Departamento de Ciencias

Marcia Muñoz Poblete

GUÍA N° 1 MATERIA MODELOS ATÓMICOS 8º BÄSICO

Nombre: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Curso: \_\_\_\_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Objetivo: Comprender la primera teoría atómica y los modelos precursores del modelo atómico actual.

HACÍA LA PRIMERA TEORÍA ATÓMICA

Los filósofos griegos discutieron mucho acerca de la naturaleza de la materia y concluyeron que el mundo era más simple de lo que parecía. Algunas de sus ideas de mayor relevancia fueron:

En el siglo V a. C., Leucipo sostenía que había un sólo tipo de materia y pensaba que si dividíamos la materia en partes cada vez más pequeñas, obtendríamos un trozo que no se podría cortar más. Demócrito llamó a estos trozos átomos (a=sin tomo=división). La filosofía atomista de Leucipo y Demócrito podía resumirse en:

1.- Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos e invisibles.

2.- Los átomos se diferencian en su forma y tamaño.

3.- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

En el siglo IV a. C., Empédocles postuló que la materia estaba formada por 4 elementos: tierra, aire, agua y fuego.

Aristóteles (384 – 322 a.C.) adoptó la teoría de los cuatro elementos y les asignó a cada uno, dos de las siguientes cualidades: seco, frío, húmedo y caliente, así explicaba las transformaciones de la materia. Por ejemplo: si al agua se le aplica fuego, pierde su cualidad de frío y se convierte en el elemento aire, que es húmedo y caliente

AGUA

AIRE

TIERRA

frío

caliente

húmedo

seco

FUEGO

***ACTIVIDAD***

1. El fuego es caliente y seco, en qué se convertiría si se cambia lo seco por lo húmedo
2. El agua es húmedo y frio ¿qué debo cambiar para que se convierta en tierra?

**TEORÍA ATÓMICA DE JOHN DALTON**

John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico. En 1803 formuló la teoría atómica de la materia que lleva su nombre y que resume las leyes cuantitativas (ley de la conservación de la masa, Lavoisier; ley de las proporciones definidas, Louis Proust; ley de las proporciones múltiples, Dalton). Su teoría se resume:

1.- Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos.

2.- Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.

3.- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.

4.- Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.

5.- Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan entre sí, en una relación de números enteros sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

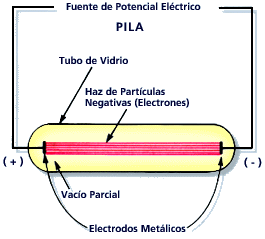
De la misma manera se ha ido construyendo el modelo atómico actual; de Dalton hasta nuestros días se han ido sucediendo diferentes experiencias que han llevado a la formulación de una serie de modelos invalidados sucesivamente a la luz de nuevos acontecimientos.

**MATERIA Y ELECTRICIDAD**

En 1830 los experimentos de Michael Faraday (1791-1867) sobre electrólisis, los que sugirieron que los átomos no eran tan simples e indivisibles como suponía Dalton. Faraday concluyó: que si la electricidad podía provocar un cambio químico (separar los átomos de la sustancia original y reunirlos de otra manera en las sustancias productos), **la electricidad está indudablemente asociada a la materia, es decir a los átomos.**

**RAYOS CATÓDICOS**

El primer experimento que condujo a un modelo sobre la composición de los átomos, fue hecho por el físico inglés J. J. Thomson, entre los años 1898 a 1903, quién estudió la descarga eléctrica que se produce dentro de tubos al vacío parcial (algo de aire), llamados Tubos **de rayos catódicos**. Tales dispositivos son tubos de vidrio en cuyo interior se encuentran dos placas metálicas llamados electrodos. Uno de ellos el cátodo, va conectado al polo negativo de una fuente y el otro, el ánodo, al polo positivo. Thomson encontró un rayo que él llamó rayos catódicos (porque comenzaba en el electrodo negativo), se producía. Este rayo viajaba hacia el electrodo (+) y eran repelidas por el electrodo (-) que significaba que eran partículas cargadas (-) atraídas por el electrodo (+) y que llamó desde entonces electrones e- .



Se comprobó que:

- No dependen del tipo de gas encerrado en el tubo

- Pueden desviarse por la acción de un campo electromagnético

- Provocan la aparición de sombras

- Pueden poner al rojo una barra de mica que se interponga en su camino

- La relación carga/masa es independiente de la naturaleza del gas

**A estas partículas se les llamo electrones y fueron identificados por Joseph Thomson, posteriormente se pudo determinar la carga y la masa del electrón.** La masa de un electrón es de 9,109 × 10-31 kg,

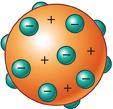
Carga -1.6 x 10-19 C

**MODELO ATÓMICO DE J.J. THOMSON, (1.898 y 1.904)**

Joseph Thomson (1.856-1.940) partiendo de las informaciones que se tenían hasta ese momento presentó algunas hipótesis en 1898 y 1.904, intentando justificar dos hechos:

a.- La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.

b.- Los electrones pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.

[](http://2.bp.blogspot.com/__mxs8TIecsI/SOyT8Ki_UsI/AAAAAAAAAHM/8q1a9qQIxrs/S269/atomo.png)Thomson, sir Joseph john (1856-1940). Físico británico. Según su modelo el átomo consistía en una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una sandía. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga.

