



## Teorías sobre la constitución de la materia

### EL ATOMO DE RUTHEFORD

Por el Farm. CLEMENTE GENTILE

La radioactividad no solamente nos ha dado la clave de la estructura de los elementos, sino también, gracias a sus partículas  $\alpha$  nos ha proporcionado un nuevo medio de investigación para escrutar la constitución interna del átomo. Rutheford bombardeando los distintos átomos con las partículas  $\alpha$  logró disgregarlos, haciéndoles emitir **protones**, es decir, hidrógeno. Con su modelo atómico que no es más, que una agrupación de cargas eléctricas rodeadas y bloqueadas por electrones que gravitan a su alrededor, permite entrever la posibilidad de efectuar transmutaciones de unos elementos en otros, es decir, sería posible obtener trasmutaciones de elementos, por pérdida de alguna de las partículas integrantes del núcleo, se convierte en otra sustancia, así, el mercurio si llegamos a expulsar una partícula  $\alpha$  y otra  $\beta$  lo transformamos en oro. Las partículas  $\alpha$  son de naturaleza corpuscular, y no son más que átomos de **helio**, poseedores de una doble carga eléctrica ( $\text{He}^{++}$ ). Rutheford explica también los fenómenos radioactivos, sosteniendo que son debido a una especie de desintegración explosivas de determinados átomos, los que van a dar origen a otros átomos. Por ejemplo, el átomo de radio tiene un peso atómico de 226, se destruye de modo continuo dando nacimiento a otros elementos; esta transformación no se efectúa simultáneamente en todos los átomos, sino en un tiempo dado, afecta siempre a la misma fracción de números de átomos no transformados todavía; algunos átomos estallan, los restantes permanecen sin alteración. Un átomo que estalla, por cualquier causa, es un sistema que ya no posee una configuración estable, pues después de ésta se produce una reorganización de su configuración, la que puede ser permanente o estable, la que constituye un átomo químicamente distinto del destruido de igual o de masa menor, y, además, rayos  $\alpha$ ,  $\beta$  y  $\gamma$  cuya energía se convierte en calor.

Por ejemplo: un átomo de radio de P. A. 226 explota, expulsando violentamente un átomo de  $\text{He}^{++}$  (pesa atómico 4), es decir, da por

expulsión de una partícula  $\alpha$ , un átomo de **emanación**, de peso 222. Este nuevo átomo a su vez pierde una partícula  $\alpha$  y da un átomo de **radio A** (Ra A = 218). A su vez este por salida de una partícula  $\alpha$ , dará un átomo de **radio B** (Ra B = 214); el que por pérdida de una partícula  $\beta$ , da origen al **radio C** (Ra C = 214) y así sucesivamente, hasta llegar a un elemento estable (plomo). De esta manera se origina una familia radioactiva, siendo siempre el último miembro estable.

Las partículas  $\alpha$  están constituidas por partículas cargadas positivamente, mucho más pesadas que los electrones, arrojados con una velocidad de 15 a 20.000 km. por segundo, capaces de atravesar los átomos, como un proyectil que atraviesa a la atmósfera. La esfera positiva es relativamente grande, pero de poca densidad, no teniendo suficiente tiempo en el curso del pasaje de su proyectil de  $\text{He}^{++}$ , de desviarse notablemente. En cuanto a los electrones, éstos son barridos como si fuera polvo. El cálculo prevee pequeñas desviaciones.

