

LAS TEORIAS MODERNAS
DE LA
ESTRUCTURA DE LA MATERIA

POR

JACQUES BANCELIN
Profesor de la Escuela de Ingeniería

CONFERENCIAS HECHAS EN LA UNIVERSIDAD DE CHILE



LAS TEORIAS MODERNAS DE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA (1)

I

INTRODUCCION

En estas Conferencias me propongo hacer la exposición de las teorías que representan hoy nuestros conocimientos sobre la estructura de la materia. Estas teorías, todavía muy nuevas están en plena evolución; por ello no se les puede exigir, ni que den una explicación de todos los fenómenos conocidos, ni que respondan a todas las preguntas que podemos formular. Ninguna de ellas satisface completamente, pero los resultados obtenidos durante los quince últimos años en la explicación de las leyes de la Física y de la Química, son tan favorables, que podemos esperar conseguir en un porvenir próximo una teoría exenta de contradicciones, que, explicando todas las propiedades conocidas de la materia, permitirá el descubrimiento de otras nuevas. Este es el fin de todas las hipótesis científicas. Las teorías que voy a exponer contienen seguramente una gran parte de verdad, y la teoría general que perseguimos y que en-

(1) Serie de conferencias dadas en el Salón de Honor de la Universidad de Chile durante el mes de Agosto de 1926.

trevernos tendrá que contener las ideas fundamentales de las teorías actuales.

Las preguntas a las cuales las teorías y los experimentos sobre este asunto intentan dar una respuesta son las siguientes: ¿Existen los átomos y las moléculas? ¿Si existen, con qué y cómo están contruidos? Tengo confianza que al fin de estas Conferencias, Uds. quedarán convencidos de la realidad de los átomos y de las moléculas y que poseerán una clara idea de su estructura.

ORIGEN DE LA TEORÍA

Desde la más remota antigüedad, los filósofos quienes reflexionaron sobre la naturaleza, tuvieron la intuición maravillosa de que la materia no era divisible hasta lo infinito, pero que todos los cuerpos que caen bajo nuestros sentidos estaban constituidos por pequeñísimas partículas, indivisibles, indestructibles, siempre en movimiento a las que llamaron «átomos», lo que quiere decir etimológicamente inseparable, del griego «*a temno*». Tuvieron la idea de que el número de átomos de especies diferentes, no era muy grande y que cada uno poseía un conjunto bien definido de propiedades. La indestructibilidad de la materia y la fijeza de las propiedades fundamentales de los átomos se encuentra como base de las teorías de los filósofos antiguos, tales como Demócrito, Leucipo, Epicuro. Esta concepción que acabó por triunfar, no fué admitida por todos; algunos filósofos tales como Empédocles y Aristóteles, creyeron que la materia era divisible infinitamente y en consecuencia rechazaban la noción de átomo. Casi nada sabemos en lo tocante a esas primeras teorías, y no podemos juzgar, por medio de los fragmentos muy cortos que han llegado hasta nosotros, de lo que en ellas tenía algún valor científico. El poema «*de rerum natura*» que fué escrito en una época muy posterior, en el cual Lucrecio expone esas doctrinas, no nos permite comprender cuáles fueron los razonamientos que guiaron la intuición griega.

Este concepto de los átomos no descansaba verosimilmente sobre ningún hecho experimental y no era probablemente sino una intuición filosófica, privada de pruebas científicas. Sin embargo, su importancia fué grande puesto que de ella nació la teoría de la materia hoy universalmente admitida.

La concepción atómica griega no hizo ningún progreso durante numerosas centurias y tenemos que llegar hasta el siglo XVIII para verla renacer sobre bases francamente científicas.

Admitiremos pues, sin discutir las razones de ello, que la materia no es infinitamente divisible y, la mejor prueba de la exactitud de este concepto está suministrada por el éxito de la teoría moderna en la explicación de un número inmenso de hechos experimentales.

HIPÓTESIS FUNDAMENTAL DE LOS ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Generalizando la hipótesis hecha por BERNOULLI en el siglo XVIII, para los gases, admitiremos que los cuerpos están compuestos de pequenísimas partículas, todas iguales, en movimiento incesante que llamaremos moléculas. Además, desde LAVOISIER, sabemos que de todas las sustancias conocidas podemos extraer un número muy limitado de cuerpos, llamados elementos, que no sabemos descomponer. Por ahora conocemos unos 86 elementos dejando de lado los numerosos isótopos. Nos vemos conducidos a inferir que todas las sustancias, es decir, todas las moléculas están edificadas con partículas de unos de esos 86 elementos. Llamaremos átomos esas partículas de elementos químicos, que sirven a la edificación de las moléculas.

Este concepto de la materia explica de una manera perfecta las leyes de la Química, tales como la ley de la conservación de las masas de LAVOISIER, la ley de las proporciones múltiples de DALTON. Permite comprender fácilmente por qué se puede dar a un cuerpo puro una fórmula tal como las damos hoy día.

GAY LUSSAC prueba a principios del siglo pasado que las

leyes de compresibilidad y de dilatación de los gases eran las mismas para todos los gases y que los volúmenes de gases, tomados a la misma temperatura y presión, que se combinan entre sí están en relación simple unos con otros. De esto resulta inmediatamente la célebre hipótesis formulada por AVOGADRO: «*Volúmenes iguales de gases diferentes, considerados a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas.*» Veremos a continuación una demostración de esta hipótesis basada sobre la ley mecánica de la equipartición de la energía.

Si se miden, pues, en las mismas condiciones las masas de un mismo volumen de varios cuerpos gaseosos, determinaremos simultáneamente la relación entre las masas de sus moléculas, puesto que esos mismos volúmenes contienen, por definición, el mismo número de moléculas. Sabremos así que la molécula de oxígeno pesa 16 veces tanto como la molécula de hidrógeno; no somos todavía capaces de medir la masa de las moléculas mismas, pero podemos determinar la relación de sus masas.

ENUNCIADO DEL PROBLEMA

Es más o menos a este estado de conocimiento que se había llegado sobre esta materia a fines del siglo pasado. No se habían determinado las masas de las moléculas o lo que es lo mismo, el número de moléculas contenidas en una masa conocida de materia, lo que constituía una objeción importante contra la teoría. Aunque la existencia de las moléculas fuera probable, muchas personas se negaban a ver en las moléculas que no se podían ni contar, ni pesar, ni medir otra cosa que una concepción del espíritu, sin existencia real. A fines del siglo pasado, OSTWALD se negaba a admitir la existencia de las moléculas y de los átomos, afirmando que quedarían siempre fuera del alcance de nuestros medios de investigación y hablaba de la derrota del atomismo.

El problema de la determinación del número de AVOGADRO

N, es decir el número de moléculas contenidas en la molécula-gramo de un cuerpo, interesó a todos los que tenían fé en la existencia de la molécula.

Fué resuelto a principios de este siglo con el éxito mayor que se podía esperar y por sendos métodos que se verifican mutuamente.

Es pues por la exposición de los resultados obtenidos en los métodos de determinación del número y del tamaño de las moléculas que voy a empezar. A partir de este momento la existencia de las moléculas dejará de ser una visión del espíritu para transformarse en realidad. Ha sido éste un progreso grande hecho por nuestra generación en el conocimiento de la materia.

Es cierto que las moléculas son pequenísimas. La posibilidad de realizar pompas de jabón y capas delgadas de aceite en la superficie del agua, cuyo espesor es inferior a 2 milésimos de micrón, sea $2 \cdot 10^{-7}$ cm. conduce a pensar que las moléculas de aceite tienen un diámetro aún más pequeño. Su volumen será más pequeño que $(2 \cdot 10^{-7})^3 = 8 \cdot 10^{-21} \text{cm}^3$ y cabiendo una molécula-gramo de aceite (Trioléina $\text{C}^{57}\text{H}^{104}\text{O}^6$) aproximadamente en un litro, el número de moléculas por molécula gramo o constante de AVOGADRO N es mayor que:

$$\frac{1000}{8 \cdot 10^{-21}} = 1,2 \cdot 10^{23}$$

La dificultad del problema de la numeración de las moléculas viene de que, si tomamos un número chico de ellas, no veremos nada y los efectos producidos serán demasiado pequeños para poder medirlos y si tomamos un número grande de ellas, no veremos sino un efecto medio que tiene la apariencia de la continuidad. Es preciso para contar las moléculas, cuando tomemos un número grande de ellas, dirigirnos a ciertas propiedades que son una consecuencia necesaria y específica de la discontinuidad de la

materia. Diré aún desde luego que el perfeccionamiento de los métodos ha permitido medir el efecto producido por la acción de una sola molécula, según veremos a continuación, y eso ha permitido contarlas tal como podemos contar los granos de trigo contenidos en un saco.



II

MEDICION DE LAS MOLÉCULAS CONTENIDAS EN UNA MOLÉCULA - GRAMO

Comenzaré por enumerar los métodos principales, que han permitido la determinación de las constantes moleculares y que voy a exponer. Estos son:

- 1.º Comprensibilidad y viscosidad de los gases.
- 2.º Estudio de las emulsiones y del movimiento browniano.
- 3.º Fluctuaciones y opalescencia crítica de los fluidos.
- 4.º Difusión de la luz por los gases y coloración azul del cielo.
- 5.º Volumen del helio que se desprende de las sustancias radioactivas.
- 6.º Carga eléctrica de los iones.
- 7.º Repartición de la energía en el espectro.

Todos estos métodos, que poco a poco han sido perfeccionados, suministran el mismo resultado para la constante de AVOGADRO cuyo valor admitido hoy día como el más preciso es:

$$6,06.10^{23}$$

Es decir 606,000.000,000.000,000.000,000 moléculas.

En dos gramos de hidrógeno, por ejemplo, o en 18 gra-

mos de agua se encuentran $6,06 \cdot 10^{23}$ moléculas. La molécula de hidrógeno tiene entonces un peso de $2,32 \cdot 10^{-24}$ gramos y la molécula de agua $29,8 \cdot 10^{-24}$ gramos.

He querido dar inmediatamente el resultado final a fin de no verme obligado a repetirlo a propósito de cada método que voy a exponer a continuación.

Podemos notar para darnos cuenta de la enormidad de estos guarismos que el número de moléculas contenidas en 10 gr. de agua es más o menos igual al número de litros representados por el volumen de la tierra.

COMPRESIBILIDAD Y VISCOSIDAD DE LOS GASES

A consecuencia de lo que hemos dicho antes, admitiremos que un cuerpo, tomado al estado gaseoso, está compuesto de moléculas todas idénticas entre sí. No podemos admitir que estas moléculas queden inmóviles aún en un gas en equilibrio, es decir, que nos parece estar en reposo y en el cual no vemos producirse ningún fenómeno. Tenemos que admitir, igualmente como los filósofos antiguos, que las moléculas están en un movimiento perpetuo, para poder explicarnos los fenómenos de difusión. BERTHOLET mostró que si se ponen en comunicación dos matraces llenos de varios gases, a la misma temperatura y a la misma presión, la mezcla de ellos se produce poco a poco hasta que la composición se hace la misma en ambos matraces; las moléculas de cada uno de los gases han difundido en las del otro. Para comprender este fenómeno tenemos que admitir que las moléculas se encontraban en movimiento. Este fenómeno de la difusión se produce también en los líquidos y aún en los sólidos. Los experimentos de SPRING prueban que el oro difunde en el plomo a la temperatura ordinaria y fué posible medir con precisión el coeficiente de difusión. Pues bien, aun en los sólidos, en los que cada partícula parece perfectamente inmóvil, tenemos que admitir que las moléculas están en movimiento incesante.

