

(Guía del maestro)

Título: Estudiando la materia y su estructura II

Autor: Prof. Héctor A. Reyes Medina

Materia/Nivel: Ciencia 7 - 9

Objetivo general: Definir, clarificar y establecer diferencias entre los conceptos relacionados con el estudio del átomo, su composición, su estructura, su historia, y el modelo atómico cuántico actual.

Objetivos específicos:

Durante la actividad, los estudiantes:

- Explicarán las aportaciones de Ernest Rutherford, Niels Bohr, Max Planck, Henry Moseley, Dmitri Mendeleiev, Arnold Sommerfeld, Albert Einstein, Louis De Broglie, Werner Heisenberg e Erwin Schrödinger y su relación con el desarrollo del modelo cuántico del átomo.
- Describirán las siguientes leyes de la materia: Conservación de la Materia, Proporciones Definidas y Proporciones Múltiples.
- Comprobarán experimentalmente la Ley de Conservación de la Materia
- Diagramarán modelos del átomo de Bohr y configuraciones electrónicas de algunos elementos.
- Definirán las siguientes leyes de la materia: Conservación de la Materia, Proporciones Definidas y Proporciones Múltiples.
- Utilizarán la calculadora gráfica TI-84 plus, para calcular, masa atómica promedio y comprobar la Ley de Conservación de la Materia.
- Comprenderán que el conocimiento científico es un conocimiento humano y que depende del proceso histórico.
- Interpretarán los experimentos llevados a cabo por Ernest Rutherford, Niels Bohr, Max Planck, Henry Moseley, Arnold Sommerfeld, Louis De Broglie, Werner Heisenberg e Erwin Schrödinger acerca del descubrimiento de la dualidad del electrón, el protón, el neutrón y la estructura del átomo.
- Clarificarán sus concepciones previas acerca del modelo cuántico del átomo.
- Establecerán diferencias entre la dualidad onda-partícula del electrón.

Estándares de contenido:

Naturaleza de la Ciencia, Tecnología y Sociedad

La Estructura y los Niveles de Organización de la Materia

Los Sistemas y los Modelos

Las Interacciones

Expectativas:

Naturaleza de la Ciencia, Tecnología y Sociedad

- ✓ Muestra dominio de la metodología científica para la solución de problemas.
- ✓ Toma decisiones apropiadas para la solución de problemas y explica cómo el conocimiento científico se aplica al desarrollo tecnológico basado en la necesidad del ser humano de entender el mundo que lo rodea.
- ✓ Reconoce las características de la ciencia y de la actividad científica.
- ✓ Utiliza prácticas seguras en el manejo de sustancias, instrumentos y equipo de laboratorios.
- ✓ Identifica eventos en los que la ciencia y la tecnología han impactado a la sociedad.
- ✓ Muestra buenas relaciones intrapersonales e interpersonales al trabajar en equipo.

La Estructura y los Niveles de Organización de la Materia

- ✓ Expresa que la materia está compuesta de átomos y éste a su vez de partículas subatómicas.
- ✓ Reconoce que los átomos de un elemento son similares entre sí; que tienen la capacidad de reaccionar, que siempre están en movimiento y que su movimiento está relacionado con los estados físicos de la materia.

Los Sistemas y los Modelos

- ✓ Construye e interpreta diferentes tipos de modelos utilizando instrumentos y equipos tecnológicos.
- ✓ Analiza la utilidad y limitación de los modelos atómicos.

Las Interacciones

- ✓ Expresa que las fuerzas al interactuar producen cambios en la materia.
- ✓ Explica que las fuerzas en desequilibrio producen cambios en el movimiento que se pueden describir y predecir.

Procesos de la ciencia que se aplican en esta actividad

- Observación
- Medición
- Formulación de inferencias
- Predicción
- Comunicación
- Experimentación
- Análisis e Interpretación de datos

Tiempo sugerido: 3 periodos de clase (aproximadamente)

Materiales y equipo:

- Guía del estudiante para cada alumno.
- Guía del maestro para el profesor.
- Calculadora gráfica "TI - 84 plus" para cada grupo.
- Papel de construcción
- Papel de computadora
- 5 Compases
- 1 Perforadora de papel
- 5 Pega
- 5 Tabla periódica
- Marcadores gruesos
- 5 Matraz cónico de 250 mL
- Agua destilada
- 5 Tabletas efervescentes (alka-seltzer)
- 1 Balanza electrónica con dos lugares decimales
- 1 Paquete de globos
- 5 Probetas de 100 mL

Preparación:

Los alumnos pueden trabajar en parejas o en grupos de tres. Lo importante es que se fomente la indagación científica y la participación activa de todos. El maestro solo debe facilitar el aprendizaje de los alumnos. Por lo tanto, no debe proveer contestaciones a las preguntas que surjan, sino utilizar el contra-interrogatorio. No existe riesgo o peligrosidad alguna al llevar a cabo los experimentos que se proponen en estas actividades.

Introducción:

Hasta este momento, hemos visto cómo el estudio de la materia, nos ha llevado al conocimiento científico de las partículas. Además, hemos estudiado, que estas partículas se comportan de ciertas formas específicas, que nos permiten predecir eventos físicos que hace algún tiempo no tenían explicación científica. Sin embargo, todo esto se ha logrado, gracias al esfuerzo de muchos científicos que han desarrollado ciertos experimentos ingeniosos y a base de estos han postulado teorías que se han podido probar con un alto grado de certeza.

