CAPÍTULO XII

ESTUDIO BÁSICO DE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA. MECÁNICA DE FLUIDOS

A) ESTUDIO BÁSICO DE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Hemos estudiado la Mecánica de la partícula y del sólido rígido, vamos a analizar en éste y sucesivos capítulos la MECÁNICA DEL SÓLIDO DEFORMABLE Y LA DE LOS FLUIDOS *(líquidos y gases)*; para comprenderlas necesitamos recordar al lector los fundamentos básicos de la estructura de la materia que, en gran parte, deben ser familiares a los que hayan hecho un curso elemental de Física y Química*; también manejaremos los conceptos de calor, presión y de la magnitud fundamental temperatura** cuya unidad patrón hemos definido en el párrafo I-11. De todas formas, tenemos que decir que hoy por hoy no contamos con una teoría general de la materia para todo lo que ocurre en la naturaleza, sin embargo, nuestro conocimiento de la naturaleza se ha ampliado enormemente en todas las direcciones en el transcurso del siglo XX; debido a la mecánica cuántica se han descubierto aspectos de la materia que antes no cabía ni soñar. Podemos decir, por ejemplo, que actualmente se comprenden bastante bien las propiedades macroscópicas de la materia y de los fenómenos químicos que en ella ocurren, pudiéndose responder a cuestiones que la Mecánica Clásica no puede contestar; en nuestra exposición tendremos que recurrir a frases tales como la Mecánica Cuántica demuestra..., que para el estudiante de Física Clásica le tiene que ser suficiente, formulándose una especie de «dogma de fe» de muchas cuestiones que cuantitativamente demostrará con toda su formalidad si continua sus estudios de Física,

Para finalizar esta introducción hay que decir que no es posible en sucesivos capítulos, separar el análisis de las propiedades de la materia en el estudio de los tres estados de agregación, puesto que están basados generalmente en conceptos, modelos y propiedades que son extensibles a los tres o se solapan unos con otros.

XII – 1. Átomos y moléculas. Masa molecular. Mol. Número de Avogadro

El *principio de conservación de la masa,* enunciado en 1774 por Antoine L. de Lavoisier (1743-1794), da comienzo al conocimiento de la estructura atómica de la materia. Además confirma en sus experimentos la existencia de cuerpos simples o elementos que por medios químicos no pueden descomponerse en elementos más simples.

El estudio de las combinaciones entre los elementos demuestra que no puede variar de forma continua la proporción entre la masa de los elementos que se combinan. Joseph Louis Proust (1754-1826) enunció en 1789 la ley que lleva su nombre o también LEY DE LA PROPORCIÓN DEFINIDA O CONSTANTE: «*cuando dos o más elementos (o compuestos) se unen para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción en peso fija*»; que junto con la ley enunciada en 1803 por John Dalton (1766-1844) que completa la anterior: «*además cuando se combinan dos elementos según varias proporciones, la masa de uno de ellos que se une a la misma masa del otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos*» (Ej.: 3/4, 1/2, 2/3, 4/3, etc) a la que se le llama LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES, sugirieron al mismo Dalton (verdadero iniciador de la Teoría Atómica) la hipótesis atómica: «*cada elemento está constituido por partículas idénticas, químicamente indivisibles, que se llaman* ÁTOMOS». *Existen tantos átomos diferentes como elementos diferentes.*

Los átomos se unen entre sí para dar un conjunto llamado MOLÉCULA. Si los átomos que se ligan son idénticos se obtiene la molécula del correspondiente elemento (Ej.: Cl_2), pudiéndose agrupar de forma estable distinto número de átomos del mismo elemento correspondiéndole distintas moléculas o variedades alotrópicas del elemento (Ej.: O_2 y O_3); una molécula se dice que es *monoatómica* cuando no contiene más que un átomo, es decir, cuando no pueden ligarse los átomos de un mismo elemento (sólo los gases nobles y algunos metales en estado de vapor poseen moléculas monoatómicas); si los átomos que se unen no son todos idénticos se obtiene la molécula de un compuesto, siendo ésta la parte más pequeña de esa sustancia, es decir:

> *Las menores partículas de un cuerpo, iguales entre sí y que conservan las propiedades inherentes al mismo, son las* MOLÉCULAS.

