

LAS TEORIAS MODERNAS
DE LA
ESTRUCTURA DE LA MATERIA

POR

JACQUES BANCELIN
Profesor de la Escuela de Ingeniería

CONFERENCIAS DADAS EN LA UNIVERSIDAD DE CHILE

(CONCLUSION)



LAS TEORIAS MODERNAS DE LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

(Conclusión)

DESINTEGRACIÓN ARTIFICIAL

Hace poco tiempo RUTHERFORD logró desintegrar átomos artificialmente y probó que esta desintegración artificial se produce de modo diferente de la desintegración natural radioactiva. Pensó que las partículas α , poseyendo una velocidad enorme podrían al chocar con las moléculas, desintegrarlas en ciertas condiciones favorables. Empezó, por medio del centelleo de una pantalla de sulfuro de cinc, por determinar el recorrido máximo de las partículas α , que son átomos de helio, emitidas por un cuerpo radioactivo en una atmósfera de hidrógeno. Encontró un recorrido de 7 centímetros. Pero pudo advertir que algunas partículas, en número muy escaso, tienen un recorrido 4 veces mayor, sea 28 cm. y que esas partículas eran átomos de hidrógeno, según lo que se pudo probar por la desviación en un campo eléctrico. No se producen esas partículas en una atmósfera de oxígeno lo que es la prueba que no vienen del cuerpo radioactivo. Son debidas a un choque conveniente de una partícula α en el centro del átomo de hidrógeno que le transmite toda su fuerza viva. La velocidad del áto,

mo de hidrógeno es mayor que la de la partícula α , puesto que su masa es cuatro veces más pequeña. Este fenómeno no se produce ni con el oxígeno ni con el anhídrido carbónico. Pero con el nitrógeno, divisamos unas partículas con un recorrido muy grande de 40 cm., es decir mayor que en el caso del hidrógeno; esas partículas aún son átomos de hidrógeno. Con una hoja de aluminio se divisan partículas de hidrógeno con un recorrido de 1 metro. Eso no se puede explicar sino diciendo que las partículas, α chocando con los átomos de nitrógeno o aluminio, provocan su explosión y su desintegración con la emisión de un átomo de hidrógeno. El mismo experimento hecho con varios elementos prueba que esta desintegración no se produce con los elementos que tienen una masa atómica múltiple de 4, pero se produce con los otros. Hasta hoy, el experimento no es posible sino con los elementos de masa atómica menor que 31, pero prueba bien que los átomos livianos se desintegran en hidrógeno bajo la influencia de los rayos α y que el átomo de hidrógeno se ofrece como un constituyente del átomo.

CONCLUSIÓN

Los experimentos antedichos prueban que los constituyentes de los átomos son el átomo de hidrógeno, el de helio y el electrón. Con esos materiales tenemos que edificar el átomo y explicar sus propiedades.

Hasta este momento, en estas conferencias, nos hemos referido únicamente a hechos experimentales, sin otra hipótesis que la fundamental de la existencia de los átomos. Para imaginar la edificación del átomo tendremos, para suplir a nuestra ignorancia, que hacer varias hipótesis, cuya justificación no se encontrará sino con el éxito que representa la explicación de los hechos. A menudo, el alcance de esas reglas no es general y, a pesar de que dan una buena explicación de ciertos grupos de propiedades, no ofrecen ninguna explicación para otros grupos. Por ejemplo, la hipótesis de los «quanta» nos da una explicación brillante de

los fenómenos de intercambio de energía entre la radiación y la materia, pero no permite comprender los fenómenos bien conocidos de la difracción y de las interferencias luminosas. Además parece que las leyes, establecidas para los fenómenos relativos a masas grandes de materia o a cantidades grandes de energía, no se aplican siempre a los fenómenos que se pasan en el interior del átomo. Para dar una explicación de esos fenómenos tenemos que hacer hipótesis que parecen en contradicción formal con las leyes establecidas anteriormente. Por ejemplo, BOHR supone que un electrón, girando en el interior del átomo, no irradia, lo que está en contradicción con las leyes del electro-magnetismo clásico. Tenemos por ahora que renunciar a comprender la causa de esta divergencia. El investigador reconoce que no es posible saberlo y comprenderlo todo, y debe tener la paciencia para esperar que las investigaciones futuras den la llave del misterio: en esta modestia reside la nobleza de la ciencia.

Además dos teorías, que pueden satisfacer cada una en su ramo y que parecen en contradicción una con otra, pueden no ser otra cosa que dos aspectos diferentes de una misma idea. No voy a citar aquí sino el caso del atomismo, que supone la discontinuidad en los fenómenos, y de la termodinámica, que supone su continuidad. Durante medio siglo estas dos teorías se desarrollaron paralelamente con éxitos satisfactorios para la explicación de los fenómenos naturales, manteniéndose inconciliables, hasta que BOLTZMANN, al descubrir su famoso teorema, mostró que la entropía era proporcional al logaritmo de la probabilidad de la configuración molecular del sistema. A partir de este día se comprendió que no había ninguna contradicción entre ambos conceptos. Es perfectamente posible que la contradicción que parece existir entre el electromagnetismo clásico y la teoría de los quanta se resuelva de manera análoga. Por el momento dejaremos de lado esta dificultad y emplearemos ambas teorías, respondiendo a quienes nos criticaren con severidad: «Hacemos lo que podemos, si Ud. puede, hágalo mejor».



V

ESTRUCTURA DE LOS ATOMOS

Puesto que los electrones, que son los constituyentes de los átomos, poseen una carga eléctrica negativa, es preciso que exista en el átomo neutro una parte cargada de electricidad positiva. Sabemos muy poco sobre esta parte positiva del átomo, que constituye, sin embargo, la mayor parte de su masa, puesto que la masa del electrón es muy débil y que los átomos no contienen un número grande de electrones. Sabemos, por ejemplo, que el átomo de hidrógeno posee un electrón único y que el átomo de helio posee dos. Por eso concluimos que la masa material del átomo está constituida casi únicamente por la parte positiva.

En su primera hipótesis, KELWIN y THOMSON admitían que el átomo estaba constituido por una esfera de electricidad positiva en el interior de la cual nadaban electrones. Fué preciso modificar este concepto principalmente a consecuencia de los experimentos de RUTHERFORD sobre la desviación experimentada por los rayos α cuando atraviesan la materia. Se admitió entonces que el átomo está constituido por un centro positivo, llamado núcleo, de diámetro extremadamente pequeño, alrededor del cual giran electrones a distancias grandes con relación a su diámetro. En efecto no

podemos admitir que esos electrones queden inmóviles, pues no se comprendería por qué, debiendo obedecer a la atracción electrostática del núcleo, no se precipitarían sobre él; no podríamos tampoco encontrar una explicación de la emisión de la radiación.

NÚMERO DE ELECTRONES

La primera información que debemos conseguir es la del número de electrones que contiene el átomo.

Fué THOMSON el primero que probó que este número tenía que ser igual aproximadamente a la mitad de la masa atómica o, mejor dicho, ser igual al guarismo correspondiente al elemento considerado en la clasificación de MENDELEEFF.

Se apoyó, para sostener esta opinión, sobre los experimentos de dispersión de los rayos X por la materia. Admitiendo que el núcleo es demasiado pesado para que los rayos X le pongan en movimiento, y que la dispersión sea debida únicamente a los electrones, puestos en vibración por los rayos, hizo el cálculo de la energía dispersada por una capa delgada de materia que contenga n electrones por centímetro cúbico y encontró la fórmula:

$$\frac{8 \pi e^4}{3 m^2 c^4} n$$

tomando la radiación incidente por unidad.

m es la masa del electrón, e su carga eléctrica, c , la velocidad de la luz.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	Hidrógeno H=1,008							
2	Litio Li=6,94	4	5	6	7	8	9	
3	Natrio Na=23,0	12	13	14	15	16	17	
4	Potasio K=39,1	20	21	22	23	24	25	26
5	Cobre Cu=63,6	30	31	32	33	34	35	27
6	Rubidio Rb=85,5	38	39	40	41	42	43	44
7	Plata Ag=107,9	48	49	50	51	52	53	45
8	Cesio Cs=132,8	56	57	58	59	60	61	46
9	Samario Sm=150,4	63	64	65	66	67	68	
10	Thulio Tm=169,4	70	71	72	73	74	75	76
11	Oro Au=197,2	80	81	82	83	84	85	77
12	Radio Ra=226,0	83	89	90	91	92		78
13	Actinación Am=222,0							

De las mediciones hechas con un elemento, se puede deducir el valor de n , y de ello, el número de electrones contenidos en el átomo, conociendo la constante de AVOGADRO.

Mas recientemente, una mejor prueba fué adquirida por el estudio de la dispersión de los rayos α por hojas delgadas de metal. El cálculo muestra que, si un número φ de partículas α cae sobre una lámina, un número Q_1 será desviado de un ángulo φ y que:

$$Q_1 = Q n t \frac{e^2 E^2}{m^2} \frac{\text{Cosec}^4 \frac{\varphi}{2}}{v^4}$$

t es el espesor de la lámina.

n número de átomos por centímetro cúbico.

e carga eléctrica del electrón, m su masa.

E carga eléctrica del núcleo.

La comparación de la fórmula con los datos de la experiencia permite conocer la carga E del núcleo, y por consiguiente el número de electrones necesarios para compensar esta carga. La experiencia nos dá números iguales al de la posición del elemento en la clasificación de MENDELEEFF. Este número, que es naturalmente un número entero, se llama «número atómico». Representa a la vez el número de electrones contenidos en el átomo y el número de cargas eléctricas elementales que tiene el núcleo. De este «número atómico», y no de la masa atómica, dependen las propiedades del átomo, que así se expresan en función de un número entero, lo que nos acerca a la hipótesis de PROUST. Vemos así que, por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene un electrón, el de sodio 11, el de cobre 29, y el elemento último en la clasificación, es decir el uranio, tiene 92 electrones en su átomo.