Del estudio del átomo a la formación de compuestos

De todos los elementos, el átomo de hidrógeno, ha sido el más estudiado. Tanto es así, que el modelo teórico del átomo de Niels Bohr y Ernest Rutherford está basado en observaciones del espectro

electromagnético del hidrógeno. Los isótopos de hidrógeno se conocen con los siguientes nombres: protio, deuterio y tritio. Estos nombres corresponden al número de masa que muestran dichos isótopos, en los análisis realizados sobre el hidrógeno, con rayos X.

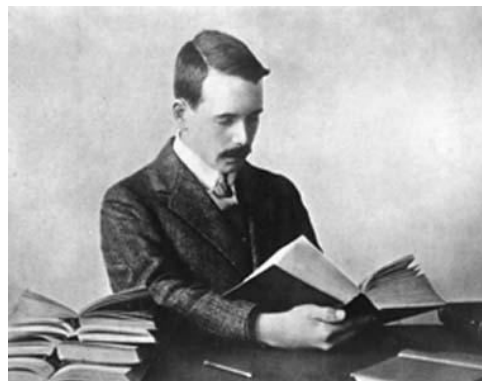
Los isótopos de Hidrógeno			
Nombre	Protones	Neutrones	Número de Masa
protio	1	0	1
deuterio	1	1	2
tritio	1	2	3



Ernest Rutherford



Niels Bohr



Henry Gwyn Jeffreys Moseley

Fotos tomadas de <http://www.biografiasyvidas.com/biografia/d/dalton.htm>
<http://nuestraenciclopedia.blogspot.com/2010/04/henry-gwyn-jeffreys-moseley-biografia.html>

Interpretando el número atómico y el número de masa:

El número atómico Z , en un elemento, es igual al número de protones en el núcleo de cada átomo. Todos los átomos de un mismo elemento poseen el mismo número atómico, es como su huella digital. Este conocimiento se lo debemos a Henry Gwyn Jeffreys Moseley. La principal contribución de Henry Moseley fue la justificación cuantitativa del número atómico, que luego se conoció como la *Ley de Moseley* ó la *Ley Periódica Moderna*. La *Ley de Moseley* proporcionó un apoyo fundamental al conocimiento desarrollado por Niels Bohr y Ernest Rutherford acerca del átomo. En sus experimentos Moseley demostró que la raíz cuadrada de la frecuencia de los rayos X, producidos cuando un elemento se bombardea con rayos catódicos, es proporcional al número atómico del elemento: $\sqrt{\nu} = C(Z - \sigma)$, donde C y σ son constantes que dependen del espectro.

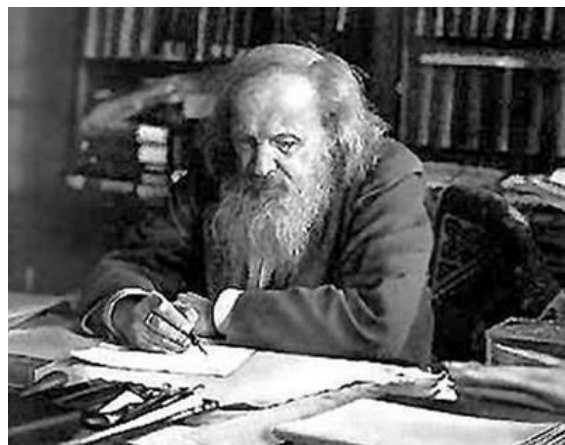
Gracias a los experimentos de Moseley, pudo construirse una nueva tabla periódica de los noventa y dos elementos, ordenados de acuerdo con la longitud de onda de los rayos X correspondiente a cada uno de ellos. Esta tabla demuestra, a diferencia de la propuesta 40 años antes por Dmitri Mendeléiev, que las

propiedades químicas de los elementos son una función periódica de sus números atómicos y no de las masas atómicas.

Niels Bohr dijo en 1962 *"Puedes ver hoy día que el trabajo de Rutherford sobre el núcleo atómico no hubiera sido tomado en serio. Tampoco lo hubiéramos entendido si no hubiéramos tenido las investigaciones de Moseley."*



Henry Gwyn Jeffreys Moseley

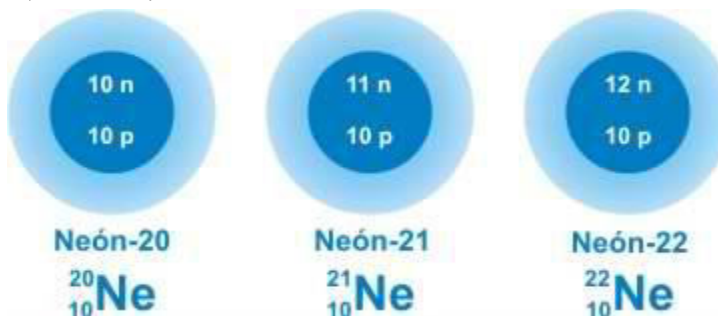


Dmitri Mendeléev

Fotos tomadas de <http://aprendelahistoriadelaTabla.blogspot.com/>

<http://pochii.tumblr.com/post/1011199014/fuckyeahtherussia-fuckyeahcccp-dmitri>

Por lo tanto, como ya vimos el número atómico Z , en un elemento, es igual al número de protones y el número de masa A , en un elemento es igual al total del número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo. A las partículas que componen el núcleo de los átomos (protones y neutrones) se les conoce como nucleones. Por lo tanto, el número total de nucleones de un átomo es igual al número de masa de ese átomo. Cada protón y cada neutrón del elemento contribuye una unidad al número de masa. La carga atómica y la masa nuclear se incluyen con el símbolo atómico en las Tablas periódicas modernas. Cada elemento posee un símbolo basado en los idiomas inglés, latín o griego. El número de neutrones de un átomo se puede determinar restando el número de masa del número atómico: $N = A - Z$.