Una molécula de azúcar, en su pequeñez, tiene las mismas propiedades que un terrón de la misma sustancia.

---

* En los capítulos XVIII y XXX profundizaremos en estas teorías.

** En éste y en sucesivos capítulos puntualizaremos sobre estas magnitudes.

MASA MOLECULAR (M_m) *es las veces que la masa de una molécula contiene a una unidad adoptada como tipo de comparación. Esta unidad de masa está contenida 12 veces en la masa de un átomo de carbono isótopo 12.*

La unidad empleada para la medida de masas moleculares es, así, la *1/12* parte de la masa del átomo de carbono *12* (*1*u).

Al afirmar que la masa molecular de nitrógeno es *28*, afirmamos que una molécula de este gas contiene *28* veces a la unidad adoptada.

UNA MOLÉCULA GRAMO O MOL* *de una sustancia contiene en gramos una masa igual al número que expresa su masa molecular. (M_m expresada en g).*

La masa molecular de oxígeno es *32*. Una molécula gramo o MOL de oxígeno es *32 gramos* de este gas.

NÚMERO DE AVOGADRO *es el número de moléculas que hay en un mol de una sustancia.*

El número de Avogadro es una constante universal de valor:

$$N_A = 6{,}022045 \times 10^{23}$$

Esta última característica hace que actualmente se tome como *unidad patrón de* CANTIDAD DE SUSTANCIA en el SI al MOL, definida como:

«La cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de partículas; o lo que es lo mismo: tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg *de carbono-12».*

Es inmediato que el número de moles *n* de una masa *m* de una sustancia de masa molecular M_m, toma el valor:

$$n = \frac{m}{M_m}$$

PROBLEMAS: 1 al **4**.

XII – 2. Estructura de los átomos. Iones

Las diferentes formas de unirse los átomos para formar moléculas se deben a las distintas estructuras que presentan los átomos de cada elemento, siendo la definición de VALENCIA su interpretación práctica.

Fundamentalmente los átomos están constituidos por tres tipos de partículas: los PROTONES y NEUTRONES contenidos en el NÚCLEO central cargado positivamente, con masas $m_p = 1{,}00728$ u y $m = 1{,}00867$ u, y cargas $q_p = e = 1{,}6021892$ C** y nula la del neutrón, y los ELECTRONES, que se encuentran en la zona llamada CORTEZA, cada uno con la misma masa $m_e = 0{,}0005486$ u (unas *1 840* veces menor que la del protón) y carga $-e$. La suma de cargas negativas es igual en valor absoluto a la carga positiva del núcleo, es decir, el átomo es esencialmente neutro. Por consiguiente, la carga del núcleo es un múltiplo entero de la carga del electrón: Ze; a Z se le llama NÚMERO ATÓMICO *del átomo considerado y corresponde al número de electrones de la corteza del átomo del elemento en estado neutro y al número de protones del núcleo.* Este número caracteriza a los ELEMENTOS o cuerpos simples, es decir, *se diferencian uno de otro por el número de protones que contiene el núcleo; se conocen 112 elementos confirmados, de los cuales 90 tienen isótopos estables o de vida media larga y el resto son sintéticos.* Sin embargo, pueden tener los átomos de un mismo elemento (el mismo Z) distinta masa atómica, debido a un desigual número de neutrones en su núcleo, a estos átomos se les llama ISÓTOPOS del elemento considerado.

De los valores numéricos dados para la masa del electrón, del protón y del neutrón, se deduce que en los átomos ésta reside esencialmente en el núcleo, siendo del orden de *2 000* a *5 000* veces la masa total de los electrones, según sea el tamaño del átomo.

Según el modelo que tenemos actualmente del átomo, MODELO MECÁNICO-CUÁNTICO, los electrones residen en lugares llamados ORBITALES (lo suponemos encerrados en volúmenes de máxima probabilidad de estancia del electrón, siendo estos de formas diferentes y con simetría central, en cuyo centro se encuentra el núcleo), correspondiéndoles a cada uno de estos energías potenciales diferentes para los electrones que poseen y, decimos que a cada orbital le corresponde un determinado nivel energético referido a cada electrón que en él reside. Tales niveles de energía son únicamente posibles cuando cumplen las reglas de cuantificación siguientes:

1. El momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$, en la que h es la constante universal de Plank cuyo valor es: $h = 6{,}626\,176 \times 10^{-34}$ J·s.

