

SECCION FISICO-MATEMATICA

Ideas modernas sobre la constitución de la materia

POR

PABLO KRASSA

Hace más o menos un año se difundió la noticia de que el Dr. Miethe, Profesor de Fotoquímica en la Escuela de Ingeniería de Charlottenburgo había logrado transformar el mercurio, obteniéndose por esta transformación el oro en cantidad pequeña pero bien determinable.

Esta transformación tan anhelada ya desde tiempos remotos llamó nuevamente la atención sobre las cuestiones fundamentales a propósito de la constitución de la materia y se dieron varias explicaciones de este nuevo fenómeno.

Trataré de dar una breve reseña de las ideas que nos hemos formado sobre la constitución de la materia para poder apreciar el valor de estas explicaciones.

Cabe para esto recordar que esta transformación del mercurio en oro no es la primera reacción de esta clase que se ha podido verificar. Sabemos que a los comienzos de este siglo se descubrió el *radio* que demostraba cualidades enteramente diferentes de las de los demás elementos conocidos hasta ese entonces. Emite rayos, y al hacerlo se transforma en otros elementos con cualidades químicas esencialmente diferentes. Pero esta transformación es espontánea. No es posible influenciarla por ningún medio y así este fenómeno se consideraba como un caso aislado sin que por eso se hubiesen alterado a fondo las ideas fundamentales. Pero el número de materias radioactivas aumentó rápidamente y a las transformaciones espontáneas hubo que agregar otra que logró realizar Rutherford y en la cual se observó la formación de hidrógeno tratando el nitrógeno con rayos provenientes de la descomposición del radio C. No sólo el nitrógeno sirvió para estas experiencias, sino que se obtuvo el

TABLA I.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H 1,008							
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01	5 B 11,0	6 C 12,00	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,0	10 Ne 20,2
3	11 Na 23,00	12 Mg 24,32	13 Al 27,1	14 Si 28,3	15 P 31,04	16 S 32,06	17 Cl 35,46	18 Ar 39,93 ←
→ 4	19 K 39,10	20 Ca 40,07	21 Sc 45,1	22 Ti 48,1	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 54,93	26 Fe 27 Co 55,84 58,97 ↔ 58,68
	29 Cu 63,57	30 Zn 65,37	31 Ga 69,9	32 Ge 72,5	33 As 74,96	34 Se 79,2	35 Br 79,92	36 Kr 82,92
5	37 Rb 85,45	38 Sr 87,63	39 Y 88,7	40 Zr 90,6	41 Nb 93,5	42 Mo 96,0	43* ↔	44 Ru 45 Rh 101,7 102,9 106,7
	47 Ag 107,88	48 Cd 112,40	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 120,2	52 Te 127,5	53 J ↔ 126,92	54 X 130,2
6	55 Cs 132,81	56 Ba 137,37	Seltene Erden		73 Ta 181,5	74 W 184,0	75* ↔	76 Os 77 Ir 190,9-198,1 195,2
	79 Au 197,2	80 Hg 200,6	81 Tl 204,0	82 Pb 207,20	83 Bi 209,02	84 Po (210,0)	85* ↔	86 Em (222,0)
7	87*	88 Ra 226,0	89 Ac (226)	90 Th 232,15	91 Pa (230)	92 U 238,2		

57 La 139,0	58 Ce 140,25	59 Pr 140,9	60 Nd 144,3	61* ↔	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3
65 Tb 159,2	66 Dy 162,5	67 Ho 163,5	68 Er 167,3	69 Tm 168,5	70 Yb 173,5	71 Lu 175,0	

mismo resultado con otros elementos como el B. F. Na. Al P. Desde este punto de vista la descomposición del mercurio sólo es otro nuevo caso de un fenómeno ya conocido y parece disminuir su importancia científica. Un análisis más detenido va a demostrar que no es así. Pero fuera de esto, difícilmente se podrá encontrar un fenómeno capaz de despertar mayor interés en todo el mundo que la producción sintética del oro, y este interés servirá para dar impulso a los trabajos teóricos.

Daremos primero una ojeada rápida sobre las ideas que se habían formado a propósito de la constitución de la materia.

El sinnúmero de sustancias diversas se mostraban compuestas de un número relativamente pequeño de materias, cuyas combinaciones se efectúan según leyes sencillas. Estas materias primas—si se puede decir así—se llaman elementos y conocemos hoy día 87 de ellos. Cada uno tiene cualidades especiales diferentes de las de los otros; pero luego se comprobó que había semejanzas entre algunos de ellos y de éstos se formaron grupos naturales, como por ejemplo los elementos alcalinos los halógenos, etc., etc. Por fin Mendelejeff logró encuadrar todos los elementos en un solo sistema que llamó el sistema periódico, porque después de cierto número de pasos volvemos periódicamente a un elemento que se asemeja en sus cualidades a uno anterior y a otro posterior. La tabla I que contiene estos elementos y que inserto a continuación, es mucho más completa que la que formuló primitivamente Mendelejeff. Faltaban entonces muchos elementos que hoy día se conocen y cuya existencia y cualidades Mendelejeff predijo, demostrando de este modo la gran utilidad de su sistema. Volveremos a ocuparnos de esta tabla más adelante.

La regularidad y sencillez con que se efectúan las combinaciones de los elementos encontrándose éstos en cantidades grandes o pequeñas conducía a la suposición de que estas combinaciones se efectúan entre las partes más mínimas de los diversos elementos. Nos podemos formar dos ideas distintas sobre la divisibilidad de las sustancias. O bien se supone que esta divisibilidad es infinita, es decir, que la materia es continua, o bien podemos pensar que al seguir dividiendo llegamos por fin a partículas que no se pueden dividir más en partículas de la misma clase; la materia sería entonces discontinua. La segunda suposición parece absurda a primera vista, y para combatirla se han dado no sólo razones de orden físico, sino también de orden filosófico. Entre otras figuraba como una de las más poderosas la necesidad de contemplar también la energía como discontinua si se aceptaba la discontinuidad de la materia. Sabemos, por ejemplo, del estudio de los fenómenos en la electrolisis que cierta cantidad de energía eléctrica está unida con cierta cantidad de materia.