**RAYOS CANALES**

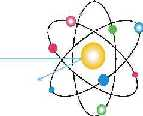
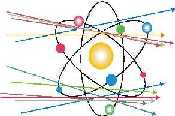
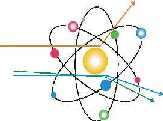
Diez años más tarde inició los experimentos con cátodos perforados, descubriendo que algunos rayos atravesaban dicho orificio en sentido contrario a los rayos catódicos, denominándolos rayos canales (se trata de rayos formados por partículas con carga positiva y que permitieron deducir la existencia del protón). La masa de un protón es de 1,6726 × 10-27 kg, aproximadamente 1.836 veces la del electrón. Carga +1.6 x 10-19 C

**EL DESCUBRIMIENTO DE LA RADIACTIVIDAD**

Fue descubierta por Henry Becquerel (1.852-1.908) en 1.986. El fenómeno consiste en la emisión espontanea de radiaciones por los elementos más pesados como el uranio o el torio. Pudo comprobarse que las radiaciones emitidas eran capaces de atravesar cuerpos opacos, impresionando placas fotográficas incluso aunque estuvieran envueltas en un grueso papel negro. Además parecía que su flujo era continuo, aparentemente inagotable (al menos en un intervalo amplio de tiempo) e independientemente del estado físico en que se encontrase la sustancia.

**MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD**

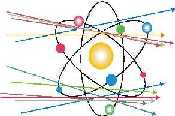
Ernest Rutherford identificó en 1.898 dos tipos de las radiaciones emitidas por el uranio a las que llamó alfa (a) y beta (b) . Poco después Paul Villard identificó un tercer tipo de radiaciones a las que llamó gamma (Ɣ).   
Rutherford discípulo de Thomson, junto con sus discípulos, centró sus investigaciones en las características de la radiactividad, La experiencia consistió en bombardear con partículas alfa una finísima lámina de oro. Las partículas alfa atravesaban la lámina de oro y eran recogidas sobre una pantalla de sulfuro de cinc.



La mayoría de los rayos alfa atravesaba la lámina sin desviarse, porque igual que en caso de la reja, la mayor parte del espacio de un átomo es espacio vacío.

Algunos rayos se desviaban, porque pasan muy cerca de centros con carga eléctrica del mismo tipo que los rayos alfa (CARGA POSITIVA).

Muy pocos rebotan, porque chocan frontalmente contra esos centros de carga positiva.



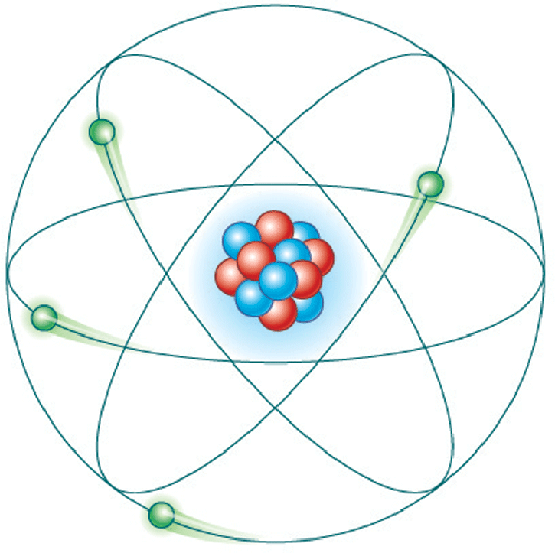
Con las informaciones que disponía y de las obtenidas de su experiencia, Lord Rutherford propuso en el 1.911 este modelo de átomo:

1. El átomo está constituido por una zona central, a la que se le llama núcleo, en la que se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del núcleo.

2. Hay otra zona exterior del átomo, la corteza, en la que se encuentra toda la carga negativa y cuya masa es muy pequeña en comparación con la del átomo. La corteza está formada por los electrones que tenga el átomo.

3. Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo.

4. El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo (unas 100.000 veces menor)

En 1911, Rutherford introduce el modelo planetario, que es el más utilizado aún hoy en día. Por lo tanto, debería emitir radiación electromagnética y esta radiación causaría la disminución de la energía del electrón, que en consecuencia debería describir una trayectoria en espiral hasta caer en el núcleo. El modelo de Rutherford fue sustituido por el de Bohr unos años más tarde.

***ACTIVIDAD***

1. ¿Cuál fue la diferencia y/o semejanza entre el modelo de Thomson y el de Rutherford
2. Explique la incidencia de los modelos atómicos en el avance de la química
3. Explique por qué el modelo de Rutherford, fue limitado

Neutrón: En 1932, el físico inglés, James Chadwick demuestra la existencia de partículas subatómicas eléctricamente neutras, a las que llamó neutrones (n), que se ubicarían en el núcleo, cuya masa era aproximadamente la misma del protón. mn = 1,675x10-27 kg = 1,008587833 uma y cara 0 C

**MODELO ATÓMICO DE BOHR**

En 1913, Niels Bohr, gracias al espectro del átomo de hidrógeno, observó que las líneas de espectro eran diferentes, lo que permitió deducir que dichas líneas existían por el viaje de los electrones en diferentes niveles de energía dentro del átomo. Postuló que:

1. Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas
2. Cuando un electrón gira en un nivel de energía determinado, no emite ni absorbe energía, sino que presenta un “estado estacionario”, conocido como “estado fundamental o basal”
3. Cuando un átomo absorbe energía, el electrón “salta” a un nivel más externo; por el contrario, si el electrón regresa a un nivel interno, emite energía, es decir, cuando el electrón salta a un nivel más externo se encuentra en “estado excitado”

De los postulados 1 y 2, Bohr deduce que “ la energía está cuantizada; a nivel electrónico la energía no es una variable continua, como lo son en el mundo macroscópico las formas de energía conocidas”. Para este modelo los electrones giran en órbitas circulares, ocupando la de menor energía posible, es decir, la más cercana al núcleo.

[](http://es.geocities.com/lianca57/bohr.jpg)

***ACTIVIDAD***

1. Explique la incidencia del modelo atómico de Bohr en el avance de la química
2. Explique por qué el modelo de Bohr fue limitado