Pero volvamos al estudio de los gases. Cerca del año 1730, BERNOULLI emitió la hipótesis de que la presión produ-

cida por un gas podía explicarse por los numerosos choques de sus moléculas en movimiento, sobre las paredes de la vasija que lo contiene. Como sabemos que la presión de un gas aumenta con la temperatura, nos vemos inducidos a admitir que la agitación de las moléculas crece con la temperatura, y por ello los choques sobre las paredes se hacen más numerosos y más violentos, produciendo una presión mayor. Por otra parte, sabemos que la velocidad de difusión aumenta con la temperatura. Además el pequeño aparato inventado por CROOKES y llamado radiómetro nos induce también a creer que las moléculas están en movimiento incesante. Este aparato se compone de una esfera de vidrio donde la presión es muy baja, un milésimo de milímetro de mercurio, y en su centro se encuentra un pequeño molinete con paletas de mica ennegrecidas por un lado. Si la luz cae sobre el aparato el molinete se pone en movimiento. Este movimiento se explica bien admitiendo la desigualdad de los choques de las moléculas del gas debida a la desigualdad de temperatura de ambas caras de las paletas. La velocidad de las moléculas está ligada a la temperatura. Aplicando las leyes de la mecánica a los movimientos de la moléculas, BERNOULLI echó las bases de la teoría cinética de los gases, que ha permitido explicar todas las propiedades de estos fluídos a partir de las leyes de la mecánica y de calcular por primera vez las constantes moleculares.

Considerando, en primera aproximación, las moléculas como esferas sólidas y elásticas, es posible calcular la fuerza media resultante de los choques de las moléculas, que vienen a rebotar sobre las paredes del vaso. Se obtiene de esta manera el valor de la presión del gas. No puedo hacer aquí el cálculo completo, que es largo, pero puedo hacer uno aproximado.

Si n_v es el número de las moléculas que tienen la velocidad v y contenidas en 1 centímetro cúbico, las moléculas de velocidad v que golpean 1 centímetro cuadrado de la superficie de la pared perpendicular al eje de las x , es-

tán contenidas en un prisma de base 1 centímetro cuadrado y de altura v_x (v_x es el componente de v según el eje OX). (Figs. 1 y 2). Este número es pues $n_v v_x$. La presión debida a estos choques es igual al cambio de la proyección de la cantidad de movimientos de esas moléculas, $2 m v_x$, es decir:

$$p_x = 2 m n_v v_x^2$$

La presión total es la suma de esas presiones parciales:

$$p = \sum p_x = m \sum 2 n_v v_x^2$$

Si u es el valor medio de v_x

$$\sum 2 n_v v_x^2 = n u^2$$

n es el número total de moléculas por centímetro cúbico. Es evidente que, si u, v, w son los componentes de la velocidad media c según los tres ejes de las coordenadas:

$$c^2 = u^2 + v^2 + w^2$$

a consecuencia de la simetría:

$$u^2 = v^2 = w^2 = \frac{1}{3} c^2$$

pues:

$$p = \frac{1}{3} n m c^2$$

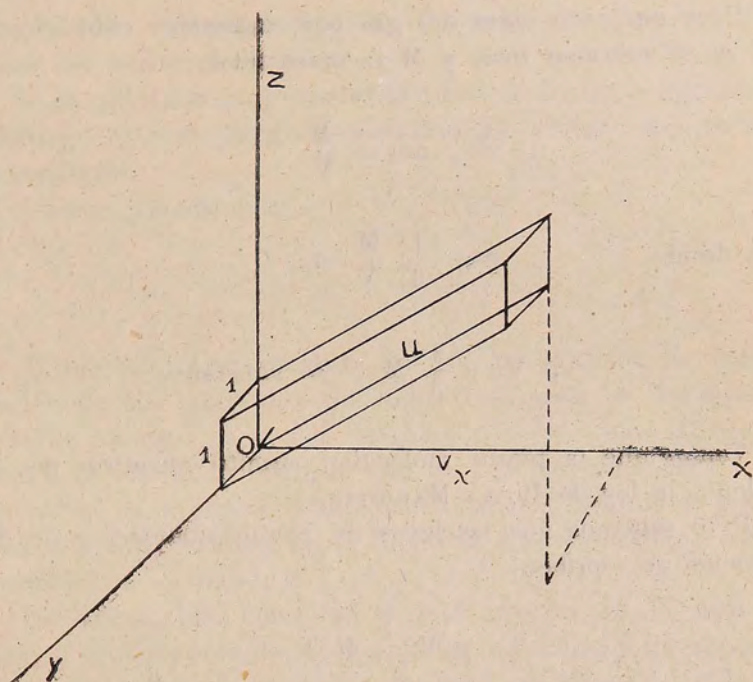


Fig. 1

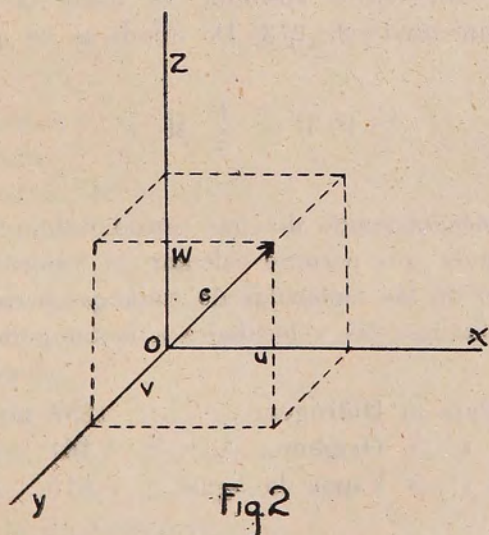


Fig. 2

Representación gráfica de la velocidad de las moléculas.

Pero nm es la masa del gas por centímetro cúbico y si V es el volumen total y M la masa total

$$nm = \frac{M}{V}$$

de donde
$$p = \frac{1}{3} \frac{M}{V} c^2$$

$$p V = \frac{1}{3} M c^2 = \text{constante}$$

Vemos que la teoría molecular permite encontrar por el cálculo la ley de BOYLE-MARIOTTE.

Pero sabemos que las leyes de compresibilidad y de dilatación se escriben:

$$p V = R T$$

R es la constante de los gases, sea $8.32 \cdot 10^7$ en el caso que se tome una molécula-gramo.

T es la temperatura absoluta, es decir la temperatura ordinaria aumentada de 273. De donde se vé que:

$$R T = \frac{1}{3} M c^2$$

M es la molécula-gramo del gas considerado.

Esta fórmula nos permite calcular la velocidad media c por segundo de las moléculas de cada gas a cada temperatura. Se obtienen las velocidades a la temperatura de 0° :

Para el Hidrógeno.....	1838 metros.
» » Oxígeno.....	461 »
» » Vapor de agua.....	615 »

Este cálculo nos muestra que a la temperatura del 0°

absoluto, la velocidad es nula: las moléculas quedan inmóviles, no existe la presión.

Si no sabemos pues contar aun las moléculas, tenemos sin embargo este resultado interesante de poder calcular sus velocidades.

Ademas vemos que:

$$\frac{mc^2}{2} = \frac{3}{2} \frac{R T}{N}$$

A una misma temperatura, la energía cinética de translación de las moléculas de todos los gases es la misma. Eso es un caso particular del bien conocido teorema de la equipartición de la energía, que es una consecuencia de las leyes de la mecánica estadística. Con esta fórmula se puede demostrar la realidad de la hipótesis de AVOGADRO, transformándola en teorema.

Un cálculo más completo y más preciso en el cual se toman en cuenta la dimensión de las moléculas y los choques que entre ellas se producen, permite establecer la fórmula de VAN DER WAALS, que da cuenta de la compresibilidad y de la dilatación de los fluidos y que es:

$$(p + \frac{a}{v^2}) (v - \beta) = RT$$

p es la presión

v el volumen

R constante de los gases

a y β constantes que se pueden determinar por la experimentación.

Pero la teoría muestra que β tiene un valor igual a 4 veces el volumen real de las moléculas contenidas en una molécula-gramo.

$$\beta = \frac{2}{3} \pi \sigma^3 N$$

N constante de AVOGADRO

σ diámetro de una molécula.

Tenemos así una ecuación entre esas dos constantes. Para poder calcularlas tenemos que obtener una nueva ecuación; para ello estudiaremos la viscosidad de los gases.

En la práctica no estamos acostumbrados a considerar los gases como cuerpos viscosos. Pero, sin embargo, la viscosidad de ellos se mide perfectamente haciéndolos correr en tubos delgados. El aire, por ejemplo, es cien veces menos viscoso que el agua. La viscosidad de los gases se explica sencillamente por la agitación molecular. Entre dos capas de gas que tienen velocidades diferentes, se produce un intercambio de moléculas, que trasladan de una capa a otra la energía cinética y que así tienden a igualar las velocidades de ambas capas. Para mantener la diferencia de velocidad de las dos capas es preciso gastar trabajo y eso es lo que constituye el frotamiento interno molecular exteriorizado por la viscosidad.

Poniendo en ecuación esta concepción, MAXWELL descubrió una fórmula que liga la viscosidad η del gas a la velocidad media c de las moléculas, al número de moléculas n por centímetro cúbico y la masa m de ellas y al camino libre medio l :

$$\eta = \frac{1}{3} n m c l.$$

El camino libre medio l es el valor medio del camino recorrido por una molécula entre dos choques con las moléculas vecinas. Esta fórmula se puede también escribir:

$$\eta = \frac{1}{3} \rho c l$$

$\rho = n m$, masa del centímetro cúbico del gas.

Para representarnos l , comparemos los movimientos de las moléculas, con los de un hombre que se mueve entre una muchedumbre. Este hombre va a chocar a cada momento con sus vecinos si la muchedumbre es densa y l es la distancia que él recorre, en término medio, entre dos choques.

Esta fórmula fué establecida por MAXWELL antes de toda experimentación y ella deja prever este resultado asombroso que la viscosidad es independiente de la presión, puesto que el camino libre medio cambia en razón inversa de la densidad. Lo mismo que el hombre que se mueve en una muchedumbre, chocará tanto más a menudo con sus vecinos cuanto más densa sea la muchedumbre. Si la densidad de la muchedumbre dobla, el camino que recorre entre dos choques se aminora a la mitad.

Este resultado fué confirmado perfectamente por la experimentación y ese fué el primero de los más grandes éxitos de la teoría cinética de los gases.

Pero es fácil obtener, por un cálculo bastante sencillo de la mecánica estadística, el camino libre medio l si se conoce el diámetro σ de las moléculas y V es el volúmen de la molécula-gramo.

$$l = \frac{V}{\sqrt{2} \pi N \sigma^2}$$

Tenemos para hacer el cálculo de N , σ , l , las tres ecuaciones:

$$\beta = \frac{2}{3} \pi \sigma^3 N$$

$$l = \frac{V}{\sqrt{2} \pi N \sigma^2}$$

$$\eta = \frac{1}{3} \rho c l$$

en las que β , V , η , ρ , c son conocidos por la experimentación.

Se obtiene para N el número antes dicho:

$$N = 6,06.10^{-23}$$

y para el diámetro de las moléculas:

De hidrógeno	$2,4 \cdot 10^{-8}$ cm.
De agua	$2,9 \cdot 10^{-8}$ „
De anhídrido carbónico	$3,3 \cdot 10^{-8}$ „

Además se obtienen para los valores del camino libre medio:

Hidrógeno	$15,8 \cdot 10^{-6}$ cm.
Agua	$5,7 \cdot 10^{-6}$ „
Anhídrido carbónico	$5,5 \cdot 10^{-6}$ „

De esto resulta que el número de choques por segundo de una molécula

de hidrógeno con las otras es:	$10 \cdot 10^9$
de agua	$9 \cdot 10^9$
de anhídrido carbónico	$6,5 \cdot 10^9$

Al fin y por primera vez llegamos hasta las constantes moleculares, es decir, el número, el diámetro, la velocidad media, el camino libre medio recorrido de las moléculas. Ahora sabemos contar y medir las moléculas que no son pues una invención del espíritu, sino una realidad.