Los Isótopos:

Todos los átomos de un mismo elemento poseen números atómicos idénticos, pero no necesariamente su número de masa. A estos átomos de un mismo elemento que poseen diferente número de masa, se les conoce como isótopos. Los isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones. Resulta importante indicar, que todos los isótopos de un elemento poseen un comportamiento químico idéntico, pero no existen en la misma proporción. A esto se le conoce como abundancia isotópica. La abundancia isotópica indica la fracción del número total de átomos de un cierto isótopo con respecto al total de la muestra. En otras palabras, los átomos en la naturaleza no existen en la misma cantidad y esta cantidad va a ser determinada por cuánto abundan los isótopos específicos de cada elemento. Esto varía el número de masa de cada elemento.

Por ejemplo, en el Carbono natural, la abundancia del ^{12}C y ^{13}C no son iguales. La abundancia se distribuye de la siguiente manera, 98.9% de ^{12}C y 1.1% de ^{13}C . Esto quiere decir que de cada 1000 átomos de C considerados, 989 poseen una masa de 12 u y 11 de ellos, posee una masa atómica de 13 u. Por lo tanto, conociendo la masa y la abundancia de cada isótopo se puede calcular lo que conocemos como la masa atómica promedio de cada elemento. En la siguiente actividad determinaremos las masas atómicas promedio de algunos elementos.

Actividad I: Determinando la masa atómica promedio

El propósito de esta actividad es que el estudiante pueda determinar la masa atómica promedio en diferentes ejercicios. Además, podrá identificar la abundancia isotópica, de cada elemento a considerarse.

Pasos para realizar la actividad:

1. Explique el siguiente ejemplo donde se debe calcular la masa atómica promedio del elemento Neón a partir de las abundancias isotópicas de sus isótopos:

Ejemplo: El neón posee dos isótopos. El neón-20 tiene una masa de 19.992 u y el neón-22 tiene una masa de 21.991 u. En cualquier muestra de 100 átomos de neón, 90 serán neón-20 y 10 serán neón-22. Calcula la masa atómica promedio del neón.

Proceso de solución:

Cada una de las masas isotópicas se multiplica por la fracción en que abundan. Entonces, se suman los productos.

$$\frac{90}{100}(19.992u) + \frac{10}{100}(21.991u) =$$

$$17.993u + 2.1991u = 20.192u$$

2. Reparta los siguientes materiales a los grupos de trabajo:
 - calculadora TI-84 plus silver edition
 - hoja de trabajo #1

Hoja de trabajo #1

Actividad I: Determinando la masa atómica promedio

1. ¿Cuál es la masa atómica de silicio, si 92.21% de sus átomos tienen una masa de 27.997 u, 4.70% tienen una masa de 28.976 u y 3.09% tiene una masa de 29.794 u?

28.1 u

2. ¿Cuál la masa atómica de hafnio, si de cada 100 átomos, 5 tienen una masa de 176 u; 19 tienen una masa de 177 u; 27 tienen una masa de 178 u; 14 tienen una masa de 179 u y 35 tiene una masa de 180.0 u?

178.6 u

3. Calcula la masa atómica promedio de criptón, si las abundancias relativas de los diferentes isótopos son las siguientes:

Masa isotópica	Por ciento	uma
77.920	0.350	.27272
79.916	2.27	1.8140932
81.913	11.56	9.4691428
82.914	11.55	9.576567
83.912	56.90	47.745928
85.911	17.37	14.9227407

83.8 u

4. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene Mendelevio si su número de masa es de 256?

²⁵⁶Md = 101p+, 101e- y 155n°

Teoría Cuántica del Átomo

Todo el conocimiento estudiado hasta el momento nos guiará oportunamente a comprender, ¿cómo se forman los compuestos? Pero antes debemos relacionarnos con los cambios que sufrió la Teoría Atómica postulada por Niels Bohr y Ernest Rutherford. Hasta el momento debemos entender que Niels Bohr al estudiar el espectro de absorción de Hidrógeno poseía instrumentos limitados por la tecnología del momento. Por lo tanto, aunque las frecuencias predichas por Bohr eran esencialmente correctas, equipos más modernos, demostraron que las líneas del espectro de Hidrógeno observadas por Bohr, no eran líneas sencillas. Estas líneas sencillas que Bohr observó, realmente son varias líneas cercanas unas a las otras en espacios extremadamente pequeños. Los científicos, revisaron el uso que dio Bohr a la Teoría Cuántica en su estudio de la estructura atómica, para explicar la presencia de estas líneas cercanas en los espectros.