Y si existen partículas mínimas separadas de la materia, también la electricidad debe tenerlas, consecuencia sobre la cual Helmholtz ha sido el primero en llamar la atención. Hoy día hemos tenido que aceptar la divisibilidad limitada de la energía por razones enteramente distintas y la divergencia aparente se ha cambiado en una razón mayor, para aceptar la idea de la discontinuidad de la materia.

Aceptaremos, pues, el punto de vista según el cual las materias están formadas de partículas distintas muy pequeñas y que llamaremos moléculas. Una división física de la materia, por ejemplo la disolución de una sal en agua va a separar estas moléculas unas de otras. Es claro que existe un sinnúmero de moléculas distintas siendo muy grande el número de sustancias conocidas y todas estas moléculas difieren especialmente por su tamaño y peso. Pero a pesar de que la división física se imposibilitará al llegar a la molécula, habrá todavía la posibilidad de una división química, pues, como ya lo hemos visto, la mayor parte de las sustancias conocidas se componen de varios elementos. Atacando, pues, químicamente a la molécula de un compuesto, obtendremos partículas aún más pequeñas de los elementos que forman el compuesto en cuestión, y llamaremos a estas partículas los átomos de estos elementos. Tenemos, pues, las moléculas como las partes menores que podemos obtener por la división física de las materias y los átomos que forman parte de estas moléculas. El número de átomos por molécula puede variar mucho. Puede ser 1 cuando se trata de la molécula de un elemento y entonces las nociones átomo y molécula coinciden; y puede subir a muchos cientos como sucede en los compuestos orgánicos. Pero aún las moléculas de los elementos se componen por lo general de varios átomos. Cada uno de los átomos de los diversos elementos tiene su tamaño y peso característicos. Así, por ejemplo, el átomo más pequeño, que es el del hidrógeno, pesa $1,649 \cdot 10^{-24}$ gr.; de modo que un gramo de hidrógeno contiene $6,07 \cdot 10^{23}$ átomos. El número que indica cuántas veces mayor es el peso del átomo de otro elemento se llama peso atómico de este elemento. Así, los pesos atómicos son valores relativos y no absolutos. En la tabla I están indicados debajo de los símbolos que representan los elementos. Se ha elegido para el H el valor 1,008 y no el de 1,00 como sería lo natural. La razón es que así resulta el peso atómico del O exactamente igual a 16 y como este elemento es la base para la determinación de los pesos atómicos de muchos otros elementos, es más cómodo tener para él una cifra entera. A esta razón se agregan otras más importantes de las cuales volveremos a hablar más adelante.

Contemplando el orden en el cual los elementos se siguen en el sistema se nota que es en general el mismo orden en que están los pesos atómicos. Pero hay excep-

ciones que durante mucho tiempo han preocupado a los químicos (Ni—Co, Ar—Ca, Te—F, Th—Pd,), quienes suponían que se debían a determinaciones inexactas de los pesos atómicos. Pero no es así. Tampoco es posible cambiar la situación de los elementos mencionados sin afectar seriamente la regularidad del sistema. Hay que buscar, pues, otra explicación y la encontraremos.

Los pesos atómicos de muchos elementos son iguales a la unidad o difieren muy poco de ella. Por lo menos hay mucho más elementos con pesos atómicos enteros o casi enteros que los que resultarían según las reglas del cálculo de probabilidades. Por esto ha surgido la suposición de que los átomos de los elementos se componen de una misma sustancia fundamental y es claro que se ha pensado primero en el H como parte de los otros átomos (Hipótesis de Prout). Las ideas modernas han vuelto—aunque en forma un poco distinta—a estas consideraciones antiguas. Ya he dicho que las experiencias radioactivas y las otras descomposiciones han demostrado por lo menos que algunos elementos se pueden producir de otros. Y no nos limitaremos en nuestras ideas a los ejemplos verificados, sino que supondremos una relación entre todos los elementos. Para poder establecerla tendremos que aceptar que los átomos de todos los elementos están compuestos del mismo material o de los mismos materiales, y que se forman por medio de una agrupación especial de éstos. Ha sido especialmente el físico Niels Bohr quien ha desarrollado esta idea y ha logrado dar modelos mecánicos para la construcción de los átomos, modelos que, aunque no están verificados en muchos casos y necesitarán, sin duda, todavía muchas alteraciones, son de un valor enorme para el futuro desarrollo de la teoría.

Han servido de base para las ideas de Bohr los trabajos hechos por Lenard y por Rutherford sobre los rayos catódicos y los rayos radioactivos. Recordemos rápidamente los fenómenos que se obtienen en los tubos X y que muestran los cuerpos radioactivos. Haciendo pasar una corriente en un tubo bien evacuado se notan rayos que salen del cátodo, es decir del polo negativo. Tiene que ser, pues, una corriente de electricidad negativa. Las investigaciones han demostrado que no se trata de rayos semejantes a los de luz, sino de rayos corpusculares, es decir, rayos que contienen partículas materiales que llamaremos electrones. Salen con una gran velocidad del cátodo debido a la caída de potencial en este punto. Su energía cinética tiene que ser, pues, igual al trabajo eléctrico, es decir:

$$\frac{m v^2}{2} = e V,$$

siendo m la masa, e la carga, v la velocidad del electrón y V la tensión aplicada. ¿Cómo podemos medir estas constantes? Acercando un imán a nuestra corriente de rayos catódicos de tal modo que las líneas del potencial magnético sean normales a la dirección de los rayos, éstos se desvían en forma circular (es la desviación conocida de una corriente eléctrica por la acción de un imán). Podemos también desviar, nuestra corriente de rayos catódicos por medio de un campo eléctrico, obteniéndose en este caso una parábola. Midiendo las fuerzas magnéticas y eléctricas y las desviaciones que causan, llegamos a dos fórmulas que nos permiten calcular los valores

de $\frac{e}{m}$ y, por consiguiente el de v . También se determina así que e es negativo, es decir que los rayos tienen una carga negativa. A nosotros nos interesa especialmente el

valor de $\frac{e}{m}$. Este valor es la carga por unidad de masa o bien la carga específica de

las partículas que forman la corriente eléctrica. Esta carga específica la conocemos ya en otros ramos. Se sabe que, según las leyes de Faraday, cada átomo-gramo de un elemento está ligado con una cantidad de electricidad, dependiendo esta cantidad únicamente de la valencia del elemento. Así un gramo de H está ligado con 96,500 Clbs; es decir, se necesita esta cantidad de electricidad para separar electrolíticamente un gramo de H de una solución. La carga específica del H es, pues,