Rutherford presintió que las partículas  $\alpha$  llegaban hasta el corazón de los átomos, son útiles maravillosos de disección, son sondas de inmenso valor para llegar a escrutar la intimidad del átomo, que en poder de Geiser y Marsdan, dió un resultado experimental sorprendente, desvirtuando la teoría de J. J. Thompson, ya que las partículas son ligeramente desviadas, y excepcionalmente sufren desviaciones considerables (1 por cada 10.000). C. T. R. Wilson imaginó un dispositivo que permite ver esas trayectorias. Cuando se detiene bruscamente el aire saturado de vapor de agua, se sobresa-tura, a causa del enfriamiento originado por la detención. Si el aire contiene polvisco o iones en suspensión de cualquier naturaleza, el vapor de agua que está en exceso se va a condensar sobre ellos, en forma de gotitas, que se hacen visibles cuando son convenientemente iluminadas, al mismo tiempo ioniza la mayoría de la moléculas que constituyen el aire. Si la detención la efectuamos en el instante de su pasaje por el medio, todos los iones que se encuentran en una misma fila se hacen visibles. En una placa la trayectoria se distingue como si fuera una estrella fugaz (fig.1). Obteniéndose fotografías de una nitidez perfecta. Las trayectorias son por lo general rectilíneas, pero en algunos casos, muy raros (en la figura se observa uno) se distingue un codo brusco, lo que indica un choque intenso. Estos choques son inexplicables con el modelo atómico de J. J. Thompson, pues según él no puede existir desviación notable si la partícula  $\alpha$  fuese a chocar con algo denso, cuya masa sea de la misma dimensión o más grande que la suya. Estos choques cuando se efectúan deben tener lugar solamente con los núcleos de los mismos átomos, pues es donde se encuentra la casi totalidad de la inercia atómica. Por otra parte, lo excepcional de estos choques, demuestra

que el pasaje de los rayos  $\alpha$  a través de los átomos no encuentra en los núcleos más que una débil resistencia, pues la mayoría de las partículas  $\alpha$  pasan a sus costados sin tocarlos, pues los núcleos no ocupan más que una ínfima fracción del volumen que llena la materia, de donde es suficiente contar el número de choques por el número de desviaciones, o mejor, medir los ángulos de desviación y observar, como se reparten, lo que nos va a permitir deducir el diámetro de los núcleos atómicos (más bien el límite superior de este diámetro). La experiencia nos permite deducir la ley, de las fuerzas repulsivas que obran en el momento de los choques entre las partículas  $\alpha$  y los núcleos.

He aquí la síntesis de los experimentos a que llegó Chadwick después de 15 años de estudio:

1. — Los átomos son sistemas planetarios análogos a los que imaginara Perrin. La carga positiva está concentrada en el núcleo, muy pequeño, cuyo diámetro es del orden  $3,10^{-13}$  cm., para el Helio, de  $3,10^{-12}$  como máximo para el oro.

2. — Las fuerzas de repulsión entre las partículas  $\alpha$  y los núcleos, varían en razón inversa al cuadrado de sus distancias. Estas fuerzas son sencillamente, repulsiones electro-estáticas que existen entre las cargas positivas, que constituyen el núcleo y las partículas  $\alpha$ .

3. — La masa del átomo está concentrada casi completamente en el núcleo, los electrones no son más que una parte insignificante.

4. — Las cargas eléctricas del núcleo (de quien depende la intensidad de las fuerzas de atracción o de repulsión hacia las partículas  $\alpha$ ) pueden determinarse con una precisión de 1,5 % de su valor; se tiene así los valores de la cuarta columna (Na aprox.) de la tabla siguiente:

ELEMENTO	A	A/2	Na APROX.	Na VERDADERO
Cu	63,58	31,7	29,3	29
Ag	107,88	54	46,3	47
Pt	195,2	92	77,4	78

A, representa el peso atómico, Na el verdadero número atómico, tal como ha podido ser determinado con toda exactitud. En la tercer columna se encuentran las medio masas atómicas A/2, que se confunde con los números atómicos para ciertos elementos ligeros, pero de quienes se va haciendo cada vez la separación más neta a medida que se avanza en la serie de los elementos.

Estos hechos han obligado a abandonar por completo el punto de vista de J. J. Thompson. Su fuerza demostrativa es tal que las ideas de Rutherford no han podido ser rebatidas. Constituyen el medio más directo para llegar a saber la carga del núcleo.