Para representarnos la inmensidad de estos números, advertimos que si quisiéramos poner en una línea y sin intervalo todas las moléculas contenidas en un gramo de agua, tendríamos que recorrer 240.000 veces el perímetro de la tierra, o cerca de 10 veces la distancia entre la tierra y el sol.

Sin embargo, el convencimiento de la existencia de dichas moléculas no se fijará en nuestro espíritu sino cuando encontremos otros métodos cuyos resultados confirmen los valores numéricos antedichos. Seguiremos pues con la exposición de los métodos.

En lugar de la constante β de la ecuación de VAN DER WAALS que nos ha dado el volumen verdadero de las moléculas, habríamos podido emplear una fórmula que liga el volumen a la constante dieléctrica de los gases K , o, lo que

es lo mismo, según la teoría de MAXWELL, al cuadrado del índice de refracción μ que sabemos medir bien:

$$\frac{\pi \sigma^3 N}{6 V} = \frac{\mu^2 - 1}{\mu^2 + 2}$$

Lo mismo para el cálculo del camino libre medio recorrido l habríamos podido usar, en lugar de la fórmula de la viscosidad de una fórmula de difusión D .

$$D = \frac{1}{3} l v$$

Los experimentos sobre la conductibilidad térmica de los gases pueden servir de igual manera a hacer este cálculo.

EMULSIONES Y MOVIMIENTO BROWNIANO

VAN'T HOFF demostró que las leyes de los gases se aplican a las soluciones diluidas, reemplazando en las fórmulas la presión gaseosa por la presión osmótica. Una molécula de azúcar disuelta en el agua tiene propiedades semejantes a las de una molécula gaseosa y ejerce sobre una membrana que se llama «*semipermeable*», por cuanto sólo deja pasar las moléculas de agua pero no las moléculas de azúcar, una presión que se llama «*osmótica*». Una solución de 15 gr. de azúcar por litro ejerce sobre una pared o membrana semi permeable una presión osmótica de una atmósfera.

La energía cinética de las moléculas disueltas es igual a la energía cinética de las moléculas gaseosas. Puesto que consideramos las moléculas como pequeñas partículas, a las cuales aplicamos las leyes de la mecánica, las leyes deducidas de este análisis tienen que ser aplicables a toda especie de partículas cualquiera que sea su tamaño; pues tienen que ser aplicables a partículas suficientemente voluminosas para ser visibles, es decir a las partículas de las emulsiones.

Partículas finas, en suspensión en un líquido, deben ser

agitadas por movimientos, absolutamente análogos a los de las moléculas, pero mucho más lentos puesto que sus masas son mucho mayores y que, según el teorema de la equipartición de la energía, sus energías cinéticas tienen que ser las mismas. El movimiento de esas partículas es la imagen considerablemente agrandada del movimiento molecular. Este movimiento de partículas chicas en suspensión en un líquido es conocido desde mucho tiempo bajo el nombre de movimiento browniano; fué descubierto por BROWN en 1827. Obsérvase fácilmente con el microscopio sobre partículas cuyo diámetro es vecino de un micrón o menos. Este movimiento es debido a los choques desordenados de las moléculas del líquido sobre las partículas, que desempeñan exactamente el mismo papel que una molécula enorme. Quiero advertir, de paso, que este movimiento está en contradicción con el principio de CARNOT, cuya aplicación no resulta así universal. Si, pues, los granos de una emulsión obran como las moléculas de un gas, tienen que escalonarse según la altura bajo la influencia de la gravedad, como las moléculas de un gas, y comprobar la ley de LAPLACE respecto de la disminución de la presión en función de la altura.

Si p es la presión de un gas al nivel del mar y p' la presión a la altura h , un cálculo elemental muestra que:

$$p' = p \left(1 - \frac{Mgh}{RT} \right)$$

M masa molecular del gas.

g aceleración de la gravedad.

R constante de los gases.

T temperatura absoluta.

Por ejemplo, la presión se divide en 2 para una altura h tal como:

$$\frac{1}{2} = 1 - \frac{Mgh}{RT}$$

Se vé que esta relación de presión es la misma en los varios gases para alturas h tales que Mh tiene el mismo valor, puesto que g , R y T son constantes. $Mh = M'h'$ tendrá pues que ser lo mismo para las emulsiones. Pero la molécula-gramo es: $M = Nm$, pues para dos gases diferentes:

$$Nm h = N m' h'$$

la relación de las alturas $\frac{h}{h'}$ es igual a la relación inversa

de las masas de las moléculas $\frac{m'}{m}$ (fig. 3.) Pero si se com-

para un gas con una emulsión, esta relación es igual a la de la masa de una molécula de gas, a la masa de un grano de la emulsión que desempeña el papel de molécula. Ahora bien, es posible medir experimentalmente

$\frac{h}{h'} = K$, pues se conoce el valor de la relación

$\frac{m'}{m} = K$. Pero también se puede medir la masa m de un

grano de la emulsión visible al microscopio, midiendo su diámetro y conociendo la densidad del cuerpo que forma la emulsión. Se puede pues calcular la masa $m' = Km$ de una molécula de gas. Y como se conoce: $M = Nm$ en donde M es la masa de la molécula-gramo, se calcula N . Eso es lo que hizo PERRIN. Empleó una emulsión de goma-guta constituida por granos sólidos, esféricos, iguales. Midió el diámetro con el microscopio, que era en la emulsión empleada $0,212 \mu$ y conociendo la densidad de la goma-guta calculó la masa m .

Contó los granos a diferentes alturas en un tubo, manteniendo la emulsión en equilibrio, y pudo así conocer la diferencia de altura que corresponde a una disminución de la mitad en el número de los granos; encontró 30 micrones. Ahora bien, se sabe que es preciso subir de 5 kilómetros en el oxígeno para que la presión baje hasta la mitad. La relación de la masa de la molécula de oxígeno a la masa de un grano de goma-guta es pues:

$$\frac{30\mu}{5\text{Km.}} = 6.10^{-9} = K$$

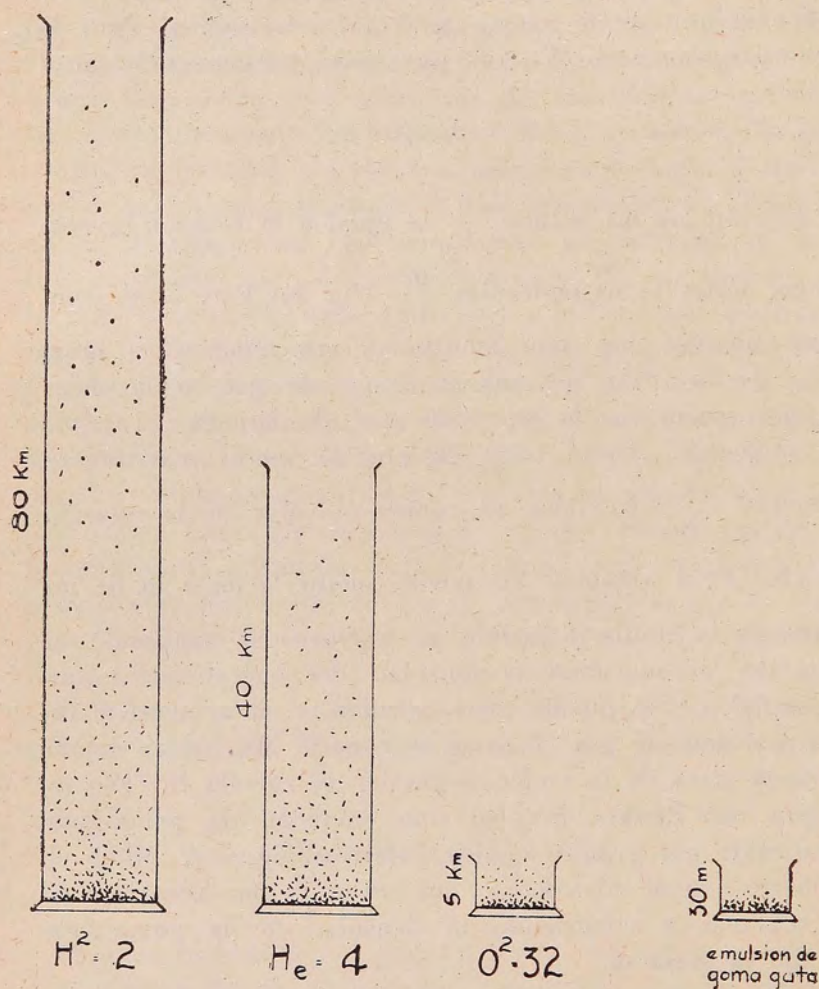


Fig 3

Distribución molecular en función de la altura.

La masa de un grano de goma-guta es conocida; se deduce pues la masa de una molécula de oxígeno m' , y sien-

do 32 la masa molecular del oxígeno, la constante de Avogadro N es:

$$Nm' = 32$$

En resumen, fué empleada una emulsión, que desempeñó el papel de un gas, cuyo peso molecular sería de más o menos 10^9 y cada una de cuyas moléculas se podía ver.

Otro método consiste en medir el coeficiente de difusión D de un grano de emulsión e introducir el valor encontrado en la fórmula que EINSTEIN estableció con ayuda de los métodos de la mecánica estadística:

$$D = \frac{RT}{N} \frac{1}{6 \pi a z}$$

D es el coeficiente de difusión que se mide.

a radio de un grano.

z la viscosidad del líquido.

R constante de los gases.

T temperatura absoluta.

Se puede calcular así N .

Se puede también medir el traslado medio X de un grano durante el tiempo τ debido al movimiento browniano, (fig. 4). La fórmula siguiente establecida por EINSTEIN, permite también calcular N .

$$\frac{X^2}{\tau} = \frac{RT}{N} \frac{1}{3 \pi a z}$$

Yo mismo pude encontrar la constante de Avogadro, por la comparación del coeficiente de viscosidad de una emulsión de goma-guta con el de una solución de azúcar. La diferencia entre la viscosidad del agua φ y la de una solución φ' se puede calcular por la siguiente fórmula debida igualmente a EINSTEIN:

$$\varphi' - \varphi = 2,5 \frac{v}{V}$$

en donde V es el volumen total de la emulsión y v el verdadero volumen de los granos o de las moléculas. Así se puede calcular el volumen real de las moléculas de azúcar. Experiencias muy parecidas a las antedichas fueron hechas por DE BROGLIE con partículas en suspensión en el aire. Los resultados obtenidos fueron los mismos.

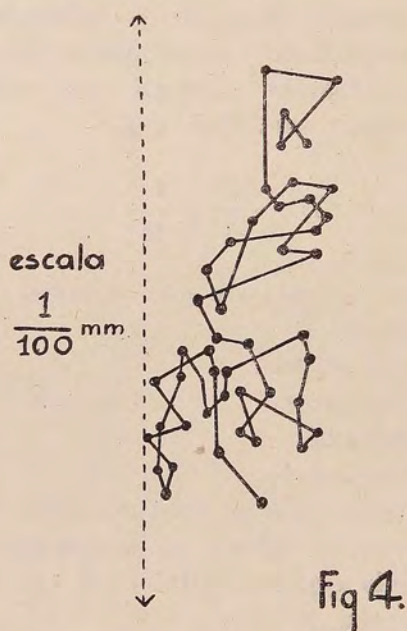


Fig 4.
Trayectoria de un grano de goma-guta.—Posiciones del grano cada treinta segundos.

FLUCTUACIONES Y OPALESCENCIA CRÍTICA DE LOS FLUIDOS.

