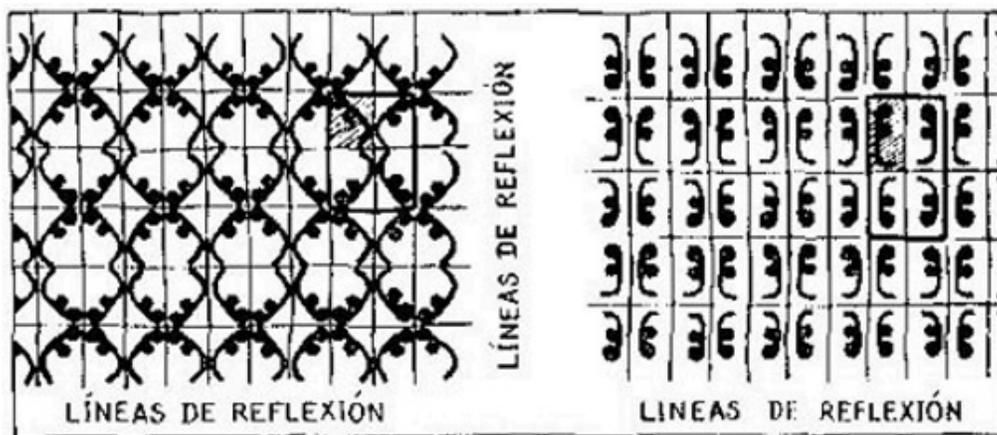


Figura 2.12

Los 17 tipos de simetría de ornamento plano no agotan, por supuesto, toda la diversidad de los ornamentos que se componen de una misma figurita; el pintor debe tener presente una circunstancia más: cómo disponer la figurita con respecto a las líneas límites de la célula.

En la fig. 2.12 se muestran dos ornamentos del empapelado con la misma figurita inicial, pero situada de distinta manera respecto a los espejos. Los dos ornamentos pertenecen al caso 8.

Cada cuerpo, incluyendo también el cristal, consta de átomos. Las sustancias simples se componen de átomos idénticos, y las compuestas, de átomos de dos o varias clases. Supongamos que, armándonos de un microscopio superpotente hubiéramos podido examinar detalladamente la superficie de un cristal de sal tornen y distinguir los centros de los átomos.

La fig. 2.13 señala que los átomos están dispuestos a lo largo de la cara del cristal como el ornamento del empapelado. Ahora el lector ya puede comprender fácilmente cómo está estructurado el cristal.

El cristal representa el «empapelado espacial». Células elementales espaciales, es decir, volumétricas, y no planas, he aquí los «ladrillos» por cuyo ajuste mutuo en el espacio se construye el cristal.

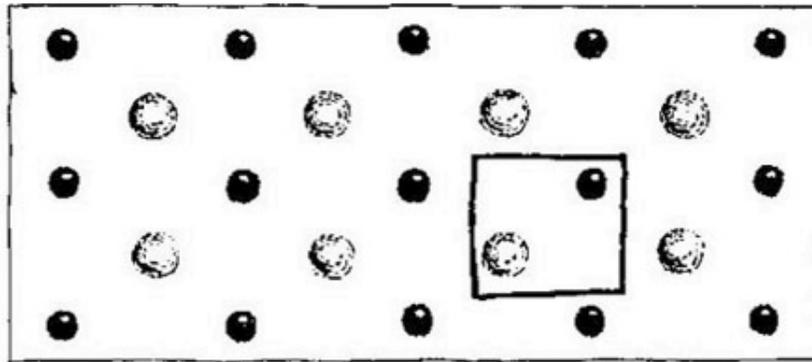


Fig. 2.13

Bueno, ¿cuántos modos existen para construir «empapelado espacial» a partir de fragmentos elementales?

Este complicado problema matemático lo resolvió a finales del siglo pasado (siglo XIX), Evgraf Stepánovich Fiódorov.

El científico demostró que debían existir 230 modos de construir el cristal.

Todos los datos de que disponemos hoy día referentes a la estructura interna de los cristales se han obtenido por medio del análisis estructural por rayos X del cual hablaremos en el libro IV.

Existen cristales simples contruidos de átomos de una misma clase. Por ejemplo, el diamante es carbono puro. Los cristales de sal común constan de iones de dos clases: de sodio y cloro. Cristales más complejos pueden estructurarse de moléculas las cuales, a su vez, constan de átomos de muchas clases.

Sin embargo, en un cristal siempre se puede destacar un mínimo grupo de átomos que se repite (en el caso más simple, será un solo átomo), o, en otras palabras, la célula elemental.

Las dimensiones de la célula pueden ser muy diversas. Las menores distancias entre los nudos vecinos (vértices de la célula) se observan entre los cristales más simples contruidos por átomos de una sola clase; y las mayores, entre los cristales complejos de proteínas. Estas distancias oscilan de 2 a varios cientos de angstroms. Las redes cristalinas son muy variadas. Sin embargo, las propiedades comunes para todos los cristales encuentran una explicación irreprochable en la estructura reticular de éstos. En primer término, no es difícil comprender que las caras idealmente planas, son planos que pasan a través de los nudos donde se ubican los átomos. Pero, es posible trazar un número cualquiera de estos planos nodales orientándolos por las más variadas direcciones.

Entonces, ¿cuáles de estos planos que pasan por los nudos delimitan el cristal crecido?

Ante todo, centremos la atención en la siguiente circunstancia: en los distintos planos y líneas nodales la densidad de distribución de los nudos es diferente. La experiencia demuestra que el cristal se delimita por los planos más tupidamente poblados de nudos, y los planos se cortan por las aristas las cuales, a su vez, están máximamente pobladas con los nudos.

La fig. 2.14 nos ofrece la vista de la red cristalina perpendicularmente a su cara; se han trazado huellas de algunos planos nodales perpendiculares al dibujo. De lo expuesto queda claro que en un cristal pueden desarrollarse caras paralelas a los planos nodales I y III y no habrá caras paralelas a los planos II escasamente poblados de nudos.

Actualmente se conoce la constitución de muchos centenares de cristales. Veamos la estructura de los cristales mis simples y, ante todo, de los que están contruidos de átomos de una especie.

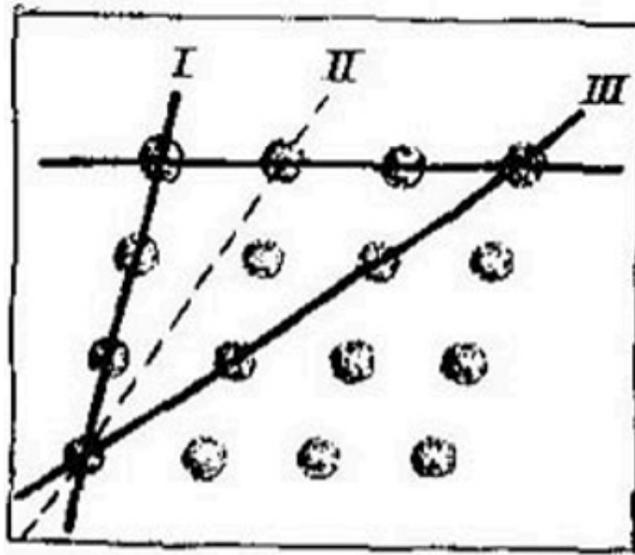


Fig. 2.14

Las mallas más difundidas son de tres tipos. Estas están representadas en la fig. 2.15. Los centros de los átomos están señalados por puntos; las líneas que unen los puntos no tienen sentido real. Están trazadas solamente para que el lector vea con mayor claridad la posición espacial de los átomos.

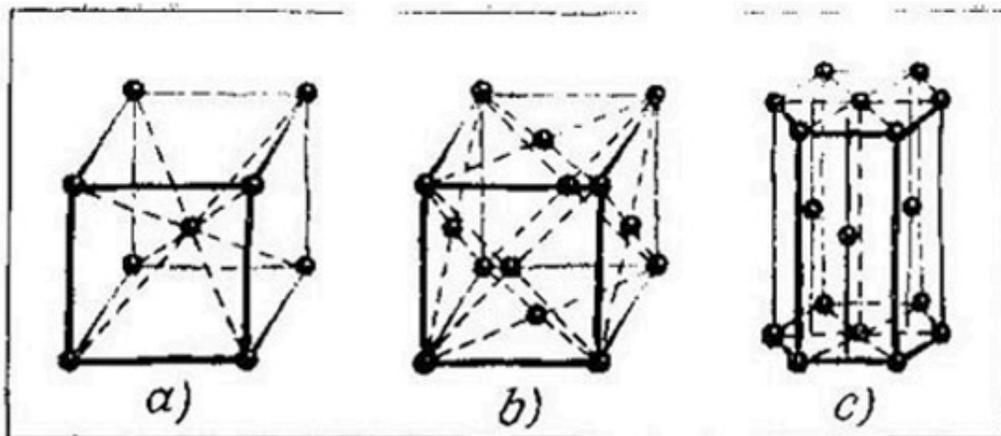


Fig. 2.15

Las fig. 2.15 a, y 2.15 b, representan mallas cúbicas.

Para tener una idea más clara de estas mallas figúrense que los cubos de los niños se han colocado uno sobre otro, cara con cara, arista con arista.

Si ahora se colocan, mentalmente, puntos en los vértices y en los centros de los cubos, se formará la malla cúbica representada en el dibujo de la izquierda. Esta estructura se llama cúbica de volumen centrado. Si los puntos se colocan en los vértices de los cubos y en los centros de sus caras, se formará una malla cúbica, representada en el dibujo del medio. Esta se llama cúbica de caras centradas.

La tercera malla (fig. 2.15 c) se llama hexagonal compacta. Para comprender el origen de este término y representarnos con mayor claridad la disposición de los átomos en esta malla, tomemos las bolas del billar y comencemos a colocarlas del modo más compacto.

Formemos, ante todo, una capa compacta; ésta se parece a las bolas del billar reunidas en un «triángulo» al comienzo del juego (fig. 2.16). Anotemos que la bola que está dentro del triángulo tiene seis vecinos que están en contacto con ella, y estos seis vecinos forman un hexágono.

Continuemos colocando una capa sobre otra. Si se ponen las bolas de la capa siguiente, directamente, por encima de las bolas de la primera capa, no resultará una estructura compacta.

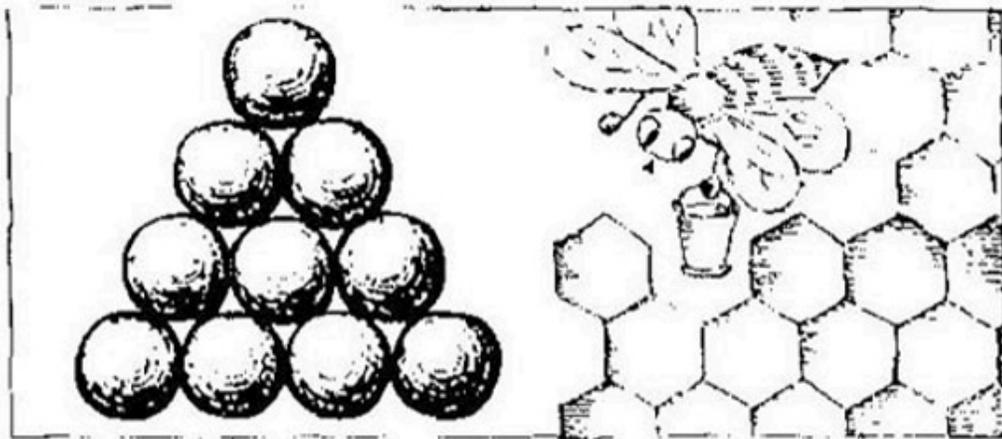


Fig. 2.16

Para colocar el mayor número de bolas posible en un volumen determinado, tendremos que poner las bolas de la segunda capa en los «hoyos» de la primera, las de la tercera en los «hoyos» de la segunda, etc., etc. En la estructura hexagonal

más compacta, las bolas de la tercera capa están colocadas de tal modo, que sus centros están situados sobre los centros de las bolas de la primera capa.

Los centros de los átomos de la malla hexagonal más compacta, están situados del mismo modo que los centros de las bolas colocadas densamente como acabamos de describir.

En la forma de las tres mallas descritas cristalizan numerosos elementos:

Malla hexagonal compacta	Be, Co, Hf, Ti, Zn, Zr
Malla cúbica de caras centradas	Al, Cu, Co, Fe, Au, Ge, Ni, Ti
Malla cúbica de cubos centrados	Cr, Fe, Li, Mo, Ta, Ti, U, V

De otra estructuras, señalemos solamente unas pocas.

En la fig. 2.17 está representada la estructura del diamante. Para ella es característico que el átomo del carbono del diamante tiene cuatro vecinos próximos. Confrontemos este número con los números correspondientes de las tres estructuras más difundidas que acabamos de describir. Como se ve en los dibujos, en la malla hexagonal compacta, cada átomo tiene 12 vecinos próximos: la misma cantidad de vecinos tienen los átomos que forman la malla cúbica de caras centradas: en la malla de volumen centrado, cada átomo tiene 8 vecinos.

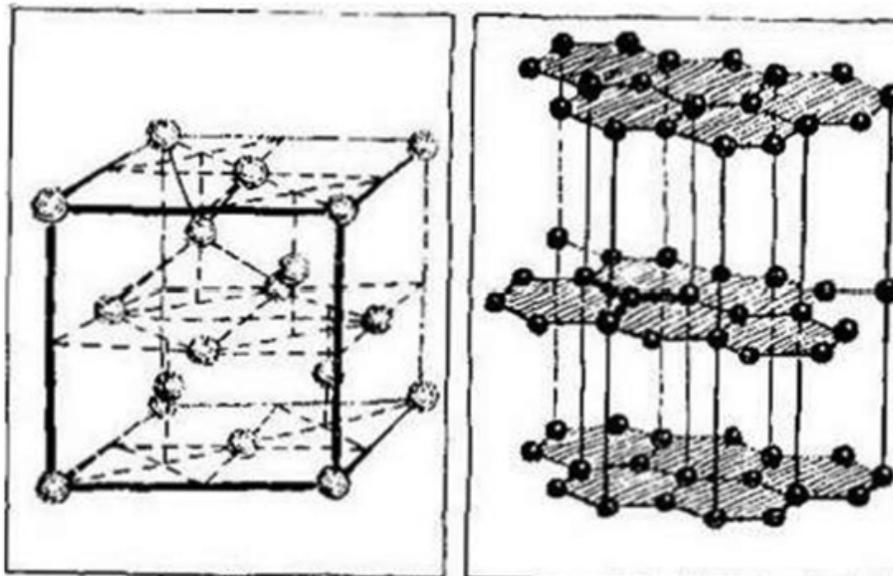


Fig. 2.17 y 2.18

Digamos unas cuanta; palabras sobre el grafito, cuya estructura se enseña en la fig. 2.18.

La particularidad de esta estructura salta a la vista. El grafito se compone de capas de átomos, de modo que los átomos de una capa están ligados entre sí con más fuerza que los átomos de las capas vecinas. Esto se debe a las magnitudes de las distancias entre los átomos; la distancia entre los vecinos de una capa es 2,5 veces menor que la distancia más corta entre las capas.

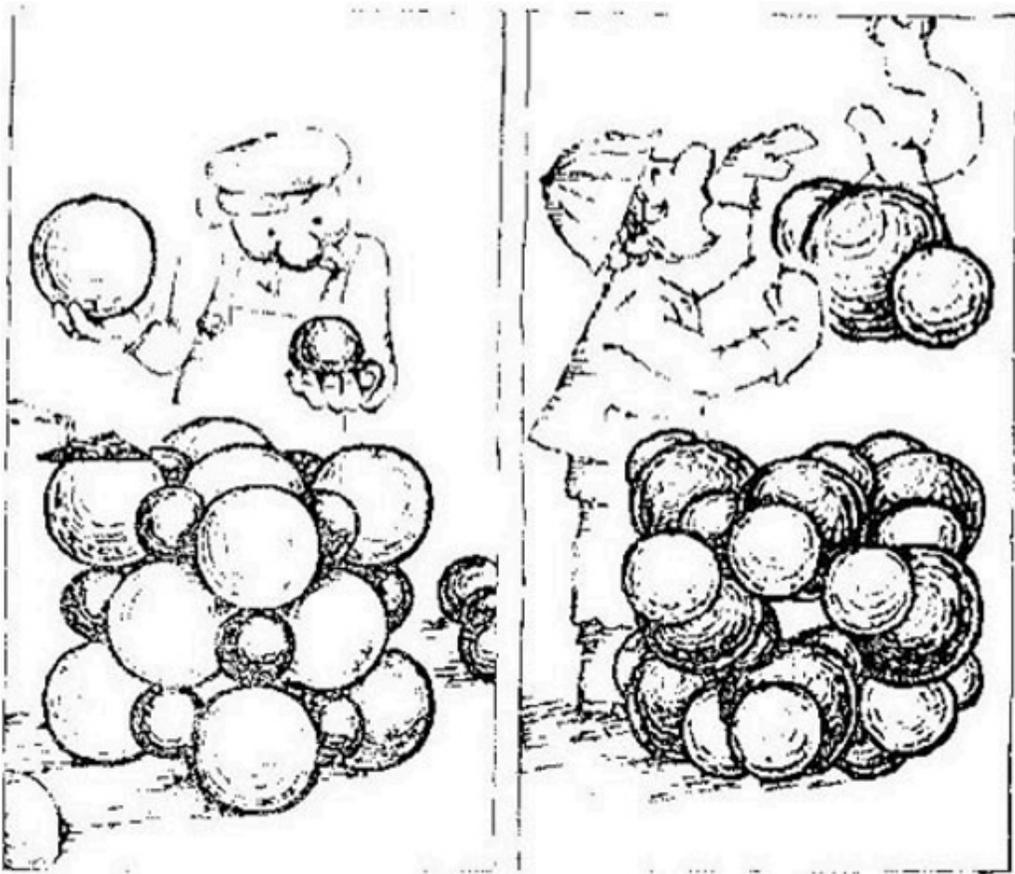


Fig. 2.19 y 2.20

La existencia de capas de átomos débilmente ligadas da lugar a que los cristales del grafito se desintegren fácilmente a lo largo de estas capas. Por eso el grafito sólido puede servir de materia lubricante en los casos en que es imposible emplear la

grasa, por ejemplo, cuando las temperaturas son muy bajas o muy altas. El grafito es un material lubricante sólido.

El rozamiento entre dos cuerpos se reduce, hablando vulgarmente, a que los salientes microscópicos de un cuerpo se introducen en las hondonadas del otro. El esfuerzo necesario para desintegrar el cristalito microscópico del grafito es mucho menor que la fuerza de rozamiento; por eso, la existencia del lubricante grafitado facilita el resbalamiento de un cuerpo sobre otro.

Las variedades de las estructuras de los cristales de las composiciones químicas son infinitas. Como ejemplos extremos, en el sentido de diversidad, pueden servir las estructuras de la sal gema y del dióxido de carbono, representadas en las figs. 2.19 y 2.20.

Los cristales de la sal gema (fig. 2.19) se componen de átomos de sodio (las bolas pequeños oscuras) y de cloro (las grandes claras) alternados a lo largo de los ejes del cubo.

Cada átomo de sodio tiene seis vecinos equidistantes de otra especie. Lo mismo se refiere al cloro. Pero, ¿dónde está la molécula del cloruro de sodio? Aquí no está; en el cristal, no sólo falta el grupo de un átomo de sodio y de un átomo de cloro, sino que, en general, ningún grupo de átomos se destaca entre otros por su aproximación.

La fórmula química NaCl no sirve de fundamento para afirmar que «la substancia se compone de moléculas NaCl». La fórmula química solamente indica que la substancia se compone de igual cantidad de átomos de sodio que de cloro.

El problema de la existencia de moléculas en la substancia se resuelve por su estructura. Si en ésta no se destaca ningún grupo de átomos próximos, no hay molécula. Los cristales sin moléculas se llaman atómicos.

El cristal del gas carbónico, CO₂ (hielo seco que llevan en las cajas las vendedoras de helados), es un ejemplo de cristal molecular (fig. 2.20).

Los centros de los átomos de oxígeno y de carbono de la molécula CO₂ están situados a lo largo de una línea recta (véase la fig. 2.2). La distancia C — O es igual a 1,3 Å.

La distancia entre los átomos de oxígeno de las moléculas vecinas es de unos 3 \AA . Está claro que en estas condiciones no «reconocemos» inmediatamente la molécula en el cristal.

Los cristales moleculares representan unas mallas compactas de moléculas. Para ver esto hay que describir los contornos de las moléculas. Esto se ha hecho en la fig. 2.20.

Todas las sustancias orgánicas dan cristales moleculares. Las moléculas orgánicas contienen muy a menudo muchas decenas y centenares de átomos (en cuanto aquellas moléculas que están constituidas por decenas de miles de átomos, de tales moléculas hablaremos en un capítulo aparte).

Es imposible representar gráficamente su empaquetamiento. Esta es la razón de que el lector puede ver en los libros dibujos semejantes al representado en La fig. 2.21. Las moléculas de la sustancia orgánica en cuestión están constituidas por átomos de carbono. Las barritas simbolizan los enlaces de valencia.

Las moléculas parecen como si estuviesen suspendidas en el aire. Pero no den crédito a sus ojos. El dibujo tiene esto aspecto solamente con el fin de dar al lector la posibilidad de examinar bien cómo están dispuestas las moléculas en el cristal.

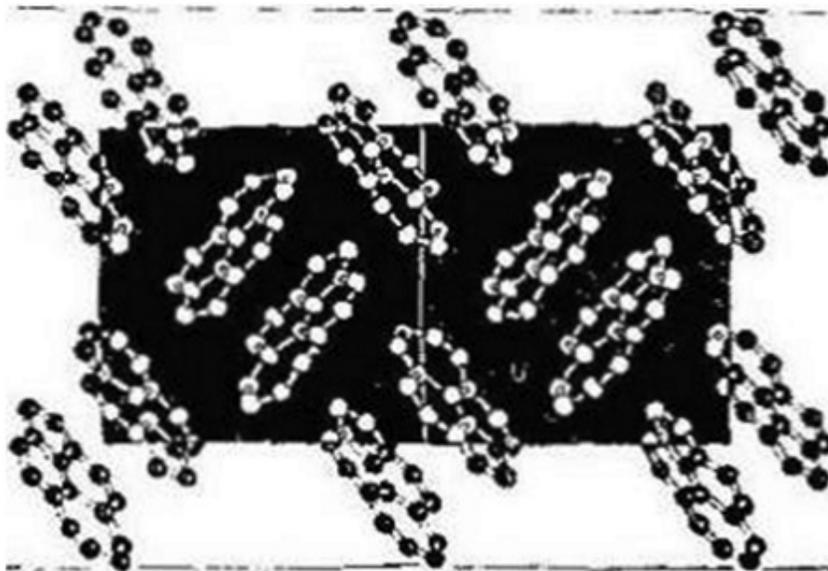


Fig. 2.21

Para mayor sencillez los autores del dibujo ni siquiera representaron los átomos de hidrógeno agregados a los átomos exteriores de carbono (desde luego, los químicos proceden muy frecuentemente de esta manera). Con mayor razón todavía, los autores no consideraron necesario «contornear» la molécula, o sea, darle una forma. Si lo hubiéramos hecho, habríamos visto que el principio de empaquetamiento de las moléculas —llave para la cerradura— trabaja también en este caso, al igual que en otros análogos.

Sustancias policristalinas

Ya hemos mencionado que los cuerpos amorfos constituyen un fenómeno raro en el reino de los cuerpos sólidos. La mayoría de los objetos que nos rodean constan de pequeños granitos cristalinos cuyas dimensiones son cerca de una milésima parte de milímetro.

La estructura granular de los metales los investigadores la descubrieron ya en el siglo pasado (siglo XIX). Les ayudó el más común y corriente microscopio. Solamente se tuvo que ajustarlo de modo que el análisis no se realizase «al trasluz», sino por reflexión. De la misma forma se procede también hoy en día.

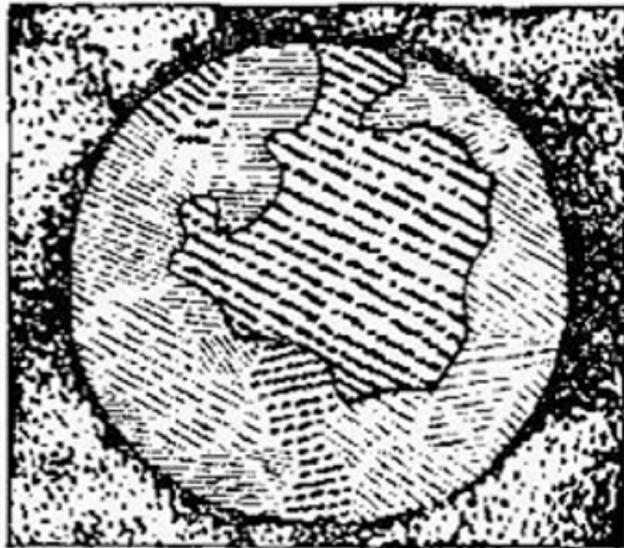


Fig. 2.22

En la fig. 2.22 se representa el cuadro que se abre ante el ojo, habitualmente, los límites de los granos se ven con absoluta nitidez. Por regla general, en estos límites se acumulan las impurezas.

Del tamaño de los granos, de aquello que se opera en sus fronteras, de la orientación de los granos dependen en enorme grado las propiedades del material. Por esta causa los físicos invirtieron mucho trabajo en el estudio de las sustancias policristalinas. El hecho de que cada grano es un cristal se demostró por medio del análisis estructural por rayos X del cual ya hemos prometido hablar al lector.

Cualquier elaboración del metal repercute en sus granos. He aquí que se ha obtenido un lingote de metal fundido: sus granos están dispuestos caóticamente y su tamaño es bastante grande. Del metal se hace alambre, se lo trefila. ¿Cómo se comportan en esto caso los granos cristalinos? Las investigaciones han demostrado que el cambio de la forma de mi cuerpo sólido durante el trefilado del alambre o durante otro tratamiento mecánico provoca la fragmentación de los granos cristalinos. Al mismo tiempo, por acción de las fuerzas mecánicas, en la disposición de los granos aparece cierto orden. ¿De qué orden puede tratarse aquí? Es que los fragmentos de los granos son completamente informes.

Esto es cierto, la forma exterior del fragmento puede ser cualquiera, no obstante, un fragmento de cristal sigue siendo, a pesar de todo, un cristal, y los átomos en su red están empaquetados con la misma regularidad que en un cristal bien tallado. Por esta razón, para cada fragmento se puede señalar cómo está dispuesta su célula elemental. Antes de someterse a la elaboración las células están ordenadas estrictamente tan sólo dentro de los límites de cada grano aislado, mientras que, habitualmente, falta el orden general. En cambio, después de elaborados, los granos se alinean de tal modo que en la disposición de sus células asoma cierto orden general llamado textura; por ejemplo, las diagonales de las células de todos los granos se orientan de una forma aproximadamente paralela a la dirección de la elaboración.

La fig. 2.23 ayuda a comprender qué es la textura.

Las hileras de los puntos en el seno de los granos simbolizan los planos atómicos. A la izquierda la textura falta. A la derecha, ya está presente un orden.

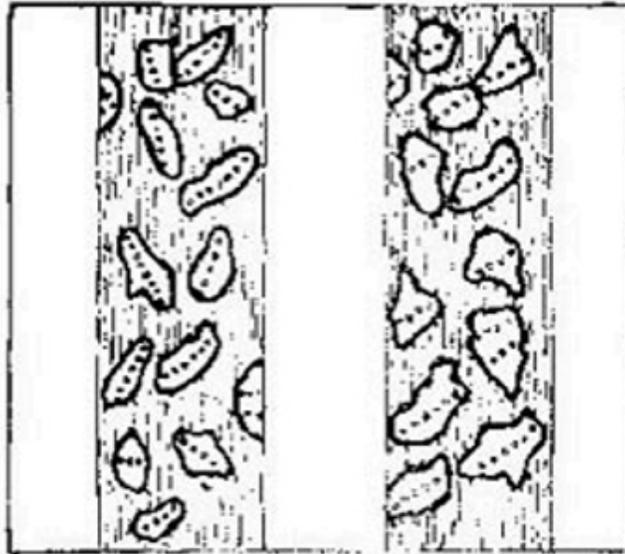


Fig. 2.23

Las diferentes clases de elaboración (laminado, forja, trefilado) dan lugar a texturas de distintos tipos. En unos casos los granos giran de modo que sus células elementales se alinean a lo largo de la dirección de la elaboración en diagonal; en otros casos, en arista de un cubo, etc.

Cuanto más perfecto es el laminado o el trefilado, tanto más perfecta resulta ser también la textura de los granos cristalinos del metal. La existencia de la textura ejerce una gran influencia sobre las propiedades mecánicas del artículo. El estudio de la disposición y de las dimensiones de los granos cristalinos en los artículos metálicos puso en claro la esencia del tratamiento mecánico de los metales, recomendando el justo modo de realizarlo. Con la reestructuración de los granos cristalinos está relacionado también otro importantísimo proceso técnico, el recocido. Si se somete al calentamiento el metal laminado o trefilado, entonces, a una temperatura lo suficientemente alta comienza el crecimiento de nuevos cristales a costa de los viejos, como resultado del recocido la textura va destruyéndose poco a poco; los cristales nuevos se sitúan caóticamente. A medida que aumenta la temperatura (o, simplemente, al aumentar la duración del recocido) los nuevos granos crecen y los viejos desaparecen. El recocido cambia bruscamente las propiedades del metal. Este se hace más dúctil y menos resistente, Esta

circunstancia se debe a que los granos llegan a ser más grandes y la textura desaparece.

Capítulo 3

Temperatura

Contenido:

- *El termómetro*
- *Teoría del gas ideal*
- *Ley de Avogadro*
- *Velocidades de las moléculas*
- *Dilatación térmica*
- *Capacidad calorífica*
- *Conductibilidad térmica*
- *Convección*

El termómetro

Si se ponen en contacto dos cuerpos calentados de diverso modo, el más caliente se irá enfriando y el más frío se irá calentando. Sobre tal par de cuerpos se dice que se intercambian calor.

Como ya se ha dicho, el intercambio de calor es una forma de trasmisión de energía; llamamos más caliente el cuerpo que cede la energía. Nosotros sentimos que el cuerpo está caliente si calienta la mano, o sea, si cede energía. Por el contrario, si sentimos que el cuerpo está frío, esto significa que absorbe energía de nuestro cuerpo.

Sobre un cuerpo que da calor (o sea, que cede energía mediante un intercambio de calor), decimos: su temperatura es más alta que la del cuerpo que absorbe este calor.

Observando si se enfría o se calienta el objeto que nos interesa, en presencia de tal o cual cuerpo, hallaremos para este objeto «su sitio» en la serie de cuerpos calientes. La temperatura es una especie de señal que indica para qué cuerpos el objeto que nos interesa es donador y para qué cuerpos es adquiridor de calor.

La temperatura se mide con termómetros.

La construcción de los termómetros puede basarse en la utilización de diversas propiedades de los cuerpos sensibles a la temperatura. Frecuentemente se emplea la propiedad de los cuerpos de dilatarse con el aumento de la temperatura.

Si al ponerse en contacto con diversos cuerpos, el cuerpo del termómetro cambia su volumen, esto significa que los cuerpos tienen diferente temperatura. Cuando el volumen del cuerpo del termómetro es mayor, la temperatura es más alta, y cuando el volumen es menor, la temperatura es más baja.

Pueden servir de termómetros los cuerpos más diversos: los líquidos, como el mercurio y el alcohol; los sólidos, como los metales y los gaseosos. Pero como diversos cuerpos se dilatan de diferente modo, los grados de mercurio, de alcohol y de gas no coincidirán. Claro que siempre se pueden marcar en todos los termómetros dos puntos fundamentales: la temperatura de fusión del hielo y la de ebullición del agua. Por eso, todos los termómetros marcan igual 0 y 100 grados Celsius. Pero entre 0 y 100 grados, los cuerpos se dilatan de diverso modo.

Un cuerpo rápidamente se dilata entre 0 y 50 grados del termómetro de mercurio y lentamente en la segunda parte de este intervalo, mientras que otro cuerpo se comporta al revés.

Preparando termómetros con cuerpos de diferente dilatación, observaremos distinciones notables en sus indicaciones, a pesar de que éstas coinciden en los puntos fundamentales. El termómetro de agua nos ofrecería el siguiente descubrimiento: si un cuerpo enfriado hasta cero grados se coloca en una cocinilla eléctrica su temperatura, según este termómetro, disminuye primero y aumenta después. La causa de esto estriba en que, al calentarse el agua, primero disminuye su volumen, y sólo después se comporta «normalmente», o sea, aumenta su volumen al calentarse.

Vemos, pues, que una elección no premeditada de la substancia para el termómetro puede conducirnos a un callejón sin salida.

¿En qué hay que basarse entonces para la elección «acertada» del termómetro?
¿Qué cuerpo es ideal para esto?

Sobre tales cuerpos ideales ya hemos hablado. Estos son los gases ideales. En el gas ideal no hay interacción de las partículas y, observando la dilatación del gas ideal, estudiamos cómo cambia el movimiento de sus moléculas.

Precisamente por esto, el gas ideal es un cuerpo ideal para el termómetro

En efecto, inmediatamente salta a la vista que, a pesar de que el agua se dilata de otro modo que el alcohol, éste de otro modo que el vidrio, y éste de otro modo que el hierro, sin embargo, el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno y cualquier otro gas, en estado de enrarecimiento, que es suficiente para merecer la denominación de ideal, se dilatan al calentarse exactamente igual.

De esta forma, de base para determinar en física la temperatura sirve el cambio de volumen de una determinada cantidad de gas. Se sobreentiende que, en vista de la gran compresión de los gases, es necesaria una particular atención para que el gas se encuentre a una presión constante.

Por lo tanto, para graduar un termómetro de gas, tenemos que medir exactamente el volumen del gas que hemos tomado a 0 °C y a 100 °C. La diferencia de volúmenes V_{100} y V_0 la dividimos en 100 partes iguales. Mejor dicho, la variación del volumen del gas en $1/100 \times (V_{100} - V_0)$ corresponde a un grado Celsius (1 °C).

Supongamos ahora que nuestro termómetro señala un volumen V . ¿Qué temperatura t °C corresponde a este volumen? Es fácil calcular que

$$t^{\circ}\text{C} = 100 \frac{V - V_0}{V_{100} - V_0}$$

o sea

$$\frac{t^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{V - V_0}{V_{100} - V_0}$$

Con esta igualdad, a cada volumen V ponemos en correspondencia la temperatura t y obtenemos la escala de temperaturas que usan los físicos¹.

¹ La escala de Celsius, en la que por 0 °C se ha tomado la temperatura de fusión del hielo, y por 100 °C a temperatura de ebullición del agua (ambas a presión normal de 760 mm Hg), es muy cómoda. Pese a esto, los ingleses y los norteamericanos han empleado hasta ahora una escala de temperaturas que nos parece muy extraña ¿Cómo, por ejemplo, entender esta frase de una novela inglesa? "El verano no era caluroso, la temperatura era de 60 - 70 grados". ¿Hay alguna equivocación? No, es en la escala de Fahrenheit (°F).

En Inglaterra, la temperatura rara vez baja de - 21 °C. Fahrenheit tomó como cero la temperatura de una mezcla de hielo con sal que tenía aproximadamente la temperatura mínima de Inglaterra arriba indicada. Por 100°, en esta escala, se tomó, según cuenta el autor, la temperatura normal del cuerpo humano. Sin embargo, es probable que,

Al aumentar la temperatura, el volumen del gas crece indefinidamente: no hay ningún límite teórico para el crecimiento de la temperatura. Al contrario, las temperaturas bajas (negativas en la escala de Celsius) tienen límite.

En efecto, ¿qué ocurre al bajar la temperatura? El gas real, al fin y al cabo, se convierte en líquido, y, a mayor disminución, se solidifica. Las moléculas de gas se reúnen en un pequeño volumen. Pero, ¿a qué será igual este volumen para nuestro termómetro, lleno de gas ideal? Sus moléculas carecen de interacción y no tienen volumen propio. Por lo tanto, la disminución de la temperatura conduce a la anulación del volumen del gas ideal. Un gas real se puede aproximar cuanto se quiera a un estado característico del gas ideal; en este caso, a un volumen cero. Para esto, hay que llenar el termómetro de un gas cada vez más enrarecido. Por consiguiente, no pecaremos contra la verdad, si suponemos que un volumen extremadamente pequeño es igual a cero.

De acuerdo con nuestra fórmula, al volumen igual a cero corresponde la temperatura menor posible. Esta temperatura se llama cero absoluto.

Para determinar la posición del cero absoluto en la escala de Celsius hay que poner, en la fórmula deducida de la temperatura, el valor del volumen igual a cero, $V = 0$. De este modo, la temperatura del cero absoluto es igual a

$$-100 \frac{V_0}{V_{100} - V_0}$$

Resulta que este punto extraordinario corresponde aproximadamente a la temperatura de $-273 \text{ }^\circ\text{C}$ (más exactamente, a $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$).

Así pues, no hay temperaturas más bajas del cero absoluto; puesto que éstas corresponden a volúmenes negativos de gas. Carece de sentido hablar de temperaturas más bajas. Obtener temperaturas más bajas del cero absoluto es tan imposible como preparar alambre de diámetro menor de cero.

para la determinación de este punto, Fahrenheit se sirviera de un hombre que tenía un poco de fiebre. La temperatura media normal del cuerpo humano en la escala de Fahrenheit corresponde a $98 \text{ }^\circ\text{F}$. En esta escala, el agua se congela a $+32 \text{ }^\circ\text{F}$ y hierve a $212 \text{ }^\circ\text{F}$. La fórmula de conversión de $^\circ\text{F}$ a $^\circ\text{C}$ es:

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

Un cuerpo a la temperatura de cero absoluto no se puede enfriar, es decir, no se le puede quitar energía. Mejor dicho, a esta temperatura, el cuerpo y las partículas de que se compone, poseen la energía mínima posible. Esto significa que en el cero absoluto la energía cinética es igual a cero y la potencial tiene el valor mínimo posible.

Como el cero absoluto es la temperatura más baja, es natural que en la física y, sobre todo, en sus ramas donde figuran temperaturas bajas, se utilice la escala absoluta de temperaturas, en la que el cálculo se lleva desde el cero absoluto. Está claro que

$$T_{\text{abs}} = (t + 273) \text{ } ^\circ\text{C}$$

En la escala absoluta, la temperatura de la habitación es de unos 300° . La escala absoluta de temperaturas se llama también escala de Kelvin, en nombre de un célebre sabio inglés del siglo XIX, y en lugar de la notación T_{abs} , se emplea la notación $T \text{ } ^\circ\text{K}$.

La fórmula del termómetro de gas que determina la temperatura T se puede escribir para la temperatura absoluta en la forma

$$T = 100 \frac{V - V_0}{V_{100} - V_0} + 273$$

Aplicando la igualdad

$$\frac{100V_0}{V_{100} - V_0} = -273$$

obtenemos el resultado simple:

$$\frac{T}{273} = \frac{V}{V_0}$$

Por lo tanto, la temperatura absoluta es directamente proporcional al volumen del gas ideal.

Para hacer mediciones exactas de las temperaturas, los físicos tienen que valerse de todos los artificios posibles. En un intervalo de temperaturas bastante amplio, los termómetros de mercurio, de alcohol (para el Ártico) y otros, se gradúan según el termómetro de gas. Sin embargo, esto es inservible también para temperaturas muy próximas al cero absoluto (menores de 0,7 K) cuando todos los gases se licúan, y para temperaturas mayores de 600 °C, cuando los gases atraviesan el vidrio. Para temperaturas muy altas y muy bajas, se emplean otros principios de medición.

En cuanto a los métodos prácticos de medición de temperaturas, éstos son muy numerosos. Tienen gran importancia los dispositivos basados en los efectos eléctricos. Es importante tener en cuenta ahora una cosa, en cualquier medición de temperatura tenemos que estar seguros de la magnitud media coincida por completo con lo que daría la medición de la expansión del gas enrarecido.

Las temperaturas altas se crean en los hornos y en los mecheros. En los hornos de confitería, la temperatura alcanza 220 - 280 °C. En la metalurgia se emplean temperaturas más altas; los hornos de templar dan una temperatura de 900 - 1000 °C, el horno de forjar, 1400 - 1500 °C. En los hornos de fundición de acero, la temperatura alcanza 2000 °C.

Las temperaturas más altas de hornos se obtienen mediante el arco voltaico (cerca de 5000 °C). La llama del arco da la posibilidad de «enfrentarse» con los metales más refractarios.

Pero, ¿cuál es la temperatura la llama del mechero de gas? La temperatura del cono interior azulado de la llama es solamente de 300 °C. En el cono exterior, la temperatura alcanza hasta 1800 °C

En la explosión de la bomba atómica se crean unas temperaturas incomparablemente más altas. Por cálculos indirectos se ha determinado que la temperatura en el centro de la explosión alcanza muchos millones de grados.

En los últimos tiempos se han hecho pruebas para obtener temperaturas ultraaltas en instalaciones especiales de laboratorios (Ogra, Zeta), que se construyen en la

URSS y otros países. Se consiguió alcanzar, en un instante cortísimo, temperaturas de varios millones de grados. En la naturaleza también existen temperaturas ultraaltas, pero no en la Tierra, sino en otros cuerpos del Universo. En los centros de las estrellas y, en particular, en el centro del Sol, la temperatura alcanza decenas de millones de grados.

Las regiones superficiales de las estrellas tienen una temperatura considerablemente más baja, que no supera los 20.000 °C. La superficie del Sol tiene una temperatura de hasta 6.000 °C.

Teoría del gas ideal

Las propiedades del gas ideal que nos ha proporcionado la definición de la temperatura, son muy sencillas. A temperatura constante se cumple la ley de Boyle-Mariotte: en los cambios de volumen o de presión, el producto pV permanece constante. Siendo constante la presión, el cociente V/T se mantiene inalterable, varíe como quiera el volumen o la temperatura, es fácil unir estas dos leyes.

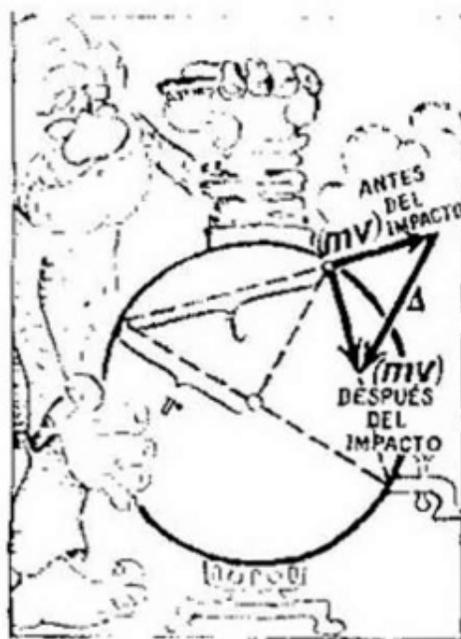


Figura 3.1

Está claro que la expresión pV/T se mantiene inalterable cuando es constante la temperatura, pero varían p y V ; lo mismo ocurre cuando es constante la presión,

pero varían V y T . La expresión pV/T permanece constante no sólo cuando varía cualquier par, sino también cuando varían a la vez, las tres magnitudes, p , T y V . Como suele decirse, la ley $pV/T = \text{const}$, determina la ecuación del estado del gas ideal.

El gas ideal se ha elegido como sustancia del termómetro, porque sus propiedades están ligadas solamente con el movimiento (pero no con la interacción) de las moléculas.

¿Cuál es el carácter de la relación entre el movimiento de las moléculas y la temperatura? Para contestar a esta pregunta hay que hallar la relación entre la presión del gas y el movimiento de sus moléculas.

En un recipiente esférico de radio r están contenidas N moléculas de gas (fig. 3.1). Examinemos una molécula cualquiera, por ejemplo, la que se mueve en el momento dado de izquierda a derecha a lo largo de una cuerda de longitud l . No prestemos atención al choque de las moléculas entre sí: tales encuentros no influyen en la presión. Llegando extremo del recipiente, la molécula choca contra la pared y con la misma velocidad (choque elástico) sale despedida en otra dirección. En el caso ideal, estos recorridos por el recipiente podrían continuar eternamente. Si v es la velocidad de la molécula, cada choque se efectúa cada l/v segundos, o sea, que cada molécula choca v/l veces un cada segundo. La lluvia continua de choques de N moléculas se funde en una fuerza única de presión.

De acuerdo con la ley de Newton, la fuerza es igual a la variación del impulso por unidad de tiempo. Designemos con Δ la variación del impulso en cada choque. Esta variación ocurre v/l veces cada segundo. Por consiguiente, la aportación de fuerza de una molécula es de $\Delta v/l$.

En la figura 3.1 están construidos los vectores de los impulsos antes y después del golpe, y también el vector del incremento del impulso Δ . De la semejanza de los triángulos que se han formado en la construcción, se deduce que $N/l = mv/r$. La aportación de fuerza de una molécula toma la forma: mv^2/r

Como la longitud de la cuerda no ha entrado en la fórmula, queda claro que las moléculas que se mueven por cualquier cuerda, aportan una misma contribución a la fuerza. Claro que la variación del impulso en un choque oblicuo es menor, pero

los choques, en este caso, también son más frecuentes. Los cálculos demuestran que ambos efectos se compensan exactamente.

Como en la esfera hay N moléculas, la fuerza total será igual a

$$\frac{Nmv_{media}^2}{r}$$

donde v_{media} es la velocidad media de las moléculas.

La presión p del gas, que es igual a la fuerza dividida por la superficie de la esfera $4\pi r^2$, será igual a:

$$p = \frac{Nmv_{media}^2}{4\pi r^2 \cdot r} = \frac{1}{3} \frac{Nmv_{media}^2}{\frac{4}{3}\pi r^3} = \frac{Nmv_{media}^2}{3V}$$

donde V es el volumen de la esfera.

Por lo tanto,

$$pV = \frac{1}{3} Nmv_{media}^2$$

Esta ecuación fue deducida por primera vez por Daniel Bernoulli en el año 1738.

De la ecuación del estado del gas ideal resultaba que $pV = \text{const } T$; de la ecuación deducida vemos que pV es proporcional a v_{media}^2 . Por lo tanto,

$$T \sim v_{media}^2 \text{ o } v_{media}^2 \sim \sqrt{T}$$

es decir, que la velocidad de las moléculas del gas ideal, es proporcional a la raíz cuadrada de la temperatura absoluta.

Ley de Avogadro

Supongamos que una sustancia representa una mezcla de moléculas distintas, ¿Existe alguna magnitud física que caracterice el movimiento y que sea igual para todas estas moléculas, por ejemplo, para el hidrógeno y el oxígeno a igual temperatura?

