



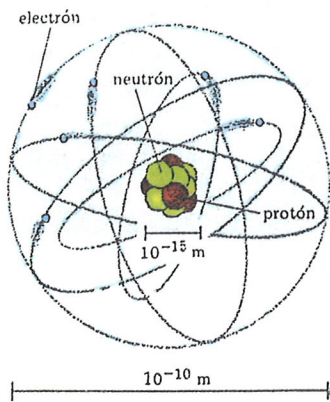
A.6. Teniendo en cuenta que la mayor parte de las partículas alfa atraviesa la lámina sin desviarse, que sólo unas pocas sufren grandes desviaciones y los comentarios del texto anterior, realizad un dibujo de cómo podría ser el átomo.

Para dibujar un esquema representativo de un modelo de átomo, capaz de explicar los resultados experimentales obtenidos por los discípulos de Rutherford, es necesario suponer que el átomo debe estar casi vacío, con toda su masa y la carga positiva concentrada en una región cuyo radio es una diezmilésima parte del radio del átomo. Según esto, aunque un átomo es extraordinariamente pequeño, el núcleo del mismo aún lo sería muchísimo más. Si agrandásemos el núcleo del átomo de hidrógeno hasta que su radio fuese de 1 mm, el radio del átomo debería de agrandarse hasta los 10 m, y si siguiésemos aumentando el tamaño del núcleo hasta que fuese como el de una simple canica, el tamaño del átomo sería más grande que el de un campo de fútbol. Los electrones deberían estar, entonces, en ese espacio vacío (enorme respecto al tamaño del núcleo y de los mismos electrones), atraídos por la carga positiva del núcleo. Éste es el modelo de átomo que propuso Rutherford. Ahora bien, para explicar por qué los electrones no se precipitan sobre el núcleo, él los imaginó dando vueltas alrededor del núcleo al igual que los planetas giran en torno al Sol.

En la figura adjunta hemos representado (evidentemente, no a escala) un esquema de un átomo según este modelo, en el que el núcleo sería la esfera del centro y, a su alrededor, dando vueltas, estarían los electrones.

La elaboración de modelos, de ideas de naturaleza hipotética, cuya validez siempre es limitada, pero que cada vez explican un mayor número de fenómenos, constituye una característica clave de la producción de conocimientos científicos. En este tema hemos pasado del modelo de átomo de Dalton (esferas macizas) al de Thomson, y de éste, al de Rutherford. Y en este curso hemos pasado de ver «cosas» totalmente distintas (una enorme variedad en la que no parecía posible encontrar algo común) a plantear el problema de cómo son los átomos «por dentro». Se trata de un avance importante en la búsqueda de la unidad que trataremos de completar considerando nuevos descubrimientos.

Los trabajos del físico inglés Moseley, a principios del siglo XX, confirmaron la hipótesis de la existencia de partículas con carga



Modelo de átomo no realizado a escala.

positiva, en el núcleo de los átomos, del mismo valor que la del electrón a las que se dio el nombre de protones. Más aún, en todos los casos se encontró que el número de protones del núcleo de los átomos de un elemento coincide con el número de la casilla que ocupaba en el Sistema Periódico (número que le correspondía según sus propiedades y por ordenación creciente de masas atómicas). Era la primera vez que se establecía una conexión entre la estructura interna del átomo y las propiedades empíricas. Inmediatamente surgieron dos tipos de preguntas sobre el modelo nuclear de Rutherford:

- 1) ¿Cuál podría ser la estructura del núcleo?, ¿cómo pueden en un espacio tan pequeño encontrarse cargas positivas?
- 2) ¿Cómo se encuentran los electrones en el espacio restante del átomo?, ¿qué es lo que hace que átomos de distintos elementos tengan distintas propiedades?