2. Cuando un electrón pasa de un nivel a otro de menor energía emite un cuanto de energía electromagnética llamado FOTÓN, de frecuencia ν dada por la expresión: $E_1 - E_2 = h\nu$, en la que

* Ver párrafo I-12.

** Este valor se toma como unidad atómica de carga eléctrica.

E_1 es la energía del nivel inicial y E_2 la del final. Inversamente, un fotón de energía $h\nu$ puede hacer pasar a un electrón del nivel de energía E_2 al de E_1.

Las propiedades y la forma de unirse de los átomos para formar moléculas e iones, dependen fundamentalmente, por una parte, de los niveles de energía de los orbitales ocupados por los electrones y, por otra, del número de electrones existentes en cada uno.

La pérdida o ganancia de un protón en el núcleo (ver Radioactividad en el capítulo XXX), supone la *transmutación* del elemento, es decir, el átomo del elemento que sufre la pérdida o ganancia del protón (o protones) se transforma en otro diferente, puesto que aumenta o disminuye el número Z que lo caracteriza. Sin embargo, si un átomo pierde o gana un electrón sigue siendo el mismo elemento, pero su carga neta deja de ser nula, transformándose en lo que denominamos un IÓN.

Un átomo pierde un electrón cuando a éste se le comunica la energía suficiente para alejarlo de él una distancia lo suficientemente grande comparada con sus dimensiones (a la correspondiente energía suministrada se le denomina ENERGÍA DE IONIZACIÓN cuando se le comunica al electrón que se encuentra en el orbital de máxima energía potencial, es decir, al electrón que es más fácil de extraer por encontrarse en el nivel de energía más elevado), y se convierte en un ión positivo de carga e. Cuando el átomo retiene un electrón suplementario (AFINIDAD ELECTRÓNICA), el ión que se obtiene es negativo de carga $-e$. Si se extraen (o se captan) más de un electrón a un mismo átomo se obtendrá un ión del mismo elemento varias veces ionizado, y su carga será positiva (o negativa) y múltiplo de e.

No solamente se pueden transformar los átomos en iones, las agrupaciones de estos y las moléculas pueden ionizarse de una forma análoga. Por lo general, la ionización resulta de la interacción (choque) de un átomo o molécula con otra partícula que posea una energía cinética suficiente, o por la interacción con una radiación electromagnética de energía suficiente (véase como ejemplo el efecto fotoeléctrico, capítulo XXVIII).

Suponiendo al átomo (núcleo y corteza) contenido en el interior de un volumen esférico, su radio, como ya se dijo en el párrafo I-22, es del orden de 10^{-10} m y los radios de los núcleos se encuentran comprendidos entre $1{,}2 \times 10^{-15}$ m el más pequeño, hasta aproximadamente 9×10^{-15} m que mide el mayor, existiendo una «laguna» en los tamaños de 10^5, es decir, el radio del núcleo es del orden de 10^5 veces menor que el tamaño total del átomo y si tenemos en cuenta que la práctica totalidad de la masa del átomo reside en el núcleo, puede decirse que el átomo y en consecuencia la materia están prácticamente huecos.

XII – 3. Fuerzas interatómicas e intermoleculares. Cohesión

De las tres fuerzas fundamentales (ver párrafo V-3), la electromagnética es la responsable de los enlaces entre átomos para formar moléculas y entre moléculas para formar estructuras macroscópicas (las fuerzas de Van der Waals y los puentes de Hidrógeno no son sino el resultado de complejas interacciones electromagnéticas, principalmente dipolares).