La mecánica da la respuesta a esta pregunta. Se puede demostrar, que la energía cinética media del movimiento de traslación

$$\frac{mv_{media}^2}{2}$$

es igual para todas las moléculas.

Esto significa que, siendo conocida la temperatura, los cuadrados de las velocidades medias de las moléculas son inversamente proporcionales a la masa de las partículas:

$$mv_{media}^2 \sim \frac{1}{m}, v_{media} \sim \frac{1}{\sqrt{m}}$$

Volvamos a examinar de nuevo la ecuación

$$pV = \frac{1}{3} Nmv_{media}^2$$

Como en condiciones de temperaturas dadas, las magnitudes

$$mv_{media}^2$$

son iguales para todos los gases, el número de moléculas N , contenido en un volumen dado a presión p y a temperatura T determinadas, es igual para todos los gases. Esta ley maravillosa fue enunciada por primera vez por Avogadro.

¿Cuántas moléculas hay en 1 cm^3 ? Resulta que en 1 cm^3 a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 760 mm Hg hay $2,7 \times 10^{19}$ moléculas. Este es un número colosal. Para poder apreciar lo grande que

es, veamos un ejemplo. Supongamos que el gas sale de un recipiente pequeño de 1 cm³ de volumen con tal velocidad, que en cada segundo se escapa un millón de moléculas. Es fácil calcular que el recipiente se libraría totalmente del gas dentro de un millón de años.

La ley de Avogadro señala que, en condiciones dadas de presión y temperatura, la razón del número de moléculas al volumen que ocupan N/V , es una cantidad igual para todos los gases.

Como la densidad de los gases $\rho = N m/V$, la razón de las densidades de los gases es igual a la razón de sus pesos moleculares:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

Por esto, los pesos relativos de las moléculas se pueden determinar pesando simplemente las sustancias gaseosas. Tales mediciones jugaron en su tiempo un gran papel en el desarrollo de la química.

De la ley de Avogadro se deduce también que para un mol de cualquier sustancia que se encuentra en estado de gas ideal $pV = kN_A T$, donde k es una constante universal (ésta lleva el nombre del relevante físico alemán Ludwig Boltzmann) igual a $1,38 \times 10^{-16}$ ergios/K. El producto $R = kN_A$ se denomina constante universal de los gases.

La ley del gas ideal, con frecuencia, se anota como

$$pV = \mu RT,$$

donde p es la cantidad de sustancia expresada en moles. Esta ecuación se utiliza frecuentemente en la práctica.

Velocidades de las moléculas

La teoría enseña que a una misma temperatura, las energías cinéticas medias de las

moléculas $\frac{mV_{media}^2}{2}$ son iguales.

Con nuestra definición de la temperatura, esta energía cinética media del movimiento de traslación de las moléculas del gas es proporcional a la temperatura absoluta. A base de la ecuación del gas ideal y la de Bernoulli hallamos:

$$\left(\frac{mv^2}{2}\right)_{media} = \frac{3}{2}kT$$

La medición de la temperatura valiéndose de un termómetro lleno de gas ideal imparte a esta medida un sentido sencillo: la temperatura es proporcional al valor medio de la energía del movimiento de avance de las moléculas. Por cuanto vivimos en el espacio tridimensional, podemos decir, refiriéndose a un punto que se mueve arbitrariamente: este punto posee tres grados de libertad. En consecuencia, a un grado de libertad de una partícula en movimiento corresponde $kT/2$ de energía.

Determinemos la velocidad media de las moléculas de oxígeno a la temperatura de la habitación, que en cifras redondas tomaremos por $27\text{ }^\circ\text{C} = 300\text{ K}$. El peso molecular del oxígeno es 32 y, la masa de una molécula de oxígeno es igual a $32/(6 \times 10^{23})$. Un cálculo sencillo muestra que $v_{media} = 4,8 \times 10^4\text{ cm/s}$, o sea, cerca de 500 m/s. Con mucha más rapidez se mueven las moléculas de hidrógeno. Sus masas son 16 veces menores y sus velocidades son $\sqrt{16} = 4$ veces mayores, o sea, que a la temperatura de la habitación, alcanzan unos 2 km/s. Calculemos con qué velocidad térmica se mueve una partícula pequeña que se ve por el microscopio. El microscopio ordinario da la posibilidad de ver una partícula de diámetro de 1 micrón (10^{-4} cm). Si la densidad es aproximadamente la unidad, la masa de tal partícula es de unos $5 \times 10^{-13}\text{ g}$. Para su velocidad obtenemos alrededor de 0,5 cm/s. No es extraño que tal movimiento sea completamente perceptible.

La velocidad del movimiento browniano de un granito de 0,1 g de masa es solamente de 10^{-6} cm/s . No es sorprendente que no veamos el movimiento browniano de tales partículas.

Hemos hablado de las velocidades medias de las moléculas. Pero no todas las moléculas se mueven con velocidades iguales; una parte de las moléculas se mueve más de prisa y otra parte más despacio. Resulta que todo esto se puede calcular. Expongamos solamente los resultados.

A la temperatura de unos 15 °C, por ejemplo, la velocidad media de las moléculas del nitrógeno es igual a 500 m/s; el 50% de las moléculas se mueven con velocidades de 300 a 700 m/s. Solamente el 0.6 % de las moléculas se mueven con velocidades pequeñas, de 0 a 100 m/s. En el gas sólo hay 5,4 % de moléculas rápidas, con velocidades mayores de 1000 m/s (fig. 3.2).

La base de cada columna en la figura está construida en el intervalo de velocidades del que se trata y el área es proporcional a la parte correspondiente de las moléculas cuyas velocidades se encuentran en este intervalo.

Se puede calcular la distribución de las moléculas por los diversos valores de la energía del movimiento de traslación.

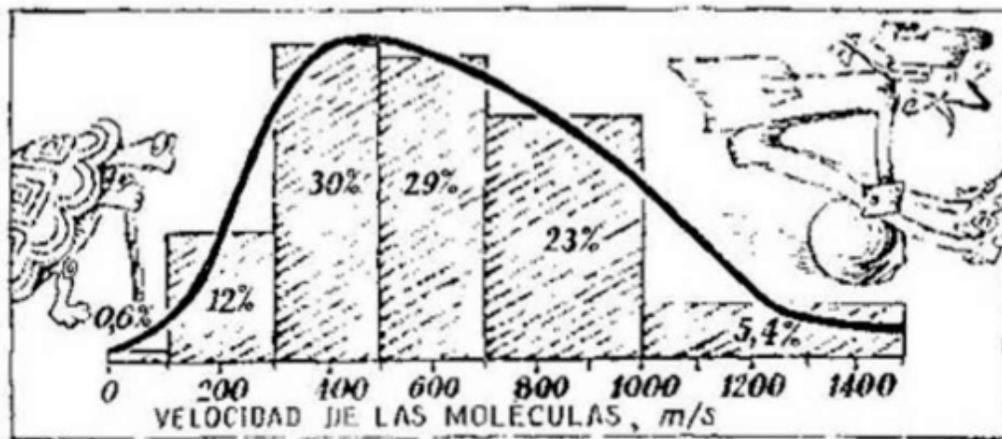


Figura 3.2

El número de moléculas, cuya energía supera la media en dos veces, es ya menor del 10%. La parte de moléculas más «enérgicas» se hace menor a medida que aumenta la energía. Así, las moléculas cuya energía es 4 veces mayor que la media, forman solamente un 0,7%; aquellas cuya energía es 8 veces mayor que la media, un $0,06 \times 10^{-4}$ %, y las que su energía es 16 veces mayor que la media, un 2×10^{-8} %.

La energía de las moléculas de oxígeno que se mueven con la velocidad de 11 km/s, es igual a 23×10^{-12} ergios. La energía media de la molécula, a la temperatura de la habitación, es igual solamente a 6×10^{-14} ergios. Por lo tanto, la energía de una «molécula de once kilómetros de velocidad» es, por lo menos, 500 veces mayor que

la molécula de velocidad media. No es extraño, que el porcentaje de moléculas con velocidades mayores de 11 km/s, sea un número tan pequeño, que no puede uno ni figurárselo, del orden de 10^{-300} .

Pero, ¿por qué nos ha interesado la velocidad de 11 km/s? En el primer libro decíamos, que pueden vencer la fuerza de gravedad de la Tierra solamente los cuerpos que llevan esta velocidad. Esto significa que las moléculas que han subido a gran altura pueden perder el contacto con la Tierra y marcharse a hacer un recorrido interplanetario lejano; pero para esto, tienen que tener una velocidad de 11 km/s. Como vemos, el porcentaje de tales moléculas rápidas es tan insignificante, que no hay peligro de perder la atmósfera de la Tierra durante miles de millones de años.

La velocidad de escape de la atmósfera depende extraordinariamente de la energía

gravitatoria $\gamma = \frac{Mm}{r}$. Si la energía cinética media es muchas veces menor que la energía gravitación, el desprendimiento de la molécula es prácticamente imposible. En la superficie de la Luna, la energía gravitatoria es 20 veces menor, lo que para la energía de «escape» de la molécula de oxígeno ofrece el valor de $1,15 \times 10^{12}$ ergios. Este valor es superior que el valor de la energía cinética media de la molécula solamente en 20—25 veces. El porcentaje de moléculas que son capaces de separarse de la Luna es igual a 10^{-17} . Esto ya no es lo mismo que 10^{-300} , y el cálculo muestra que el aire se escaparía ligeramente de la Luna al espacio interplanetario. No es extraño que en la Luna no haya atmósfera.

Dilatación térmica

Calentando un cuerpo, el movimiento de los átomos (moléculas) se hace más intenso. Estos comienzan a empujarse y a ocupar más sitio. Así se explica el hecho conocido de que, al calentarse los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos se dilatan.

Sobre la dilatación térmica de los gases hay poco que hablar, pues la proporcionalidad de la temperatura al volumen del gas nos sirvió de base para la escala de temperaturas.

En la fórmula $V = V_0 T / 273$ se ve que, a presión constante, el volumen del gas aumenta en $1/273$ (o sea, en 0,0037) de su volumen a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, si se calienta en $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ (a esta ley la llaman, a veces, ley de Gay Lussac.)

En condiciones ordinarias, o sea, a la temperatura ambiente y siendo normal la presión atmosférica, la dilatación de la mayoría de los líquidos es dos o tres veces menor que la de los gases.

Ya hemos hablado más de una vez, sobre la particularidad de la dilatación del agua. Al calentarse desde 0 hasta $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, el volumen del agua disminuye con la temperatura. Esta peculiaridad en la dilatación del agua juega un papel colosal en la vida de la Tierra. En otoño, a medida que se enfría el agua, las capas superiores frescas se hacen más densas y se sumergen en el fondo y su puesto lo ocupa el agua más caliente subyacente. Este reemplazamiento del agua se efectúa mientras su temperatura no alcance $4\text{ }^{\circ}\text{C}$. Después, con la disminución de la temperatura, las capas superiores dejan de comprimirse y, por consiguiente, acaban por hacerse menos pesadas y ya no se sumergen al fondo. A partir de esta temperatura, la capa superior, enfriándose lentamente, llega a cero grados y se hiela.

Solamente esta particularidad del agua es la que pone freno a la congelación de los ríos hasta el fondo. Si, por casualidad, el agua perdiese esta peculiaridad admirable, no se necesitaría mucha fantasía para figurarse las consecuencias desastrosas que esto traería.

La dilatación térmica de los cuerpos sólidos es notablemente menor que la de los líquidos; es centenares y millares de veces menor que la de los gases.

En muchos casos, la dilatación térmica suele ser un obstáculo fastidioso. Así, la variación de las dimensiones de las piezas móviles del mecanismo del reloj con el cambio de la temperatura daría lugar a la alteración de la marcha del reloj, si para estas finas piezas no se emplease una aleación especial denominada invar (de la palabra invariante, que significa que no varía). El invar es un acero con gran contenido de níquel que se emplea mucho en la construcción de instrumentos. Una varilla de invar se alarga solamente en una millonésima parte de su longitud, al variar la temperatura en $1\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Una dilatación térmica, al parecer, insignificante de los cuerpos sólidos puede acarrear serias consecuencias. No es fácil impedir la dilatación térmica de los cuerpos sólidos debido a su pequeña compresibilidad.

Al calentar una varilla de acero en 1 °C, su longitud aumenta solamente en una cienmilésima parte, o sea, en una magnitud que no se ve a simple vista. Sin embargo, para impedir la dilatación y comprimir la varilla en una cienmilésima parte, se necesita una fuerza de 20 kgf por 1 cm². ¡Y esto, solamente para destruir la acción de la elevación de la temperatura en 1 °C!

Si no se tienen en cuenta las fuerzas de empuje que se crean debido a la dilatación térmica, éstas pueden producir roturas y catástrofes. Así, para evitar la acción de estas fuerzas, los raíles de la vía férrea se colocan con cierta holgura. Hay que tener presentes estas fuerzas, al tratar con vasijas de vidrio que se rajan con facilidad al calentarlas irregularmente. Por eso, en la práctica de laboratorio se usan vasijas de vidrio de cuarzo (el cuarzo fundido es el óxido de silicio que se halla en estado amorfo), que carecen de este defecto. Calentándolas igual, una barra de cobre se alarga en un milímetro, mientras que una de vidrio de cuarzo cambia su longitud en una magnitud que no se ve a simple vista, de 30—40 micrones. La dilatación del cuarzo es tan ínfima, que un recipiente de cuarzo calentado a unos cuantos centenares de grados se le puede echar al agua sin peligro.

Capacidad calorífica

Es natural que la energía interna del cuerpo dependa de su temperatura. Para calentarlo más, se necesita más energía. Para calentarlo de T_1 a T_2 , hay que comunicar al cuerpo una energía Q , en forma de calor, igual a

$$Q = C (T_2 - T_1)$$

Aquí, C es un coeficiente de proporcionalidad que se llama capacidad calorífica del cuerpo. De la fórmula se deduce la definición del concepto de capacidad calorífica: C es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura en 1 °C. La misma capacidad calorífica depende de la temperatura: el calentamiento de 0 a 1 °C, o de 100 a 101 °C, necesita diferentes cantidades de calor.

En general, los valores de C se refieren a la unidad de masa y se llaman capacidades caloríficas específicas. En este caso, éstas se indican con la letra minúscula c .

La cantidad de calor que se invierte en el calentamiento de un cuerpo de masa m viene dada por la fórmula:

$$Q = mc (T_2 - T_1).$$

En adelante emplearemos el concepto de capacidad calorífica específica, pero, para abreviar, diremos simplemente calor específico. Siempre será punto de referencia complementario la dimensión de la magnitud.

Los valores de los calores específicos varían en unos límites bastante amplios. Naturalmente, el calor específico del agua en calorías por grado es igual a 1, por definición.

La mayoría de los cuerpos tienen un calor específico menor que el del agua. Así, la mayoría de los aceites, de los alcoholes y otros líquidos, tienen un calor específico de cerca de 0,5 cal/(g-K). El cuarzo, el vidrio, la arena tienen un calor específico de unos 0,2. El calor específico del hierro y del cobre es, aproximadamente, de 0,1 cal/(g-K). He aquí algunos ejemplos del calor específico de ciertos gases: el del hidrógeno, 3,4 cal/(g-K), el del aire, 0,24 cal/(g-K).

Por regla general, el calor específico de todos los cuerpos disminuye con la disminución de la temperatura y, para la mayoría de los cuerpos, a temperaturas próximas al cero absoluto, toma valores insignificantes. Así, el calor específico del cobre, a la temperatura de 20 K, es igual solamente a 0,0035; esto es 24 veces menor que a la temperatura ambiente.

El conocimiento de los calores específicos es muy útil para la solución de diversos problemas sobre la distribución del calor entre los cuerpos.

La diferencia entre el calor específico del agua y del terreno es una de las causas que determinan la diferencia entre el clima marítimo y continental. Teniendo, aproximadamente, cinco veces más calor específico que el terreno, el agua lentamente se calienta, y del mismo modo, lentamente se enfría.

En el verano, el agua, en las regiones litorales, calentándose más despacio que la tierra, enfría el aire; en el invierno, el mar caliente se enfría lentamente y, cediendo calor al aire, suaviza el frío. Es fácil calcular que 1 m^3 de agua de mar, enfriándose en $1 \text{ }^\circ\text{C}$, calienta 3000 m^3 de aire en $1 \text{ }^\circ\text{C}$. Por eso, en las regiones del litoral, las oscilaciones de la temperatura y la diferencia entre la temperatura del invierno y del verano no son tan considerables como en las continentales.

Conductibilidad térmica

Cada objeto puede servir de «puente» por el que pasa el calor del cuerpo más caliente al menos caliente.

Tal puente es, por ejemplo, la cucharita del té sumergida en el vaso con té caliente. Los objetos metálicos conducen bien el calor. El extremo de la cucharita sumergida en el vaso se calienta al cabo de un segundo.

Si hay que revolver alguna mezcla caliente, el mango del objeto tiene que ser de madera o de plástico. Estos cuerpos sólidos conducen el calor 1000 veces peor que los metales. Decimos que «conducen el calor», pero con el mismo éxito podíamos decir que «conducen el frío». Claro que las propiedades del cuerpo no se alteran porque el flujo del calor vaya en tal o cual sentido. En los días de mucho frío, tenemos cuidado de no tocar en calle, un objeto metálico con la mano desnuda, pero sin miedo cogemos un mango de madera.

Son malos conductores del calor, llamados también aisladores del calor, la madera, el ladrillo, el vidrio, los plásticos. Con estos materiales se hacen las paredes de las casas, de los hornos y de los frigoríficos.

Son buenos conductores todos los metales. Los mejores conductores son el cobre y la plata: éstos conducen el calor dos veces mejor que el hierro.

Claro que no sólo los cuerpos sólidos pueden servir de «puentes» para conducir el calor. Los líquidos también conducen el calor, pero mucho peor que los metales. En conductibilidad del calor, los metales superan a los cuerpos no metálicos sólidos y líquidos en centenares de veces.

Para demostrar la mala conductibilidad del agua, se realiza el siguiente experimento. En el fondo de una probeta con agua se fija un trozo de hielo, y la parte superior de la probeta se calienta con un mechero de gas; el agua empezará a

hervir, mientras que el hielo ni siquiera se derrite. Si la probeta fuese de metal y estuviese sin agua, el trozo de hielo comenzaría a derretirse casi inmediatamente. El agua conduce el calor, aproximadamente, doscientas veces peor que el cobre.

Los gases conducen el calor decenas de veces peor que los cuerpos no metálicos. La conductibilidad térmica del aire es 20 000 veces menor que la del cobre.

La mala conductibilidad térmica de los gases da la posibilidad de coger con la mano un trozo de hielo seco, cuya temperatura es de $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$, y hasta tener en la palma de la mano una gota de nitrógeno líquido que tiene la temperatura de $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si no se aprietan estos cuerpos fríos con los dedos, no habrá ninguna «quemadura». Esto se debe a que, al hervir enérgicamente, la gota de líquido o el trozo de cuerpo sólido se cubre de una «camisa de vapor» y la capa formada de gas sirve de aislador térmico.

El estado esferoidal del líquido (así se llama un estado en que las gotas están envueltas por una capa de vapor) se forma en el caso en que el agua cae en una sartén muy caliente. Una gota de agua hirviendo que ha caído en la palma de la mano quema mucho, a pesar de que la diferencia de temperaturas entre el agua hirviendo y el cuerpo humano es menor que la diferencia de temperaturas de la mano del hombre y del aire líquido. Como la mano está más fría que la gota de agua hirviendo, el calor se escapa de la gota, la ebullición se termina y, como resultado, no se forma la camisa de vapor.

Es fácil darse cuenta de que el mejor aislador del calor es el vacío. En el vacío no hay propagadores de calor y la conductibilidad térmica es mínima.

Por consiguiente, si queremos crear una defensa del calor, resguardar el calor del frío o el frío del calor, lo mejor es construir una envoltura con paredes dobles y extraer el aire del espacio entre las paredes. Aquí nos encontramos con la siguiente circunstancia curiosa. Si, a medida que se enrarece el gas, se va observando la variación de la conductibilidad térmica, se nota que hasta el mismo momento en que la presión alcanza unos cuantos milímetros de la columna de mercurio, la conductibilidad térmica, prácticamente, no varía, y solamente al pasar al alto vacío se realizan nuestras esperanzas: la conductibilidad térmica disminuye bruscamente. ¿A qué es debido esto?

Para comprender esto hay que procurar representarse claramente en qué consiste el fenómeno de propagación del calor en el gas.

La propagación del calor de un lugar caliente a otros fríos, se efectúa mediante una transmisión de la energía de cada molécula a la vecina. Se comprende que, generalmente, los choques de las moléculas rápidas con las lentas dan lugar a la aceleración de las moléculas que se mueven lentamente y a la retardación de las que se mueven con rapidez. Precisamente esto significa que el lugar caliente se enfría y el otro se calienta.

¿A qué conduce la disminución de la presión en la propagación del calor? Como la disminución de la presión da lugar a la disminución de la densidad, se reduce también el número de encuentros de las moléculas rápidas con las lentas, en los cuales se efectúa la transmisión de energía. Esto rebajaría la conductibilidad térmica. Sin embargo, por otra parte, la disminución de la presión da lugar al aumento de la longitud del recorrido libre de las moléculas que, de este modo, conducen el calor a grandes distancias, y esto contribuye, a su vez, al aumento de la conductibilidad térmica. Los cálculos muestran que ambos efectos se compensan, y la capacidad de conducción del calor no se altera durante cierto tiempo al extraer el aire.

Así será hasta que el vacío se llaga tan considerable, que la longitud del recorrido se pueda comparar con la distancia entre las paredes del recipiente. Ahora, la disminución ulterior de la presión ya no puede alterar la longitud del recorrido de las moléculas, que se «mueven» entre las paredes; la reducción de la densidad no se «compensa» y la conductibilidad térmica disminuye con una rapidez que es proporcional a la presión, llegando hasta valores ínfimos al alcanzar el alto vacío. La construcción del termo está basada en la aplicación del vacío. Los termos están muy difundidos y se emplean, no sólo para conservar los alimentos fríos y calientes, sino también para las necesidades de la ciencia y de la técnica. En este caso llevan el nombre de su inventor, denominándose vasos de Dewar. En estos vasos se transporta el aire, el nitrógeno y el oxígeno líquidos. Más adelante explicaremos de qué modo se obtienen estos gases en estado líquido².

² Quien haya visto los balones de los termos, habrá observado que siempre tienen un baño de plata. ¿Por qué? Esto se debe a que la conductibilidad térmica de que hablábamos, no es la única forma de propagación del calor. Existe también otra forma de propagación llamada radiación, de la que se tratará en otro libro. En condiciones ordinarias,

Convección

Pero si el agua es tan mal conductor del calor, ¿cómo se calienta en la tetera? El aire conduce peor el calor; entonces, no se comprende por qué, en invierno, en todas las partes de la habitación se establece una misma temperatura.

El agua hierve rápidamente en la tetera a causa de la gravitación terrestre. Las capas inferiores del agua, calentándose, se dilatan, se hacen más ligeras y se elevan, y a su sitio afluye agua fría. El calentamiento rápido se efectúa a causa de la convección (ésta es una palabra latina que significa «mezclar»). No resulta fácil calentar el agua en la tetera situada en un cohete interplanetario.

Sobre otro caso de convección del agua, sin mentar esta palabra, ya habíamos hablado antes, explicando por qué los ríos no se hielan hasta el fondo.

¿Por qué las baterías de la calefacción central se colocan cerca del suelo, mientras que las ventanillas se ponen en la parte superior de la ventana? Posiblemente sería más cómodo abrir la ventanilla si ésta estuviera abajo y, para que las baterías no molestasen, no estaría mal colocarlas bajo el techo.

Si atendiésemos a estos consejos, observaríamos pronto que la habitación no se calentaría con las baterías y que no se ventilaría con la ventanilla abierta.

Con el aire en la habitación ocurre lo mismo que con el agua en la tetera. Cuando se conecta la batería de la calefacción central, el aire de las capas inferiores de la habitación comienza a calentarse. Este se expande, se hace más ligero y se eleva hacia el techo. A su lugar afluyen capas más pesadas de aire frío. Calentándose, éstas se marchan hacia el techo. De este modo, en la habitación se crea una corriente continua de aire: el aire caliente va de abajo hacia arriba, y el frío, de arriba hacia abajo. Abriendo la ventanilla en invierno, dejamos entrar en la habitación al flujo del aire frío. Este es más pesado que el de la habitación y tiende hacia abajo, desplazando al aire caliente, que se eleva hacia arriba y se escapa por la ventanilla.

El quinqué arde bien solamente cuando está cubierto de un cristal alto. No hay que creer que el vidrio se necesita sólo para proteger la llama del viento. Incluso cuando hace un tiempo tranquilo, la claridad de la luz aumenta inmediatamente en cuanto

ésta es más débil que la conductibilidad térmica, pero, de todos modos, es bastante perceptible. El baño de plata en las paredes del termo sirve para debilitar la radiación.

se coloca el cristal sobre el quinqué. El papel del cristal consiste en que éste acrecienta el flujo del aire hacia la llama, crea el tiro. Esto es debido a que el aire que está dentro del cristal, escaso de oxígeno, gastado en la combustión, se calienta rápidamente y se escapa hacia arriba, mientras que a su sitio, introduciéndose por los orificios hechos en la mecha del quinqué, afluye el aire limpio frío.

El quinqué arderá mejor cuanto más alto sea el cristal. En efecto, la rapidez con que afluye el aire frío a la mecha depende de la diferencia de los pesos de la columna de aire caliente que está dentro del quinqué y del aire frío que está fuera de él. Cuanto más alta sea la columna de aire, tanto mayor será esta diferencia de pesos, y con ello, la rapidez del intercambio.

Por eso, las chimeneas de las fábricas las hacen altas. Para los fogones de las fábricas, hace falta que haya una afluencia muy intensa de aire, que haya buen tiro. Esto se consigue con las chimeneas altas.

La ausencia de convección en un cohete privado de gravedad, impide la utilización de las cerillas, el empleo del quinqué y de los mecheros de gas, los productos de la combustión ahogan la llama.

El aire es un mal conductor; con su ayuda se puede conservar el calor, pero con una condición, si se evita la convección, el intercambio del aire caliente y frío, que reduce a la nada las propiedades de aislamiento térmico del aire.

La eliminación de la convección se consigue aplicando diversas especies de cuerpos porosos y fibrosos. Dentro de estos cuerpos el aire se mueve con dificultad. Todos los cuerpos semejantes a éstos son buenos aisladores del calor gracias a la propiedad de retener una capa de aire. La conductibilidad de las mismas sustancias fibrosas o de las paredes de los poros puede no ser muy pequeña.

Es bueno el abrigo de una piel espesa que contiene gran cantidad de fibras; el edredón permite preparar sacos de dormir calientes, que pesan menos de medio kilo, debido a la finura extraordinaria de sus fibras. Medio kilo de este plumón puede «retener» tanto aire, como una decena de kilogramos de guata.

Para disminuir la convección se emplean marcos dobles en las ventanas. El aire contenido entre los cristales no participa en la circulación de las capas de aire de la habitación.

Y viceversa, todo movimiento de aire acrecienta el intercambio y aumenta la transmisión del calor. Precisamente por esto, cuando nos hace falta que el calor se marche cuanto antes, nos abanicamos o conectamos el ventilador. Por eso, donde sopla el viento, hace más frío. Pero, si la temperatura del aire es más alta que la de nuestro cuerpo, el intercambio da lugar a un resultado inverso y el viento se siente como una respiración caliente.

El problema de la caldera de vapor consiste en obtener, con la mayor rapidez posible, vapor caliente o la temperatura necesaria. Para esto no es suficiente la convección natural en el campo de gravedad. Por eso, la creación de una circulación intensa del agua y del vapor, que dé lugar al intercambio de las capas calientes y frías, es uno de los problemas fundamentales en la construcción de las calderas de vapor.

Capítulo 4

Estados de la substancia

Contenido:

- *Vapor de hierro y aire sólido*
- *Ebullición*
- *Dependencia de la temperatura de ebullición de la presión*
- *Evaporación*
- *Temperatura crítica*
- *Obtención de bajas temperaturas*
- *Vapor sobrecongelado y líquido sobrecalentado*
- *Fusión*
- *Cómo cultivar un cristal*
- *Influencia de la presión en la temperatura de la fusión*
- *Evaporación de los cuerpos sólidos*
- *Punto triple*
- *Unos mismos átomos, pero diferentes cristales*
- *Un líquido extraordinario*

Vapor de hierro y aire sólido

¿Verdad que es muy extraña esta combinación de palabras? Sin embargo, esto no es una tontería; el vapor de hierro y el aire sólido existen en la naturaleza, pero no en las condiciones ordinarias.

¿De qué condiciones se trata? El estado de la substancia se determina por dos circunstancias por la temperatura y por la presión.

Nuestra vida transcurre en condiciones relativamente poco variables. La presión del aire oscila entre los límites de un pequeño tanto por ciento, alrededor del valor de una atmósfera (1 kgf/cm^2); por ejemplo, la temperatura del aire en Moscú, varía en el intervalo de $-30 \text{ }^\circ\text{C}$ hasta $+30 \text{ }^\circ\text{C}$; en la escala absoluta de temperaturas, era la

que por cero se ha tornado la temperatura más baja posible ($-273\text{ }^{\circ}\text{C}$), este intervalo tiene un aspecto menos imponente: 240-300 K, que también forma solamente $\pm 10\%$ de la magnitud media.

Naturalmente, estamos acostumbrados a estas condiciones ordinarias y, por eso, expresando las perogrulladas como: el hierro es un cuerpo sólido, el aire es un gasoso, nos olvidamos de agregar: «en condiciones normales».

Calentando el hierro, primeramente se funde y después se evapora. Si se enfría el aire, primero se convierte en líquido y luego se solidifica,

Es probable que hasta el lector que no haya visto nunca el vapor de hierro y el hierro sólido, nos creerá sin ningún reparo, ya que, cambiando la temperatura, se puede obtener el estado sólido, líquido y gaseoso, o como también suele decirse la fase sólida, líquida o gaseosa de cualquier substancia.

Crear en esto es fácil, porque hay una substancia sin la cual la vida en la Tierra sería imposible, que todos la han observado en forma de gas, de líquido y de cuerpo sólido. Se trata, naturalmente, del agua.

Pero, ¿en qué condiciones se efectúan las transformaciones de la substancia de un estado a otro?

Ebullición

Si se sumerge el termómetro en el agua que está en la tetera, se conecta el hornillo eléctrico y se observa el comportamiento del mercurio en el termómetro, se verá lo siguiente: el nivel del mercurio inmediatamente sube. Ya llega a los 90, a los 95, y, por fin, a los 100 $^{\circ}\text{C}$. El agua empieza a hervir y, a la vez, acaba el ascenso del mercurio. Ya hierve el agua muchos minutos, pero el nivel del mercurio no varía. Hasta que no se evapore todo el agua, la temperatura no se alterará (fig. 4.1).

¿En qué se gasta el calor, si la temperatura del agua no varía? La contestación es evidente, ya que el proceso de transformación del agua en vapor necesita energía.

Comparemos la energía de un gramo de agua y de un gramo del vapor que se ha formado de olla. Las moléculas del vapor están situadas más lejos una de otra que las moléculas de agua. Se comprende, por esto, que la energía potencial del agua se va a diferenciar de la energía potencial del vapor.

La energía potencial de las partículas que se atraen disminuye a medida que se acercan. Por eso, la energía del vapor es mayor que la del agua y la transformación del agua en vapor necesita energía. Este exceso de energía es la que transmite el hornillo eléctrico al agua que hierve en la tetera.

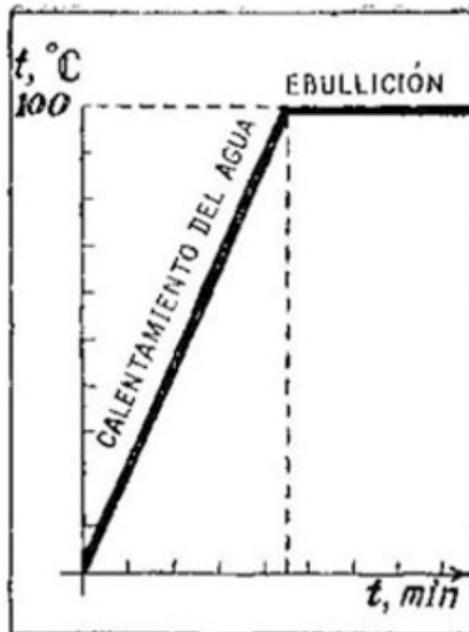


Figura 4.1

La energía que se necesita para convertir el agua en vapor se llama calor de vaporización. Para convertir 1 g de agua en vapor se necesitan 539 cal (para la temperatura de 100°C).

Si se necesitan 539 cal para 1 g, para 1 molécula-gramo de agua se gastarán $18 \times 539 = 9700$ cal. Esta cantidad de calor hay que gastarla para romper las ligazones entre las moléculas.

Se puede comparar este número con la magnitud del trabajo que se necesita para romper las ligazones intermoleculares. Para dissociar en átomos una molécula-gramo de vapor de agua se necesitan cerca de 220.000 cal, o sea, una energía 25 veces mayor. Esto demuestra claramente la debilidad de las fuerzas que unen las moléculas unas con otras, en comparación con las fuerzas que mantienen unidos los átomos en la molécula.

Dependencia de la temperatura de ebullición de la presión

La temperatura de ebullición del agua es igual a 100 °C; puede creerse que ésta es una propiedad inmanente del agua, que en las condiciones que esté, el agua siempre hervirá a 100 °C.

Pero esto no es así, y esto lo saben perfectamente los que viven en los pueblos situados a alturas considerables sobre el nivel del mar.

Cerca del vértice del Elbruz hay una casita para los turistas y una estación científica. A veces, los que la visitan por primera vez, se extrañan de lo «difícil que es cocer un huevo en el agua hirviendo», o «por qué el agua hirviendo no quema». En estos casos se les indica que el agua hierve en el vértice del Elbruz a los 82 °C.

¿Qué es lo que ocurre? ¿Qué factor físico se inmiscuye en el fenómeno de la ebullición? ¿Qué importancia tiene la altura sobre el nivel del mar?

Este factor físico es la presión que actúa sobre la superficie del líquido. No hay que subir a la cumbre de la montaña para comprobar que lo dicho es cierto.

Colocando bajo una campana el agua que se calienta e introduciendo o extrayendo el aire de ella, puede convencerse uno de que la temperatura de ebullición sube al aumentar la presión y baja al disminuir.

El agua hierve a 100 °C solamente a una presión determinada: de 760 mm Hg (o 1 atm).

En la fig. 4.2 se muestra la curva de la temperatura de ebullición en dependencia de la presión. En la cumbre del Elbruz, la presión es igual a 0,5 atm; a esta presión corresponde la temperatura de ebullición de 82 °C.

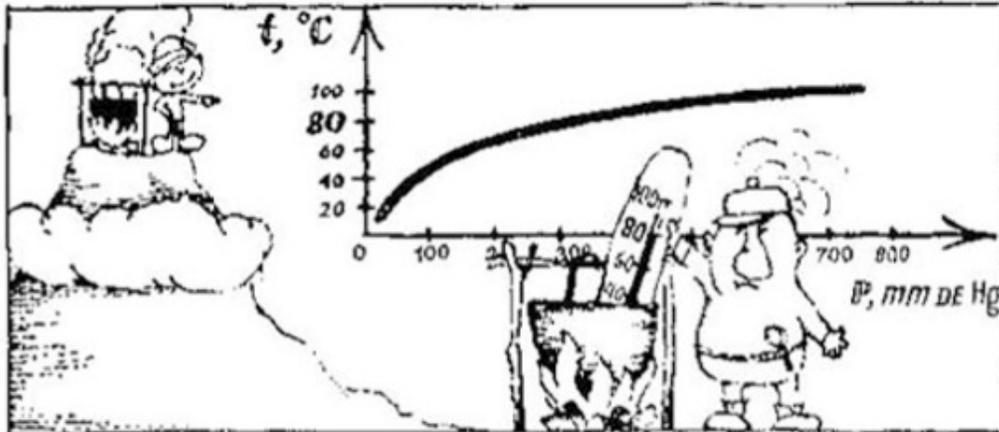


Figura 4.2

Con agua que hierve a 10 - 15 mm Hg se puede refrescar uno en un día de calor. A esta presión, la temperatura de ebullición baja hasta 10 - 15 °C.

Se puede obtener también «agua hirviendo» que tenga la temperatura del agua que se congela. Para eso, habrá que bajar la presión hasta 4,6 mm Hg.

Se puede observar un cuadro muy interesante, si se coloca bajo una campana un recipiente abierto con agua y se extrae el aire. La extracción obliga al agua a hervir, pero la ebullición necesita calor. Como no hay de dónde tomarlo, el agua no tiene más remedio que ceder su energía. La temperatura del agua hirviendo empieza a bajar, pero como continúa la extracción, baja también la presión. Por lo tanto, la ebullición no se detiene, a pesar de que el agua continúa enfriándose, Llegando, al fin y al cabo, a congelarse.

No sólo al extraer el aire se efectúa esta ebullición del agua fría. Por ejemplo, al girar la hélice de mi barco, disminuye con rapidez la presión de la capa de agua que se mueve ligeramente cerca de la superficie metálica y, en esta capa, el agua

hierve, es decir, se forma en ella una cantidad numerosa de burbujas llenas de vapor. Este fenómeno se llama cavitación (de la palabra latina *cavilas* que quiere decir cavidad).

Bajando la presión, baja la temperatura de ebullición. ¿Y elevándola? Una gráfica, semejante a la nuestra, responde así a esta pregunta: la presión de 15 atm puede detener la ebullición del agua, ésta empieza sólo a los 200 °C; la presión de 80 atm obliga al agua a hervir solamente a los 200 °C.

Resumiendo, a una presión exterior determinada corresponde una temperatura determinada de ebullición. Pero esta afirmación se puede invertirse, diciendo: a cada temperatura de ebullición del agua corresponde una presión determinada. Esta presión se llama elasticidad del vapor o presión del vapor.

Le curva que representa la temperatura de ebullición en dependencia de la presión, es, al mismo tiempo, la curva de elasticidad del vapor en dependencia de la temperatura.

Los números marcados en el diagrama de la temperatura de ebullición (o en el diagrama de la elasticidad del vapor) muestran que la elasticidad del vapor varía muy bruscamente con la alteración de la temperatura. A 0 °C (o sea, a 273 K) la elasticidad del vapor es igual a 4,6 mm Hg; a 100 °C (373 K), es igual a 760 mm Hg; es decir, aumenta en 165 veces. Al elevar la temperatura haciéndola dos veces mayor (desde 0 °C es decir, 273 K, hasta 273 °C, es decir, 546 K), la elasticidad del vapor aumenta desde 4.6 mm Hg casi hasta 60 atm, o sea, aproximadamente, en 10.000 veces.

Por el contrario, la temperatura de ebullición varía con la presión con bastante lentitud. Al doblar la presión, elevándola desde 0,5 atm hasta 1 atm, la temperatura de ebullición aumenta desde 82 °C (o sea, 355 K) hasta 100 °C (o sea, 373 K) y, al doblarla otra vez, elevándola desde 1 atm hasta 2 atm esta temperatura aumenta desde 100 °C (o sea, 373 K) hasta 120 °C (o sea, 393 K).

La misma curva que ahora examinamos es la que regula la transformación del vapor en agua.

Se puede convertir el vapor en agua, bien por compresión, bien por enfriamiento.

Tanto en la ebullición como en el proceso de la condensación, el punto no se mueve de la curva basta que no termina por completo la transformación del vapor en agua o del agua en vapor. Este también puede enunciar así: en las condiciones de nuestra curva, y sólo en estas condiciones, pueden coexistir el líquido y el vapor. Si, en este caso, no se comunica y no se quita calor, las cantidades de vapor y de líquido en el recipiente cerrado se mantienen inalterables. Se dice que este vapor y líquido están en equilibrio, y se llama saturado el vapor que está en equilibrio con su líquido.

Como vemos, la curva de ebullición y condensación tiene también otro significado: es la curva de equilibrio del líquido y del vapor. La curva de equilibrio divide el campo del diagrama en dos partes. A la izquierda y arriba (hacia mayores temperaturas y menores presiones) está situada la región estable del vapor. A la derecha y abajo, la región estable del líquido.

La curva de equilibrio del vapor-líquido, o sea, la curva de dependencia de la temperatura de ebullición de la presión, o, la que es lo mismo, de la elasticidad del vapor de la temperatura, es aproximadamente igual para todos los líquidos. En unos casos, la alteración puede ser un poco más brusco, en otros, un poco más lenta, pero la elasticidad del vapor siempre crece rápidamente con el aumento de la temperatura.

Ya hemos empleado muchas veces las palabras «gas» y «vapor». Estas dos palabras son bastante equivalentes. Se puede decir: el gas acuoso es el vapor de agua, el gas de oxígeno es el vapor del líquido de oxígeno. A pesar de todo, al utilizar estas dos palabras, se ha establecido una costumbre. Como estamos acostumbrados a un intervalo de temperaturas determinado y relativamente pequeño, la palabra «gas» la empleamos generalmente para las sustancias, cuya elasticidad del vapor, a temperaturas ordinarias, es mayor que la presión atmosférica. Por el contrario, hablamos de vapor, cuando, a la temperatura de la habitación y a la presión atmosférica, la sustancia es más estable en forma de líquido.

Evaporación

La ebullición es un proceso rápido, y en corto tiempo no queda ni huella del agua hirviendo, pues se convierte en vapor.

Pero existe también otro fenómeno de transformación del agua u otro líquido en vapor, éste es el de evaporación. La evaporación se efectúa a cualquier temperatura, independientemente de la presión, que en condiciones ordinarias siempre es de unos 760 mm Hg. La evaporación, a diferencia de la ebullición, es un proceso muy lento. El frasco de colonia que nos olvidamos de tapar, queda vacío al cabo de unos días; más tiempo se mantendrá el agua en un plato, pero tarde o temprano, éste también quedara seco.

En el proceso de evaporación juega un gran papel el aire. Este, de por sí, no molesta a la evaporación del agua. En cuanto abrimos la superficie del líquido, las moléculas de agua empiezan a pasar a la capa más cercana de aire. La densidad del vapor empieza a crecer en esta capa; dentro de poco tiempo, la presión del vapor se hace igual a la elasticidad, característica para la temperatura del medio ambiental. Con esto, la elasticidad del vapor será exactamente igual que cuando no haya aire.

Claro que el paso del vapor al aire no quiere decir que aumente la presión. La presión total en el espacio sobre la superficie acuática no aumenta, solamente se eleva la parte de esta presión que forma el vapor y, respectivamente, disminuye la parte de aire que es desalojada por el vapor.

Sobre el agua hay vapor mezclado con aire; más arriba están las capas de aire sin vapor. Estas, inevitablemente, se mezclan. El vapor de agua irá subiendo continuamente a las capas más altas y, a su sitio, a la capa inferior, afluirá el aire que no contiene moléculas de agua. Por eso, en la capa más cercana al agua, se irán librando todo el tiempo sitios para nuevas moléculas de agua. El agua se evaporará continuamente, manteniendo la presión del vapor de agua en la superficie, igual a la de la elasticidad, y el proceso continuará hasta que no llegue evaporarse toda el agua.

Hemos comenzado con el ejemplo de la colonia y el agua. Bien se sabe que estos cuerpos se evaporan con rapidez distinta. Exclusivamente volátil es el éter; con bastante rapidez se evapora el alcohol, y mucho más lentamente, el agua. En seguida comprenderemos de qué se trata, si hallamos en una guía los valores de elasticidad de estos líquidos, por ejemplo, a la temperatura de la habitación. He aquí estos valores: para el éter, 437 mm Hg; para el alcohol, 44,5 mm Hg, y para el agua, 17,5 mm Hg.

Cuanto mayor sea la elasticidad, tanto más vapor habrá en la capa contigua de aire y con tanta mayor rapidez se evaporará el líquido. Ya sabemos que la elasticidad del vapor crece con el aumento de la temperatura. Es comprensible por qué aumenta la velocidad de la evaporación con el calentamiento.

También se puede influir en la velocidad de evaporación de otro modo. Si queremos facilitar la evaporación, tenemos que separar más rápidamente tal vapor del líquido, es decir, tenemos que acelerar la mezcla del aire. Precisamente por esto, soplando, se acelera mucho la evaporación. El agua se disipa con bastante rapidez si se pone el plato al viento, a pesar de que posee, relativamente, poca elasticidad de vapor.

Es comprensible por esto, por qué siente frío en el viento el nadador que acaba de salir del agua. El viento acelera la mezcla del aire con el vapor y, por lo tanto, acelera la evaporación; el cuerpo del hombre está obligado a entregar su calor para la evaporación.

Una persona se siente mejor o peor, según que en el aire haya más o menor vapores de agua. El aire seco, así como el aire húmedo, son desagradables. La humedad se considera normal, cuando es igual a 60%. Esto significa que la densidad del vapor de agua forma el 60% de la densidad del vapor de agua saturado a la misma temperatura.

Si se va enfriando el aire, la presión de los vapores de agua, al fin y al cabo, se hace igual a la elasticidad del vapor a esta temperatura. El vapor se satura y al continuar bajando la temperatura empezará a condensarse en agua. El rocío de la mañana que humedece la hierba y las hojas, aparece precisamente gracias a este fenómeno.

La densidad de los vapores saturados de agua a 20 °C es aproximadamente de $0,00002 \text{ g/cm}^3$. Nosotros nos sentiremos bien, si los vapores de agua en el aire forman el 60% de este número, que es, por consiguiente, un poco más de una cienmilésima parte de gramo en 1 cm^3 .

A pesar de que este número es pequeño, para una habitación esto representa cantidades respetables de agua. No es difícil calcular, que en una habitación de 12 m^2 de área y de 3 m de altura, puede «caber» cerca de un kilogramo de agua en forma de vapor saturado.

Por lo tanto, si tal habitación se cerrase herméticamente, y se pusiese una barrica abierta de agua, la evaporación sería de un litro de agua, sea cual fuere la capacidad de la barrica.

Es interesante comparar este resultado para el agua con los datos correspondientes para el mercurio. A la misma temperatura de 20 °C, la densidad del vapor saturado de mercurio es de 10^{-8} g/cm^3 . En la habitación que acabamos de citar, no habría más de 1 g de mercurio.

A propósito, los vapores de mercurio son muy venenosos y 1 g de estos vapores puede perjudicar seriamente la salud de cualquier persona. Trabajando con mercurio hay que procurar que no se vierta ni siquiera la más pequeña gota.