No todos los electrones son atraídos enérgicamente por el núcleo, unos le abandonan fácilmente: el átomo abandonado por unos electrones queda cargado de electricidad positiva y forma un ion. Las propiedades del ion son muy

parecidas a las del átomo, la misma masa, el mismo espectro de alta frecuencia. Del número de esos electrones débilmente atados dependen las propiedades químicas; por esta razón esos electrones se llaman electrones de valencia. Otros electrones atraídos fuertemente por el núcleo, no pueden ser arrastrados, sino por medios más violentos, tales como la acción de los rayos X o de los rayos β . Es natural admitir que las fuerzas, que ligan el núcleo con los electrones, son debidas a sus cargas eléctricas. Los electrones atados fuertemente al núcleo giran sobre órbitas de escaso diámetro, los otros giran sobre órbitas de diámetros tanto mayor, cuanto más débiles son las fuerzas que les ligan al núcleo. El átomo remeda un sistema planetario semejante al de un sistema solar, de dimensiones casi infinitamente pequeños. En el átomo la materia se concentra en volúmenes extremadamente pequeños en comparaciones de su volumen total. El átomo aparece muy vacío.

NÚCLEO

Cuando partículas α bombardean la materia, algunas de ellas, en número pequeñísimo, sufren desviaciones considerables, que se explican por la acción especialmente intensa de las fuerzas eléctricas, que obran sobre las partículas que pasan muy cerca del átomo. Pero los experimentos hechos con rayos rápidos, indican un número de desviaciones fuertes, mucho mayor que lo que el cálculo deja prever, (fig. 15) admitiendo que las cargas eléctricas sean sin dimensiones. Haciendo de nuevo el cálculo, con la suposición que el núcleo y los electrones tienen un cierto diámetro, se concluye, de la comprobación de las fórmulas con los resultados de los experimentos, que el diámetro del núcleo positivo es cercano de 10^{-13} cm. Este diámetro es mucho más pequeño que el del átomo que es de cerca de 10^{-8} . La masa del átomo está concentrada en un volumen muy reducido, pues la densidad del núcleo tiene que ser enorme.

Hemos visto que la desintegración del átomo da lugar a

la aparición de átomos de hidrógeno y de helio; lo que nos conduce a pensar que el núcleo de cualquier átomo está constituido por los núcleos de los átomos de hidrógeno y de helio. En consecuencia la masa de todos los átomos debería ser representada por la fórmula:

$$4p + 1.008 q$$

p y q son números enteros que representan el número de los núcleos del helio y el de los núcleos del hidrógeno contenidos en el núcleo del átomo. Desgraciadamente la experiencia

Desviación de partículas α atravesando un átomo

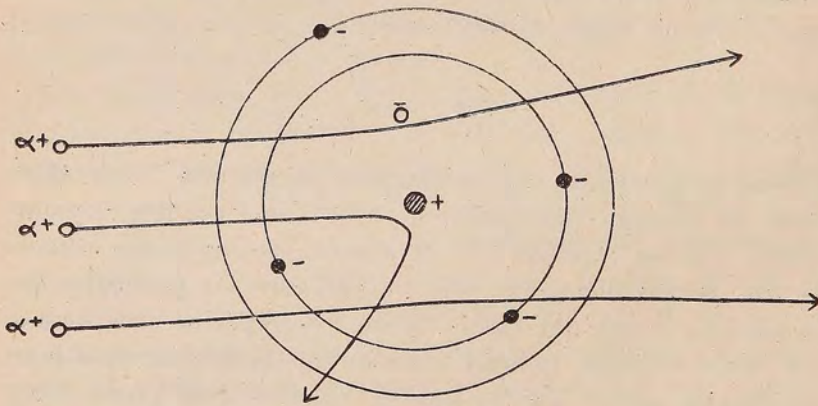


Fig. 15

no comprueba esta conclusión. La explicación de esta divergencia puede encontrarse en la teoría de la relatividad, que prueba que la masa de un cuerpo es función de la energía contenida en él. Una pérdida de energía corresponde a una pérdida de masa de $\frac{E}{C^2}$ (C velocidad de la luz). Según

esta teoría, la ley de LAVOISIER de la conservación de las masas, no sería exacta, pero la pérdida de una masa quedaría fuera de nuestros medios experimentales de investigación. Por ejemplo, en la combinación de 2 gr. de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno para formar 18 gr. de agua, la que desprende 69,000 calorías es decir $3 \cdot 10^{12}$ ergios, la pérdida de masa sería de:

$$\frac{3 \cdot 10^{12}}{(3 \cdot 10^{10})^2} = \frac{1}{3} 10^8 \text{ gr.}$$

es decir una tercera parte de un cien milésimo de milígramo, lo que es absolutamente indeterminable. Pero la formación o la desintegración de los átomos pone en juego cantidades enormes de energía, como lo prueba la radioactividad, que pueden corresponder a una pérdida o ganancia de masa apreciable. Además, por ahora, no tenemos ninguna idea de la manera como se agrupan los núcleos de helio y de hidrógeno para formar nuevos átomos. Nuestros conocimientos sobre los núcleos son muy escasos, pues no tenemos ningún medio de conocer lo que se pasa en ellos. El núcleo es un campo impenetrable. Los fenómenos de la radioactividad son los únicos que nos revelan que el núcleo debe tener una estructura: en el interior del núcleo existen electrones, pues las propiedades de ciertos rayos β emitidos por las substancias radioactivas no se explican por medio de los electrones extranuclearios. Sabemos que la transformación de un elemento radioactivo en otro se produce con la emisión, sea de rayos α , sea de rayos β . En el momento de dichas emisiones la carga eléctrica del núcleo cambia, disminuye de dos unidades elementales con la emisión de una partícula α y aumenta de una unidad con la emisión de una partícula β .

El número atómico del elemento o el lugar del elemento en la clasificación de MENDELEEFF, disminuye de dos unidades en el primer caso y aumenta de una en el segundo. Si el átomo pierde sucesivamente una partícula α y dos

partículas β , vuelve a tener el mismo número atómico a pesar de que su masa ha disminuído de 4 (fig. 16).

La masa eléctrica del núcleo vuelve a su mismo valor. El número de los electrones exteriores quedá el mismo e igualmente la disposición de ellos: así el átomo mantiene sus mismas propiedades químicas, que dependen casi únicamente de los electrones los más exteriores, a pesar de tener una masa atómica diferente.

Así es como concebimos la existencia de los isótopos, ele-

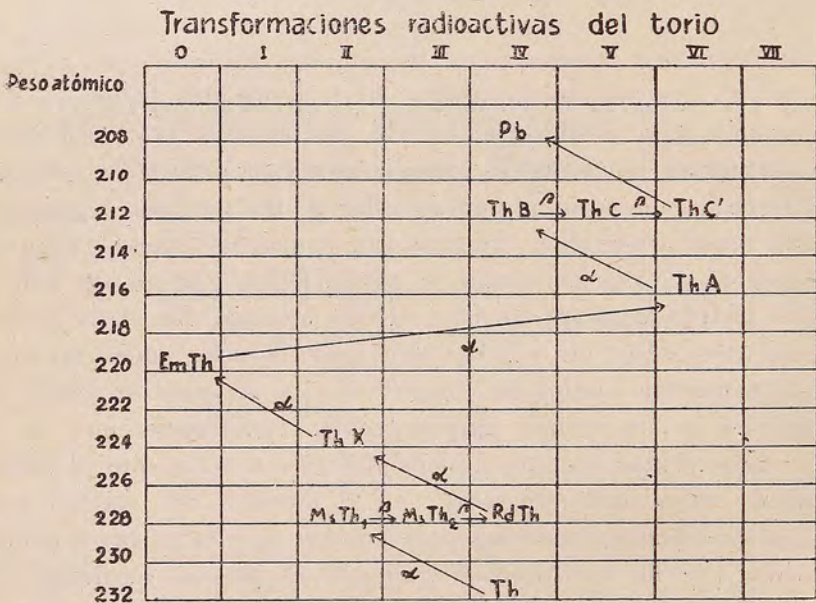


Fig. 16

mentos de las mismas propiedades y de masa atómica diferente. Notamos que la trasformación de un elemento en otro, por la pérdida de una partícula β , corresponde a una diferencia de número atómico de uno, pues de valencia y de propiedades químicas diferentes, sin diferencia sensible de masa: dos elementos de la misma masa atómica pueden tener propiedades químicas muy diferentes; ese es el caso del mesotorio 2 y del radiotorio. En resumen, la colocación del elemento en la clasificación de MENDELEEFF depende

únicamente de la carga eléctrica del núcleo, y esta colocación fija las propiedades del elemento, salvo las que dependen de su masa. Siendo la carga eléctrica y la masa material dos propiedades diferentes, concebimos que el orden de los elementos sea diferente, cuando los clasificaremos según las masas atómicas o las cargas eléctricas crecientes. Eso explica bien las irregularidades del cuadro de MENDELÉEFF, donde el argo, con peso atómico 39.9, se coloca antes del potasio de peso atómico 39.1; el cobalto 58.9 antes del níquel 58.7; el telurio 127.5 antes del yodo 126.9.

Nada más sabemos por ahora sobre el núcleo. ¿Por qué existen unos núcleos y no existen otros, aún cuando los consideramos posibles? ¿Por qué unos núcleos son estables y otros inestables? ¿Por qué unos son radioactivos y otros nó? Y por qué unos elementos radioactivos tienen una vida muy larga, tal como el uranio, cuya vida es de 1,000 millones de años, y otros una vida muy breve, tal como el actinio A, cuya vida es de $\frac{3}{1000}$ de segundo? ¿Por qué ciertos elementos se encuentran frecuentemente en la naturaleza, tales como el oxígeno, que forma 50% de la masa de la tierra, y otros, como el radio, son muy raros? Todas estas preguntas quedan, por ahora, sin respuesta, en el estado actual de la ciencia.

Lo que se puede decir es que 90% de la tierra está compuesta por elementos de número atómico par. Los núcleos de número atómico par parecen ser edificios más estables que los otros. Los elementos radioactivos de número atómico par tienen una vida muy larga; además, RUTHERFORD no logró desintegrar átomos de número atómico par. La teoría todavía desconocida, que buscamos, deberá explicar esos hechos.

ELECTRONES EXTRANUCLEARIOS

Siendo nuestro conocimiento del núcleo muy escaso, lo consideraremos en adelante como una esfera de diámetro muy pequeño, cargada de electricidad positiva, y de masa

grande en comparación de la del electrón. Su carga positiva tiene el valor

$$n \approx 4.77 \cdot 10^{-10}$$

n es su número atómico.