Espectro de absorción de Hidrógeno

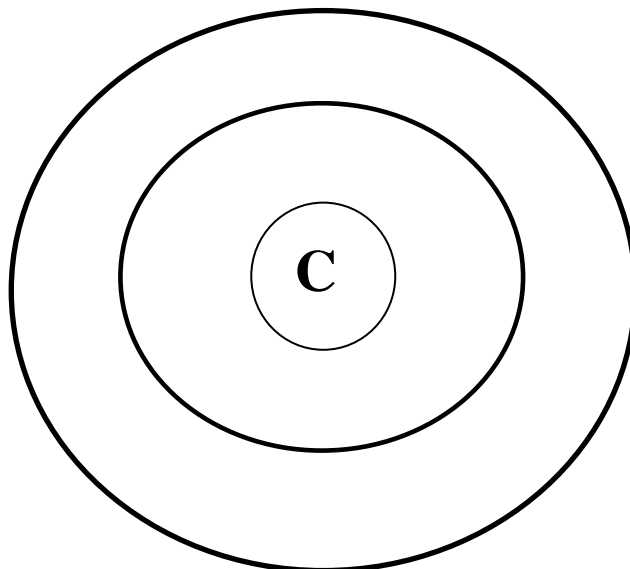


Espectro de emisión de Hidrógeno

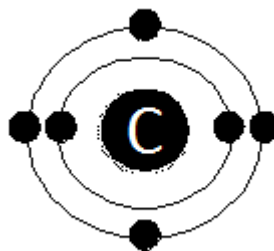
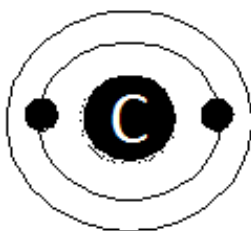
Fotos tomadas de <http://personales.ya.com/casanchi/fis/espectros/hidrogeno.htm>

Por lo tanto, el modelo atómico de la Teoría Cuántica, utiliza varias de las explicaciones provistas por Bohr y Rutherford. Una de las más importantes es el principio que establece, según el modelo de Bohr y Rutherford, que las órbitas o niveles de energía N , se representan por los números enteros: 1, 2, 3, 4 y así sucesivamente. A este número N se le conoce en el modelo cuántico como el número cuántico principal. El número cuántico principal en el modelo cuántico corresponde a los niveles energéticos (1, 2, 3, 4,... n) calculados para el átomo de Hidrógeno. Se pueden encontrar electrones en cada nivel energético de los átomos. El número máximo de electrones posibles en cada nivel es de $2n^2$. Por lo tanto, en el primer nivel ($n=1$) el número máximo de electrones que puede haber son dos electrones ($2 \times 1^2 = 2$). En el cuarto nivel energético, no puede haber más

7. El carbono se encuentra en el segundo periodo, por lo tanto, debe tener electrones en el primer y segundo nivel.



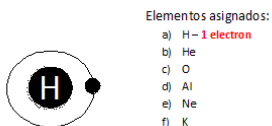
8. Utilizando la fórmula $2n^2$, determine cuántos electrones ubicará en el primer y segundo nivel respectivamente. Utilice para modelar los electrones los papeles de construcción que cortó con la perforadora.
9. Pegue los papeles en las orbitas correspondientes.



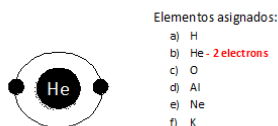
10. Realice el mismo proceso para diagramar los átomos de:
- H
 - He
 - O
 - Al
 - Ne
 - K

Contestaciones:

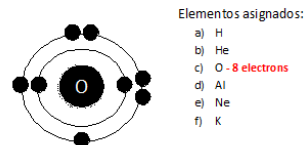
Bohr Diagrams



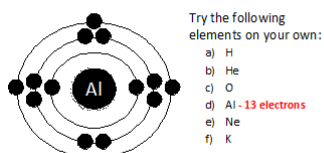
Bohr Diagrams



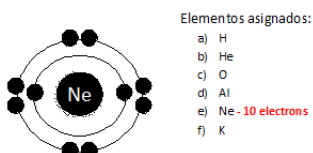
Bohr Diagrams



Bohr Diagrams



Bohr Diagrams



Bohr Diagrams

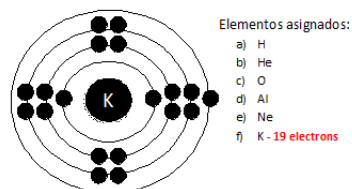


Tabla Periódica de los elementos

Tabla Periódica de los elementos																											
<div><div>Grupo</div><div>Metaloides ← H Hidrógeno ← No metales</div><div>Metales ← C Carbono ← Semimetales ← Boroideos ← Metales alcalinos</div></div>																											

* Número atómico del elemento más ligero.
Peso atómico basado en ¹²C

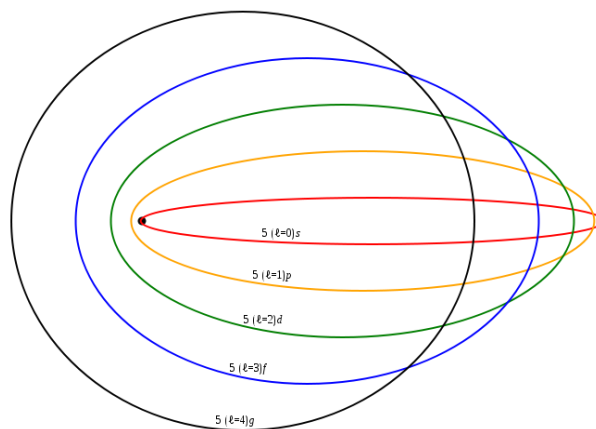
Metaloides	No metaloides	Semi metales
Alcalinos	Alcalinotérreos	Metales de transición
Alcalinotérreos	Metales	Artificiales

Modelo atómico de Sommerfeld

En 1916, el físico alemán, Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld, perfeccionó el modelo atómico de Bohr. En el modelo de Bohr los electrones sólo giraban en órbitas circulares. Sommerfeld, introdujo dos modificaciones básicas: órbitas casi elípticas para los electrones y velocidades relativistas. Para esto, incorporó al modelo teórico el número cuántico azimutal, que determina la forma de los orbitales y constituye lo que se conoce como, los subniveles de energía. Este número cuántico se identificó con la letra l y toma valores desde 0 hasta $n-1$.



Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld



Modelo de Sommerfeld

Fotos tomadas de <http://norbertonoe.wordpress.com/2010/12/05/arnold-johannes-wilhelm-sommerfeld/>
<http://www.websters-online-dictionary.org/definitions/Bohr+model?cx=partner-pub-0939450753529744%3AvQqd01-tdlq&cof=FORID%3A9&ie=UTF-8&q=Bohr+model&sa=Search#922>

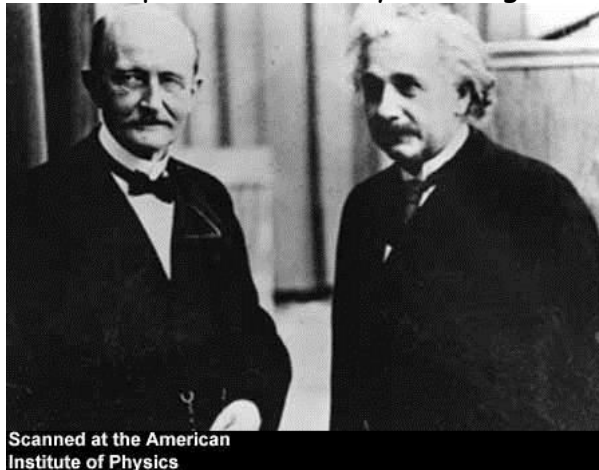
En un átomo de hidrógeno, todos los electrones de un nivel tienen la misma energía. Esto no es correcto para el resto de los átomos, ya que, los estudios espectrales han demostrado que los niveles energéticos están constituidos por varios subniveles agrupados. Por lo tanto, cada nivel posee un número de subniveles que es igual al valor del número cuántico principal. Esto quiere decir que debemos encontrar un subnivel en el primer nivel, dos subniveles en el segundo nivel, tres subniveles en el tercer nivel y así sucesivamente.

Para nombrar cada subnivel de energía se utilizan las letras s, p, d, f . Por lo tanto, el primer nivel tiene solamente un subnivel s . El segundo nivel energético tiene los subniveles s, p , mientras que el tercer nivel tiene los subniveles s, p, d .

Valor de l	subnivel	nombre
$l = 0$	s	<i>sharp</i>
$l = 1$	p	<i>principal</i>
$l = 2$	d	<i>diffuse</i>
$l = 3$	f	<i>fundamental</i>

Aparente contradicción

En 1923, el físico francés, Louis-Víctor de Broglie propuso la hipótesis que dio lugar a la teoría actual de la estructura atómica. De Broglie conocía las ideas de Max Planck acerca de la constitución de la radiación en cantidades discretas de energía, llamadas cuantos. Esta teoría parecía impartirles a las ondas de luz propiedades de partícula. Por lo tanto, De Broglie dedujo que si Planck estaba correcto, podría ser que las partículas tuvieran algunas de las propiedades de las ondas. Para probar su hipótesis De Broglie fusionó la relación planteada por Albert Einstein para la materia y la energía con la Teoría Cuántica de Planck.



Max Planck y Albert Einstein

Fotos tomadas de <http://photos.aip.org/quickSearch.jsp?qsearch=planck&group=130>
<http://www.spaceandmotion.com/quantum-theory-de-broglie-quotes.htm>



Louis-Víctor de Broglie

De Broglie igualó estas dos ecuaciones:

$$E = mC^2 \quad \text{y} \quad E = hv$$

Ecuación de Einstein Teoría cuántica de Planck

$$mC^2 = hv$$

Luego substituyó V , una velocidad general, por C , la velocidad de la luz

$$mV^2 = hv$$

Substituyó $\frac{V}{\lambda}$ por v ya que la frecuencia de una onda es igual a su velocidad de propagación dividida por su longitud de onda.

$$mV^2 = \frac{hV}{\lambda}$$

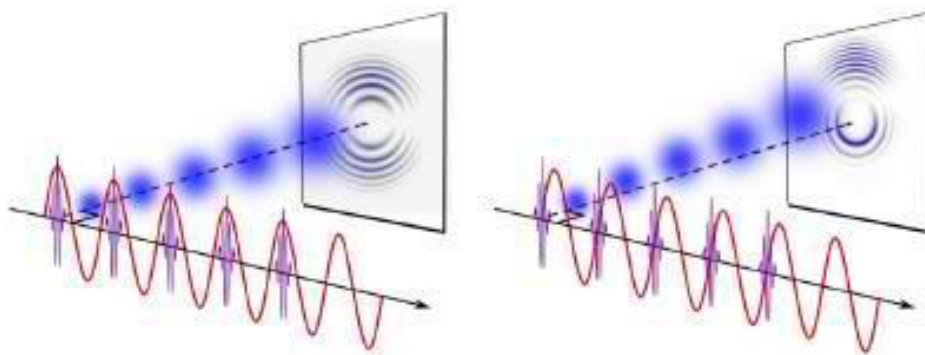
$$\lambda = \frac{hV}{mV^2} = \frac{h}{mV}$$

La expresión que se obtuvo fue la predicción que hizo De Broglie de la longitud de onda asociada a una partícula m con velocidad V .

Al cabo de dos años los científicos comprobaron que la hipótesis de De Broglie era correcta y encontraron experimentalmente, que de alguna forma un haz de electrones, se comporta de la misma forma que un rayo de luz. Además, la longitud de onda de los electrones era exactamente la predicha por De Broglie. Por lo tanto, de esto se deduce que las ondas pueden comportarse como partículas y las partículas pueden comportarse como ondas.