Temperatura crítica

¿Cómo convertir el gas en líquido? El diagrama de la ebullición responde a esta pregunta. Se puede convertir el gas en líquido, bien disminuyendo la temperatura, bien aumentando la presión.

En el siglo XIX, el aumento de la presión suponía un problema más fácil que la disminución de la temperatura. A comienzos de este siglo, el célebre físico inglés Michael Faraday, logró comprimir los gases hasta los valores de elasticidad de los vapores y, de este modo, consiguió convertir en líquido muchos gases (el cloro, el gas carbónico, etc.).

Sin embargo, no se conseguía comprimir algunos gases, como el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno. Por mucho que se aumentara la presión, no se convertían en líquido. Era obvio creer que el oxígeno y otros gases no podían licuarse y los llamaron gases verdaderos o constantes.

En realidad, los fracasos eran debidos a la incomprensión de una circunstancia importante.

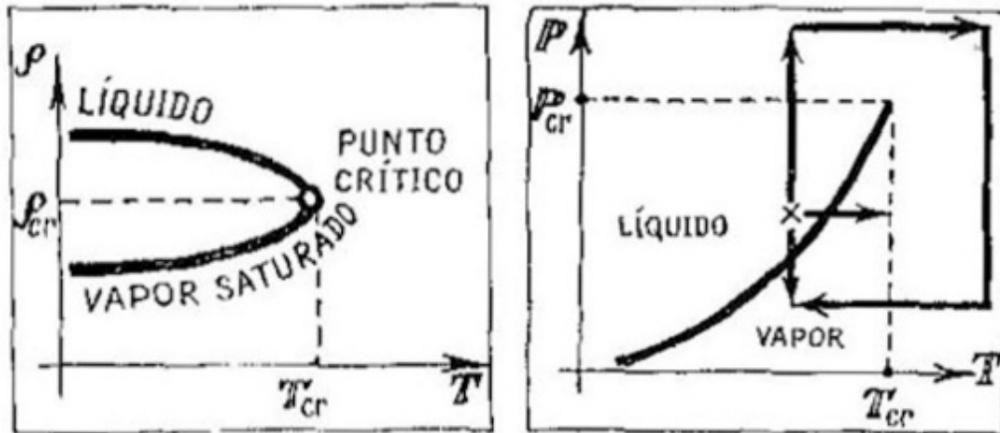
Examinemos el líquido y el vapor en estado de equilibrio y reflexionemos sobre lo que ocurrirá con ellos al aumentar la temperatura de ebullición y, naturalmente, al crecer la presión correspondiente. Mejor dicho, figurémonos que en el diagrama de la ebullición, el punto se mueve hacia arriba a lo largo de la curva. Está claro que al elevarse la temperatura, el líquido se dilata y su densidad disminuye. En lo que se refiere al vapor, es natural que, al aumentar la temperatura de ebullición, se facilite su expansión, pero como ya dijimos, la presión del vapor saturado crece con mucha mayor rapidez que la temperatura de ebullición. Por eso, no disminuye la densidad del vapor, sino que, por el contrario, crece rápidamente con el aumento de la temperatura de ebullición.

Como la densidad del líquido disminuye, mientras que la densidad del vapor aumenta, moviéndose hacia «arriba» por la curva de ebullición, inevitablemente llegaremos a tal punto, en el que se igualen las densidades del líquido y del vapor (fig. 4.3).

En este punto extraordinario, llamado crítico, se interrumpe la curva de evaporación. Como todas las diferencias entre un gas y un líquido están ligadas a la diferencia de densidad, las propiedades de este líquido y este gas son iguales en el punto crítico. Cada sustancia tiene su temperatura crítica y su presión crítica. Así, para el agua, el punto crítico corresponde a la temperatura de 374 °C y a la presión de 218,5 atm.

Si se comprime un gas, cuya temperatura es menor que la crítica, el proceso de compresión se representará con una flecha que corta la curva de ebullición (fig. 4.4).

Esto significa que en el momento en que la presión se haga igual a la elasticidad del vapor (punto de intersección de la flecha con la curva de ebullición), el gas comenzará a convertirse en líquido.



Figuras 4.3 y 4.4

Si nuestro recipiente fuese transparente, en este momento veríamos el comienzo de la formación de la capa de líquido en el fondo del recipiente. Siendo constante la presión, la capa de líquido creciendo hasta que, por fin, se convierta todo el gas en líquido. Para la compresión ulterior, se necesita de un aumento de la presión.

Otra cosa completamente distinta ocurre al comprimir el gas, cuya temperatura es mayor que la crítica. El proceso de compresión se puede representar de nuevo en forma de una flecha que va de abajo hacia arriba. Pero ahora, esta flecha no se corta con la curva de ebullición. Por lo tanto, al comprimirse, el gas no se condensa, sino que se va haciendo continuamente más compacto.

A la temperatura por encima a la crítica, es imposible la existencia de líquido y gas separados por la interfase. Al comprimir hasta cualquier densidad, bajo el émbolo habrá una sustancia homogénea y será difícil decir cuándo se la puede llamar gas y cuándo líquido.

La existencia del punto crítico muestra que, en principio, no hay ninguna diferencia entre el estado líquido y el gaseoso. A primera vista podría creerse que tal diferencia en principio existe solamente en el caso cuando se trata de temperaturas mayores que la crítica. Sin embargo, esto no es así. La existencia del punto crítico señala la posibilidad de convertir el líquido, el verdadero líquido que se puede verter en un vaso, en gas, sin recurrir a nada semejante a la ebullición.

Este camino de transformación se muestra en la fig. 4.4. Con una cruz se señala el líquido verdadero. Si se rebaja un poco la presión (la flecha hacia abajo), hervirá; también hervirá si se eleva un poco la temperatura (la flecha hacia la derecha). Pero nosotros obraremos de otro modo. Comprimiremos fuertemente el líquido hasta una presión mayor que la crítica. El punto que representa el estado líquido subirá verticalmente. Después calentaremos el líquido: este proceso se representará por una línea horizontal. Ahora, después de hallarnos a la derecha de la temperatura crítica, bajamos la presión hasta el valor inicial. Si se disminuye ahora la temperatura, se puede obtener verdadero vapor, que se podía haber obtenido de este líquido de un modo más simple y breve.

Por consiguiente, cambiando la presión y la temperatura, evitando el punto crítico, siempre se puede obtener vapor mediante un paso continuo del líquido, o bien, líquido a partir del vapor. Para tal paso continuo no se necesita de ebullición ni condensación.

Las primeras pruebas de licuación de los gases, como el oxígeno, el nitrógeno, el hidrógeno no tuvieron éxito, porque no se conocía la existencia de la temperatura crítica. Las temperaturas críticas de estos gases son muy bajas: la del nitrógeno es de $-147\text{ }^{\circ}\text{C}$: la del oxígeno, de $-119\text{ }^{\circ}\text{C}$; la del hidrógeno, de $-240\text{ }^{\circ}\text{C}$, o bien, 33 K . El helio bate el récord, su temperatura crítica es igual a $4,3\text{ K}$. Convertir estos gases en líquido se puede solamente de un modo: haciendo descender las temperaturas más abajo de las indicadas.

Obtención de bajas temperaturas

De diversos modos se puede conseguir una disminución esencial de la temperatura. Pero la idea de todos estos métodos es la misma: hay que obligar al cuerpo que queremos enfriar a gastar su energía interna.

¿Cómo hacer esto? Uno de los métodos consiste en hacer hervir el líquido sin comunicarle calor del exterior. Como ya sabemos, para eso, hay que disminuir la presión, reducirla al valor de la elasticidad del vapor. El calor que se consume en la ebullición va a ser extraído del líquido, y la temperatura del líquido y del vapor, y junto con ella la elasticidad del vapor, irán disminuyendo. Por eso, para que no cese la ebullición y se efectúe con mayor rapidez, hay que aspirar continuamente el aire del recipiente en que está el líquido.

Sin embargo, este proceso de rebajamiento de la temperatura tiene un límite: la elasticidad del vapor se reduce, al fin y al cabo, a un valor insignificante, y la presión necesaria no la pueden crear incluso las bombas aspirantes más potentes.

Para continuar el decrecimiento de la temperatura se puede enfriar el gas con el líquido obtenido y convertirlo en líquido con una temperatura de ebullición más baja. Ahora se puede repetir el proceso de aspiración con la segunda sustancia y, de este modo, obtener temperaturas más bajas. En caso de necesidad, se puede alargar este método de «cascada» para la obtención de temperaturas bajas.

Precisamente de este modo obraron al fin del siglo pasado (siglo XIX); la licuación de los gases lo efectuaban por escalones: transformaban sucesivamente en líquido el etileno, oxígeno, nitrógeno, hidrógeno, que son sustancias con temperaturas de ebullición de -103 , -183 , -196 y -253 °C. Disponiendo de hidrógeno líquido, se puede obtener el líquido de ebullición más baja, el helio (-269 °C). El vecino de la «izquierda» ayudaba a obtener el vecino de la «derecha».

El método de enfriamiento de cascada tiene cerca de cien años. Con este método, en el año 1877 se obtuvo el aire líquido. En los años 1884-1885 fue obtenido por primera vez el hidrógeno líquido. Por fin, veinte años después, se tomó la última fortaleza: en el año 1908, en la ciudad holandesa Leyden, Kamerlingh-Onnes convirtió en líquido el helio, que es la sustancia de temperatura crítica más baja.

No hace mucho que se celebró el 70 aniversario de este importante descubrimiento científico.

Durante muchos años el laboratorio de Leyden era el único laboratorio de «temperaturas bajas». Ahora en todos los países existen decenas de tales laboratorios, sin contar las fábricas que producen aire líquido para fines técnicos.

El método de cascadas de obtención de bajas temperaturas se emplea actualmente poco. En las instalaciones técnicas, para bajar la temperatura, se emplea otro método de disminución de la energía interna del gas: se hace que el gas se expanda rápidamente y que efectúe trabajo a cuenta de la energía interna.

Si, por ejemplo, se dirige el aire, comprimido hasta unas cuantas atmósferas, hacia el expansor, al efectuar el trabajo de desplazamiento del émbolo o de rotación de la turbina, el aire se enfría tan bruscamente, que se convierte en líquido. Si se despiden rápidamente el gas carbónico de un balón, resulta un enfriamiento tan repentino, que inmediatamente se convierte en «hielo».

Los gases líquidos se emplean ampliamente en la técnica. El oxígeno líquido se usa en la técnica de las explosiones, como componente de la mezcla combustible en los motores cohete.

La licuación del aire se emplea en la técnica para la separación de los gases que componen el aire, de lo cual se hablará más abajo.

La temperatura del aire líquido se usa ampliamente en diversas ramas de la técnica. Pero para muchas investigaciones físicas, esta temperatura no es suficientemente baja. En efecto, si se traducen los grados de Celsius a la escala absoluta, se ve que la temperatura del aire líquido es, aproximadamente, $1/3$ de la temperatura de la habitación. Mayor interés para los físicos tienen las temperaturas de «hidrógenos», o sea, las temperaturas de unos 14-20 K y, particularmente, las temperaturas de los «helios». La temperatura más baja que se obtiene al extraer el helio líquido es de 0,7 K.

Los físicos consiguieron acercarse mucho más al cero absoluto. Actualmente se han obtenido temperaturas que se acercan al cero absoluto en unas cuantas milésimas

de grado. Sin embargo, estas temperaturas superbajas se obtienen con métodos que no se parecen a los que hemos descrito anteriormente.

En los últimos años la física de bajas temperaturas dio origen a una rama especial de la industria ocupada en la producción de aparatos que permiten mantener a una temperatura próxima a cero absoluto grandes volúmenes; se han elaborado cables de fuerzas cuyas barras conductoras de corriente trabajan a una temperatura inferior a 10 K.

Vapor sobrecongelado y líquido sobrecalentado

Al pasar la temperatura de ebullición, el vapor tiene que condensarse, convertirse en líquido. Sin embargo, resulta que, si el vapor no está en contacto con el líquido, y si el vapor es muy limpio, se puede obtener vapor sobrecongelado o sobresaturado, o sea, vapor que ya hace tiempo que tenía que ser líquido.

El vapor sobresaturado es muy inestable. A veces, es suficiente un golpe o un granito lanzado al espacio ocupado por el vapor para que comience inmediatamente la condensación retardada.

El experimento muestra que la condensación de las moléculas de vapor puede facilitarse bruscamente, introduciendo pequeñas partículas extrañas en el vapor. En el aire polvoriento no se efectúa la sobresaturación del vapor de agua. Se puede provocar la condensación con una nube de humo, pues éste se compone de pequeñas partículas sólidas. Cayendo en el vapor, estas partículas reúnen a su alrededor las moléculas, se convierten en centros de condensación.

Así pues, aunque en estado inestable, el vapor puede existir en las regiones de temperaturas adecuadas para la «vida» del líquido.

¿Puede «vivir» el líquido, en estas mismas condiciones, en las regiones de vapor? O bien, de otro modo, ¿se puede sobrecalentar el líquido?

Resulta que se puede. Para esto hay que conseguir que no se separen las moléculas del líquido de su superficie. Un medio radical consiste en liquidar la superficie libre, es decir, colocar el líquido en un recipiente tal, en donde esté comprimido por todas

las partes por paredes sólidas. De este modo, se consigue alcanzar el sobrecalentamiento de unos cuantos grados, o sea, llevar hacia la derecha de la curva de ebullición el punto que representa el estado del líquido (fig. 4.4).

Sobrecalentamiento es el desplazamiento del líquido a la región del vapor; por eso, el sobrecalentamiento del líquido se puede conseguir, bien comunicando calor, bien disminuyendo la presión.

Con el último método se puede lograr un resultado extraordinario. El agua u otro líquido, escrupulosamente liberado de los gases disueltos (esto no es fácil conseguir), se vierte en mi recipiente con un émbolo que esté en contacto con la superficie del líquido. El recipiente y el émbolo tienen que mojarse con el líquido. Si ahora se tira del émbolo, el agua, adherida al fondo del émbolo, seguirá tras él. Pero la capa de agua adherida al émbolo arrastrará a la siguiente capa de agua, esta capa a la que está debajo y, como resultado, el líquido se dilatará.

Al fin y al cabo la columna de agua se romperá (precisamente la columna de agua se desprenderá del émbolo), mas esto ocurrirá cuando la fuerza sobre una unidad de superficie alcance decenas de kilogramos. Dicho de otro modo, en el líquido se crea una presión negativa de decenas de atmósferas.

Ya a pequeñas presiones positivas el estado de vapor de la substancia es estable. Pero se puede hacer que el líquido tenga presión negativa. Un ejemplo más claro de «sobrecalentamiento» es difícil aducir.

Fusión

No hay cuerpo sólido que pueda aguantar cuanto se quiera el aumento de la temperatura. Tarde o temprano, el trozo sólido se convierte en líquido; cierto es que, en algunos casos, no logramos alcanzar la temperatura de fusión, pues puede producirse una reacción química.

A medida que aumenta la temperatura, las moléculas se mueven más intensamente. Por fin, llega un momento en que resulta imposible poner orden entre las moléculas que oscilan intensamente. El cuerpo sólido se funde. La

temperatura más alta de fusión la tiene el wolframio: 3380 °C. El oro se funde a 1063 °C, el hierro a 1539 °C. Desde luego, hay metales que se funden fácilmente. Como bien se sabe, el mercurio se funde ya a la temperatura de -39 °C. Las sustancias orgánicas no tienen temperaturas altas de fusión. La naftalina se funde a 80 °C y el tolueno a -4.5 °C.

Es muy fácil medir la temperatura de fusión de un cuerpo, y, particularmente, si se funde en el intervalo de temperaturas que se miden con el termómetro ordinario. No es necesario estar mirando atentamente al cuerpo que se funde. Es suficiente mirar a la columna de mercurio del termómetro (fig. 4.5).

Mientras no ha comenzado la fusión, la temperatura del cuerpo se eleva. En cuanto empieza la fusión, cesa el aumento de la temperatura y ésta se mantiene inalterable hasta que no termine por completo el proceso de fusión.

Igual que la transformación del líquido en vapor, la transformación del cuerpo sólido en líquido necesita calor. La cantidad de calor que hace falta para esto, se llama calor latente de fusión.

Por ejemplo, la fusión de un kilogramo de hielo necesita 80 calorías grandes. El hielo es uno de los cuerpos que tienen un calor mayor de fusión. La fusión del hielo necesita, por ejemplo, 10 veces más de energía que la fusión de una masa igual de plomo.

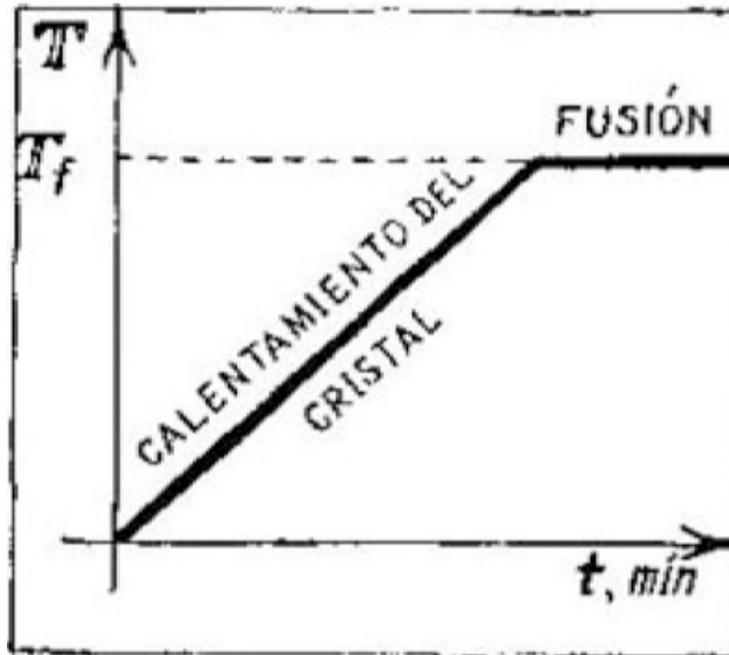


Figura 4.5

Naturalmente, se trata de la misma fusión y no se tiene en cuenta que hasta el comienzo de la fusión del plomo hay que calentarlo hasta $+327\text{ }^{\circ}\text{C}$. Precisamente, porque el calor de fusión del hielo es grande, se retarda el deshielo de la nieve. Figúrese que el calor de fusión fuese 10 veces menor. Entonces, los deshielos de primavera darían lugar cada año a desastres que no se puede uno imaginar.

Así, el calor de fusión del hielo es muy grande, pero éste incluso es pequeño (siete veces menor), si se compara con el valor de vaporización, que es de 540 calorías grandes por kilogramo. Desde luego, esta diferencia es completamente natural. Convirtiendo el líquido en vapor, deberemos que separar las moléculas unas de otras, mientras que en la fusión, solamente tenemos que destruir el orden en la posición de las moléculas, manteniéndolas casi a las mismas distancias. Está claro que en el segundo caso se necesitará menos trabajo.

Un síntoma importante de las sustancias cristalinas es la existencia de un punto determinado de fusión. Precisamente por este síntoma se las diferencia fácilmente de otros cuerpos sólidos, llamados amorfos o vidrios. Los vidrios se encuentran

tanto entre las sustancias orgánicas como entre las inorgánicas. Los cristales de las ventanas se hacen generalmente de silicatos de sodio y calcio. Sobre los escritorios, frecuentemente, se pone un vidrio orgánico (llamado también plexiglás).

En contraposición a los cristales, las sustancias amorfas no tienen una temperatura de fusión determinada. El vidrio no se funde, sino que se ablanda. Al calentar un trozo de vidrio, en primer término de duro se convierte en blando y fácilmente se le puede doblar o alargar; a una temperatura mucho más alta, el trozo empieza a cambiar su forma bajo la acción de su propio peso. A medida que se va calentando, la masa espesa viscosa del vidrio va tomando la forma del recipiente en donde se halla esta pasta, primero es espesa como la miel, después, como la crema agria y, por fin, se convierte en un líquido casi tan poco viscoso como el agua. Por mucho que se quiera, no se puede señalar aquí una temperatura determinada del paso del cuerpo sólido al estado líquido. Las causas de esto estriban en la diferencia radical entre la estructura del vidrio y la de los cuerpos cristalinos. Como ya se dijo anteriormente, los átomos de los cuerpos amorfos están situados desordenadamente. Por su estructura, los vidrios se parecen a los líquidos. En el vidrio sólido las moléculas están situadas desordenadamente. Por lo tanto, el aumento de la temperatura del vidrio solamente acrecienta la amplitud de las vibraciones de sus moléculas, facilitándoles, paulatinamente, una libertad cada vez mayor de traslación. Por eso, el vidrio se ablanda lentamente y no muestra un paso brusco «sólido» —«líquido», que es característico para el paso del estado del orden riguroso de las moléculas a la posición desordenada.

Cuando hablábamos de la curva de ebullición, dijimos que, aunque en estado inestable, el líquido y el vapor pueden existir en regiones extrañas: el vapor se puede sobrecongelar y trasladar a la izquierda de la curva de ebullición, el líquido se puede sobrecalentar y trasladarlo a la derecha de la misma curva.

¿Son posibles fenómenos análogos con respecto al cristal con líquido? Resulta que aquí la analogía no es completa.

Si se calienta un cristal, éste empieza a fundirse a su temperatura de fusión. Sobrecalentar el cristal no se puede. Por el contrario, enfriando el líquido, y tomando ciertas medidas, se puede «pasar más allá» de la temperatura de fusión

con una facilidad relativa. En algunos líquidos se logra alcanzar grandes sobrefusiones. Hay también líquidos que son fáciles de sobrefundir, pero que cristalizan con dificultad. A medida que se enfría tal líquido, se hace más y más viscoso y, por fin, se solidifica sin cristalizarse, como el vidrio.

También se puede sobrefundir el agua. Las gotas de la niebla pueden no congelarse, incluso durante las heladas más fuertes. Si en el líquido sobrefundido se lanza un cristalito de sustancia, germen, inmediatamente comienza la cristalización.

Por fin, en muchos casos, la cristalización retardada puede comenzar a causa de una agitación o de otros acontecimientos casuales. Es sabido, por ejemplo, que la glicerina cristalina fue obtenida por primera vez al transportarla por vía férrea. Los vidrios pueden cristalizarse después de estar mucho tiempo en reposo.

Cómo cultivar un cristal

Casi cualquier sustancia a determinadas condiciones puede producir cristales. Los cristales pueden obtenerse a partir de la solución o de la masa fundida de la sustancia dada, así como a partir de su vapor (por ejemplo, los negros cristales romboidales de yodo precipitan fácilmente de su vapor a presión normal, sin transición intermedia al estado líquido).

Comience a disolver en agua sal común o azúcar. A temperatura ambiente (20 °C) usted podrá disolver en un vaso tallado tan sólo 70 g de sal. Si sigue añadiendo sal estas cantidades suplementarias no se disolverán y se depositarán en el fondo en forma de sedimento. Una solución en la que ya no tiene lugar el proceso de la subsiguiente disolución se denomina, saturada. Si la temperatura cambia, también cambia el grado de solubilidad de la sustancia. Todo el mundo conoce bien que el agua caliente disuelve mucho mejor la mayoría de las sustancias que el agua fría.

Ahora figúrese que usted ha preparado una solución saturada, digamos, de azúcar, a la temperatura de 30 °C, y comienza a enfriarla hasta 20 °C. A 30 °C usted puede disolver en 100 g de agua 223 g de azúcar, y a 20 °C se disuelven 205 g. En este caso, al enfriar desde 30 hasta 20 °C, 18 g resultarán «sobrantes» y, como se dice,

precipitarán a partir de la solución. De este modo, uno de los posibles procedimientos de obtención de cristales consiste en el enfriamiento de la solución saturada.

También se puede proceder de otra forma. Prepárese una solución saturada de sal y déjela en un vaso sin tapa.

Al cabo de cierto tiempo usted descubrirá la aparición de cristales pequeños. ¿Por qué éstos se han formado?

Una observación atenta demostrara que, simultáneamente con la formación de los cristales se ha operado un cambio más: ha disminuido la cantidad de agua. El agua se ha evaporado y en la solución resulta encontrarse un «exceso» de sustancia. De este modo, otro procedimiento posible de formación de cristales es la evaporación de la solución.

Entonces, ¿de qué modo transcurre la formación de cristales a partir de la solución?

Hemos dicho que los cristales «precipitan» de la solución; ¿es que esta afirmación debe entenderse de tal manera como si durante una semana no hubiese habido ningún cristal, mas, en un instante determinado, éste, de pronto, surgiera? No, los acontecimientos se desarrollan de otra manera: los cristales crecen. Por supuesto, no se consigue captar a simple vista el mismo momento inicial del crecimiento. Al principio, pocos de los átomos o moléculas de la sustancia disuelta que se encuentran en movimiento desordenado se acumulan manteniéndose aproximadamente en el orden que se necesita para formar la red cristalina. Semejante, grupo de átomos o moléculas se denomina germen (o núcleo).

La experiencia demuestra que los gérmenes se forman con mayor frecuencia si en la solución se contienen algunas pequeñísimas partículas extrañas. La cristalización comienza con la mayor rapidez y facilidad cuando en la solución saturada se introduce un pequeño cristal-cebo. En este caso, la separación a partir de la solución de la sustancia sólida consistirá no en la formación de nuevos cristales, sino en el crecimiento del cebo.

El crecimiento del germen no se diferencia, claro está, del nacimiento del cubo. La razón de utilizar el cebo radica en que éste «arrastra» hacia sí la sustancia que se separa, impidiendo de este modo la formación simultánea de un gran número de gérmenes. Ahora bien, si se forma una gran cantidad de gérmenes, éstos se estorbarán unos a otros durante el crecimiento y no permitirán obtener cristales grandes.

¿Cómo se distribuyen en la superficie del germen las porciones de átomos o moléculas que se separan de la solución?

La experiencia demuestra que el crecimiento del germen o del cebo parece como si consistiera en la traslación de las caras paralelamente a sí mismas, en la dirección perpendicular a la cara. Además, los ángulos entre las caras quedan constantes (ya sabemos que la constancia de los ángulos es la característica importantísima del cristal que deriva de su estructura reticular).



Figura 4.6

En la fig. 4.6 se representan los contornos existentes de tres cristales de una misma sustancia durante su crecimiento. Semejantes cuadros se pueden observar bajo el microscopio. En el caso mostrado a la izquierda el número de caras durante el

crecimiento se conserva. El dibujo en el centro ofrece el ejemplo de aparición de una nueva cara (arriba a la derecha) y, otra vez, su desaparición.

Es muy importante señalar que la velocidad de crecimiento de las caras, es decir, la velocidad de su traslación paralelamente a sí mismas, es desigual para diferentes caras. En este caso se «recubren» (desaparecen) precisamente aquellas caras cuya traslación resulta ser la más rápida, por ejemplo, la cara izquierda inferior en el dibujo del centro. Por el contrario, las caras que crecen lentamente llegan a ser las más anchas, o, como se suele decir, las más desarrolladas.

Con especial nitidez este hecho se puede observar en el último dibujo. Precisamente debido a la anisotropía en la velocidad del crecimiento, un fragmento informe adquiere la misma forma que otros cristales. Las caras totalmente determinadas se desarrollan, a costa de otras, con máxima intensidad, comunicando al cristal la forma inherente a todas las muestras de esta sustancia.

Unas formas transitorias muy hermosas se observan en el caso de que se tome como cebo una esfera, y la solución, alternativamente, se enfría y se calienta un poco. Durante el calentamiento la solución se torna no saturada, de modo que tiene lugar la disolución parcial del cebo. En cambio, el enfriamiento da lugar a la saturación de la solución y al crecimiento del cebo. Pero, en este caso, las moléculas se sedimentan ya de otra manera, como si diesen su preferencia a algunos puntos, de este modo, la sustancia se transfiere de unos puntos de la esfera a otros.

Primeramente, en la superficie de la esfera aparecen pequeñas caras en forma de circulitos. Los circulitos, paulatinamente, aumentan en tamaño y, al entrar en contacto recíproco, confluyen por las aristas rectas.

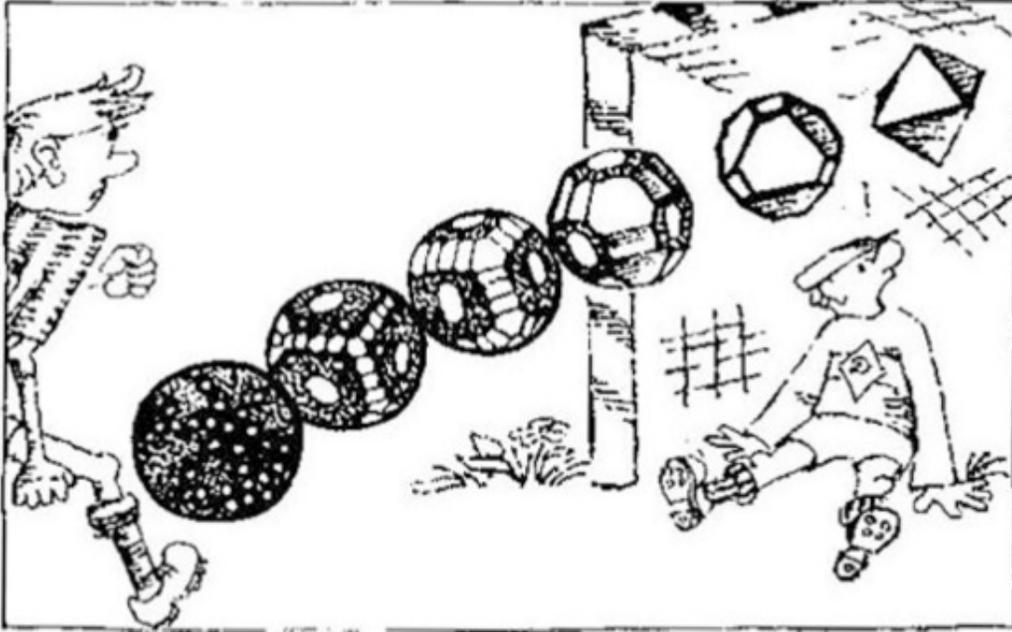


Figura 4.7

La esfera se transforma en un poliedro. Más tarde, unas caras adelantan a otras, una parte de caras se «recubre» y el cristal adquiere la forma que le es propia (fig. 4.7).

Cuando se observa el crecimiento de los cristales sorprende la principal particularidad de este crecimiento: la traslación paralela de las caras. Resulta que la sustancia que precipita construye las caras por capas: mientras una capa no está acabada, la construcción de la siguiente no se iniciará.

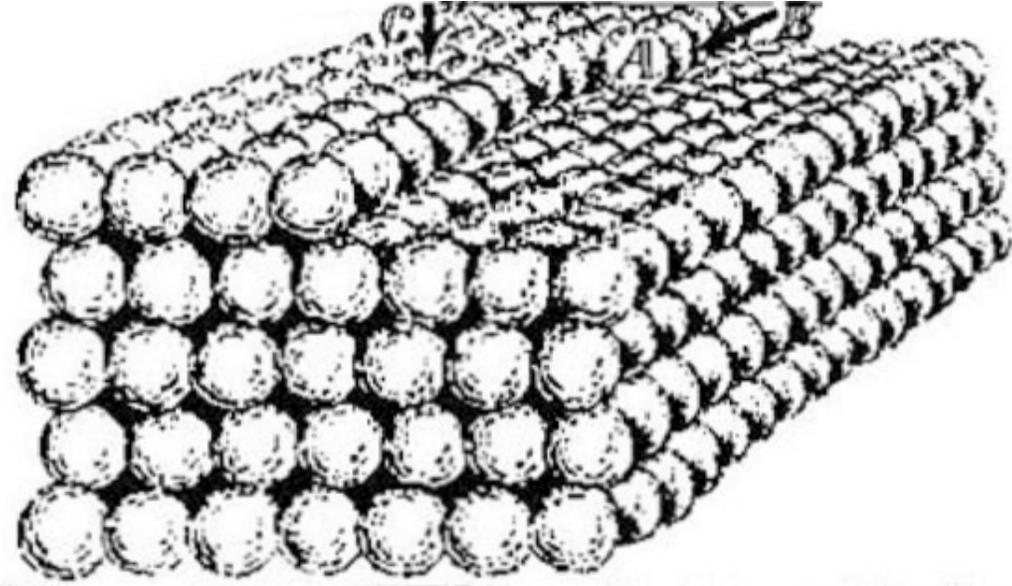


Figura 4.8

En la fig. 4.8 se representa un empaquetamiento «no acabado» de átomos. ¿En la cuál de las posiciones designadas con letras se mantendrá de la forma más sólida el nuevo átomo que se adhiere al cristal? Sin duda, en la posición A, por cuanto aquí el átomo experimenta la atracción de los vecinos por tres lados, mientras que en B, por dos lados, y en C, solamente por un lado. Esta es la razón de que, en primer lugar, finaliza la construcción de la columna, seguidamente, todo el plano y tan sólo después comienza el llenado de un nuevo plano.

En una serie de casos los cristales se forman a partir de una masa fundida. En la naturaleza dicho fenómeno se realiza a enorme escala: los basaltos, los granitos y otras muchas rocas nacieron del magma ígneo.

Comencemos a calentar alguna sustancia cristalina, por ejemplo, la sal gema. Hasta 804 °C los cristales de la sal gema se alterarán poco: solamente se ensanchan en un grado insignificante, mientras que la sustancia sigue manteniéndose sólida. El medidor de temperatura introducido en el recipiente con la sustancia indica que ésta se eleva ininterrumpidamente con el calentamiento. A 804 °C descubriremos de una vez dos nuevos fenómenos relacionados entre sí: la sustancia empieza a fundir y la subida de la temperatura se detiene. La temperatura no variará mientras toda la

sustancia no se haya transformado en líquido; el ascenso posterior de la temperatura corresponde ya al calentamiento del líquido. Todas las sustancias cristalinas tienen una temperatura determinada de fusión. El hielo funde a 0 °C; el hierro, a 1539 °C; el mercurio, a -30 °C, etc.

Como ya conocemos, en cada cristal los átomos o las moléculas de la sustancia forman un empaquetamiento ordenado y realizan pequeñas oscilaciones en torno a sus posiciones medias. A medida que el cuerpo se calienta aumenta la velocidad de las partículas oscilantes junto con la amplitud de las oscilaciones. Este aumento de la velocidad del movimiento de las partículas en función del ascenso de la temperatura constituye una de las leyes fundamentales de la naturaleza que es aplicable a la sustancia cualquiera que sea el estado en que se encuentre: sólido, líquido o gaseoso.

Cuando se haya alcanzado una temperatura determinada, lo suficientemente alta del cristal, las oscilaciones de sus partículas llegan a ser tan enérgicas que se hace imposible la disposición regular de éstas: el cristal funde. Con el comienzo de la fusión el calor suministrado se consume ya no para aumentar la velocidad de las partículas, sino para la destrucción de la red cristalina. Esta es la causa de que se detiene la elevación de la temperatura. El calentamiento posterior es ya el aumento de la velocidad de las partículas del líquido.

En el caso que nos interesa, o sea, el de cristalización a partir de la masa fundida los fenómenos descritos con anterioridad se observan en sucesión inversa: a medida que el líquido va enfriándose sus partículas desaceleran su movimiento caótico: al alcanzar una temperatura determinada, lo suficientemente baja, la velocidad de las partículas es ya tan pequeña que algunas de éstas, por acción de las fuerzas de atracción, comienzan a juntarse unas a otras formando gérmenes cristalinos. Mientras la totalidad de la sustancia no haya cristalizado la temperatura sigue manteniéndose constante. Como regla, esta temperatura es la misma que la temperatura de fusión.

Si no se toman medidas especiales, la cristalización a partir de la solución se inicia simultáneamente en muchos puntos. Los cristales crecerán en forma de poliedros regulares propios para dichos cristales, de modo completamente análogo a como lo

hemos descrito antes. Sin embargo, el crecimiento libre no se prolonga mucho tiempo: al aumentar su tamaño, los cristales comienzan a tropezar unos con otros, en los puntos de su contacto el crecimiento cesa y el cuerpo solidificado adquiere estructura granular. Cada grano no es sino un cristal aislado que no logra tomar su forma regular.

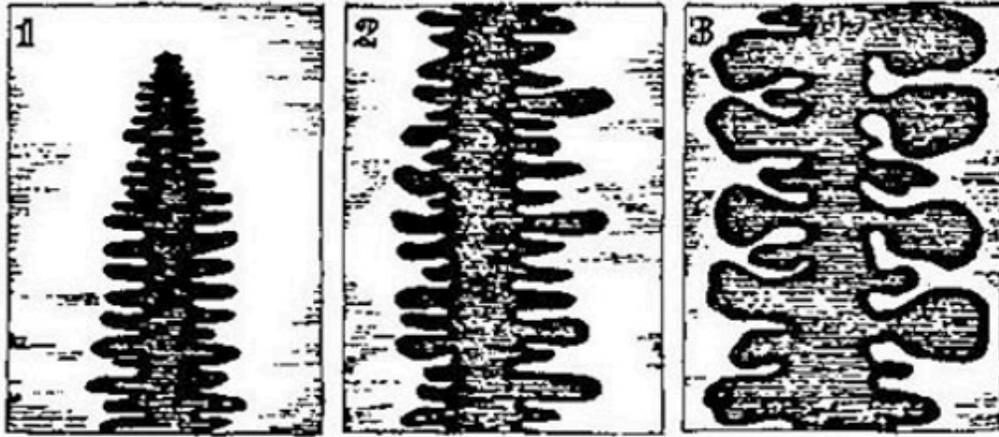


Figura 4.9

Un cuerpo sólido, en dependencia de muchas condiciones y, en primer lugar, de la velocidad de enfriamiento, puede poseer granos más o menos grandes. Cuanto más lento es el enfriamiento, tanto mayores son los granos. Las dimensiones de los granos de los cuerpos cristalinos oscilan desde una millonésima de centímetro hasta varios milímetros. En la mayoría de los casos la estructura cristalina granular puede observarse bajo el microscopio. Los cuerpos sólidos suelen tener precisamente semejante estructura microcristalina.

Para la técnica, el proceso de solidificación de los metales reviste enorme interés. Los físicos han investigado con extraordinaria escrupulosidad los acontecimientos que se desarrollan durante la colada y la solidificación del metal en los moldes.

Las más de las veces, durante la solidificación crecen pequeños monocristales arboriformes que llevan el nombre de dendritas. En algunos casos las dendritas están orientadas al azar, en otros, su orientación es paralela.

En la fig. 4.9 se ilustran las etapas de crecimiento de una dendrita. Con semejante comportamiento la dendrita puede desaparecer antes de encontrarse con otra análoga.

Entonces, no hallaremos dendritas en el lingote. Los acontecimientos pueden desarrollarse de otra manera; las dendritas pueden encontrarse y en su crecimiento penetrar una en la otra (las ramas de una entrarán en los intervalos entre las ramas de la otra), mientras son «jóvenes».

De este modo, pueden surgir lingotes cuyos granos (mostrados en la fig. 2.22) presentan la más variada estructura. Y del carácter de esta estructura dependen sustancialmente las propiedades de los metales. Es posible dirigir el comportamiento del metal durante la solidificación variando la velocidad del enfriamiento y el sistema de evacuación del calor.

Ahora hablaremos de cómo cultivar un cristal solitario grande. Está claro que es necesario tomar medidas pertinentes para que el cristal crezca de un solo punto. Y si ya han empezado a crecer varios cristales, entonces, en todo caso, hay que proceder de tal modo que las condiciones de crecimiento sean favorables solamente para uno de éstos.

He aquí cómo se procede a cultivar cristales de metales con bajo punto de fusión. El metal se funde en un tubo de ensayo de vidrio con un extremo alargado.

Dicho tubo de ensayo suspendido de un hilo dentro de un horno vertical cilíndrico se deja bajar lentamente.

El extremo alargado sale paulatinamente del horno y se enfría. Comienza la cristalización. Al principio se forman varios cristales pequeños, pero aquellos que crecen inclinados hacia un lado tropiezan con la pared del tubo de ensayo y su crecimiento se retarda. Solamente aquel cristal se encontrará en condiciones favorables que crece a lo largo del eje del tubo de ensayo, es decir, internándose en la masa fundida. A medida que el tubo de ensayo desciende, nuevas porciones de masa fundida que van a parar a la zona de temperaturas bajas «alimentarán» este único cristal. Esta es la causa de que el mismo sobrevive entre todos los demás cristales; a medida que el tubo de ensayo sigue descendiendo dicho cristal continúa

su crecimiento a lo largo del eje del tubo. Al fin y al cabo todo el metal fundido se solidifica en forma de cristal solitario.

La misma idea constituyó la base para hacer crecer cristales de rubí con alto punto de fusión. El polvo fino de la sustancia se vierte a chorro a través de una llama. Con este proceder los aislados «polvitos» se funden; las minúsculas gotitas caen sobre un soporte refractario de base muy pequeña, formando numerosos cristales.

Con la sucesiva caída de las gotitas sobre el soporte crecen todos los cristales, no obstante, otra vez, consume su crecimiento tan sólo aquel cristal que se encuentra en posición más favorable para la «recepción» de las gotas caídas.

Pero, ¿para qué se necesitan grandes cristales?

Tanto la industria, como la ciencia requieren frecuentemente grandes cristales solitarios. Para la técnica tienen gran importancia Los cristales de sal de Seignette y de cuarzo que poseen la admirable propiedad de transformar acciones mecánicas (por ejemplo, la presión) en tensión eléctrica.

La industria óptica necesita grandes cristales de calcita, sal gema, fluorita, etc.

Para la industria relojera se requieren cristales de rubíes, zafiros y algunas otras piedras preciosas. Se trata de que distintas piezas móviles de un reloj ordinario realizan en una hora hasta de 20.000 oscilaciones. Esta carga colosal plantea requerimientos extraordinariamente altos a la calidad de las puntas de los ejes y cojinetes. El desgaste será mínimo, si en calidad de cojinete para la punta del eje de 0,07 a 0,15 mm de diámetro sirve un rubí o un zafiro. Los cristales artificiales de estas sustancias son sumamente resistentes y se desgastan muy poco por el acero. Es notorio el hecho de que las piedras artificiales en esto caso resultan ser mejor que las piedras naturales de la misma índole.

Sin embargo, para la industria la mayor significación la tiene la obtención de los monocristales de los semiconductores: de silicio y de germanio.

Influencia de la presión en la temperatura de fusión

Si cambia la presión, se altera también la temperatura de fusión. Ya nos encontramos con tal ley cuando hablábamos de la ebullición. Cuanto mayor sea la presión, tanto mayor será la temperatura de ebullición. Por regla general, esto es cierto también para la fusión. Sin embargo, hay algunas sustancias que se comportan de una manera anormal: sus temperaturas de fusión disminuyen con el aumento de la presión.

La elevación de la temperatura de fusión con el aumento de la presión se debe a que la inmensa mayoría de los cuerpos sólidos son más densos que sus líquidos. Forman excepción de esta regla, precisamente, las sustancias, cuyas temperaturas de fusión al cambiar la presión, varían de un modo extraordinario, como, por ejemplo, el agua. El hielo es más ligero que el agua y la temperatura de fusión del hielo disminuye al aumentar la presión.

La compresión facilita la formación de un estado más denso. Si el cuerpo en estado sólido es más denso que en el líquido, la compresión ayuda a la solidificación y dificulta la fusión. Pero el hecho de que la compresión dificulte la fusión, significa que la sustancia se mantiene sólida, mientras que antes, a esta temperatura, se habría fundido ya; o sea, que al aumentar la presión, crece la temperatura de fusión. En el caso anómalo, el líquido es más denso que el cuerpo sólido y la presión ayuda a la formación del líquido, o sea, rebaja la temperatura de fusión.

La influencia de la presión en la temperatura de fusión es mucho menor que el efecto análogo de la ebullición. El aumento de la presión en más de 100 kgf/cm^2 disminuye la temperatura de fusión del hielo en $1 \text{ }^\circ\text{C}$.

¿Por qué, entonces, los patines deslizan tan sólo por el hielo y no por el parquet igual de liso? Por lo visto, la única explicación reside en que se forma agua que lubrica el patín. Para comprender la contradicción surgida hay que recordar lo siguiente: los patines embotados deslizan muy mal por el hielo. Para que los patines corten el hielo es necesario afilarlos. En este caso el hielo presiona solamente el filo del borde del patín. Las presiones ejercidas sobre el hielo alcanzan decenas de miles de atmósferas y el hielo, a pesar de todo, se funde.

Evaporación de los cuerpos sólidos

Cuando se dice que «la sustancia se evapora», generalmente se supone que se evapora el líquido. Pero los cuerpos sólidos también pueden evaporarse. La evaporación de los cuerpos sólidos se llama sublimación.

La naftalina, por ejemplo, es un cuerpo sólido que se evapora. La naftalina se funde a los 80 °C y se evapora a la temperatura de la habitación. Precisamente esta propiedad de la naftalina permite usarla para la exterminación de las polillas. Un abrigo de piel en el que se ha echado naftalina, se empapa con los vapores de la naftalina y crea una atmósfera que la polilla no puede soportar. Toda sustancia sólida olorosa se sublima de modo considerable, pues el olor lo llevan las moléculas que se han separado de la sustancia y que han alcanzado nuestra nariz. Sin embargo, son más frecuentes los casos en que la sustancia se sublima en grado insignificante, y, a veces, tan insignificante, que no se puede percibir ni siquiera con experimentos muy escrupulosos.

En principio, cualquier sustancia sólida se evapora (literalmente cualquiera, hasta el hierro o el cobre). Si no observamos la sublimación es porque la densidad del vapor saturado es muy insignificante.

Es posible convencerse que una serie de sustancias que dan fuerte olor a la temperatura ambiente, lo pierden a la temperatura baja.