Alrededor de este núcleo giran n electrones sobre órbitas, que vamos a precisar, de modo que se expliquen las

Modelo de átomo de Rutherford átomo de aluminio

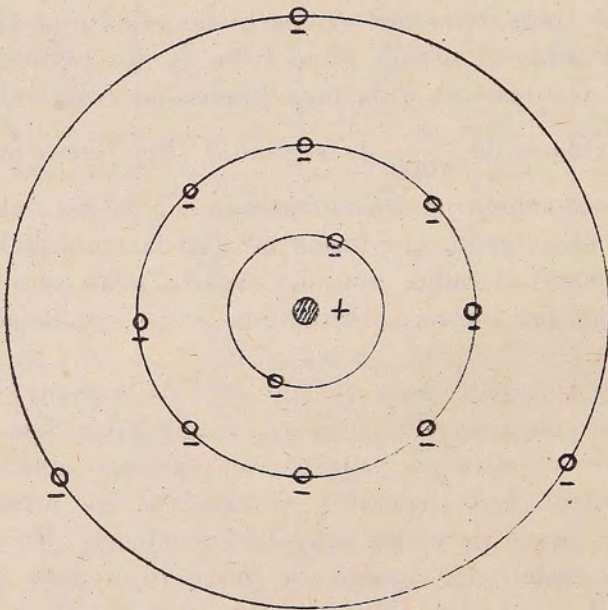


Fig. 17

propiedades del átomo, (fig. 17). Es este problema de las órbitas de los electrones y de sus movimientos, que va a ocuparnos ahora.

Después de haber imaginado su modelo de átomo, RUTHERFORD mostró que los electrones no estaban repartidos al azar alrededor del núcleo, y que algunas configuraciones eran más estables que otras. Los electrones se reparten en capas o anillos sucesivos de diámetro creciente. Mostró, por el cálculo, que la estabilidad de una capa o de un anillo crecía hasta que contenía 8 electrones, pero que un anillo de más de 8 electrones era inestable. Cuando un átomo contiene más de 8 electrones, tienen que repartirse en dos capas por lo menos. Eso hace prever una periodicidad en las propiedades que corresponde bien a la periodicidad del cuadro de MENDELEEFF, que contiene 8 columnas principales. De una manera general la afinidad de dos elementos, uno por otro, es debida a la tendencia a formar grupos de 8 electrones. A pesar de que la teoría primitiva de RUTHERFORD está abandonada, las mismas consecuencias subsisten en las teorías más recientes. Habría sido interesante hacer la historia del desarrollo de la teoría primitiva y de las modificaciones, que ella ha sufrido desde 15 años para poder dar explicaciones a un número creciente de propiedades; pero la duración de estas conferencias no me lo permite. Por eso voy a exponer la teoría más reciente, la de BOHR. Siendo el electrón y el núcleo cargas eléctricas, son las propiedades eléctricas y electromagnéticas las que van a prevalecer para edificar el modelo de átomo: son los potenciales de ionización y de resonancia, los espectros luminosos y de rayos X que van a interesarnos especialmente. La explicación de la emisión de las rayas espectrales fué un punto sobre el cual todas las teorías anteriores habían fracasado: no se podía comprender cómo un número bastante pequeño de electrones lograba emitir un número inmenso de rayas espectrales (el átomo de hierro posee 26 electrones y su espectro está compuesto de más de 2,000 rayas). En el átomo de hidrógeno no hay sino un electrón girando alrededor del núcleo, que parecía no poder emitir sino una radiación única y sus armónicas; ahora bien, las diferentes rayas del espectro del hidrógeno no se presentan

tales como armónicos de una vibración fundamental. Y aún más, el átomo, así constituido, no es estable: el electrón girador irradia energía; pues, perdiendo de ella, el diámetro de su órbita tiene que disminuir así como el período de rotación. La luz emitida debe no tener una frecuencia constante. Sin embargo, este modelo de átomo había dado una explicación del fenómeno de ZEEMANN, es decir del desdoblamiento de las rayas espectrales emitidas por una llama colocada entre los polos de un electro-imán, lo que fué considerado hace 20 años como un gran éxito.

EL ÁTOMO DE BOHR

El más sencillo de todos los átomos es evidentemente el del hidrógeno, que está constituido por un único electrón girando alrededor del núcleo positivo. Ese es el que vamos a estudiar en detalle, pues, en este caso, es posible hacer los cálculos completamente, lo que no siempre se puede para con los átomos más complicados que poseen muchos electrones. Después del estudio del átomo de hidrógeno, nos esforzaremos de generalizar los resultados obtenidos por medio de hipótesis accesorias y de cálculos aproximativos.

Para eliminar la dificultad de la inestabilidad del átomo de RUTHERFORD, BOHR aplica la hipótesis generalizada de los quanta de PLANK, que se manifestó tan eficiente para el estudio de la radiación del cuerpo negro y el de la capacidad calorífica de los sólidos.

BOHR supone que la emisión y la absorción de una radiación de frecuencia ν por el electrón no se hace sino de una manera discontinua y por «quantum», cuyo valor es, conforme con la hipótesis de PLANK, $h\nu$, siendo h la constante universal de PLANK, cuyo valor es $h=6,55 \cdot 10^{-27}$ ergio segundo. La energía del electrón, absorbiendo o emitiendo un quantum, pasará bruscamente de un valor a otro, y, el electrón, cuya energía depende del diámetro de su órbita, pasará bruscamente de una órbita a otra. Si su energía en el primer estado es W_1 , y en el segundo W_2 , la diferencia

de esos valores $W_1 - W_2$ debe ser igual a la energía emitida $h\nu$.

$$W_1 - W_2 = h\nu$$

Por el estudio del espectro, sabemos que la frecuencia de la luz emitida no varía de manera continua, sino que tiene un cierto número de valores bien determinados, que corresponden a las rayas espectrales; de donde se deduce que el electrón no puede girar sino sobre un cierto número de órbitas bien definidas, y que, girando sobre ellas, no emite ninguna radiación. Esta última conclusión está en contradicción completa con la teoría electro-magnética clásica. La razón de la falta de emisión cuando el electrón gira sobre esas órbitas privilegiadas, nos es desconocida; pero esta conclusión se impone y debemos admitirla. Esas órbitas privilegiadas se llaman también órbitas estacionarias, porque el movimiento del electrón sobre ellas es estable y permanente. No sabemos tampoco cómo se produce la emisión en el momento que el electrón pasa de una órbita a otra. Sin embargo, admitiremos que tenemos el derecho de aplicar las leyes de la teoría electro-magnética clásica al movimiento del electrón sobre las órbitas estacionarias.

Para la elección de las órbitas entre todas las que la teoría electro-magnética considera como posibles, BOHR hace la nueva hipótesis siguiente: Las únicas órbitas posibles son aquellas para las cuales el momento de la cantidad de movimiento del electrón es un múltiple entero de la constante $\frac{h}{2\pi}$

Sentadas estas hipótesis, hagamos el cálculo.

Siendo e la carga del electrón y z el número atómico del átomo, la carga eléctrica del núcleo es ze . Siendo además v la velocidad del electrón, m su masa, y r el radio de la órbita, sabemos que la fuerza centrífuga, debida al movimiento giratorio del electrón es igual a la fuerza atractiva electrostática: (fig. 18)

Movimiento del electrón

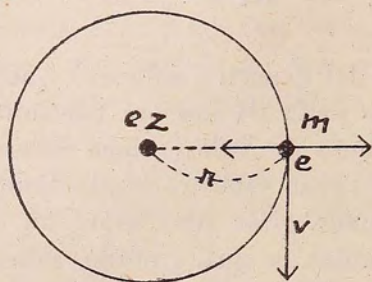


Fig. 18

$$\frac{e \cdot ez}{r^2} = \frac{m v^2}{z}$$

El momento de la cantidad de movimiento es por hipótesis igual a $\frac{nh}{2\pi}$

$$r m v = n \frac{h}{2\pi} \quad (2)$$

y la energía total del electrón es igual a su energía potencial $\frac{e \cdot ez}{r}$ aumentada de su energía cinética $\frac{1}{2} m v^2$

$$W = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{e \cdot ez}{r} = \frac{e \cdot ez}{2r} - \frac{e \cdot ez}{r} = - \frac{e \cdot ez}{2r}$$

$$W = - \frac{e^2 z}{2r} \quad (3)$$

Si se elimina v entre (1) y (2) queda:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 m e z^2} n^2$$

Los radios de las órbitas estacionarias son proporcionales a los cuadrados de los enteros sucesivos.

La energía del electrón será:

$$W = - \frac{2 \pi^2 m e^4 z^2}{n^2 h^2}$$

Si el electrón pasa de una órbita de energía W_1 a una órbita de energía W_2 , la energía emitida, diferencia de la energía del electrón sobre las órbitas será:

$$W_1 - W_2 = \frac{2 \pi^2 m z^2 e^4}{h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La radiación emitida de frecuencia ν es, por hipótesis:

$$W_1 - W_2 = h\nu$$

de donde:

$$\nu = \frac{2 \pi^2 m z^2 e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

n_1 , y n_2 son dos números enteros. La teoría de BOHR prevé que las rayas del espectro de hidrógeno en el que $z=1$ forman series dependientes de dos números enteros.

ESPECTRO LUMINOSO

Ahora bien, se sabe desde hace 30 años, por la experiencia, que las frecuencias de una serie de rayas espectrales del hidrógeno (fig. 19) quedan perfectamente representadas por la fórmula de BALMER:

$$\nu = N \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

n es un número entero.

N una llamada constante de RYDBERG, cuyo valor experimental es:

$$N = 3,29031 \cdot 10^{15}$$

Posteriormente se descubrió en el espectro del hidrógeno

Espectro del hidrógeno serie de rayas fórmula de Balmer

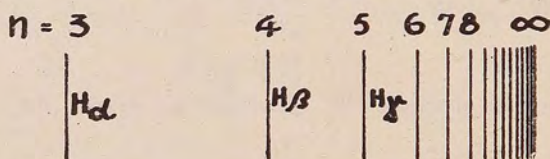


Fig. 19

una serie de rayas en el ultravioleta, cuyas frecuencias son dadas por la fórmula:

$$\nu = N \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

y una serie de rayas en el infrarojo, cuyas frecuencias son: dadas por la fórmula

$$\nu = N \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Vemos que todas esas rayas están bien representadas por la fórmula de BOHR, pero la prueba más asombrosa de la exactitud de la teoría de BOHR, reside en que ella prevé el valor de la constante de RYDBERG N que tiene que ser igual a;

$$N = \frac{2 \pi^2 e^4 z^2 m}{h^3}$$

Si se reemplaza las letras por sus valores conocidos se obtiene, con una precisión superior al milésimo, el valor experimental de la constante de RYDBERG. Ninguna teoría, antes de la de BOHR, había logrado ligar el valor de esta constante a los valores de las constantes universales de la física.

