

LA NATURALEZA ELECTRICA DE LA MATERIA*

Por: Gabriel Rodríguez**

Uno de los primeros contactos que se tienen en la escuela con el conocimiento científico lo constituye el libro de texto. A través de este se da al alumno una visión de la ciencia la cual aparece como totalmente construida y sin historia. Además da la impresión de que los conocimientos científicos han sido descubiertos en lugar de construidos, ignorándose los procesos que se han necesitado para llegar a estos, procesos que no siempre han sido exitosos; también la ciencia aparece como un cúmulo de verdades absolutas en lugar de aproximaciones a la misma.

El tratamiento histórico de los procesos que han servido para mejorar las explicaciones que hoy se tienen sobre los fenómenos puede ser de utilidad para el estudiante, que así puede obtener una nueva visión de la ciencia, ya no como un producto acabado, sino como una actividad dinámica en donde los dogmas no existen.

En este artículo se trata de examinar en un contexto histórico, la naturaleza eléctrica de la materia, hasta principios del siglo XX y su relación con las explicaciones acerca de la estructura de aquella.

Ya en la antigüedad los filósofos habían pensado en el problema de la constitución de la materia. Ellos tenían la idea de que ésta estaba constituida por unas primeras partículas indivisibles e inextensas llamadas átomos. Estas partículas se movían en el espacio vacío y determinaban las propiedades de los cuerpos. Si embargo, estas ideas no eran más que conjeturas, ya que, por lo menos, no había una evidencia experimental que las corroborara, y puesto que constituía una interpretación a base de conjeturas, podía ser destruida por otras conjeturas y así sucedió; hacia el año 40 A.C. se abandono la teoría atomística como filosofía activa.

En 1803, conservando la idea de los átomos indivisibles, Dalton, Gay Lussac y Avogadro dan las bases para creer en la existencia de los átomos.

Dalton es llamado el padre de la teoría atómica, ya que, a diferencia de los griegos, tuvo interés en probar una idea por medio de experimentos cuantitativos y compartió, junto con Gay Lussac y Avogadro, el triunfo de comprobar que diversos datos experimentales pueden ser resumidos en un limitado conjunto de generalizaciones sobre el comportamiento de la materia.

Los primeros indicios importantes de la naturaleza eléctrica de la materia los proporciono Faraday en 1833 con base en los estudios sobre la electrólisis. Fué Faraday quien introdujo palabras como electrólisis, electrodo, iones, ánodo y cátodo. Las leyes de Faraday sobre la electrólisis se pueden resumir así: 1) La masa de sustancia liberada es proporcional a la cantidad de electricidad que se hace pasar a través de la solución y, 2) El peso de material liberado por una cantidad dada de electricidad es proporcional al peso equivalente del metal.

Se pensó entonces que la electricidad podía ser transportada por partículas, aunque estas todavía no se consideraban como separadas del átomo, y se pensó, además, que así como la materia podía dividirse en átomos de materia, la electricidad podía dividirse en "átomos de electricidad", a los que más tarde G.J. Stoney llamo electrones, en 1891. Es decir, que como la materia era indivisible no se podía pensar en que los electrones eran cedidos o tomados por átomos de materia y se explicaba que en la electrólisis los átomos de materia, las sustancias que se depositaban, desprendían o disolvían en un electrodo, eran transportadas hasta allí por los átomos de electricidad.

Faraday también intento hacer pasar una corriente eléctrica a través del vacío, pero no logro conseguir un vacío perfecto. J. Plucker, mejorando el vacío hizo pasar una corriente eléctrica a través de tubos de Geissler y observo que se producía luminiscencia dentro de estos; mientras mayor era el vacío la luminiscencia dentro del tubo era menor pero se producía una luz verde alrededor del ánodo. W. Crookes en 1875, logró hacer pasar una corriente eléctrica por un vacío más perfecto y comprobó que

* Ponencia presentada al seminario de Química

** Estudiante Departamento de Química

la luminiscencia cerca al ánodo se producía en el cátodo y viajaba en línea recta hasta el ánodo donde chocaba con el vidrio produciendo luminiscencia. A esta corriente eléctrica Eugen Goldstein en 1876, la denominó rayos catódicos.