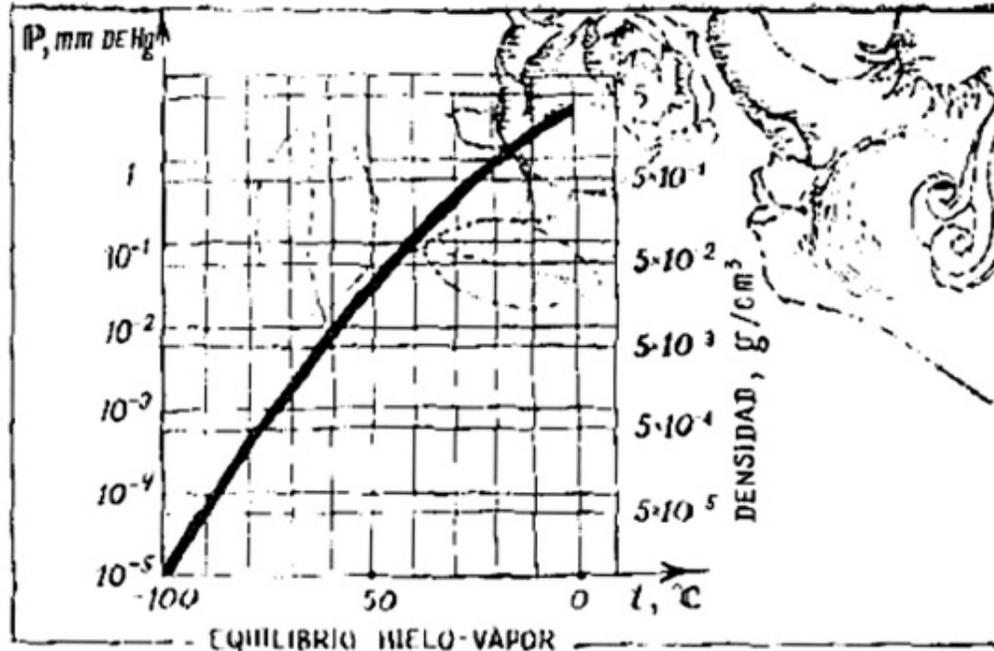


Figura 4.10

La densidad del vapor saturado que está en equilibrio con el cuerpo sólido crece rápidamente con el aumento de la temperatura, lo que ilustra la curva para el hielo mostrada en la fig. 4.10. La verdad es que el hielo no tiene olor.

En la mayoría de los casos no se puede aumentar esencialmente la densidad del vapor saturado del cuerpo sólido por la simple razón de que la sustancia se funde antes.

El hielo también se evapora. Esto lo saben bien las amas de casa que en las heladas cuelgan la ropa húmeda a secar. Primero se hiela el agua y luego se evapora el hielo, con la que la ropa queda seca.

Punto triple

Así, pues, existen condiciones en las que el vapor, el líquido y el cristal, pueden estar en equilibrio a pares. ¿Pueden estar en equilibrio todos los tres estados?

Tal punto existe en el diagrama presión-temperatura: se llama punto triple. ¿Dónde está este punto?

Si en un recipiente cerrado se vierte agua a cero grados junto con hielo fundido, en el espacio libre empezará a formarse vapores de agua (y de «hielo»). A la presión de 4,6 mm Hg, la evaporación se termina y empieza la saturación. Ahora, las tres fases, el hielo, el agua y el vapor, se encuentran en estado de equilibrio. Este es el punto triple.

El diagrama para el agua, representado en la fig. 4.11, muestre palpablemente y con claridad la correlación entre los diferentes estados.

Tal diagrama se puede construir para cualquier cuerpo.

Ya conocemos las curvas del dibujo: son las curvas de equilibrio entre el hielo y el vapor; entre el hielo y el agua, y entre el agua y el vapor. Como de ordinario, en el eje vertical se indica la presión y en el horizontal, la temperatura.

Las tres curvas se cortan en el punto triple y dividen el diagrama en tres regiones, que son los espacios de existencia del hielo, del agua y del vapor de agua.

El diagrama de estado es un guía breve. El objetivo consiste en contestar a la pregunta, qué, estado del cuerpo es estable a tal presión y a tal temperatura.

Si el agua o el vapor se ponen en las condiciones de la «región de la izquierda», éstos se convierten en hielo. Si se introduce en la «región inferior» un cuerpo líquido o sólido, este se evapora. En la «región de la derecha», al vapor se condensa y el hielo se funde.

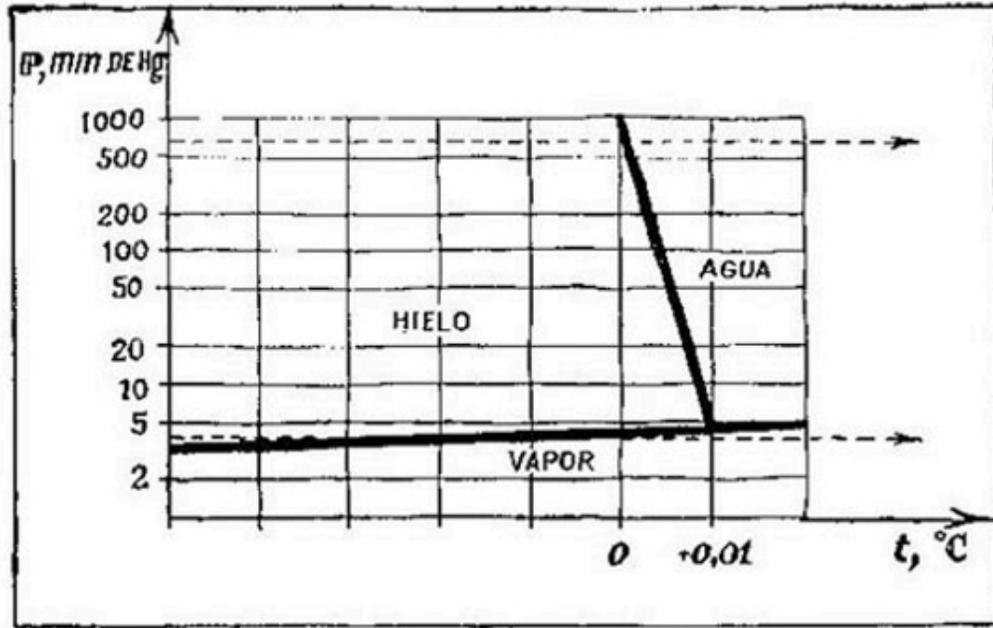


Figura 4.11

El diagrama de estado de las fases permite explicar directamente que ocurriría con la sustancia al calentarla o al comprimirla. El calentamiento a presión constante se representa en el diagrama mediante una línea horizontal. El punto que representa el estado del cuerpo se mueve de izquierda a derecha por esta línea.

En la figura están representadas dos líneas de éstas, una de las cuales representa el calentamiento a presión normal. La línea está situada por encima del punto triple. Por este, ésta corta, primero, la curva de fusión y, después, fuera del dibujo, la curva de evaporación. El hielo, a presión normal, se funde a la temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, y al agua formada hierve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Otra cosa ocurre con el hielo que se calienta a presión bastante baja, por ejemplo, un poca menor de 5 mm Hg .

El proceso de calentamiento se representa por una línea que va por debajo del punto triple. Las curvas de fusión y de ebullición no se cortan con esta línea. A tan insignificante presión, el calentamiento da lugar al paso directo del hielo a vapor.

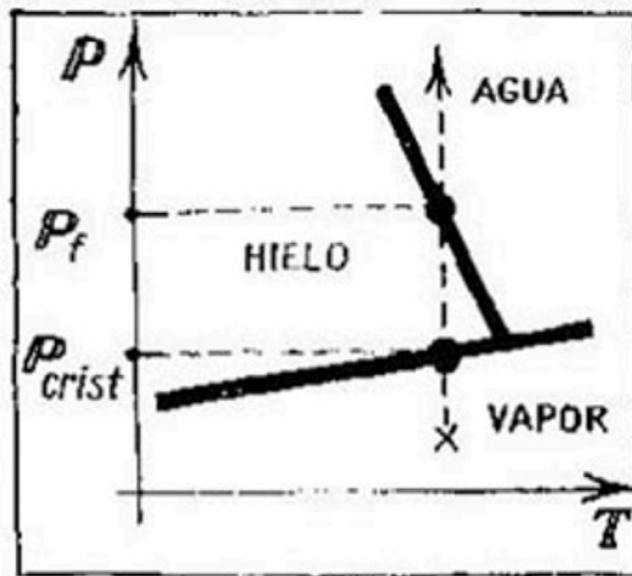


Figura 4.12

En la fig. 4.12 este mismo diagrama muestra el fenómeno interesante que ocurrirá al comprimir el vapor de agua en el estado que está marcado en el dibujo con una cruz. Primero, el vapor de agua se convierte en hielo, y luego, se funde. El dibujo permite averiguar inmediatamente la presión a que empieza el crecimiento del cristal y el momento en que se efectúa la fusión.

Los diagramas de estado de todas las sustancias se parecen unos a otros. Desde el punto de vista de la vida cotidiana, surgen grandes diferencias a causa de que el lugar donde está el punto triple en el diagrama puede ser muy diferente para diversas sustancias.

Las condiciones en que nosotros vivimos son próximas a las «normales», o sea, a una presión es cerca de una atmósfera. Para nosotros, es muy importante saber dónde está situado el punto triple de la sustancia con respecto a la línea de la presión normal.

Si en el punto triple la presión es menor que la atmosférica, para nosotros, que vivimos en condiciones «normales», la sustancia es de las que se funden. Al elevar la temperatura, primero se convierte ese líquido y, después, hierve.

En el caso contrario, cuando la presión en el punto triple es mayor que la atmosférica, al calentarla, veremos la fase líquida, el cuerpo sólido se convertirá directamente en vapor. Así se comporta el «hielo seco», que es muy cómodo para los vendedores de helados. Los helados se pueden colocar entre trozos de «hielo seco», sin tener miedo a que se moje el helado. El «hielo seco» es el gas carbónico CO_2 sólido, El punto triple de esta sustancia está situado a 73 atm. Por eso, al calentar el sólido CO_2 , el punto que representa su estado se mueve por la horizontal que corta solamente a la curva de evaporación del cuerpo sólido (igual que para el hielo ordinario a la presión de unos 5 mm Hg).

Ya hemos contado al lector de qué manera se determina un grado de temperatura por la escala de Kelvin, o bien —como requiere ahora decir el sistema SI— un kelvin. Sin embargo, se trataba del principio de determinación de la temperatura. No todos los institutos de metrología disponen de termómetros de gas ideales. Por esa razón, la escala de la temperatura se construye recurriendo a la ayuda de los puntos —fijados por la naturaleza— de equilibrio entre los distintos estados de la materia.

Un papel especial, en este caso, pertenece al punto triple del agua. El grado Kelvin se define actualmente como una 273.16 parte de la temperatura termodinámica del punto triple del agua. El punto triple del oxígeno se adopta igual a 54,361 K. La temperatura de solidificación del oro se admite igual a 1337,58 K. Valiéndose de estos puntos de referencia se puede graduar con precisión cualquier termómetro.

Unos mismos átomos, pero diferentes cristales

El grafito negro mate y blando con el que escribimos y el brillante y transparente diamante sólido, que corta los cristales de las ventanas, se componen de unos mismos átomos: de átomos de carbono. ¿Por qué son, entonces, tan diferentes las propiedades de estas dos sustancias de igual composición?

Recuerden la malla del grafito de capas, cada átomo del cual tiene tres vecinos próximos, y la malla del diamante, cuyo átomo tiene cuatro vecinos próximos. En este ejemplo se ve con claridad cómo se determinan las propiedades de los cristales por la posición relativa de los átomos. Con el grafito hacen crisoles refractarios que aguantan una temperatura de dos mil a tres mil grados, mientras que el diamante arde a la temperatura mayor que 700 °C: el peso específico del diamante es 3,5 y del grafito, 2.3: el grafito es conductor de la corriente eléctrica, mientras que el diamante no lo es, etc.

No sólo el carbono posee esta particularidad de formar diferentes cristales. Casi cada elemento químico, y no solo los elementos, sino cualquier sustancia química, pueden existir en unas cuantas variedades. Se conocen seis variedades de hielo, nueve variedades de azufre, cuatro variedades de hierro.

Al estudiar el diagrama de estado, no dijimos nada sobre los diversos tipos de cristales y representamos una región única del cuerpo sólido. Esta región, para muchas sustancias, se divide en dominios, cada uno de los cuales corresponde a una determinada especie de cuerpo sólido o, como suele decirse, a una determinada fase sólida (una modificación cristalina determinada).

Cada fase cristalina tiene su región de estado de equilibrio, limitado por un intervalo determinado de presiones y temperaturas. Las leyes de transformación de una variedad cristalina en otra son iguales que las leyes de fusión y evaporación.

Para cada presión se puede señalar la temperatura en que ambos cristales pueden coexistir pacíficamente. Aumentando la temperatura, el cristal de una especie se convierte en cristal de otra especie. Disminuyendo la temperatura, se efectúa la transformación inversa.

Para que el azufre rojo se convierta en amarillo a presión normal, se necesita una temperatura inferior a 110 °C. Por encima de esta temperatura, hasta el punto de fusión, el orden de colocación de los átomos, que es propio para el azufre rojo, está en equilibrio. Bajando la temperatura, disminuyen las vibraciones de los átomos, y, comenzando desde 110 °C, la misma naturaleza halla un orden cómodo para colocarlos. Se efectúa la transformación de un cristal en otro.

Nadie ha dado nombre a las seis especies diversas de hielo. Se dice así: Hielo uno, hielo dos... hielo siete. ¿Cómo siete, si en total habla de seis especies? Es que, repitiendo los experimentos, nunca se ha observado el hielo cuatro.

Si se comprime el agua a una temperatura de cerca al cero grado, entonces, a la presión de unas 2000 atm, se forma el hielo cinco y a la presión de unas 6000 atm, en hielo seis.

El hielo dos y el hielo tres están en equilibrio a temperaturas menores de cero grados.

El hielo siete es hielo caliente; éste se forma al comprimir el agua caliente hasta presiones de unas 20 000 atm.

Todos los hielos, excepto el ordinario, son más pesados que el agua. El comportamiento del hielo que se obtiene en condiciones exteriores normales, es anómalo; por el contrario, el hielo obtenido en condiciones diferentes de la norma, se comporta normalmente.

Decíamos que a cada modificación cristalina correspondía una región determinada de existencia. Pero, entonces, ¿de qué modo existen en condiciones iguales el grafito y el diamante?

Tal «arbitrariedad» se encuentra con mucha frecuencia en el mundo de los cristales. Para estos es casi una regla vivir en condiciones «extrañas». Si para trasladar el vapor o el líquido a regiones extrañas de existencia hay que recurrir a diversas artimañas, el cristal, por el contrario, casi nunca se consigue mantenerlo en los límites que le ha impuesto la naturaleza.

Los sobrecalentamientos y sobrefusiones de los cristales se explican por la dificultad de transformar una variedad en otra, en condiciones de estrechez extrema. El azufre amarillo debe convertirse en rojo a 95,5 °C. Calentando con mayor o menor ligereza, «saltamos» este punto de transformación y alcanzarnos la temperatura de fusión del azufre de 113 °C.

La temperatura verdadera de transformación se observa con mayor facilidad al poner en contacto los cristalitos. Si éstos se colocan uno sobre otro, estrechamente,

y se mantiene la temperatura de 96 °C, el rojo absorberá al amarillo, y a 95 °C, el amarillo absorberá al rojo. En contraposición con el paso «cristal-líquido», la transformación «cristal-cristal» se retiene lo mismo al sobrefundirse que al sobrecalentarse.

En algunos casos nos encontramos con estados de la substancia que tendrían que existir a otras temperaturas.

El estaño blanco debe convertirse en gris al bajar la temperatura hasta +13 °C. Generalmente trabajamos con el estaño blanco, y sabemos que en el invierno no le pasa nada. Este aguanta admirablemente sobrefusiones de 20-30 grados. Sin embargo, en condiciones de un invierno crudo, el estaño blanco se convierte en gris. El desconocimiento de este hecho fue una de las circunstancias que malogró la expedición de Scott al Polo Sur (año 1912).

El combustible líquido que llevaba la expedición estaba en recipientes soldados con estaño. Con los grandes fríos, el estaño blanco se convirtió en polvo gris, los recipientes se desestañaron y el combustible se derramó. No en vano, la aparición de manchas grises en el estaño blanco la llaman peste del estaño.

Al igual que en el caso del azufre, el estaño blanco puede convenirse en gris a una temperatura un poco menor de 13 °C, solamente si, sobre el objeto de estaño cae un granito insignificante de la variedad gris.

La existencia de unas cuantas variedades de una misma substancia y la retención de sus transformaciones mutuas tienen una gran importancia para la técnica.

A la temperatura de la habitación, los átomos de hierro forman una malla cúbica de volumen centrado, en la que los átomos ocupan los vértices y el centro del cubo. Cada átomo tiene un vecino. A alta temperatura, los átomos de hierro forman una estructura más densa, pues cada átomo tiene 12 vecinos. El hierro con un número de vecinos igual a 8, es blando: el hierro, con el número de vecinos igual a 12, es duro. Resulta que se puede obtener hierro del segundo tipo a la temperatura de la habitación. Este método de templar se emplea ampliamente en la metalurgia.

El temple se efectúa de un modo muy simple: se calienta el objeto metálico hasta que se ponga rojo, y cuando está candente, se sumerge en agua o en aceite. El enfriamiento se efectúa con tanta rapidez, que a la estructura que está en equilibrio a alta temperatura no le da tiempo a transformarse. De este modo, la estructura de alta temperatura subsistirá indefinidamente en condiciones que no le son propias; la recristalización en una estructura de equilibrio se efectúa con tanta lentitud que, prácticamente, no se nota.

Hablando del temple del hierro, no hemos sido muy exactos. Lo que se templea, es el acero, o sea, el hierro que contiene ciertas partes de carbono. La existencia de pequeñísimas impurezas de carbono retiene la transformación del hierro duro en blando y permite hacer el temple. En cuanto al hierro puro del todo, resulta imposible templearlo, pues, incluso con el más rápido enfriamiento, da tiempo a que se efectúe la transformación de la estructura.

Cambiando la presión y la temperatura, en dependencia de la forma del diagrama de estado, se consiguen tales o cuales transformaciones.

Variando únicamente la presión, se observan muchas transformaciones de un cristal en otro. El fósforo metálico fue obtenido de este modo.

Sólo empleando simultáneamente una temperatura alta y una gran presión, se consiguió convertir el grafito en diamante. En la fig. 4.13 se muestra el diagrama de estado del carbono.

El grafito es una modificación del equilibrio a presiones menores de diez mil atmósferas y a temperaturas menores de 4000 K. De este modo, el diamante existe en condiciones «extrañas», por eso se le puede convertir sin dificultad en grafito.

Pero el problema inverso tiene interés práctico. Elevando solamente la presión, no se puede realizar la transformación del grafito en diamante. Probablemente, la transformación de la fase en estado sólido se efectúa con demasiada lentitud.

La forma del diagrama de estado señala la solución justa: hay que aumentar la presión y, a la vez, calentar. Entonces se obtiene (el ángulo de la derecha del

diagrama) carbono fundido. Enfriándolo a alta presión, tenemos que caer en la región del diamante.

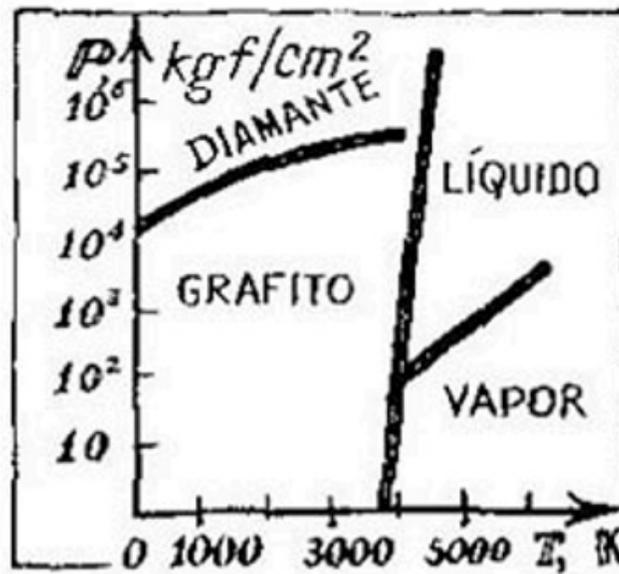


Figura 4.13

La posibilidad práctica de semejante proceso fue demostrada en el año 1955 y, actualmente, se considera que este problema está técnicamente resuelto.

Un líquido extraordinario

Rebajando la temperatura de un cuerpo, éste, tarde o temprano, se endurece y toma una estructura cristalina. En este caso, es indiferente la presión a que se efectúa el enfriamiento. Parece que esta circunstancia es completamente natural desde el punto de vista de las leyes de la física que ya conocemos. En efecto, bajando la temperatura, disminuye la intensidad del movimiento térmico. Cuando el movimiento de las partículas se haga tan débil que deje de estorbar a las fuerzas de su interacción, las moléculas se colocarán en un orden riguroso, formarán un cristal. El enfriamiento ulterior substraerá de las moléculas toda la energía de su

movimiento y, en el cero absoluto, la substancia tendrá que existir en forma de moléculas inertes colocadas en malla regular.

Los experimentos muestran que de este modo se comportan todas las substancias. Todas, excepto una sola: este «monstruo» es el helio.

Ya comunicamos al lector algunos datos sobre el helio. El helio es el campeón por el valor de su temperatura crítica. Ninguna substancia tiene una temperatura crítica más baja de 4,3 K. Sin embargo, de por sí, esto no significa algo extraordinario. Lo que asombra es lo siguiente: enfriando el helio hasta una temperatura más baja que la crítica, alcanzando prácticamente el cero absoluto, no obtendremos helio sólido. El helio se mantiene líquido hasta en el cero absoluto.

El comportamiento del helio no tiene explicación alguna desde el punto de vista de las leyes expuestas del movimiento y es uno de los síntomas de la validez limitada de estas leyes de la naturaleza, que parecían ser universales.

Si el cuerpo es líquido, sus átomos están en movimiento. Pero, enfriando el cuerpo hasta el cero absoluto, le hemos quitado toda la energía del movimiento. No hay más remedio que reconocer, que el helio tiene una energía tal de movimiento, que es imposible quitársela. Esta conclusión es incompatible con la mecánica que hemos estudiado hasta ahora. De acuerdo con esta mecánica, siempre se puede frenar el movimiento de un cuerpo hasta que se pare por completo, despojándole de toda su energía cinética; del mismo modo, se puede interrumpir el movimiento de las moléculas quitándoles su energía al chocar contra las paredes del recipiente que se enfría. Para el helio, de ningún modo vale esta mecánica.

La conducta «rara» del helio es señal de un hecho de gran importancia. Por primera vez nos encontramos con la imposibilidad de la aplicación de las leyes de la mecánica al mundo de los átomos, a pesar de que estas leyes fueron establecidas por el estudio directo del movimiento de los cuerpos visibles y que parecían ser un fundamento inquebrantable de la física.

El hecho de que en el cero absoluto, el helio se «niegue» a cristalizarse, de ningún modo puede armonizar con la mecánica que acabamos de estudiar. La contradicción con que nos encontramos por primera vez, la insubordinación del mundo de los

átomos a las leyes de la mecánica, es el primer eslabón en la cadena de contradicciones todavía más agudas y violentas de la física.

Estas contradicciones dan lugar a la necesidad de revisar las bases de la mecánica del mundo atómico. Esta revisión es muy profunda conduce a un cambio de toda nuestra comprensión de la naturaleza.

La necesidad de una revisión radical de la mecánica del mundo atómico, no significa que haya que poner una cruz a todas las leyes de la mecánica que estudiamos. Sería injusto obligar a estudiar al lector las cosas que no hacen falta. La mecánica vieja es justa por completo en el mundo de los cuerpos grandes. Ya esta es suficiente para tener un respeto cabal a los capítulos correspondientes de la física. Sin embargo, es de importancia el hecho de que una serie de leyes de la mecánica «vieja» pasen sin modificación alguna a la mecánica «nueva». Esto se refiere, en particular, si la ley de conservación de la energía.

La existencia de una energía «indespojable» en el cero absoluto, no es una propiedad particular del helio. Resulta, que energía «nula» la tienen todas las substancias.

Únicamente en el helio esta energía es suficiente para impedir que los átomos formen una malla cristalina regular.

No hay que creer que el helio no puede presentarse en estado cristalino. Para la cristalización del helio, solamente hay que elevar la presión hasta 25 atm, aproximadamente. El enfriamiento efectuado por encima de esta presión, conduce, a la formación del helio sólido cristalino con todas las propiedades ordinarias. El helio forma una malla cúbica de caras centradas.

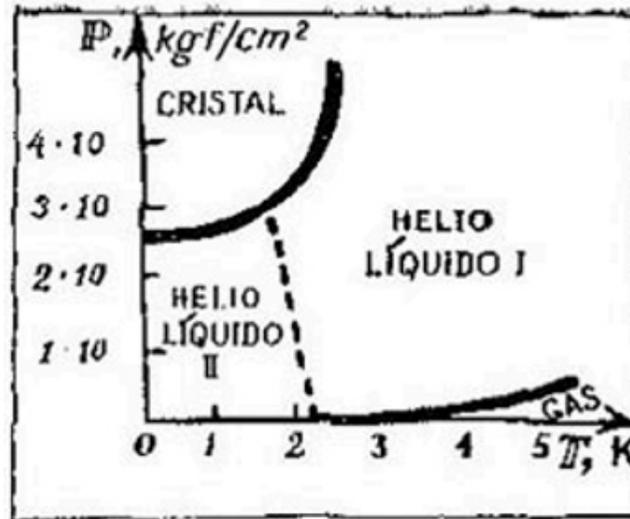


Figura 4.14

En la fig. 4.14 se muestra el diagrama de estado del helio. Se diferencia notablemente de los diagramas de todas las demás sustancias por la ausencia del punto triple. Las curvas de fusión y de ebullición no se cortan.

Este diagrama de estado, único en su género, acusa una particularidad más: existen dos diferentes líquidos de helio. Pero en qué consiste su diferencia, se la daremos a conocer a usted un poco más tarde.

Capítulo 5

Disoluciones

Contenido:

- *Qué es una disolución*
- *Disoluciones de líquidos y gases*
- *Disoluciones sólidas*
- *Como se congelan las disoluciones*
- *Ebullición de las disoluciones*
- *Cómo se purifican los líquidos de impurezas*
- *Purificación de los cuerpos sólidos*
- *Adsorción*
- *Osmosis*

Qué es una disolución

Si se agrega sal al caldo y se revuelve con una cuchara, no queda ni una huella de sal. No hay que creer que esto es porque no se ven a simple vista los granitos de la sal. Los cristallitos de la sal no se pueden observar de ningún modo, por la simple razón de que se han disuelto. Agregando pimienta al caldo no resulta disolución alguna. Ya se puede estar revolviéndolo días enteros, que los diminutos granitos negros no desaparecen

Pero, ¿qué significa que «la sustancia se ha disuelto»? ¿Si los átomos o las moléculas de las que la sustancia está compuesta no pueden desaparecer sin dejar huella alguna? Claro que no, éstos no desaparecen. En la disolución desaparece solamente el granito de la sustancia, el cristallito, la acumulación de las moléculas de una especie. La disolución consiste en una mezcla de partículas tal, que las moléculas de una sustancia se distribuyen entre las moléculas de la otra. La disolución es una mezcla de moléculas o de átomos de distintas sustancias.

La disolución puede contener diversas cantidades de soluto. La composición de la disolución se caracteriza por su concentración, por ejemplo, por la razón del número de gramos de soluto al número de litros de la disolución.

A medida que se agrega soluto, la concentración aumenta, pero no ilimitadamente, tarde o temprano, la disolución queda saturada y termina de «ingerir» soluto. La concentración de la disolución saturada, o sea, la concentración «límite» de la disolución, se llama solubilidad.

En el agua caliente se puede disolver una cantidad extraordinariamente grande de azúcar. A la temperatura de 80 °C, un vaso lleno de agua puede asimilar, sin dejar residuos, 720 g de azúcar. A esta disolución saturada, espesa y viscosa, los cocineros la llaman jarabe, esta cantidad de azúcar corresponde a mi vaso de 0,2 litros de capacidad. Por lo tanto, la concentración de azúcar en el agua a 80 °C es igual a 3600 g/litro (se lee, «gramos por litro»).

La disolución de algunas sustancias depende mucho de la temperatura. A la temperatura de la habitación (20 °C), la solubilidad del azúcar en el agua se reduce a 2000 g/litro. Por el contrario, la alteración de la solubilidad de la sal con el cambio de la temperatura, es harto insignificante.

El azúcar y la sal se disuelven bien en el agua. Sin embargo, la naftalina es prácticamente insoluble en el agua. Sustancias diversas se disuelven en distintos disolventes de un modo absolutamente diferente.

Decimos una vez más que las disoluciones se utilizan en muchos casos para el cultivo de monocristales. Si en una disolución saturada se suspende un cristalito pequeñito de soluto, a medida que se va evaporando el disolvente, la sustancia disuelta va sedimentándose sobre la superficie de este cristalito. En este caso, las moléculas van manteniendo un orden riguroso, y como resultado, el cristalito pequeñito se convierte en uno grande, que también es monocristal.

Disoluciones de líquidos y gases

¿Se puede disolver un líquido en otro? Naturalmente que se puede. Por ejemplo, el vodka (especie de aguardiente) es una disolución de alcohol en agua (o, si se quiere, de agua en alcohol, según de lo que haya más). La vodka es una disolución verdadera, las moléculas de agua y alcohol están completamente mezcladas.

No siempre ocurre esto al mezclar dos líquidos.

Hagan la prueba de echar kerosene al agua. Como quiera que su mezcla, nunca se conseguirá una disolución homogénea: esto es tan imponible como disolver pimienta en la sopa. En cuanto acaben de agitar, los líquidos se situarán en capas: el agua, que es más pesada, por debajo; el kerosene, que es más ligero, por encima. Por las propiedades de disolubilidad, el kerosén con agua y el alcohol con agua, son sistemas contrapuestos.

Sin embargo, hay casos intermedios. Si se mezcla el éter con el agua, se verán claramente en el recipiente dos capas. A primera vista, se podría creer que por encima se sitúa el éter y por debajo el agua. En realidad, ambas capas son disoluciones, tanto la superior como la inferior: abajo está el agua en la que está disuelta parte del éter (una concentración de 25 g de éter por un litro de agua); arriba está el éter, en el que hay una cantidad notable de agua (60 g/litro).

Veamos ahora las disoluciones de los gases. Está claro que todos los gases se disuelven unos en otros en cantidades indefinidas. Dos gases siempre se mezclan de tal modo, que las moléculas de uno se introducen entre las moléculas del otro. Esto se debe a que las moléculas de los gases actúan muy débilmente unas con otras y, cada gas, en presencia de otro, se comporta, en cierto sentido, sin prestar «atención» a su cohabitante.

Los gases pueden disolverse también en los líquidos. Ahora que, ya no en cantidades cualesquiera, sino en cantidades limitadas, no diferenciándose en este sentido de los cuerpos sólidos. Además, diversos gases se disuelven de distinto modo, y estas diferencias pueden ser muy grandes. En el agua se pueden disolver grandes cantidades de amoníaco (en medio vaso de agua fría, cerca de 100 g), inmensas cantidades de gas sulfhídrico y de dióxido de carbono. El oxígeno y el nitrógeno se disuelven en el agua en cantidades insignificantes (0,07 y 0,03 g para

cada litro de agua fría). De este modo, en un litro de agua fría hay solamente cerca de una centésima parte de gramo de aire. Sin embargo, en la Tierra, esta pequeña cantidad juega un gran papel en la vida, pues, los peces respiran el oxígeno del aire disuelto en el agua.

Cuanto mayor sea la presión del gas, tanto más cantidad se disolverá en el líquido. Si la cantidad de gas disuelto no es muy grande, entre ésta y la presión del gas sobre la superficie del líquido existe una proporción directa.

¿Quién no ha quedado satisfecho del agua fría gaseosa que tan bien quita la sed? La obtención del agua con gas es posible gracias a la dependencia entre la cantidad de gas disuelto a la presión. El gas carbónico se introduce a presión en el agua (de los balones que tienen en cada kiosco, donde se vende el agua con gas). Cuando se vierte el agua en el vaso, la presión baja hasta la atmosférica y del agua se desprende el gas «excesivo» en forma de burbujas.

Teniendo en cuenta efectos semejantes, a los buzos no se les puede sacar rápidamente del fondo del agua a la superficie. A causa de la gran presión existente en las profundidades, en la sangre del buzo se disuelve una cantidad complementaria de aire. Al subir, la presión disminuye y el aire comienza a despedirse en forma de burbujas y puede taponar los vasos sanguíneos.

Disoluciones sólidas

En la práctica corriente, la palabra «disolución» se aplica a los líquidos. Sin embargo, existen también mezclas sólidas cuyos átomos y moléculas están homogénea íntimamente mezclados. Pero, ¿cómo obtener disoluciones sólidas? Con la maza y el mortero no se obtienen. Por eso, las sustancias que se mezclan hay que hacerlas primero líquidas, o sea, hay que fundirlas, después hay que mezclar los líquidos y dejar endurecer la mezcla. También se puede obrar de otro modo: se disuelven las dos sustancias que se quieren mezclar en un líquido y se evapora después el disolvente, de este modo se pueden obtener disoluciones sólidas. Se pueden obtener, pero ordinariamente no se obtienen. Las disoluciones sólidas son muy raras. Si se echa un trozo de azúcar en el agua salada, ésta se disuelve

admirablemente. Evaporemos el agua; en el fondo de la taza se observan diminutos cristalitos de sal y de azúcar. La sal y el azúcar no proporcionan disoluciones sólidas.

Se pueden fundir el cadmio y el bismuto en un crisol. Después del enfriamiento veremos por el microscopio la mezcla de los cristalitos de cadmio y de bismuto. El bismuto y el cadmio tampoco forman disoluciones sólidas.

La condición necesaria, aunque no suficiente, para la creación de disoluciones sólidas, es la proximidad en forma y en dimensión de las moléculas o de los átomos de las sustancias a mezclar. En este caso, al congelarse la mezcla, se forma una especie de cristalitos. Por lo general, los nudos de la malla de cada cristal están habitados desordenadamente por átomos (moléculas) de diversas especies.

Las aleaciones de los metales que tienen gran importancia técnica, representan frecuentemente soluciones sólidas. Disolviendo cantidades pequeñas de mezclas, se pueden cambiar bruscamente las propiedades del metal. Una ilustración clara de esto es la obtención de uno de los materiales más difundidos en la técnica, del acero, que representa una disolución sólida en el hierro, de pequeñas cantidades de carbono, que forman alrededor del 0,5 % del peso (un átomo de carbono para 40 átomos de hierro); además, los átomos del carbono están introducidos desordenadamente entre los átomos del hierro.

En el hierro se disuelve solamente un pequeño número de átomos de carbono. Sin embargo, al mezclar sustancias en cualquier proporción, se forman algunas disoluciones sólidas. La aleación del cobre con el oro puede servir de ejemplo. Los cristales del oro y del cobre tienen una malla del mismo tipo: cúbico de caras centradas. La misma malla tiene la aleación del cobre con el oro. Para tener una idea de la estructura de una aleación con más y más partes, hay que figurarse que se separan los átomos de oro de la malla y que se sustituyen por los átomos de cobre. En este caso, la sustitución se efectúa desordenadamente los átomos de cobre se distribuyen generalmente por los nudos de la malla de cualquier modo. Las aleaciones del cobre con el oro se pueden llamar disoluciones por sustitución; el acero es una disolución de otro tipo, por penetración.

En la inmensa mayoría de casos no se crean disoluciones sólidas y, como ya se dijo anteriormente, después de enfriarse, se puede ver por el microscopio que la sustancia se compone de una mezcla de cristalitas pequeñitos de ambas sustancias.

Cómo se congelan las disoluciones

Enfriando la disolución de alguna sal en el agua, se observa que la temperatura de congelación del agua desciende. Ya ha llegado a cero grados y la solidificación no se ha efectuado. Solo a la temperatura de unos cuantos grados bajo cero se forman cristalitas en el líquido, estos son de hielo puro: la sal no se disuelve en el hielo sólido.

La temperatura de congelación depende de la concentración de la disolución. Aumentando la concentración de la disolución, disminuye la temperatura de cristalización. La disolución saturada tiene la temperatura de congelación más baja. El descenso de la temperatura de congelación de la disolución no es pequeño; así, la disolución saturada de sal común en el agua congela a $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$. Con ayuda de otras sales se puede conseguir un mayor descenso de la temperatura: por ejemplo, el cloruro de calcio permite reducir la temperatura de cristalización de la disolución hasta $-55\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Veamos ahora cómo es el proceso de congelación. Después de desprenderse los primeros cristalitas de hielo de la disolución, la concentración aumenta. Ahora, el número relativo de las moléculas extrañas se hace mayor, aumentando también los obstáculos para la cristalización del agua y bajando la temperatura de congelación. Si no se baja más la temperatura, la cristalización se para. Al continuar bajando la temperatura, los cristalitas de agua (el disolvente) siguen desprendiéndose. Por fin, la disolución queda saturada. El enriquecimiento ulterior de la disolución con el soluto se hace imposible y la disolución se congela inmediatamente; mirando la mezcla congelada por el microscopio, se puede ver que se compone de cristalitas de hielo y de cristalitas de sal.

Por lo tanto, la disolución no se congela igual que el líquido simple. El proceso de congelación se alarga en un amplio intervalo de temperaturas.

¿Qué ocurre si se echa sal en una superficie congelada? Los barrenderos saben responder bien a esta pregunta: en cuanto la sal se ponga en contacto con el hielo, ésta empezará a disolverse. Para que ocurra este fenómeno, es necesario naturalmente, que la temperatura de congelación de la disolución saturada de sal sea más baja que la temperatura del aire. Si se cumple esta condición, en el diagrama, el estado de la mezcla hielo-sal se encontrará en una región extraña, en la región de disolución estable. Por esto, la mezcla del hielo con la sal se convertirá en disolución, es decir, el hielo se fundirá y la sal se disolverá en el agua formada, Al fin y al cabo, todo el hielo se derretirá o se formará una disolución de tal concentración, cuya temperatura de congelación es igual a la temperatura del medio ambiente.

La superficie de un patio de 100 metros cuadrados está cubierta de una corteza de hielo de 1 cm de espesor: esto no es una cantidad pequeña de hielo, pues representa cerca de una tonelada. Calculemos la cantidad de sal que se necesita para limpiar el patio si la temperatura es de $-3\text{ }^{\circ}\text{C}$. La disolución que tiene esta temperatura de cristalización (fusión), es la de sal con una concentración de 45 g/litro.

Un litro de agua corresponde, aproximadamente, a 1 kg de hielo. Por lo tanto, para derretir una tonelada de hielo a $-3\text{ }^{\circ}\text{C}$, se necesitarán 45 kg de sal. Prácticamente se emplean cantidades mucho más pequeñas, ya que no es necesario el derretimiento total del hielo.

Al mezclar el hielo con sal, el hielo se funde y la sal se disuelve en agua. Pero, para la fusión, se necesita calor, y el hielo toma este calor de sus alrededores. De este modo, la agregación de sal al hielo da lugar a una disminución de la temperatura.

Nosotros estamos acostumbrados a comprar helados preparados en la fábrica. Antes, el helado lo hacían en casa, y el papel de frigorífico lo jugaba la mezcla de hielo con sal.

Ebullición de las disoluciones

El fenómeno de ebullición de las disoluciones tiene mucho de común con el fenómeno de la congelación.

La existencia del soluto dificulta la cristalización. Por estas mismas causas, el soluto dificulta también la ebullición. En ambos casos, parece como si las moléculas extrañas lucharan por la conservación de una solución que sea lo más diluida posible. En otras palabras, las moléculas extrañas estabilizan el estado de la sustancia fundamental (es decir, contribuyen a su existencia), la cual puede disolverlas.

Por eso, las moléculas extrañas obstaculizan la cristalización del líquido y, por lo tanto, bajan la temperatura de cristalización. Del mismo modo, las moléculas extrañas obstaculizan también la ebullición del líquido y, por consiguiente, elevan la temperatura de la ebullición.

Es curioso que hasta ciertos límites de concentración (para disoluciones no muy concentradas), la disminución de la temperatura de cristalización de la disolución, al igual que el aumento de la temperatura de ebullición, no depende en nada de las propiedades del soluto y se determina solamente por la cantidad de sus moléculas. Esta circunstancia interesante se aplica para la determinación del peso molecular del soluto. Esto se efectúa mediante una fórmula excelente (aquí no tenemos la posibilidad de exponerla), que liga la variación de la temperatura de congelación o de ebullición con la cantidad de moléculas en una unidad de volumen de la disolución (y con el calor de fusión o de ebullición).

El aumento de la temperatura de ebullición del agua es unas tres veces menor que la disminución de la temperatura de su congelación. Así pues, el punto de ebullición del agua de mar, que contiene, aproximadamente, 3,5% de sales, es de 100,6 °C, mientras que su temperatura de congelación disminuye en 2 °C.

Si un líquido hierve a una temperatura más alta que otro, la elasticidad de su vapor (a la misma temperatura), es menor. Por lo tanto, la elasticidad del vapor de la disolución es menor que la elasticidad del vapor del disolvente puro. Los datos siguientes dan una idea de esta diferencia: la elasticidad del vapor de agua a 20 °C

es igual a 17,5 mm Hg: la elasticidad del vapor de la disolución saturada de sal común, a la misma temperatura, es igual a 13,2 mm Hg.

El vapor de 1 mm Hg de elasticidad no está saturado para el agua, mientras que está sobresaturado para una disolución saturada de sal. En presencia de tal disolución, el vapor comienza a condensarse y a pasar a la disolución. Naturalmente que no sólo la disolución de sal absorberá el vapor de agua del aire, sino que también hará lo mismo la sal en polvo, ya que la primera gota de agua que caiga sobre la sal, la disolverá y creará una disolución saturada.

La absorción del vapor de agua del aire por la sal da lugar a que ésta se humedezca. Esto lo saben bien las dueñas de casa por los disgustos que les ocasiona. Pero este fenómeno de disminución de la elasticidad del vapor sobre la disolución también resulta útil y, en la práctica de laboratorio, se emplea para secar el aire. Este se hace pasar por el cloruro de calcio, que es el campeón en recoger la humedad del aire. Si la elasticidad del vapor de la disolución saturada de sal común es de 13,2 mm Hg, para el cloruro de calcio es de 5,0 mm Hg. Hasta este valor bajará la elasticidad del vapor de agua al hacerlo pasar por una cantidad suficiente de cloruro de calcio (1 kg del cual «acoge» en sí 1 kg de agua, aproximadamente). Después de esto la humedad en el ambiente es insignificante y se puede considerar que el aire está seco.

Cómo se purifican los líquidos de impurezas

Uno de los métodos más importantes de purificación de los líquidos de impurezas es la destilación. El líquido se hierve y el vapor se conduce a un condensador. Al enfriarse en el condensador, el vapor se convierte de nuevo en líquido, pero éste es más puro que el inicial.

Con la destilación es fácil librarse de las sustancias sólidas disueltas en el líquido. Prácticamente, en el vapor no hay moléculas de estas sustancias, de este modo se obtiene el agua desfilada, que es agua pura e insípida, despojada de mezclas minerales.

Empleando la destilación, también es posible librarse de las impurezas líquidas y separar los componentes de una mezcla de dos o más líquidos. Para ello nos basamos en que dos líquidos que forman una mezcla hierven con distinta «facilidad».

Veamos cómo se comporta la mezcla de dos líquidos al hervirla. Sea, por ejemplo, la mezcla de agua con alcohol etílico, tomados en proporciones iguales (el vodka de 50 grados).

A presión normal, el agua hierve a 100 °C, el alcohol a 78 °C. La mezcla de que se trata hierve a una temperatura intermedia, igual a 81,2 °C. El alcohol hierve con mayor facilidad, por eso, la elasticidad de su vapor es mayor, y con la composición inicial de la mezcla de cincuenta por ciento, la primera porción del vapor contendrá el 80% de alcohol.

La porción obtenida de vapor se puede llevar al condensador y obtener un líquido enriquecido de alcohol. Después se puede repetir este proceso. Sin embargo, está claro que este método no es práctico, pues cada destilación siguiente va a proporcionar menor cantidad de sustancia. Para que no baya tales pérdidas, se emplean los rectificadores.

La idea de la construcción de este interesante aparato consiste en lo siguiente. Figurémonos una columna vertical, en cuya parte inferior hay una mezcla líquida. A la parte inferior de la columna se comunica calor, en la parte superior se produce un enfriamiento del vapor que se forma en la ebullición, se eleva y se condensa; el líquido formado se vierte hacia abajo. Comunicando constantemente calor por debajo y despidiéndolo por encima, en la columna cerrada se establece una corriente de vapor que va hacia arriba y una corriente de líquido que va a su encuentro, hacia abajo.

Prestemos atención a una sección horizontal cualquiera de la columna. Por esta sección el líquido pasa hacia abajo y el vapor se eleva, sin retenerse ni una de las sustancias que forman parte de la mezcla líquida. Si se trata de una columna con una mezcla de alcohol y de agua, la cantidad de alcohol que pasa hacia abajo y hacia arriba, así como la cantidad de agua que pasa hacia abajo y hacia arriba, son

iguales. Como el líquido va hacia abajo y el vapor hacia arriba, en cualquier altura de la columna las cantidades de líquido y de vapor son iguales.

Como se acaba de aclarar, el equilibrio del líquido y del vapor de una mezcla de dos sustancias presupone, por el contrario, que sean diversas la fase líquida y la fase de vapor. Por eso, a cualquier altura de la columna, se efectúa una transformación del líquido en vapor y del vapor en líquido. Con esto se condensa la parte de la mezcla de alta ebullición, mientras que el componente de baja ebullición se convierte de líquido en vapor.

Por esto, la corriente de vapor que va hacia arriba, recogerá el componente de baja ebullición de todas las alturas, mientras que la corriente de líquido que se vierte hacia abajo irá enriqueciéndose continuamente de la parte de alta ebullición. En cada altura se establece diferente composición de la mezcla: cuanto más alto, tanto mayor es el tanto por ciento del componente de baja ebullición. En el caso ideal, arriba habrá una capa pura del componente de baja ebullición, mientras que abajo se formará una capa pura de alta ebullición.

Ahora hay que obrar lo más cautelosamente posible, para no infringir el cuadro ideal descrito: elegir la sustancia pura de baja ebullición por arriba y la de alta ebullición por debajo.

Para efectuar prácticamente la separación, o la purificación, hay que dar la posibilidad de que se mezclen como se debe las corrientes opuestas de vapor y de líquido. Con este fin se retienen las corrientes de líquido y de vapor en unos platos, colocados uno sobre otro y comunicados por unos tubos de salida o bajantes. De los platos llenos, el líquido se puede verter a los platos inferiores. El vapor que va hacia arriba en corriente rápida (de 0,3 a 1 m/s) se abre paso a través de la capa fina de líquido, penetrando en ella por medio de unas campanas con aberturas laterales colocadas encima del plato. El esquema de la columna se muestra en la fig. 5.1.