> *Es evidente que toda* FUERZA DE ENLACE *(tanto entre átomos como entre moléculas), resulta de la composición de fuerzas atractivas y repulsivas, dependientes de la distancia r a que se encuentran los átomos o las moléculas, y solamente por realizarse un enlace si existe una distancia r_0 interatómica o intermolecular tal que estén en equilibrio las fuerzas de atracción y repulsión, y para una distancia $r > r_0$ prevalezcan las de atracción sobre las de repulsión.*

El rápido aumento que las fuerzas repulsivas experimentan al reducirse la distancia r por debajo de la posición de equilibrio r_0 nos permite introducir la noción de dimensiones atómicas o moleculares que corresponderá al $\simeq r_0$, es decir, distancia a partir de la cual las fuerzas repulsivas impiden la aproximación entre ellos cuando se encuentran en estado sólido o líquido, pudiéndose encontrar un valor aproximado de su radio medio partiendo de la densidad, de su masa molecular y del número de Avogadro.

PROBLEMA: 5.

Los enlaces se asemejan al modelo físico de muelles, es decir: las fuerzas de enlace entre los átomos y moléculas, se comportan como si estuvieran conectados por muelles que les permiten vibraciones alrededor de la distancia de equilibrio (r_0).

> *«Llamaremos* ENERGÍA DE ENLACE *al trabajo que debemos realizar para disociar (separar) una distancia lo suficientemente grande (comparada con las dimensiones de los átomos o moléculas), los átomos ligados de una molécula o dos moléculas unidas entre sí».*

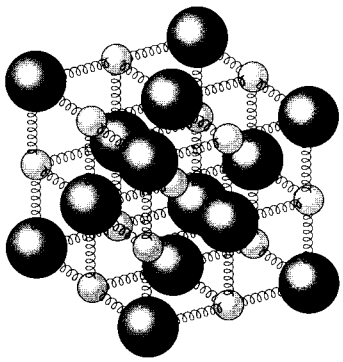

Fig. XII-1.– Las fuerzas de enlace se comportan como resortes.

La energía de enlace entre átomos suele ser del orden de 10^{-19} J, que para un mol corresponden 6×10^4 J/mol $\simeq 15$ kcal/mol. La energía de enlace entre moléculas es del orden de 10 a 100 veces menor que las interatómicas.

Para poner de manifiesto las fuerzas de enlace, someteremos a una sustancia a una deformación, la experiencia nos demuestra que aparecen fuerzas que se oponen a tal deformación. Para explicar esto consideremos la fuerza $F(r)$ que enlaza a dos átomos o moléculas, composición de las de repulsión F_r (que en el gráfico de la Fig. XII-2A, representamos como positivas) y las de atrac-

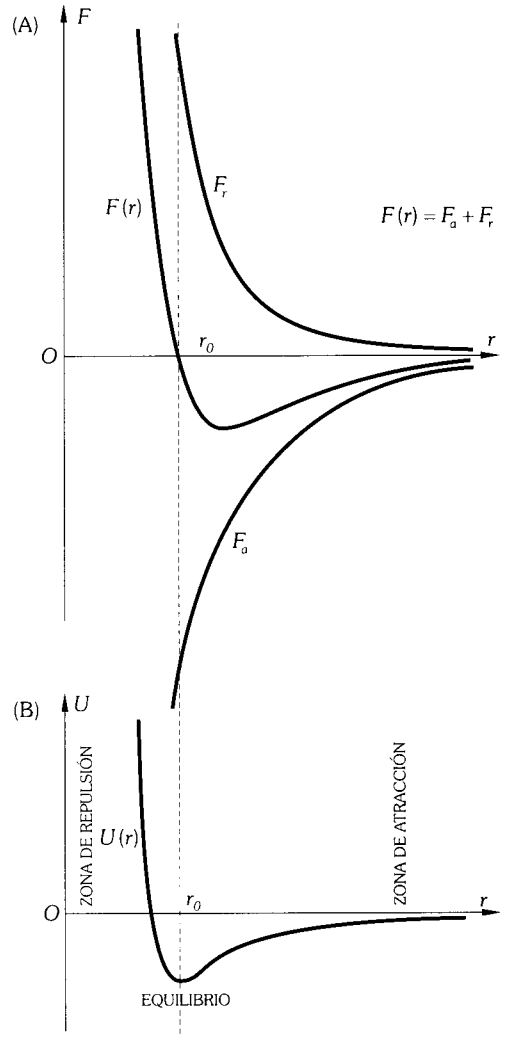

Fig. XII-2.– Curvas típicas de la fuerza de enlace $F(r)$ y de la energía potencial de enlace $U(r)$ entre dos átomos o moléculas en función de la distancia r entre sus centros.