Podemos además calcular el diámetro de la primera órbita del electrón por la fórmula antedicha y se obtiene:

$$r = 0,55 \cdot 10^{-8} \quad \text{cm.}$$

Igualmente podemos calcular el trabajo, que se gasta, para alejar un electrón de su órbita hasta lo infinito, es decir en otras palabras, el trabajo de ionización:

$$W = \frac{e^2}{2r}$$

que se mide experimentalmente, por otra parte, por el potencial de ionización y que es igual a Ve . El cálculo nos da el valor 17 voltios exactamente igual al dado por el experimento. De la misma manera, partiendo del estudio del espectro, se puede calcular los potenciales de resonancia, que corresponden al paso del electrón de una órbita a otra. Inversamente, el conocimiento de los potenciales de ionización y de resonancia permite calcular la energía del electrón que corresponda a cada órbita.

Lo mismo que en el átomo de hidrógeno, en el ion helio no hay sino un electrón único, y el cálculo es posible, notando que la carga eléctrica del núcleo es dos veces mayor que la del núcleo de hidrógeno. Las frecuencias de las rayas espectrales, emitidas por el ion helio, tienen que ser representadas por la fórmula:

$$\nu = 4 N \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

En efecto, la experiencia nos indica la existencia de las series de rayas:

$$r = 4 N \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$r = 4 N \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

N tiene casi el mismo valor que para el hidrógeno.

Se comprueban también las fórmulas establecidas para las rayas espectrales emitidas por los metales alcalinos y alcalino-térreos, cuyos espectros sabemos resolver en series de rayas. Pero cuando se trata de espectros muy complicados, como los de los elementos que ocupan las últimas columnas del cuadro de Mendeleeff, que no sabemos resolver en series de rayas, no podemos comprobar los resultados de la experiencia con los del cálculo, que es, por otra parte, casi imposible de efectuar.

Además la teoría permite prever que la intensidad de las rayas va decreciendo en cada serie, pues la probabilidad que un electrón pase de una órbita con radio grande a la órbita normal es tanto más pequeña cuanto más este radio es grande.

Los diámetros de las órbitas, creciendo como los cuadrados de los números enteros se hacen rápidamente grandes. Para que esas órbitas puedan existir, es preciso que las moléculas no queden apretadas unas contra otras. La presión del gas emisor tiene que ser muy pequeña para que la emisión de numerosas rayas en cada serie sea posible. Por eso en los laboratorios se aperciben unas 15 rayas de la serie de BALMER, pero en la luz emitida por las nebulosas, donde la presión es extraordinariamente pequeña, se ven unas 40 rayas.

En el cálculo precedente, supusimos que la masa del núcleo era infinitamente grande en comparación de la del electrón, lo que no es exacto, a pesar de que la diferencia sea

pequeña. El cálculo rectificado nos da para los valores de la constante de RYDBERG, para el hidrógeno:

$$N_H = \frac{2 \pi^2 e^4}{h^3} \frac{M_H}{M_H + m}$$

para el helio:

$$N_{He} = \frac{2 \pi^2 e^4}{h^3} \frac{M_{He}}{M_{He} + m}$$

m es la masa del electrón, M_H, M_{He} las masas del núcleo del hidrógeno y del helio.

La constante de RYDBERG no tiene exactamente el mismo valor para todos los átomos. Se obtiene así los valores:

$$N_H = 3.29031 \cdot 10^{15}$$

$$N_{He} = 3,29166 \cdot 10^{15}$$

que corresponden exactamente a los valores experimentales.

Dependiendo las frecuencias de las rayas espectrales de la masa del núcleo, tiene el experimento que revelar diferencias en los espectros de dos isótopos. Eso es lo que comprueba la experimentación, a pesar de que, esas diferencias se encuentran en el límite de la precisión experimental.

ESPECTRO DE RAYOS X

Los espectros de rayos X emitidos por los átomos bajo la influencia de rayos catódicos son mucho más sencillos que los espectros luminosos. Se componen de uno, dos, tres o cuatro grupos de rayas llamados grupo K, L, M; el grupo K correspondiendo a las rayas de mayor frecuencia. En cada grupo se encuentra un pequeño número de rayas. Esos grupos se repiten con un aspecto casi idéntico, en el espectro de los varios elementos (fig. 20 y 21). MOSELEY prueba que la frecuencia de las rayas de un grupo, crecen con el

número atómico del elemento aludido. Si tomamos la raya de mayor intensidad del grupo K, encontramos que su frecuencia ν está ligada al número atómico n del elemento por la fórmula:

$$\nu = N (n-1)^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

N es la constante de RYDBERG.

Espectros de rayos X rayos K

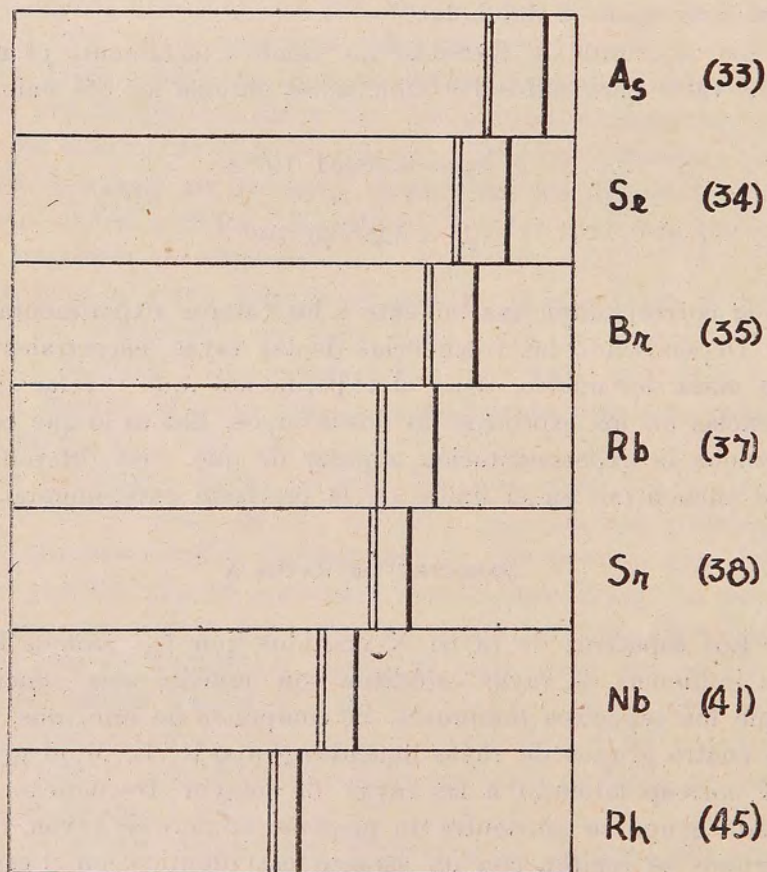


Fig. 20

Esta fórmula permite determinar con exactitud el número atómico n de un elemento conociendo ν , N , y su colocación en la clasificación de MENDELEEFF, encontrándose, por primera vez, una confirmación precisa. Se confirma bien que, en el cuadro de MENDELEEFF, debemos dejar vacías ciertas casillas, correspondientes a elementos desconocidos. Ahora no quedan sino 5 casillas vacías (43-61-75-85-87), es decir que quedan 5 elementos por descubrir. Fórmulas parecidas existen para los grupos L. M. N.

Ahora bien sabemos que los espectros de rayos X son

Espectros de rayos X rayos L

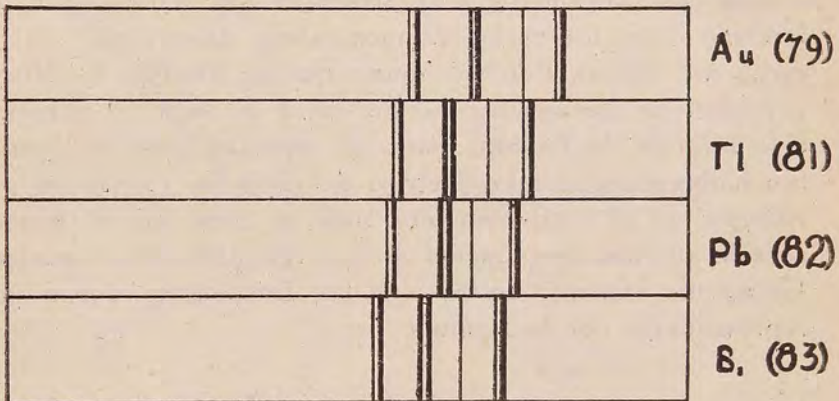


Fig. 21

propiedades atómicas, es decir son independientes de la combinación química en la cual se encuentra el elemento. Esta radiación X es producida por los electrones los más cercanos del núcleo, cuya configuración no es modificada por la combinación química, que no toca sino a los electrones periféricos. Además la frecuencia de los rayos X es muy grande (sus longitudes de onda son mil o diez mil veces menores que las de la luz visible); esos rayos son

producidos por electrones atraídos por fuerzas grandes, pues son vecinos del núcleo. Por esta razón, dicha radiación no se produce sino bajo la influencia de un potencial muy grande (de 10,000 hasta 200,000 voltios) necesario para arrastrar esos electrones. El grupo K corresponde a la mayor frecuencia, por eso es debido a los electrones de la órbita interior.