El movimiento browniano de las partículas de una emulsión es debido a que la partícula es lo suficientemente pequeña para que los choques, que las moléculas producen sobre ella, no se compensen exactamente a cada instante y que resulte de ello una fuerza dirigida ora de un lado, ora del otro. Si pudiéramos medir la presión de un gas sobre una muy pequeña superficie, verificaríamos que esta presión no es constante, pero que oscila alrededor de un valor me-

dio, ya que no golpean contra esta pared siempre el mismo número de moléculas en el mismo intervalo de tiempo; verificaríamos así fluctuaciones en la presión. Igualmente si limitamos por el pensamiento en el fluido un pequeño volumen, podemos pensar que, a consecuencia de la agitación incesante de sus moléculas, este volumen no va a contener en cada instante exactamente el mismo número de moléculas, el fluido presentará en cada punto fluctuaciones de densidad y por consecuencia de presión. Pero esas fluctuaciones son muy pequeñas y por ahora se encuentran fuera de nuestros medios de experimentación. SMOLUCHOWSKI pudo probar que si el número medio de moléculas n está contenido en un cierto volumen, la fluctuación media de densidad es:

$$V \sqrt{\frac{2}{\pi} \frac{1}{n}}$$

Lo que permite hacer el cálculo para ver que en un cubo de $0,1 \mu$ de arista, la fluctuación media de densidad es de un milésimo de su valor normal, No está fuera de razón pensar que llegará un día en que la experimentación será posible.

Pero si nos colocamos en condiciones tales, en las que esas pequeñas variaciones de densidad puedan tener efecto importante sobre las propiedades del fluido, podremos apercibirlos. Este es el caso de un fluido cerca de su punto crítico, en el que el coeficiente de compresibilidad $\frac{\partial p}{\partial v}$ es infinito. Un pequeñísimo aumento o disminución en la densidad produce una liquefacción o una vaporización del fluido, y la variación del índice de refracción en cada punto hace que el fluido aparezca turbio y difunda la luz. Esto es lo que la experiencia demuestra. Es posible, con la aplicación del teorema de BOLTZMANN, sobre la probabilidad del estado de un sistema y los trabajos de lord RAYLEIGH sobre la difusión de la luz en los medios turbios, hacer el cálculo de la intensidad de la luz difractada por

centímetro cúbico de fluido. Se obtiene, después de cálculos largos y difíciles, la fórmula

$$i = \frac{\pi^2}{18\lambda^4} \frac{R T}{N} (\mu_0^2 - 1) (\mu_0^2 + 2) \frac{2}{-v_0} \frac{1}{\beta v_0}$$

λ es la longitud de onda de la luz

μ_0 el índice de refracción

v_0 el volumen específico del fluido

$\frac{\partial p}{\partial v}$ el coeficiente de compresibilidad.

Experimentalmente se pueden medir todos estos valores y calcular N. El experimento fué hecho con el etileno. Un fenómeno parecido de opalescencia se produce cerca de las condiciones de perfecta miscibilidad de dos líquidos tales como el agua y el ácido fénico. Una fórmula parecida permite deducir de las medidas de la opalescencia el valor de N.

COLORACIÓN AZUL DEL CIELO

Como consecuencia de la hipótesis fundamental de la existencia de las moléculas, un gas es heterogéneo: está constituido de pequeñas partículas, sus moléculas, que obran sobre la luz, como el polvo en suspensión en el aire que difunde la luz, y se hacen visibles cuando la luz cae de lado sobre él. Las moléculas tienen igualmente que difundir la luz de lado. Pero la cantidad de luz difundida por centímetro cúbico tiene que ser muy pequeña, haciéndose importante si se trata de un volumen enorme de gas tal como es el de la atmósfera de la tierra. Lord RAYLEIGH calculó con la ayuda de la teoría electromagnética la cantidad de luz que tenía que difundir la atmósfera alumbrada por el sol. Probó que esta luz tenía que ser azul, dando así por primera vez la explicación del color del cielo, lo que hasta entonces era un enigma. Se puede decir, poco poéticamente, pero con

verdad, que el hermoso color azul del cielo es el de un medio turbio.

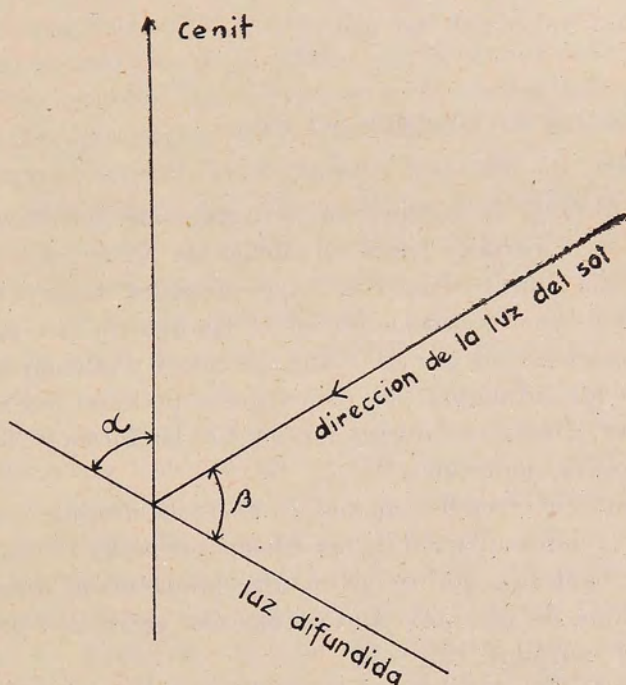


Fig. 5

Gráfico de la marcha de los rayos incidente y difundido.

La fórmula es la siguiente:

$$\frac{e}{E} = r^3 \omega^2 M \frac{p}{g} \frac{1 + \cos^2 \beta}{\cos \alpha} \left(\frac{p^2 - 1}{d} \right)^2 \frac{1}{\lambda^4} \frac{1}{N}$$

e es la intensidad de la luz difundida en una dirección cuya distancia zenital es φ y que hace el ángulo β con la dirección de los rayos solares. (Fig. 5).

E intensidad de la luz del sol

λ longitud de onda de la luz

- ω medio diámetro angular del sol
 p presión atmosférica
 g aceleración de la gravedad
 M masa molecular del gas

$$\frac{\mu^2 - 1}{\lambda} \text{ poder refringente del aire}$$

Esta fórmula se comprueba perfectamente por la experimentación y permite hacer el cálculo de N .

Hoy día nuestros medios experimentales nos permiten hacer el mismo experimento en el laboratorio con un volumen pequeño de gas (100 cent. cúbicos) y la comparación entre la luz difundida por varios gases permitió a FABRY y CABANNES, conseguir informaciones sobre las forma y la disimetría de las moléculas.

Se conocen otros fenómenos de fluctuaciones que podrían servir a la determinación de las constantes moleculares, tales como el centelleo que se ve en una preparación de cristales líquidos de para-azoxianisol colocada entre dos prismas de Nicol cruzados.

Todos los procedimientos de determinación de las constantes moleculares que acabo de exponer, descansan sobre la aplicación de las leyes de la mecánica estadística a las moléculas. A continuación vamos a ver otros procedimientos fundados sobre las propiedades químicas o eléctricas de la materia. Hoy día estos procedimientos son los más exactos para la determinación de las constantes moleculares.

RADIOACTIVIDAD

Los trabajos de CURIE y de RUTHERFORD han enseñado que ciertos elementos se modifican espontáneamente produciendo nuevos elementos. Este fenómeno es conocido bajo el nombre de radioactividad. Las sustancias radioactivas durante su desintegración emiten, entre otros, rayos α , que se ha demostrado ser átomos de helio cargados de electricidad positiva y lanzados con una velocidad que al-

canza a un décimo de la de la luz. Cuando esos átomos de helio caen sobre una pantalla cubierta de sulfuro de zinc, provocan la fluorescencia de este compuesto y se ven aparecer y desaparecer sobre la pantalla una multitud de puntos brillantes, cada uno de los cuales corresponde a la llegada de un átomo de helio. Tenemos así un medio de contar los átomos de helio que nacen. Como verificación, se puede emplear un procedimiento eléctrico para numerar los átomos de helio que aparecen: por medio de un dispositivo conveniente, cada átomo de helio puede servir para ionizar un gas a baja presión, de tal manera que la cantidad de electricidad producida sea suficiente para dar un impulso notable a la aguja de un electrómetro. Se puede así registrar automáticamente la llegada de un átomo de helio. Además podemos recoger el helio que se desprende de la sustancia radioactiva durante un tiempo conocido y medir su volumen, y puesto que conocemos su masa, una simple división permite calcular la masa del átomo de helio y deducir los valores de las constantes moleculares. Estas mediciones, aunque exactas, son difíciles, pues, por una parte el volumen de helio desprendido es siempre pequeñísimo; (por un gramo de radio en un año es de 164 mm^3) y por otra parte, el número de partículas α de helio emitidas por segundo y por gramo de radio es muy grande e igual a $3,5 \cdot 10^{10}$. Es preciso emplear una cantidad pequeñísima de radio para la numeración de las partículas y una cantidad tan grande como sea posible para recoger el helio. Experimentos semejantes fueron hechos con el polonio por Madame CURIE y DEBIERNE.

Es probable que un átomo de helio es producido por un átomo del elemento radioactivo; el número de átomos de helio que se produce es igual al número de átomos del elemento radioactivo que se transforma. Ahora bien, conocemos la vida media de los elementos radioactivos, por la masa de esos elementos que se desintegran en un segundo; conocemos pues, la masa de un número conocido de átomos del elemento radioactivo y podemos hacer el cálculo de la masa de un átomo. Por ejemplo, un gramo de radio

emite $3,4 \cdot 10^{10}$ partículas α por segundo y se sabe que el peso atómico del radio es 226,5. Por consecuencia

$$\frac{226,5 \cdot 3,4 \cdot 10^{10}}{N}$$

es el peso de radio que se descompone en un segundo. Pero la vida media del radio es cerca de 2,000 años, el peso que se descompone por segundo es pues de: $1,09 \cdot 10^{-11}$

De donde:

$$226,5 \times 3,4 \cdot 10^{10} = N \cdot 1,09 \cdot 10^{-11}$$

$$N = 7 \cdot 10^{23}$$

Además se puede recibir un número conocido de partículas α en un cilindro de FARADAY y medir la carga eléctrica total, de donde se deduce la carga eléctrica de una partícula α . Se comprueba que su carga $9,3 \cdot 10^{-10}$ es doble de la carga del átomo de hidrógeno en la electrólisis ($4,65 \cdot 10^{-10}$). El conocimiento de esta carga permite hacer el cálculo de la constante de AVOGADRO, puesto que se conoce la carga total llevada por un átomo gramo en la electrólisis $96600 \times 3,10^{10}$ C. G. S.

La constante de AVOGADRO es pues:

$$\frac{96600 \times 3,10^{10}}{4,65 \cdot 10^{-10}} = 6,2 \cdot 10^{23}$$

CARGA ELÉCTRICA ELEMENTAL DE LOS IONES

Las leyes de la electrólisis nos enseñan que a un átomo-gramo de un elemento monovalente está ligada una carga eléctrica de 96600 coulombs, siempre la misma cualquiera que sea el átomo monovalente. Si admitimos la estructura atómica de la materia, nos vemos inducidos a admitir de igual manera la existencia de una carga elemental de electricidad

que es la que lleva un átomo monovalente y que será la más pequeña carga que puede existir. Conociendo la constante de AVOGADRO N podemos hacer el cálculo de e :

$$\begin{aligned} N e &= 96500 \cdot 3 \cdot 10^{10}. \\ e &= 4,77 \cdot 10^{-10} \text{ E.S.C.G.S.} \end{aligned}$$

Un ion monovalente lleva esta carga.

Si pudiéramos medir esta carga e , podríamos, por medio de un cálculo inverso, calcular las constantes moleculares. Desgraciadamente no sabemos medir la carga de un ion en un electrólito.

Pero sabemos que bajo la acción de los rayos X, de los rayos ultravioleta, de fenómenos químicos, los gases se hacen conductores de la electricidad, gracias a la existencia de partículas electrizadas positivas o negativas llamadas iones gaseosos. Puestos en un campo eléctrico esos iones se dirigen hacia los electrodos y producen una corriente eléctrica.