ción F_a (que las representamos como negativas), ambas en función de la distancia que las separa, obteniéndose la representación gráfica adjunta. Cuando las partículas (átomos o moléculas) se encuentran en equilibrio, entonces $r = r_0 \Rightarrow F(r) = 0$. Si $r < r_0 \Rightarrow F(r) > 0$, y la fuerza de enlace entre las dos partículas es de repulsión y crece rápidamente al disminuir la distancia, lo que nos explica la práctica incompresibilidad de los sólidos y líquidos. Por último, si $r > r_0 \Rightarrow F(r) < 0$, y la fuerza entre las dos partículas es de atracción, que nos explican la resistencia a ser separadas las partículas que estructuran macroscópicamente una sustancia, observándose que más allá de una cierta distancia son despreciables. La energía de enlace entre dos partículas $U(r)$, que representamos en el gráfico de la Fig. XII-2B, es mínima para $r = r_0$ lo que naturalmente corresponde a la posición de equilibrio.

En toda sustancia en equilibrio, formando una estructura macroscópica, las partículas que rodean a una cualquiera se encuentran en su mayor parte (exceptuamos a la que se encuentran a la distancia r_0) *a distancias* $r > r_0$ *interaccionando entre sí por las fuerzas de atracción que llamamos de* COHESIÓN. Naturalmente, en el interior de la sustancia en equilibrio, cada partícula atrae y es atraída por todas las que le rodean, las acciones iguales en todas las direcciones y sentidos se equilibran. Las fuerzas de cohesión en líquidos y entre sólidos y líquidos producen los llamados *fenómenos moleculares y de superficie* que se estudian en el capítulo XIII.

Las fuerzas electromagnéticas causantes de los enlaces, las podemos clasificar en dos tipos: las *culombianas* y las de *intercambio*, interviniendo ambas en una relación variable y según la configuración eléctrica de los átomos y moléculas que intervienen.

Decimos que existe entre los átomos un ENLACE IÓNICO O HETEROPOLAR *cuando las fuerzas que intervienen son mayoritariamente culombianas* (Ej. de la unión de los iones Na^+ y Cl^- resulta la sal común cuya fórmula resultante es Na Cl). En realidad no se forman moléculas constituidas por un par de átomos aislados del resto sino que cada ión se rodea de un determinado número, llamado ÍNDICE DE COORDINACIÓN, de iones de signo contrario puesto que la atracción se ejerce en todas las direcciones, formándose de esta manera una agrupación macroscópica cristalina que llamaremos ESTRUCTURA IÓNICA (para el caso del Na Cl, que representamos en la Fig. XII-3, el índice de coordinación es seis y nos indica que cada ión Na^+ se rodea de seis iones Cl^-, y cada ión Cl^- de seis Na^+, adquiriendo la estructura iónica en forma de cristal cúbico). En definitiva, en un cristal iónico sus iones están empaquetados regularmente en los vértices de la red (Fig. XII-3); la fórmula de un compuesto iónico es siempre una FÓRMULA EMPÍRICA o mínima y da sólo la relación numérica más simple en que entran los átomos en el cristal a diferencia de la FÓRMULA MOLECULAR de un compuesto, que es la habitualmente utilizada, y que indica el número real de átomos que forman la molécula.

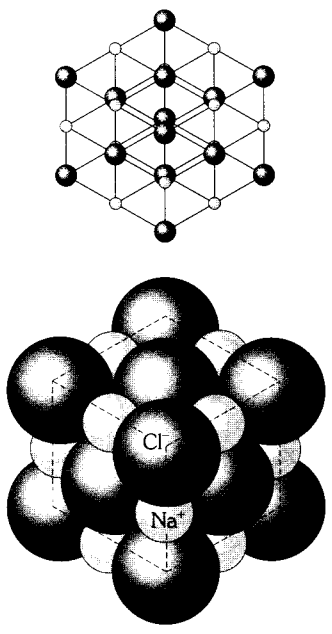

Fig. XII-3.– Red cristalina de NaCl.