Los números atómicos  $N_a$  deben ser enteros. Para el cobre 29 difiere de 29,3 en menos de 1,5 %. El número atómico del cobre determinado con exactitud es igual a 29.

Rutherford al estudiar la acción que ejercen las partículas  $\alpha$ , del radio, observó que éstas al atravesar las láminas delgadas metálicas, sufren ligeras desviaciones en su dirección primitiva (colas), si bien a veces, sufren fuertes desviaciones, en este caso el ángulo que forma es de  $150^\circ$ . Los electrones debido a su pequeña masa no pueden ejercer más que una acción insignificante. Rutherford, para explicar estas desviaciones, admitió que las cargas positivas poseen una densidad muy elevada, ocupando en consecuencia un espacio mínimo, concentrándose en el centro del átomo, mientras que los electrones se distribuyen alrededor de este núcleo positivo, en una región relativamente grande, correspondiente al volumen atómico. Del número de las desviaciones de las partículas  $\alpha$  de un determinado ángulo, Rutherford determinó la magnitud de la carga positiva y el espacio que ella ocupa, proponiendo el siguiente modelo atómico: "En el centro del átomo se encuentra la carga positiva, que forma el núcleo, que posee dimensiones de  $10^{-16}$  cm. Alrededor del núcleo gravitan los electrones (de dimensiones  $10^{-13}$  cm.) contenidos en un espacio relativamente grande, que corresponde al volumen atómico ( $10^{-8}$  cm.). La carga total de estos electrones, dada la neutralidad del átomo, es igual a la carga nuclear. Cada electrón representa una carga unitaria negativa, lo que nos permite conocer el número de electrones que posee, que es igual aproximadamente a la mitad del peso atómico, es decir, con más exactitud, según la hipótesis de Van Brock, al número de orden o número atómico del elemento en la clasificación de Mendeleïff.

El número de carga contenida en el núcleo de un átomo cualquiera la podemos calcular de la siguiente manera: Sea  $P$ , el número de protones, es decir el número de cargas positivas del núcleo;  $N$  el **número atómico**, es decir, el número de electrones periféricos, dada la neutralidad del átomo, ha de ocurrir que en el núcleo, además de los protones, habrá tantos electrones como sean necesarios para bajar de  $P$  a  $N$  la carga aparente. Por ej. el potasio tiene un peso atómico de 39,1 y su número atómico es 19. Es decir, que en el núcleo existen 20 electrones ( $39-20=19$ ). Si ahora nos fijamos en los primeros elementos del sistema periódico, vemos que la relación  $P/N$  es aproximadamente igual a 2

$$\text{nitrógeno} = \frac{14}{7}, \text{oxígeno} = \frac{16}{8}, \text{sodio} = \frac{23}{11}, \text{silicio} = \frac{28,06}{14}, \text{cloro} = \frac{35,46}{17}$$

y va en aumento al pasar a los elementos pesados:

$$\text{cromo} = \frac{52}{24}, \text{zinc} = \frac{65,38}{30}, \text{estaño} = \frac{118,7}{50}, \text{bario} = \frac{137,37}{56}, \text{wolframio} = \frac{184}{77}, \text{uranio} = \frac{238,2}{92}$$

Lo que nos dice, que este aumento de electrones externos, es necesario para mantener la estabilidad atómica, comprobando que todas las propiedades físicas y químicas dependen de la carga del núcleo.

Con el modelo de Rutheford quedan explicados los fenómenos de **isobaría** y de **isotopia**. Dos átomos pueden tener diferente número de electrones periféricos y centrales, y en cambio tener el mismo peso (isobaros) porque tienen el mismo número de protones. Por ej. el radio B, el radio C y el radio C' tienen un peso atómico de 214, pero sus números atómicos son respectivamente, 82, 83 y 84.