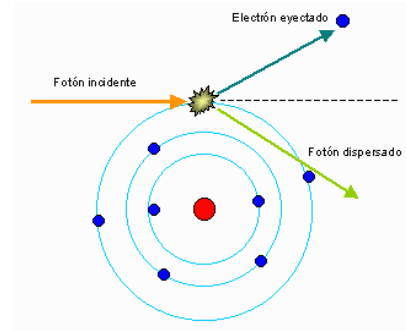
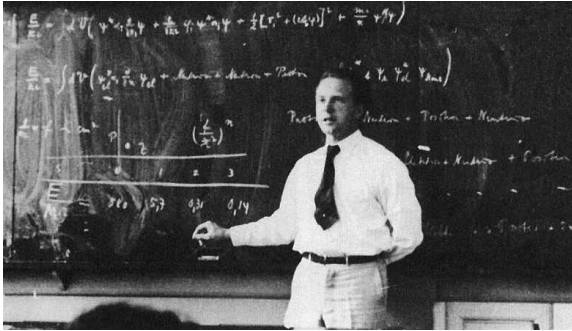
Dualidad del Electrón

Al realizar experimentos para demostrar las propiedades de onda de los electrones, el electrón exhibe el comportamiento de una onda. En otros experimentos que se llevan a cabo para probar que el electrón se comporta como una partícula, se demuestra que el electrón exhibe un comportamiento de partícula. Este doble comportamiento del electrón se conoce como naturaleza dual de onda-partícula del electrón o dualidad del electrón.



El trabajo de Heisenberg

Werner Karl Heisenberg, mejoró aún más las ideas acerca de la estructura atómica. Heisenberg, formuló lo que se conoce como el Principio de Incertidumbre o Relación de Indeterminación. Este principio explica que, para poder observar un objeto, este tiene que haber recibido luz o energía en forma de radiación. Por lo tanto, para que podamos ver un electrón, este debe chocar con un fotón de energía radiante.



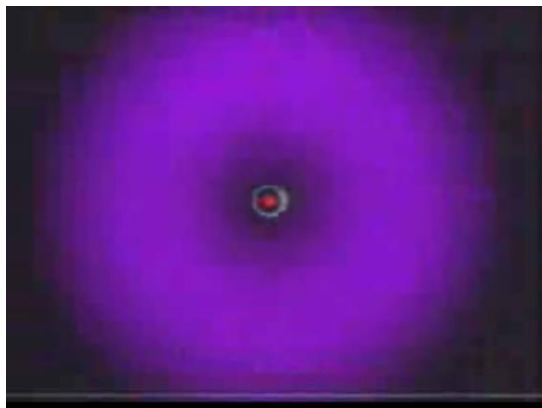
Este choque ocasionaría un cambio en energía del electrón, impulsándolo y proveyéndole un cambio en movimiento. Asumamos que hemos observado un electrón al iluminarlo con algún tipo de energía radiante y que hemos encontrado su posición exacta. Sin embargo, vamos a tener una idea muy vaga de su velocidad. Por otro lado, si medimos la velocidad de un electrón con bastante certeza, será difícil conocer su posición. Heisenberg, señaló que siempre existía un grado de incertidumbre en relación con la posición y la cantidad de movimiento del electrón. Por lo tanto, mientras más seguros estemos de la posición de un electrón, más inseguros estaremos de su cantidad de movimiento. Por otro lado, mientras más seguros estemos de la cantidad de movimiento, más inseguros estaremos de su posición. De este análisis Heisenberg estableció que el movimiento exacto del electrón era desconocido y que nunca podría determinarse. Sin embargo, el Principio de Incertidumbre considera el electrón como si fuera una partícula. ¿Qué ocurriría si consideráramos al electrón como una onda?

El trabajo de Schrödinger y el modelo cuántico del átomo

El físico Austriaco Erwin Schrödinger consideró al electrón como si fuese una onda y desarrolló una ecuación matemática para describir su movimiento ondulatorio. Schrödinger, con su ecuación demostró que, aunque no podemos conocer la posición exacta de un electrón en el espacio, si podemos calcular la probabilidad de dónde se encuentra. A mayor sea esta probabilidad, se hace posible encontrar el electrón en una posición dada.



Erwin Schrödinger



Modelo Cuántico de Átomo

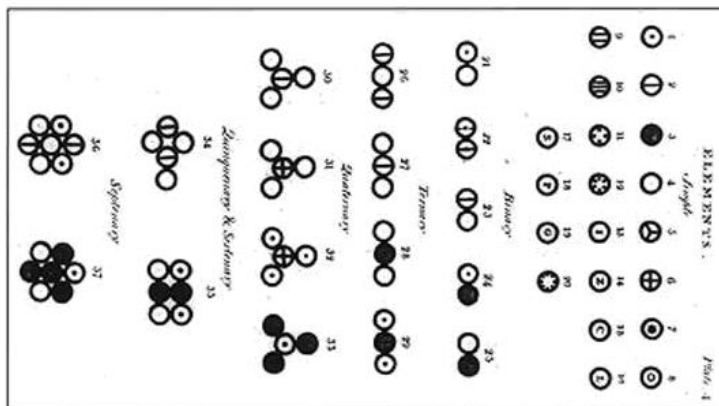
De los trabajos de Schrödinger se deduce que el modelo de la estructura del átomo se describe como un núcleo pequeño donde están contenidos los protones y los neutrones. Este núcleo está rodeado de una nube de electrones cuya posición exacta no se puede conocer, sólo se puede determinar, el espacio con mayor probabilidad de encontrarlo.

Deducciones de la Teoría de Dalton

Al analizar las explicaciones provistas por los diversos científicos estudiados, debemos retornar a la teoría atómica de John Dalton (1808).



