	Instituto Técnico Upar Área de Ciencias naturales y Educación Ambiental	
	Asignatura: Biología	Tema: Modelos atómicos
	Docente: Gabriel Suárez Villamizar	Curso:
	Estudiante:	Fecha:

ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

Las propiedades y el comportamiento de las sustancias nos lleva a determinar cómo es su estructura interna, es decir, cómo están constituidas en su interior: ¿Cómo te imaginas que son las sustancias por dentro, por ejemplo, un lápiz, el papel de las páginas de tu libro favorito, el agua que bebes cada día?

Ideas atómicas de los filósofos griegos

Los filósofos griegos, hace más de 2.500 años, ya planteaban la pregunta de si la materia sería continua o si, por el contrario, llegaría un momento en las partículas obtenidas como fruto de la división la materia no podrían dividirse más.

En el siglo V a.C., el filósofo griego **Leucipo de Mileto** propuso una teoría sobre la naturaleza de la materia. Leucipo y su discípulo **Demócrito de Abdera** creían que si se dividía la materia en partes cada vez más pequeñas, llegaría un momento en que se obtendrían partículas que ya no podrían dividirse en otras más pequeñas. Leucipo las denominó entonces con el nombre de **átomos** a estas partículas últimas de la materia (la palabra átomo significa indivisible).

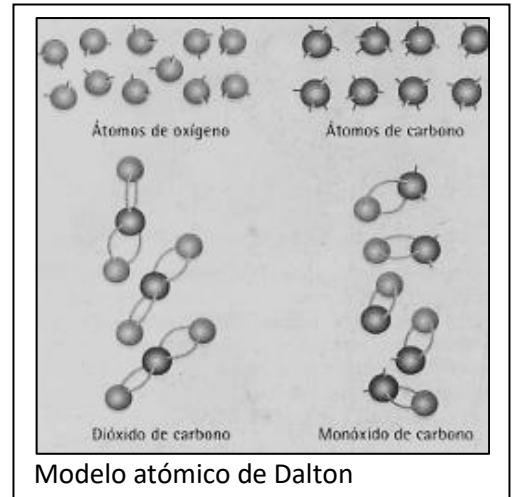
Para Demócrito, los átomos podían combinarse de diferentes maneras para formar las distintas sustancias que existen en la naturaleza.

Teoría atómica de Dalton

A comienzos del siglo XVII, el científico inglés **John Dalton** retomó las ideas atómicas de los filósofos griegos. Pero, a diferencia de estos, Dalton basó sus resultados en experimentos realizados por él y, sobre todo, en experimentos realizados por otros científicos. Así, llegó a las siguientes conclusiones sobre la estructura de la materia:

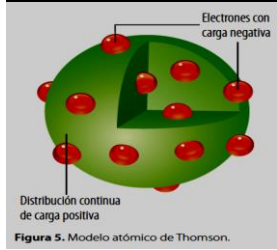
Todas las sustancias están compuestas, en última instancia, por partículas muy pequeñas que no son visibles a simple vista, llamadas átomos. Hay sustancias puras, como por ejemplo el hierro, cuyos átomos son todos iguales. Lo que diferencia al hierro de otro metal, como por ejemplo, el cobre, es que los átomos que forman cada sustancia son diferentes. Es decir, un átomo de hierro es diferente a un átomo de cobre.

Los átomos pueden combinarse entre sí y formar agregados de dos o más átomos. Por ejemplo, el agua se forma cuando se une un átomo de hidrógeno con un átomo de oxígeno. Los átomos de un elemento no pueden transformarse en átomos de otro elemento en un cambio químico.