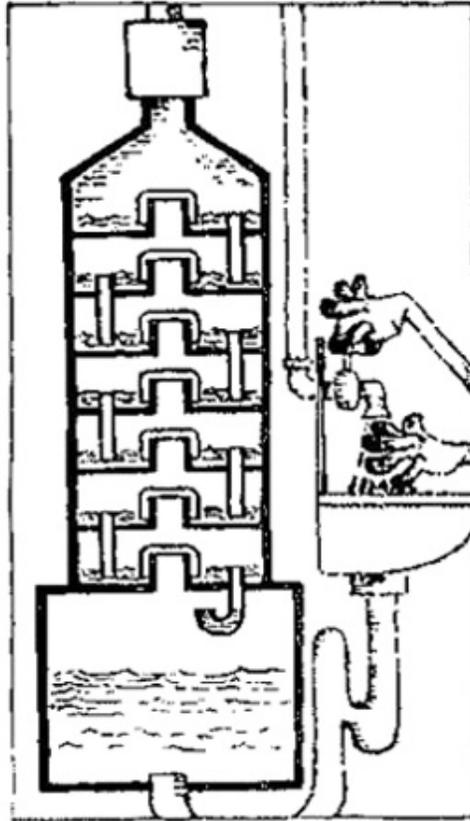


Figura 5.1

No siempre se consigue purificar por completo el líquido. Algunas de las mezclas poseen la propiedad «desagradable» siguiente: con una composición determinada de la mezcla, la correlación de las moléculas de los componentes que se evaporan es igual a la correlación en la mezcla líquida. Naturalmente que, en este caso, se hace imposible la purificación ulterior con este método. Tal es la mezcla que contiene el 96 % de alcohol y el 4 % de agua: ésta proporciona un vapor de la misma composición. Por esto, el alcohol de 96 % es el mejor que se puede obtener con el método de evaporación.

La rectificación (o destilación) de los líquidos es un proceso muy importante de la tecnología química. Mediante la rectificación se consigue obtener, por ejemplo, la gasolina del petróleo.

Es curioso que la rectificación es el método más barato de obtención de oxígeno. Naturalmente que para esto, hay que convertir previamente el aire en líquido, después de lo cual, rectificándolo, se separa en nitrógeno y oxígeno casi puros.

Purificación de los cuerpos sólidos

Por lo general, en un frasco con una sustancia química, junto con la denominación química, se pueden leer las siguientes letras: «p», «p.p.a», o bien, «espe.p.». Con estas letras se señala condicionalmente el grado de pureza de la sustancia: «p», significa un pequeño grado de pureza de la sustancia, en donde puede haber impurezas de orden igual a 1 %; «p.p.a», significa, «puro para el análisis» y no puede contener más de unas cuantas décimas de uno por ciento de impurezas; «espe.p.», significa, sustancia espectralmente pura. No es fácil obtener esta sustancia, puesto que en el análisis espectral se observan impurezas que constituyen una milésima parte de la mezcla. La escritura «espe.p» indica que la pureza de la sustancia se caracteriza, al menos, por «cuatro nueves», es decir, que el contenido de la sustancia principal no es menor de 99,99%.

La necesidad de sustancias sólidas puras es muy grande. Para muchas propiedades físicas son perjudiciales las impurezas mayores de milésimas partes de uno por cien, y para un problema especial que interesa extraordinariamente a la técnica contemporánea, para el problema de la obtención de materiales transistores (semiconductores), se necesitan purezas de siete nueves, esto significa que para la resolución de problemas de ingeniería, un átomo innecesario entre diez millones de necesarios, representa un obstáculo. Para la obtención de tales materiales superpuros se recurre a métodos especiales.

Se pueden obtener germanio y silicio superpuros (éstos son los principales representantes de los materiales semiconductores), estilando paulatinamente el cristal creciente de la fundición. En la superficie del silicio fundido (o del germanio) se coloca una varilla, en cuyo extremo está fijo el cristal germen. Después se comienza a levantar lentamente la varilla: el cristal que va saliendo de la fundición

se forma con los átomos de la sustancia principal; los átomos de las impurezas quedan en la fundición.

El método llamado de *fusión en zonas* ha hallado una aplicación más amplia. Del elemento a purificar se prepara una varilla de longitud arbitraria y de unos cuantos milímetros de diámetro. A lo largo de la varilla se desplaza un pequeño hornillo cilíndrico que la abarca.

La temperatura del hornillo es suficiente, para la fusión, y la porción de metal situada dentro del hornillo, se funde de este modo, a lo largo de la varilla se desplaza una pequeña zona de metal fundido.

Generalmente, los átomos de la mezcla se disuelven con mayor facilidad en el líquido que en el cuerpo sólido. Por eso, en la frontera de la zona fundida, los átomos de la mezcla pasan de los lugares sólidos a la zona fundida y no retornan. La zona de fundición en movimiento va arrastrando a los átomos de las impurezas junto con la fundición. En la marcha de vuelta, el hornillo se desconecta, y la operación de arrastre de la zona fundida por la varilla de metal se repite una multitud de veces. Después de un número suficiente de ciclos no queda más que cortar el extremo impurificado de la varilla. Los materiales super-puros se obtienen en el vacío o en una atmósfera de gas inerte.

Cuando hay una gran parte de átomos extraños, la purificación se efectúa por otros métodos; la fusión por zonas y la extracción del cristal de la fundición, se emplea solamente para la purificación final del material.

Adsorción

Raramente se disuelven los gases en los cuerpos sólidos, es decir, raramente se introducen en los cristales. En cambio existe otro método de absorción de los gases por los cuerpos sólidos. Las moléculas de los gases se retienen en la superficie de los cuerpos sólidos. Este fenómeno singular se llama adsorción³. Así, tenemos que

³ No se debe confundir la adsorción con la absorción, pues esta última presupone introducción de las moléculas.

la adsorción tiene lugar cuando la molécula no puede introducirse en el cuerpo, pero se adhiere fácilmente a su superficie.

Adsorber significa retener en la superficie. Mas, ¿qué importancia puede tener este fenómeno? Una capa de una molécula de espesor, que cubre un objeto relativamente grande no pesa más que unas insignificantes partes de gramo.

Hagamos el cálculo. El área de una molécula no muy grande es de unos 10 Ångström cuadrados, o sea, 10^{-15} cm², Por lo tanto, en 1 cm² entrarán 10^{15} moléculas. Tal cantidad de moléculas, por ejemplo, de agua, pesa poco, 3×10^{-8} g. Incluso en un metro cuadrado se distribuyen solamente 0,0003 g de agua.

En superficies de centenares de metros cuadrados se forman cantidades notables de substancia. En 100 m² se retienen 0,03 g de agua (10^{21} moléculas).

Pero, ¿es que nos encontrarnos en los trabajos del laboratorio con superficies tan considerables? Sin embargo, no es difícil darse cuenta de que, a veces, cuerpos pequeñitos, que caben en el extremo de una cucharilla de té, tienen inmensas superficies, de cientos de metros cuadrados.

Un cubo de 1 cm de arista, tiene una superficie de 6 cm² de área. Recortamos el cubo en 8 cubos iguales de 0,5 cm de arista. Las áreas de las caras de los cubos pequeños son de 0,25 cm². En total hay $6 \times 8 = 48$ caras. Su área total es igual a 12 cm². La superficie se ha hecho el doble.

De este modo, cada división del cuerpo aumenta su superficie. Dividamos ahora un cubo de 1 cm de arista en partículas de dimensiones de 1 micrón (1 micrón = 10^{-4} cm), por lo tanto, el cubo grande se dividirá en 10^{12} partículas. Cada partícula (para simplificar suponemos que éstas son cúbicas) tiene un área de 6 micrones cuadrados, o sea, 6×10^{-8} cm². El área total de las partículas es igual a 6×10^4 cm² o sea, 6 metros cuadrados. La división hasta micrones no representa un límite.

Está completamente claro que la superficie específica (o sea, la superficie de un gramo de substancia) puede expresarse por números grandísimos. Esta crece rápidamente a medida que se desmenuza la substancia, pues la superficie de un granito disminuye proporcionalmente al cuadrado de la dimensión, pero el número

de granitos en una unidad de volumen aumenta proporcionalmente al cubo de la dimensión. Un gramo de agua que se ha vertido en el fondo del vaso tiene una superficie de unos cuantos centímetros cuadrados. Este mismo gramo, en forma de gotitas de agua, tendrá ya una superficie de docenas de centímetros cuadrados. Y un gramo de gotitas de niebla tiene una superficie de unos cuantos centenares de metros cuadrados.

El carbón desmenuzado (y cuanto más desmenuzado mejor), es capaz de adsorber amoníaco, dióxido de carbono y otros gases venenosos. Esta última propiedad le ha valido su aplicación en las caretas antigás. El carbón se desmenuza extraordinariamente bien y las dimensiones lineales de sus partículas se pueden hacer hasta de decenas de Ångström. Por eso, un gramo de carbón especial (carbón «activado»), tiene una superficie de unos cuantos centenares de metros cuadrados. La careta antigás con carbón es capaz de adsorber decenas de litros de gas.

La adsorción tiene un empleo amplio en la industria química. Las moléculas de diversos gases, adsorbiéndose en la superficie, se ponen en contacto unas con otras y con mayor facilidad toman parte en las reacciones químicas. Para la aceleración de los procesos químicos, se emplea con frecuencia el carbón, así como metales finamente desmenuzados, como el níquel, el cobre y otros

Las sustancias que aceleran las reacciones químicas se llaman catalizadores.

Osmosis

Entre los tejidos de los animales hay unas membranas originales que tienen la facultad de dejar pasar a través de ellas las moléculas de agua, manteniéndose impermeables para las moléculas de las sustancias disueltas en el agua.

Las propiedades de estas membranas son la causa de unos fenómenos físicos llamados osmóticos (o, simplemente osmosis).

Figurémonos que tal pared semipermeable divide en dos partes un tubo preparado en forma de la letra U. En un brazo del tubo se vierte la disolución, en el otro, agua u otro disolvente. Vertiendo en ambos brazos cantidades iguales de líquido, se

observa con asombro que, a igual nivel, no hay equilibrio. Después de breve tiempo, los líquidos se establecen a diversos niveles, elevándose el nivel en el brazo donde está la disolución.

El agua, separada de la disolución por la pared semipermeable, tiende a diluir la disolución. Este fenómeno se llama osmosis y la diferencia de niveles presión osmótica.

¿Cuál es la causa que origina la presión osmótica?

En el brazo de la derecha del tubo (fig. 5.2), la presión se realiza solamente por el agua. En el brazo de la izquierda, la presión total se compone de la presión del agua y de la presión del soluto.

Pero la comunicación está libre, solamente lo separa el agua y, siendo la pared semipermeable, el equilibrio se establece, no cuando la presión de la izquierda es igual a la presión total de la derecha, sino cuando la presión del agua pura es igual a la presión de la parte «acuosa» de la disolución. La diferencia que se crea de presiones totales es igual a la presión del soluto.

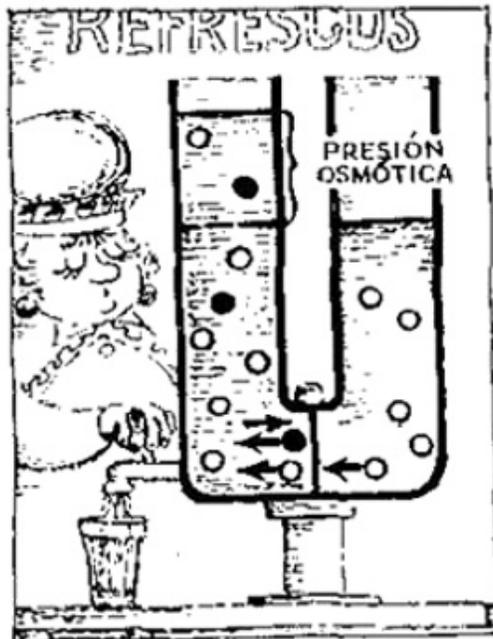


Figura 5.2

Este exceso de presión representa la presión osmótica.

Como muestran los experimentos y el cálculo, la presión osmótica es igual a la presión de un gas formado solamente por el soluto y que ocupa el mismo volumen. No es extraño por esto, que la presión osmótica se mida con números considerables.

Calculemos la presión osmótica creada en 1 litro de agua al disolver 20 g de azúcar (posiblemente que la concentración de azúcar en un vaso de té sea mayor). En el experimento con la membrana semipermeable, esta presión osmótica equilibraría una columna de agua de 14 m de altura.

Con riesgo de causar al lector recuerdos desagradables, veamos cómo está ligada la presión osmótica con la acción purgante de las disoluciones de ciertas sales. Las paredes de los intestinos son semipermeables para una serie de disoluciones. Si la sal no pasa por el intestino (como la mirabilita o sal de Glauber), en éste se crea una presión osmótica que aspira el agua por los tejidos del organismo al intestino.

¿Por qué el agua muy salada no apaga la sed? Resulta que la culpa es también de la presión osmótica. Los riñones no pueden efectuar la secreción de la orina con una presión osmótica mayor que la presión en los tejidos del organismo. Por eso, el organismo que ha adquirido agua de mar, no sólo no la cede a los líquidos de los tejidos, sino que, por el contrario, segrega con la orina el agua que ha extraído de los tejidos.

Capítulo 6

Mecánica molecular

Contenido:

- *Fuerzas de rozamiento*
- *Fricción viscosa en los líquidos y en los gases*
- *Las fuerzas de resistencia a grandes velocidades*
- *Forma aerodinámica*
- *Desaparición de la viscosidad*
- *Plasticidad*
- *Dislocaciones*
- *Dureza*
- *Vibraciones y ondas acústicas*
- *Sonidos audibles y no audibles*

Fuerzas de rozamiento

No es la primera vez que hablamos del rozamiento. Y, verdaderamente, ¿cómo se podría hablar del movimiento sin mentar el rozamiento? Casi cada movimiento de los cuerpos que nos rodean va acompañado de rozamiento. El automóvil en el que el chófer ha desconectado el motor, se para; después de muchas oscilaciones se para el péndulo; lentamente se sumerge en una lata de aceite de girasol una bolita metálica pequeña que se ha lanzado en ella. ¿Qué obliga a pararse a los cuerpos que se mueven por una superficie? ¿A qué se debe la caída paulatina de la bolita en el aceite? Nosotros respondemos: son las fuerzas de rozamiento que se crean al moverse unos cuerpos por las superficies de otros.

Pero, las fuerzas de rozamiento no sólo se crean en el movimiento. Probablemente ustedes han tenido que trasladar muebles de un lugar a otro de la habitación. Sabrán que es difícil mover de su sitio un pesado armario. La fuerza que se opone a este esfuerzo se llama fuerza estática de rozamiento.

También se crean fuerzas de rozamiento cuando movemos un objeto y cuando lo rodamos. Estos son dos fenómenos físicos un poco diferentes. Por eso, se

distinguen el rozamiento de deslizamiento y el rozamiento de rodadura. El rozamiento de rodadura es decenas de veces menor que el de deslizamiento.

Claro que, en algunos casos, el deslizamiento también se efectúa con gran facilidad. Los trineos se deslizan fácilmente por la nieve y los patines todavía mejor por el hielo.

¿De qué causas dependen las fuerzas de rozamiento?

La fuerza de rozamiento entre los cuerpos sólidos depende poco de la velocidad del movimiento, sin embargo, es proporcional al peso del cuerpo. Si el peso del cuerpo aumenta el doble, será dos veces más difícil moverlo del sitio o arrastrarlo. No nos hemos expresado con plena exactitud, pues no es tanto el peso lo que importa, sino la fuerza que presiona el cuerpo contra la superficie. Si el cuerpo es ligero, pero con la mano hacemos fuerte presión sobre él, esta presión influirá, naturalmente, en la fuerza de rozamiento. Si se indica con P la fuerza que presiona el cuerpo contra la superficie (la mayoría de las veces, ésta es el peso), para la fuerza de rozamiento F_{roz} es válida esta fórmula sencilla:

$$F_{\text{roz}} = kP.$$

Y, ¿cómo se tienen en cuenta las propiedades de estas superficies? Pues, se sabe bien que unos mismos trineos, con unos mismos patines, se deslizan de diverso modo, según que estos patines estén forrados de hierro o no lo estén. Estas propiedades las tiene en cuenta el coeficiente de proporcionalidad k . Esto se llama coeficiente de rozamiento.

El coeficiente de rozamiento del metal con la madera es igual a $1/2$. Para mover un bloque metálico de 2 kg de peso, situado en una mesa pulida de madera, solamente hace falta una fuerza de 1 kgf.

El coeficiente k rozamiento del acero con el hielo es solamente igual a 0,027. El mismo bloque se consigue moverlo con una fuerza que es solamente igual a 0,054 kgf.

Uno de los primeros intentos de disminuir el coeficiente de rozamiento de deslizamiento está representado en el fragmento de la pintura mural de un sepulcro

egipcio datado, aproximadamente, del año 1650 a.n.e (fig. 6.1). Un esclavo vierte aceite por debajo de los patines del trineo que transporta una gran estatua.



Figura 6.1

El área de la superficie no está incluida en la fórmula expuesta: la fuerza de rozamiento no depende del área de la superficie de contacto de los cuerpos. Se necesita una misma fuerza para mover del sitio o arrastrar con una velocidad constante una hoja amplia de acero de un kilogramo de peso y una pesa de un kilo que se apoya solamente en una pequeña área de la superficie.

Otra observación más sobre las fuerzas de rozamiento por deslizamiento, es más difícil arrancar un cuerpo del sitio que arrastrarlo; la fuerza de rozamiento que se vence en el primer instante del movimiento (el rozamiento estático), es mayor que los valores sucesivos de la fuerza de rozamiento en un 20 a 30 %.

¿Qué se puede decir de la fuerza de rozamiento de rodadura, por ejemplo, de una rueda? Al igual que la fuerza de deslizamiento, esta es tanto mayor, cuanto mayor

sea la fuerza que presiona la rueda contra la superficie. Además, la fuerza de rozamiento de rodadura es inversamente proporcional al radio de la rueda. Esto es comprensible: cuanto mayor sea la rueda, tanto menor importancia tendrán las asperezas de la superficie por la que ésta rueda.

Si se comparan las fuerzas que se tienen que vencer al hacer deslizar o rodar un cuerpo, se obtiene una diferencia considerable. Por ejemplo, para arrastrar por el asfalto un bloque de acero de 1 t de peso, hay que aplicar una fuerza de 200 kgf, fuerzas que son capaces de aplicar solamente los atletas. Sin embargo, para llevar este mismo bloque en un carro se necesita una fuerza que no sobrepase de 10 kgf y lo puede hacer hasta un niño.

No tiene nada de extraño que el rozamiento de rodadura «haya vencido» el rozamiento por deslizamiento. No en vano, la humanidad pasó ya hace mucho tiempo al transporte de ruedas.

La sustitución de los patines por las ruedas no es todavía una victoria completa sobre el rozamiento de deslizamiento. Pues, la rueda hay que ponerla en el eje. A primera vista es imposible evitar el rozamiento de los ejes sobre los cojinetes. Así pensaban a lo largo de los siglos, y procuraron disminuir el rozamiento de deslizamiento en los cojinetes solamente con diversos lubricantes. No son pocos los servicios de los lubricantes: el rozamiento de deslizamiento disminuye en 8 a 10 veces, Pero, incluso con la lubricación, en muchísimos casos, el rozamiento de desplazamiento es tan grande que resulta demasiado caro. Esta circunstancia representaba al fin del siglo pasado un serio freno en el desarrollo de la técnica. Entonces es cuando apareció la idea admirable de sustituir en los cojinetes el rozamiento de deslizamiento por el de rodadura. Esta sustitución se efectúa con el cojinete de bolas. Entre el eje y el casquillo se colocaron bolitas. Al girar la rueda, las bolitas ruedan por el casquillo, y el eje, por las bolitas.

En la fig. 6.2 se muestra la construcción de este mecanismo. De este modo, el rozamiento de deslizamiento se sustituyó por el de rodadura.

Con esto, las fuerzas de rozamiento disminuyeron decenas de veces. Resulta difícil apreciar el papel de los cojinetes de rotación en la técnica moderna.

Estos se hacen con bolitas, con rodillos cilíndricos, con rodillos cónicos. Todas las máquinas están provistas de cojinetes, tanto las grandes como las pequeñas.

Existen cojinetes de bolas, cuyas dimensiones son de un milímetro; algunos cojinetes, para máquinas grandes, pesan más de una tonelada.



Figura 6.2

Se construyen cojinetes de bolas (claro, los habrán visto Vds. en las vitrinas de las ferreterías) de los más diversos diámetros, desde unos cuantas partes de milímetro hasta unos cuantos centímetros.

Fricción viscosa en los líquidos y en los gases

Hasta ahora hemos hablado del rozamiento «seco», o sea, del rozamiento que surge al ponerse en contacto cuerpos sólidos. Pero, los cuerpos que flotan y los que vuelan también están sometidos a la acción de las fuerzas de rozamiento, lo que pasa, es que es otro el origen del rozamiento: el rozamiento seco se sustituye por el «húmedo».

La resistencia que experimenta un cuerpo que se mueve en el agua o en el aire está sujeta a otras leyes, que se diferencian esencialmente de las leyes del rozamiento seco. En lo que se refiere al rozamiento, el comportamiento de los líquidos no se diferencia del de los gases. Por eso, todo lo que se diga a continuación, se refiere en igual grado a los gases y a los líquidos.

Una de las distinciones del rozamiento «húmedo» del seco consiste en la ausencia del rozamiento estático; generalmente, se puede arrancar del sitio un objeto suspendido en el agua o en el aire con una fuerza tan pequeña como se quiera. En

cuanto a la fuerza de rozamiento que experimenta un cuerpo en movimiento, ésta depende de la velocidad del movimiento, de la forma y las dimensiones del cuerpo y de las propiedades del fluido. El estudio del movimiento de los cuerpos en los líquidos y en los gases ha mostrado que no hay una ley única para el rozamiento «húmedo», sino que hay dos leyes diferentes: una, para velocidades pequeñas y, otra, para velocidades grandes. La existencia de dos leyes significa, que a velocidades grandes y pequeñas de los cuerpos sólidos, en los líquidos y en los gases, la corriente del fluido en el que se mueven los cuerpos tiene diferente carácter.

A velocidades pequeñas, la fuerza de la resistencia es directamente proporcional a la velocidad y a la dimensión del cuerpo:

$$F \sim vL$$

¿Cómo se debe comprender la proporcionalidad a la dimensión, si no se ha dicho de qué forma de cuerpo se trata? Esto significa que para dos cuerpos que tienen una forma completamente semejante o sea, que todas sus dimensiones están en igual razón), las fuerzas de resistencia se relacionan igual que las dimensiones lineales de ellos.

La magnitud de la resistencia depende en gran parte de las propiedades de los fluidos. Comparando las fuerzas de rozamiento que experimentan objetos iguales, que se mueven con velocidades iguales en diferentes fluidos, vemos que los cuerpos experimentan tanto mayor resistencia, cuanto más denso sea el fluido, o como suelen decir, cuanto más viscoso sea éste. Por esto, resulta oportuno denominar el rozamiento de que tratamos, fricción viscosa. Es comprensible que el aire origina una fricción viscosa insignificante, que es aproximadamente, 60 veces menor que la del agua. Los líquidos pueden ser «no espesos», como el agua, y muy viscosos, como la crema agria o la miel.

Sobre el grado de viscosidad de un líquido se puede juzgar, bien por la rapidez con que se sumergen en él los cuerpos sólidos, bien por la rapidez con que sale el líquido por los orificios.

Medio litro de agua sale por un embudo en unos segundos. Un líquido muy viscoso sale por el mismo durante horas, o incluso, durante días. Se puede aducir un ejemplo de líquido todavía más viscoso. Los geólogos han observado que en las pendientes interiores de los cráteres de algunos volcanes, entre las acumulaciones de lava, se encuentran trozos de forma esférica. A primera vista es incomprensible en absoluto cómo se pudo formar tal bola de lava dentro del cráter. Esto no se entiende si se habla de la lava como de un cuerpo sólido. Si la lava se comporta como un líquido, saldrá del cañón del cráter en forma de gotas, como cualquier otro líquido. Pero hay una gota que se forma, no en una parte de segundo, sino durante decenas de años. Cuando la gota se haga muy pesada, se desprenderá y «goteará» al fondo del cráter del volcán.

De este ejemplo queda claro, que no se deben equiparar los cuerpos sólidos verdaderos y los cuerpos amorfos que, como ya sabemos, son más parecidos a los líquidos que a los cristales. Precisamente la lava es un cuerpo amorfo. Parece que es sólido, pero en realidad, es un líquido muy viscoso.

¿Qué les parece, el lacre, es un cuerpo sólido o no? Tomemos dos corchos y coloquemoslos en el fondo de dos tazas. Echemos en una de ellas una sal cualquiera fundida (por ejemplo, salitre, que es fácil conseguir), y en la otra echemos lacre. Ambos líquidos se cuajan (se solidifican) cubriendo y sepultando a los corchos. Coloquemos estas tazas en el armario y olvidémonos por mucho tiempo de ellas. Después de unos cuantos meses veremos la diferencia entre el lacre y la sal. El corcho cubierto de sal reposa como antes en el fondo de la taza, mientras que el corcho cubierto de lacre ha emergido a flote ¿Cómo ha ocurrido esto? Simplemente, el corcho ha emergido igual que lo hubiera hecho en el agua. La diferencia está solamente en el tiempo: cuando las fuerzas de fricción viscosa son pequeñas, el corcho emerge inmediatamente, mientras que en los líquidos muy viscosos la emergencia dura meses enteros.

Las fuerzas de resistencia a grandes velocidades

Pero, volvamos a examinar las leyes del rozamiento «húmedo». Como ya hemos - aclarado, a velocidades pequeñas, la resistencia depende de la viscosidad del fluido, de la velocidad del movimiento y de las dimensiones lineales del cuerpo.

Examinemos ahora las leyes de rozamiento a velocidades grandes. Pero primero hay que decir qué velocidades se consideran pequeñas y qué velocidades se consideran grandes. No nos interesa el valor absoluto de la velocidad, pero nos interesa si ésta es suficientemente pequeña para que se cumpla la ley de la fricción viscosa examinado más arriba.

Resulta que no se puede señalar un número de metros por segundo que, para todos los casos, a velocidades menores, sean aplicables las leyes de la fricción viscosa. El límite de aplicación de la ley que se estudia, depende de las dimensiones del cuerpo y del grado de viscosidad y de densidad del fluido.

Para el aire son «pequeñas» las velocidades menores de:

$$0,75/L \text{ [cm/s]}$$

para el agua, las menores de:

$$0,05/L \text{ [cm/s]}$$

y para los líquidos viscosos, tales como la miel espesa, las menores de:

$$100/L \text{ [cm/s]}$$

Por lo tanto para el aire y, sobre todo, para el agua, son poco útiles las leyes de fricción viscosa; incluso para pequeñas velocidades de alrededor de 1 cm/s; éstas son aplicables solamente para cuerpos diminutos que miden cerca de un milímetro. La resistencia que experimenta una persona que bucea en el agua, no se somete en grado alguno a la ley de la fricción viscosa.

¿Cómo se explica que al variar la velocidad, se altera la ley de resistencia del medio ambiente? Hay que buscar las causas en la alteración del carácter aerodinámico del líquido en el que se mueve el cuerpo. En la fig. 6.3 están representados dos cilindros circulares que se mueven en un líquido (el eje del cilindro es perpendicular a la figura).

Si el movimiento es lento, el líquido circunda suavemente el objeto en movimiento; la fuerza de resistencia que tiene que vencer es la de fricción viscosa (fig. 6.3, a). Si la velocidad es grande, por detrás del cuerpo en movimiento se crea un complicado movimiento del líquido (fig. 6.3, b).

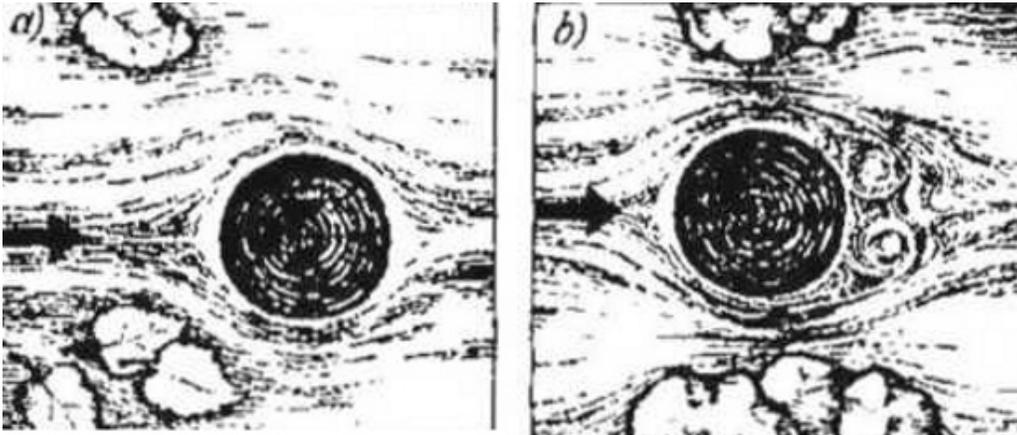


Figura 6.3

A veces aparecen y a veces desaparecen en el fluido unas figuras extravagantes que forman anillos, remolinos, etc. El cuadro de las figuras varía constantemente. La aparición de este movimiento, llamado turbulento, cambia radicalmente la ley de la resistencia.

La resistencia al avance depende de la velocidad y de las dimensiones del objeto, pero de otro modo que la de viscosidad: aquélla es proporcional al cuadrado de la velocidad y al cuadrado de las dimensiones lineales. En este movimiento, la viscosidad del fluido ya no juega un papel importante; la propiedad determinante es ahora su densidad y, además, la fuerza de resistencia es proporcional a la primera potencia de la densidad del fluido. Por lo tanto, para la fuerza F de la resistencia al avance vale la fórmula:

$$F \sim \rho v^2 L^2$$

donde v es la velocidad del movimiento; L , las dimensiones lineales del objeto y ρ , la densidad del medio ambiente. El coeficiente numérico de proporcionalidad, que no hemos escrito, tiene diferentes valores en dependencia de la forma del cuerpo.

Forma aerodinámica

Como ya se dijo anteriormente, el movimiento en el aire casi siempre es «rápido», o sea, que el papel principal lo juega la resistencia de turbulencia y no la de viscosidad.

Experimentan resistencia de turbulencia los aviones, los pájaros, los paracaidistas. Si una persona cae en el aire sin paracaídas, después de cierto tiempo el descenso se hace uniforme (la resistencia se equilibra con el peso), pero con una velocidad considerable, de unos 50 m/s. La apertura del paracaídas da lugar a un retardamiento brusco del descenso: el mismo peso se equilibra ahora con la resistencia de la cúpula del paracaídas. Como la fuerza de la resistencia es proporcional a la velocidad del movimiento, al igual que a las dimensiones del objeto que cae, la velocidad disminuirá en tantas veces, en cuantas se alteren las medidas lineales de éste. Como el diámetro del paracaídas es de cerca de 7 m y el «diámetro» del hombre de cerca de un metro, la velocidad del descenso disminuirá hasta 7 m/s. Con esta velocidad se puede aterrizar sin peligro alguno.

Hay que subrayar que es más fácil resolver el problema del aumento de la resistencia que el problema inverso.

Los problemas técnicos de descender la resistencia que el aire ofrece al automóvil y al avión, o la resistencia que ofrece el agua al submarino, son muy importantes y difíciles.

Resulta que cambiando la forma del cuerpo, se puede disminuir en muchas veces la resistencia de turbulencia. Para esto hay que reducir al mínimo el movimiento turbulento, que es el origen de la resistencia. Esto se consigue dando al objeto una forma especial, o como suelen decir, una forma aerodinámica.

¿Qué forma es, en este sentido, la mejor? A primera vista se puede creer que al cuerpo hay que darle una forma afilada por delante. Como si este filo «cortase» mejor el aire. Pero resulta que lo importante no es cortar el aire, sino perturbarlo lo menos posible, para que éste suavemente circunde el objeto. El mejor perfil para un cuerpo que se mueve en un fluido es la forma achatada por delante y afilada por

detrás⁴. En este caso, el fluido se desliza suavemente por el borde afilado y el movimiento turbulento se reduce al mínimo. De ningún modo se deben dirigir los ángulos agudos hacia adelante, puesto que los filos provocan la formación de un movimiento turbulento.

La forma aerodinámica del ala del avión, no sólo ofrece menor resistencia al movimiento, sino que crea mayor fuerza ascensional cuando la superficie fuselada está inclinada hacia arriba en dirección del movimiento. El aire, siguiendo el contorno del ala, presiona, sobre ésta, fundamentalmente en la dirección perpendicular a su plano (fig. 6.4). Está claro que para el ala inclinada esta fuerza está dirigida hacia arriba.



Figura 6.4

Con el aumento del ángulo, la fuerza ascensional crece. Pero un razonamiento fundado solamente en ideas geométricas nos llevaría a la conclusión errónea de que, cuanto mayor sea el ángulo en dirección del movimiento, tanto mejor. En realidad, a medida que aumenta dicho ángulo, se hace más difícil el contorneado suave del plano y, a un valor determinado del ángulo, como se ilustra en la fig. 6.5

⁴ Las proas afiladas de las lanchas y de los barcos se necesitan para "cortar" las olas, o sea, solamente cuando el movimiento se efectúa por la superficie.

se crea una fuerte turbulencia: la resistencia aumenta bruscamente y disminuye la fuerza ascensional.

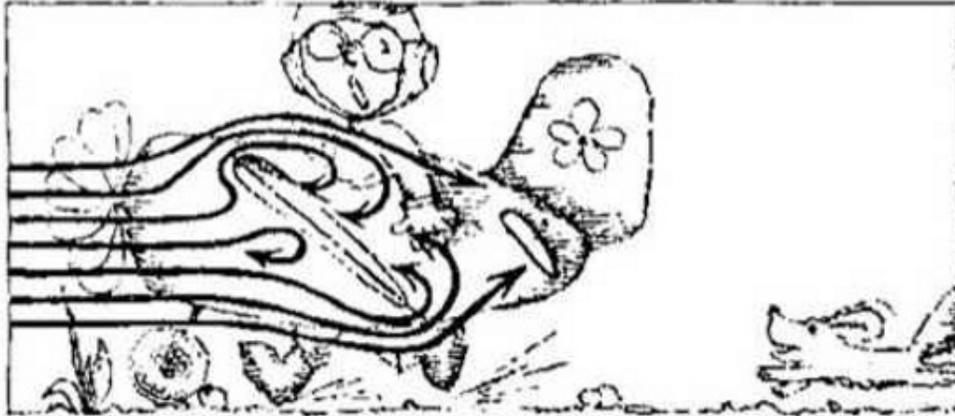


Figura 6.5

Desaparición de la viscosidad

Frecuentemente explicando algún fenómeno o describiendo la conducta de tales o cuales cuerpos, nos referimos a ejemplos conocidos. Está completamente claro, solemos decir, que este objeto se mueve de tal modo, pues los otros cuerpos se mueven de acuerdo con las mismas reglas. En la mayoría de los casos es satisfactoria la explicación de lo nuevo mediante lo conocido. Por eso, no hemos experimentado dificultades especiales al explicar al lector las leyes por las que se mueven los líquidos, pues todos han visto cómo fluye el agua, y las leyes de este movimiento parecen completamente naturales.

Sin embargo, hay un líquido absolutamente extraordinario, que no se parece a ningún líquido y que se mueve según unas leyes especiales, propias de él. Este es el helio líquido.

Ya dijimos que el helio líquido se mantiene líquido hasta la temperatura del cero absoluto. Sin embargo, el helio a temperatura mayor de 2 K (más exactamente, de 2,19 K), y el helio a una temperatura menor, son líquidos diferentes por completo. A más de dos grados, el helio, por sus propiedades, no se distingue de los demás líquidos. Más bajo de esta temperatura, el helio se convierte en un líquido maravilloso, llamado helio II.

La propiedad más sorprendente del helio II es su superfluidez, descubierta por P. Kapitza en el año 1938, que consiste en la ausencia absoluta de viscosidad.

Para observar la superfluidez se prepara un recipiente, en cuyo fondo haya una rendija estrecha, de medio micrón solamente. Un líquido ordinario casi no pasa por esta rendija; así se comporta también el helio a temperaturas mayores de 2,19 K. Pero, en cuanto la temperatura se hace menor de 2,19 K, la velocidad con que pasa el helio por la rendija aumenta bruscamente, por lo menos en mil veces. El helio II mana por una abertura finísima casi instantáneamente, o sea, pierde la viscosidad por completo. La superfluidez del helio da lugar a un fenómeno todavía más extraño. El helio II es capaz de «salir» del vaso o de la probeta que lo contiene. La probeta con el helio II se coloca en un vaso de Dewar (un termo) sobre un baño de helio. «Sin más ni más», el helio se eleva por la pared de la probeta en forma de una película finita, imperceptible por completo, y va saliendo del borde; de la parte inferior de la probeta se van desprendiendo las gotas.

Hay que recordar, que gracias a las fuerzas capilares, de las que se ha hablado en páginas anteriores, las moléculas de cualquier líquido que moja las paredes del recipiente, suben por esta pared y forman en ésta una película finísima, cuyo espesor es del orden de una millonésima parte de centímetro. Esta película es imperceptible y, en general, no se distingue nada del líquido viscoso ordinario.

Si operamos con helio privado de viscosidad, el cuadro cambia por completo. Esto es debido a que una rendija estrecha no impide el movimiento del helio superfluido, y una película superficial fina es lo mismo que una rendija estrecha. El líquido desprovisto de viscosidad fluye formando una capa finísima. La película superficial forma un sifón a través del borde del vaso o de la probeta, por el cual el helio sale del recipiente.

Está claro que en el líquido ordinario no se observa nada parecido. Teniendo una viscosidad normal, el líquido no puede «penetrar» prácticamente por un sifón de un espesor insignificante. El movimiento es tan lento, que la penetración duraría millones de años.

Así pues, el helio II está privado de viscosidad alguna. Sería lógico sacar la conclusión de que un cuerpo sólido tendría que moverse en tal líquido sin rozamiento. Coloquemos en el helio líquido un disco suspendido de un hilo y

comencemos a torcer el hilo. Dejando libre este simple dispositivo, se crea algo parecido al péndulo: el hilo con el disco se pone en oscilación y se va retorciendo periódicamente hacia una u otra parte. Sí no hubiese rozamiento, el disco tendría que oscilar eternamente. Sin embargo, no ocurre nada semejante. Después de un tiempo relativamente corto, aproximadamente igual que para el helio I normal (o sea, para el helio a la temperatura mayor de 2,1 K), el disco se para. ¡Qué cosa más rara! Saliéndose por la rendija, el helio se comporta como un líquido sin viscosidad, mientras que en relación a los cuerpos que se mueven en él, se comporta como un líquido viscoso ordinario. ¡Esto sí que realmente es extraordinario e incomprensible!

Ahora no queda más que recordar lo dicho con respecto al hecho de que el helio no se endurece hasta el cero absoluto. Todo esto indica que no sirven nuestras ideas habituales sobre el movimiento. Si el helio se mantiene «ilegalmente» líquido, ¿Hay que asombrarle de la conducta ilegítima de este líquido?

Solamente se puede entender el comportamiento del helio desde el punto de vista de las nuevas ideas sobre el movimiento, que han recibido el nombre de mecánica cuántica. Hagamos la prueba de dar una idea muy general sobre la explicación que da la mecánica cuántica al comportamiento del helio líquido.

La mecánica cuántica es una teoría muy perspicaz y difícil de comprender, y no debe asombrarse el lector de que la explicación parezca más extraña que el mismo fenómeno. Resulta que cada partícula de helio líquido participa simultáneamente en dos movimientos: en uno, que es superfluido y que no está ligado a la viscosidad y, en otro, que es ordinario.

El helio II se comporta como si estuviese compuesto de una mezcla de dos líquidos que se mueven absolutamente independientes «uno a través del otro». La conducta de un líquido es normal, es decir, que éste posee viscosidad ordinaria, mientras que la otra parte componente es superfluida.

Cuando el helio fluye por la rendija o sale por el borde del vaso, observamos el fenómeno de superfluidez. Sin embargo, en las oscilaciones del disco sumergido en el helio, el rozamiento que detiene el disco se produce debido a que en la parte normal del helio el rozamiento del disco es inevitable.

La facultad de participar en dos movimientos diferentes origina también unas insólitas propiedades de conductibilidad térmica del fluido, que son extrañas por completo. Como ya se advirtió, generalmente, los líquidos son malos conductores del calor. El helio I se comporta de un modo semejante a los líquidos ordinarios. Cuando su efectúa la transformación en helio II, su conductibilidad térmica aumenta, aproximadamente en mil millones de veces, de aquí que el helio II conduce el calor mejor que los mejores conductores ordinarios del calor, como el cobre y la plata.

Esto es debido a que el movimiento superfluido del helio no participa en la propagación del calor. Por esto, cuando en el helio II hay salto de temperatura, se crean dos flujos que van en direcciones opuestas, y uno de ellos, el normal, lleva consigo calor. Esto no se parece en nada a la conductibilidad térmica ordinaria. En el líquido ordinario, el calor se transmite por los choques de las moléculas. En el helio II, el calor se propaga junto con la parte ordinaria del helio que fluye como un líquido. En este caso, el término «flujo del calor» está completamente justificado. Este método de transmisión del calor es el que da lugar a una conductibilidad térmica elevadísima.

Esta explicación de la conductibilidad térmica del helio puede parecer tan extraña que posiblemente se resistan Vds. a creerla. Pero pueden convencerse directamente de que lo dicho es justo en el siguiente experimento, cuya idea es muy sencilla.

En un baño de helio líquido hay un vaso de Dewar, lleno también de helio. El recipiente está comunicado con el baño por un apéndice capilar. El helio del recipiente se calienta con una espiral eléctrica; el calor no se transmite al helio que le rodea, puesto que las paredes del recipiente no propagan calor.

En frente del tubo capilar hay una laminilla colgada de un hilo. Si el calor fluye como un líquido, aquél tiene que hacer girar la laminilla. Precisamente esto es lo que ocurre. Además, la cantidad de helio en el recipiente no varía. ¿Cómo explicar este fenómeno maravilloso? De un solo modo: durante el calentamiento se crea un flujo de la parte normal del líquido que va del lugar caliente al lugar frío, y un flujo de la parte superfluida que va en dirección contraria. La cantidad de helio en cada parte no varía, pero como junto con la transmisión del calor se mueve la parte normal del

líquido, la laminilla gira gracias al rozamiento de viscosidad de esta parte y se mantiene inclinada tanto tiempo, cuanto dure el calentamiento.

Del hecho de que el movimiento superfluido no transmite calor, se deduce también otra consecuencia. Antes se ha dicho que el helio «sale» por encima del borde del vaso. Pero, «se escapa» del vaso la parte superfluida y se queda la parte normal. El calor está ligado solamente con la parte normal del helio y no acompaña a la parte superfluida que «se escapa». Por lo tanto, a medida que «se escapa» el helio del recipiente, una misma cantidad de calor va correspondiendo a una cantidad cada vez menor de helio; el helio que queda en el recipiente tiene que calentarse. Realmente, esto se observa en el experimento.

Las masas de helio, que están ligadas con los movimientos superfluido y normal, no son iguales. Su relación depende de la temperatura. Cuanto menor sea la temperatura, tanto mayor será la parte superfluida de la masa del helio. En el cero absoluto, todo el helio se hace superfluido. A medida que aumenta la temperatura, mayor parte de helio empieza a portarse normalmente y, a la temperatura de 2,19 K, todo el helio se hace normal y adquiere las propiedades de un líquido ordinario.

Pero el lector ya tendrá en la punta de la lengua las preguntas: ¿Qué helio superfluido es éste?, ¿cómo puede una partícula de líquido participar simultáneamente en dos movimientos?, ¿cómo explicar el mismo hecho de que haya dos movimientos de una partícula?... Sintiéndolo mucho nos vemos obligados a dejar aquí sin respuesta todas estas preguntas. La teoría del helio II es demasiado complicada y para explicarla necesitaríamos mucho espacio y tiempo.

Plasticidad

Elasticidad es la capacidad del cuerpo de recobrar su forma después de haber dejado de actuar una fuerza sobre él. Si se suspende una pesa de un kilogramo de un alambre de acero de un metro de largo y de 1 mm^2 de sección transversal, el alambre se alarga. El alargamiento es insignificante, solamente de 0,5 mm, pero es fácil observarlo. Si se quita la pesa, el alambre se encoge en los mismos 0,5 mm y la marca vuelve a su posición anterior. Tal deformación se llama elástica.

Anotemos, que el alambre de 1 mm^2 de sección, bajo la acción de una fuerza de 1 kgf, y el alambre de 1 cm^2 de sección, bajo la acción de una fuerza de 100 kgf,

están, como suele decirse, en condiciones iguales de tensión mecánica. Por esto, siempre hay que describir el comportamiento del material indicando la tensión (y no la fuerza, que carece de sentido, si no se conoce la sección del cuerpo), o sea, la fuerza por unidad de superficie. Generalmente, los cuerpos, como los metales, el vidrio, las piedras, se pueden dilatar por elasticidad, en el mejor de los casos, en algunos tantos por ciento solamente. La goma posee unas cualidades elásticas admirables. La goma se puede alargar en varios centenares de tantos por ciento (o sea, se puede hacer dos y tres veces más larga que la original), y, soltando tal cordón de goma, vemos que vuelve a la posición primitiva.

Bajo la acción de fuerzas pequeñas, todos los cuerpos sin distinción tienen elasticidad. Sin embargo, el límite de elasticidad aparece en unos cuerpos antes y en otros mucho después. Por ejemplo, para los metales blandos como el plomo, su límite de elasticidad aparece cuando se suspende del extremo de un alambre de un milímetro cuadrado de sección, una carga de 0,2 a 0,3 kgf. Para los materiales duros, como el acero, este límite es, aproximadamente, 100 veces mayor, o sea alrededor de 25 kgf.

Con respecto a las grandes fuerzas que superan el límite de elasticidad, los cuerpos se pueden dividir en dos clases: frágiles, tales como el vidrio, y plásticos, tales como la arcilla.

Si se comprime con el dedo un trozo de arcilla, quedará en ésta una huella, que con mucha exactitud reproducirá hasta las ondulaciones más complicadas del dibujo de la piel. Si se golpea con el martillo un trozo de hierro dulce o un trozo de plomo, quedará una huella bien clara. La acción ha cesado, mientras que la deformación se mantiene; esta deformación se llama plástica o residual. Tales huellas residuales no se consiguen obtener en el vidrio; si se sobrepasa cierto límite, éste se rompe. Igual de frágiles son algunos metales y aleaciones, como, por ejemplo, el hierro colado. Un balde de hierro, golpeando con un martillo, se aplasta, mientras que un puchero de hierro colado se raja.