$\frac{e}{m_H} = 96500 \text{ Clbs} = 9650 \text{ u. e. m. unidades electromagnéticas}$. La masa del átomo de

H se ha determinado igual a $1,649 \cdot 10^{-24}$ grs. y así obtenemos también el valor de e para un átomo de H igual a $1,649 \cdot 10^{-24} \cdot 9650 = 1,591 \cdot 10^{-20}$ u. e. m. Para los otros áto-

mos el valor de $\frac{e}{m}$ es del mismo orden de magnitud. Para el cobre, por ejemplo es de

$\frac{2e}{m_{Cu}} = \frac{2 \cdot 9650}{63,6}$; para el cloro — $\frac{9650}{35,5}$. Todos estos datos se obtienen de la elec-

trolisis. Comparando con este valor de $\frac{e}{m}$ que se obtiene para los átomos ionizados,

el valor que obtenemos en el tubo X para los rayos catódicos se observa una diferen-

cia muy grande: $\frac{e}{m}$ es en este caso unas 1800 veces mayor. Resulta igual a $1,769 \cdot 10^7$

y surge la cuestión de si es e lo que es tanto mayor o m lo que es menor. La primera suposición es inverosímil y aceptamos por ahora y sin mayor prueba, la segunda

Eso quiere decir que la masa del electrón es m . o. m. 1800 veces menor que la del átomo más liviano: el del H. Este resultado nos explica las altas velocidades que pueden obtener estos electrones. Según la fórmula mencionada esta velocidad con

100 volts de tensión alcanza ya a la 50 av. parte de la velocidad de la luz. Este valor de m para los electrones se ha podido comprobar independientemente.

Pero los rayos catódicos no son los únicos que se notan en un tubo evacuado cuando pasa la corriente. Usando un catodo perforado Goldstein ha podido observar rayos que pasan por los agujeros del catodo en dirección inversa de los rayos catódicos y los ha llamado rayos canales. Las mismas desviaciones por campos magnéticos y eléctricos demuestran que estos rayos tienen carga $+$ y que para ellos el valor de $\frac{e}{m}$ es del mismo orden de magnitud que el que se obtiene en la electrolisis.

Además depende del gas que ha llenado el tubo evacuado. Se trata, pues, de átomos de este gas con cargas positivas, es decir, de iones iguales a los que se forman por la ionización en solución. Por fin, tenemos una tercera clase de rayos que se forman siempre cuando los rayos catódicos chocan con un cuerpo sólido. Son los rayos X y de ellos se ha podido demostrar que son rayos semejantes a los de la luz visible, es decir, que no tienen ninguna carga eléctrica.

Los rayos que emiten los cuerpos radioactivos son también de tres clases. Los rayos β tienen cargas negativas y son del mismo tipo de los rayos catódicos, pero tienen velocidades mucho mayores y por eso se absorben más difícilmente; son más penetrantes. Los rayos γ no tienen carga eléctrica, corresponden, pues, a los rayos X, pero también son más penetrantes que éstos.

Los rayos α por fin, tienen una carga positiva y al calcular el valor de $\frac{e}{m}$ por medio de las experiencias mencionadas se obtiene un valor 2 veces menor que el que se obtiene para los iones de Hidrógeno en soluciones. Según esto, podrían formarse por un ión monovalente con un peso atómico 2 veces mayor que el del H. Tal ión no lo conocemos. Podrían formarse por moléculas de H con una carga y por fin podrían obtenerse por medio de átomos de He (peso atómico 4) con una carga doble. La decisión entre estas posibilidades se ha podido hacer cuando ha sido posible observar la acción de partículas α aisladas por medio del espintariscopio y contar así las partículas. Ha sido favorable a la tercera eventualidad; es decir, las partículas α son átomos de helio con 2 cargas positivas o bien iones bivalentes de helio. Con esta aseveración está en concordancia el hecho de que en transformaciones radioactivas se forma siempre helio.

Volvamos ahora a las experiencias de Lenard y Rutherford en las cuales se basa en parte la teoría de Bohr:

Lenard se ocupó de la absorción de los rayos catódicos por diversas materias y

encontró que ésta depende únicamente del peso atómico de la sustancia absorbente y es independiente del estado físico y químico; de modo que la absorción de los átomos en compuestos es igual a la de los átomos del elemento libre. Mostró además que sólo una pequeña parte de la materia es impermeable para los rayos catódicos, mientras que la mayor parte los deja pasar libremente; es decir, la materia es agujereada. Llamó a estas partes impenetrables Dinámidas y comparando la absorción de varios elementos encontró ésta más o menos proporcional al peso atómico, de modo que tenía que conceder a los átomos más pesados mayor número de Dinámidas. Rutherford se ocupó de la absorción de rayos α y encontró que se conducen en la misma forma; es decir, la absorción es más o menos proporcional al peso atómico del elemento absorbente, por lo menos tratándose de pesos atómicos pequeños. Pero él varió la teoría explicando la absorción diferente no por medio de mayor o menor número de Dinámidas, sino aceptando por cada átomo sólo una Dinámida cuyo peso aumenta con el peso atómico. Esta Dinámida la llamó núcleo del átomo. Pero Rutherford ha podido llegar todavía a otras conclusiones. Si se hace pasar un haz delgado de rayos catódicos o rayos α paralelos por una materia se observa cierta dispersión de estos rayos de tal manera que el haz se abre. Esta desviación de la dirección recta debe ser causada por cargas eléctricas que influyen las partículas cargadas que forman los rayos. Si estas cargas que causan las desviaciones se encuentran regularmente distribuidas en el espacio, el número de rayos desviados debe ser inversamente proporcional al ángulo de desviación y los ángulos de desviación grandes tienen que ser muy raros, pudiendo calcularse su número según las reglas del cálculo de probabilidades. Esta dispersión de los rayos catódicos puede demostrarse experimentalmente y Wilson ha hecho las fotografías correspondientes. Pero la experiencia no confirma la teoría que acabamos de enunciar. El número de ángulos grandes es mucho mayor que el calculado y aumenta con el peso atómico de la materia absorbente. Rutherford dedujo que estas desviaciones mayores se deben precisamente a la acción de los núcleos que había supuesto y se ve así que estos núcleos deben tener una carga eléctrica. El cálculo exacto de las experiencias demostró que la relación entre las cargas que había que suponer para los núcleos de diversos átomos era la misma que la que existe entre los números que se obtienen para los elementos en el sistema periódico si se empieza a contar con el hidrógeno igual a 1. Así se obtuvo para los elementos Pd, Ag y Cu la relación igual a 77,4 : 46,3 : 29,3 mientras que estos elementos tienen los números 77, 47 y 29 en el sistema periódico. Estos números se llaman números de orden y tenemos de este modo otro principio

