


| | | | | | |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------|-------|------------------------------------------|------|----------|
|  | INSTITUCION EDUCATIVA LA PRESENTACION | | | | |
| | NOMBRE DE ALUMNA: | | | | |
| | AREA: | | CIENCIAS NATURALES Y EDUCACION AMBIENTAL | | |
| | ASIGNATURA: | | QUIMICA | NOTA | |
| | DOCENTE: | | EDGAR DE JESUS JARAMILLO P. | | |
| | TIPO DE GUIA: | | CONCEPTUAL - PRACTICA | | |
| | PERIODO: | GRADO | FECHA | N° | DURACION |
| | 3 | 9 | JULIO 18 DE 2019 | 4 | 7 HORAS |
| INDICADORES DE DESEMPEÑO <ul style="list-style-type: none"> ❖ Diferencia las tres clases de partículas fundamentales del átomo (protón, electrón y neutrón). ❖ Describe los modelos atómicos de Thomson, Rutherford, Bohr, Sommerfeld, y modelo atómico actual. ❖ Diferencia los conceptos de masa, número atómico, número de masico, número de Avogadro, isotopo, mol. ❖ Realiza talleres, consultas y prácticas de laboratorio. | | | | | |

EL ATOMO Y SUS PARTICULAS

El átomo es la partícula más pequeña y estable que mantiene todas las propiedades de un elemento. Es decir, la parte de materia más pequeña que puede ser medida. Cada átomo, a su vez, posee partes más pequeñas, conocidas como partículas subatómicas. Estas incluyen protones, neutrones y electrones. Los átomos se combinan para formar **moléculas** que luego interactúan para formar sólidos, líquidos y gases.

Estructura del átomo:

El átomo está compuesto por dos regiones diferentes: el núcleo, donde están los protones y los neutrones, y la nube u orbitales electrónicos, donde se encuentran los electrones.

En el núcleo del átomo se concentran protones y neutrones, mientras los electrones se desplazan en una nube electrónica.

Núcleo:

El núcleo es el centro o corazón del átomo que está compuesto por protones y neutrones. Tanto protones como neutrones poseen masa, pero sólo los protones tienen carga positiva.

Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones, pero el número de neutrones puede cambiar. A estos átomos con diferente número de neutrones se les conoce como isótopos de un elemento. Por ejemplo, el carbono-12 y el carbono-14 son isótopos del elemento carbono, que tiene 6 protones en su núcleo, pero el carbono-12 tiene 6 neutrones, mientras que el Carbono-14 tiene 8 neutrones.

Nube electrónica:

Rodeando el núcleo, se encuentran los electrones en una especie de nube. Los electrones poseen carga negativa. Los átomos se transforman en **iones** cuando ganan o pierden electrones.

Si hiciéramos la comparación de la estructura del átomo con un campo de fútbol, la nube electrónica ocuparía todo el campo de fútbol, mientras que el núcleo del átomo sería un granito de arena en el medio del campo. El átomo está compuesto por tres partículas subatómicas: protones, neutrones y electrones.

Protón

Es la **partícula cargada positivamente** que se encuentra en el núcleo del átomo. Tiene una masa de aproximadamente $1,67 \times 10^{-24}$ gramos, que es igual a 1 dalton.

El número de protones de un átomo determina el **número atómico** del elemento. Por ejemplo, el hidrógeno posee un solo protón, entonces su número atómico es igual a 1.