Sobre la resistencia de los cuerpos frágiles se puede juzgar por los datos siguientes. Para convertir en polvo un trozo de hierro colado hay que obrar con una fuerza de cerca de 50 a 80 kgf sobre un milímetro cuadrado de superficie. Para el ladrillo, este número baja hasta 1,5 a 3 kgf.

Como para cualquier clasificación, la división de los cuerpos en frágiles y plásticos es en cierto grado convencional. En primer lugar, un cuerpo que es frágil a temperatura baja puede ser plástico a temperaturas superiores. El vidrio se puede trabajar admirablemente como material plástico, si se le calienta hasta una temperatura de unos cuantos centenares de grados.

Los metales dulces como el plomo se pueden forjar fríos, mientras que los metales duros se forjan solamente calentándolos mucho, en forma incandescente. El aumento de la temperatura eleva bruscamente las propiedades plásticas de los materiales.

Una de las propiedades fundamentales de los metales, que los hacen ser materiales de construcción insustituibles, es su dureza a temperaturas ambientes y su plasticidad a temperaturas más altas; a los metales candentes es fácil darles la forma que se necesita, mientras que a la temperatura ambiente, solamente se les puede alterar la forma con fuerzas considerables.

La estructura interna del material ejerce una influencia esencial en las propiedades mecánicas. Está claro que las grietas y los vacíos debilitan la resistencia del cuerpo y lo hacen más frágil.

Es admirable la facultad de consolidación de los cuerpos plásticos deformables. El cristal solitario del metal, que acaba de crearse en la fundición, es muy blando. Los cristales de muchos metales son tan blandos, que es fácil doblarlos con los dedos, pero, desdoblarlos, es imposible. Se ha efectuado su consolidación. Ahora, este ejemplar se puede deformar plásticamente aplicando una fuerza sensiblemente mayor, resulta que la plasticidad no sólo es una propiedad del material, sino también una propiedad de su tratamiento.

¿Por qué se preparan los instrumentos en la forja y no fundiendo el metal? La causa es clara, el metal sometido a la forja (o a la laminación o estiramiento), es mucho más resistente que el fundido.

Por mucho que se forje el metal, nunca podremos elevar su resistencia más de cierto límite, llamado límite de fluencia. Para el acero, este límite se encuentra en el intervalo de 30 a 50 kgf/mm².

Este número significa lo siguiente. Si de un alambre de un milímetro cuadrado de sección se suspende una pesa de un pud⁵ (inferior al límite de fluencia), el alambre empieza a alargarse y a consolidarse. Por consiguiente, el alargamiento termina rápidamente y la pesa queda suspendida del alambre. Si se suspendiese del mismo alambre una pesa de dos o de tres puds (superior al límite de fluencia), el cuadro sería diferente, El alambre se estiraría continuamente hasta que se rompiese. Subrayemos de nuevo, que el comportamiento mecánico del cuerpo no se determina por la fuerza, sino por la tensión. Un alambre de 100 micrones cuadrados de sección se rompe a causa de la acción de una carga de 30 a 50 x 10⁻⁴ kgf, es decir, de 3 a 5 gf.

Dislocaciones

Demostrar que la deformación plástica es un fenómeno de gran trascendencia para la práctica significa forzar la puerta abierta. La forja, el estampado, la obtención de chapas metálicas, así como el estirado de los alambres, todos estos son fenómenos de una misma naturaleza.

Si hubiéramos considerado que los cristalitos de los cuales está constituido el metal son fragmentos ideales de las redes espaciales, no podríamos comprender nada en la deformación plástica.

La teoría de las propiedades mecánicas del cristal ideal fue creada ya a principios de nuestro siglo (siglo XX). Esta teoría se desviaba de los datos aportados por la experiencia aproximadamente mil veces. Si el cristal fuese, perfecto, su resistencia a la rotura debería ser en muchos órdenes mayor que la observada, y la deformación plástica requeriría esfuerzos descomunales.

Las hipótesis germinaron antes de acumularse los hechos. Para los investigadores era evidente que la única salida que permitiese reconciliar la teoría y la práctica era admitir que los cristalitos tenían defectos. Sin embargo, en cuanto al carácter de estos defectos, por supuesto que sólo se podían hacer las más diversas conjeturas. Solamente cuando los físicos se armaron de finísimos métodos de investigación de la estructura de la materia, comenzó a proyectarse luz sobre el cuadro. Resultó que el fragmento ideal de la red (un bloque) tenía las dimensiones del orden de varias

⁵ 1 pud es una medida rusa antigua, de poco uso en la actualidad, equivalente a 16 kg (N. del T.).

millonésimas partes de centímetro. Los bloques estaban desorientados dentro de los límites de segundos o minutos de arco.

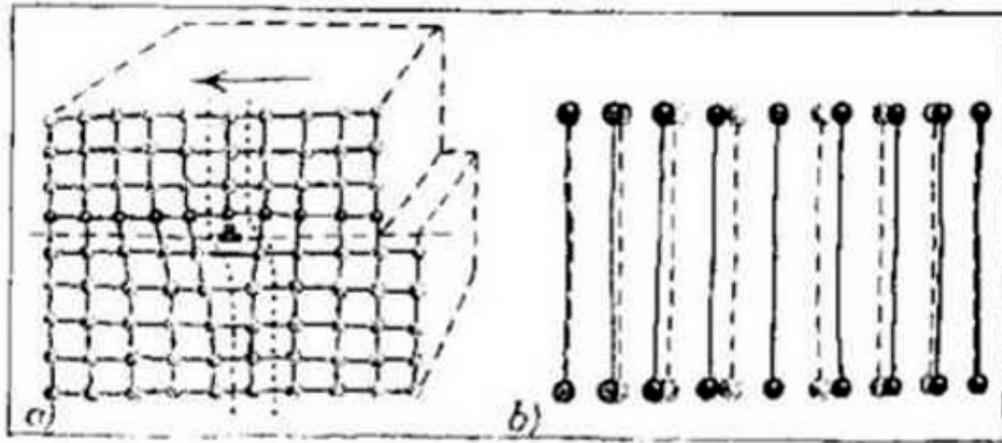


Figura 6.6

Para el final de los años veinte se acumularon ya numerosos datos que condujeron a una importante conclusión, la de que el defecto principal (aunque no el único) de un cristal real era un desplazamiento regular que recibió el nombre de dislocación. En la figura-modelo 6.6 se muestra una dislocación simple.

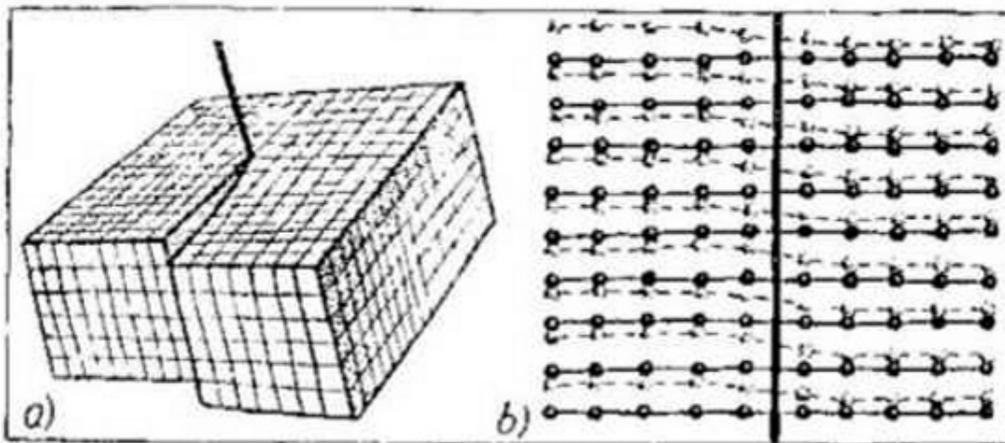


Figura 6.7

Como verá el lector, la esencia del defecto radica en que en el cristal hay sitios que parecen contener un plano atómico «en exceso». La línea de trazos en el centro del

cristal representado en la fig. 6.6 a, separa dos bloques. La parte superior del cristal está comprimida, y la inferior, dilatada. La dislocación se disuelve rápidamente, como evidencia la fig. 6.6, b que da la vista «desde arriba» de la fig. 6.6, a.

Otra clase de dislocaciones que se encuentran con frecuencia en los cristales se denominan dislocaciones espirales. Sus esquemas están expuestos en la fig. 6.7. Aquí, la red está partida en dos bloques uno de los cuales con una parte suya parece como si se deslizase en un período con respecto al bloque vecino. Las máximas dislocaciones se concentraron cerca del eje. Precisamente la zona adjunta a este eje se denomina dislocación espiral.

Comprenderemos mejor en qué consiste la esencia de la deformación si examinamos el esquema en esta misma figura que representa dos planos atómicos vecinos situados por uno y por otro lado del plano de corte (fig. 6.7, b). Con respecto a la figura tridimensional es la vista del plano desde la derecha. El eje de la dislocación espiral es el mismo que en la figura tridimensional. Las líneas continuas muestran el plano del bloque derecho, y las de trazos, el del bloque izquierdo. Los puntos negros están dispuestos más cerca del lector que los blancos. Como se ve en el esquema, la dislocación espiral representa otro tipo de deformación, distinto del tipo simple. Aquí no tenemos una fila sobrante de átomos. La deformación consiste en que cerca del eje de dislocación las filas atómicas cambian sus vecinos más próximos, es decir, se comban, alineándose con los vecinos que se encuentran en el piso anterior, más bajo.

¿Por qué esta dislocación se denomina dislocación espiral? Figúrese que usted anda por los átomos (reduciéndose previamente hasta dimensiones subatómicas) y se ha planteado como objetivo dar una vuelta alrededor del eje de dislocación. No es difícil advertir que al comenzar su viaje desde el plano más bajo, usted, después de cada revolución, irá a parar al siguiente piso, más alto, y así sucesivamente, basta que, al fin y al cabo, saldrá a la superficie superior del cristal, de modo que la trayectoria de su marcha recuerde la que se sigue en una escalera de caracol. En nuestra figura la subida tenía lugar en sentido contrario a las agujas del reloj. Si la dislocación de los bloques hubiera sido opuesta, el viaje se hubiera realizado en sentido de las agujas del reloj.

Ahora estamos en condiciones de contestar a la pregunta de cómo se desarrolla la deformación plástica.

Supongamos que queremos desplazar la mitad superior del cristal respecto a la inferior en una distancia interatómica, como usted habrá advertido, para lograr este objetivo es necesario hacer rodar unas sobre otras todas las filas de átomos dispuestas en el plano de cizallamiento. El asunto resulta ser completamente distinto cuando se trata de la acción de la fuerza de cizallamiento sobre un cristal con dislocación.

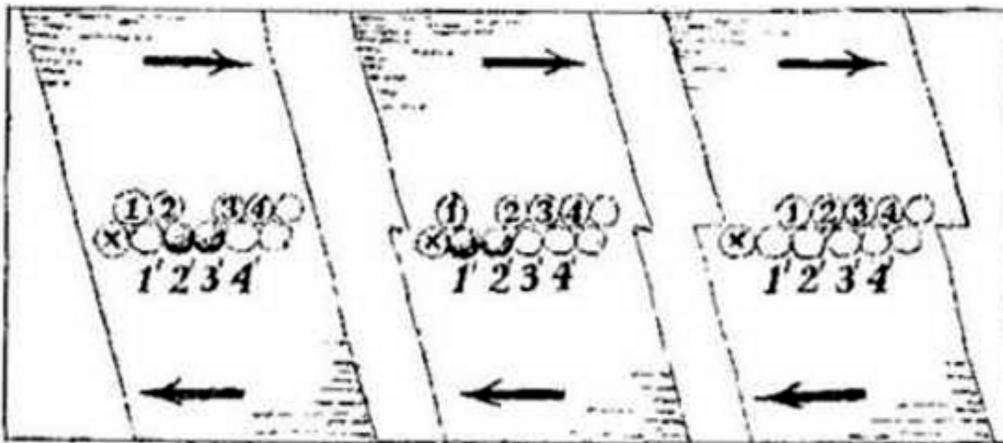


Figura 6.8

En la fig. 6.8 se representa el empaquetamiento denso de las esferas (se muestran tan sólo las hileras periféricas de las filas atómicas) que contiene una dislocación simple. Comencemos a desplazar a la derecha el bloque superior con respecto al inferior. Para que sea más fácil darse cuenta de lo que sucede hemos marcado las esferas con cifras; las esferas de la capa comprimida están mateadas por medio de cifras con rayas. En cierto momento inicial la «grieta» existía entre las filas 2 y 3, y las filas 2' y 3' resultaron comprimidas.

Apenas la fuerza haya actuado, la fila 2 se desplazará a la grieta: ahora la esfera 3' podrá «respirar libremente», en cambio, debe comprimirse la esfera 1'. ¿Qué ha sucedido, entonces? Toda la dislocación se ha desplazado hacia la izquierda, y su movimiento seguirá desarrollándose de la misma manera hasta que la dislocación

«abandone» el cristal. El resultado será el desplazamiento a una fila de átomos, es decir, el resultado será el mismo que durante el desplazamiento de un cristal ideal. Huelga demostrar que el desplazamiento de dislocación requiere una fuerza mucho menor. En el primer caso es necesario superar la interacción entre los átomos, o sea, hacer rodar todas las filas atómicas; en el segundo caso, en cada momento rueda nada más que una sola fila atómica.

La resistencia mecánica del cristal, suponiendo un desplazamiento sin que existan dislocaciones, es cien veces mayor que el valor de la resistencia mecánica observado en el experimento,

Sin embargo, surge la siguiente dificultad. Como queda claro de la figura, la fuerza aplicada «expulsa» la dislocación del cristal. En consecuencia, a medida que aumenta el grado de deformación el cristal debe hacerse cada vez más resistente y, finalmente, cuando la última de las dislocaciones esté eliminada, el cristal, con arreglo a la teoría, debe alcanzar una resistencia mecánica aproximadamente cien veces mayor que la de un cristal regular perfecto. En efecto, el cristal sí que se hace más resistente en medida que se acrecienta el grado de deformación, pero dista mucho de llegar a la cifra de cien veces. Las que sacan del apuro son las dislocaciones espirales. Resulta que (pero aquí el lector nos debe creer de palabra, ya que es muy difícil ilustrar lo expuesto con mi dibujo) las dislocaciones espirales no se dejan «expulsar» tan fácilmente del cristal. Además, el desplazamiento en el cristal puede tener lugar por medio de dislocaciones de ambos tipos. La teoría de las dislocaciones explica satisfactoriamente las particularidades de los fenómenos de desplazamiento de los planos cristalinos. Desde el punto de vista moderno la deformación plástica de los cristales no es sino el movimiento de desorden a lo largo del cristal.

Dureza

La tenacidad (o solidez) y la dureza no van emparejadas. Un bramante, un trozo de paño, un hilo de seda, pueden tener gran tenacidad; para romperlos se necesita una tensión considerable. Naturalmente, nadie dirá que el bramante y el paño son materiales duros. Por el contrario, la tenacidad del vidrio no es grande y es, en cambio, un material duro.

El concepto de dureza que se emplea en la técnica se ha reproducido de la vida cotidiana. La dureza es la reacción a la penetración. Un cuerpo es duro si es difícil rayarlo, si es difícil dejar una huella en él. Al lector le puede parecer que estas definiciones son un poco confusas. Es que estamos acostumbrados a que el concepto físico se exprese por un número. ¿Cómo hacer esto con respecto a la dureza?

Los mineralogistas emplean ya hace mucho un método bastante primitivo, pero útil en la práctica. Colocan en fila diez minerales determinados. Primero está el diamante, detrás le sigue el corindón, luego, el topacio, el cuarzo, el feldespato, la apatita, la fluorita, la caliza, el yeso y el talco. La serie está elegida del modo siguiente: el diamante puede rayar a todos los demás minerales, pero ninguno de éstos puede rayarle, listo significa que el diamante es el mineral más duro. La dureza del diamante se aprecia con el número 10. El siguiente, después del diamante, el corindón, es más duro que todos los demás minerales que le siguen: el corindón puede rayarlos. Al corindón le atribuyen el número 9 de dureza. Los números 8, 7 y 6 se atribuyen, por las mismas razones, al topacio, al cuarzo y al feldespato, respectivamente. Cada uno de ellos es más duro (o sea, que puede rayar) que los minerales que van a continuación y es más blando (puede ser rayado) que los minerales que tienen mayor número de dureza. El mineral más blando es el talco y tiene una unidad de dureza.

La «medición» (no hay más remedio que poner esta palabra entre comillas) de la dureza, empleando esta escala, consiste en hallar para el mineral que nos interesa el lugar que le corresponde en esta serie de diez patrones elegidos.

Si un mineral desconocido se le puede rayar con el cuarzo, pero él, a su vez, puede rayar el feldespato, su dureza es igual a 6,5.

Los especialistas en metales emplean otro método de determinación de la dureza. Presionando una bolita de acero de 1 cm de diámetro con una fuerza patrón (ordinariamente de 3000 kgf) sobre el material que se experimenta, se deja en éste una impresión. El radio de la impresión formada se toma como número de dureza.

No siempre concuerda la dureza con respecto al rayado y la dureza por indentación, y un material puede ser más duro que otro por el método del rayado y más blando por el de indentación.

De este modo, no hay un concepto universal de dureza que no dependa del método de medición. Por esto, la dureza no es un concepto físico, sino técnico.

Vibraciones y ondas acústicas

Ya comunicamos al lector muchos conocimientos sobre las oscilaciones. Un capítulo del primer libro fue dedicado a las cuestiones relacionadas con las oscilaciones del péndulo, a las oscilaciones de la bolita suspendida de un resorte, a las leyes de las vibraciones de una cuerda. Nosotros no dijimos qué le ocurre al aire o a otro medio ambiente cuando un cuerpo situado en él efectúa vibraciones. No hay duda de que el medio ambiente no puede mantenerse indiferente ante estas vibraciones, El cuerpo que vibra empuja el aire, desplaza las partículas de aire de las posiciones que antes ocupaban. Está claro también, que la cosa no puede limitarse solamente a la influencia de las capas próximas del aire, el cuerpo comprime la capa cercana, ésta presiona sobre la siguiente, y así, capa por capa, partícula por partícula, se pone en movimiento todo el aire de alrededor. Nosotros decimos que el aire se ha puesto a vibrar o que en el aire se producen vibraciones acústicas.

Las vibraciones del medio las llamamos acústicas, pero esto no significa que oímos todas las vibraciones acústicas. La física emplea el concepto de vibraciones acústicas en un sentido más amplio. Más adelante se dirá qué vibraciones acústicas oímos.

Si se trata del aire es porque frecuentemente el sonido se propaga por él. Pero es natural que el aire no sea el único medio que posee propiedades para poder efectuar vibraciones acústicas. Estas pueden surgir en cualquier medio que sea capaz de comprimirse, y como en la naturaleza no hay cuerpos incompresibles, pueden encontrarse en estas condiciones las partículas de cualquier material. Por lo general, el estudio de tales vibraciones se llama acústica.

En las vibraciones acústicas, cada partícula del aire se mantiene, por término medio, en un mismo sitio; ésta solamente efectúa vibraciones alrededor de la posición de equilibrio. En el más simple de los casos, la partícula de aire puede efectuar vibraciones armónicas que, como recordamos, se realizan según la ley del seno. Estas se caracterizan por el desplazamiento máximo de la posición de

equilibrio: por la amplitud y por el período de vibración; o sea, por el tiempo que se tarda en efectuar una vibración completa.

Para describir las propiedades de las vibraciones acústicas se emplea más a menudo el concepto de frecuencia que el de periodo. La frecuencia $\vartheta = \frac{1}{T}$, es la magnitud inversa del período. La unidad de frecuencia es la inversa del segundo (s^{-1}). Si la frecuencia de la vibración es igual a $100 s^{-1}$ esto significa que durante un segundo la partícula de aire efectúa 100 vibraciones completas. En lugar de decir: «100 segundos inversos», se puede decir, «100 hertzios» (Hz) o «100 ciclos». Como en la física se suele tratar a menudo con frecuencias que son muchas veces más grandes que el hertzio, tienen amplia aplicación las unidades kilohertzio (kilociclo) y megahertzio (megaciclo); $1 \text{ kHz} = 10^3 \text{ Hz}$, $1 \text{ megHz.} = 10^6 \text{ Hz}$.

Al pasar por la posición de equilibrio, la velocidad de la partícula vibrante es máxima. Por el contrario, en las posiciones extremas de desplazamiento, la velocidad de la partícula es, naturalmente, igual a cero. Ya dijimos que, si el desplazamiento de la partícula se efectúa según la ley de las vibraciones armónicas, la variación de la velocidad de las vibraciones se efectúa según la misma ley. Si la amplitud del desplazamiento se indica con s_0 , y la velocidad con v_0 , se tiene que $v_0 = 2\pi \frac{s_0}{T}$, o bien, $v_0 = 2\pi\vartheta s_0$. Una conversación en voz alta provoca vibraciones de las partículas de aire con una amplitud de desplazamiento que es solamente igual a unas cuantas millonésimas partes de centímetro. El valor de la amplitud de la velocidad es de unos $0,02 \text{ cm/s}$.

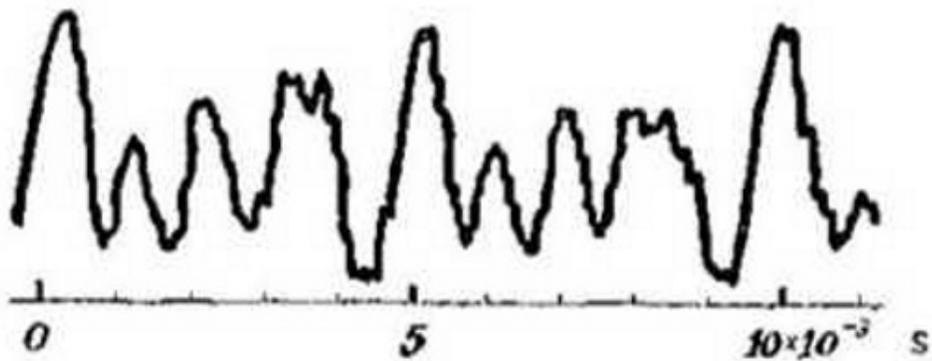


Figura 6.9

Otra importante magnitud física, que varía junto con el desplazamiento y con la velocidad de la partícula, es la presión excesiva, llamada también sonora o acústica. Las vibraciones acústicas del aire consisten en unas alternaciones periódicas de sobre presiones y depresiones del medio, en cada uno de sus puntos. La presión del aire en cualquier sitio es, ya mayor, ya menor, que cuando no había sonido. Este exceso (o escasez) de presión es lo que se llama presión acústica. La presión acústica representa una parte insignificante de la presión normal del aire. En nuestro ejemplo de la conversación en voz alta, la amplitud de la presión acústica es, aproximadamente, igual a una millonésima parte de una atmósfera. La presión acústica es directamente proporcional a la velocidad de vibración de la partícula y, además, la razón de estas magnitudes físicas depende sólo de las propiedades del medio. Por ejemplo, a la presión acústica en el aire de 1 dina/cm^2 le corresponde una velocidad de vibración de $0,025 \text{ cm/s}$.

La cuerda, que oscila según la ley del seno, anima también las partículas del aire a hacer vibraciones armónicas. Los ruidos y los sonidos musicales complicados presentan un cuadro mucho más complejo. En la fig. 6.9 están dibujadas las vibraciones acústicas, o más exactamente, se representa la presión acústica en dependencia del tiempo. Esta curva se parece poco a la senoide.

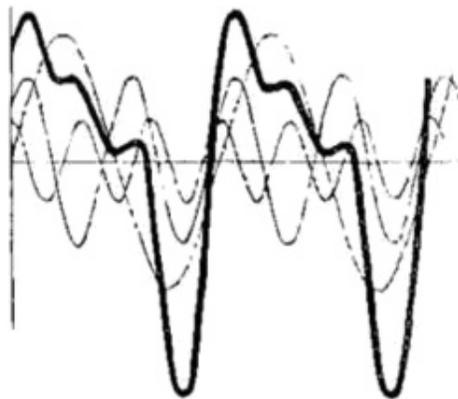


Figura 6.10

Resulta que cualquier oscilación, por muy complicada que sea, no puede representar como el resultado de una superposición, una sobre otra, de una gran

cantidad de sinusoides de diferentes amplitudes y frecuencias. Estas oscilaciones simples forman, como suele decirse, el espectro de la oscilación compleja, en la fig. 6.10 se representa un caso sencillo de adición de vibraciones.

Si el sonido se propagase instantáneamente, todas las partículas del aire vibrarían como una sola. Pero el sonido no se propaga instantáneamente y los volúmenes de aire situados en la línea de propagación se ponen en movimiento uno tras otro, como si fuesen arrastrados por la onda que parte del foco. De este mismo modo, una astilla permanecerá tranquilamente en el agua hasta que las ondas circulares del agua producidas por una piedra que se ha lanzado la alcancen y la hagan vibrar. Prestemos atención a una partícula en vibración y comparemos su comportamiento con el movimiento de otras partículas situadas en la misma línea de propagación del sonido. La partícula vecina se pone a vibrar un poco más tarde, la siguiente, todavía más tarde. El retardamiento va creciendo hasta que, por fin, nos encontramos con una partícula que se ha retardado un período entero y que, por eso, va al compás de la partícula inicial. Así, un corredor desafortunado retardándose en una vuelta entera, pasa por la línea final junto con el líder. Pero, ¿a qué distancia encontraremos el punto que vibra al compás con el punto inicial? No es difícil calcular que esta distancia λ es igual al producto de la velocidad c de propagación del sonido por el período T de las oscilaciones. La distancia λ se llama longitud de la onda,

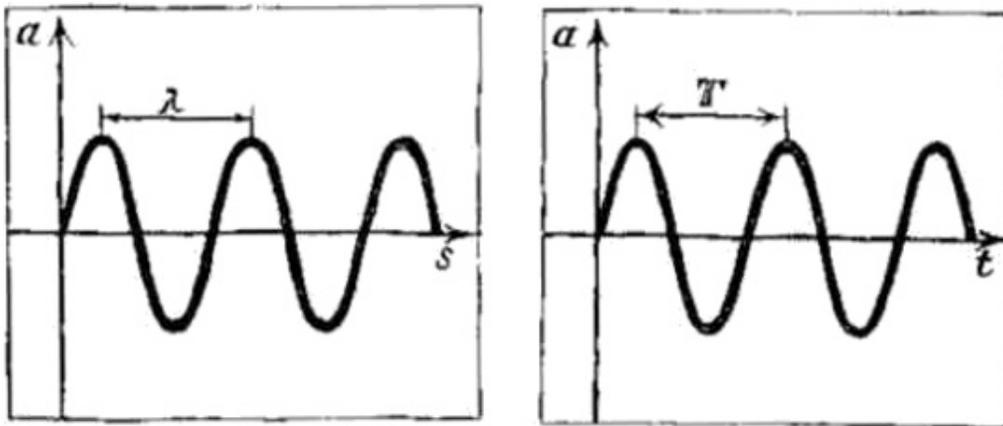
$$\lambda = cT.$$

A cada intervalo λ encontramos puntos que vibran al compás. Los puntos situados a la distancia $\lambda/2$ efectuarán movimiento uno con relación al otro, lo mismo que un objeto que oscila perpendicularmente con relación a su imagen.

Representando el desplazamiento de la velocidad, o la presión acústica de todos los puntos situados en la línea de propagación del sonido armónico, resulta de nuevo una senoide.

No se deben confundir las gráficas del movimiento ondulatorio y de las vibraciones. Los dibujos 6.11 y 6.12 son muy parecidos, pero en el primero, en el eje horizontal está marcada la distancia, mientras que en el segundo está marcado el tiempo. Un

dibujo representa el desarrollo temporal de la vibración, mientras que el otro representa la «fotografía» instantánea de la onda. Confrontando estos dibujos se ve que la longitud de la onda puede llamarse también período espacial; el papel de T en el tiempo lo juega en el espacio la magnitud λ .



Figuras 6.11 y 6.12

En el dibujo de la onda sonora, los desplazamientos de la partícula están marcados en la vertical, y la dirección de la propagación de la onda, a lo largo de la cual se mide la distancia, es la horizontal. Esto puede dar lugar a la idea errónea de que el desplazamiento de las partículas es perpendicular a la dirección de propagación de la onda. En realidad, las partículas de aire siempre vibran a lo largo de la dirección de propagación del sonido. Tal onda se llama longitudinal.

La luz se propaga con una velocidad incomparablemente mayor que la del sonido: es prácticamente instantánea. El trueno y el rayo se producen al mismo tiempo, pero el rayo lo vemos al instante de surgir, mientras que el sonido del trueno llega a nosotros con una velocidad, aproximadamente, de un kilómetro durante tres segundos (la velocidad del sonido en el aire es de 130 m/s). Por lo tanto, cuando se oye el trueno, el peligro de que nos caiga el rayo ya ha pasado.

Generalmente, sabiendo la velocidad de propagación del sonido, se puede determinar la distancia de la tormenta. Si desde el momento en que se ve el relámpago hasta cuando suena el trueno han pasado 12 segundos, la tempestad está a 4 kilómetros de nosotros.

La velocidad del sonido en los gases es, aproximadamente, igual a la velocidad media del movimiento de las moléculas del gas y también depende de la densidad del gas, es proporcional a la raíz cuadrada de la temperatura absoluta. Los líquidos son mejores propagadores del sonido que los gases. En el agua, el sonido se propaga con una velocidad de 1450 m/s, o sea, 4,5 veces más rápidamente que en el aire. Todavía mayor es la velocidad del sonido en los cuerpos sólidos; por ejemplo, en el hierro, es de cerca de 6000 m/s.

Cuando el sonido pasa de un medio a otro, su velocidad de propagación varía. Pero, simultáneamente, ocurre también otro fenómeno interesante; la reflexión parcial del sonido en la frontera de los medios. La parte del sonido que se refleja depende, fundamentalmente, de la razón de las densidades. En el caso de que el sonido vaya del aire a una superficie sólida o líquida o, por el contrario, de medios densos al aire, el sonido se refleja casi por completo. Cuando el sonido va del aire al agua o, por el contrario, del agua al aire, en el segundo medio penetra solamente 1/1000 parte del sonido. Si los dos medios son densos, la razón entre el sonido que penetra y el reflejado puede no ser muy grande. Por ejemplo, del agua al acero o del acero al agua, pasa el 13% y se refleja el 87% del sonido.

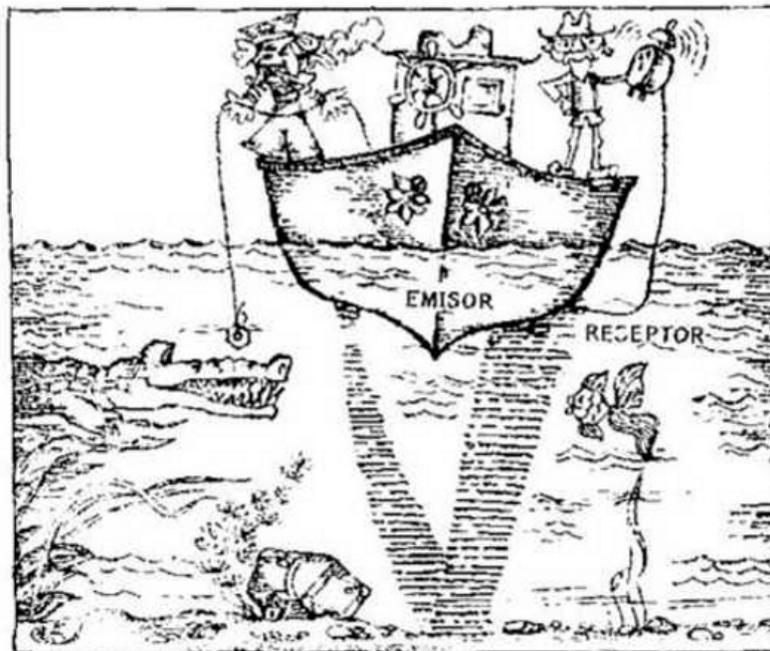


Figura 6.13

El fenómeno de reflexión de sonido se emplea ampliamente en la navegación. En él se basa la construcción del aparato para la medición de la profundidad, el sondador acústico (fig. 6.13). En un borde del barco y debajo del agua se coloca un foco sonoro. Los impulsos sonoros atraviesan el espesor de agua y se reflejan en el fondo del mar o del río, volviendo parte del sonido al barco, donde es captado por unos aparatos sensibles. Unos relojes muy exactos indican el tiempo que ha tardado el sonido en hacer este viaje. Como la velocidad del sonido en el agua es conocida, con un simple cálculo se puede obtener una información exacta de la profundidad.

Dirigiendo el sonido, no hacia abajo, sino hacia adelante o hacia los lados, se puede determinar con su ayuda si hay cerca del barco escollos o icebergs, en los cuales la mayor parte de su masa de hielo va sumergida.

Todas las partículas de aire que rodean un cuerpo sonoro se encuentran en estado de vibración. Como se aclaró en el primer libro, el punto material que vibra según la ley del seno posee una energía total determinada y constante.

Cuando el punto vibrante pasa por la posición de equilibrio, su velocidad es máxima. Como en ese instante, el desplazamiento del punto es igual a cero, toda su energía se reduce a la cinética:

$$E = \frac{mv_{\text{máx}}^2}{2}$$

Por consiguiente, la energía total es proporcional al cuadrado del valor de la amplitud de la velocidad de la vibración.

Esto es cierto también para las partículas de aire que vibran junto con la onda sonora. Sin embargo, la partícula de aire es una cosa indeterminada, Por eso, la energía del sonido se refiere a una unidad de volumen. Esta magnitud se puede llamar densidad de la energía del sonido.

Como la masa de una unidad de volumen es la densidad ρ , la densidad de la energía sonora será

$$\omega = \frac{\rho v_{\text{máx}}^2}{2}$$

Más arriba hablamos de una magnitud física importante que efectuaba vibraciones según la ley del seno con la misma frecuencia que la velocidad. Esta es la presión excesiva o sonora. Como estas magnitudes son proporcionales, se puede decir que la densidad de la energía es proporcional al cuadrado del valor de la amplitud de la presión sonora.

La amplitud de la velocidad para el caso de una conversación en voz alta es igual a 0,02 cm/s. Pero 1 cm³ de aire pesa cerca de 0,001 g.

Por lo tanto, la densidad de la energía es igual a

$$\frac{1}{2} 10^{-3} (0,02)^2 \frac{\text{ergios}}{\text{cm}^3} = 2 \times 10^{-7} \frac{\text{ergios}}{\text{cm}^3}$$

Supongamos que oscila la fuente del sonido. Este emite energía sonora al aire, que le rodea. Parece como si la energía «manase» del cuerpo sonoro. Por cada superficie perpendicular a la línea de propagación del sonido pasa, durante un segundo, una cantidad determinada de energía. Esta magnitud se llama flujo de la energía que pasa a través de la superficie. Si, además se ha tomado una superficie de 1 cm², la cantidad de energía que pasa a través de ella se llama intensidad de la onda sonora.

Es fácil cerciorarse de que la intensidad del sonido I es igual al producto de la densidad de la energía ω por la velocidad del sonido c . Figurémonos un cilindro pequeño de 1 cm de altura y de 1 cm² de superficie básica, cuyas generatrices son paralelas a la dirección de propagación del sonido. La energía ω contenida dentro de este cilindro saldrá por completo de él después del tiempo $1/c$. Por lo tanto, durante una unidad de tiempo pasará a través de una unidad de superficie la energía $\omega \frac{1}{c}$ sea, ωc .

Parece como si la energía se moviese con la velocidad del sonido.

En una conversación en voz alta, la intensidad del sonido alrededor de los interlocutores será igual a (utilizamos el número obtenido anteriormente)

$$2 \times 10^{-7} \cdot 3 \times 10^3 = 0,006 \text{ ergios}/(\text{cm}^2 \text{ seg}) \text{ aprox.}$$

Sonidos audibles o inaudibles

¿Qué vibraciones acústicas percibe el oído del hombre? Resulta, que éste es capaz de percibir solamente las vibraciones que están comprendidas, aproximadamente, en el intervalo de 20 hasta 20.000 Hz.

Los sonidos de gran frecuencia se llaman altos, los de pequeña frecuencia, bajos.

¿Qué longitudes de ondas corresponden a las frecuencias límites audibles? Como la velocidad del sonido es aproximadamente igual a 300 m/s, por la fórmula $\lambda = cT = c/v$, hallamos que las longitudes de las ondas sonoras audibles están comprendidas entre los 15 m para los tonos más bajos y hasta 1.5 cm para los más altos. ¿De qué modo «oímos» estas vibraciones?

Hasta la fecha no se ha esclarecido definitivamente el trabajo de nuestro órgano del oído. Se trata de que en el oído interno (en el caracol, un canal de varios centímetros de longitud lleno de líquido) se dan varios miles de nervios sensibles capaces de percibir las vibraciones acústicas que se transmiten al caracol a partir del aire a través del tímpano. Según sea la frecuencia del tono vibra con mayor fuerza tal o cual parte del caracol. Aunque los nervios sensibles se disponen a lo largo del caracol de una forma tan densa que se excita de una vez un número grande de éstos, el hombre (y los animales) es capaz de distinguir, sobre todo, en la infancia, las variaciones de frecuencia ínfimas (de milésimas partes), Y hasta el momento no se conoce exactamente cómo ocurre esto. Lo único que resulta claro es que aquí el papel importantísimo lo desempeña el análisis de las irritaciones que llegan a partir de la multitud de distintos nervios. Por ahora, todavía no se ha logrado inventar un modelo mecánico que, teniendo la misma estructura, pueda distinguir tan bien como el oído del hombre la frecuencia del sonido.

La frecuencia de sonido de 20 000 Hz es el límite por encima del cual el oído humano no percibe las vibraciones mecánicas del medio. Empleando distintos métodos es posible generar vibraciones de frecuencia más alta; el hombre no las oirá, pero los aparatos podrán registrarlas. Desde luego, no sólo los aparatos captan semejantes vibraciones. Muchos animales, por ejemplo, murciélagos, abejas, ballenas y delfines (como se ve, el asunto no reside en el tamaño del ser vivo) pueden percibir las vibraciones mecánicas con una frecuencia hasta de 100 000 Hz.

Actualmente, se consigue obtener vibraciones con una frecuencia hasta de mil millones de hertzios. Estas vibraciones, aunque son inaudibles, se denominan ultrasonoras para confirmar su parentesco con el sonido. Los ultrasonidos de pequeñas frecuencias se obtienen por medio de láminas de cuarzo. Semejantes láminas se cortan de los monocristales de cuarzo.

Capítulo 7

Transformaciones de las moléculas

Contenido:

- *Reacciones químicas*
- *La combustión y la explosión*
- *Motores que trabajan a costa de transformaciones de moléculas*

Reacciones químicas

La física es el fundamento de todas las ciencias naturales. Esta es la razón de que es imposible divorciar la física de la química, geología, meteorología, biología, etc. Es que las leyes principales de la naturaleza pertenecen al objeto de la física. La teoría sobre la estructura de la materia también es un apartado inalienable de la física. No es casual que se hayan escrito libros intitulados: física geológica, física biológica, física química, física de construcciones, etc. De este modo, será completamente conveniente que en este libro que trata sobre las leyes principales. Estrictamente hablando, la química comienza allí donde la molécula se rompe en fracciones, o bien, allí donde de dos moléculas se forma una sola, o, también, en el caso en que de dos moléculas que chocaron entre sí se forman otras dos. Si al principio y al final del fenómeno nos encontramos con el hecho de que la composición química de los cuerpos participantes en el acontecimiento ha cambiado, esto quiere decir que ha tenido lugar una reacción.

Las reacciones químicas pueden desarrollarse «por sí mismas», es decir, debido a los movimientos de las moléculas propias de la temperatura dada. Por ejemplo, se dice con frecuencia: «la sustancia se descompone». Esto significa que las oscilaciones internas de los átomos de la molécula conducen a la rotura de los enlaces entre los átomos: la molécula se desmorona.

Con mayor frecuencia, la reacción química es resultado del encuentro de las moléculas. El metal se ha aherrumbrado. Esta es una reacción química: se han

encontrado el átomo del metal y la molécula de agua, dando lugar a la formación de óxido. A un vaso con agua han echado una pulgarada de ácido cítrico y una cucharadita de sosa. Comienzan a formarse enérgicamente burbujas de gas. Como resultado del encuentro de estas dos moléculas se han formado nuevas sustancias, y entre éstas, el gas carbónico cuyas burbujas, precisamente, se desprenden del agua.

De este modo, el desmoronamiento espontáneo de la molécula y las colisiones entre moléculas: he aquí de causas de la reacción química.

Pero las reacciones pueden provocarse también por otras causas. Usted, con enojo, examina su traje que junto con usted viajó para veranear en el sur. La tela perdió el color, quedó deslucida. Bajo la acción de los rayos del sol tuvo lugar la transformación química del colorante empleado para teñir el material.

Las reacciones que se desarrollan por impacto de la luz se denominan fotoquímicas. El investigador tiene que realizar con gran cuidado los experimentos correspondientes para no mezclar en un montón el calentamiento que transcurre bajo la acción de la luz (éste origina el aumento de energía cinética del movimiento de las moléculas, de modo que los choques entre las mismas serán más frecuentes y más fuertes) y la acción directa de la luz la cual consiste en que la partícula luminosa, el fotón, «rompe» los enlaces químicos.

Bajo la acción de la luz se desarrolla una cadena de reacciones químicas que transcurren en las plantas verdes y que lleva el nombre de fotosíntesis. Debido a la transformación fotoquímica que tiene lugar en las plantas se realiza aquel gran ciclo de carbono sin el cual no hubiera existido la vida

También otras partículas enérgicas: los electrones, los protones, etc., pueden provocar la ruptura de los enlaces químicos acompañada de diferentes reacciones químicas.

La reacción química puede transcurrir tanto con absorción del calor como con su desprendimiento. ¿Qué significa este hecho en el lenguaje de las moléculas? Si se han encontrado dos moléculas lentas y de estas se han formado dos rápidas, entonces, resulta que el calor se ha liberado. Es que nosotros estamos al tanto de

que el aumento de la temperatura equivale a la aceleración de las moléculas. A estas reacciones pertenecen la combustión y la explosión de las cuales hablaremos un poco más tarde.

Ahora tenemos que traducir al idioma de las moléculas la velocidad de las reacciones. Se conoce perfectamente que se dan reacciones que transcurren en un instante (explosión), en cambio, también existen reacciones que duran años enteros. Supongamos que también en este caso se trata de las reacciones en las cuales entran en colisión dos moléculas y de estas se forman otras dos. La siguiente suposición parece ser cierta. En primer término, es sustancial aquella energía de colisión que es suficiente para que se opere la rotura de las moléculas y su reestructuración: en segundo término, también es importante otra cosa: ¿cuál debe ser el ángulo de incidencia en el encuentro de las moléculas para que la reacción se desarrolle? ¿Pueden estos ángulos ser arbitrarios o solamente existen algunos determinados?

La energía mínima necesaria para que la reacción transcurra lleva el nombre de energía de activación. A esta energía pertenece el papel principal en el curso de la reacción, sin embargo, tampoco debe olvidarse el segundo factor, o sea, la parte correspondiente a las colisiones «felices» de partículas con energía dada.

La reacción química que transcurre con liberación de calor puede simularse mediante el cuadro mostrado en la fig. 7.1.

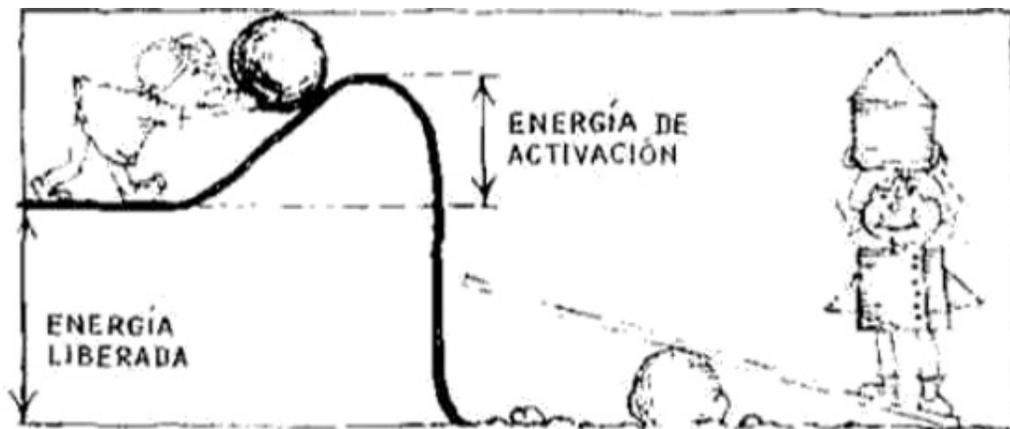


Figura 7.1

Una esfera rueda cuesta arriba, salva la barrera y se desliza cuesta abajo. Por cuanto el nivel inicial resulta ser más alto que el final, se consume menor cantidad de energía que se liberará.

Este cuadro ilustra palmariamente el porqué de la ostensible dependencia de la velocidad de reacción respecto a la temperatura. Si la temperatura es pequeña, la «velocidad de la esfera» es insuficiente para subir a la montaña. A medida que la temperatura se eleva, un número cada vez mayor de esferas serán capaces de saltar por la montaña. Las velocidades de las reacciones químicas dependen en gran medida de la temperatura. Por regla general, el ascenso de la temperatura de 10 grados aumenta la velocidad de reacción de 2 a 4 veces. Si la velocidad de reacción aumenta, digamos, 3 veces al ascender la temperatura en 10 grados, resulta que la elevación de la temperatura en 100 grados proporcionará un aumento de $3^{10} \approx 60.000$ veces; el incremento en 200 grados, ya nos dará un aumento de $3^{20} \approx 4 \times 10^9$ veces, y en 500 grados, un aumento igual a 3^{50} , es decir, de 10^{24} veces, aproximadamente. No es de extrañar, pues, que la reacción que transcurre con velocidad normal a la temperatura de 500 °C, a la temperatura ambiente, en general, no se desarrolla.

La combustión y la explosión

Para que comience la combustión hay que acercar una cerilla ardiendo al objeto que se desea quemar. Pero la cerilla no se inflama por sí sola, hay que encenderla en el fósforo de la caja. De este modo, para que comience la reacción química es necesario un calentamiento previo. La inflamación crea en el momento inicial la temperatura necesaria para la reacción. A continuación, el calor que se desprende de la reacción mantiene alta la temperatura.