Sin embargo todavía los científicos no podían decir con seguridad en que consistía la electricidad y mucho menos que era lo que se movía del cátodo al ánodo. Pero había dos explicaciones: la primera era que los rayos catódicos eran una forma de luz y estaban formados por ondas y por eso se desplazaban en línea recta sin verse afectados por la gravedad; la segunda suponía que los rayos catódicos consistían en partículas veloces que al ser tan ligeras y moverse tan rápidamente, no eran afectadas por la gravedad o lo eran en cantidad despreciable. Como decidir entre estas dos explicaciones, entre la concepción corpuscular y la ondulatoria ?

Si la electricidad consistía de partículas, estas podían ser desviadas por un campo eléctrico o magnético, si ellas eran magnéticas o llevaban carga eléctrica. J.J Thomson en 1897, demuestra la deflexión de los rayos catódicos en un campo eléctrico que hacia que ellos se alejaran del electrodo negativo. las investigaciones de J.J. Thomson demostraron que la carga eléctrica era transportada por pequeños corpúsculos o partículas, además que podían originarse independientemente de las clases de cátodos utilizados, y que tenían las mismas propiedades.

El hecho de que fueran encontradas prescindiendo de la clase de materiales utilizados para su producción, hacia pensar que ellas no eran un tipo de partículas del átomo electrificado sino que más bien eran un fragmento universal que se encontraba en todos los átomos. Thomson calculó la masa del electrón en unas 100 veces menos que la del Hidrógeno y reconoce que los rayos catódicos no eran átomos electrificados sino fragmentos corpusculares de átomos. Millikan estableció en 1911 la carga del electrón con su experimento de la gota de aceite y de esta manera se inicia el estudio moderno de la estructura atómica.

Como los átomos eran ordinariamente neutros, era claro que ellos debían tener, además de las cargas negativas, cargas positivas y si los electrones eran una muy pequeña masa del átomo las cargas positivas debían ser responsables de la mayor parte de la masa del átomo. Thomson ideó un modelo atómico como una esfera uniforme de electricidad positiva en la cual estaban los electrones de modo que resultara un

agrupamiento estable. En 1907 Thomson llamo rayos positivos a los que viajaban en sentido opuesto a los rayos catódicos, estos se diferenciaban del electrón además de su carga en la masa. Todos los electrones tenían la misma masa pero la masa de las partículas componentes de los rayos positivos dependían de los gases que estuvieran presentes en el tubo de vacío y equivalía a la misma masa de los átomos.

El modelo de Thomson fue rechazado cuando Rutherford en 1911 encontró que era incompatible con sus observaciones de la dispersión de partículas alfa por una lamina metálica delgada: Mientras que la mayoría de las partículas atravesaban la lamina sin desviarse o eran desviadas en pequeños ángulos, unas cuantas eran desviadas a ángulos grandes hasta de 180. El hecho de que solamente unas cuantas partículas alfa experimentaran grandes desviaciones sugería que la gran fuerza eléctrica esta confinada en regiones de espacio muy pequeñas, las cuales no eran alcanzadas por la mayoría de las partículas alfa. En otras palabras, que en lugar de ser una esfera de masa, densidad y carga uniformes, como Thomson había propuesto, el átomo era altamente no uniforme. Rutherford imagino, entonces, un átomo compuesto por un núcleo denso, en donde estaba concentrada la electricidad positiva rodeada de electrones en numero variable según el elemento. La mayor parte del átomo era espacio vacío.

Este modelo fue rechazado dos años más tarde ya que el átomo, según el modelo tendría que haber sido inestable: si los electrones eran estacionarios, no había nada que les impidiera ser atraídos hacia el núcleo; si estaban en movimiento circular, las leyes bien fundamentadas de electromagnetismo pronosticaban que el átomo debía irradiar luz hasta que cesara todo movimiento electrónico. Bohr en 1913 basado en la teoría cuántica de la energía, introducida por M. Planck en 1900, propuso un nuevo modelo mejorando el de Rutherford, para tratar de explicar los espectros de los átomos. Aunque este modelo fue abandonado doce años más tarde, el actual modelo cuántico retiene algunos de los postulados de la teoría de Bohr.

BIBLIOGRAFIA

- LEICESTER, H. Panorama histórico de la química. Editorial Alhambra. Madrid 1967
- ASIMOV. I. Breve historia de la Química. Alianza editorial. Madrid 1967.