Neutrón

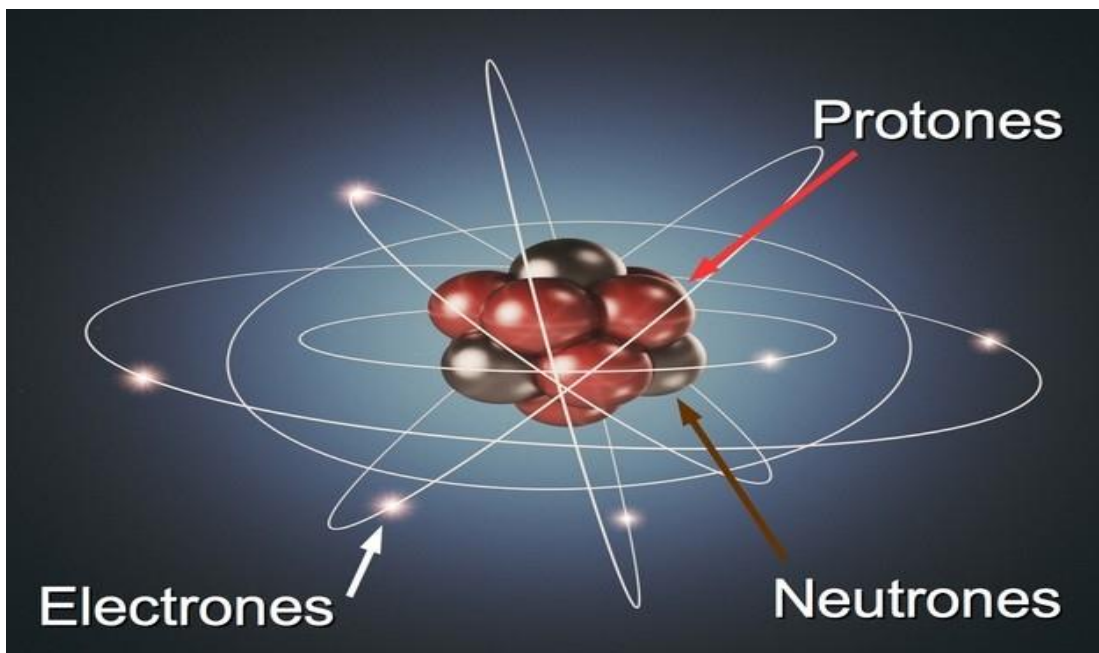
Es la **partícula neutra del núcleo** del átomo con masa igual a la de un protón, es decir, un dalton.

Electrón

Los electrones son las **partículas subatómicas que orbitan alrededor del núcleo**. El electrón tiene una masa de $9,11 \times 10^{-28}$ gramos, esto es $1/1800$ la masa del protón. Su masa es tan pequeña que se considera despreciable. Cada electrón posee una carga negativa. La carga de un átomo es normalmente neutra, pues tiene tantos protones como electrones, haciendo que las cargas positivas de uno se cancelen con las cargas negativas del otro.

Historia del átomo

El concepto de átomo como una unidad indivisible data del siglo V a. de C. Los griegos Leucipo y Demócrito llamaron átomos a las partículas más pequeñas e indivisibles de las que tenían conocimiento. De hecho, Demócrito propuso que diferentes tipos y combinaciones de estas partículas eran las responsables de toda la materia.



Primera teoría atómica

El químico y meteorólogo John Dalton (1766-1844) es considerado el primero en formular la teoría atómica. Dalton realizó experimentos con gases que lo llevaron a formular el concepto de estructura atómica a inicios de 1800. La teoría atómica de Dalton establece las siguientes ideas:

Todos los átomos de un elemento son iguales. Los átomos de diferentes elementos varían en tamaño y masa. Los átomos son indestructibles. Una reacción química resulta en el rearrreglo de los átomos entre reactantes y productos.

Descubrimiento de las partes del átomo

Los electrones fueron descubiertos por medio de los experimentos de J.J. Thomson (1856-1940) estudiando los tubos de rayos catódicos entre 1898 y 1903. El hallazgo de Thompson tumbó la teoría de la indivisibilidad del átomo de Dalton.

El modelo de Thomson es conocido como "el pudin de pasas" donde el átomo es como una masa de cargas positivas y negativas.

El átomo nuclear

Ernest Rutherford (1871-1937) era estudiante de Thomson en 1911. Haciendo uso de la radioactividad, bombardeó elementos con partículas alfa y descubrió que la mayor masa del átomo se concentraba en un núcleo diminuto con carga proporcional a la masa atómica, demostrando así que el átomo no era homogéneo.