Por la teoría de Rutheford, se concibe la existencia de dos átomos con diferente peso atómico, pero con igual número de electrones, de los que dependen las propiedades físicas. Estos elementos (isotopos) son casi idénticos. Por ej., si el cloro tiene dos isotopos de 35 y de 37 y su número atómico es 17, el primero de los isotopos tendrá 35 protones en el núcleo y 18 electrones, y el segundo tendrá un núcleo con 37 protones y 20 electrones. Como observamos, la identidad de estos dos isotopos no alcanza a la constitución del núcleo, en cambio posee la misma estabilidad. Es el núcleo el que da individualidad al átomo.

El átomo de Rutheford se lo representa como un sistema solar, en el que el Sol es el núcleo positivo y los planetas son los electrones.

El elemento con mayor número de electrones es el Uranio, con 92.

Como sabemos, la masa del electrón es aproximadamente 1.850 veces menor que la masa de un átomo de hidrógeno, siendo en consecuencia la masa total de los electrones insignificante con relación a la masa total del átomo, pues casi toda su masa se encuentra concentrada en el núcleo. Teniendo el núcleo concentrada en un ínfimo volumen casi toda la masa, ésta debe poseer una densidad extremadamente grande, por ejemplo, el peso de un centímetro cúbico de núcleos de oro sería aproximadamente de un peso de tres millones de toneladas.

**Espectro atómico.** — Si observamos las relaciones que existen entre las propiedades de los elementos y su estructura atómica, nos encontramos con una serie de inconvenientes, pues la analogía de los



átomos con el sistema solar no es perfecta. Los cuerpos no están solamente sometidos a la acción de las leyes generales de la gravitación, sino también a la "prehistoria" del sistema, a las condiciones en que se encuentra sometido la formación del sistema. Por ejemplo, si un día pasara a través de nuestro sistema solar un cuerpo extraño, muy próximo a la tierra, la duración del día solar en consecuencia tiene que ser distinta que la actual. En cambio entre los átomos sucede lo contrario, pues cuando sufre acciones externas, tienden a anular sus efectos ya sea alejándose de la causa o bien el átomo abandonado a sus fuerzas mismas, sus componentes se disponen, se dirigen o mueven, en forma determinada por su masa y su carga. La forma más visible que tienen las propiedades atómicas es la facultad de emitir "energía radiante", por ejemplo, los espectros ópticos son siempre reproducibles, en condiciones análogas, independientemente del trato a que se lo someta en presencia de la sustancia.

Por ejemplo si tomamos el espectro de líneas (formado por rayas separadas, y se distinguen en espectros de "llama" si el átomo emisor es el átomo natural, y de "chispa" si el átomo está ionizado, es decir, si le falta un electrón) del hidrógeno, todas las rayas del espectro están representadas por la fórmula general de Balmer - Ritz:

$$(1) \quad n = R \left( \frac{1}{i^2} - \frac{1}{K^2} \right)$$

$n$  es el número de onda en un cm  $\left( n = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} \right)$ ,  $\lambda$  la longitud

de onda;  $\nu$  la frecuencia,  $c$  la velocidad de la luz;  $i$  es un número entero igual a 1, 2, 3 ó 4,  $k = i + 1, i + 2, i + 3$ , etc.;  $R$  es una constante llamada constante de Rydberg, para el hidrógeno igual a 109677,69. Para cada valor de  $i$  se tiene una serie de rayas.

Para el espectro del Helio se tiene la fórmula análoga:

$$(2) \quad n = 4 R \left( \frac{1}{i^2} - \frac{1}{K^2} \right)$$

$R$  en este caso es 1,00041 veces mayor que  $R_H$  y el valor mínimo de  $i$  es 2.

Fórmulas análogas pero más complicadas tenemos para los demás espectros de líneas de los demás elementos; el número de onda está representado por la diferencia de dos números llamados términos, en los cuales entra siempre la constante de Rydberg,  $i$ ,  $k$  y otros factores.