para el orden de los elementos en el sistema periódico independiente del peso atómico. Estos números se han colocado antes de los símbolos en la tabla I y se ve que usándolos desaparecen las irregularidades antes mencionadas. Pero no sólo se consigue este resultado, sino que al mismo tiempo este principio nos permite determinar el número absoluto de elementos posibles entre el hidrógeno—el elemento más liviano—y el uranio—el elemento más pesado. Teniendo éste el número 92 se ve que sólo quedan cinco vacíos en nuestro sistema cuyo lugar fácilmente se determina basándose en la determinación de la absorción de los rayos α .

Lo anterior parece tal vez poco fundado sólo por medio de una clase de experiencias, y menciono, por ésto, desde luego, otra aún más concluyente. Se trata de la medida del largo de las ondas de los rayos X que emiten los diversos elementos y que ha sido investigado primeramente por Moseley. Para medir este largo se necesita un espectroscopio especial.

Se sabe que podemos obtener un espectro de la luz no sólo por medio de un prisma sino también por medio de la reflexión en una rejilla fina. Esta rejilla se puede obtener para la luz visible trazando una serie de líneas paralelas en una lámina de vidrio. La teoría de tal espectro es la siguiente:

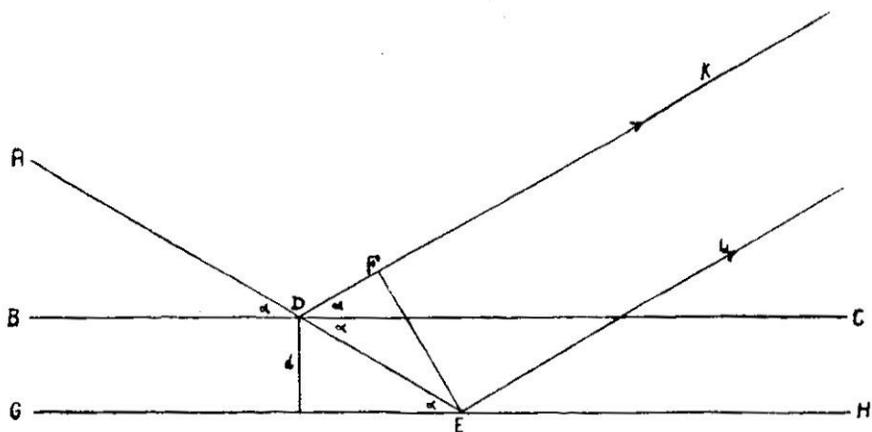


TABLA II

Supongamos que tenemos una serie de planos paralelos que reflejan la luz BC y GH y que un rayo con la dirección AD se refleja en parte en el primer plano entrando parcialmente hasta el segundo, donde se refleja en el punto E. Trazamos la normal EF (1). La fase de la luz en los puntos E y F no será siempre igual sino que

(1) Según nuestras ideas la luz se propaga por medio de ondas transversales. El número de ondas por segundo lo llamamos frecuencia ν ; la longitud λ ; $\nu \lambda$ tiene que ser, pues, el camino hecho por segundo y como este es igual a c la velocidad de la luz resulta $\nu \lambda = c$. Dos rayos se van a reforzar cuando tienen la misma fase.

dependerá de la diferencia de largo del camino DE—DF. Si esta diferencia es igual a un múltiplo entero de la longitud de las ondas λ es decir, igual a $n\lambda$, las fases serán iguales.

Siendo d la distancia de los dos planos y α el ángulo de incidencia:

$$DE - DF = 2 d \operatorname{sen} \alpha$$

Ahora:
$$DF = \frac{d}{\operatorname{sen} \alpha}$$

$$DF = DE \cos 2\alpha$$

luego:

$$DE - DF = \frac{d}{\operatorname{sen} \alpha} (1 - \cos 2\alpha) = \frac{d}{\operatorname{sen} \alpha} 2 \operatorname{sen}^2 \alpha = 2 d \operatorname{sen} \alpha$$

Resulta así como condición para igualdad de fase en los puntos E y F, es decir para un máximo de intensidad de la luz reflejada la ecuación $n\lambda = 2d \operatorname{sen} \alpha$. Pero como la longitud de las ondas de la luz de colores diversos varía con el color, también el ángulo α debe variar para los diversos colores. Y así la rejilla funciona como un espectroscopio. Un fenómeno igual podemos observar mirando a una luz a través de un tejido muy fino. La ecuación nos muestra que $2d$ tiene que ser mayor que λ .

Porque si es menor que λ , $\frac{n\lambda}{2d}$ es mayor que 1 y el seno no puede ser mayor que 1.

Si por otra parte α es mucho mayor que λ , el seno $\alpha = \frac{n\lambda}{2d}$ disminuye y la diferen-

cia de α para dos valores de λ cercanos desaparece. Se comprende, pues, que aunque podemos hacer rejillas artificiales para los rayos de luz visibles no podemos hacerlos para rayos mucho más cortos. Ya se suponía que los rayos X son tales rayos pero no se conocía la longitud de sus ondas.

De los rayos X se sabía que eran rayos ondulatorios, pero no se había decidido si eran longitudinales o transversales. Lo último se demostró por el fenómeno de la difracción y esto demostró al mismo tiempo que la longitud de las ondas tenía que ser muy pequeña. Es claro que por esto era imposible hacer para ellos una rejilla adecuada.