Cuando las fuerzas preponderantes son de intercambio, diremos que el enlace entre los átomos que forman la molécula es un enlace COVALENTE u HOMOPOLAR (Ej.: H_2, CO_2, CH_4^+... etc). La Mecánica Cuántica demuestra que a distancias lo suficientemente pequeñas, aparecen fuerzas repulsivas que aumentan muy rápidamente cuando disminuye la distancia y cuando la distancia aumenta lo suficiente, se hacen prácticamente nulas. Por otra parte, cuando la distancia aumenta, decrecen igualmente las fuerzas de atracción pero con menor rapidez.

En los cuerpos cristalizados y especialmente en los metales, la periodicidad espacial de su estructura, junto con la vibración alrededor de la posición de equilibrio de los átomos que la componen, provocan un potencial eléctrico periódico. Los niveles de energía de los electrones que se encuentran a ese potencial no están totalmente separados, como ocurre para el caso de un átomo aislado, sino que se encuentran en BANDAS DE ENERGÍA más o menos amplias, en cuyo interior los niveles se encuentran muy próximos (ver capítulo XXIX). Cuando los átomos se aproximan entre sí aumenta la anchura de estas bandas; inversamente, si se alejan entonces las bandas se estrechan y tienden hacia el nivel del átomo aislado. La energía media de los átomos enlazados varía con la distancia interatómica como indicamos en la Fig. XII-4, pasando por un mínimo para la distancia $r = r_0$, que corresponde a la posición de equilibrio de los átomos enlazados; cuando $r > r_0$, entonces existirá una fuerza de atracción entre los átomos y, para $r < r_0$ la fuerza que aparece será de repulsión, la cual crece muy rápidamente cuando r disminuye; a este tipo de enlace se le llama ENLACE METÁLICO. La energía de enlace en los metales es del orden de 10^{-18} a 10^{-19} J.

Las fuerzas de atracción entre moléculas llamadas *fuerzas de Van der Waals*, en muchas ocasiones, encuentran su origen en la interacción entre los dipolos eléctricos que constituyen las moléculas, las cuales disminuyen rápidamente al aumentar la distancia entre ellas, siendo, según demuestra la Mecánica Cuántica, proporcionales a $1/r^7$, y para distancias superiores a unas centésimas de micrómetro resultan despreciables.

Decimos de una sustancia que tiene ESTRUCTURA MOLECULAR cuando en el origen de las fuerzas de enlace intervienen las fuerzas de Van der Waals; en esta estructura, la molécula conserva su individualidad y puede ser considerada en muchos casos como una partícula. En realidad, existe toda una gama de estructuras intermedias entre iónicas, moleculares y metálicas en las que la individualidad de las moléculas se conserva más o menos.

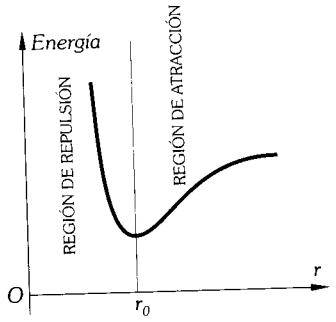

Fig. XII-4.– Variación de la energía media de los átomos metálicos enlazados.

XII – 4. Estados de agregación de la materia

La materia en su forma macroscópica y para todas las sustancias se encuentra normalmente en nuestro planeta en tres estados de agregación fundamentales: SÓLIDO, LÍQUIDO y GASEOSO; existen, al menos, otros dos estados extraterrestres que presentan características muy diferentes llamados de PLASMA y NUCLEÓNICO, que cada día van alcanzando más importancia en la Física de vanguardia.

Una propiedad macroscópica de la materia, con la cual estamos más o menos familiarizados es la TEMPERATURA, de la que depende el continuo movimiento, respecto al sistema de referencia CM de la sustancia en cuestión, a que se encuentran sometidos todos los átomos dentro de las moléculas, y ellas mismas consideradas cada una como un todo (partículas) y sea cual sea su estado de agregación. Esta dependencia hace que se le llame MOVIMIENTO TÉRMICO y ENERGÍA TÉRMICA a la energía a él asociada.