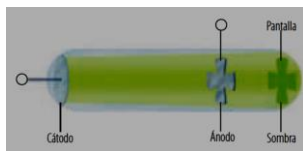
Hipótesis atómica de Dalton. Según Dalton, todos los átomos de un elemento son iguales entre sí, pero distintos de los de otros elementos. El dióxido de carbono está compuesto por un átomo de carbono y dos de oxígeno; y el monóxido de carbono, por uno de carbono y otro de oxígeno,

Naturaleza eléctrica de la materia



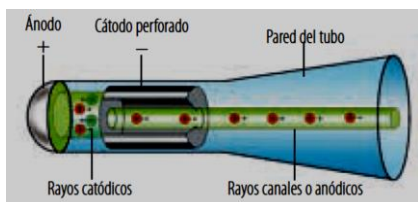
Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. Tales de Mileto observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

❏ Descubrimiento del electrón



El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado **tubo de rayos catódicos** (figura 3), que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés **William Crookes**, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos. Posteriormente, **J. Thomson** estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de **electrones**. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $+1,602 \times 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9,11 \times 10^{-28}$ gr.

❏ Descubrimiento del protón



Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos (figura 4). El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $1,602 \times 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1,673 \times 10^{-24}$ g. Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

Modelo de Rutherford

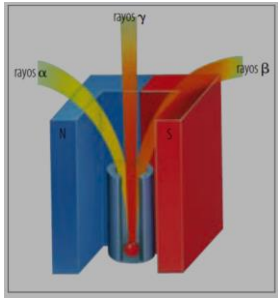
Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de esta fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de **Henri Becquerel** (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea.

Posteriormente, los esposos **Pierre** (1859-1906) y **Marie Curie** (1867- 1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio.

La **radiactividad** se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia. Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:



- ✓ **Rayos alfa** (α): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.
- ✓ **Rayos beta** (β^-): se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.
- ✓ **Rayos beta** (β^+): son haces de partículas similares a los electrones, pero con carga positiva, denominadas **positrones**. Tienen las mismas propiedades que las partículas β^- , en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.

✓ **Rayos gamma** (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración.

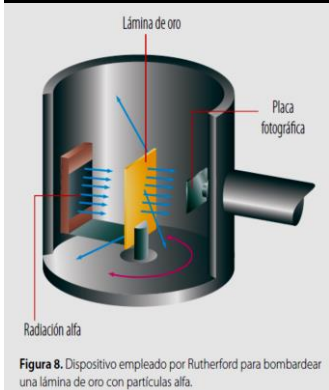
⚠ **Nota:** Tres de los cuatro tipos de radiaciones mencionadas fueron descubiertas por Rutherford, empleando un aparato como este arriba a la izquierda, en el cual cada radiación en virtud de su carga y peso relativo se desvía de un modo característico al pasar junto a un campo magnético.

Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, **Wilhelm Roentgen** (1845- 1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con cianoplatinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó **rayos X**.

Los dos descubrimientos mencionados dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

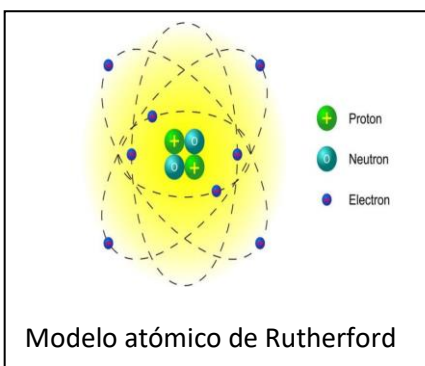
El modelo: proposición de la existencia del núcleo



A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro, algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico**, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío.

Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.



Inconsistencias del modelo

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

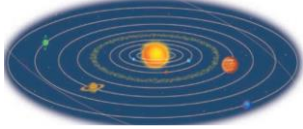
Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas. El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**. Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1,675 \times 10^{-24}$ gramos.