Laue y Barkla han demostrado que los átomos de los cristales de cuerpos sólidos forman rejillas que pueden servir para la dispersión de los rayos X y así ha sido posible medir la longitud de estos rayos, que es más o menos 10 000 veces menor que la de la luz visible. Por esto son mucho más penetrantes y no podemos obtener su dispersión por medio de una rejilla artificial. Afortunadamente la distancia de los átomos de los cristales cumple la condición antes estipulada para el caso de los rayos X y así los cristales pueden servir como rejillas de dispersión para estos rayos. Se demostró además que los diversos elementos emiten rayos X característicos, como lo hacen con los rayos visibles. Comparando ahora la longitud de las ondas características que emiten los diversos elementos usándolos como fuentes de rayos X en un tubo de rayos X se notó una regularidad muy exacta. La longitud de las ondas disminuye regularmente con el aumento del peso atómico y juntando las fotografías de los espectros de rayos X de varios elementos de tal modo que las partes sobrepuestas correspondan a iguales valores de largos de ondas se obtiene por ejemplo la figura

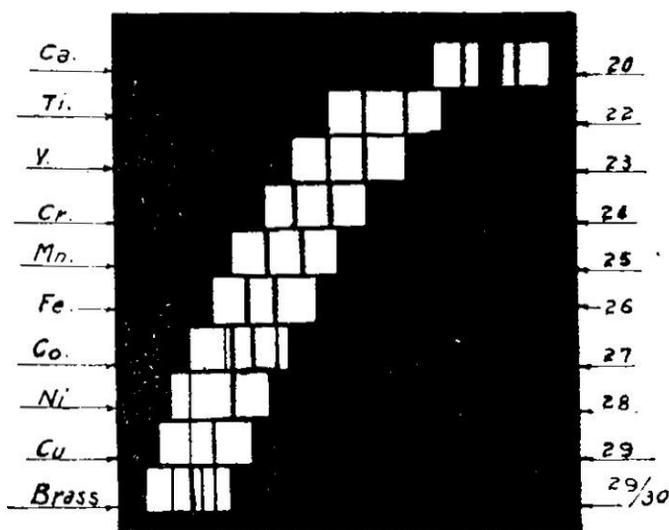


TABLA III

siguiente: (Tabla III). En esta se ven dos líneas del espectro de cada uno de los elementos y se ve cómo aumentando el peso atómico las líneas marchan regularmente hacia la izquierda. Se ve que no puede quedar duda acerca del orden de los elementos Co y Ni a pesar de la irregularidad del peso atómico y se ve además que entre Ca y Ti falta un elemento que es el scandio. Pero Moseley, que inició estas experiencias, también ha encontrado la función, que rige para la relación del largo de las ondas

o el número de vibraciones por segundo (la frecuencia) de los rayos X característicos y el número de orden. Para elementos que no tienen un peso atómico muy pequeño la raíz cuadrada de las frecuencias de líneas correspondientes es una función lineal

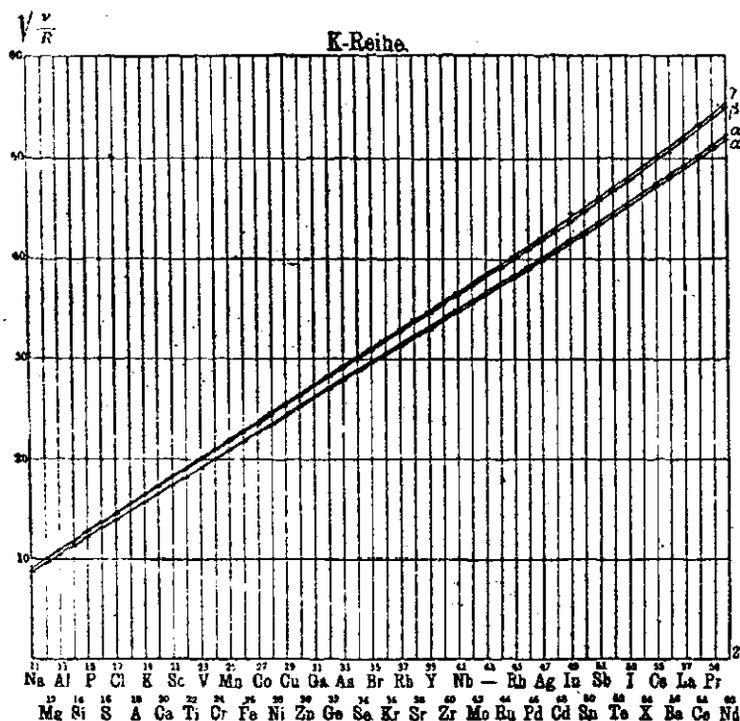


TABLA IV

del número de orden. La figura (Tabla IV) demuestra esta conducta para cuatro líneas de emisión características y correspondientes y se nota con qué facilidad se puede observar por ejemplo la falta del elemento N.º 43. Dando al Ruthenio este número en vez del número 44 las líneas mostrarían una discontinuidad marcada.

Esta cuestión incidental nos ha servido para ampliar la base de nuestras ideas. Volvamos a los trabajos de Rutherford mencionados, de los cuales se ha podido desprender que los átomos contienen un núcleo de electricidad. Supongamos que su carga sea positiva, lo que demostraremos más tarde. Es claro que como el átomo mismo es neutro, tenemos que agregarle otras partes que tienen una carga negativa. Surge inmediatamente la cuestión del por qué estas dos cargas quedan separadas y la única explicación posible es la de que debe existir un movimiento relativo entre las diversas cargas que impide que se junten y luego recordaremos el sistema de pla-