A medida que la temperatura de la materia la hacemos disminuir, el movimiento térmico se hace más y más lento (o a la inversa) hasta que «clásicamente» en el cero absoluto (~ –273°C) cesa. Decimos «clásicamente» puesto que realmente, y según demuestra la Mecánica Cuántica, el movimiento de las partículas nunca cesa por completo y en el cero absoluto de temperatura debe conservarse cierto movimiento oscilatorio de los átomos en el interior de la molécula, o de oscilaciones de los átomos alrededor de los nudos de la red cristalina del cuerpo sólido, a este movimiento se le denomina «vibración del punto cero».

Ni mucho menos todas las partículas de una sustancia tienen el mismo movimiento, es decir, no todas las partículas tienen la misma energía cuando se encuentra la sustancia en cuestión a una temperatura determinada; en este caso la temperatura está relacionada con la *energía molecular media*. En el capítulo XIV demostraremos que la energía cinética media de las moléculas de un gas en unas determinadas condiciones es directamente proporcional a la temperatura absoluta; cuando la materia se presenta en otros estados diferentes, la relación no es tan sencilla. En cualquier caso la magnitud macroscópica temperatura es una propiedad media que se refiere a un sistema con un gran número de moléculas.

Cualquiera que sea el estado de agregación de la materia, el movimiento de las partículas de ésta es «*caótico*». Estableciendo un orden dentro de este caos, en los sólidos este movimiento está más ordenado que en los líquidos y gases, ya que en los sólidos sus partículas no se alejan mucho de unas determinadas posiciones llamadas nudos y vibran a su alrededor, siendo caótico el movimiento en el sentido de que las amplitudes y las fases de las distintas partículas son diferentes y no se encuentra relación alguna entre ellas. En los líquidos el orden en el movimiento, y siempre dentro del caos, es «mayor» que en los gases, moviéndose sus partículas con cierta libertad pero conservando, en cierto modo, sus mutuas distancias (constancia de volumen pero no de forma). Las partículas de los gases, y a pesar de ser los más fáciles de estudiar, poseen el movimiento más caótico de los tres estados de agregación. El comportamiento mecánico de los sólidos, líquidos y gases puede explicarse de forma aproximada en función de la libertad de movimiento que poseen sus partículas.

Para modificar la temperatura de una sustancia es obvio que es necesario comunicarle o absorberle energía desde el exterior a ella, lo que generalmente se hace comunicando o absorbiendo energía calorífica del sistema. Si un sólido se calienta (se le comunica energía calorífica) lo suficiente y en condiciones adecuadas (dependiendo de la magnitud presión, como veremos en el capítulo XV) puede pasar al estado líquido y si seguimos calentando puede pasar al estado gaseoso; de la misma manera pero absorbiendo calor puede realizarse el proceso inverso (salvo el helio que no alcanza nunca el estado sólido). La excepción a la variación de la temperatura al comunicar energía a una sustancia está en el proceso de cambio de estado, ya que, mientras dura éste, permanece constante; teniendo también esta regla su excepción en los cuerpos sólidos amorfos (no cristalinos) en los que en su fusión y solidificación (paso de sólido a líquido y a la inversa) la temperatura no permanece constante, y este proceso es continuo y no tiene ningún momento de paso determinado; así, por ejemplo, al calentar el vidrio, la resina, ..., estos se reblandecen gradualmente, pasando al estado líquido sin solución de continuidad.

La diferencia entre los sólidos amorfos y los líquidos no es cualitativa, sino cuantitativa y no solamente por lo anteriormente dicho, sino también por la magnitud de sus viscosidades . También la diferencia entre el estado gaseoso y el estado líquido en condiciones habituales es cuantitativa y reside en que en un gas sus moléculas se encuentran muy distanciadas entre sí en comparación con sus propias dimensiones, por lo que éstas se desplazan casi libremente chocando entre sí muy de tarde en tarde, por lo que esta interacción entre ellas es nula; sin embargo en los líquidos, las distancias entre sus moléculas son del orden de magnitud de sus dimensiones, hallándose en cons-

UNIVERSIDAD DE LA LAGUNA
BIBLIOTECA
Facultad de Física