El recalentamiento local inicial tiene que ser suficiente para que el calor desprendido en la reacción supere al calor cedido al medio frío de alrededor. Por eso, cada reacción de combustión tiene, como suele decirse, su temperatura de inflamación. La combustión empieza solamente cuando la temperatura inicial es más alta que la

temperatura de inflamación. Por ejemplo, la temperatura de inflamación de la madera es de 610 °C, la de la gasolina es de cerca de 200 °C, la del fósforo blanco de 50 °C.

La combustión de la leña, del carbón o del petróleo, es una reacción química de unión de estas sustancias con el oxígeno del aire. Por eso, tal reacción se efectúa en la superficie: hasta que no se queme la capa exterior, la siguiente no puede tomar parte en la combustión. Esta es la explicación de la lentitud relativa de la combustión.

De que lo dicho es cierto, es fácil convencerse en la práctica. Desmenuzando el combustible, se puede aumentar considerablemente la velocidad de la combustión. Con este fin, en muchas instalaciones de hornos se efectúa la pulverización del carbón en los fogones.

De la misma forma se desmenuza y se mezcla con el aire el combustible en el cilindro del motor. En el motor sirve de combustible no el carbón, sino sustancias más complejas, por ejemplo, la gasolina. La molécula de octano que entra en la composición de esta sustancia (fig. 7.2, a la izquierda) consta de 8 átomos de carbono y 18 átomos de hidrógeno enlazados de tal modo como se muestra en la figura.

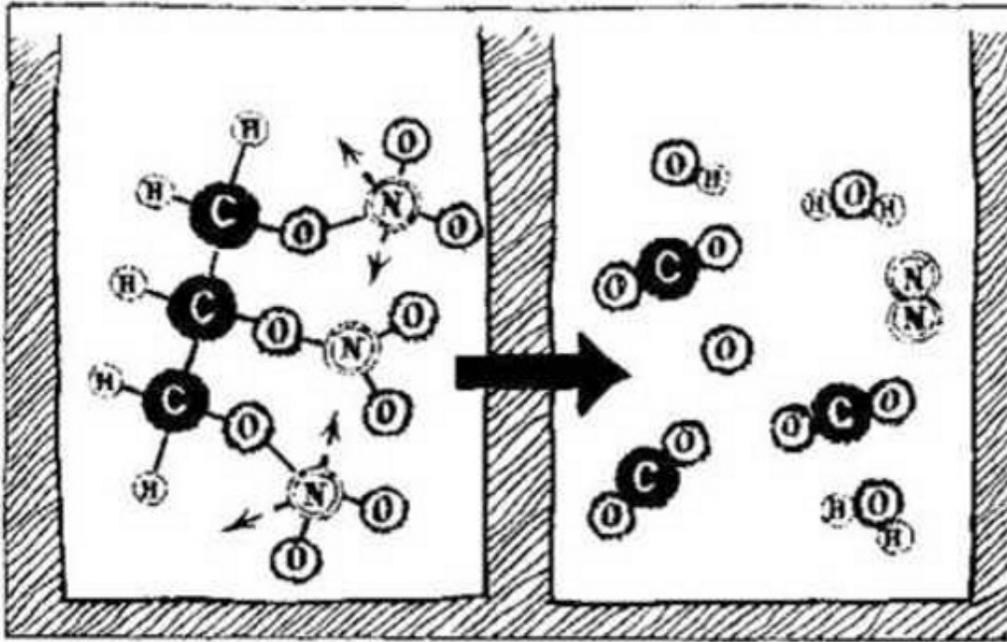


Figura 7.2

Durante la combustión, esta molécula está sometida a impactos por parte de moléculas de oxígeno. Los choques con las moléculas de oxígeno destruyen la molécula de octano. Las fuerzas que en la molécula de octano enlazan uno o dos átomos de carbono con un átomo de hidrógeno, así como las fuerzas que unen dos átomos de oxígeno en una molécula de oxígeno, no son capaces de oponerse a la mis fuerte «afinidad», como dicen los químicos, entre los átomos de oxígeno, por una parte, y los átomos de carbono o hidrógeno, por otra. Por esta causa, los viejos enlaces entre los átomos de las moléculas se alteran, los átomos se reagrupan y forman nuevas moléculas.

Como representa la fig. 7.2, a la derecha, también aquí como nuevas moléculas, productos de combustión, intervienen al dióxido de carbono y el agua. En este caso el agua se presenta en forma de vapor.

Otra cosa ocurre cuando no hay necesidad de la atmósfera del aire por contener la substancia todo lo necesario para la reacción. Un ejemplo de tal substancia es la mezcla del hidrógeno con el oxígeno (esta se llama gas detonante).

La reacción no se efectúa en la superficie, sino dentro de la sustancia. A diferencia del caso de combustión, toda la energía que se forma en la reacción se cede casi instantáneamente, debido a lo cual aumenta bruscamente la presión y se efectúa la explosión. El gas detonante no se quema, sino que explota.

Así, pues, la sustancia explosiva tiene que contener dentro de sí los átomos y las moléculas que hacen falta para la reacción. Está claro que se pueden preparar mezclas gaseosas explosivas. Existen también sustancias sólidas explosivas. Estas son explosivas, precisamente, porque en su composición figuran todos los átomos que son necesarios para la reacción química que da calor y luz.

La reacción química que se efectúa en la explosión es una reacción de descomposición, de desintegración de las moléculas en partes. En la fig. 7.3 se muestra, como ejemplo, una reacción explosiva, la desintegración en partes de la molécula de la nitroglicerina.

Como se ve en la parte del esquema de la derecha, de la molécula inicial se forman moléculas de gas carbónico, de agua, de nitrógeno. Entre los productos de la reacción hallamos los productos ordinarios de la combustión, pero ésta se ha efectuado sin la participación de las moléculas de oxígeno del aire; todos los átomos necesarios para la combustión se encuentran dentro de la molécula de la nitroglicerina.

¿Cómo se propaga la explosión por la sustancia explosiva, por ejemplo, en el gas detonante? Cuando se quema una sustancia explosiva se produce un calentamiento local. La reacción tiene lugar en un volumen calentado. Pero, con la reacción, se desprende calor, que, mediante una transmisión térmica, pasa a las capas próximas de la mezcla. Este calor es suficiente para que en la capa vecina se efectúe la reacción.

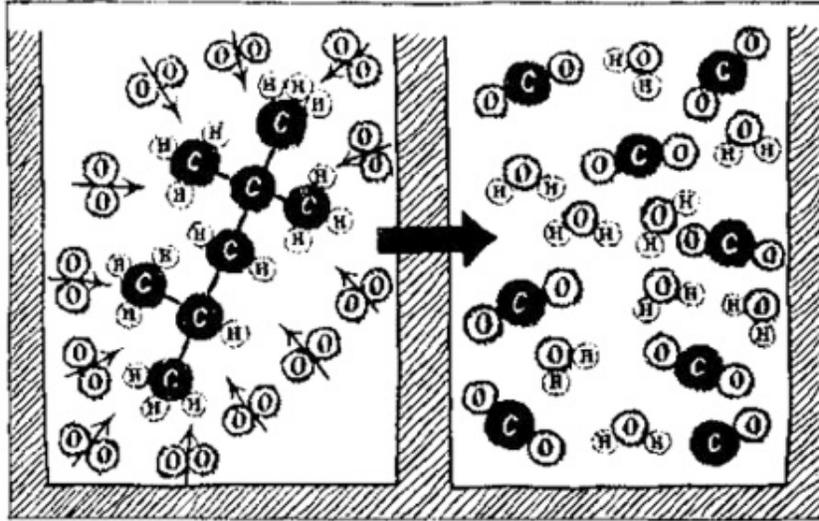


Figura 7.3

Las nuevas cantidades de calor desprendido llegan a las siguientes capas del gas detonante, y así, con una velocidad ligada a la transmisión del calor, la reacción se propaga por toda la substancia. La velocidad de esta transmisión es de unos 20-30 m/s. Naturalmente, ésta es muy rápida. Un tubo de gas de un metro explota durante una veinteava parte de segundo, es decir, casi instantáneamente, mientras que la velocidad de combustión de la leña o de trozos de carbón, que se produce en la superficie y no en el volumen, se mide en centímetros por segundo es decir, es unos cuantos miles de veces menor.

A pesar de esto, a esta explosión se le puede llamar lenta, puesto que es posible otra explosión centenares de veces más rápida que la descrita.

La explosión rápida es debida a la onda de choque. Si en alguna capa de la substancia se eleva bruscamente la presión, desde este lugar empezará a propagarse la onda de choque, que como ya sabemos, la onda de choque da lugar a un salto considerable de la temperatura. Llegando a la capa vecina, la onda de choque eleva su temperatura. El aumento de la temperatura origina la reacción explosiva, y la explosión conduce a un aumento de la presión y mantiene la onda de choque, cuya intensidad, en caso contrario, disminuiría a medida que ella se

propagase. De este modo, la onda de choque produce una explosión y ésta, a su vez, mantiene la onda de choque.

La explosión que acabamos de describir se llama detonación. Como la detonación se propaga por la sustancia con la velocidad de la onda de choque (de cerca de 1 km/s), esta es, verdaderamente centenares de veces más rápida que la explosión «lenta».

No se puede plantear la cuestión de qué sustancias explotan «lentamente» y cuáles «rápidamente», pues una misma sustancia, situada en diferentes condiciones, puede explotar «lentamente» y puede detonar y, en algunos casos, la explosión «lenta» pasa a detonación.

Algunas sustancias, como por ejemplo, el yoduro de nitrógeno, explotan al tocarlas con una pajita, con un pequeño calentamiento o con una chispa de luz. Una sustancia explosiva como la trilita, no explota al caerse, incluso al dispararla con un fusil. Para su explosión se necesita una onda de choque muy fuerte.

Existen sustancias que son todavía menos sensibles a las acciones exteriores. La mezcla de abono del nitrato amónico con el sulfato amónico no se creía que fuera explosiva, hasta que no ocurrió un trágico caso en una fábrica química alemana de Oppau en el año 1921. Para desmenuzar una mezcla prensada se empleó allí el método de explosión. El resultado fue que volaron el almacén y la fábrica entera. No se podía culpar a los ingenieros de la fábrica de la desgracia: unas veinte mil explosiones, aproximadamente, se efectuaron normalmente y solamente una vez se crearon las condiciones favorables para la detonación.

Las sustancias que explotan solamente bajo la acción de la onda de choque y que, en condiciones ordinarias, se mantienen estables, no siendo vulnerables por el fuego, son muy útiles para la técnica de las explosiones. Tales sustancias se pueden producir y depositar en grandes cantidades. Sin embargo, para poner en acción estas sustancias explosivas inertes, se necesitan detonantes, o como se suele decir, iniciadores de la explosión. Estas sustancias explosivas iniciadoras son completamente necesarias como originadoras de las ondas de choque.

Pueden servir de ejemplos de sustancias iniciadoras la azida de plomo o el fulminato de mercurio. Si un granito de esta sustancia se coloca en una hoja de lata y se quema, se produce una explosión que hace un agujero en la lata. La explosión de estas sustancias es detonadora en cualquier condición.

Si se coloca un poco de azida de plomo en la carga de una sustancia explosiva secundaria y se quema, la explosión del iniciador originará una onda de choque que será suficiente para la detonación de la sustancia explosiva secundaria. En la práctica, la explosión se efectúa mediante una cápsula detonante (1 a 2 g de sustancia iniciadora). La cápsula se puede quemar a distancia, por ejemplo, mediante un cordón largo (mecha); la onda de choque que parte de la cápsula hará explotar a la sustancia explosiva secundaria.

En una serie de casos, la técnica tiene que luchar contra los fenómenos de detonación. En el motor del automóvil, se produce ordinariamente una «explosión lenta» de la mezcla de la gasolina con el aire. Sin embargo, a veces surge la detonación. No se puede admitir que en el motor las ondas de choque sean un fenómeno sistemático, puesto que su acción sobre las paredes de los cilindros del motor da lugar a que se estropeen rápidamente.

Para la lucha contra la detonación en los motores hay que emplear una gasolina especial (la gasolina llamada de alto octano) o bien mezclar la gasolina con sustancias especiales, con antidetonantes, que no dan a la onda de choque la posibilidad de desarrollarse. Uno de los antidetonantes más difundidos es el tetraetilo de plomo. Esta sustancia es muy venenosa y las instrucciones advierten a los choferes la necesidad de manejar con cuidado esta gasolina.

Hay que evitar la detonación en la construcción del cañón de artillería. Durante el disparo, no tienen que formarse dentro del cañón ondas de choque, pues, en caso contrario, éste se estropearía.

Motores que trabajan a costa de transformaciones de moléculas

El hombre que vive en el siglo XX está acostumbrado a utilizar los más diversos motores que cumplen por él los trabajos y decuplican sus fuerzas.

En el caso más elemental resulta provechoso transformar la energía mecánica en mecánica pero de otro género. Por ejemplo, obligar al viento o una corriente de agua a hacer girar la rueda de un molino.

En las centrales hidroeléctricas el proceso de transformación de la energía de una corriente de agua en movimiento circulatorio de la turbina es intermedio. La turbina pone en movimiento la máquina eléctrica que engendra la corriente eléctrica. Pero en cuanto a esta transformación de energía, hablaremos sobre el particular más adelante.

Ya caen en desuso los motores a vapor. Una locomotora se ha convertido en una prenda de museo. Y la causa de ello es el rendimiento demasiado bajo de la máquina térmica.

Este hecho no significa, ni mucho menos, que no se utilizan ya las turbinas de vapor. Pero también en éstas la transformación de la energía del vapor que se expande en movimiento mecánico de la rueda constituye tan sólo una etapa intermedia. Y el objetivo final es la obtención de energía eléctrica.

En lo que concierne a los aviones y automóviles, cualquier intento de hacerlos moverse con la ayuda de una caldera o turbina de vapor no tiene ningún sentido, lo que es un hecho explícito, puesto que el peso total del motor y del calentador será demasiado grande contando respecto a un caballo de vapor.

Sin embargo, es posible librarse del calentador ajeno. En la turbina de gas de agente de transformación sirven directamente los productos incandescentes de combustión del combustible con alto poder calorífico. En estos motores el hombre utiliza las reacciones químicas, es decir, las transformaciones de las moléculas, para obtener energía. Esta circunstancia determina tanto las importantes ventajas de la turbina de gas en comparación con la turbina de vapor, como asimismo las grandes dificultades técnicas relacionadas con la garantía de su funcionamiento seguro.

Las ventajas son evidentes: la cámara de combustión para quemar el combustible tiene pequeñas dimensiones y puede situarse bajo la camisa de la turbina, y los productos de combustión de la mezcla carburante que consta, por ejemplo, de queroseno atomizado y oxígeno poseen una temperatura inalcanzable para el vapor. El flujo térmico que se forma en la cámara de combustión de la turbina de gas es muy intenso, lo que da la posibilidad de obtener un alto rendimiento.

No obstante, estas ventajas se convierten en inconveniencias. Los álabes de acero de la turbina trabajan en chorros de gas cuya temperatura alcanza 1200 °C y que están saturadas, inevitablemente, de partículas microscópicas de sales. Es fácil figurar cuán altos requerimientos es necesario plantear a los materiales de los cuales se fabrican las turbinas de gas.

Y cuando se intentó diseñar una turbina de gas con una potencia de cerca de 200 CV para un automóvil ligero se tuvo que tropezar con una dificultad plenamente peculiar: la turbina resultó ser de dimensiones tan pequeñas que se negaron a servir, en general, las soluciones ingenieriles ordinarias y los materiales acostumbrados. Sin embargo, ya se están superando las dificultades técnicas. Se han creado ya los primeros automóviles con turbina de gas, pero es difícil decir si éstos tendrán un futuro.

Resultó más fácil utilizar la turbina de gas en el transporte ferroviario. Las locomotoras con turbinas de gas ya han obtenido carta de naturaleza.

Pero el camino real para la turbina de gas lo abrieron completamente otros motores, en los cuales dicha turbina constituye una parte integrante aunque necesaria pero subordinada. Se trata del motor turborreactor que, actualmente, es el tipo principal de motor en la aviación reactiva.

El principio en que se basa un motor de reacción es extremadamente simple. En una sólida cámara de combustión se quema la mezcla carburante: los productos de combustión cuya velocidad es extraordinariamente grande (3000 m/s cuando se quema hidrógeno en oxígeno, y algo menor para otros tipos de combustible) se expulsan a través de una tobera que se ensancha suavemente hacia el lado opuesto a la dirección del movimiento. Con estas velocidades, incluso cantidades

relativamente pequeñas de productos de combustión llevan del motor un impulso grande.

Con la creación de los motores de reacción los hombres obtuvieron la posibilidad real de realizar vuelos entre planetas.

Obtuvieron una gran difusión los motores cohete de propelente líquido. En la cámara de combustión de este motor se inyectan porciones determinadas de combustible (por ejemplo, alcohol etílico) y de oxidante (habitualmente, oxígeno líquido). La mezcla se quema creando la tracción. En los cohetes de altura del tipo V-2 la tracción tiene el valor del orden de 15 tf. El cohete se carga con 8,5 t de combustible y oxidante que se queman en 1,5 min. Estas cifras son bastante elocuentes. Los motores cohete de propelente líquido son convenientes tan sólo para los vuelos a grandes alturas o fuera de los límites de la atmósfera terrestre. No tiene sentido cargar grandes cantidades de oxidante especial en un avión destinado para los vuelos en las capas inferiores de la atmósfera (hasta 20 km de altura) que contiene suficiente cantidad de oxígeno. Pero en esto caso surge el problema de impulsar en la cámara de combustión enormes cantidades de aire necesarias para asegurar una combustión enérgica. Este problema se resuelve de una manera natural: una parte de energía del chorro de gas que se crea en la cámara de combustión se toma para hacer girar un potente compresor que impele el aire a la cámara.

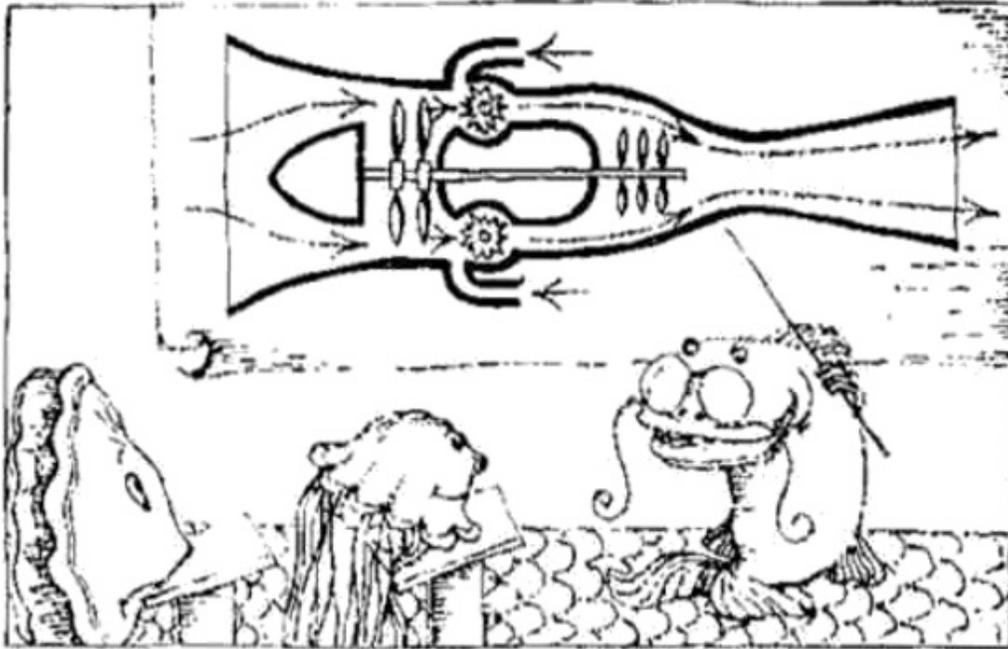


Figura 7.4

Ya hemos dicho con ayuda de qué motor se puede realizar trabajo a costa de energía de un chorro de gases incandescentes, por supuesto, es la turbina de gas. Todo el sistema en cuestión se denomina motor turborreactor (fig. 7.4). Estos motores no tienen rivales en los vuelos con las velocidades de 800 a 1200 km/h.

Para vuelos a grandes distancias con una velocidad de 600 a 800 km/h en el árbol del motor turborreactor se monta adicionalmente una hélice de avión ordinaria.

Entonces tenemos un motor turbopropulsor de hélice. Cuando la velocidad del vuelo es cerca de 2000 km/h o más, el empuje del aire cortado por el avión es tan fuerte que se elimina la necesidad de tener un compresor. Entonces, como es lógico, tampoco se necesita la turbina de gas. El motor se transforma en un tubo (o tobera) de sección variable, y en un lugar estrictamente determinado de éste se quema el combustible. En este caso se trata ya de un estatorreactor. Está claro que un estatorreactor no puede hacer despegar el avión; este motor comienza a funcionar sólo a una velocidad muy grande de vuelo.

Para los vuelos con pequeñas velocidades los motores de reacción son completamente inconvenientes debido al gran consumo de combustible.

Durante el desplazamiento por la tierra, el agua o el aire con las velocidades de 0 a 500 km/h al hombre le sirven fielmente los motores de pistón de combustión interna, de gasolina o Diesel. En plena correspondencia con su denominación la parte principal de este motor la constituye un cilindro dentro del cual se desplaza un pistón. El movimiento alternativo del pistón por medio del sistema de biela y manivela se transforma en el de rotación del árbol (fig. 7.5).

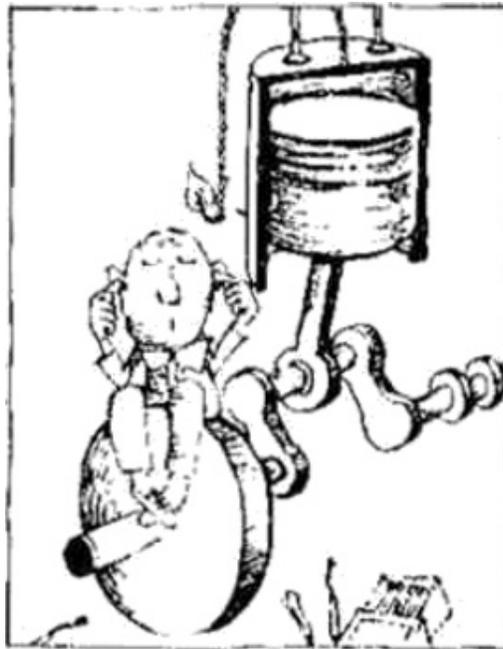


Figura 7.5

El movimiento del pistón se transmite a través de la biela a la manivela que es una parte del cigüeñal. Precisamente el movimiento de la manivela provoca la rotación del árbol. Por el contrario, si se hace girar el cigüeñal, esto origina el balanceo de las bielas y el desplazamiento de los pistones dentro de los cilindros.

El cilindro de un motor de gasolina está dotado de dos válvulas, una de las cuales se destina para dejar entrar la mezcla carburante, y la otra, para dejar escapar los

gases quemados. Para lograr que el motor comience a trabajar, es necesario hacerlo girar preliminarmente utilizando la energía de alguna fuente ajena. Supongamos que en cierto momento el pistón comenzó a bajar, mientras que la válvula de admisión está abierta. Al cilindro se succiona la mezcla de gasolina atomizada y aire. La válvula de admisión está ensamblada de tal manera con el árbol del motor que se cierra en el instante en que el pistón alcanza su posición inferior extrema.

Con la sucesiva rotación del árbol el pistón se eleva. El accionamiento automático de las válvulas las mantiene cerradas durante esta carrera, por lo tanto, la mezcla carburante se comprime. Cuando el pistón se encuentra en la posición superior la mezcla comprimida se enciende con una chispa eléctrica que salta entre los electrodos de la bujía de encendido.

La mezcla se inflama y los productos de combustión, expansionándose, trabajan, impulsando el pistón con fuerza hacia abajo, el árbol del motor recibe un potente empuje y el volante montado en el árbol acumula considerable energía cinética. A costa de esta energía se efectúan los tres tiempos preparatorios subsiguientes: primero, el escape, estando abierta la válvula de escape, el pistón se dirige hacia arriba expulsando del cilindro los gases quemados; seguidamente, tienen lugar la espiración y la compresión que ya hemos mencionado y, luego, una nueva ignición.

El motor arrancó.

Los motores de gasolina tienen potencias desde fracciones de caballo de vapor hasta 4.000 CV; su rendimiento llega a 46% y el peso por un caballo de vapor es hasta 300 gf. Estos buenos índices explican su amplia aplicación en los automóviles y aviones.

¿De qué forma se puede aumentar el rendimiento de un motor de gasolina? El camino principal es el aumento del grado de compresión.

Si antes de inflamarse la mezcla se comprime más fuertemente, su temperatura será mayor. ¿Y por qué es importante aumentar la temperatura? Se trata de que se puede demostrar estrictamente. La demostración es muy engorrosa y carece de interés, por cuya razón la omitimos, exhortando al lector, como lo hicieramos ya

reiteradas veces, que de cuando en cuando crea de palabra a los autores, que el valor máximo del rendimiento es igual a $1 - T_0/T$, donde T es la temperatura del agente de transformación, y T_0 , la temperatura del medio ambiente. Con el medio no podemos hacer nada, pero en cuanto a la temperatura del agente de transformación la procuramos alimentar, en todos los casos, máximamente posible. Sin embargo (lamentablemente, si que existe este «sin embargo») la mezcla fuertemente comprimida detona (véase páginas anteriores). La carrera de trabajo adquiere el carácter de una fuerte explosión que puede deteriorar el motor.

Es necesario tomar medidas especiales que disminuyen las propiedades detonantes de la gasolina, lo que aumenta el precio del combustible ya de por sí no barato.

Los problemas de elevación de la temperatura durante la carrera de trabajo, de eliminación de la detonación y de disminución del precio del combustible han encontrado una feliz solución en el motor Diesel.

El motor Diesel, por su estructura, recuerda en alto grado el de gasolina, pero está destinado para trabajar con productos de refinación del petróleo más baratos y de peor calidad que la gasolina.

El ciclo se inicia con la aspiración al cilindro de aire puro. Seguidamente, el aire se comprime por el pistón hasta 20 atmósferas, aproximadamente.

Sería muy difícil conseguir tan alta compresión haciendo girar previamente el motor con la mano. Por esta causa, el motor se pone en marcha recurriendo a un motor especial de arranque, habitualmente, de gasolina, o bien, con aire comprimido.

Con una compresión fuerte, la temperatura del aire en el cilindro se eleva hasta tal punto que llega a ser suficiente para la inflamación de la mezcla carburante. Pero, ¿de qué modo se la puede hacer entrar en el cilindro donde se ha derivado la alta presión? Aquí no sirve la válvula de aspiración. Esta se sustituye por un inyector que inyecta combustible en el cilindro a través de un diminuto orificio. El combustible se inflama a medida que entra, con lo cual se elimina el peligro de detonación sustancial para un motor de gasolina.

La eliminación del peligro de detonación permite construir motores Diesel de bajas revoluciones para barcos con una potencia de muchos miles de caballos de vapor. Naturalmente, estos adquieren dimensiones muy considerables, pero, con todo, resultan menos voluminosos que un grupo compuesto de caldera de vapor y turbina.

Los barcos provistos de motores Diesel se denominan motonaves.

El barco en que entre el motor Diesel y la hélice se interponen un generador y un motor de corriente continua se denomina barco propulsado por motor Diesel-eléctrico.

Las locomotoras Diesel que, en la actualidad, se introducen ampliamente en los ferrocarriles, están construidas de acuerdo con el mismo esquema, por cuya razón puede llamarse también locomotoras Diesel-eléctricas.

Los motores de pistón de combustión interna que nosotros hemos examinado como útiles, han tornado sus principales elementos constructivos, a saber: el cilindro, el pistón, la obtención del movimiento giratorio por medio del mecanismo de biela y manivela, de la máquina de vapor que, actualmente, poco a poco se retira de las tablas. La máquina de vapor se podría llamar «motor de pistón de combustión externa». Precisamente esta combinación de una voluminosa caldera de vapor con el sistema no menos voluminoso de transformación del movimiento de avance en el de rotación priva la máquina de vapor de la posibilidad de competir con éxito con los motores más modernos.

Las máquinas de vapor modernas tienen un rendimiento de cerca de 10%. Las locomotoras eliminadas hoy en día de la producción dejaban escapar por la chimenea, sin provecho alguno, hasta el 95 % del combustible que consumían.

Este rendimiento «récord» por lo insignificante encuentra su explicación en el empeoramiento inevitable de las propiedades de la caldera de vapor destinada para montarse en la locomotora en comparación con una caldera de vapor estacionaria.

¿Por qué, entonces, las máquinas de vapor durante tal largo tiempo encontraron una aplicación tan amplia en el transporte?

Además del apego a las soluciones acostumbradas, tuvo también significación la circunstancia de que la máquina de vapor posee muy buena característica de tracción: resulta que con cuanta mayor es la carga se opone al desplazamiento del émbolo, con tanta mayor fuerza presiona sobre éste el vapor, es decir, el momento de rotación desarrollado por la máquina de vapor se acrecienta en condiciones difíciles, lo que es, precisamente, importante en el transporte. Pero, se sobreentiende que el hecho de que la máquina de vapor no requiere un sistema complejo de transmisiones de cambio hacia los ejes motores no compensa, en modo alguno, su defecto principal: el bajo rendimiento.

Aquí, precisamente, radica la causa de que la máquina de vapor es sustituida por otros motores.

Capítulo 8

Principios de la termodinámica

Contenido:

- *Conservación de la energía, expresada en el lenguaje de las moléculas*
- *Cómo transformar el calor en trabajo*
- *Entropía*
- *Fluctuaciones*
- *¿Quién descubrió las leyes de la termodinámica?*

La conservación de la energía, expresada en el lenguaje de las moléculas

Los principios de la termodinámica forman parte de la cohorte de las grandes leyes de la naturaleza. Estas leyes no son muchas. Pueden contarse por los dedos de una sola mano.

El objetivo primordial de toda ciencia, incluyendo, por supuesto, la física, consiste en la búsqueda de las reglas, las regularidades, las leyes generales y las leyes magnas a que se subordina la naturaleza. Esta búsqueda comienza con la observación o con el experimento. Por esta razón decimos que todos nuestros conocimientos revisten carácter empírico. En pos de las observaciones sigue la búsqueda de las generalizaciones. Una labor persistente, las meditaciones y cálculos, una idea súbita permiten hallar las leyes de la naturaleza. Y, después, viene la tercera etapa: la de deducir, de una forma lógica y estricta, basándose en estas leyes generales, corolarios y leyes particulares que pueden comprobarse por vía experimental. A propósito, en ello, precisamente, reside la explicación del fenómeno. Explicar, significa ajustar lo particular a lo general.

Desde luego que el sueño de la ciencia es reducir las leyes a un número mínimo de postulados. Los físicos, incansablemente, buscan tales posibilidades, procuran resumir en varias líneas y por medio de elegantes fórmulas toda la suma de nuestros conocimientos acerca de la naturaleza. Albert Einstein, a lo largo de treinta

años, aproximadamente, trató de unificar las leyes de los campos gravitacional y electromagnético. El futuro revelará si se consigue alcanzar este objetivo.

Bueno, ¿que son, al fin y al cabo, estos principios de la termodinámica? Una definición breve, por regla general, peca de imprecisión. Pero, tal vez, lo que más nos acerque al quid de la cuestión será decir que la termodinámica es el estudio acerca de las reglas de acuerdo con las cuales los cuerpos intercambian energía. Sin embargo, los conocimientos sobre los principios (o, como también se denominan a veces, las leyes) de la termodinámica ya permiten hallar, por vía estrictamente lógica (matemática), las relaciones entre las propiedades caloríficas y mecánicas de los cuerpos y dan la posibilidad de establecer una serie de regularidades importantísimas que conciernen al cambio de estado de los cuerpos. De este modo, puede ser que la definición más exacta de este capítulo, que nos interesa, de la física será la frase trivial: la termodinámica es el conjunto de conocimientos que derivan del primero y del segundo principio de la termodinámica.

El primer principio de la termodinámica fue patentizado en una forma concisa y expresiva ya en la época en que los físicos preferían no hablar de las moléculas. Formulaciones de este tipo (que no nos obligan a «internarse» en el seno del cuerpo) llevan el nombre de fenomenológicas, es decir, «referentes al fenómeno». El primer principio de la termodinámica representa cierta precisión y ampliación de la ley de la conservación de la energía.

Hemos establecido que los cuerpos poseen energías cinética y potencial y que en un sistema cerrado la suma de estas energías, la energía total, no puede ni desaparecer ni aparecer. La energía se conserva.

Si dejamos aparte el movimiento de los cuerpos celestes, resulta que, probablemente, podemos decir, sin exagerar, que no hay fenómeno alguno en que el movimiento mecánico no se vea acompañado de un calentamiento o enfriamiento de los cuerpos circundantes. Si un cuerpo queda parado debido al rozamiento, a primera vista parece que su energía cinética se ha perdido. Me obstante, así parece solamente a primera vista. En la realidad, se puede demostrar que la conservación tiene lugar con exactitud absoluta: la energía mecánica del cuerpo se ha consumido para el calentamiento del medio. ¿Pero qué significa esto en el lenguaje de las

moléculas? Esto significa lo siguiente: la energía cinética del cuerpo se ha transformado en energía cinética de las moléculas del medio.

Bueno, ¿y qué ocurre en el caso cuando trituramos hielo en un mortero? El termómetro indica constantemente cero grados. Al parecer, la energía mecánica ha desaparecido. ¿A dónde se ha ido en este caso? Aquí también la respuesta resulta muy clara: el hielo se transformó en agua. En consecuencia, la energía mecánica se ha consumido para destruir los enlaces entre las moléculas, ha cambiado la energía interna de las moléculas. Cada vez que notamos que la energía mecánica de los cuerpos ha desaparecido, descubrimos sin dificultad que este hecho tan sólo nos parece, y que, en la realidad, la energía mecánica se ha transformado en energía interna de los cuerpos.

En un sistema cerrado unos cuerpos pueden perder y otros adquirir la energía interna. Pero la suma de la energía interna de todos los cuerpos adicionada a la energía mecánica queda constante para el sistema dado.

Por ahora, dejemos al lado la energía mecánica. Examinemos dos momentos de tiempo. En el primer momento los cuerpos se encontraban en reposo, seguidamente, tuvieron lugar ciertos acontecimientos, y ahora, los cuerpos otra vez se encuentran en reposo. Estamos seguros de que la energía interna de todos los cuerpos que integraban el sistema quedó invariable. Pero, unos cuerpos perdieron la energía y otros la adquirieron. Este acontecimiento pudo realizarse por dos caminos. Ya sea que un cuerpo ejerció sobre el otro un trabajo mecánico (supongamos que lo comprimió o dilató) o bien, un cuerpo transmitió al otro calor.

El primer principio de la termodinámica afirma: la variación de la energía interna del cuerpo es igual a la suma de trabajo comunicado a este cuerpo y de calor transferido al mismo.

El calor y el trabajo son dos formas distintas en que la energía puede transferirse de un cuerpo a otro. La transmisión del calor se efectúa por medio de impactos desordenados de las moléculas. La transmisión de la energía mecánica consiste en que las moléculas de un cuerpo, acordemente, moviéndose en filas, transmiten su energía a otro cuerpo.

Cómo transformar el calor en trabajo

En el título de este párrafo utilizamos ahora con cierta negligencia la palabra «calor». Como acabamos de señalar, el calor es una forma de transmisión de energía. Por esta razón, sería más correcto plantear la cuestión de la siguiente manera: ¿cómo transformar la energía térmica, o sea, la energía cinética de movimiento de las moléculas en trabajo? Pero la palabra «calor» es familiar, corta y expresiva. Esperamos que el lector no se contunda si la empleamos en la acepción que ahora hemos definido con precisión.

En cuanto al calor, éste existe alrededor de nosotros en exceso. Pero, lamentablemente, toda esta energía de movimiento de las moléculas es absolutamente inútil: es imposible transformarla en trabajo. Semejante energía de ningún modo puede incluirse entre nuestras reservas energéticas. Vamos a analizar este enunciado.

Desviado de la posición de equilibrio, el péndulo, tarde o temprano, se para; la rueda de una bicicleta invertida al ser empujada con la mano, dará muchas vueltas, pero, al fin y al cabo, también terminará su movimiento. No hay excepciones en esta importante ley: todos los cuerpos que nos rodean y que se mueven espontáneamente, al fin y al cabo, se paran⁶.

Si se tienen dos cuerpos, uno de los cuales está caliente y el otro frío, el calor se irá transmitiendo del primero de ellos al segundo hasta que sus temperaturas se equilibren. En esto caso terminará la transmisión de calor y pararán de alterarse los estados de los cuerpos. Se establecerá un equilibrio térmico.

No existe un solo fenómeno en el que los cuerpos salgan por su cuenta del estado de equilibrio. No puede darse el caso de que la rueda situada en un eje empiece a girar por sí sola. Tampoco puede ocurrir que se caliente por sí mismo el tintero situado sobre la mesa.

⁶ Naturalmente, aquí no se tiene en cuenta el movimiento uniforme de traslación y la rotación uniforme de un sistema de cuerpos como un todo.

La tendencia al equilibrio significa que para los sucesos solamente hay un paso natural: el calor pasa del cuerpo caliente al frío, pero no puede pasar por sí solo del cuerpo frío al caliente.

La energía mecánica del péndulo en oscilación se transforma en calor gracias a la resistencia del aire y al rozamiento en el centro de suspensión. Sin embargo, de ninguna manera comenzará a balancearse el péndulo a cuenta del calor que hay en el medio ambiente. Los cuerpos se ponen en estado de equilibrio, pero no pueden por sí solos salir de él.

Esta ley de la naturaleza muestra, directamente, qué parte de la energía que está a nuestro alrededor es inútil por completo. Esta es la energía del movimiento térmico de las moléculas de aquellos cuerpos que se encuentran en estado de equilibrio. Tales cuerpos no son capaces de convertir su energía en movimiento mecánico.

Esta parte de energía es enorme. Calculemos la magnitud de esta energía «muerta». Al disminuir la temperatura en 1 °C un kilogramo de tierra que tiene una capacidad calorífica de 0,2 kcal/kg, pierde 0,2 kcal. Este es un número relativamente pequeño. Sin embargo, calculemos cuánta energía obtendríamos si se consiguiese enfriar en un solo grado esta substancia tomada en toda la masa terrestre, que es igual a 6×10^{24} kg. Multiplicando, obtenemos un número grandísimo: $1,2 \times 10^{24}$ Kcal.

Para que podamos figurarnos esta magnitud, señalemos inmediatamente, que actualmente, la energía anual producida por todas las centrales eléctricas de todo el mundo es igual 10^{15} a 10^{16} kcal, o sea, es mil millones de veces menor.

No hay que asombrarse de que cálculos semejantes sean hipnotizadores para los inventores poco expertos. Antes hablamos de las pruebas de construcción de un motor eterno («móvil perpetuo») que crease trabajo de la nada. Operando con las conclusiones de la física, que se deducen de la ley de conservación de la energía, es imposible rechazar esta ley con la creación de un motor eterno (ahora lo llamaremos motor eterno de primera especie).

Este mismo error cometen también los inventores un poco más sutiles que hacen construcciones de motores que producen movimiento mecánico a cuenta solamente

del enfriamiento del medio. Este motor irrealizable se llama motor eterno de segunda especie. Aquí también se comete un error de lógica, puesto que el inventor se basa en las leyes de la física, que se deducen de la ley sobre la tendencia de todos los cuerpos a mantener el estado de equilibrio, y, mediante estas leyes, procura desmentir las bases en las que ellas se apoyan.

Así, pues, no se puede efectuar trabajo substrayendo solamente calor del medio ambiente. Dicho sea de otro modo, un sistema de cuerpos que están entre sí en equilibrio es improductivo.

Por consiguiente, para obtener trabajo es necesario, ante todo, hallar cuerpos que no estén en equilibrio con sus vecinos. Solamente entonces se conseguirá realizar el proceso de transmisión del calor de un cuerpo a otro o de transformar el calor en energía mecánica.

La creación de un flujo de energía es la condición necesaria para la obtención de trabajo. En el «camino» de este flujo se puede transformar en trabajo la energía de los cuerpos.

Por eso, solamente la energía de los cuerpos que no están en equilibrio con el medio que les rodea, se puede considerar como reservas energéticas útiles para el hombre.

La ley que acabamos de explicar, o sea, la imposibilidad de crear el movimiento perpetuo de segunda especie, se denomina segundo principio de la termodinámica. Por ahora, lo hemos expresado en forma de una regla fenomenológica. Pero, por cuanto sabemos que los cuerpos están constituidos por moléculas, como asimismo sabemos que la energía interna es la suma de energías cinética y potencial de las moléculas, resulta que no nos está del todo claro cuál es la razón de que, de pronto, apareció cierta ley «complementaria». ¿Por qué la ley de la conservación de la energía formulada para las moléculas es insuficiente para formar una idea respecto a todos los fenómenos naturales?

En una palabra, involuntariamente surge la siguiente pregunta: ¿y por qué, hablando con propiedad, las moléculas se comportan de tal forma que, abandonadas a su propia suerte, tienden al equilibrio?

Entropía

Esta pregunta es muy importante e interesante. Para contestarla habrá que comenzar desde muy lejos.

Los casos cotidianos, frecuentes, los consideramos probables. Por el contrario, se suponen improbables, los sucesos que han tenido lugar gracias a la coincidencia de una serie de circunstancias raras.

El caso improbable no requiere la manifestación de ninguna fuerza sobrenatural. En él no hay nada imposible, no hay nada que contradiga a las leyes de la naturaleza. A pesar de esto, en muchos casos estamos completamente convencidos de que lo improbable es, prácticamente, idéntico a lo imposible.

Veán la tabla de premios de la lotería. Calculen cuántos billetes hay cuyos números acaben con la cifra 4, o con 5, o con 6. No nos causará asombro cuando hallemos que a cada cifra corresponde aproximadamente la décima parte de los billetes premiados.

Y, ¿puede ocurrir que haya una quinta parte y no una décima de billetes con números que terminen con la cifra 5? Uds. dirán que es poco probable. ¿Y si la mitad de los billetes premiados tuvieran este número? ¡No! Esto es completamente improbable..., y, por consiguiente» imposible.

Reflexionando sobre las condiciones que se necesitan para que el suceso sea probable, llegamos a la conclusión siguiente: la probabilidad de un suceso depende del número de modos que se puede realizar. Cuanto mayor sea el número de estos modos, con mayor frecuencia se producirá este suceso.

Más exactamente, la probabilidad es la razón del número de modos de realización del suceso dado al número de modos de realización de todos los sucesos posibles.

Escriban las cifras desde 0 hasta 9 en diez redondeles de cartón y colóquenlos en un saquito. Saquen ahora un redondel, observen su número y pónganlo otra vez en el saquito. Esto es muy parecido a la rifa de la lotería. Se puede afirmar con seguridad que no sacarán una misma cifra, por ejemplo, 7 veces seguidas, incluso si dedican

toda la tarde, a esta obra aburrida. ¿Por qué? La extracción de siete cifras iguales es un suceso que se realiza solamente de diez modos (7 ceros, 7 unidades, 7 doses, etc.). En total hay 10^7 posibilidades de extraer siete redondeles. Por eso, la probabilidad de extraer, uno tras otro, siete redondeles con la misma cifra, es igual a $10/10^7 = 10^{-6}$, es decir, es solamente igual a una millonésima.

Si se echan en un cajón granitos negros y blancos y se mezclan con una pala, se distribuirán muy pronto y uniformemente por todo el cajón. Cogiendo al azar un puñado de granitos, hallaremos en él, aproximadamente, el mismo número de granitos blancos y negros. Por mucho que los mezclemos, el resultado será siempre el mismo: la uniformidad se conserva. Pero, ¿por qué no se efectúa una división de los granos? ¿Por qué no se consigne, después de mezclarlos mucho, que queden arriba los granos negros y abajo los blancos? Todo consiste aquí también en la probabilidad. Este estado, en el que los granos se distribuyen desordenadamente, o sea, que los granos blancos y negros están mezclados uniformemente, se puede realizar por una inmensa cantidad de métodos y, por consiguiente, posee la mayor probabilidad. Por el contrario, un estado tal, en que todos los granos blancos estén por encima y todos los negros por debajo, es único. Por eso, la probabilidad de su realización es insignificante.

De los granitos en el cajón, fácilmente pasaremos a las moléculas de que se componen los cuerpos. El comportamiento de las moléculas se debe al azar. Esto, particularmente se ve claro en el ejemplo de los gases, como ya sabemos, las moléculas de gas chocan desordenadamente, se mueven en todas las direcciones posibles, con una u otra velocidad. Este eterno movimiento térmico baraja las moléculas, las mezcla como lo hace la pala con los granitos en el cajón.

La habitación en que nos encontramos está llena de aire. ¿Por qué no puede ocurrir, en un momento dado, que las moléculas de la mitad inferior de la habitación pasen a la mitad superior, bajo el techo? Este proceso no es imposible, pero es muy improbable. Pero, ¿qué quiere decir muy improbable? Si este fenómeno fuese incluso mil millones de veces menos probable que la distribución desordenada de las moléculas, a pesar de todo, algo se podría esperar ¿Puede ser que consigamos topar con este fenómeno?

El cálculo muestra que, para un recipiente de 1 cm^3 de volumen, esto fenómeno se encuentra una vez cada $10^{30\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000}$ veces. No merece la pena hacer distinción entre las palabras «extremadamente improbable» e «imposible». Es que el número que hemos escrito es inconcebiblemente grande; dividiéndolo por el número de átomos que hay, no sólo en el globo terrestre, sino en todo el sistema solar, resultará, a pesar de todo, un número grandísimo.

¿Cuál será el estado de las moléculas de gas? El más probable. Y el más probable es el estado que se realiza por el máximo número de modos, o sea, la distribución desordenada de las moléculas en la que hay, aproximadamente, un número igual de moléculas que se mueven hacia la derecha y hacia la izquierda, hacia arriba y hacia abajo; en la que en cada volumen se encuentra igual número de moléculas, igual proporción de moléculas rápidas y lentas en las partes superior e inferior del recipiente. Cualquier alteración de este desorden, o sea, de la mezcolanza uniforme y desordenada de las moléculas respecto a los lugares y según las velocidades, está ligada con una disminución de la probabilidad, o bien, abreviando, representa un suceso improbable.

Por el contrario, los fenómenos ligados con la mezcolanza, con la creación de desorden del orden, aumentan la probabilidad del estado.