netas que gira alrededor del sol para formarnos una idea mecánica del átomo. Este consta pues del núcleo positivo—el sol—y de las cargas negativas—los planetas. El número de estas cargas negativas tiene que ser igual a la carga positiva del núcleo y por muchas razones supondremos que cada una de estas cargas forma una partícula aislada, un electrón. De tales partículas negativas aisladas hemos hablado al tratar de los rayos catódicos y rayos β . Mientras que la carga positiva siempre se encuentra ligada a la materia como por ejemplo en los fenómenos de la electrolisis, las cargas negativas se conocen también aisladamente en forma de los rayos β , de los rayos catódicos y como conductores de la electricidad en los metales y también en los gases. Han recibido el nombre de «electrones» y diremos, pues, que nuestro núcleo está rodeado de electrones que se mueven alrededor de él. La masa de los electrones se ha podido medir como ya se ha indicado y ha resultado muy pequeña. Aunque sea, pues, grande el número de electrones su masa es despreciable en relación con la del núcleo y la pérdida de uno o varios electrodos por ionización no variará, pues, el peso del átomo ionizado. Tenemos que suponer, pues, que la masa del átomo se encuentra en el núcleo mismo y así se explica ahora por qué hemos elegido para éste la carga positiva, siendo ésta siempre ligada a la materia. Hablando del número de las cargas de estos núcleos hemos visto que Rutherford lo encontró igual al número de orden del elemento y por esto también el número de electrones tiene que ser igual al número de orden. Así el H, que es el primer elemento en nuestro sistema, tendrá un núcleo con *una* carga positiva y *un* electrón, el helio un núcleo con *dos* cargas positivas y *dos* electrones, etc. y por fin el uranio un núcleo con 92 cargas positivas y 92 electrones. Mencionará desde luego algunas conclusiones que podemos comparar con la experiencia. Sabemos que podemos lograr ionizar los átomos. Tal ionización se efectúa en la electrolisis, por medio del calor y en los tubos de rayos X. Ionizando el átomo de H sacándole su electrón, se puede según nuestra idea obtener sólo un ion con *una* carga positiva. Y en verdad en el número enorme de observaciones que se han hecho, por ejemplo en la observación de rayos canales, nunca se ha podido encontrar un ion de H bivalente. Ionizando el helio podemos obtener dos clases de iones; una con *una* carga positiva—por eliminación de *un* electrón—y otra con *dos* cargas positivas eliminando los *dos* electrones. La primera clase de iones se observa frecuentemente en los rayos canales observados en los tubos de rayos X llenos de helio. Pero mucho más interesante es la segunda clase de iones que se pueden formar: El núcleo del helio aislado provisto de dos cargas positivas. Hemos visto justamente que los rayos α no pueden ser otra cosa que estos átomos ionizados de helio.

Estas ideas generales han sido especializadas por Bohr. Tomemos primero el H. Como hemos visto, consiste en un núcleo positivo y un electrón, girando alrededor del núcleo. Hay que hacer presente primero una dificultad muy grande que se refiere a todos estos modelos. Según las reglas clásicas de la electrodinámica cada carga eléctrica que tiene un movimiento acelerado causa la emisión de rayos electromagnéticos. Nuestros electrones son tales cargas en movimiento acelerado y habría que suponer que dan por esto una radiación. Con esta radiación disminuye la energía del movimiento y el electrón tiene que acercarse, pues, lentamente al núcleo en una espiral como la luna tiene que acercarse a la tierra. Bohr se aleja con todo conocimiento de esta base de la electrodinámica clásica, suponiendo que la rotación regular de los electrones alrededor del núcleo en ciertas órbitas no causa radiación y por consiguiente ninguna pérdida de energía. Aceptando esta divergencia se ve fácilmente que podemos calcular para cada distancia del electrón del núcleo una velocidad que basta para mantener el electrón en su órbita. La fuerza centrífuga será entonces igual a la atracción debido al núcleo. Supongamos, para simplificar los cálculos, que el núcleo no tiene extensión, que queda en reposo y que la masa del núcleo es muy grande en relación con la del electrón. Además supongamos que la velocidad lineal del electrón queda constante durante la rotación. La órbita del electrón será entonces una circunferencia y entre el radio a y la velocidad v del electrón rige la siguiente relación:

$$\frac{mv^2}{a} = \frac{e^2}{a^2}$$

siendo m la masa del electrón y e su carga igual a la del núcleo. Resulta.

$$mv^2 = \frac{e^2}{a}$$

Pero esta condición no basta, porque podemos elegir cualquier radio a y el electrón puede cambiar continuamente su órbita sin que esta condición sea alterada variando v según la fórmula indicada. Falta, pues, otra condición que nos hace posible elegir órbitas con ciertos radios a singulares en los cuales el electrón se puede mover. Para formular esta condición se necesita la teoría de las cuantas y es el gran mérito de Bohr el de haberla introducido en sus cálculos cuantitativos logrando resultados espléndidos.

Esta teoría ha sido desarrollada primero por Planck para explicar los fenómenos de la radiación. La idea que él ha formulado es que la emisión de la energía de radiación no se efectúa continuamente, sino en cantidades distintas muy pequeñas pero-

determinadas que son proporcionales al número de oscilaciones (ν) (la frecuencia) que hace el radiador siendo h el famoso factor de proporcionalidad cuyo valor Planck ha podido determinar. Se ve inmediatamente que para valores pequeños de ν el valor de $h\nu$ disminuye también; así que para oscilaciones lentas la *cantidad de energía elemental* es muy pequeña o igual a cero y la emisión es continua. Así se relaciona la nueva teoría con la teoría clásica. Pero no hay que mencionar sólo lo que nos hace más comprensible esta nueva teoría, sino que hay que considerar también las dificultades que se presentan. Y estas dificultades son muy grandes. Es claro que lo que se supone exacto para la emisión tiene que regir también para la absorción. Pero mientras podemos imaginarnos que un átomo necesita cierta tensión para emitir energía y que al emitirla pierde una cantidad determinada de ésta, es casi imposible imaginarnos que este mismo átomo tiene que esperar para absorber, hasta que le llegue por ejemplo en forma de luz, la cantidad de energía que corresponde exactamente al número de oscilaciones que hace. Fácilmente se ve que estas ideas están en contradicción absoluta con la teoría de la luz como un movimiento oscilatorio en ondas esféricas. Si la energía de la luz se propaga igualmente por todas las direcciones, disminuyendo por consiguiente la intensidad por unidad de la superficie y del tiempo, llegará luego el momento en el cual esta intensidad de energía por unidad de superficie será tan pequeña que el átomo absorbente necesitará para absorber la cantidad de $h\nu$ un tiempo muy grande. Se han hecho tales cálculos y aún tratándose de rayos de luz visible ya se llega a valores imposibles. Planck ha tratado de salvar estas dificultades aplicando su teoría sólo a la *emisión* y manteniendo continua la absorción. Pero es claro que la dificultad sólo ha cambiado sin desaparecer y parece por esto preferible aceptar lisa y llanamente la teoría hasta donde sirve, sin ocultar las incógnitas.