La medida de la movilidad v de esos iones, es decir de la velocidad que toman bajo la influencia de un campo eléctrico H y del coeficiente de difusión D permite calcular el producto de la carga eléctrica e' por la constante de AVOGADRO N gracias a la fórmula:

$$N e' = \frac{RT}{D} \frac{v}{H}$$

Ahora bien, se encuentra el mismo valor que en la electrólisis. Se comprueba que la carga de un ion gaseoso es igual a la carga de un ion electrolítico. Existe bien una carga eléctrica elemental que es la misma en ambos fenómenos. Esos iones gaseosos pueden fijarse sobre el polvo en suspensión en el gas. El estudio del movimiento browniano de ese polvo permite todavía la determinación del producto $N e$. Nos vemos inducidos, para la medición de las constantes moleculares, a medir la carga elemental de los iones gaseosos.

El primer método, que es muy ingenioso, es debido a WILSON. Se había entrevisto que los iones tenían la propie-

dad de facilitar la condensación del vapor de agua de una atmósfera sobresaturada por medio de una súbita distensión. Si se ioniza por un haz de rayos X aire sobresaturado de vapor de agua se verá producirse una nube, cada una de cuyas gotitas se formará sobre un ion. Se puede conocer, según el valor de la expansión, el peso total P de agua condensada y según la velocidad v de caída de la nube, el rayo α de las gotitas por la fórmula:

$$6\pi\alpha\mu v = \frac{4}{3} \pi\alpha^3 g (1-d)$$

μ viscosidad del aire

d peso específico del aire

Se puede calcular el peso p de una gotita. El cociente: $n = \frac{P}{p}$ da el número de gotitas, es decir el número de iones. Además se puede medir la carga eléctrica total E llevada por la nube recogiéndola sobre las placas de un condensador eléctrico. Se obtiene así la carga de un ion.

$$e = \frac{E}{n}$$

Las primeras mediciones fueron poco exactas, pero el método fué mejorado por el estudio de la velocidad de caída de la nube en un campo eléctrico y se obtuvo así un buen valor de e . Ahora el valor admitido como el mejor es:

$$e = 4,77 \cdot 10^{-10} \quad \text{E. S. C. G. S.}$$

MILLIKAN rehizo esta determinación por un método mucho más exacto y que tiene la ventaja de probar con certeza la existencia de una carga eléctrica elemental indivisible. Para ello estudió el movimiento de una gotita de líquido poco volátil en suspensión en el aire debilmente ionizado, colocada entre las placas de un condensador. Esta gota se cargaba de electricidad por medio de los iones que se adherían a ella y ella subía o bajaba bajo la influencia doble

del campo eléctrico y de la gravedad. Era posible seguir durante varias horas con un microscopio los movimientos de esa gotita y medir a cada instante su velocidad. Se comprobó que esta velocidad cambiaba de tiempo en tiempo bruscamente de una cantidad finita. Esos cambios súbitos y discontinuos prueban que la carga eléctrica cambia por saltos a consecuencia de la salida o de la llegada de un ion y se puede calcular que esos cambios de velocidad corresponden a un cambio de carga siempre la misma. Existe bien un átomo de electricidad. La teoría de la viscosidad de los gases permite calcular el rozamiento que sufre la gotita en su movimiento y del conocimiento de su diámetro, y del valor del campo eléctrico se calcula la carga elemental e .

REPARTICIÓN DE LA ENERGÍA EN EL ESPECTRO

Podemos notar que en los métodos sucesivos de la determinación de la constante de Avogadro, hemos utilizado un número de átomos o de moléculas cada vez más pequeño hasta llegar a no emplear sino un único ion o una sola partícula. Puede parecer extraño el pensar en un medio de medición de la constante de Avogadro, que prueba la discontinuidad de la materia, sin hacer uso de materia. Eso es sin embargo lo que vamos a hacer. Esta posibilidad es la prueba de los vínculos que ligan entre sí a todos los fenómenos de la naturaleza. Vamos a ver que es posible medir la constante de Avogadro por el estudio de la repartición de la energía en el espectro.

Sabemos que un cuerpo negro, digamos un horno calentado a alta temperatura, emite, por un agujero taladrado en la pared, energía bajo la forma de radiación y que la cantidad de energía emitida por segundo es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura absoluta. El cálculo de la distribución de la energía emitida en función de la longitud de onda, que condujo a un ruidoso fracaso de la teoría electro-magnética de la luz, fué hecho por Planck por medio de su hipótesis de los «*quanta*», introduciendo así

por la vez primera en la ciencia el concepto de una estructura discontinua para la energía, como se había hecho para la materia y para la electricidad. La fórmula perfectamente comprobada por la experimentación es la siguiente:

$$E(\lambda, T) = \frac{8 \pi c h}{\lambda^5} \frac{1}{e^{\frac{h N}{R}} \frac{c}{\lambda T} - 1}$$

$E(\lambda, T)$ es la energía contenida en un centímetro cúbico que corresponde a la longitud de onda λ y a la temperatura T

c velocidad de la luz

h nueva constante universal llamada constante de PLANK

La experiencia permite obtener el valor de $E(\lambda, T)$ para cada temperatura y cada longitud de onda, y así podemos hacer el cálculo del valor de N y de h .

Digamos inmediatamente que se obtiene para h el valor

$$h = 6,55 \cdot 10^{-27} \text{ ergios segundo}$$

pues necesitaremos a continuación el valor de esta constante. La posibilidad de la determinación del valor de N sin hacer uso de materia viene de la aplicación a la radiación térmica del teorema de BOLTZMANN que pone en relación la entropía de un sistema con el logaritmo de la probabilidad del estado del sistema. La constante de proporcionalidad que es una constante universal independiente del sistema se determina por el estudio de los gases y contiene por eso la constante N .

Veremos a continuación, cuando hablemos de la estructura de los átomos, otros medios de determinación del valor de la constante de AVOGADRO. Pero las hipótesis indispensables para el establecimiento de las fórmulas están ligadas a nuestros conceptos del átomo y por eso los estudiaremos cuando hablemos de su constitución.

Después de haber estudiado los métodos principales que nos han conducido al valor de la constante N y después de haber comprobado la uniformidad de los resultados nu-

méricos obtenidos, no podemos tampoco dudar de la realidad de las moléculas, que ya sabemos contar. El conjunto de todos los experimentos tan diversos, que acabo de exponer, lleva consigo la convicción de la discontinuidad de la materia y de la electricidad; la existencia real de las moléculas no puede hoy ponerse en duda.



III

TAMAÑO Y FORMA DE LAS MOLÉCULAS

No definiremos exactamente lo que entendemos por tamaño de una molécula, porque tendríamos que precisar su forma, lo que no sabemos hacer. Hemos visto, al comenzar estas conferencias, una determinación del diámetro molecular en los gases, admitiendo que la molécula tenga una forma groseramente esférica. Hemos encontrado números vecinos de 3.10^{-8} cm.; esta es la más pequeña distancia media, a la cual, en los gases, los centros de dos moléculas pueden acercarse. Vamos a examinar otros métodos muy diferentes. Los resultados encontrados en los varios métodos no son exactamente los mismos, evidenciando así que no sabemos definir lo que entendemos por diámetro molecular.

Hasta ahora hemos dejado de lado algunos experimentos menos exactos, pero llamados en el porvenir a dar resultados muy interesantes sobre la forma de las moléculas y la variación de sus propiedades, según su orientación. Con esos experimentos, sobre los que voy a disertar, se trata de determinar el tamaño de las moléculas.

CAPAS DELGADAS

Midiendo la tensión superficial del agua sobre la superficie de la cual se ha extendido capas de aceite más y más

delgadas, LORD RAYLEIGH pudo determinar la masa mínima de aceite necesaria para cubrir exactamente la superficie del agua; admitiendo que en este momento la capa de aceite tenga el espesor de una molécula se puede medir el diámetro de esta molécula. Recientemente DEVAUX empleó un medio mucho más sencillo. Hizo notar que, cuando la superficie del agua está enteramente cubierta por el aceite, si se hace flotar talco sobre su superficie, los granos de éste pierden su movilidad y se ponen exactamente en el límite de la capa monomolecular de aceite. Si se conoce el peso de aceite utilizado y la superficie cubierta, se calcula el espesor y el

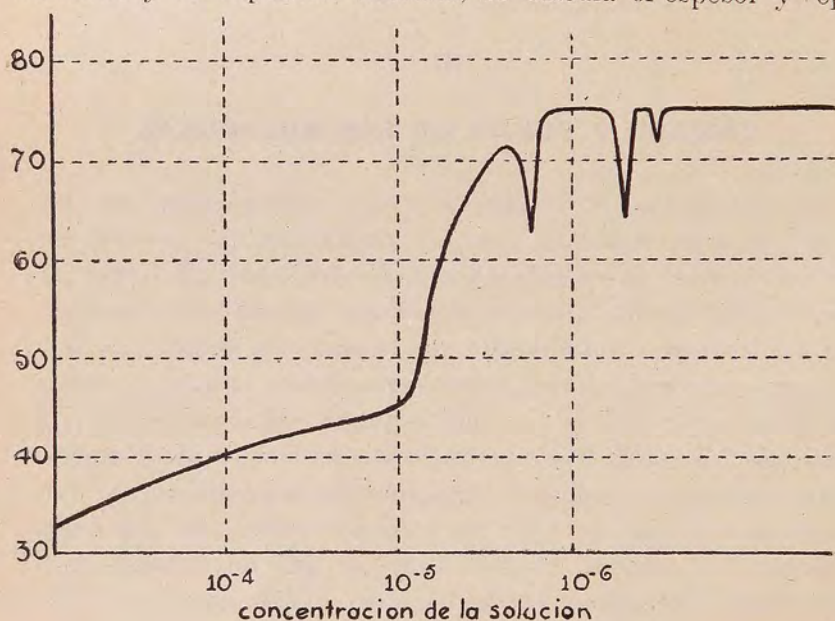


Fig. 6.

Tensión superficial de las disoluciones de oleato sódico.

diámetro de las moléculas del aceite. Se obtiene un espesor cercano de $10 \cdot 10^{-8}$ cm. Medidas más exactas de tensión superficial hechas el año pasado por LECOMTE DE NOUY con oleato de sodio, permiten ver que la curva de tensión superficial en función del espesor presenta 3 anomalías correspondientes a 3 espesores diferentes de oleato de sodio (fig. 6),

como otros experimentos conducen a pensar que la molécula de oleato de sodio tiene una forma que se puede acercar a la de un elipsoide con tres ejes desiguales, podemos inducir que las tres anomalías de la curva corresponden a las 3 maneras posibles de ordenar las moléculas en una sola capa regular. Se calcula de esta manera las tres dimensiones de las moléculas de oleato de sodio:

$$12,3 \cdot 10^{-8}$$

$$7,5 \cdot 10^{-8}$$

$$6,6 \cdot 10^{-8}$$

Con esto se calcula la constante de AVOGADRO y se encuentra el número $6,0 \cdot 10^{23}$.

De experimentos semejantes, LANGMUIR deduce propiedades muy interesantes de las moléculas de los ácidos orgánicos. Logró mostrar que éstas se orientan de manera que el lado que contiene el radical CO^2 se pone en contacto del agua, mientras que el lado que contiene la cadena hidrocarbonada se pone del lado del aire. Ambas caras de la película de aceite no tienen las mismas propiedades físicas y químicas. Las moléculas ofrecen propiedades diferentes según su orientación. Esa diferencia de propiedad de las caras de una capa delgada fué verificada por DEVAUX, produciendo por precipitación química una capa delgada de plata, una de cuyas caras se moja perfectamente bien y la otra nó, lo que indica dicha diferencia de orientación de las moléculas.