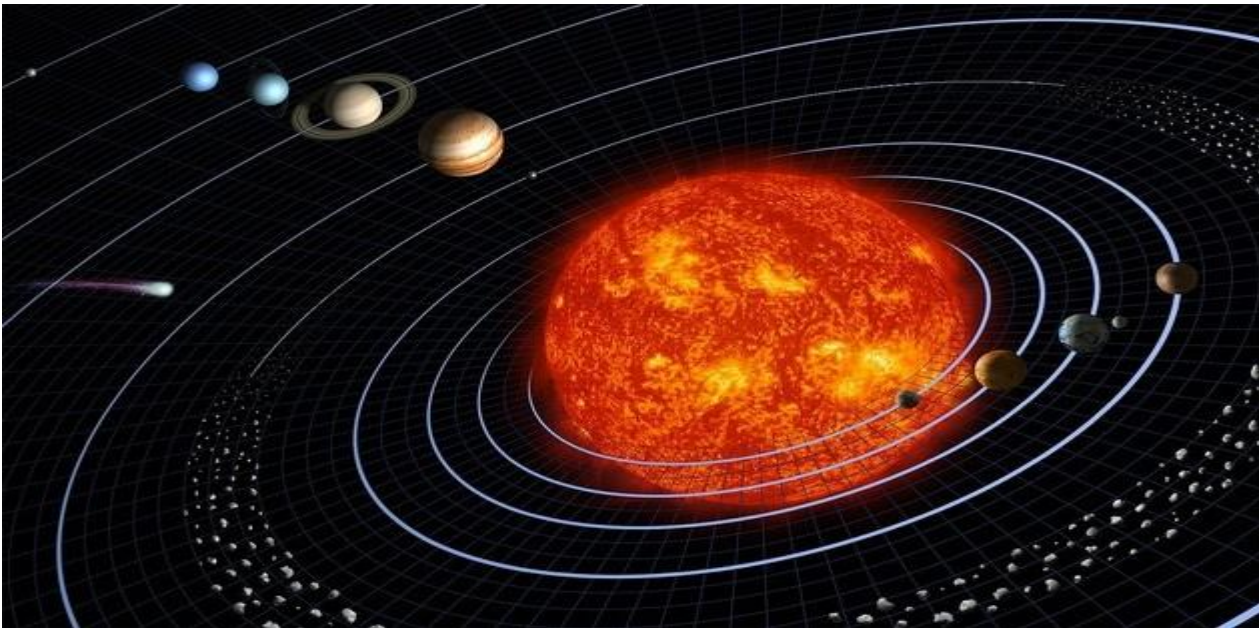
Modelo atómico de Bohr

Niels Bohr (1885-1962) fue a la Universidad de Manchester a estudiar con Rutherford. Bohr propuso que el electrón en un átomo de hidrógeno se mueve alrededor del núcleo en determinadas órbitas circulares. Sin embargo, el modelo de Bohr aplicado a otros átomos no funcionó.

Modelo mecánico cuántico del átomo

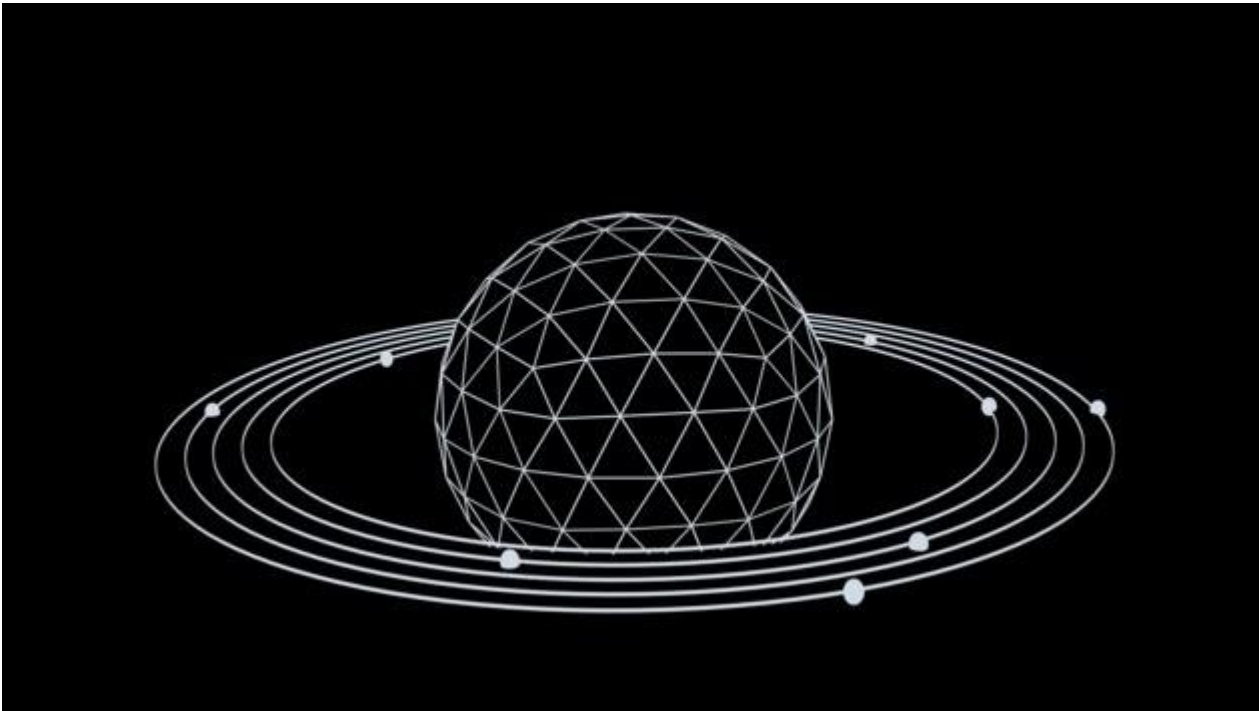
En el modelo actual del átomo, los electrones se comportan como ondas, pero su posición es desconocida. Los tres físicos destacados en este modelo son Werner Heisenberg (1901-1976), Louis de Broglie (1892-1987) y Erwin Schrödinger (1887-1961). El enfoque que estos investigadores desarrollaron es mejor conocido como mecánica cuántica. En el modelo mecánico cuántico del átomo, el electrón se comporta como una onda estacionaria. Las órbitas son distribuciones espaciales posibles del electrón, en una especie de mapa de densidad o nube electrónica. Debido al principio de incertidumbre de Heisenberg el movimiento del electrón alrededor del núcleo no puede determinarse con exactitud, por lo que las órbitas de Bohr resultan incorrectas. Como podemos ver, la historia del átomo representa una cadena de descubrimientos admirables, posibles gracias al trabajo de grandes científicos.