Para encontrar una explicación de esos hechos, tenemos que estudiar el movimiento de un electrón bajo la influencia del núcleo y de los electrones periféricos alejados. En primera aproximación se podría decir que las capas de esos electrones periféricos equivalen a una capa eléctrica continua, cuyo campo eléctrico es casi nulo en su interior. En todos los átomos el electrón interior está sometido casi únicamente a la atracción del núcleo. La diferencia entre los varios átomos cabría únicamente en la carga del núcleo. Por eso vemos que la fórmula de MOSELEY para las frecuencias de los rayos X es muy parecida a la fórmula de BALMER para el espectro del hidrógeno. Sin embargo, el campo eléctrico debido a los electrones periféricos no es completamente nulo y obra en el mismo sentido que una disminución de la carga eléctrica del núcleo. Un cálculo exacto muestra que las frecuencias deben ser representadas por la fórmula

$$\nu = N (n - z)^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

que tiene el mismo aspecto que la fórmula experimental de MOSELEY. El cálculo teórico de z demuestra que su valor depende del número de los electrones de las órbitas. La fórmula experimental de MOSELEY para la raya K muestra que $z=1$, lo que indica por comparación con el cálculo teórico que la órbita interior posee 2 electrones. Para las rayas de la serie L la fórmula experimental es la siguiente:

$$\nu = N (n - 7,4)^2 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

el valor $z=7,4$ indica, siempre por comparación con el cálculo, que sobre la segunda órbita se encuentran 8 electrones.

Con esas fórmulas vemos que la presencia de una raya indica la diferencia entre dos términos $W_1 - W_2 = h\nu$: cada uno representa, además del multiplicador h , la energía del electrón girando sobre una órbita. Por eso se habla de la

Absorción y emision de rayos X

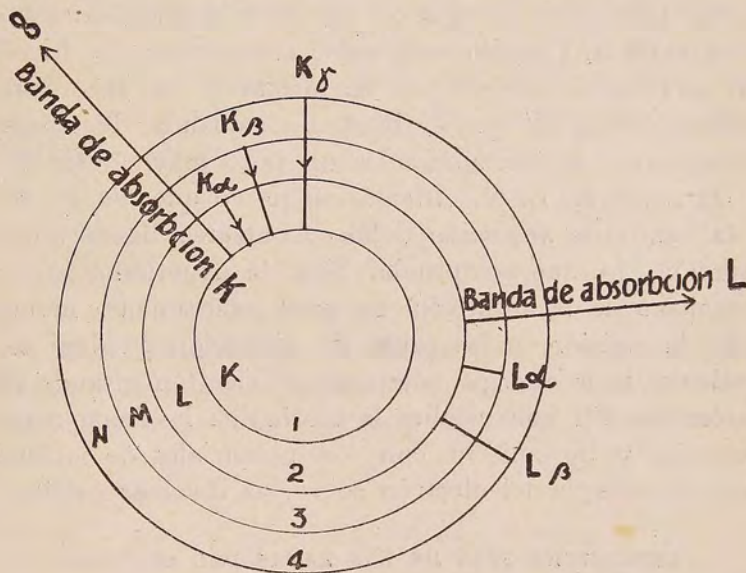


Fig. 22

zona de energía K, de la zona de energía L, etc. La radiación se emite cuando un electrón pasa de una órbita a otra. Por ejemplo, una raya K es emitida cuando un electrón pasa de una órbita de rango 2, 3 o 4...etc. a la órbita una (fig. 22). Una raya L es emitida cuando un electrón pasa de una órbita de rango 3, 4...etc. a la órbita 2. A priori todo salto del electrón de una órbita a otra es posible, pero hay

condiciones restrictivas, contenidas en el principio de correspondencia de BOHR y SOMMERFELD. Aquí, como en el caso de los espectros luminosos, tenemos todavía una confirmación de la teoría por la comparación entre las rayas emitidas y el potencial necesario para la emisión de estas rayas.

El fenómeno inverso de la emisión es la absorción. El espectro de absorción se compone de bandas que corresponde a cada grupo de rayas de emisión K, L, M. Una radiación que cae sobre el átomo no es absorbida, mientras su frecuencia ν no corresponda a una energía mínima $W=h\nu$ igual a la energía de un electrón giratorio sobre la órbita aludida. Cuando este valor ν es alcanzado, la radiación arrastra al electrón de su órbita y la absorción se produce. Se vé así que el borde de las bandas de absorción corresponden a frecuencias ν un poco mayor a las de las de las rayas K, L, M. Además se prevé que en el borde de la banda de absorción debe encontrarse líneas finas de absorción, lo que comprueba bien la experimentación. El mecanismo de la absorción es pues exactamente inverso a el de la emisión, y las rayas de absorción pueden servir al cálculo de la energía que posee el electrón girando sobre sus órbitas. En una palabra la teoría liga las frecuencias de absorción y de emisión con los potenciales de ionización y con la energía del electrón sobre las diversas órbitas.

ESTRUCTURA FINA DE LAS RAYAS DEL ESPECTRO

Hasta ahora hemos supuesto que las órbitas eran circulares; esta suposición es sólo una primera aproximación, que permite encontrar una explicación para los fenómenos más importantes, pero que no permite extenderla a los detalles. Se sabe que generalmente un móvil, bajo la influencia de una fuerza central en razón inversa del cuadrado de su distancia al centro atractivo, recorre una elipse. El cálculo, en este caso general, es mucho más difícil que en el caso de las trayectorias circulares. Sin embargo, es preciso ha-

cerlo para explicar, lo que se conoce desde mucho tiempo, que las rayas del espectro del hidrógeno no son sencillas, sino que poseen una estructura fina, como es posible de verlo con aparatos dispersivos de gran potencia.

Para hacer este cálculo es preciso generalizar la hipótesis de los quanta, puesto que un círculo no depende sino de un único parámetro y una elipse depende de dos. Además ha sido necesario introducir un tercer parámetro para fijar la posición del plano de la elipse en el espacio, pues era evidentemente una aproximación, admitir que todas las órbitas estaban en el mismo plano. No puedo hacer aquí estos cálculos pero voy a enunciar el principio que les sirve de base:

Si un sistema está determinado por coordenadas generales de Lagrange: q_1, q_2, q_3 , y por las cantidades de movimiento correspondiente: p_1, p_2, p_3 , las integrales

$$\int p \, dq$$

que expresan la «acción» de Maupertuis, puesta en juego durante un ciclo completo, deben tener un valor que es un número entero n de la constante universal h , es decir:

$$\int p \, dq = n h$$

El cálculo muestra que los electrones giratorios, que poseen la misma energía, pueden girar sobre varias elipses en vez de hacerlo sobre el mismo círculo, como en la teoría simplificada. Una zona de energía se compone no de una órbita circular, pero sí de un grupo de varias órbitas elípticas. Pero la velocidad de un electrón que circula sobre una órbita elíptica no es constante, pues, según la teoría de la relatividad, su masa tiene que modificarse. Si su masa varía, su energía varía y no será exactamente la misma

para electrones que giran sobre elipses diferentes de la misma zona.

Las rayas espectrales, cuyas frecuencias se expresan por diferencias entre energías del electrón, no deberán tampoco ser simples, sino complejas. Este resultado fué un éxito grande para la teoría, que explicó así todos los detalles de la estructura fina de las rayas.

Esta teoría permite encontrar relaciones entre los grupos de rayas del espectro luminoso de ciertos elementos y los grupos de rayas del espectro X de otros elementos. Por ejemplo la serie ultravioleta, la serie de BALMER y la serie infraroja del espectro luminoso del hidrógeno corresponden exactamente a las series K, L, M, del espectro de rayos X de elementos de número atómico alto. Las diferencias entre esos espectros se explican bien por la diferencia de carga del núcleo y del número de electrones.

Sin embargo la teoría no está aún lo suficientemente desarrollada para poder explicar el origen de todas las rayas de los espectros luminosos tan complicados de ciertos elementos, tales como los del hierro, del tungsteno, del uranio, etc. Pero los progresos hechos en un intervalo de 15 años, permiten esperar que el problema será resuelto en el porvenir.

DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES

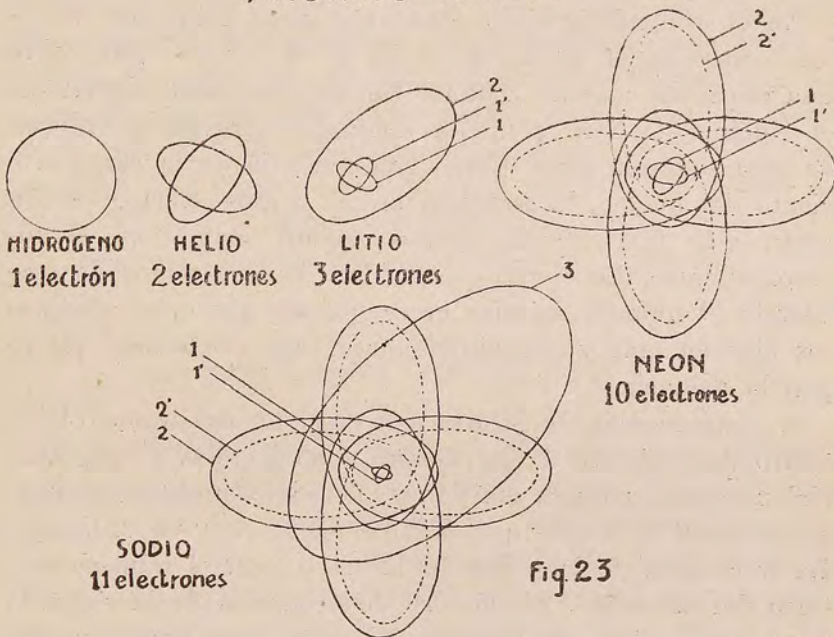
Conocemos el número de electrones que contiene cada átomo y sabemos cómo se disponen en grupos correspondientes a energías casi iguales, es decir, a la misma zona de energía o al mismo número de quanta. Vamos a estudiar cómo los electrones se disponen en esos grupos. Este problema no está completamente resuelto, y quedan ciertas indeterminaciones en la solución que, sin embargo, conocemos en sus grandes líneas.

El estudio detenido del espectro muestra que sobre una órbita no circula sino un electrón único y que los varios electrones de la misma zona de energía circulan sobre ór-

bitas elípticas, que corresponden a la emisión posible de la misma radiación.

La semejanza de varios espectros muestra que la disposición de las órbitas posibles es muy parecida, en los diversos elementos, pero que el número de ellas, ocupadas en estado normal, es tanto mayor cuanto más elevado es el número

Átomos (Bohr)



atómico del elemento. En el estado normal son las órbitas correspondientes a los quanta mayores que están ocupadas por electrones.