John Dalton



Representaciones de elementos y compuestos realizados por Dalton

Fotos tomadas de <http://www.biografiasyvidas.com/biografia/d/dalton.htm>
<http://www.esacademic.com/dic.nsf/eswiki/816325>

A pesar de que algunos de los postulados presentados por Dalton en su teoría atómica han quedado sin vigencia debido a los descubrimientos posteriores, aún puede explicar las diferencias existentes entre un elemento y un compuesto. Dalton, dedujo de su teoría explicaciones para dos leyes estequiométricas que resultan ser hoy día fundamentales para el conocimiento de la química. La primera de estas leyes es la *Ley de Conservación de la Materia*, también conocida como la *Ley de Conservación de la Masa* ó *Ley de Lomonósov-Lavoisier*. Esta ley fue expresada primeramente por el ruso Mijaíl Lomonósov en 1745 y 40 años más

tarde, por el químico francés Antoine Lavoisier, luego de realizar los primeros experimentos químicos realmente cuantitativos.



Antoine Lavoisier



Mijaíl Lomonósov



Aparato que utilizó Lavoisier

Fotos tomadas de <http://www.galeon.com/histoquim/08HQSXVIII.htm>

<http://www.heikkihelin.fi/Landscapes/ICELAND/lomonosov&page=2> <http://www.postershop-espana.com/Lavoisier-Antoine-Laurent-De/Lavoisier-Antoine-Laurent-De-Apparatus-for-Studying-Fermentation-1216288.html>

Lomonósov expresó la ley de la siguiente manera, "en una reacción química ordinaria la masa permanece invariable, es decir, la masa presente en los reactivos es igual a la masa presente en los productos". De igual manera, Lavoisier, comprobó experimentalmente en 1785 que la masa total permanece constante durante una reacción química. Por lo tanto, de aquí deduce que la materia no se crea ni se destruye, sino, que se transforma.

La segunda ley estequiométrica a la que nos referimos es la *Ley de Proporciones Definidas*, también conocida como la *Ley de Proporciones Constantes* ó *Ley de Proust*. Esta ley surge de los experimentos de Joseph Louis Proust, quien observó que la proporción en masa de los componentes de un compuesto, o sea, las proporciones de los elementos que conforman los compuestos; se mantenían constantes en los compuestos que se formaban luego de una reacción. Dicho de otra manera, cuando se combinan dos o más elementos para formar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una relación de masas independientemente del origen de dicho compuesto.



Joseph Louis Proust



John Dalton

Fotos tomadas de

http://www.quimicasolucionada.com/site/index.php?option=com_content&view=article&id=57:joseph-louis-proust&catid=3:cientistas&Itemid=7 y <http://www.blogodisea.com/el-atomo/ciencia/>

Por ejemplo, si mezclo Cobre y Oxígeno: $4Cu + O_2 \rightarrow 2Cu_2O$ no importa cuantos gramos de dichas sustancias mezcle y no importa cuantos gramos de producto obtenga, siempre el óxido de cobre I formado, va a contener un 80% de Cobre y un 20% de oxígeno. Otro ejemplo sería la formación de agua = H_2O , si mezclo Hidrógeno y Oxígeno: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ no importa la cantidad que mezcle, siempre van a reaccionar en una relación de 1 gramos de Hidrógeno a 8 gramos de Oxígeno. Esto se demuestra de la siguiente manera:

$2(H_2) + (O_2) \rightarrow 2(H_2O)$ de la tabla periódica obtenemos que las masas atómicas promedio de Hidrógeno y Oxígeno son las siguientes:

$H = 1.008 \frac{g}{mol}$ y $O = 15.999 \frac{g}{mol}$ si sustituimos en la ecuación

química obtenemos que: $2(2 \times 1.008) + (2 \times 15.999) \rightarrow 2(2 \times 1.008 + 15.999)$

si resolvemos obtenemos los siguientes valores: $4.032 + 31.998 = 36.03$

Esto quiere decir que por cada 4 gramos de Hidrógeno que reaccione con 32 gramos de Oxígeno obtendremos 36 gramos de agua. Si divido todas las cantidades entre 4.032 obtengo que la relación entre Hidrógeno y Oxígeno para producir 9 gramos de H_2O es de 1:8.

$$\frac{4.032}{4.032} + \frac{31.998}{4.032} = \frac{36.03}{4.032} \rightarrow 1g + 7.9g = 9g$$

Según la *Ley de Proust*, esta relación siempre será así.

Una buena teoría científica no sólo explica hechos conocidos y leyes, sino que, predice teorías nuevas. De estas dos leyes conocidas y de su teoría atómica, Dalton deduce la *Ley de Proporciones Múltiples* o *Ley de Dalton*. En esta ley Dalton establece que, "cuando dos elementos se combinan para originar diferentes compuestos (dada una cantidad fija de uno de ellos) las diferentes cantidades del otro, que se combinan con dicha cantidad fija, para dar como producto los compuestos; están en relación de números enteros"

Por ejemplo, Carbono y Oxígeno forman dos compuestos: Monóxido de Carbono: CO y Bióxido de Carbono: CO_2 . El Monóxido de Carbono: CO contiene 1.3321g de Oxígeno por cada 1.000g de Carbono. Por otro lado, Bióxido de Carbono: CO_2 contiene 2.6642g de Oxígeno por cada 1.000g de Carbono. En otras palabras el Bióxido de Carbono: CO_2 contiene el doble de la masa de Oxígeno que el Monóxido de Carbono: CO ; ($2.6642g = 2 \times 1.3321g$). La *Ley de Proporciones Múltiples* explica esto indicando que el Bióxido de Carbono: CO_2 contiene dos veces la cantidad de átomos de oxígeno que los que contiene el Monóxido de Carbono: CO .