De esta orientación no cabe dudar, pues se sabe desde mucho tiempo que, si se hace cristalizar un cuerpo en contacto de un cristal de otra substancia, la simetría de esta impone la orientación de los cristales que de la otra se forman.

La experiencia se hace facilmente haciendo cristalizar una substancia fundida o disuelta sobre una hoja de mica. Puesto que inducimos que las moléculas se orientan, tenemos que aceptar una disimetría de la molécula y atribuirles una

forma mucho más complicada que la esférica; como segunda aproximación tomaremos una forma de elipsóide. Sabemos poco sobre esta cuestión, cuyo estudio no hace sino comenzar, pero tenemos muchas esperanzas de llegar a representarnos de una manera exacta la forma de las moléculas y del campo de fuerza que reina alrededor de ellas.

RAYOS X

Una dificultad con que tropezamos para lograr formarnos una idea de la faz de las moléculas es que no podemos verlas porque la luz tiene una estructura demasiado grosera para que tan finos objetos obren individualmente sobre ella de una manera perceptible. La longitud de onda de la luz es cerca de $0,5 \mu$; no permite ver la forma de un objeto de tamaño inferior a $0,2 \mu$ y no podemos percibir la luz difractada por una partícula más pequeña que el centésimo de micrón, es decir mayor que las moléculas. Pero sabemos ahora que los rayos X están constituidos por vibraciones cuya longitud de onda es cercana de 10^{-9} cm. y por eso es probable que permitan ver objetos tales como las moléculas, cuyo tamaño es de 10^{-8} cm. según lo que ya sabemos. La placa fotográfica es sensible a esos rayos y por eso es que constituye un medio cómodo de registro de los fenómenos. Desgraciadamente no podemos construir microscopios que funcionen con los rayos X. Pero LAUE pensó que las filas de moléculas que constituyen la red cristalina tienen que desempeñar el mismo papel para los rayos X que las líneas de una red trazada sobre vidrio para la luz visible, y la experimentación confirmó estas previsiones. Se observó que los rayos son difractados pasando a través de un cristal y que se obtiene sobre una placa fotográfica colocada detrás un conjunto de manchas regularmente colocadas, cuya uniformidad corresponde a la simetría del cristal (fig. 7). La reflexión de los rayos X sobre una lámina cristalina da lugar a fenómenos semejantes a los obtenidos con la luz y una red, es decir a un espectro (fig. 8).

La experimentación ayudada por la teoría, permite comprobar que la materia cristalina ofrece una estructura reticular conforme a las antiguas teorías cristalográficas de HAUY y BRAVAIS. Por primera vez vemos la red cristalina cuya existencia fué admitida por los cristalógrafos y que es la base de toda teoría cristalográfica desde hace un siglo. Pero el es

Difracción de los rayos X por un cristal cúbico (Clenda).



Fig. 7

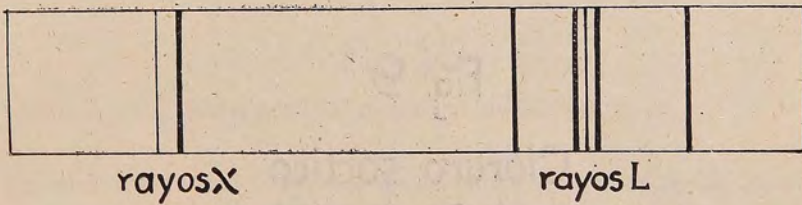


Fig. 8

Espectro de rayos X (tungsteno).

tudio de los cristales con los rayos X permite lograr un conocimiento mucho más profundo de la materia. Midiendo la intensidad de los rayos X reflejados en las diferentes direcciones por una sal, tal como el cloruro de sodio, vemos que las partículas difractantes son los átomos y no las mo-

lículas, pues varias razones teóricas y experimentales, de las cuales hablaremos más adelante, nos conducen a la convicción que el poder difractante de un átomo es más o menos proporcional a su peso atómico, o diciendo mejor a su número atómico: es decir a su colocación en la clasificación de MENDELEJEFF. Por el estudio de la posición y de la intensidad de las manchas de difracción, es posible fijar

Distribución de los átomos en el cristal.

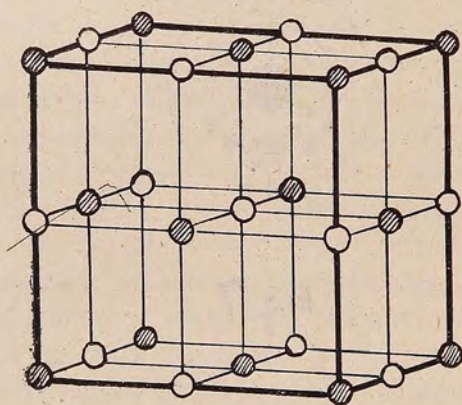


Fig. 9

Cloruro sódico

● átomo de sodio
○ átomo de cloro

con precisión la posición de los átomos en el cristal y por consecuencia conocer la arquitectura de la materia cristalina. El resultado inesperado fué el siguiente: en el caso de las sales, cloruro sódico, carbonato sódico, etc. las agrupaciones de átomos que existen, no son las moléculas sino los iones. La molécula en esos cristales no tiene existencia real. En el caso del cloruro sódico, por ejemplo,

todos los átomos de cloro y los de sodio están colocados regularmente sin que un átomo de cloro esté más vecino de un átomo de sodio que de los otros. (fig. 9) Comprendemos ahora por qué nunca habíamos encontrado un procedimiento de medición del peso molecular en los cristales; esto se debe a que la molécula no existe en este caso. Comprendemos también por qué una sal cristalizada tiene el mismo color que la sal disuelta; en ambos casos sólo

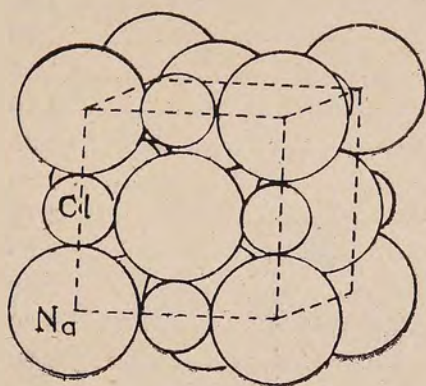


Fig. 10

Extructura del cristal de cloruro sódico.

existen los iones. Podemos ahora decir que vemos los iones cuya existencia hasta hoy hipotética se hace real. La hipótesis de ARRHENIUS se vuelve una realidad. Al contrario en las sustancias orgánicas, que no se ionizan, encontramos que las agrupaciones de átomos que existen en los cristales son las moléculas. Eso prueba que existen dos maneras para los átomos de formar una combinación química; la combinación entre el átomo de Cl y el átomo de Na para formar el cloruro de sodio se produce con otro mecanismo que la combinación del átomo de carbono con los átomos de hidrógeno para formar el metano. Volveremos sobre el estudio de esta cuestión.

Permitiendo el estudio de los cristales mediante los rayos X el conocer detalladamente la arquitectura molecular, nos permite hacer el cálculo de la distancia entre los átomos, es decir del diámetro de ellos. (fig. 10). Eso es otro procedimiento para conocer las constantes moleculares. A continuación figuran algunos resultados:

Litio.....	3.00 . 10^{-8} cm.
Carbono	1.54 . " "
Nitrógeno.....	1.30 . " "
Oxígeno.....	1.30 . " "
Sodio.....	1.55 . " "
Aluminio.....	2.70 . " "
Azufre.....	2.05 . " "
Hierro.....	2.80 . " "
Cobre.....	2.75 . " "
Plata.....	2.55 . " "
Estaño.....	2.80 . " "
Bario.....	4.20 . " "
Plomo.....	3.80 . " "

Trazando la curva de los diámetros moleculares en función del número atómico, (fig. 11) volvemos a encontrar la misma periodicidad que en el cuadro de MENDELEJEF. Además los rayos X procuran una información muy importante

Gráfico de los diámetros atómicos.

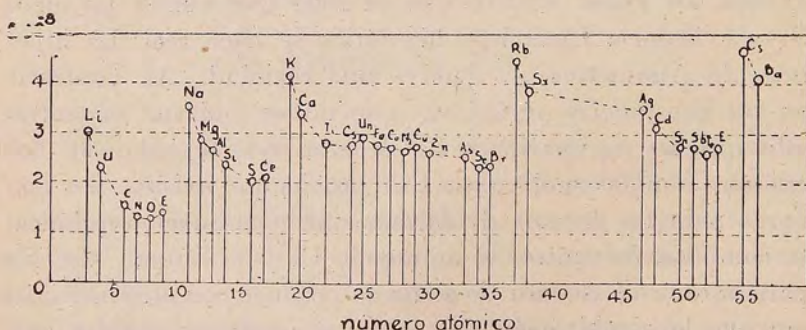


Fig. 11

que es la disposición de los átomos en los cristales lo que da algunos datos sobre el campo de fuerza que existe alrededor de cada uno. Vemos que los diámetros obtenidos por los rayos X son un poco menores que los obtenidos por la teoría cinética de los gases. No es muy asombroso que en un sólido las moléculas estén más apretadas que en un gas, aun en el momento del choque; sin ello no comprenderíamos por qué las moléculas de un sólido no se alejan una de otra como lo hacen en los gases después de un choque.



IV

Constituyentes de los átomos

Ahora podemos estar bien convencidos de la existencia de los átomos y de las moléculas y aún más, hemos visto que por medio de la difracción de los rayos X podemos tener algunas informaciones sobre la arquitectura molecular. Podemos ahora preguntarnos, si los átomos de los elementos son seres completamente distintos unos de otros, o sí, según una creencia muy antigua de los químicos, son seres complejos edificados con un pequeño número de constituyentes.

Vamos a estudiar ahora los medios de que disponemos para determinar los elementos constitutivos de los átomos. Estudiaremos en seguida sus constituciones y volveremos al final de estas conferencias sobre la manera cómo los átomos se combinan entre sí para formar moléculas.

Voy a exponer, con algunos detalles, los experimentos que nos permiten averiguar los constituyentes de los átomos, pues tendré que aludir frecuentemente a esos experimentos y a sus resultados cuando hablaré de la constitución de los átomos.

Es lógico estudiar primeramente los átomos, aunque generalmente no los encontremos al estado libre, sino agrupados formando moléculas, porque la ley de la conserva-

ción de las masas, los fenómenos radioactivos, los espectros de rayos X y algunas propiedades químicas nos conducen a inferir que ellos guardan, por lo menos parcialmente, su individualidad en las combinaciones. Ciertas propiedades de la materia nos parecen características de los átomos que la componen. Pero, puesto que otras propiedades se modifican o toman origen por la combinación, tenemos que estudiar en seguida la constitución y las propiedades de las agrupaciones de átomos, es decir, de las moléculas.

Desde mucho tiempo se ha presentado que la materia pudiera bien estar formada por un constituyente único y que las propiedades diferentes de las sustancias fueran debidas a sus diversas arquitecturas. Esta idea no es tal vez, sino una manifestación de la necesidad de unidad, que experimenta el espíritu humano llegado a cierto estado de desarrollo. En todo caso, se debe aquella concepción a esta idea filosófica y al mismo tiempo al anhelo humano por la posesión de riquezas. Los primeros trabajos químicos de la edad media, fueron inspirados por el deseo de transformar en oro sustancias de valor mínimo. Lo mismo, hoy día, el éxito fácil que buscan los estafadores, que pretenden fabricar oro, muestra que muchos hombres conservan, como supervivencia, la esperanza de ver realizarse la transmutación de los metales.

Esta idea de la unidad de la materia fué sostenida, a principios del siglo pasado, por PROUST sobre bases que parecían más científicas. Acababan de ser determinados muchos pesos atómicos de los elementos y se veía que todos se aproximaban de un número entero. De ahí a concluir que el hidrógeno era el constituyente universal, no había sino un paso. Desgraciadamente las determinaciones más precisas mostraron, sin ninguna duda, que las masas atómicas no eran números enteros. Pero el hecho que se aproximaban más de los números enteros, que lo que el cálculo de las probabilidades dejaba preveer, generaba en el espíritu una esperanza de ver algún día este problema resuelto.

