



MODELOS ATOMICOS

La concepción del átomo que se ha tenido a lo largo de la historia ha variado de acuerdo a los descubrimientos realizados en el campo de la física y la química. A continuación se hará una exposición de los modelos atómicos propuestos por los científicos de diferentes épocas. Algunos de ellos son completamente obsoletos para explicar los fenómenos observados actualmente, pero se incluyen a manera de reseña histórica.

Modelo atómico de Dalton

El primer modelo atómico es construido a partir de las teorías de Dalton que son:

1. Toda la materia esta compuesta de átomos indivisibles e indestructibles.
2. Todos los átomos son idéntico, y la combinación de da otros elementos.
3. La simple combinación de átomos es un cociente de los compuestos formados
4. Las reacciones químicas ocurren cuando se combinan átomos, son separados o reorganizados.



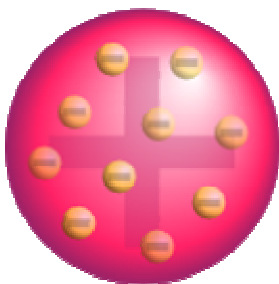
Con estas teorías de Dalton, el primer modelo atómico fue desarrollado, no era muy sofisticado, pero estaba iniciando una carrera por identificar la estructura del átomo. El modelo de Dalton, era una esfera sólida, indivisible e indestructible. Por casi 100 años varios científicos estuvieron dispuestos a investigar y apoyar la teoría de Dalton. Pero a mitad del siglo XIX varios científicos encontraron discrepancias en la teoría de Dalton y en su modelo atómico.

Las primeras evidencias mostraron de que el átomo estaba formado de pequeñas partículas fueron obtenidas por investigadores en el campo de la electricidad. Ellos estudiaron el flujo de la corriente eléctrica en un dispositivo llamado "Tubo de Crookes" que era un tubo de vidrio conteniendo un poco de gas y placas metálicas en cada lado llamadas electrodos, cuando el voltaje surge conectado por los electrodos, genera un haz de luz formado por partículas, llamado rayo catódico.



Modelo atómico de Thomson

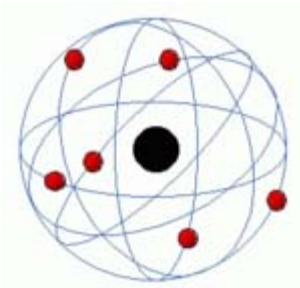
Luego del descubrimiento del electrón en 1897 por Joseph John Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía del inglés *plum-pudding model*).





Modelo atómico de Rutherford

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911. Representa un avance sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa, sin embargo, a diferencia del anterior, postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos. A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo del público no científico. Rutherford predijo la existencia del neutrón en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson), no se habla de éste.



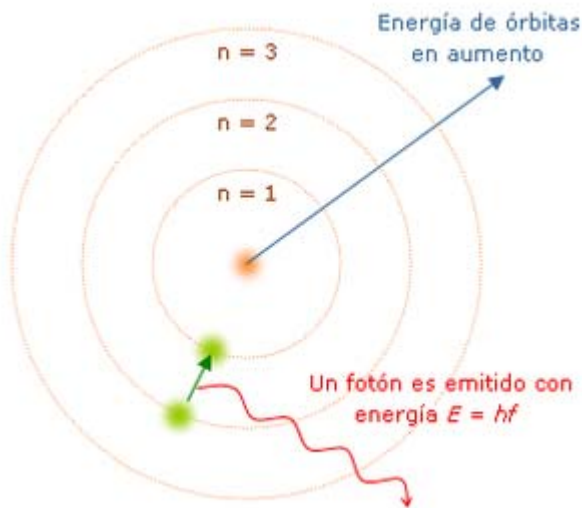
Errores del modelo atómico de Rutherford

- 1.- Contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente.
- 2.- No explicaba los espectros atómicos.

Modelo atómico de Bohr

Para explicar la estructura del átomo, el físico danés Niels Bohr desarrolló en 1913 una hipótesis conocida como teoría atómica de Bohr. Este modelo es estrictamente un modelo del átomo de hidrógeno tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trata de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

De acuerdo a esto, el átomo propuesto por Bohr consiste en un núcleo de hidrógeno alrededor del cual gira en órbitas circulares un electrón, ocupando la órbita permitida de menor energía, es decir, la más cercana al núcleo. El número de órbitas permitidas para el electrón se encuentra restringido por su nivel energético, y el electrón puede pasar a una órbita de mayor energía solamente absorbiendo una cantidad de energía específica (*quanto*). El proceso inverso también es posible, que un electrón pase de una órbita de mayor energía a una de menor, liberando una cantidad específica de energía.