Einstein ha seguido desarrollando las ideas de Planck y las ha aplicado especialmente a los fenómenos fotoquímicos. Se ocupó primeramente del efecto fotoeléctrico. Este efecto, encontrado por Hertz y Hallwachs es el siguiente: Una plancha de metal aislada que está expuesta a rayos de luz de ondas cortas (rayos ultravioletas) obtiene una carga positiva. Esta carga positiva se forma porque el metal emite rayos corpusculares negativos (electrones) y Lenard ha podido medir el valor de la carga específica de las partículas que forman estos rayos (el valor de $\frac{e}{m}$) demostrando que es el mismo obtenido para los rayos catódicos. Pero la velocidad de estos rayos fotoeléctricos es mucho más pequeña que la de los rayos catódicos. La velocidad de tales rayos corpusculares depende, como hemos visto, de la tensión eléctrica bajo la cual

salen. En un tubo de rayos X con 110 Volts de tensión esta velocidad es m. o. m. igual a la cincuenta ava parte de la de la luz según la fórmula:

$$\frac{mv^2}{2} = e V ; \quad v = \sqrt{\frac{2 e V}{m}}$$

Para los rayos fotoeléctricos resulta según esta fórmula un potencial de 1 a 2 Volts, según su velocidad y este voltaje no depende de la intensidad de la luz sino únicamente de su color, es decir, del número de oscilaciones: de la *frecuencia*. Hay que fijarse bien que este resultado difiere enormemente de las ideas regulares. No es la *intensidad* de la luz la que hace el efecto. Tenemos que aceptar que el efecto fotoeléctrico se forma a expensas de la energía de la radiación y esta energía naturalmente es mayor cuando la *intensidad* de la luz aumenta. Y apesar de esto, un aumento de esta intensidad no tiene ningún efecto sobre la velocidad de los electrones (la energía de cada uno). Luz roja, por ejemplo, casi no sirve mientras que los rayos ultravioletas dan un efecto bastante grande y los rayos X, cuya frecuencia es todavía mucho mayor, superan naturalmente mucho a los rayos ultravioletas.

Para explicar el fenómeno, *Einstein* formuló la hipótesis siguiente: La radiación que causa el efecto fotoeléctrico es absorbida en cuantas $h\nu$ (proporcionales a su frecuencia) y esta energía absorbida por los electrones del metal les da una velocidad tan grande que pueden salir del metal. Pero esta emisión puede efectuarse sólo si se ha vencido la atracción sobre los electrones cuando pasan por la superficie. Llamamos P la energía necesaria para este fin. La energía cinética del electrón resultará entonces:

$$\frac{mv^2}{2} = h\nu - P \text{ igual a la diferencia entre la energía absorbida y esta energía}$$

P. P depende del metal pero no depende de la frecuencia ν de la luz. Calculando el voltaje que equivale a esta energía P para el caso de la luz visible se obtiene un valor de unos pocos volts como máximo (el caso que ν sea 0) Es decir, $h\nu$ y P son en este caso del mismo orden de magnitud. Cambiando ahora el valor de ν usando rayos X cuya frecuencia es diez mil veces mayor que la de la luz visible, se ve que podemos despreciar P y que la fórmula de Einstein se puede examinar cuantitativamente. En verdad las experiencias de Millikan la han comprobado exatamente, obteniéndose los mismos valores de h que resultan de otros métodos:

$$h = 6,57 \cdot 10^{-12} \text{ ergseg}$$

Pero la fórmula de Einstein:

$$\frac{mv^2}{2} = h\nu.$$

no sirve sólo para el caso de la transformación de energía electromagnética en radiación corpuscular, sino que también para el efecto inverso. Cuando rayos catódicos chocan contra cuerpos sólidos se forman rayos X, es decir, una radiación electromagnética. También para este fenómeno valdrá la fórmula de Einstein y podremos, pues calcular la frecuencia máxima de los rayos X conociendo la energía cinética de los rayos catódicos que de otro lado podemos calcular del potencial del tubo. Es decir:

$$h\nu \text{ de los rayos X tiene que ser igual a } \frac{mv^2}{2} = Ve$$

(V es el potencial usado en el tubo de Rayos X).

Digo el máximo de la frecuencia porque nuevamente habrá que restar una energía que se puede consumir cuando los rayos catódicos entran en el interior del cuerpo sólido que emite los rayos X y pierden por eso parte de su energía.

Los rayos X causan la formación de rayos catódicos secundarios y su energía nuevamente se calcula con la fórmula de Einstein:

$$\frac{mv^2}{2} = h\nu_{\text{máx.}}$$

Así resulta que estos rayos catódicos secundarios tienen que tener la misma energía o velocidad que los primarios, lo que comprueba la experiencia.

Haremos ahora la aplicación de esta fórmula de Einstein a las ideas que nos hemos formado del átomo de H. Supongamos que se está formando este átomo acercándose el electrón al núcleo—la carga positiva—aislada. Este acercamiento del electrón causa cambios de la energía potencial debido a la acción de la fuerza Coulombs.

Esta energía es, siendo r la distancia entre las dos cargas,

$$-\int_0^{\infty} \frac{e E}{r^2} dr = \left| \frac{e E}{r} \right|_0^{\infty} = \frac{e E}{\infty} - \frac{e E}{a} = - \frac{e E}{a}$$

Según la teoría de las cuantas esta energía tiene que ser igual a $h\nu$ es decir la frecuencia ν del electrón en la órbita con el radio a se obtiene según la fórmula

$$h\nu = \frac{eE}{a}$$

Transformemos esta fórmula reemplazando ν , la frecuencia, por la velocidad lineal. Siendo el recorrido del electrón en una vuelta $2\pi a$ y ν la frecuencia es decir el número de revoluciones por segundo el producto $2\pi a \nu$ es el recorrido por segundo, lo que se llama la velocidad lineal v . Reemplazamos pues ν por $\frac{v}{2\pi a}$ y se obtiene:

$$h v = 2 \pi eE$$

Juntando esta fórmula con la fórmula clásica

$$m v^2 = \frac{e E}{a}$$

se llega a los valores de:

$$v = \frac{e E 2 \pi}{h} ; a = \frac{e E}{m v^2} = \frac{h^2}{4 m \pi^2 e E}$$

En el caso del hidrógeno E es igual a e y reemplazando valores obtenemos para a el valor de $0,532 \cdot 10^{-8}$ lo que está de acuerdo con las ideas que nos hemos formado sobre el tamaño del átomo de Hidrógeno.

Pero esta concordancia es sólo cualitativa y la teoría sería de poca utilidad si este fuera todo el resultado obtenido. Veamos como podemos completarla.

Para ionizar el átomo se necesita agregarle energía. Esta energía se le puede aplicar por ejemplo en forma de electricidad en tubos X y así se obtienen los iones. Pero qué sucede si la energía no basta para eliminar totalmente el electrón, para ionizarlo? En este caso el electron va a alcanzar otras órbitas formándose configuraciones que tienen mayor energía. Preguntamos ¿cuáles podrán ser éstas y en qué forma la energía absorbida puede volver a emitirse?

Aquí viene la hipótesis principal de Bohr. Consiste en la idea de que la energía

que ha adquirido el átomo por cualquiera razón, obteniendo otra configuración, se transforma en energía de radiación. Sabemos que los diversos elementos tienen cada uno espectros característicos, es decir una radiación que consiste en una serie de líneas bien distintas y que corresponde cada una a un determinado valor de la frecuencia de la luz emitida. Si se supone que la energía de esta radiación se debe al cambio de energía que un cambio de configuración del átomo causa, podremos encontrar una relación entre la frecuencia emitida y estos cambios de energía. Supongamos que la energía del átomo, encontrándose el electrón en una de sus órbitas (I) sea W_I y la energía para el caso de otra órbita (F) sea W_F entonces la diferencia entre W_F y W_I , siendo $W_F > W_I$, se transformará en energía de radiación cuando el electrón vuelve de la órbita F a la órbita I. Según la teoría de las cuantas esta diferencia de energía nuevamente tiene que ser igual a $h\nu$, es decir $W_F - W_I = h\nu$. ¿Cuáles serán los valores de W_F y de W_I . Al deducir la órbita con el radio a hemos supuesto que la energía que adquiere el átomo al formarse es igual a $h\nu$, es decir igual a una cantidad elemental de energía. Pero puede ser también igual a dos o más de estas cuantas o en términos generales igual a $nh\nu$, suponiendo n igual a 1, 2, 3, etc.

Resulta entonces para cada valor de n otro valor de a y ν siendo*

$$\nu_n = \frac{2\pi e E}{nh} \quad \text{y} \quad a_n = \frac{n^3 h^2}{4m\pi^2 eE} \quad 1).$$

y obtenemos no sólo una órbita posible sino varias. Y siempre que el electrón cambia su órbita saltando de una a otra se va a emitir una línea determinada del espectro cuya frecuencia se podrá calcular por la fórmula mencionada:

$$\nu = \frac{W_F - W_I}{h} \quad 1)$$

Para calcular este ν necesitaremos conocer los valores de $W_F - W_I$. Podemos prescindir del valor absoluto de W_F y W_I , valores que no conocemos porque no conocemos la energía debido al núcleo y al electrón mismo, energías que no cambian al

1) Se vé inmediatamente que entre los diversos valores de a y ν respectivamente hay una relación sencilla siendo:

$$\nu^n = \frac{V_I}{n} \quad a^1 = n^2 a_1$$

cambiar la configuración del átomo. Y limitémosnos sólo a las energías potenciales y cinéticas que cambian cuando la configuración se altera.

Hemos visto que la energía potencial se debe, a las fuerzas de atracción. Es pues

$$E_{\text{Pot.}} = - \frac{e E}{a_n}$$

(siendo e—) poniendo ahora a_n en vez de a para indicar que esta parte de la energía también varía con n .

La energía cinética del átomo se debe a la del electrón porque hemos supuesto que el núcleo está en reposo. Se calcula

$$E_{\text{cin.}} = \frac{m v_n^2}{2}$$

reemplazando valores tenemos

$$E_{\text{Pot.}} = - \frac{e E}{a_n} = - \frac{4 m \pi^2 e^2 E^2}{n^2 h^2} \quad \text{y} \quad E_{\text{Cin.}} = \frac{m v_n^2}{2} = \frac{2 \pi^2 m e^2 E^2}{n^2 h^2}$$

La energía total W del átomo encontrándose el electrón en la órbita n resulta pues:

$$W_n = E_{\text{Pot.}} + E_{\text{cin.}} = - \frac{2 m \pi^2 e^2 E^2}{n^2 h^2} = - \frac{e E}{2 a_n}$$

Para n igual 1 este valor de W tiene un valor algebraico mínimo. Para n igual ∞ , W es igual a 0 (el caso de la disociación total) y aunque parece absurdo que todas estas energías sean negativas esto no tiene importancia porque tenemos que agregar como hemos dicho, un valor grande de energía positiva debido a la energía de las partículas mismas. Así resulta que la energía del átomo, siendo el electrón en la órbita primera $n=1$ es un mínimo siendo la energía máxima cuando $n = \infty$ (la disociación total).

Calcularemos ahora la diferencia de energía que corresponde a dos órbitas distintas, para las cuales a es igual a a_n y a_r y las energías respectivas W_n y W_r :

$$W_n - W_r = \frac{e E}{2} \left(\frac{1}{a_r} - \frac{1}{a_n} \right) \text{ y reemplazando valores:}$$

$$W_n - W_r = \frac{e E}{2} \left(\frac{4m\pi^2 e E}{r^2 h^2} - \frac{4m\pi^2 e E}{n^2 h^2} \right) = \frac{2m\pi^2 e^2 E^2}{h^2} \left(\frac{1}{r^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Como hemos visto, si por una razón cualquiera el electrón pasa de la órbita n a otra r aumentando la energía del átomo, esta diferencia de energía causa una radiación volviendo el electrón a la órbita inicial. Y la frecuencia de esta radiación es ahora

$$W_n - W_r = h\nu = \frac{2m\pi^2 e^2 E^2}{h^2} \left(\frac{1}{r^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

o bien

$$\nu = \frac{2m\pi^2 e^2 E^2}{h^3} \left(\frac{1}{r^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

En esta fórmula r y n son cifras enteras y poniendo por ejemplo para r el valor de 1 y para n los valores 2, 3, 4, etc. obtendremos las frecuencias de varias líneas del espectro del átomo.

También obtendremos tales frecuencias poniendo r igual a 2 y n igual a 3, 4, 5, etc.

Para el caso del hidrógeno $E = e$ y resulta:

$$\nu = \frac{2m\pi^2 e^4}{h^3} \left(\frac{1}{r^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

(Concluirá)