Esto significa que estos fenómenos son los que van a determinar el curso natural de los sucesos. La ley sobre la imposibilidad de un motor eterno de segunda especie, la ley sobre la tendencia de todos los cuerpos a mantenerse en estado de equilibrio, tienen ahora su explicación. ¿Por qué se transforma el movimiento mecánico en calor? Pues, porque el movimiento mecánico es ordenado y el térmico es desordenado. El paso del orden al desorden eleva la probabilidad de un estado determinado.

Los físicos emplean frecuentemente una magnitud auxiliar, llamada entropía. La entropía caracteriza el grado de orden y está ligada por una fórmula simple con el número de modos de creación de un estado. Aquí no vamos a exponer esta fórmula, solamente apuntaremos que cuanto mayor sea la probabilidad, tanto mayor será la entropía.

La ley de la naturaleza que examinamos ahora, dice: todos los procesos naturales se producen de modo que aumenta la probabilidad de existencia de un estado.

Dicho de otro modo, esta misma ley de la naturaleza se formula como la ley del aumento de la entropía.

La ley del aumento de la entropía es una ley muy importante de la naturaleza. De ella se deduce, en particular, la imposibilidad de la construcción de un motor eterno de segunda especie o, lo que es lo mismo, la afirmación de que los cuerpos, una vez abandonados, tienden al equilibrio.

La ley del incremento de la entropía es, en esencia, el segundo principio de la termodinámica. La diferencia es formal, mientras que el contenido es el mismo. Y, lo que es lo principal, hemos interpretado el segundo principio de la termodinámica en el lenguaje de las moléculas.

En cierto sentido, la ubicación de estas dos leyes bajo un solo «gorro» no es del todo conveniente. La ley de la conservación de la energía es una ley absoluta. En cuanto a la ley del incremento de la entropía, esta ley, como se infiere de lo expuesto anteriormente, es aplicable tan sólo a una agrupación lo suficientemente grande de partículas, mientras que para las moléculas aisladas es meramente imposible formularla.

El carácter estadístico (esto significa que se refiere a una reunión grande de partículas) del segundo principio de la termodinámica, no disminuye de ningún modo su importancia. La ley del aumento de la entropía predestina la dirección de los procesos. En este sentido se puede llamar a la entropía director-distribuidor de las riquezas naturales, mientras que la energía desempeña el papel del contador.

Fluctuaciones

Ya hemos dicho que los procesos espontáneos dan lugar al estado más probable del sistema, al aumento de la entropía. Después de que la entropía del sistema haya alcanzado el máximo, cesa la evolución ulterior del sistema y se consigue el equilibrio.

Pero el estado de equilibrio no significa, de ningún modo, reposo interno. Dentro del sistema tiene lugar un movimiento térmico intenso. Por eso, hablando estrictamente, cualquier cuerpo físico, en cada instante, «deja de ser lo que es»; la posición relativa de las moléculas en cada instante sucesivo no es la misma que en el anterior. Por lo tanto, los valores de todas las cantidades físicas se conservan «por término medio», éstas no son exactamente iguales a sus valores más probables, sino que oscilan alrededor de ellos. La desviación de los valores más probables del equilibrio se llama fluctuación. Las magnitudes de diversas fluctuaciones son extremadamente pequeñas. Cuanto mayor sea la magnitud de la fluctuación, tanto menos probable será ésta.

El valor medio de la fluctuación relativa, es decir, la parte en que puede variar la magnitud física que nos interesa, gracias a los movimientos térmicos caóticos de las moléculas, puede representarse, aproximadamente, por la expresión $1/\sqrt{N}$ donde N es el número de moléculas del cuerpo que se examina o de un trozo de él. Por lo tanto, las fluctuaciones son notables para los sistemas que están compuestos de un número pequeño de moléculas, y no se perciben en los cuerpos grandes que se componen de millones y millones de moléculas.

La fórmula $1/\sqrt{N}$ muestra que en un centímetro cúbico de gas, la densidad, la presión, la temperatura y cualesquiera otras propiedades, pueden variar en $1/\sqrt{(3 \times 10^{19})}$ o sea, aproximadamente, en los límites de 10^{-8} %. Estas fluctuaciones son demasiado pequeñas para que se las pueda observar experimentalmente. Sin embargo, otra cosa ocurre en el volumen de un micrómetro cúbico. Aquí $N = 3 \times 10^7$ y las fluctuaciones alcanzan magnitudes mensurables, de unas centésimas de uno por ciento.

La fluctuación representa un fenómeno «anormal», en el sentido de que ésta conduce a los pasos de un estado más probable a otro menos probable. Durante la «fluctuación» el calor pasa del cuerpo frío al caliente, se infringe la distribución uniforme de las moléculas, se crea un movimiento ordenado.

¿Puede ser que en estos rompimientos se consiga construir el motor eterno de segunda especie?

Figurémonos, por ejemplo, una turbinilla diminuta, situada en un gas enrarecido. ¿Se podría hacer de modo que esta pequeña máquina reaccionase a todas las fluctuaciones de cualquier dirección? Por ejemplo, que girase, si el número de moléculas que van hacia la derecha se hiciese mayor que el número de moléculas que van hacia la izquierda. Estos pequeños golpes se podrían sumar y, al fin y al cabo, se crearía trabajo. El principio de la imposibilidad de un motor eterno de segunda especie sería desmentido.

Poro, a pesar de todo, de principio, es imposible una construcción semejante. El estudio detallado, teniendo en cuenta que la turbinilla tiene sus fluctuaciones propias, que son tanto mayores, cuanto menores sean sus dimensiones, muestra que las fluctuaciones no pueden conducir, en general, a ningún trabajo. Aunque continuamente aparecen a nuestro alrededor nuevas alteraciones de la tendencia al equilibrio, éstas no pueden alterar la evolución inevitable de los procesos físicos hacia el lado que aumenta la probabilidad del estado, o sea, la entropía.

¿Quién descubrió las leyes de la termodinámica?

En esto caso, no podemos limitarnos con citar un nombre. El segundo principio de la termodinámica tiene su historia.

Aquí, al igual que en la historia del primer principio de la termodinámica, se tiene que recordar el nombre del francés Sadi Carnot. En el año 1824, Carnot publicó con sus medios una obra llamada «Reflexiones sobre la fuerza motriz del fuego». En este trabajo se indicó por primera vez que el calor no podía pasar de un cuerpo frío a uno caliente sin gastar trabajo.



Rodolfo Clausius (1822-1888), destacado físico teórico alemán. Fue el primero en formular con precisión el segundo principio de la termodinámica, en 1850, en forma de tesis, que reza que el calor no puede pasar por sí mismo de un cuerpo frío a uno caliente, y en 1865, recurriendo al concepto de entropía que él mismo introdujo. Entre los primeros, fue Clausius se dedicó a los problemas de la capacidad calorífica de los gases poliatómicos y la conductibilidad térmica de los gases. Los trabajos de Clausius referentes a la teoría cinética de los gases contribuyeron al desarrollo de las ideas estadísticas sobre los procesos físicos. A él pertenece una serie de trabajos interesantes en el campo de fenómenos eléctricos y magnéticos.

Carnot mostró también, que el rendimiento máximo de una máquina térmica se determina solamente por la diferencia de temperaturas del calentador o fuente de calor y del medio refrigerante.

Solamente después de la muerte de Carnot., en el año 1832, los físicos fijaron su atención a este trabajo. Sin embargo, tuvo poca influencia en el desarrollo ulterior

de las ciencias, puesto que toda la obra de Carnot se basaba en el reconocimiento de una «substancia» indestructible e increable, el fluido calórico.

Solamente después de los trabajos de Mayer, Joule y Helmholtz, que establecieron la ley de equivalencia del calor y del trabajo, el gran físico alemán Rodolfo Clausius (1822-1888) descubrió el segundo principio de la termodinámica y lo formuló matemáticamente. Clausius introdujo la entropía y mostró que la esencia del segundo principio de la termodinámica se reduce a un aumento inevitable de la entropía en todos los procesos reales.

El segundo principio de la termodinámica permite enunciar una serie de leyes generales a las que tienen que someterse todos los cuerpos, cualquiera que sea su constitución. Sin embargo, todavía queda una pregunta: ¿cómo hallar una relación entre la constitución del cuerpo y sus propiedades? A esta pregunta responde una rama de la física llamada física estadística.

Está claro que se necesita un método completamente nuevo para calcular las magnitudes físicas que caracterizan los sistemas compuestos de millones y millones de partículas. Sería, pues, absurdo, por no decir absolutamente imposible observar los movimientos de todas las partículas y describir este movimiento sirviéndose de las fórmulas de la mecánica. Sin embargo, precisamente esta inmensa cantidad de partículas es la que ofrece la posibilidad de aplicar los nuevos métodos de la «estadística» para el estudio de los cuerpos. Estos métodos emplean ampliamente el concepto de probabilidad de los sucesos. Las bases de la física estadística fueron establecidas por el célebre físico austríaco L. Boltzmann (1844—1906). En una serie de trabajos, Boltzmann mostró cómo se podrían aplicar los métodos indicados para los gases.

La culminación lógica de estas investigaciones fue la interpretación estadística del segundo principio de la termodinámica dada por Boltzmann en el año 1877. La fórmula que liga la entropía con la probabilidad del estado del sistema está grabada en el monumento a Boltzmann.

Es difícil sobreestimar la proeza científica de Boltzmann, que halló en la física teórica caminos completamente nuevos. Las investigaciones de Boltzmann, durante

su vida, fueron causa de burlas por parte del profesorado conservador alemán: en aquel tiempo, las representaciones atómicas y moleculares se tomaban como inocentes y no científicas. Boltzmann acabó suicidándose.

El edificio de la física estadística se terminó, en grado considerable, con las obras del célebre físico norteamericano J. W. Gibbs (1830-1903). Este generalizó los métodos de Boltzmann y señaló el modo de aplicación del método de la estadística para todos los cuerpos.

El último trabajo de Gibbs salió a la luz ya a comienzos del siglo XX. Este modesto sabio publicaba sus trabajos en el noticiero de una pequeña universidad provincial. Muchos años pasaron antes de que conociesen los físicos sus investigaciones admirables.

La física estadística señala el camino a seguir para poder calcular las propiedades de los cuerpos que constan de una cantidad dada de partículas. Claro que no hay que creer que estos métodos de cálculo son omnipotentes. Si el carácter del movimiento de los átomos en el cuerpo es muy complicado, tal como sucede en los líquidos, el cálculo se hace, prácticamente, irrealizable.

Capítulo 9

Grandes moléculas

Contenido:

- *Cadenas de átomos*
- *Flexibilidad de las moléculas*
- *El director gerente de la célula*
- *Cristales globulares*
- *Paquetes de moléculas*
- *Contracción muscular*

Cadenas de átomos

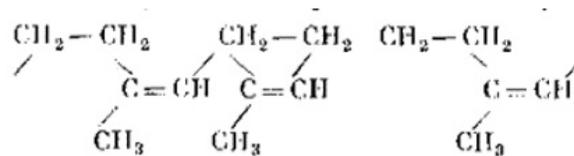
Hace mucho que los químicos y los tecnólogos tenían que ver con las sustancias naturales constituidas por moléculas largas en las cuales los átomos estaban ligados a semejanza de eslabones de una cadena. No es necesario buscar lejos los ejemplos: las sustancias tan difundidas como caucho, celulosa, proteína son moléculas en forma de cadena que constan de muchos miles de átomos. Las representaciones estructurales sobre estas moléculas aparecieron y se desarrollaron en los años veinte del siglo XX, cuando los químicos aprendieron a prepararlas en el laboratorio.

Uno de los primeros pasos en la obtención de sustancias construidas de moléculas largas fue la creación del caucho artificial. Esto magnífico trabajo lo realizó en 1921, el químico soviético Serguéi Vasílievich Lébedev. El problema de obtención del caucho que se necesitaba vitalmente para fabricar los neumáticos (por cuanto la goma se prepara del caucho) se planteó debido al hecho de que en la Unión Soviética no hay caucho natural.

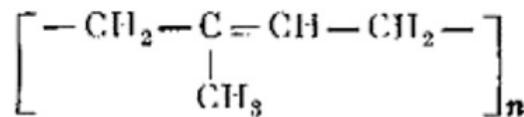
En la selva brasileña crece la hevea, árbol que produce en abundancia el látex, jugo lechoso, suspensión del caucho. Los indios hacían del caucho pelotas y lo utilizaban para el calzado. En 1830 los europeos aprendieron a vulcanizar el caucho. Al tratarlo con azufre, en lugar del pegajoso y fluyente caucho se obtenía goma elástica.

Al principio, su consumo era pequeño. En cambio, actualmente, la humanidad requiere millones de toneladas de caucho cada año. La hevea crece solamente en los bosques tropicales. De este modo, si quiere verse libre de la importación del caucho, es necesario producir este material en las plantas.

Y para alcanzar este objetivo es preciso, claro está, conocer que es, en fin de cuentas, el caucho. Para el comienzo de los trabajos de Lébedev la fórmula química del caucho ya no se ignoraba. He aquí esta fórmula:



La cadena expuesta aquí no tiene comienzo ni fin. Vemos que las moléculas están constituidas por eslabones idénticos. A raíz de ello la fórmula de caucho puede representarse en forma breve de la siguiente manera:



El número n alcanza muchos miles. Las largas moléculas estructuradas de eslabones que se repiten recibieron el nombre de polímeros.

Hoy en día, en la técnica y en la industria textil tiene difusión amplísima un número muy grande de polímeros sintéticos. Entre éstos se cuentan el nilón, el polietileno, el polipropileno, el cloruro de polivinilo y muchos otros.

La más simple estructura la tiene la molécula de polietileno. Ahora, en cada vivienda, en los cajones de las mesas de cocina se puede encontrar saquitos de este material. Si alargamos hasta el límite una molécula de polietileno, esta tendrá la forma representada en la fig. 9.1. Como ve el lector, los físicos lograron determinar las distancias entre los átomos y los ángulos entre los enlaces de valencia.

No es obligatorio que las largas moléculas consten de eslabones que se repiten, es decir, estas moléculas no pueden representarse por la fórmula similar a la dada

para el caucho. Los químicos aprendieron a «construir» moléculas constituidas por dos o más eslabones diferentes que siguen uno tras otra tanto en orden, como caóticamente.

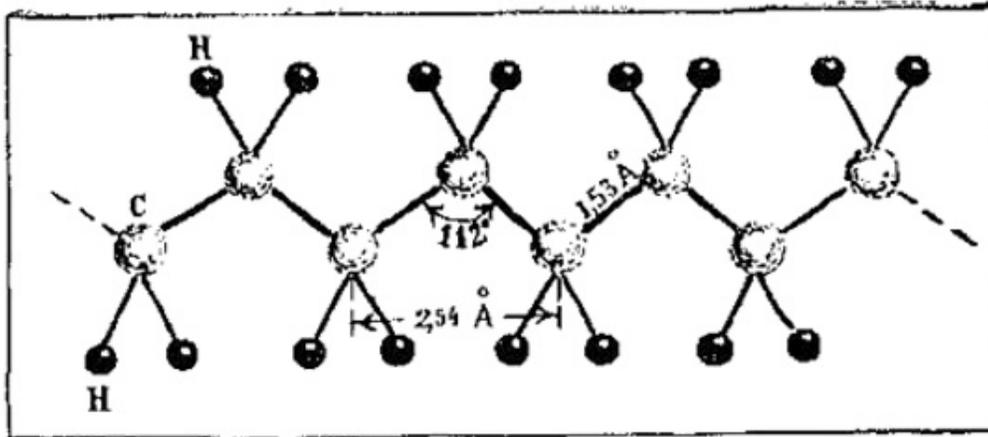


Fig. 9.1

Si estos eslabones se alternan observando un orden determinado, digamos, siguiendo el esquema

ABABABABAB

entonces, semejante molécula se denomina polímero regular. Ahora bien, tenemos que ver, con frecuencia, con las moléculas que no mantienen esta regularidad de secuencia. La molécula

ABBABAAABBBBABABAABBA

lleva el nombre de polímero no regular.

La molécula natural de proteína también se llama polímero. Las proteínas están estructuradas con 20 fragmentos de distinto género. Estos fragmentos se denominan radicales aminoácidos.

Entre las moléculas de proteínas y las moléculas sintéticas formadas por varios fragmentos dispuestos desordenadamente existe una diferencia sustancial. En el

fragmento de un polímero sintético no hay dos moléculas idénticas. La secuencia desordenada de los fragmentos de los cuales se forma la molécula en cadena es de un tipo en una molécula y de otro tipo en otra. En la mayoría de los casos esta circunstancia influye negativamente sobre las propiedades del polímero. Si las moléculas no se parecen unas a otras, no pueden empaquetarse bien. De principio, de estas moléculas no se puede formar un cristal ideal. Las sustancias de este tipo se caracterizan por el «grado de cristalinidad».

En los últimos decenios los químicos dominaron la construcción de polímeros regulares y la industria recibió a su disposición muchos nuevos materiales valiosos.

En cuanto a las proteínas naturales de una clase determinada (por ejemplo, la hemoglobina de un toro), resulta que sus moléculas, a pesar de su estructura desordenada, son todas idénticas. La molécula de proteína de la clase dada puede compararse con la página de un libro: las letras van una tras otra siguiendo un orden aleatorio, pero completamente determinado. Todas las moléculas de proteína son copias de una misma página.

Flexibilidad de las moléculas

La larga molécula puede compararse con un carril. En una longitud de 0,1 mm caben 10^6 átomos. Las dimensiones transversales de una molécula de polietileno constituyen algo como 3 ó 4 Å, aproximadamente. De este modo resulta que la longitud de la molécula supera su sección transversal centenares de miles de veces. Puesto que el carril tiene el grueso de cerca de 10 cm, la imagen visual de la molécula larga la constituirá un carril de 10 km de longitud.

Esto no quiere decir, ni mucho menos, que no se den ocasiones para tratar con moléculas cortas. En general, si no se toman medidas especiales, en una sustancia polímera encontramos moléculas de diferente longitud: desde unas que constan de varios eslabones, hasta tales que vienen integradas por miles de eslabones.

Así pues, una molécula larga se parece a un carril. Sí, se parece, pero no del todo, Es difícil doblar un carril, en cambio, una molécula larga, fácilmente, se somete a la flexión. La flexibilidad de la macromolécula no se parece a la de un mimbres. Dicha propiedad surge debido a una condición especial de todas las moléculas: una parte de la molécula puede girar alrededor de otra parte si éstas están unidas por enlaces

que los químicos denominan unitarios (monovalentes). No es difícil comprender que debido a esta propiedad las moléculas polímeras pueden tomar las formas más caprichosas.

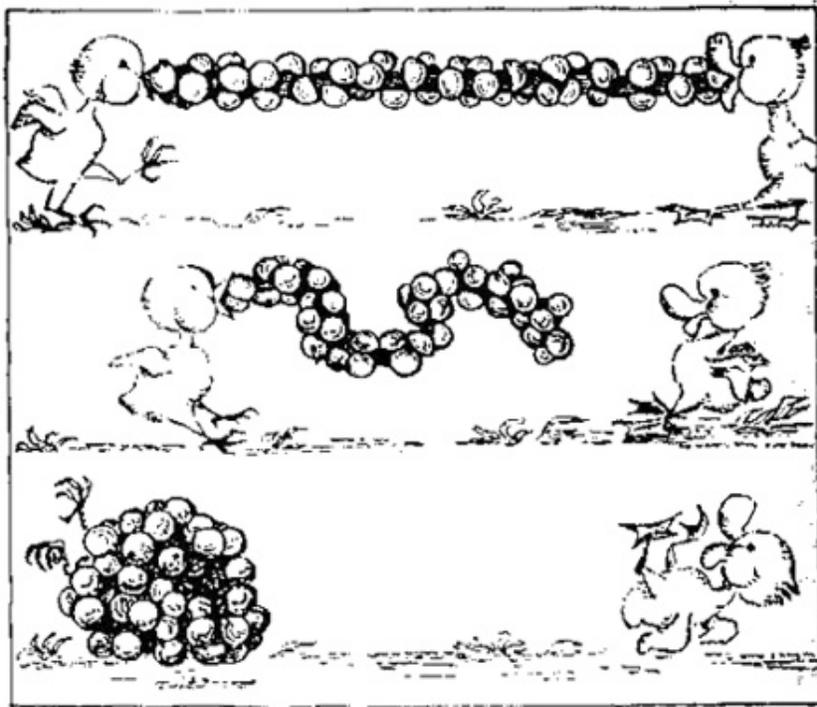


Fig. 9.2

En la fig. 9.2 se representa el modelo de una molécula flexible en tres posiciones. Si la molécula se halla flotando en una solución entonces las más de las veces, ésta se enrolla formando un ovillo, o, como se dice, se avilla.

El alargamiento de un cordón de goma se efectúa debido a que las moléculas se desarrollan de este modo, resulta que la elasticidad de los polímeros reviste una naturaleza completamente disímil a la de los metales. Si el cordón tendido se suelta, éste se contrae. Esto quiere decir que la molécula procura pasar de su forma lineal a la parecida a un ovillo. ¿Cuál es la causa de este comportamiento? Puede haber dos causas, En primer término, se puede creer que tomar la forma de ovillo es más ventajoso desde el punto de vista energético: en segundo término, es de suponer que el enrollamiento contribuye al aumento de la entropía. Entonces, ¿cuál de los principios de la termodinámica rige esta conducta: el primero o el segundo?

Cabe pensar que los dos. Pero, sin duda alguna, la condición de ovillo es ventajosa también desde el punto de vista de la entropía, es que la alternancia de los átomos de la molécula arrollada en un ovillo es más caótica que en una molécula alargada. Y nosotros conocemos que el desorden y la entropía guardan un parentesco cercano.

En cuanto a la ganancia energética, ésta se obtiene a causa del empaquetamiento denso de los átomos que constituyen la molécula polímera. El arrollamiento de la molécula en espiral o en ovillo se efectúa de tal manera que se asegure un número máximo de contactos entre los átomos no enlazados por valencia.

El director gerente de la célula

Todo lo vivo está constituido por células. Todas las células poseen núcleos. En todos los núcleos existen moléculas polímeras especiales que se podrían llamar «nucleares». Pero este adjetivo no está en uso. Dichas moléculas llevan el nombre de ácidos nucleicos. Entre los mismos hay algunas celebridades. Los ácidos nucleicos célebres gozan de tanta fama que sus siglas de tres letras ARN (ácido ribonucleico) y ADN (ácido desoxirribonucleico) pueden verse hasta en las páginas de novelas y relatos.

Y la «superestrella» entre las macromoléculas es la molécula de ADN. La causa de ello reside en lo siguiente: esta molécula polímera es la responsable por el crecimiento del organismo, ya que la misma, aunque recurriendo a la ayuda de las moléculas de ARN, fabrica las proteínas; la molécula de ADN lleva en sí la notación codificada de los indicios que caracterizan unívocamente al organismo. En otras palabras, ADN es el responsable por la transferencia de los caracteres hereditarios desde los padres a los descendientes.

Entonces, ¿qué representan las moléculas de estos polímeros? ¿Es que los eslabones que componen la molécula están ordenados o situados caóticamente? El asunto presenta el siguiente aspecto. Una molécula solitaria de ADN representa una cadena cuya armazón tiene la misma estructura para las moléculas de ADN de diferentes organismos. A la armazón de la cadena están unidas cuatro diferentes moléculas. Dos de éstas son de mayor tamaño y las dos restantes son dos veces menores. Los átomos que integran la cadena principal de la molécula están

dispuestos ordenadamente, mientras que las «hojitas» unidas a la rama siguen una tras otra sin orden alguno. Sin embargo, el hecho más admirable e importantísimo es el que todas las moléculas de ADN de un mismo individuo son idénticas y no se parecen (en lo que concierne al orden de secuencia de las «hojitas») a las moléculas de otro individuo incluso perteneciente a la misma especie.

Precisamente debido a la diferencia en las moléculas de ADN se distinguen unos de otros todos los hombres, todos los leones, todos los abedules. Se diferencian no sólo gracias a esta causa, sino, y esto es lo primordial, justamente debido a que las «hojitas» siguen una tras otra en distinto orden.

Una molécula solitaria de ADN es una espiral. Pero en los núcleos de la célula estas moléculas se entrelazan por pares en una espiral doble. Los átomos de la espiral doble están empaquetados densamente, formando una molécula muy larga y rígida que atraviesa todo el campo visual del microscopio electrónico.

La determinación de la estructura de la molécula de ADN se llevó a cabo basándose en los datos químicos acerca de los ácidos nucleicos, en el conocimiento de las reglas de arrollamiento y empaquetamiento de las moléculas que requieren crear un empaquetamiento lo más compacto posible de átomos, así como utilizando los resultados del análisis estructural por rayos X.

El hecho de que la molécula de ADN forma una espiral doble dio la posibilidad de promover, inmediatamente, la hipótesis sobre la transferencia de los caracteres hereditarios. Durante la división de las células, las moléculas de ADN de los «padres» se desarrollan, y la nueva molécula de ADN del «heredero» se construye de los segmentos de dos moléculas de ADN diferentes: de la del «padre» y de la «madre». Estos segmentos de las moléculas de ADN desempeñan, precisamente, el papel de los genes de cuya existencia estaban seguros muchos biólogos ya mucho antes de que se hubiera esclarecido la estructura molecular de los portadores de los caracteres hereditarios.

El trabajo de la molécula de ADN, director gerente de los procesos vitales, se conoce, en la actualidad, en todos sus detalles y está descrita en centenares de libros científicos, de divulgación científica y de texto.

Cristales globulares

La capacidad de arrollarse en un ovillo o, como se dice con frecuencia, en un glóbulo, es inherente a muchas moléculas. Los glóbulos muy ordenados y completamente idénticos unos a otros forman las moléculas de proteínas.

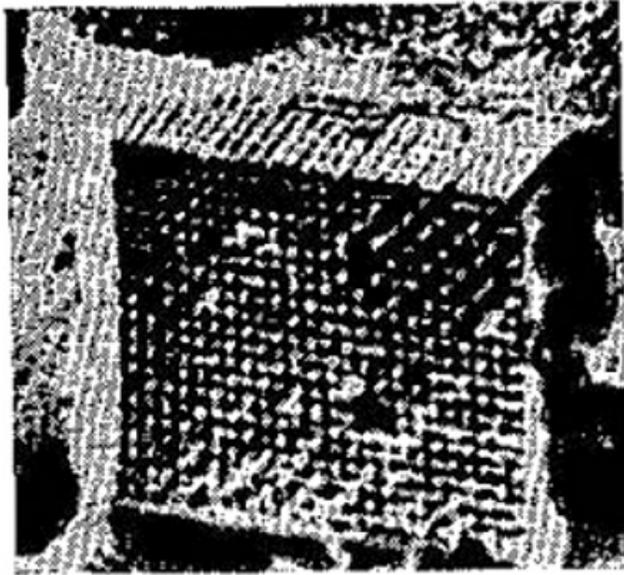


Fig. 9.3

Aquí hay una causa muy fina. Se trata de que la molécula proteínica contenga partículas que «aman» el agua, así como fragmentos cuyo comportamiento respecto al agua es negativo. Los fragmentos que no «aman» el agua se denominan hidrófobos. El arrollamiento de la molécula de proteína se determina por una sola tendencia: la de que todas las partes hidrófobas deben ocultarse en el interior del glóbulo. Precisamente esta circunstancia conduce a que en la solución de la proteína flotan glóbulos que se parecen como hermanos gemelos. Los glóbulos proteínicos son más o menos esferoidales. Un glóbulo tiene las dimensiones de 100 a 300 Å de modo que no presenta ninguna dificultad verlo en el microscopio electrónico. Los primeros cuadros mediante el microscopio electrónico fueron obtenidos hace varios decenios, cuando la técnica de la microscopía era todavía muy débil. En la fig. 9.3 se da una fotografía de este tipo para el virus del mosaico del tabaco. El virus es más complejo que la proteína, mas para ilustrar nuestra tesis acerca de la tendencia de los glóbulos biológicos a disponerse observando un alto orden, este ejemplo resulta completamente propicio.

Pero, ¿por qué los autores no ofrecen cuadros de un cristal proteínico? El asunto radica en lo siguiente. Los cristales de proteínas son absolutamente insólitos. Estos contienen un enorme porcentaje de agua (a veces, hasta de 90%). Esta circunstancia hace imposible su fotografía con el microscopio electrónico. La investigación de los cristales de proteínas puede realizarse tan sólo manipulándolos en una solución. Un matraz finísimo contiene una solución y un monocristal de proteína, este objeto puede estudiarse empleando todos los métodos físicos, incluyendo, entre otros, el análisis estructural por rayos X que ya hemos mencionado reiteradas veces.

A pesar de la enorme cantidad de agua, el agua más común y corriente que en nada se diferencia de la tomada del grifo, las moléculas globulares de proteínas se disponen en un orden estrictamente determinado. Su orientación respecto a los ejes del cristal es igual para todas las moléculas. Y el hecho de que las propias moléculas son idénticas ya lo hemos constatado con anterioridad. Este magnífico orden permite determinar la estructura de la molécula de proteína. Este problema dista mucho de ser fácil, y el investigador Perutz quien ya a principios de los años sesenta, primero en el mundo, determinó la estructura de la proteína (fue la hemoglobina); recibió por su trabajo el Premio Nobel.

Actualmente se conoce la estructura de cerca de un centenar de moléculas proteínicas. El trabajo continúa. En total, en el organismo vivo se tienen cerca de diez mil de diferentes proteínas. La actividad del organismo vivo depende de cómo están arrolladas estas proteínas y en qué orden siguen uno tras otro los radicales aminoácidos. No hay duda de que el trabajo referente a la determinación de la estructura de las moléculas proteínicas continuará hasta que se llegue a una plena claridad en cuanto a todos los diez mil especies de moléculas que condicionan los procesos vitales.

En la fig. 9.3 hemos dado la foto de uno de los virus. Puede ser que vale la pena decir varias palabras sobre la estructura de esta partícula, por cuanto los virus son las más primitivas partículas «vivas». Estos representan complejos de proteínas y ácidos nucleicos. Al mismo tiempo las propias proteínas y ácidos nucleicos ambos pertenecen a las moléculas bioorgánicas. Sería erróneo llamar «vivas» estas moléculas.

La proteína y el ácido nucleico se combinan en el virus de tal manera que los glóbulos puedan proteger al ácido nucleico. Esta protección puede realizarse de dos formas. Ya sea que los glóbulos forman un cilindro hueco en cuyo interior se encierra el ácido nucleico, o bien, los glóbulos constituyen una esfera hueca y el ácido nucleico se ubica dentro de la cavidad.

¿Cuáles son las dimensiones de los virus? He aquí, por ejemplo, el virus del mosaico del tabaco. Su longitud es de 3000 Å, el diámetro exterior es de 170 Å y el diámetro del canal constituye 80 Å. En el virus entran 2140 moléculas de proteína

Sorprende la excepcional ordenación en la disposición de las moléculas de proteína que forman la envoltura del virus. Todas las moléculas proteínicas están arrolladas en glóbulos de un modo absolutamente idéntico. También es estrictamente regular el empaquetamiento de los glóbulos.

Los virus esféricos están cercanos por su forma a la esfera. Sin embargo, en la realidad, éstos son poliedros altamente simétricos que los geómetras conocen bajo el nombre de icosaedros:

Es difícil sobreestimar el valor que tienen las investigaciones estructurales de las sustancias vivas más simples para la joven ciencia, la biología molecular.

Paquetes de moléculas

Si bien las moléculas pueden empaquetarse bien al estar estiradas hasta el límite, el material polímero sólido es capaz de formar diversas estructuras bastante complejas las cuales, sin embargo, acusan una propiedad común. En un cuerpo sólido, en tal o cual grado, se darán porciones en que las moléculas se encuentran adyacentes unas a otras, como lápices en un paquete.

En dependencia de cuál será el porcentaje de tales tramos «de paquete» en el cuerpo, como asimismo teniendo en cuenta cuán meticulosamente están empaquetadas las moléculas que constituyen este tramo, el polímero puede tener tal o cual «porcentaje de cristalinidad». La mayoría de los polímeros se opone a la simple clasificación de los cuerpos sólidos en amorfos y cristalinos. Aquí no hay nada de extraño por cuanto se trata de moléculas enormes las cuales, además, en la mayoría de los casos, son desiguales. A grandes rasgos, las porciones ordenadas

(«cristalinas») en los polímeros pueden dividirse en tres clases: paquetes, esferulitos y cristales a partir de moléculas que se pliegan.

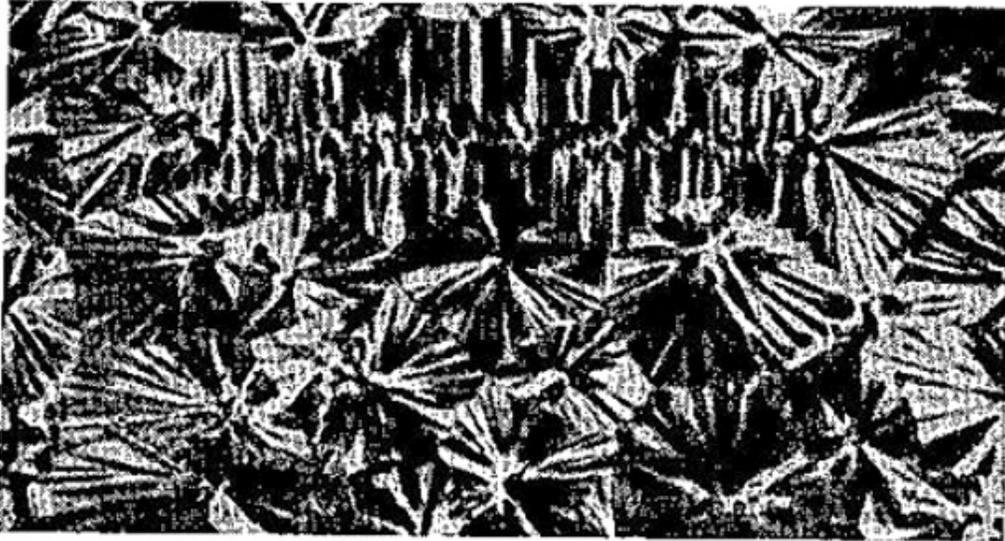


Figura 9.4

En la fig. 9.4 se representa la microestructura típica de un polímero. Es una fotografía tomada de una película de polipropileno y aumentada 400 veces. Las figuras en forma de estrella son cristallitos sui generis. Del centro de la estrella durante el enfriamiento del polímero comenzó el crecimiento del esferulito. Seguidamente, los esferulitos se encontraron, por cuya razón no adquirieron la forma esférica perfecta (si se logra observar el crecimiento de un esferulito aislado, entonces, en efecto, se ve una esfera, de modo que la denominación «esferulito» resultó plenamente justificada). En el interior del esferulito las moléculas largas están empaquetadas con bastante meticulosidad. A lo mejor, el esferulito puede imaginarse como una maroma cuidadosamente plegada. El paquete de moléculas hace las veces de maroma. De aquí resulta que las moléculas, con su eje largo están situadas perpendicularmente al radio del esferulito. En la misma fotografía vemos porciones plásticas. Es posible que sean los paquetes de moléculas, o, también puede ser que se trata de cristales a partir de moléculas que se pliegan. La existencia de estos y cristales es un hecho interesante y fidedigno que se refiere a la estructura de los polímeros lineales.

Hace unos cuatro lustros se realizó el siguiente descubrimiento notable. A partir de la solución se separaron cristales de diferentes sustancias polímeras. A los investigadores los asombró el hecho de que los cristales idénticos cuyas superficies se parecían a una escalera de caracol, crecían a partir de las soluciones de distintas parafinas. ¿Cuál es la causa de este crecimiento en espiral de los cristales, crecimiento que trae a la memoria los resultados del trabajo de un hábil pastelero (fig. 9.5)?

Al hablar en páginas anteriores sobre el crecimiento de los cristales hemos soslayado una circunstancia. Figurémonos que el plano en construcción de un cristal está lleno de átomos. En este caso no quedan sitios que atraigan los átomos con suficiente fuerza. Se puede calcular que según este esquema el crecimiento debe realizarse a unas velocidades menores en un número inconcebible de veces que las velocidades de crecimiento observadas en la realidad.

La salida de la situación la depara la existencia en los cristales de dislocaciones espirales. De estar presente una dislocación espiral, el crecimiento sucesivo de la cara se efectúa de tal manera que siempre quedan libres los escalones en que para los átomos es ventajoso ocupar un sitio.

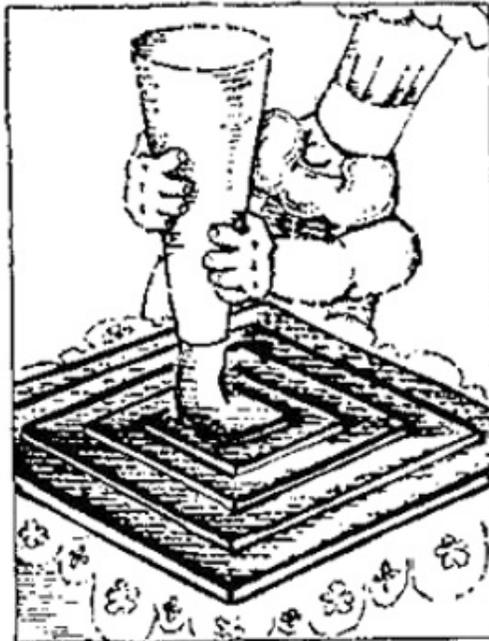


Figura 9.5

Los físicos respiraron con alivio cuando se descubrieron las dislocaciones espirales. Para ellos quedaron dilucidadas las magnitudes de las velocidades de crecimiento llegando a ser evidente la esencia de los cuadros similares al representado anteriormente para la parafina. Estas pequeñas pirámides espirales se observan muy a menudo y no hay nada de sorprendente en qué existan. Sí, no hay motivo para asombrarse si se trata de cristales constituidos por moléculas pequeñas. Para semejantes cristales la explicación resulta plausible: el tamaño de la molécula, la altura del escalón y el espesor del cristal, todos estos datos no contradicen unos a otros.

Sin embargo, cuando descubrimos el mismo cuadro para un polímero, nos enfrentamos con un nuevo fenómeno. Se trata de que el espesor de las capas del poliéster es de 100 a 120 Å y la longitud de la molécula es igual a 6000 Å- ¿Qué conclusión se puede sacar, entonces, de estas cifras? Solamente una: en estos cristales las moléculas se pliegan. La flexibilidad de las moléculas les permite combarse sin dificultad alguna, a raíz de ello lo único que queda es reflexionar (y esta reflexión sigue hasta la fecha) cuál de los tres modelos mostrados en la fig. 9.6 es mejor.

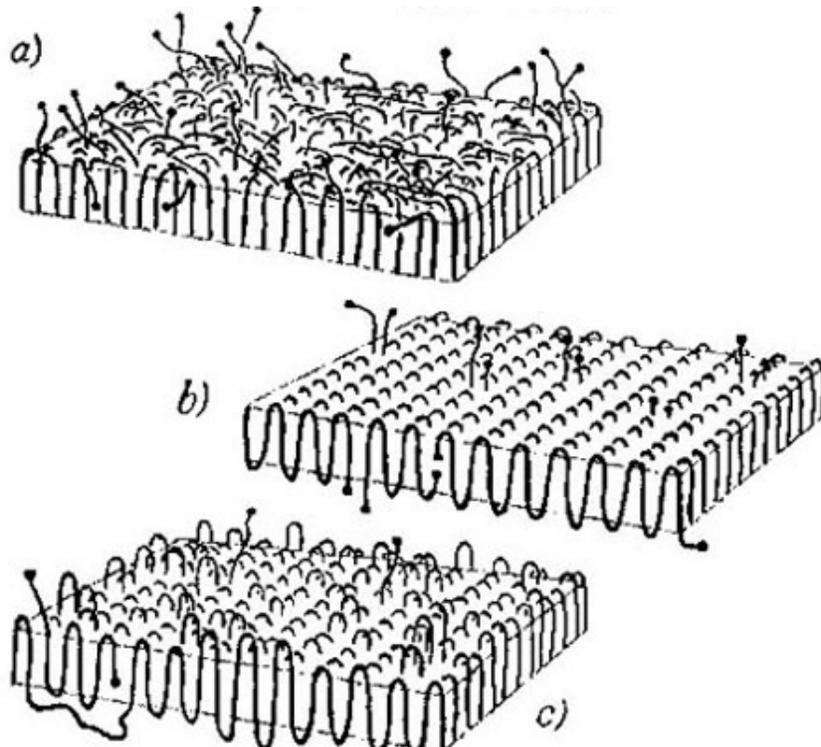


Figura 9.6

Desde luego, la diferencia entre estos es secundaria... Por lo demás, el especialista estará descontento: «¿Cómo que secundaria?», dirá él. Si en la foto superior las moléculas se doblan como les dé la gana, al azar, esquivando los vecinos más próximos, en el segundo modelo, la molécula, al plegarse, resulta ser vecina de sí misma. Y la diferencia entre el segundo y el tercer modelo consiste en que la superficie del cristal en el dibujo del centro es más lisa que en el inferior».

El especialista tiene razón: el carácter del empaquetamiento de las moléculas polímeras reviste excepcional importancia, influyendo cardinalmente sobre las propiedades de la sustancia. Aunque el polietileno, el nilón y otros materiales habían sido sintetizados varios decenios atrás, muchos investigadores, incluso ahora, se dedican al estudio de su estructura supramolecular y analizan los métodos que obligan las moléculas a empaquetarse de distinta forma.

Contracción muscular

Daremos por terminada nuestra conversación sobre las grandes moléculas examinando uno de los ejemplos que ilustran cómo trabajan las macromoléculas en el organismo vivo.

Los biólogos consideraban que su misión consiste en explicar la correspondencia entre la forma de los órganos vivos, por ejemplo, la forma de la mano o de la hoja de un árbol, y las fruiciones de estos órganos.

Los físicos que decidieron recurrir a los métodos de investigación de la estructura de la sustancia y las leyes de la naturaleza para estudiar los procesos que se desarrollan en los organismos vivos Procuran comprender la vida en el nivel molecular. Hoy en día, la estructura de los tejidos puede investigarse muy detalladamente. Y después de establecer la estructura llega a ser posible idear los modelos de los eventos biológicos.

Son bastante sustanciales los éxitos en la creación de la teoría de la contracción muscular. La fibra de un músculo consta de dos tipos de filamentos: finos y gruesos (fig. 9.7, a). Los filamentos gruesos están constituidos por moléculas de proteína

que lleva el nombre de miosina. Los físicos establecieron que la molécula de miosina tiene forma de varilla que termina con un abultamiento.

En el filamento grueso las moléculas convergen en el centro con sus extremos, «rabos» (fig. 9.7, c) Los filamentos finos están contruidos por la actina cuya estructura recuerda dos sartas de cuentas que forman una espiral doble. La contracción consiste en que los filamentos gruesos se introducen en los finos.

Se conocen los detalles de este mecanismo, pero no podemos detenernos en éstos. La señal para la contracción la envía el impulso nervioso. La llegada de este impulso libera los átomos de calcio que pasan de una parte del filamento a la otra.

Como resultado, las moléculas giran tomando unas respecto a otras una posición tal que, desde el punto de vista energético, llega a ser ventajosa la introducción de un «peine» de moléculas en el otro.

Los esquemas expuestos en la figura se basan en las fotografías tomadas valiéndose del microscopio electrónico. En la fig. 9.7, b se da el aspecto aproximado de semejante fotografía. Los originales son incomparablemente mejores.

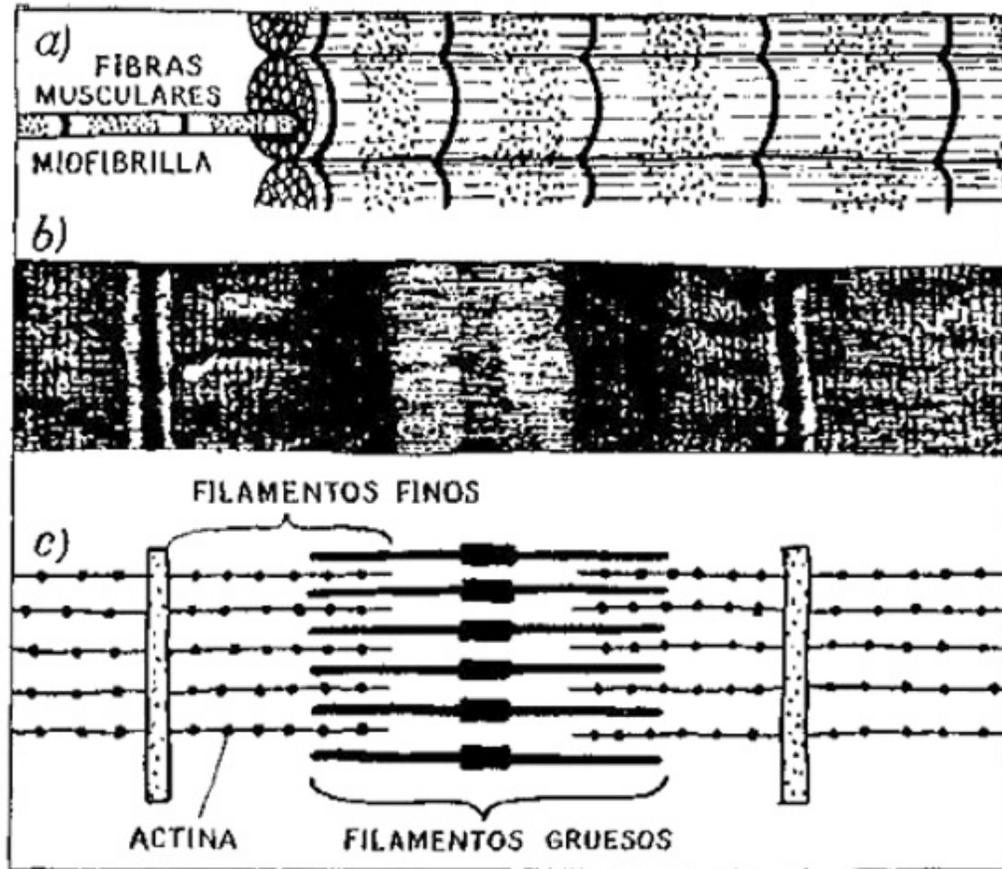


Figura 9.7

Temo que esta página refleje de una forma débil el detallado carácter con que se ha estudiado el mecanismo de la contracción muscular. Pero, nuestra única finalidad consistía, precisamente, en despertar el interés del lector. Desearíamos que el lector considere esta última página del libro dedicado a sus moléculas como el preliminar para una conversación detallada sobre la física biológica, conversación que, según esperamos, un especialista en el campo de biofísica molecular llevará a cabo en uno de los futuros fascículos de la «Física para todos».