Actividad III: Estudiando la *Ley de Lomonósov-Lavoisier*.

El propósito de esta actividad es que el estudiante compruebe la *Ley de Lomonósov-Lavoisier* o la *Ley de conservación de la masa*.

Pasos para realizar la actividad:

1. Reparta los siguientes materiales a los grupos de trabajo:
 - a. hoja de trabajo #3
 - b. matraz cónico de 250 mL
 - c. agua destilada
 - d. una tableta efervescente (alka-seltzer)
 - e. una balanza electrónica
 - f. un globo
 - g. una probeta de 100 mL

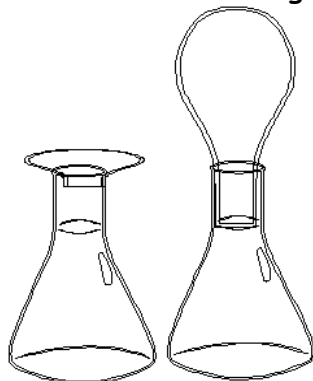
Experimento 1:

1. Deposite 100 mL de agua destilada en el matraz cónico de 250 mL.
2. Mida la masa del matraz cónico con los 100 mL de agua y anote la masa en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
3. Mida la masa en la balanza electrónica de una tableta efervescente (alka-seltzer) y anote la masa en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
4. Sume ambas masas y anótelo en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
5. Añada la tableta efervescente (alka-seltzer) al matraz cónico de 250 mL y observe lo que ocurre. Anota la masa final y contesta las preguntas relacionadas al experimento #1 en la hoja de trabajo #3.

Experimento 2:

1. Limpie el matraz cónico de 250 mL y deposite nuevamente 100 mL de agua destilada en el matraz.
2. Mida la masa del matraz cónico con los 100 mL de agua y anote la masa en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
3. Mida la masa en la balanza electrónica de otra tableta efervescente (alka-seltzer) y anote la masa en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.

4. Sume ambas masas y anótelo en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
5. Introduzca la tableta efervescente (alka-seltzer) en el globo y selle la boquilla del matraz con el globo.



Agua

+

Alka-Seltzer

6. Ubique todo el sistema sobre la balanza y mida la masa del conjunto (matraz, agua, tableta y globo), sin depositar la tableta efervescente (alka-seltzer) en el agua.
7. Deposite la tableta efervescente (alka-seltzer) en el agua y observe la reacción. Cuando haya terminado la reacción, mida la masa y anótela en la tabla provista en la hoja de trabajo #3.
8. Conteste las preguntas relacionadas al experimento #2 en la hoja de trabajo #3.

Hoja de trabajo #3

Actividad III: Estudiando la *Ley de Lomonósov-Lavoisier*.

A partir de la experiencia de esta actividad, llena los espacios provistos en la tabla y contesta las preguntas.

Tabla para anotar y organizar los datos:

Número de Experimento	Masa matraz + 100 mL de agua	Masa tableta efervescente	Masa matraz + Masa tableta	Masa final
1	250g	4.79g	254.79g	254.21g
Número de Experimento	Masa matraz + 100 mL de agua	Masa tableta efervescente	Masa matraz + Masa tableta + Masa del globo	Masa final
2	252g	4.79g	256.79g	256.79g

Experimento #1

1. Explica lo que ocurrió en el experimento #1 en términos de los datos de masa obtenidos.

La masa total de los elementos del sistema disminuyó, como si se perdiera masa.

2. ¿Se conservó la masa? Explica.

Si se conserva, lo que pasa es que se produjo bióxido de carbono que escapó al ambiente.

Experimento #2

1. Explica lo que ocurrió en el experimento #2 en términos de los datos de masa obtenidos.

La masa total de los elementos del sistema se mantuvo igual.

2. ¿Se conservó la masa? Explica.

Si se conserva, ya que se impidió que escapara el bióxido de carbono al ambiente y la masa de los reactivos es idéntica a la de los productos.

3. Enuncia la *Ley de conservación de la masa*.

Cuando se produce un cambio químico en un sistema cerrado, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

Cierre:

A través de esta actividad hemos visto como el conocimiento científico se abrió camino ante múltiples problemáticas para encontrar un modelo que explicará de mejor forma la realidad del átomo y su estructura. Esto se lo debemos a investigadores como: Ernest Rutherford, Niels Bohr, Max Planck, Henry Moseley, Dmitri Mendeleiev, Arnold Sommerfeld, Albert Einstein, Louis De Broglie, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger y Wolfgang Ernst Pauli. ¿Cuál fue la contribución cada uno de estos científicos al modelo atómico actual? ¿Cómo se calcula la masa atómica promedio de un elemento? ¿Cómo podemos describir el modelo atómico cuántico? ¿A partir de qué leyes Dalton desarrolla su Ley de proporciones múltiples? ¿Cuál es la Ley de conservación de la materia? ¿Cuál es la Ley de proporciones definidas? ¿Cuál es la ley de proporciones múltiples?

Referencias:

- Departamento de Educación, (2007). *Estándares de contenido y expectativas de grado: Programa de ciencia*. Puerto Rico: Autor.
- Ebbing, D., (2005). *General Chemistry*. 3th ed. New Jersey: Houghton Mifflin.
- Silberberg, M. (2006). *Chemistry: The molecular nature of matter and change*. 4th ed. New York: McGraw-Hill.
- Smoot, R., Price, J. y Smith, R. (1988). *Química: Un curso moderno*. Ohio: Merrill Publishing.