En el caso del hidrógeno, el único electrón gira sobre un círculo, cuyo radio se puede calcular por los constantes del espectro y que vale $0.55 \cdot 10^{-8}$ cm.

En el caso del helio, (fig. 23), los dos electrones tienen la misma energía, puesto que no se conoce sino un valor único del potencial de ionización; esos dos electrones giran sobre dos círculos cuyos planos forman ángulo entre sí.

La primera zona posee en todos los átomos únicamente dos electrones, como lo comprueba el espectro X. Son los electrones de esa primera zona que producen la serie de rayas K del espectro de rayos X para los elementos de número atómico alto, y las series conocidas de rayas del espectro luminoso para el hidrógeno y el helio.

Para los elementos siguientes, los electrones tienen que colocarse en órbitas formando la segunda zona.

En el átomo de litio, dos electrones giran sobre dos círculos, como en el átomo de helio y el tercero gira sobre una elipse de mayor tamaño. En los elementos siguientes, el glucinio, el boro, etc., los nuevos electrones se colocan en esta segunda zona. Como consecuencia de la carga creciente del núcleo, la atracción crece y esos electrones son tanto más fuertemente ligados cuanto mayor es el número atómico. La electro-positividad de los átomos decrece cuando el número atómico crece, puesto que estos elementos pierden más y más difícilmente esos electrones, que rigen la valencia.

A consecuencia de la atracción creciente del átomo, el diámetro de la órbita de la primera zona decrece, y el potencial necesario para la emisión de la radiación correspondiente aumenta lo mismo que la frecuencia de esta radiación. La frecuencia de la radiación K crece con el número atómico del elemento. El número de electrones de la segunda zona crece hasta que llegamos al neon, que tiene, en esta zona, ocho electrones, que forman una estructura particularmente estable; el neon carece de propiedades químicas. Estos ocho electrones circulan sobre elipses, que forman dos grupos.

El electrón nuevo, que existe en el elemento siguiente, el sodio, se coloca en una órbita más larga que las otras, y comienza la formación de la tercera zona. Hemos visto que el espectro X de los elementos comprueba que la segunda zona tiene 8 electrones. El paso del neon al sodio, presenta muchas semejanzas con el paso del helio al litio. En ambos casos pasamos de un elemento inactivo a un elemento

fuertemente electro-positivo, y monovalente: en ambos casos admitiremos que se forma un nuevo grupo de órbitas.

Lo mismo pasa con el argon y el potasio con lo cual vemos aparecer la cuarta zona. La periodicidad de ocho del cuadro de MENDELEEFF se explica bien así. En seguida las cosas se complican mucho. El estudio del espectro X no permite conocer el número de electrones que tienen los grupos, porque el cálculo es casi imposible de hacer. Para explicar la presencia de elementos que se siguen y poseen propiedades químicas muy parecidas, tales como el hierro, el nickel, el cobalto, tenemos que admitir que los nuevos electrones no se colocan siempre en la última zona, que rige las propiedades químicas, sino en la zona anterior, que puede contener hasta 18 electrones. Eso corresponde bien a la fórmula empírica, que liga, entre sí, los números atómicos de los gases raros, químicamente inactivos.

$$n = 2 (1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2 + 3^2 \dots)$$

Esta fórmula muestra que, a partir del tercer elemento inactivo, los períodos se hacen más largos. Al mismo tiempo, aparecen los elementos fuertemente paramagnéticos, de valencia variable, y cuyos iones son fuertemente colorados. Para explicar estas propiedades, la teoría está todavía muda, pero parece que los hechos están bien comprobados. Las mismas dificultades se renuevan en el período siguiente. En el quinto período, encontramos la dificultad de la serie de las tierras raras. Todas esas dificultades no están aún resueltas, ese es el problema que ocupa a los físicos actualmente, y para cuya solución ellos tienen un principio de explicación.

La cuarta zona de órbitas puede tener hasta 32 electrones repartidos en cuatro grupos de órbitas.

Vemos que el átomo es un sistema planetario, en el cual la materia ocupa un volumen muy escaso. No es pues extraño que las partículas α o β puedan atravesar algo tan

vacío como la materia, puesto que la probabilidad de encontrarse con un electrón o un núcleo es muy pequeña.

Esta teoría de BOHR, que encuentra una confirmación tan grande en la explicación de los espectros, es, sin embargo, muy imperfecta, puesto que, hasta ahora, no se ha podido explicar con ella cómo dos átomos se pueden combinar para formar una molécula. En el caso de la molécula más sencilla, la del hidrógeno, la teoría de BOHR fracasa. Esta teoría no es muy apreciada por los químicos, que no encuentran en ella la explicación de las propiedades químicas. Por eso algunos químicos, como LANGMUIR, LEWIS, KOSSEL, han desarrollado una teoría que intenta explicar de manera satisfactoria las propiedades químicas de la materia, pero que no explica los espectros. Ahora, físicos y químicos buscan el medio de poner de acuerdo los dos puntos de vista, los que no parecen sin embargo incompatibles.



VI

ESTRUCTURA Y PROPIEDADES DE LAS MOLÉCULAS

A la constitución de las moléculas están ligadas íntimamente las nociones de valencia y de afinidad química, que fueron inventadas por los químicos para explicar la existencia de las combinaciones de los elementos entre sí, y para clasificarlas.

A principios del siglo pasado, BERZELIUS ensayó, sin éxito, explicar la afinidad química por una teoría eléctrica.

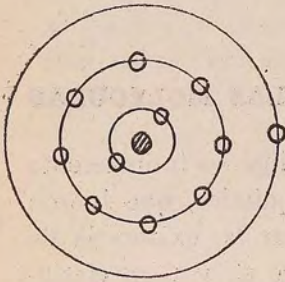
La existencia de los iones muestra, sin embargo, que las fuerzas eléctricas desempeñan un papel en la combinación química. Pero el desarrollo enorme de la química orgánica, en la cual se encuentran pocos iones, fué causa que esta consideración fué dejada de lado. Se olvidaba que, a pesar de su desarrollo y de su importancia práctica, la química orgánica no es sino la química de un elemento único, el carbono, y que conocemos 86 otros elementos. Sabemos que los espectros de rayos X, debidos a los electrones vecinos del núcleo, no son modificados por combinaciones químicas. Pues esos electrones no desempeñan ningún papel en la afinidad química, a lo menos como primera aproximación.

FORMACIÓN DE LOS IONES
VALENCIA

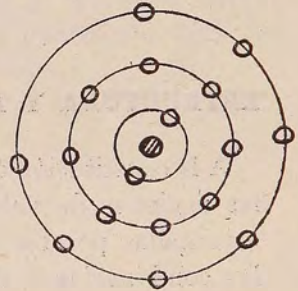
Por el contrario, la valencia y la semejanza de las propiedades químicas de los elementos, que tienen el mismo número de electrones del grupo exterior, las modificaciones sufridas por los espectros ópticos según la combinación de los elementos, prueban que las propiedades químicas dependen en primer lugar de la capa exterior de los electrones, llamados, por eso, electrones de valencia.

La ionización de un compuesto binario, tal como el clo-

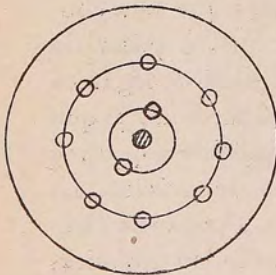
átomo de sodio



átomo de cloro



ion sodio



← atracción electrostática →

ion cloro

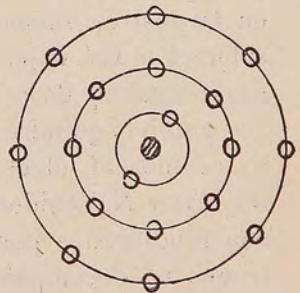


Fig. 24

ruro de sodio, se explica diciendo, que el átomo de sodio pierde un electrón, formando así el ion positivo, y que este electrón viene a adherirse al átomo, de cloro, que forma así el ion negativo. (fig. 24) Esos dos iones se asocian para formar una molécula bajo la acción de las fuerzas electrostáticas. Ese es el modelo de las combinaciones que llamaremos «heteropolares». Si el compuesto se encuentra en un medio, tal como el agua, cuya constante dieléctrica es 80, esos iones toman una cierta independencia uno del otro, debida a que la atracción mutua queda disminuída en la relación al $1/80$.

Si se trata de un elemento divalente, tal como el calcio, el ion positivo se forma por la pérdida de 2 electrones que se fijan por ejemplo, a 2 átomos de cloro para formar el cloruro de calcio.

Notemos que, en esos casos, a consecuencia de la pérdida y de la ganancia de electrones, los átomos se transforman en iones, que tienen el mismo número de electrones que los gases raros vecinos de ellos en la clasificación. El ion sodio tiene 10 electrones, como el átomo de neon y los iones cloro. potasio, calcio tienen 18 electrones como el átomo de argón, Esos átomos ionizados, que tienen la misma configuración de electrones, que los gases químicamente inactivos, es decir la configuración más estable, forman entre sí una combinación que se explica enteramente por la atracción electrostática y conservan una individualidad muy grande, como lo comprueban todas sus propiedades. Se sabe, en efecto, por el estudio de la difracción de los rayos X, que, en un cristal de cloruro de sodio, los iones cloro y sodio se reparten de una manera regular, sin que se encuentre el grupo cloro-sodio. En las soluciones acuosas existen casi únicamente los iones, y al estado gaseoso, a temperatura alta, el cloruro de sodio es conductor de la electricidad, poniendo así de manifiesto la disociación intensa de su vapor.

En esta especie de combinación, no hay distinción entre las fuerzas físicas y químicas; la combinación química y la

cohesión física son debidas ambas a la acción de las fuerzas electrostáticas.

Si se admite que la ley de COULOMB, de la atracción en razón inversa del cuadrado de la distancia, es aplicable a distancia grande, pero que, a distancia pequeña, existe una fuerza de repulsión proporcional a $\frac{1}{r^n}$ que impide a los iones de confundirse, es posible calcular la energía de formación de un cristal a partir de los iones y se encuentra el valor:

$$u = 1,75 \frac{N e^2}{r} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

N es la constante de AVOGADRO:

r la distancia entre dos iones, en el cristal, la que se deduce de la densidad ρ del cristal y de la masa molecular μ :

$$z = \sqrt[3]{\frac{\mu}{2 N \rho}}$$

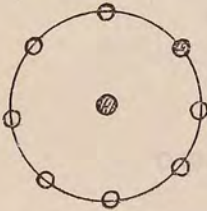
Además se puede determinar experimentalmente n a partir del coeficiente de compresibilidad del cristal. Se encuentra, para todos los cristales de compuestos binarios, para n el valor 9. Ahora bien, si se estudia teóricamente la disposición de los electrones en los átomos, se encuentra que el arreglo más notable es el de una simetría cúbica, es decir de un grupo de 8 electrones y que, en este caso y únicamente en este caso, el valor de n es 9. Lo que es una presunción fuerte en favor de la simetría cúbica del átomo. El conocimiento de n permite calcular u , energía de formación del cristal y deducir de ello los valores del calor de reacción de esas sales entre sí, y las de la hidratación de los iones, que comprueban los valores experimentales. Desgraciadamente este conocimiento no basta para el cálculo del calor de formación de esas sales, que es lo que más interesaría a los químicos.

FORMACIÓN DE LAS MOLÉCULAS.
ENLACE DE VALENCIA

Pero todas las combinaciones químicas no forman parte de la especie precedente; los compuestos orgánicos, tal como el metano, CH_4 , no se forman gracias a los iones. El examen de los cristales por los rayos X comprueba que la molécula orgánica tiene una existencia real. Además si se trata de una sal terciaria, tal como CO_3Ca , la formación del ion complejo CO_3 no se explica de la misma manera que

Atomo de Neon

8 electrones de valencia
modelo de Bohr



8 electrones de valencia
átomo cubico de Kossel

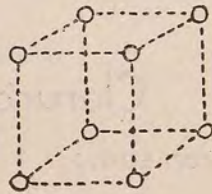


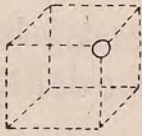
Fig. 25

la combinación de ambos iones CO_3 y Ca. Esas combinaciones se llaman «homopolares», y fueron estudiadas por LEWIS, KOSSEL, LANGMUIR, cuya teoría vamos a exponer.

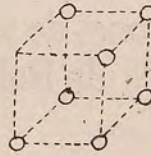
Hemos visto que ciertos grupos de electrones son especialmente estables, tales como el grupo de 8 electrones, y podemos explicar la afinidad de ciertos elementos uno para el otro por la tendencia a formar esos grupos. Ahora bien, el agrupamiento de 8 electrones, en los 8 vértices de un cubo, realiza la simetría cúbica que es la más estable (fig. 25). De esta manera se explica la inercia química de los

gases raros y la estabilidad de las moléculas, en las cuales se realiza esta simetría, de donde nació la teoría del «octet». Esta simetría es la que se realiza en los iones muy estables de los compuestos «heteropolares». La última capa de electrones del cloro contiene 7 electrones, y la última del sodio uno. Agregándose al cloro el electrón del sodio, se forma el ion cloro, cuya capa exterior tiene pues 8 electrones; y perdiendo un electrón, la última capa del ion sodio, queda igual que la del neon, que contiene 8 electrones. La

átomo cubico de sodio
1 electrón de valencia



átomo cubico de cloro
7 electrones de valencia

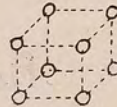


Cloruro de Sodio

con sodio



con cloro



← atracción
electrostatica →

Fig. 26

formación de los iones Cl y Na realiza bien la simetría cúbica de 8 electrones (fig. 26).

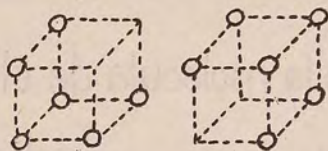
Este concepto explica igualmente bien las dos valencias del cloro, que son 1 y 7, cuyo total es 8. El cloro tiene la valencia negativa 1 en el cloruro de sodio, es decir, tiene tendencia a agregarse un electrón; pero, en el cuerpo anhídrido perclórico $\text{Cl}^{\text{V}}\text{O}_7$ tiene la valencia positiva 7, es decir, tiene también una tendencia débil a perder 7 electrones

que vuelven a agregarse por dos a los seis electrones del átomo de oxígeno. Dos átomos de cloro pierden 14 electrones que vienen a completar 8 en las 7 capas de 6 electrones de los 7 átomos de oxígeno. Digamos, de paso, que esta simetría no está en contradicción con el átomo de Bohr y se acuerda bien con su teoría.

Pero cuando la suma total de los electrones de valencia

Formación de la molécula de oxígeno

2 átomos de oxígeno



molécula de oxígeno

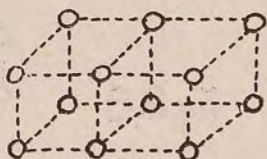


Fig. 27

de los átomos que se combinan, no es múltiple de 8 ¿cómo se puede satisfacer a la tendencia de la simetría cúbica? Tomemos para explicarlo un ejemplo: la molécula de oxígeno tiene dos átomos, que poseen cada uno 6 electrones de valencia. En cada uno, no hay bastante electrones para formar un cubo, pero con los dos se puede formar dos cubos que tiene una cara común (fig. 27). Ese es el tipo de la combinación química por intercambio de valen-

cias. Bajo el punto de vista de BOHR, esto quiere decir que las órbitas de los dos grupos de seis electrones son modificados por la combinación y que unas órbitas rodean a los dos núcleos.

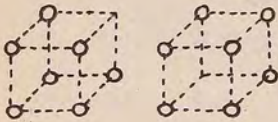
Un par de electrones comunes corresponde a un enlace de valencia, dos pares corresponden a un doble enlace.

Los dos átomos de Cl (fig. 28) en la molécula Cl_2 están ligados por 2 electrones comunes y los dos átomos de oxígeno en la molécula están ligados por 4 electrones comunes. En el caso del compuesto Cl_2O se forman 3 cubos con dos electrones comunes cada uno.

En el caso del hidrógeno el enlace se hace por un par de electrones que forman un enlace muy sólido puesto que

Formación de la molécula de cloro

2 átomos de cloro



molécula de cloro

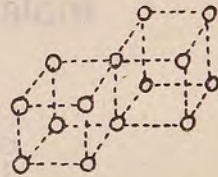


Fig. 28

el helio, gas raro, inactivo químicamente, no tiene sino dos electrones. Este «par» forma una configuración tan estable como el de 8 electrones.

De esta manera se explica bien la combinación del átomo de carbono con un elemento electropositivo, tal como el hidrógeno, o con un elemento electronegativo tal como el cloro. En el caso de CH_4 los 4 electrones de valencia del átomo de carbono y los 4 de los átomos de hidrógeno forman (fig. 29) un cubo compuesto de 4 pares. En el caso del compuesto CCl_4 , los 7 electrones del cloro forman con uno del carbono un cubo y cada cubo tiene 2 electrones comunes con el cubo del carbono (fig. 30).

Tomemos todavía el ejemplo de $\text{NH}^4 \text{Cl}$. El número total de los electrones de valencia es $5+4+7=16$, ellos pueden así formar dos grupos de 8, es decir dos cubos. Si 3 átomos de hidrógeno se ligan con el nitrógeno, y el cuarto átomo de hidrógeno con el cloro, se obtiene las dos moléculas NH_3 , HCl que forman 2 grupos de 8 electrones. Si 4 núcleos de hidrógeno se ligan al nitrógeno y un electrón al cloro se obtiene el ion $(\text{NH}_4)^+$ y el ion $(\text{Cl})^-$ que se atraen para formar la molécula NH_4Cl . De esta manera comprendemos la existencia de la molécula de NH_4Cl , por atracción

Formación de la molécula de metano CH_4

átomo de carbono
y cuatro átomos de hidrógeno

molécula de metano

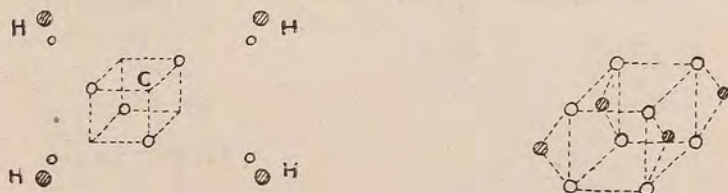


Fig. 29

electrostática y su disociación en iones $(\text{NH}_4)^+$, $(\text{Cl})^-$ y en moléculas neutras NH_3 ; HCl .

ANÁLISIS DE LOS CRISTALES CON LOS RAYOS X

El estudio de la posición y de la intensidad de las rayas obtenidas en un espectro de rayos X permite determinar la posición de los átomos en el cristal, es decir la arquitectura molecular. Se ve de esta manera, que existen en unos los iones, en otros las moléculas. Además, es posible determinar las dimensiones de las moléculas y la distancia de los átomos. Nos explicamos también las propiedades físicas de los cristales. Por ejemplo, se vé que en el diamante los átomos

están muy apretados, las fuerzas que les ligan son muy fuertes y por consecuencia el diamante es muy duro; en el grafito se ve que la disposición de los átomos de carbono es la misma en ciertos planos que en el diamante (fig. 31), pero que la distancia de esos planos es mucho mayor; las fuerzas de atracción en la dirección perpendicular a estos planos tienen que ser débiles, y por eso el grafito se separa fácilmente en hojas delgadas; el grafito se cliva fácilmente. La distancia de esos planos explica también las propiedades lubricantes del grafito, por la posibilidad de deslizamiento de una capa con una otra. En estas dos formas de

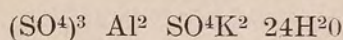
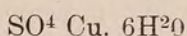
Formación de la molécula de tetracloruro de carbono



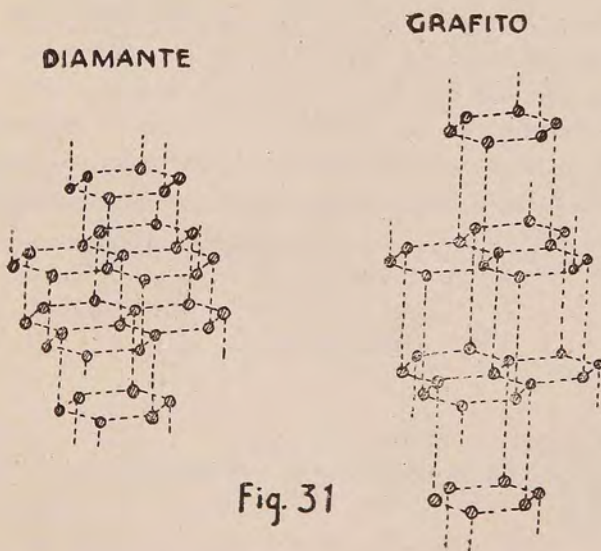
Fig. 30

carbono, como también en los compuestos de la serie aromática, se ve que los átomos de carbono se agrupan de manera que forman una red hexagonal; la representación clásica hexagonal de la fórmula de los compuestos de esta serie muestra que los químicos habían adivinado correctamente la disposición de los átomos en las moléculas. Desgraciadamente, estos estudios no nos dan datos sobre las condiciones que rigen el arreglo de los átomos entre sí. Podemos sólo averiguar así que los átomos no tienen una simetría sencilla, lo que no nos permite representarlos por una esfera; el campo de fuerza que reina alrededor de ellos

es muy complicado. Los fenómenos de birefringencia eléctrica y magnética nos han conducido a pensar que la molécula está polarizada y es comparable a un dipolo, cuyo momento eléctrico es calculable. Alrededor de una molécula eléctrica neutra reina, a causa de esta disimetría, un campo eléctrico, que permite comprender la existencia de combinaciones moleculares poco estables, tales como la combinación del agua con las sales neutras, o la existencia de sales dobles.