Modelo atómico de Perrin



Perrin sugirió que los átomos estaban constituidos por soles positivos rodeado de pequeños planetas negativos, tal como el sistema solar. El físico francés Jean Perrin (1870-1942) publicó en 1901 lo que sería el primer modelo basado en el sistema planetario. La radiactividad podía explicarse como la disminución de la atracción eléctrica del sol atómico por los electrones más externos (los Neptunos del sistema, como los llamaba Perrin). Sin embargo, este modelo no pasó de ser un simple bosquejo, y Perrin no mostró interés en continuar su estudio. De hecho, Perrin ganó el premio Nobel de Física en 1926 por sus trabajos en el movimiento de partículas en fluidos. Curiosamente, en 1924 Perrin fue jurado de la tesis de Louis de Broglie, donde mostraba las propiedades de onda de los electrones.

Modelo atómico de Nagaoka:



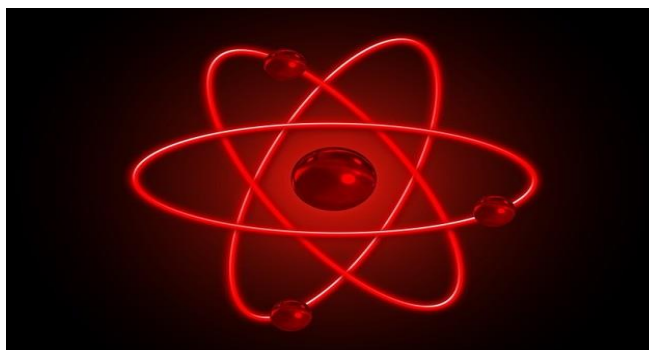
El modelo atómico de Nagaoka es conocido como el modelo saturnino.

El físico japonés Hantaro Nagaoka (1865-1950) propuso en 1903 un modelo atómico con electrones orbitando en círculos alrededor de una gran masa central positiva. Sus investigaciones fueron publicadas en inglés en 1904. Según Nagaoka, el sistema de partículas era similar al sistema de Saturno. Este consistía en:

Un gran número de partículas de igual masa dispuestas en círculos que se repelen entre sí;

Una masa central cargada positivamente que atrae a las otras partículas cargadas negativamente, con la consecuente formación de anillos. Esta configuración podía explicar los fenómenos de radiactividad recientemente descubiertos, y los espectros de emisión de luz de los elementos.

Modelo atómico de Rutherford



Para Rutherford, el átomo era como el sistema solar. Le correspondió a un brillante estudiante de J.J. Thomson, el físico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), resolver el problema de la estructura del átomo en 1911, en Inglaterra. Aprovechándose del descubrimiento de la radiactividad en 1896, Rutherford y sus estudiantes, Hans Geiger y Ernest Marsden, usaron partículas radiactivas alfa de gran velocidad y energía, bombardearon elementos químicos y calcularon el ángulo de desviación (dispersión) de las partículas.

Si el átomo era como el modelo propuesto por Thomson, las partículas alfa atravesarían el elemento y la desviación sería mínima. En cambio, observaron que algunas partículas rebotaban. Esto sólo podría explicarse si el átomo tuviera un núcleo muy pequeño y condensado.