Un poco más tarde, la periodicidad de las propiedades

químicas y físicas en función de los pesos atómicos, puesto en evidencia por la clasificación de MENDELEEF, confirmó esta idea que los átomos de los elementos no dejaban de tener analogías de constitución entre sí. Pero es preciso ver que esta idea era enteramente contradictoria con la del átomo insecable, puesto que se le suponía una constitución estructural o arquitectónica.

RADIOACTIVIDAD

El descubrimiento de la radioactividad confirmó con hechos experimentales seguros esta idea preconcebida. Queda fuera de dudas que los átomos de los elementos radioactivos desintegrándose producen átomos de otros elementos. Es cierto, pues, que tienen constituyentes comunes y veremos que tenemos el derecho de generalizar esta opinión extendiéndola a los otros elementos no radioactivos.

Los elementos radioactivos son elementos que emiten espontáneamente una radiación que puede ser compuesta de tres especies de rayos: los rayos α , los rayos β y los rayos γ .

1.º Los rayos α , son átomos de helio que llevan dos cargas elementales, lanzados con una velocidad cercana de 20,000 kilómetros por segundo. Esta velocidad enorme les permite atravesar hojas delgadas de cuerpos sólidos, de alumbrar una pantalla cubierta de sulfuro de cinc, de ionizar los gases. Se ha probado que se trataba bien de helio, recogiendo esos rayos en un tubo y observando el espectro del gas recogido. Además, la desviación de esos rayos en los campos eléctrico y magnético prueba bien que se trata del elemento de peso atómico 4, es decir del helio. Entonces el átomo de helio se presenta como uno de los constituyentes de los átomos radioactivos.

2.º De rayos β , que están cargados de electricidad negativa, como se puede averiguar recibiendo los en un cilindro de FARADAY. El estudio de la desviación en los campos eléctrico y magnético prueba que ellos están constituídos

por masas de materia extremadamente pequeñísimas que llevan cargas negativas, y lanzadas con una velocidad enorme que se acerca a la de la luz, es decir un poco menor que 300,000 kilómetros por segundo. La carga eléctrica es igual a la carga elemental del átomo ionizado en la electrólisis o en los gases conductores. Pero su masa es pequeñísima e igual a $\frac{1}{1850}$ de la del átomo de hidrógeno. Esta es la primera vez que encontramos una masa de materia tan pequeña y, por otra parte, nunca encontraremos una masa menor. Esas pequeñas masas de materia cargadas de electricidad negativa se llaman electrones. A causa de su pequeñez y de su velocidad, el electrón atraviesa fácilmente espesores de materia bastante grandes. Entonces el electrón es un segundo constituyente de los átomos radioactivos.

3.º De rayos γ , semejantes a los rayos X, pero de frecuencia mayor; esos rayos no están constituidos por materia y por eso no nos interesan para el objeto que nos ocupa.

DESCARGA ELÉCTRICA EN EL VACÍO

El estudio de la descarga eléctrica en el vacío va a permitir fijar con mayor precisión nuestras ideas sobre los constituyentes de la materia.

Cuando la descarga eléctrica se produce en un gas rareficado, del polo negativo, o cátodo, sale en línea recta un haz de rayos, llamados rayos catódicos, poco luminosos, que provocan sobre la pared, que hieren, una fluorescencia que origina rayos X. Este haz de rayos lleva electricidad negativa como se puede averiguar recibiendo en un cilindro de FARADAY, colocado en el interior del tubo de vacío. La medida de la desviación en el campo eléctrico y magnético prueba que se trata de electrones lanzados con gran velocidad, como en el caso de los rayos β emitidos por los cuerpos radioactivos. La medida de la velocidad v y de la relación de la carga eléctrica a la masa material se hace de

la manera siguiente: Esos rayos que llevan con ellos electricidad negativa, tienen las mismas propiedades que una corriente eléctrica y sufren durante su paso en un campo eléctrico de valor H y de largo 1 una desviación angular.

$$\lambda = H \frac{e}{m} \frac{1}{v^2}$$

y en un campo magnético, de valor M y de largo igual a 1 una desviación angular:

$$\lambda' = M \frac{e}{m} \frac{1}{v}$$

La medida de la posición de las manchas que producen esos rayos sobre una placa fotográfica, colocada en el tubo, permite medir λ y λ' de donde se calcula:

$$v = \frac{H}{M} \frac{\lambda'}{\lambda}$$

$$\frac{e}{m} = \frac{A}{M^2} \frac{1}{e} \frac{\lambda'^2}{\lambda}$$

conociendo la carga eléctrica elemental $e = 4,77.10^{-10}$ se calcula m .

Es un hecho muy notable ver que encontramos siempre los mismos electrones de la misma masa y de la misma carga, cualquiera que sea el gas contenido en el tubo donde se produce la descarga y cualesquiera que sean los electrodos. El electrón es bien un constituyente universal de la materia, cuya carga negativa es:

$$4,77.10^{-10} \text{ C. G. S.}$$

y cuya masa es 1850 veces más pequeña que la del átomo de hidrógeno, es decir:

$$0,9 \cdot 10^{-27} \text{ gr.}$$

Pero estudiemos un poco más este electrón constituyente universal de la materia. Podemos, aumentando la tensión eléctrica de la corriente que pasa en el tubo producir rayos catódicos de velocidad creciente. La teoría electro-magnética permite prever que una carga eléctrica posee una inercia electro-magnética, que se agrega a su inercia material. La masa total de un cuerpo en movimiento, cargado de electricidad, se compone de dos términos, primero su masa material que es la única que tomamos generalmente en cuenta, segundo de su masa electro-magnética que es una función de la velocidad y de la dirección de la fuerza. Si comparamos los resultados de la experimentación con los valores que la teoría electro-magnética permite calcular, quedamos sorprendidos asombrosamente de ver que la masa material del electrón es nula, y que toda su masa debe su origen a su carga eléctrica. El electrón, constituyente universal de la materia, es únicamente una carga eléctrica. Ya sabíamos que la electricidad estaba ligada íntimamente a la materia, pero no pensábamos que la materia no era otra cosa que electricidad. La materia, cuya naturaleza averiguamos, se desvanece y no encontramos nada más que una masa eléctrica. La materia y la electricidad son una misma cosa. El conocimiento de la masa electro-magnética del electrón y de su carga eléctrica permite hacer el cálculo de su radio:

$$a = \frac{2}{3} \frac{e}{m}$$

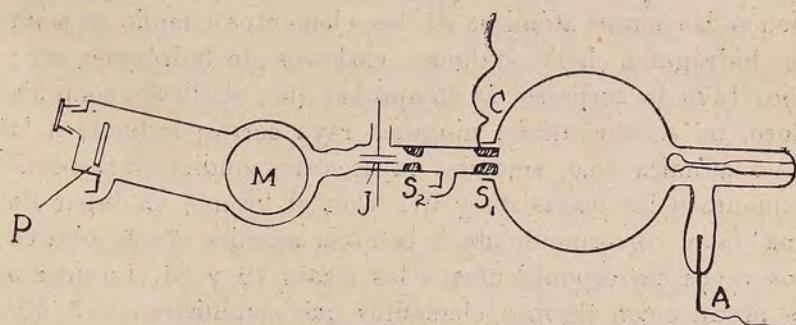
Encontramos:

$$a = 1,8 \cdot 10^{-13} \text{ cm.}$$

El electrón es una esfera de electricidad 100,000 veces más pequeña que el átomo.

Pero, si, en el tubo de descarga eléctrica, los átomos de materia, que originariamente son neutros eléctricamente, se descomponen, produciendo, por una parte, electrones carga-

dos de electricidad negativa, tienen, por otra parte, que dar origen a partículas cargadas de electricidad positiva. Eso es bien lo que muestra la experimentación. Se puede recoger detrás de un cátodo taladrado de pequeños agujeros, un haz de rayos, constituidos por partículas cargadas de electricidad positiva y cuya velocidad y masa puede estudiarse por el mismo procedimiento empleado para los rayos catódicos. Se



- A anodo
- C catodo
- S_1, S_2 hendiduras
- J campo eléctrico
- M campo magnético
- P placa fotografica

Fig. 12

encuentra que esas partículas llevan la carga eléctrica elemental, pero que sus masas dependen de la especie de gas contenido en el tubo y que ella es igual a la masa atómica o a la masa molecular del cuerpo constituyente de la atmósfera gaseosa del tubo. Tenemos que admitir que estas partículas son átomos o moléculas que han perdido un electrón; son los iones gaseosos. La masa del electrón es tan

pequeña que no podemos percibir la diferencia entre la masa del átomo y la del ion.

Estos experimentos fueron proseguídos recientemente por Aston, quien, por una disposición conveniente de los campos eléctricos y magnéticos, (fig. 12), obtuvo sobre una placa fotográfica rayos, cuya posición permite el cálculo de la masa de los corpúsculos que constituyen los rayos positivos. Comprobó que la posición de esos rayos corresponde bien a las masas atómicas de los elementos cuando se trata de hidrógeno, helio, oxígeno, carburos de hidrógeno, etc.; pero tuvo la sorpresa de comprobar que, si el tubo contenía cloro, no se encontraba ninguna raya correspondiente a la masa atómica 35,5, sino dos rayas correspondientes respectivamente a las masas 35 y 37. Con el bromo, en lugar de una raya correspondiente a la masa atómica 79,9, obtuvo dos rayas correspondientes a las masas 79 y 81. Lo mismo se produce con algunos elementos que suministran 2, 3, 4 y hasta 6 rayas en el caso del mercurio, todas vecinas de las que se esperaban, pero que no coinciden con ellas. Si el tubo contiene el gas ácido clorhídrico no se obtiene ninguna raya correspondiente a la masa molecular 36,5 sino dos rayas que corresponden a las masas 36 y 38. La conclusión que se impone es que los elementos tales como el cloro, el bromo, el mercurio, que hasta ahora creíamos cuerpos simples, no son en realidad otra cosa que mezclas. Pero esas mezclas son inseparables por procedimientos químicos. Los constituyentes de esas mezclas son compuestos de cuerpos idénticos bajo el punto de vista químico: por eso, tenemos que colocarlos en la misma casilla del cuadro de MENDELEJEFF, de ahí viene su nombre de «isótopos».

Vemos además que las masas atómicas, que el método antedicho permite fijar a los isótopos, son exactamente números enteros (salvo para el hidrógeno para el cual se obtiene 1,007). Recíprocamente los elementos conocidos antiguamente como poseyendo masas atómicas enteras no ofrecen isótopos. Por otra parte, el estudio de las transformaciones radioactivas induce igualmente a la concepción de

los isótopos. No se encuentra ninguna diferencia química entre varios elementos radioactivos, que son inseparables entre sí por procedimientos químicos y que tienen todavía masas atómicas y propiedades radioactivas diferentes. Por ejemplo, las emanaciones del radio, del actinio, del torio tienen exactamente las mismas propiedades químicas, mientras que sus masas atómicas son 218-220-222. Igualmente entre el polonio, radio F, torio C, radio C, actinio A, torio A y radio A cuyas masas atómicas son 208-210-212--214-216-218. He aquí esta vez la justificación experimental de la antigua hipótesis de Proust, pero a costa de cuánta dificultad! ¿Cómo se puede hacer que elementos de masas atómicas diferentes pueden tener rigurosamente las mismas propiedades químicas? Veremos la respuesta a esta pregunta, cuando hablaremos de la constitución del átomo. Ensayos de separación de los isótopos han sido intentados, aprovechando las propiedades que tienen que depender de la masa, tales como la difusión, la destilación. Parece que, en algunos casos, se ha obtenido una separación parcial al costo de un trabajo muy grande; pero esos resultados quedan dudosos, pues las diferencias de densidad obtenidas para las diversas porciones quedan en el límite de la precisión de nuestros medios experimentales y es difícil de asegurarse que esta diferencia no es debida a una impureza. Felizmente, para la confirmación de la teoría, la naturaleza nos suministra isótopos separados uno del otro. Por ejemplo, el peso atómico del plomo extraído de los minerales de uranio, es 206,05 y el extraído de los minerales de torio de 207,9. Si mezclamos esos dos plomos, por ningún procedimiento químico es posible separarlos nuevamente. Siendo independiente el volumen atómico del peso atómico, el plomo del torio es más denso que el plomo del uranio.