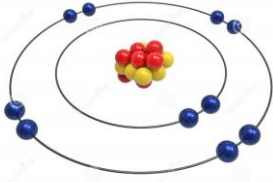
Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones. Otra partícula subatómica Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

Modelo planetario de Bohr



Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas. Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

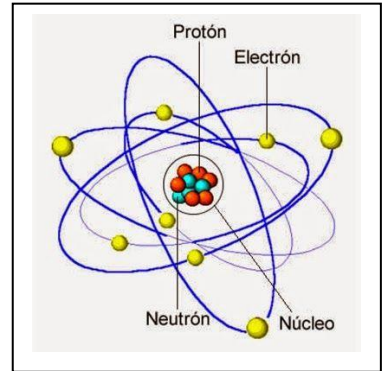


MODELO ATÓMICO ACTUAL

La imposibilidad de dar una explicación teórica satisfactoria de los espectros de los átomos con más de un electrón con los principios de la mecánica clásica condujo al desarrollo del modelo atómico actual que se basa en la mecánica cuántica.

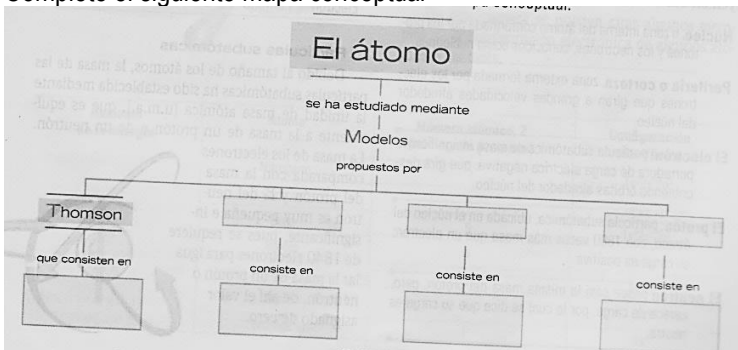
También es conocido como el modelo atómico de orbitales, expuesto por las ideas de científicos como: E. Schrodinger y Heisenberg. Establece una serie de postulados, de los que cabe recalcar los siguientes:

- El electrón se comporta como una onda en su movimiento alrededor del núcleo
- No es posible predecir la trayectoria exacta del electrón alrededor del núcleo
- Existen varias clases de orbitales que se diferencian por su forma y orientación en el espacio; así decimos que hay orbitales: s, p, d, f.
- En cada nivel energético hay un número determinado de orbitales de cada clase.
- Un orbital atómico es la región del espacio donde existe una probabilidad aceptable de que se encuentre un electrón. En cada orbital no puede encontrarse más de dos electrones.

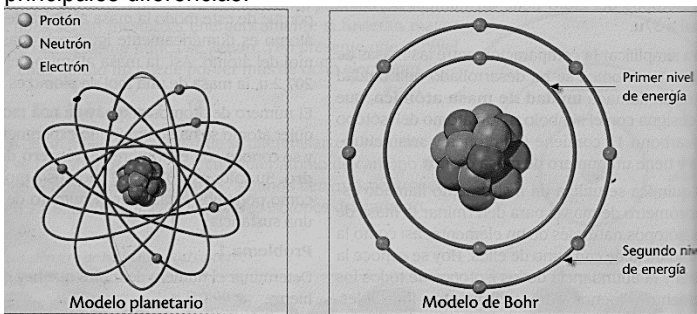


ACTIVIDAD

1. Diseña un mapa conceptual donde relacione los modelos atómicos y los componentes fundamentales de acuerdo con cada modelo.
2. Escribe argumentos que justifiquen por qué se han presentado varios modelos sobre el átomo.
3. Diga cuales fueron las principales inconsistencias en el modelo de Rutherford
4. Describa el modelo atómico de Thomson y haga un dibujo que lo represente.
5. Complete el siguiente mapa conceptual



6. De acuerdo con la siguiente imagen responde: Cuales son las semejanzas entre los dos modelos y cuales sus principales diferencias.



7. Explique cual fue la importancia del descubrimiento de la radiación para el estudio del átomo.
8. Realice una línea de tiempo con los principales acontecimientos en la historia del estudio del átomo desde los griegos hasta el modelo actual.