De estos resultados, Rutherford extrajo los siguientes postulados:

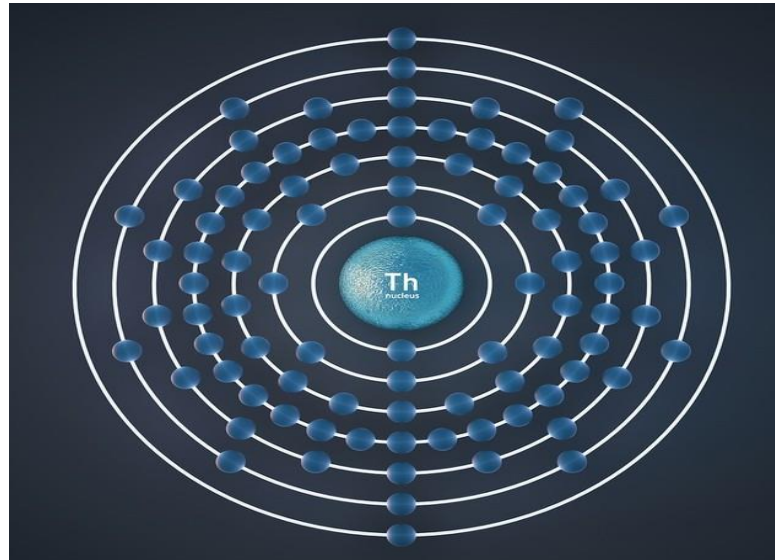
Existe una pequeña región densa cargada positivamente, llamada núcleo.

La masa del átomo es aproximadamente igual a la masa de los protones y electrones.

Los protones dentro del núcleo están concentrados en el centro del átomo, y los electrones distribuidos al azar alrededor de estos.

Rutherford propuso entonces que el átomo era como el sistema solar donde el núcleo era el Sol y los electrones eran los planetas que orbitaban a su alrededor.

Modelo atómico de Bohr



El modelo de Bohr se parece a las capas de una cebolla.

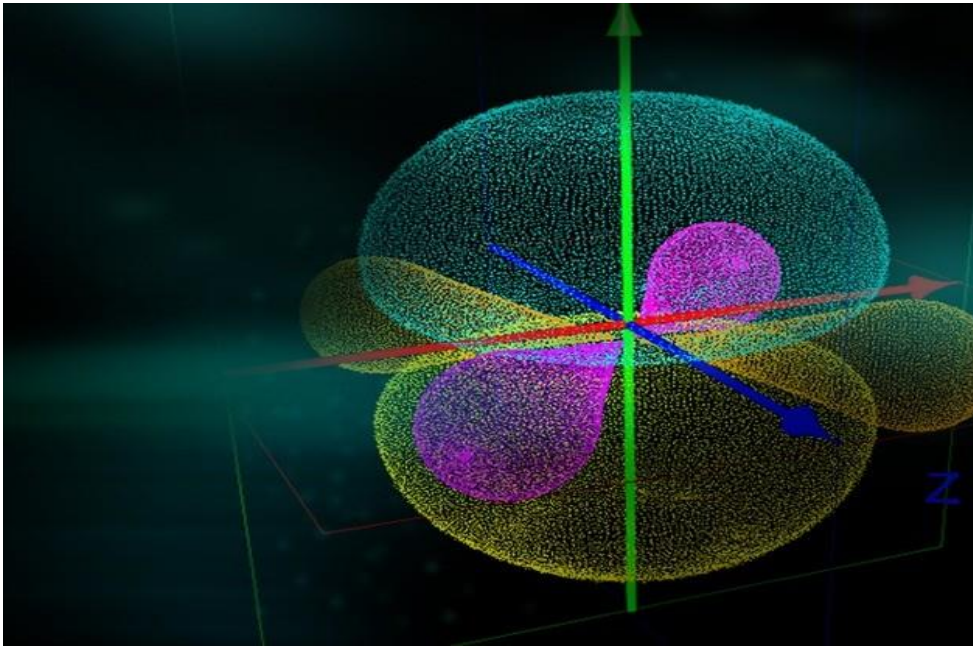
El modelo planetario del átomo tenía problemas: si los electrones orbitaban libremente alrededor del núcleo, perderían energía y colapsarían en algún momento dentro del núcleo. Niels Bohr (1885-1962) fue a la Universidad de Manchester en Inglaterra a estudiar con Rutherford. Este joven físico danés inventó en 1913 el modelo atómico que destronaría al modelo propuesto pocos años antes por su profesor.