EMISIÓN DE ELECTRONES POR LOS CUERPOS CALIENTES

Conocemos otros medios de extraer de la materia uno de sus constituyentes: el electrón. Si con una corriente eléctrica calentamos un alambres colocado en el vacío, podemos

comprobar que emite electrones. Se llama este fenómeno, efecto RICHARDSON. Todo se pasa como si la superficie metálica calentada fuera el lugar de una evaporación de electrones. Estos electrones pueden ser recogidos sobre una placa metálica colocada en frente del alambre calentado y llevada a un potencial positivo respecto de él (fig. 13). Reconocemos aquí el esquema de un aparato que tiene ahora una importancia práctica considerable. Me refiero a la lámpara con tres electrodos que se emplean en la telegrafía inalám-

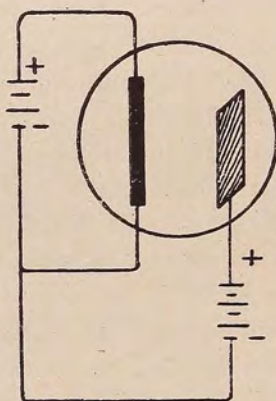


Fig. 13

Aparato para medir el
efecto Richardson.

brica. De paso, esto muestra que las investigaciones teóricas, que pueden parecer completamente inútiles, suelen encontrar en un plazo corto aplicaciones prácticas importantes. La emisión de electrones por los filamentos calentados es igualmente utilizada en los tubos COOLIDGE para rayos X, que son casi los únicos que se emplean hoy. Es fácil hacer funcionar un filamento durante un tiempo suficiente para que el peso total de electrones emitidos sea muy superior a su propio peso; es preciso pues que exista un aporte de

electrones a este filamento por los alambres conductores de la electricidad. Son los electrones que, moviéndose en los conductores constituyen la corriente eléctrica. Son los electrones libres, que se mueven en los metales, que son la causa de la conductibilidad eléctrica y calorífica. La teoría desarrollada por RICHARDSON se encuentra bien verificada por la experimentación. Una corriente eléctrica no es otra cosa que un flujo de electrones que son el elemento común a todas las sustancias y que pasan de una a otra sin producir modificaciones de composición. La presencia de los electrones permite establecer por la teoría las fórmulas de conductibilidad eléctrica y calorífica, del efecto PELTIER y del efecto THOMSON, de las fuerzas termoeléctricas y del fenómeno de HALL.

FENÓMENOS FOTO-ELÉCTRICOS

Además podemos extraer electrones de la materia bajo influencias mucho más débiles que una corriente eléctrica de alta tensión o de una temperatura elevada. Basta iluminar con rayos ultravioleta la superficie de un metal para que emita partículas cargadas de electricidad negativa que podemos caracterizar como electrones. Este fenómeno se llama efecto foto-eléctrico de HERTZ. Estos electrones son emitidos con una velocidad bastante débil, cerca de 1,000 kilómetros por segundo, que no les permite atravesar las hojas de metal tal como lo hacen los rayos β . La velocidad depende únicamente de la longitud de onda de la luz que ilumina el metal. Tanto más pequeña es esta longitud, cuanto más grande es la velocidad de los electrones emitidos. La cantidad de electrones emitidos por segundo depende únicamente de la intensidad de la luz. La relación que liga la energía cinética $\frac{1}{2} m v^2$ del electrón emitido a la frecuencia ν de la luz es la siguiente:

$$\frac{1}{2} m v^2 = h(\nu - \nu_0)$$

ν_0 es una constante característica del metal y h tiene el mismo valor para todos los metales: es la constante de PLANK. La explicación teórica de esta fórmula por EINSTEIN ha sido uno de los más grandes éxitos de la teoría de los quanta.

A este fenómeno foto-eléctrico debemos relacionar la emisión de los electrones con velocidad grande, es decir, de los rayos catódicos secundarios, por las substancias bombardeadas por rayos X. Estos dos fenómenos muestran una aproximación entre los rayos X y la luz ultravioleta. Ese es el fenómeno inverso de la emisión de rayos X por la materia bombardeada por rayos catódicos.

Según lo que hemos dicho a propósito del efecto foto-eléctrico, los electrones emitidos por los metales bajo la influencia de rayos X, poseen una velocidad grande, puesto que los rayos X tienen una longitud de onda muy pequeña, es decir una frecuencia muy grande. Además la aplicación de esta fórmula permite comprender por qué los rayos X emitidos son tanto más penetrantes cuando mayor es la tensión eléctrica, bajo la cual funciona el tubo.

IONIZACIÓN DE LOS GASES

Si los rayos ultravioletas, o los rayos X, o los rayos γ de un cuerpo radioactivo, en lugar de bombardear una superficie de metal, atraviesan un gas, producirán un fenómeno semejante, libertando electrones de las moléculas o de los átomos y provocando la ionización del gas, que se vuelve luminoso y conductor como consecuencia de la separación de las moléculas en iones positivos y electrones. Podemos en este último caso ver el mecanismo de la ionización y el efecto producido por el electrón emitido con gran velocidad por las moléculas, mejorando el experimento de WILSON que ha servido para la determinación de la constante de AVOGADRO.

Ionizando un gas sobresaturado de vapor de agua, por un haz poco intenso de rayos X producidos por una única descarga eléctrica en el tubo, tomamos una fotografía ins-

tantánea del fenómeno (fig. 14). (Todas esas operaciones, distensión, ionización, fotografía se producen en un plazo de un centésimo de segundo). Veremos en la fotografía que el trayecto del haz de los rayos X en el gas está señalado por un gran número de pequeños trozos de líneas, independientes unos de otros, formados por gotitas de agua. Esas pequeñas líneas, de forma un poco irregular tienen todas la misma longitud, se componen del mismo número de gotitas, es decir de iones, puesto que cada gotita tiene su origen en un ion. Los rayos X han provocado la emisión de un electrón con velocidad grande en algunas moléculas; este electrón ioniza en su trayecto el mismo número de moléculas de gas, sufriendo en cada choque contra una mo-

Ionización de los gases.

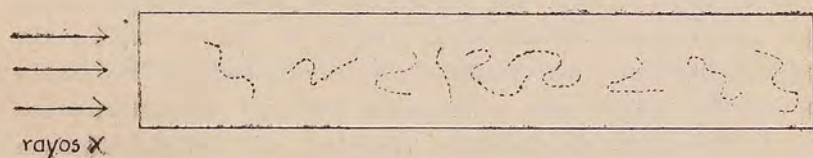


Fig. 14

lécua una desviación que hace su trayecto bastante irregular.

Podemos medir sobre la placa fotográfica el trayecto del electrón en el gas y el número de moléculas ionizadas, con lo cual podemos hacer el cálculo aproximado de la energía que tiene al principio este electrón. Los experimentos repetidos con varios gases y variadas condiciones permiten adquirir muchas informaciones sobre la ionización. Podemos decir que vemos el efecto producido por un único electrón en movimiento. Este hermoso experimento nos prueba la discontinuidad de la materia y de la radiación. No podemos tener ninguna duda sobre la discontinuidad del fenómeno de la ionización, es decir del fenómeno que liga la energía y la materia. Entrevemos aquí una de las razones que han

conducido a PLANCK a enunciar su hipótesis de los «*quanta*», es decir, a introducir en el concepto de la energía la misma discontinuidad que hemos introducido en la materia y la electricidad.

Pero conocemos además otro medio de ionizar un gas, que va a permitirnos mediciones precisas que nos suministrarán datos exactos para el establecimiento de la constitución del átomo.

POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Se sabe que los gases no conducen la electricidad, pero, sin embargo, si se les somete a una diferencia de potencial creciente, se produce una chispa y la corriente pasa, lo que prueba que el gas se ha vuelto conductor. Si se estudia con mucho cuidado este fenómeno, se puede ver que, antes que se produzca la chispa, el gas se ha vuelto conductor, pero débilmente. Se produce un effluvio eléctrico. Se puede comprobar que el gas comienza a ponerse conductor, cuando la diferencia de potencial produce un campo eléctrico bastante fuerte para que los electrones libres que tiene el gas tomen una fuerza viva suficiente para ionizar por choque las moléculas que encuentran. En este momento el gas se hace conductor y luminoso. Este es el fenómeno que se produce en los tubos de GEISSLER. Esto prueba que existe una relación íntima entre la conductibilidad y la emisión de luz. Se puede disponer el experimento de manera que se conozca exactamente la energía transmitida a los electrones por el campo eléctrico, antes que ellos ionicen el gas. Para ello se somete los electrones, producidos por cualquier medio, a un campo eléctrico debido a una diferencia de potencial V que les comunique una energía Ve bajo la forma de fuerza viva $\frac{1}{2} mv^2$. Penetran enseguida en el gas por ionizar. Se comprueba que mientras V sea pequeño, los electrones rebotan sobre las moléculas encontradas sin ionizarlas, pero bruscamente, a partir de un valor bien defini-

do de V , ionizan el gas, es decir arrancan a las moléculas electrones. Este potencial mínimo V se llama potencial de ionización. A partir de este momento el gas se hace conductor y luminoso y emite su espectro normal. Este potencial tiene un valor característico para cada gas. Se encuentran los valores siguientes.

Potasio.....	23
Neon.....	21,5
Mercurio.....	10,4

Para todos los átomos se encuentran valores entre 5 y 25 voltios.

Tenemos que notar que la emisión de luz en estos experimentos es el fenómeno inverso del efecto foto-eléctrico de HERTZ y se puede calcular que la frecuencia ν de la radiación emitida que tiene la frecuencia máxima, corresponde a la que se calcula por la ecuación:

$$\frac{1}{2} m\nu^2 = Ve = h\nu$$

Tenemos así una comprobación triple de la teoría puesto que podemos medir ν , V , ν .

Pero se notó en estos experimentos que si se bombardea el gas por electrones sometidos a una diferencia de potencial inferior al potencial de ionización, a pesar de que el gas no se hace conductor, se pone luminoso en ciertos casos, y que la frecuencia ν de la radiación emitida obedece siempre a la ecuación

$$Ve = h\nu$$

La frecuencia de la luz emitida queda ligada al potencial. Este nuevo valor de V que es siempre más pequeño que el del potencial de ionización se llama potencial de resonancia. Por ejemplo el hidrógeno emite la raya 4101 para

el potencial 15,5, la raya 1216 para el potencial 13,6, mientras que el potencial de ionización es 17 voltios.

Así se puede provocar sucesivamente la emisión de luz de frecuencia más y más grande sometiendo el gas a una diferencia de potencial creciente. Estos experimentos son difíciles de realizar y no se puede hacerlos sino en algunos casos. Muestran que antes de su ionización, un átomo pasa por varios estados, que corresponden a ciertas posiciones del electrón en el átomo antes de su liberación, y cada uno de esos estados corresponde a la emisión de una luz de frecuencia bien determinada. Estos datos tienen una importancia grande para la edificación del modelo del átomo. Además las mediciones de potencial de resonancia nos suministran el valor de la energía que posee el electrón en sus varias posiciones en el átomo. Estos experimentos muestran con certeza que el electrón es bien un constituyente fundamental de todos los átomos y que forma parte del mecanismo que emite la luz.