Los espectros de los metales alcalinos están representados por las fórmulas:

$$(3) \quad n = \frac{R}{(i+S)^2} - \frac{R}{(k+P)^2} \quad (i = 1,2, K = 2, 3, 4 \dots)$$

Para la serie principal:

$$(3a) \quad n = \frac{R}{(2+P)^2} - \frac{R}{(K+d)^2} \quad (K = 3,4 \dots)$$

$$(3b) \quad n = \frac{R}{(2+P)^2} - \frac{R}{(K+S)^2} \quad (K = 3,4 \dots)$$

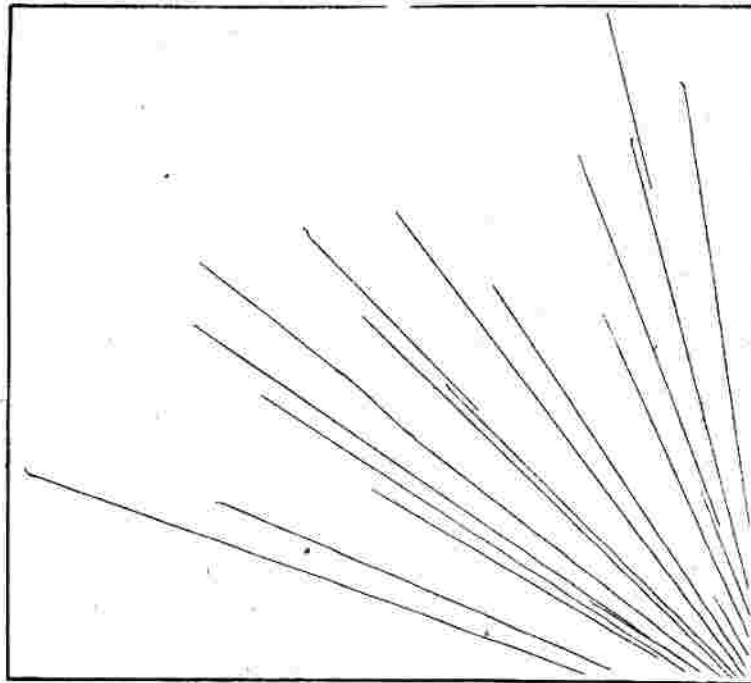
Para las dos series secundarias:

$$(3c) \quad n = \frac{R}{(3+d)^2} - \frac{R}{(K+f)^2} \quad (K = 4,5 \dots)$$

Para la serie de Bergmann:

Los números s, p, d, f, se llaman **correcciones de Rydberg** y son solamente menores de 0,5; f es igual aproximadamente a cero.

El mismo esquema se encuentra en la serie espectral de los otros elementos, aunque un poco más complicado. El valor límite de R es 109737,11.



La ley más general, encontrada empíricamente por la frecuencia de los espectros, es el **principio de combinación de Ritz**, el cual dice que el número de ondas para cada raya espectral de un elemento puede expresarse con la fórmula siguiente:

$$n = T'' - T'$$

Siendo  $T'$  y  $T''$  dos términos que pueden pertenecer a dos series diferentes del elemento dado.

Pero a pesar de todo esto el modelo atómico de Rutherford no explicaba todas estas regularidades de los espectros y porque además según la teoría electrodinámica clásica, los espectros podía originarse del movimiento de los electrones agrupados alrededor del núcleo transformando así la energía cinética en energía radiante, pero disminuyendo de este modo la energía cinética del electrón y su órbita debería ser siempre más pequeña y el electrón debería acercarse cada vez más hacia el núcleo, al mismo tiempo la frecuencia de la luz debería aumentar y finalmente precipitarse sobre ellas.

Para allanar esta dificultad no explicable por medio de la electrodinámica clásica, Bohr enunció su teoría, que permitió aclarar estas dificultades.

*Contabilidad*  
*Balances*  
*Teneduría de Libros*

*Organización*  
*de*  
*Cobranzas*

**Armando Casati**

CONTADOR MERCANTIL

U. T. 60 - 1515  
U. T. 60 - 5868

GUAYAQUIL 712  
Buenos Aires