Bohr se valió de las ideas de Max Planck y Albert Einstein y postuló que los electrones podían tener una cierta cantidad de energía. Arregló los electrones en órbitas circulares con una cantidad específica de energía. También explicó que si un electrón salta de un orbital de alta energía a uno de menor, esto produciría un fotón, con lo cual quedaba resuelto también el fenómeno de los espectros de absorción de los elementos. Los postulados de Niels Bohr se resumen de la siguiente forma:

Los electrones en un átomo se mueven de forma estable a una cierta distancia del núcleo con una energía definida. Esto es lo que se llama el estado estacionario. Los electrones en cada estado estacionario siguen una ruta u órbita circular. Cada órbita recibe el nombre de "nivel energético" o "capa".

Cuando el electrón está en el estado estacionario, no produce luz (fotón). Sin embargo, cuando baja de nivel energético, emite un fotón. Los niveles estacionarios, o capas, se denominan con las letras K, L, M, N, y así sucesivamente. Los postulados de Bohr llevaron a representar el átomo como las capas o anillos de una cebolla. Sin embargo, el modelo de Bohr no sirvió para explicar átomos con más de un electrón.

Modelo mecánico cuántico del átomo



Representación actual del átomo con nubes electrónicas rodeando el diminuto núcleo.

El modelo mecánico cuántico del átomo es el modelo aceptado en la actualidad. Los tres físicos que contribuyeron al conocimiento del átomo moderno fueron Werner Heisenberg (1901-1976), Louis de Broglie (1892-1987) y Erwin Schrödinger (1887-1961).

En este caso, el electrón se comporta como una onda estacionaria y ya no se habla de órbitas sino de nubes electrónicas. Las nubes electrónicas son espacios alrededor del núcleo donde probablemente se pueda encontrar el electrón. Aquí cada electrón tiene una dirección específica reflejada en los números cuánticos, que son cuatro:

Número cuántico principal: el nivel energético $n = 1$ (K), 2 (L), 3 (M), 4 (N)...

Número cuántico secundario: la subcapa $l = s, p, d, f$.

Número cuántico magnético: el orbital $m = x, y, z$.

Número cuántico spin: el tipo de spin del electrón $s = +1/2, -1/2$.

En este sentido, no hay dos electrones que tengan los mismos números cuánticos. Esto se conoce como el principio de exclusión de Pauli, gracias al físico austriaco Wolfgang Pauli (1900-1958).



El gran colisionador de hadrones es la tecnología más avanzada para detectar partículas subatómicas. En 1932, James Chadwick (1891-1974) descubrió el neutrón, una partícula subatómica elusiva y difícil de detectar. El neutrón se encuentra en el núcleo de todos los átomos, excepto en el de hidrógeno. No tiene carga y su masa es un poco mayor que la del protón.

En 1970, Albert Victor Crewe (1927-2009) fotografió los átomos de uranio y torio usando un microscopio electrónico de transmisión de barrido. Hoy en día se conoce que el átomo no sólo está compuesto de electrones, protones y neutrones. Estos a su vez están formados por partículas elementales conocidos como bosones y fermiones. El modelo estándar es un modelo matemático que agrupa las partículas elementales y explica las fuerzas que las gobiernan. El gran colisionador de hadrones es la tecnología que usan los físicos en la actualidad para estudiar estas partículas.

Actividad 1

Haga un resumen de los postulados de cada uno de los modelos atómicos mencionados en esta guía. Incluyendo los modelos cuánticos, dibújalos.

Actividad 2

Asignar los números atómicos y sus masas atómicas indicando su símbolo y en que parte del símbolo se coloca cada uno de esos números, de los siguientes elementos:

Sodio (Na) ; Potasio (K) ; Cromo (Cr) ; Zinc (Zn) ; Calcio (Ca) , Plata (Ag) , Cesio (Cs) ; Zirconio (Zr) , Plomo (Pb) ; Osmio (Os), Azufre (S) ; Platino (Pt).

Actividad 3

Describe que es un isótopo y los principales isótopos conocidos, que es el número de Avogadro y para qué sirve; realiza algunos cálculos con base al número de Avogadro, ¿cuál es el concepto de mol? explica este concepto en ejemplos de varias moléculas.

La maquinaria interna de la vida, la química de las partes, es algo hermoso. Toda la vida esta interconectada con el resto de la vida.

Richard P. Feynman