Una respuesta adecuada a estas preguntas se realizará en estudios superiores, aunque podemos avanzar ya algo. Así, respecto a la primera, se pensó que deberían existir unas partículas, sin carga eléctrica en el núcleo, junto con los protones, a las que se llamó neutrones, y que protones y neutrones debían ejercerse fuerzas atractivas de una nueva naturaleza y de gran intensidad (se les llamó fuerzas nucleares) para explicar la estabilidad del núcleo de los átomos (a pesar de la repulsión eléctrica entre los protones). Tras años de trabajo (cálculos, experiencias y dinero) se encontraron tales partículas y se les llamó neutrones. En cuanto a la segunda pregunta, podemos pensar que la existencia de propiedades químicas diferentes en los distintos elementos estará relacionada con la forma en como estén distribuidos los electrones en el átomo, de manera que propiedades químicas similares se corresponderán con distribuciones de los electrones también similares. En adelante nos detendremos en esta segunda hipótesis ya que se encuentra muy ligada al problema estructurante del curso «la búsqueda de una estructura común a todos los materiales».

Como acabamos de ver, el modelo nuclear supuso un gran avance en la comprensión de la estructura de la materia; pero pronto se pusieron de manifiesto sus limitaciones. Una, muy seria, es que no era posible que los electrones se mantengan girando en torno al núcleo. Quizás hayáis advertido que, cuando salta una chispa eléctrica cerca de una radio (por ejemplo, al encender o apagar el interruptor eléctrico, cuando se produce un rayo...) se oye un ruido característico. Siempre que una carga eléctrica se



James Chadwick realizó los experimentos por los que se descubrió el neutrón (1932).

Joaquín Martínez Torregrosa

acelera (cambia su velocidad o la dirección de su movimiento) emite radiación y disminuye su energía (parte de la cual es recogida por la antena de la radio, en el ejemplo propuesto); y eso es lo que le pasaría al átomo si los electrones (que tienen carga eléctrica) estuviesen girando alrededor del núcleo: emitirían energía, disminuyendo su velocidad y cayendo en el núcleo. Sin embargo, los átomos de la mayor parte de los elementos son estables, sus dimensiones son mucho mayores, como hemos dicho, que las del núcleo, y no emiten continuamente energía; por tanto, el modelo de Rutherford (exceptuando la existencia de un núcleo central formado por protones y neutrones y la de un número de electrones igual al de protones en el exterior del núcleo) no es posible físicamente.

Además no explica, entre otras cosas, cómo con sólo tres tipos de partículas distintas puede existir un centenar de átomos (de elementos) con propiedades diferentes. Es decir, ¿qué es lo que hace que el helio (cuyos átomos tienen 2 protones y 2 neutrones en el núcleo y 2 electrones fuera) y el litio (con 3 protones y 4 neutrones en el núcleo y 3 electrones fuera) tengan propiedades tan diferentes y, en cambio, el litio y el potasio (con 19 protones y 20 neutrones en el núcleo y 19 electrones fuera de él) tengan propiedades muy semejantes?

Los ejemplos anteriores evidencian, además, que las diferentes propiedades de los elementos no pueden ser debidas, principalmente, al número de protones o electrones en sus átomos, y apuntan a que, posiblemente, es la «organización» de los electrones en el átomo la fuente de las diferencias y las semejanzas de propiedades. Si ello fuera así, el «estado organizado o estructura» de los electrones de los átomos de los elementos de una misma columna del sistema periódico debería ser muy similar. Es la cuestión que trataremos a continuación.

2. ORGANIZACIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO

Como acabamos de ver, el modelo propuesto por Rutherford no resuelve, entre otros, el problema de cómo se distribuyen los electrones en el átomo. Recordemos que si girasen alrededor del núcleo, tal como Rutherford propuso, el átomo emitiría energía en forma de radiación, y acabaría dejando de existir como tal.

Un modo posible de obtener información sobre cómo se encuentran los electrones en un átomo consiste en determinar el trabajo que se necesita para arrancar o extraer cada uno de los electrones de dicho átomo. Se conocen procedimientos para realizar esto, que no describiremos, y al trabajo necesario para extraer el primer electrón de un átomo se le llama primera energía de ionización (1^{a} E.I.); al necesario para extraer el segundo, segunda energía de ionización (2^{a} E.I.)... El conocimiento de las sucesivas energías de ionización de un átomo puede ser útil para contestar a las preguntas planteadas. Antes, es necesario, no obstante, prever qué esperaríamos conseguir con una experiencia como ésta.