Este campo molecular muy intenso produce un campo eléctrico en el cual se encuentran las moléculas, lo que nos permite darnos cuenta de algunas propiedades de los espectros, comparándolas al fenómeno de STARK. Bajo la influencia de un campo eléctrico interior, los átomos se deforman y se polarizan y causan la deformación de la molécula. La comparación entre la teoría y la experimentación



Se ve bien la red exagonal de los compuestos aromáticos

permite, con ayuda de las propiedades ópticas, calcular esas deformaciones, cuyo conocimiento nos permite luego calcular la energía potencial u de las moléculas, a la que nos hemos referido.

MOVIMIENTO DE ROTACIÓN DE LA MOLÉCULA Y VIBRACIÓN
DE LOS ÁTOMOS

La teoría antigua electromagnética admitía que los átomos oscilaban alrededor de una posición media y podían absorber o emitir por medio del fenómeno de resonancia, radiaciones cuya frecuencia era calculable.

La introducción de la teoría de los quanta y del átomo de BOHR precisa que se rehaga de nuevo los cálculos sobre el intercambio de energía entre los átomos o moléculas y la radiación. Se admite que el movimiento de las moléculas y de los átomos en ellas se efectúan de acuerdo con la teoría de los quanta. La emisión y la absorción de energía no se hace sino por cambio brusco del valor de la energía de la molécula o de los átomos, y esos cambios de valor se hacen siempre por múltiples de quanta $h\nu$. Muchos hechos nos inducen a pensar que las moléculas tienen un movimiento de rotación. La disimetría de las moléculas implica esta consecuencia que los choques de una con otra producen un movimiento de rotación. Si I es el momento de inercia y ω la velocidad angular de rotación, el intercambio de energía se hace de tal modo que el momento de la cantidad de movimiento es un múltiple de $\frac{h}{2\pi}$

$$I \omega = m \frac{h}{2\pi}$$

m es un número entero.

La energía de rotación de la molécula es:

$$W = \frac{1}{2} I \omega^2 = m^2 \frac{h^2}{8 \pi^2 I}$$

Y la frecuencia de una banda de absorción corresponde a una variación de energía tal como:

$$\nu = \frac{W_1 - W_2}{h} = \frac{h}{8 \pi^2 I} (m_1^2 - m_2^2)$$

Si m_1 , y m_2 son dos enteros consecutivos, se escribe la fórmula:

$$\nu = \frac{h}{8 \pi^2 I} \left(m + \frac{1}{2} \right)$$

La teoría prevé la existencia de bandas de absorción equidistantes; la experiencia comprueba esta previsión. De las mediciones de la posición de las bandas se deduce el momento de inercia de la molécula. Así se encuentra la explicación de la existencia de las bandas de absorción en el espectro infrarojo lejano, es decir entre las longitudes de onda de 10μ a 40μ .

Se observa algunas veces bandas que se pueden clasificar en tres series, tal como en el caso del vapor de agua; eso permite calcular los 3 momentos de inercia de la molécula que son en este caso:

3.20	10^{-40}	dina—centímetro ²
2.29	10^{-40}	
0.97	10^{-40}	

Para explicar el espectro de absorción de la parte infraroja del espectro, tenemos que tomar en cuenta las variaciones de energía debidas a la oscilación de los átomos en la molécula. La energía de oscilación en una molécula diatómica se escribe:

$$E = n h p$$

n número entero

p número de vibraciones por segundos. Pero los cambios de velocidad de la rotación de la molécula y los del movimiento de los electrones tienen una influencia sobre el mo-

viento de vibración de los átomos. El cálculo muestra que la energía E puede estar representada por una fórmula que tiene varios términos de la misma forma $n h p$ y, que las frecuencias de las bandas de absorción se pueden representar por la fórmula:

$$\nu = n (a - n' a' - \dots)$$

n n' son números enteros

a , a' términos que dependen del movimiento de rotación de la molécula y del de los electrones. Pero a' es un término muy pequeño y por eso las bandas están casi equidistantes. Las cantidades a , a' se calculan exactamente, cuando se conoce la energía potencial de la molécula, que es calculable.

Se encuentra así bandas, cuyas longitudes de onda se colocan entre 10μ y 1μ . Cada banda se descompone en bandas finas y estrechas, lo que la teoría explica igualmente por la presencia de los términos a' de la fórmula antedicha.

En el caso de moléculas, que tienen un gran número de átomos, se pueden clasificar las bandas en grupos, que corresponden cada uno a la vibración de una parte de la molécula, y la comparación de todos los datos que tenemos, permite hacernos una idea de los grupos de átomo, que vibran juntos en la molécula y precisa de esta manera los datos dados por los rayos X. Igualmente las frecuencias de vibración se calculan por medio de los resultados de los experimentos sobre los valores del calor específico y del poder reflexivo para la luz. La concordancia de los resultados es satisfactoria. Hemos visto que las bandas ultravioleta se explican por el movimiento de los electrones. En resumen, el espectro infrarrojo lejano depende de los movimientos de la molécula, el espectro infrarrojo de los movimientos de los átomos, y la parte visible y ultravioleta, y el espectro de rayos X dependen del movimiento de los electrones.

VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Vemos así que, a consecuencia de los choques de las moléculas entre sí, y del intercambio de energía entre las moléculas y la radiación, todas las moléculas de un cuerpo no están en el mismo estado y que el estado de una molécula cambia a cada momento. Pero no observamos sino un efecto estadístico, es decir un efecto medio, que no nos da datos exactos sobre el estado de las moléculas. Desde mucho tiempo, los químicos admiten, para explicar la velocidad más o menos lenta de las reacciones, que para reaccionar entre ellas, dos moléculas deben estar en condiciones particulares, que, hasta ahora, no sabemos definir. La explicación, que hemos dado, de los espectros confirma bien que todas las moléculas no están en el mismo estado, en el mismo instante.

Inversamente, antes de descomponerse, una molécula pasa por varios estados. Por eso, el estudio, poco avanzado todavía, de las reacciones fotoquímicas presenta un interés muy grande. Ahora se hacen ensayos para ligar la velocidad de reacción a la frecuencia de las radiaciones y a los estados varios de la molécula, pero esos estudios, muy recientes, están poco avanzados. El papel de los catalizadores no será comprendido sino cuando conozcamos el estado en el cual una molécula debe estar, para reaccionar. Es probable igualmente que la razón de la radioactividad se encontrara en el estudio de dichos estados variables de las moléculas.



VII

CONCLUSION

Vemos que los progresos hechos desde veinte años en el conocimiento de la estructura de la materia son enormes. Pero el campo de investigación es tan amplio que no se ha podido explorarlo sino parcial y superficialmente. Muchas soluciones dadas hasta ahora a los problemas, no son completamente satisfactorias y quedan aún muchos problemas sin solución. A medida que nuestros conocimientos aumentan nuevos problemas aparecerán. El trabajo que se efectúa es doble; por un lado, el teórico trata, a partir de ciertas hipótesis, de explicar los fenómenos conocidos y de prever algunos nuevos; por otra parte el investigador controla la teoría y pide la explicación de los fenómenos nuevos, que acaba de descubrir.

La ambición de los hombres de ciencia crece cada día: quieren explicar un número creciente de hechos con un número decreciente de hipótesis.

No se trata hoy de buscar una explicación para los fenómenos ópticos, una para los fenómenos eléctricos, una para los fenómenos químicos, una para los fenómenos mecánicos, sino que se trata establecer una misma teoría que explique con las mismas hipótesis, en número tan reducido como sea posi-

ble, todos esos fenómenos. Es posible que se quiera un día envolver en la misma teoría los fenómenos fisiológicos y psicológicos. De esta manera las teorías científicas toman hoy un carácter altamente filosófico. Por eso, un hombre de ciencia tiene que ser un filósofo para poder ver los problemas en toda su extensión, y al mismo tiempo tener una imaginación de poeta para encontrar las hipótesis que permiten dar explicaciones a los hechos conocidos; además tiene que ser un matemático para saber deducir, sin error de raciocinio, conclusiones de dichas hipótesis.

Creemos poder encontrar en la estructura de la materia la explicación de todos los fenómenos de la naturaleza, puesto que la materia es el soporte de todo. Estamos lejos del fin y no lo alcanzaremos nunca, pero nos acercamos de él como la hipérbola se acerca de su asímptota sin jamás alcanzarla. En eso reside la grandeza y la debilidad del espíritu humano: trabajar para alcanzar un fin, del cual nos acercamos a cada paso, pero sin jamás lograrlo.

El estudio de la estructura de la materia es uno de los más apasionantes. Vemos que conduce a un concepto de unidad, que tiene la misma grandeza que los de las filosofías espiritualistas más elevadas. No hay en el materialismo y el espiritualismo un abismo tal como muchos lo creen. La naturaleza es una, y todos los estudios deben conducir a la misma conclusión, pero el estudio detenido de la materia parece el camino más seguro para lograr al conocimiento del Universo.