Bohr supuso que los electrones están dispuestos en capas definidas, o niveles cuánticos, a una distancia considerable del núcleo. La disposición de los electrones se denomina configuración electrónica. El número de electrones es igual al número atómico del átomo: el hidrógeno tiene un único electrón orbital, el helio dos y el uranio 92. Las capas electrónicas se superponen de forma regular hasta un máximo de siete, y cada una de ellas puede albergar un determinado número de electrones. La primera capa está completa cuando contiene dos electrones, en la segunda caben un máximo de ocho, y las capas sucesivas pueden contener cantidades cada vez mayores. Ningún átomo existente en la naturaleza tiene la séptima capa llena. Los "últimos" electrones, los más externos o los últimos en añadirse a la estructura del átomo, determinan el comportamiento químico del átomo.

Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa. No se combinan químicamente en la naturaleza, aunque los tres gases nobles más pesados (criptón, xenón y radón) pueden formar compuestos químicos en el laboratorio. Por otra parte, las capas exteriores de los elementos como litio, sodio o potasio sólo contienen un electrón. Estos elementos se combinan con facilidad con otros elementos (transfiriéndoles su electrón más externo) para formar numerosos compuestos químicos. De forma equivalente, a los elementos como el flúor, el cloro o el bromo sólo les falta un electrón para que su capa exterior esté completa. También se combinan con facilidad con otros elementos de los que obtienen electrones.

Las capas atómicas no se llenan necesariamente de electrones de forma consecutiva. Los electrones de los primeros 18 elementos de la tabla periódica se añaden de forma regular, llenando cada capa al máximo antes de iniciar una nueva capa. A partir del elemento decimonoveno, el electrón más externo comienza una nueva capa antes de que se llene por completo la capa anterior. No obstante, se sigue manteniendo una regularidad, ya que los electrones llenan las capas sucesivas con una alternancia que se repite. El resultado es la repetición regular de las propiedades químicas de los átomos, que se corresponde con el orden de los elementos en la tabla periódica.

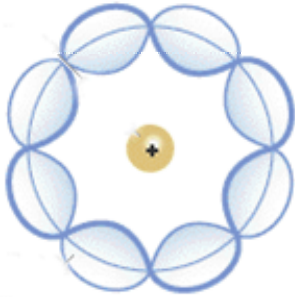
Resulta cómodo visualizar los electrones que se desplazan alrededor del núcleo como si fueran planetas que giran en torno al Sol. No obstante, esta visión es mucho más sencilla que la que se mantiene actualmente. Ahora se sabe que es imposible determinar exactamente la posición de un electrón en el átomo sin perturbar su posición. Esta incertidumbre se expresa atribuyendo al átomo una forma de nube en la que la posición de un electrón se define según la probabilidad de encontrarlo a una distancia determinada del núcleo. Esta visión del átomo como "nube de probabilidad" ha sustituido al modelo de sistema solar.



Modelo atómico de Schrödinger: Modelo Actual

Luego de que Louis-Victor de Broglie propuso la naturaleza ondulatoria de la materia en 1924, la cual fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, se actualizó nuevamente el modelo del átomo.

En el modelo de Schrödinger se abandona la concepción de los electrones como esferas diminutas con carga que giran en torno al núcleo, que es una extrapolación de la experiencia a nivel macroscópico hacia las diminutas dimensiones del átomo. En vez de esto, Schrödinger describe a los electrones por medio de una función de onda, el cuadrado de la cual representa la *probabilidad de presencia* en una región delimitada del espacio. La gráfica siguiente muestra la densidad de probabilidad de ubicación del electrón para los primeros niveles de energía disponibles en el átomo de hidrógeno.



Fuentes: <http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo>
<http://www.monografias.com/trabajos/atomo/atomo.shtml>
http://es.encarta.msn.com/encyclopedia_761567432/%C3%81tomo.html
Consultor temático práctico – Ediciones Nauta – © Copyright 2003