Joaquín Martínez Torregrosa



A.7. ¿Cómo cabe esperar que varíen las sucesivas E.I. de un átomo con varios electrones? Tratad de representar cualitativamente en un gráfico, a modo de hipótesis, las sucesivas E.I. en función del número de orden del electrón que se extrae.

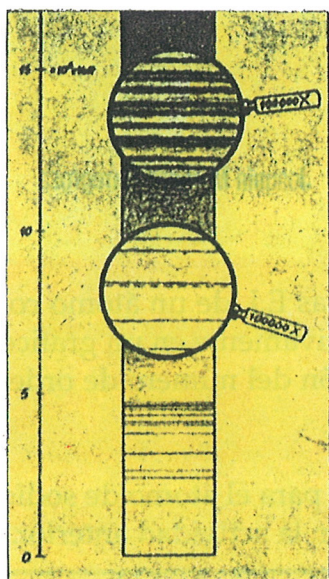
A.8. En la tabla adjunta se dan las E.I. sucesivas para el átomo de sodio. Comparad el gráfico obtenido con el supuesto en la actividad anterior.

E.I. ($\text{J} \times 10^{-19}$)	8	75	115	158	222	276	333	423	480	2.341	2.648
elec. extr.	1^{o}	2^{o}	3^{o}	4^{o}	5^{o}	6^{o}	7^{o}	8^{o}	9^{o}	10^{o}	11^{o}

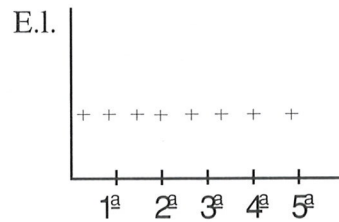
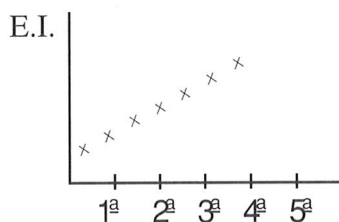
Un átomo neutro tiene el mismo número de electrones, cargas negativas, que de protones, cargas positivas, en el núcleo. Si le arrancamos un primer electrón, el resto quedará con una carga positiva de más, de forma que, cuando intentemos arrancarle un segundo electrón, necesitaremos realizar un trabajo mayor porque sería atraído con más fuerza. Si lo conseguimos, el resto se quedará ahora con dos cargas positivas de más, de modo que, si intentamos arrancar otro electrón, tendremos que realizar un trabajo superior porque será atraído todavía con más fuerza, y así

sucesivamente; es decir, cada vez será necesario realizar un trabajo mayor para arrancar otro electrón más. Este razonamiento conducirá a una gráfica como la siguiente:

Joaquín Martínez Torregrosa



Dibujo realizado por N. Bohr para representar las energías de ionización.



En la gráfica propuesta se contempla que, según se van arrancando electrones, la energía de ionización va aumentando, tal y como se había supuesto. Sin embargo, en la segunda de las actividades, al representar los datos reales de las energías de ionización correspondientes al átomo de sodio, habréis visto que dicho aumento no se realiza en la forma que se había supuesto, que correspondería a una distribución uniforme de electrones. Por el contrario, a la vista de la gráfica real, podemos decir que los once electrones del sodio se distribuyen en tres grupos claramente diferentes: mientras que el primer electrón es fácil de arrancar, los dos últimos son muy difíciles. El trabajo para arrancar desde el 2º al 9º electrón aumenta paulatinamente. Aunque no de un modo exactamente regular, pues en esos ocho electrones no hay saltos tan importantes como del 1º al 2º o del 9º al 10º. Estos grupos de electrones se denominan capas de electrones. En el caso del Na, la primera capa tiene 2 electrones, la segunda 8 y la tercera 1, pues se numeran empezando por la más interna. El electrón más fácilmente extraíble es el que se encuentra en la última capa o capa más externa del átomo (la tercera). Esto se puede representar esquemáticamente del siguiente modo:

