REPÚBLICA BOLIVARIANA DE VENEZUELA

UNIVERSIDAD NACIONAL EXPERIMENTAL POLITÉCNICA

“ANTONIO JOSÉ DE SUCRE”

VICE/RECTORADO: LUIS CABALLERO MEJÍAS/GUARENAS

INGENIERÍA MECÁNICA, SECCIÓN 10

ASIGNATURA: QUIMICA I.

PROFESOR: INTEGRANTE:

Alberto Torres Pedro Gómez

Exp: 2011200025

Guarenas, mayo del 2012

En la naturaleza nos encontramos con sistemas observables mediante nuestros sentidos y con sistemas que no podemos observar directamente. Necesitamos imaginarnos cómo son esos sistemas no observables, y representarlos con elementos materiales cuyo funcionamiento sea lo más análogo posible a nuestro conocimiento de ese mundo. Eso es un modelo, pero para que sea aceptado por los científicos debe:

* Explicar los fenómenos observables.
* Sus hipótesis deben ser contrastables experimentalmente.
* Poseer coherencia interna y con el resto de conocimientos aceptados.
* Permitir predecir fenómenos.

El concepto de átomo existe desde la [Antigua Grecia](http://es.wikipedia.org/wiki/Antigua_Grecia) propuesto por los filósofos griegos: [Demócrito](http://es.wikipedia.org/wiki/Dem%C3%B3crito), [Leucipo](http://es.wikipedia.org/wiki/Leucipo_de_Mileto" \o "Leucipo de Mileto) y [Epicuro](http://es.wikipedia.org/wiki/Epicuro); que decía que todos los cuerpos materiales son agregados de innumerables partículas tan pequeñas que no son visibles por los ojos humanos , los llamaron átomos (del griego indivisibles). Creía que había cuatro clases diferentes de átomos: los átomos de la piedra, pesados y secos; los átomos de agua, pesados y húmedos; los átomos de aire, fríos y ligeros, y los átomos de fuego, fugitivos y calientes, sin embargo, no se generó el concepto por medio de la experimentación sino como una necesidad filosófica que explicara la realidad, ya que, como proponían estos pensadores, la materia no podía dividirse indefinidamente, por lo que debía existir una unidad o bloque indivisible e indestructible que al combinarse de diferentes formas creara todos los cuerpos que nos rodean.

 El siguiente avance significativo lo realizó en [1773](http://es.wikipedia.org/wiki/1773) el químico francés [Antoine-Laurent de Lavoisier](http://es.wikipedia.org/wiki/Antoine-Laurent_de_Lavoisier" \o "Antoine-Laurent de Lavoisier) cuando postuló su enunciado: «La materia no se crea ni se destruye, simplemente se transforma». La ley de conservación de la masa o ley de conservación de la materia, luego de medir la masa de los reactivos y productos de una reacción, y concluyó que las sustancias están compuestas de átomos esféricos idénticos para cada elemento, pero diferentes de un elemento a otro.

Luego en [1811](http://es.wikipedia.org/wiki/1811), el físico italiano [Amedeo Avogadro](http://es.wikipedia.org/wiki/Amedeo_Avogadro" \o "Amedeo Avogadro), postuló que a una temperatura, presión y volumen dados, un gas contiene siempre el mismo número de partículas, sean átomos o moléculas, independientemente de la naturaleza del gas, haciendo al mismo tiempo la hipótesis de que los gases son [moléculas](http://es.wikipedia.org/wiki/Mol%C3%A9cula) poliatómicas con lo que se comenzó a distinguir entre átomos y moléculas.

El químico ruso [Dmítri Ivánovich Mendeléyev](http://es.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Mendel%C3%A9yev" \o "Dmitri Mendeléyev) creó en [1869](http://es.wikipedia.org/wiki/1869) una clasificación de los elementos químicos en orden creciente de su masa atómica, remarcando que existía una periodicidad en las propiedades químicas.

La visión moderna de su estructura interna tuvo que esperar hasta el [experimento de Rutherford](http://es.wikipedia.org/wiki/Experimento_de_Rutherford) en [1911](http://es.wikipedia.org/wiki/1911) y el modelo atómico de [Bohr](http://es.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr" \o "Niels Bohr). Posteriores descubrimientos científicos, como la [teoría cuántica](http://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_cu%C3%A1ntica), han permitido conocer con mayor detalle las propiedades físicas y químicas de los átomos.

Si el siglo XIX comenzó con la propuesta del [modelo atómico de Dalton](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/mod_dalton.htm), a lo largo del mismo se estudiaron una serie de fenómenos que pusieron de manifiesto lo inadecuado de suponer que los átomos eran indivisibles. Algunas de las aportaciones más importantes que llevaron a los científicos de finales del siglo XIX a suponer que los átomos debían ser algo más complejo de lo imaginado por Dalton.

Con las experiencias de [Faraday](http://es.wikipedia.org/wiki/Michael_Faraday) sobre la [electrólisis](http://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3lisis) se empezó a pensar en la naturaleza eléctrica de la materia y en la posible divisibilidad de los átomos.

La tabla periódica de [Mendeleiev](http://es.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Ivanovich_Mendeleyev), que tomaba como base la masa atómica, al tiempo que supuso un gran avance en los conocimientos de la química, generaba nuevas preguntas que apuntaban la existencia de una estructura interna en los átomos.

**Los espectros atómicos**

Los rayos catódicos

Para establecer una corriente eléctrica entre los extremos de un tubo con un gas a baja presión es necesario conectar dos objetos metálicos, situados en el interior del tubo, a un generador de corriente capaz de proporcionar un voltaje muy elevado. Esos dos objetos se denominan electrodos, y en concreto llamamos cátodo al conectado al polo negativo y ánodo al conectado al positivo del generador.

Cuando circula la corriente ese gas se "excita" y emite su espectro característico, pero si en el tubo se consigue una presión muy baja, la luz desaparece y se nota una fluorescencia muy débil en la parte opuesta al cátodo. Esta fluorescencia se supuso que era debida a una radiación que partía del cátodo, por lo que se la conoce con el nombre de rayos catódicos.

Una vez descubiertos, se empezó a estudiar su comportamiento tratando de identificar su naturaleza y procedencia. En [experiencias diversas](http://members.chello.nl/~h.dijkstra19/page7.html) se pudo comprobar que los rayos catódicos:

* Son atraídos por cuerpos cargados positivamente.
* Pueden desviarse por la acción de un campo magnético.
* Provocan la aparición de una sombra cuando se interpone un objeto en su camino.
* Hacen girar las aspas de un molinillo que se interponga en su camino.
* Todas estas propiedades no dependen del gas encerrado en el tubo o del metal del cátodo.

Thomson demostró que las propiedades de los rayos catódicos se podían explicar si se consideraba que estaban constituidos por haces de partículas con carga negativa, y propuso que esas partículas estaban presentes en los átomos de todos los elementos, además, determinó experimentalmente la relación carga masa (q/m) de dichas partículas y comprobó que era la misma fuese cual fuese el gas encerrado o el metal de los electrodos. Estas partículas idénticas entre sí, con carga negativa y que se debían encontrar en todos los átomos, recibieron el nombre de electrones.

**Modelo atómico de Dalton**

En 1808, Dalton formuló su teoría atómica, que fue el primer modelo atómico con bases científicas, no como los de los griegos Demócrito y Leucipo que eran conceptos sin experimentos.

Introduce la idea de la discontinuidad de la materia, es decir, es la primera teoría científica que considera que la materia está dividida en átomos. Los postulados básicos de esta teoría son:

* La materia está dividida en unas partículas indivisibles e inalterables llamadas átomos.
* Los átomos son partículas muy pequeñas y no se pueden ver a simple vista.
* Todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, igual masa e iguales propiedades.
* Los átomos de distintos elementos tienen distinta masa y distintas propiedades.
* Los compuestos se forman cuando los átomos se unen entre sí, en una relación constante y sencilla.
* En las reacciones químicas los átomos se separan o se unen; pero ningún átomo se crea ni se destruye, y ningún átomo de un elemento se convierte en átomo de otro elemento.

**Modelo atómico de Thomson**

Es una teoría sobre la estructura [atómica](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo) propuesta en 1904 por [Joseph John Thomson](http://es.wikipedia.org/wiki/Joseph_John_Thomson), descubridor del [electrón](http://es.wikipedia.org/wiki/Electr%C3%B3n) en 1897. En dicho modelo, el [átomo](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo) está compuesto por [electrones](http://es.wikipedia.org/wiki/Electrones) de carga negativa en un átomo positivo, como un budín de pasas. Se pensaba que los electrones se distribuían uniformemente alrededor del átomo. En otras ocasiones, en lugar de una sopa de carga negativa se postulaba con una nube de carga positiva.

La idea de que los electrones procedían de los propios átomos rompía con la indivisibilidad de los mismos que propuso Dalton y al mismo tiempo planteaba otras importantes preguntas:

* Si el átomo no es indivisible; ¿cómo es "por dentro"?
* Si se considera que el átomo es eléctricamente neutro y hemos visto que en su interior hay carga eléctrica negativa, tendrá que haber también carga positiva; ¿cómo se encuentra esta?

Dos años después de haber descubierto el electrón [Thomson](http://es.wikipedia.org/wiki/Joseph_John_Thomson) propuso su modelo acerca de la estructura interna del átomo.

**Modelo atómico de Rutherford**

Radiactividad

Fue descubierta por [Henri Becquerel](http://es.wikipedia.org/wiki/Henri_Becquerel) en 1896 cuando investigaba un mineral de uranio. El fenómeno consistía en la emisión espontánea de radiaciones capaces de atravesar cuerpos opacos, impresionaban placas fotográficas incluso bien envueltas en papel negro. Dos años más tarde, los estudios de [María Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Marie_Curie) y su marido [Pierre Curie](http://es.wikipedia.org/wiki/Pierre_Curie) permitieron el descubrimiento de dos nuevos elementos radiactivos, el polonio y el radio.

Las radiaciones emitidas fueron estudiadas por [Rutherford](http://es.wikipedia.org/wiki/Ernst_Rutherford) que, en 1898, encontró dos tipos de radiaciones emitidas por el uranio, a las que llamó \alpha(alfa) y \beta(beta). Poco después Paul Villard identificó un tercer tipo de radiaciones a las que llamó \gamma(gamma) .

En 1902 Rutherford y Soddy, tras analizar las características de esas radiaciones, llegaron a las siguientes conclusiones:

* La radiación \alpha(alfa) estaba constituida por partículas de carga eléctrica positiva (con una carga doble de la del electrón), una masa aproximadamente cuatro veces mayor que la del átomo de hidrógeno y se desplazan a gran velocidad (unos 20.000 km/s). En 1909 Rutherford, junto con T. Royds, estableció definitivamente que las partículas \alpha(alfa), eran iones de helio.
* La radiación \beta(beta) estaba formada por partículas con carga negativa y una masa mucho menor que la de las radiaciones\alpha(alfa), eran electrones.
* La radiación \gamma(gamma) no experimentaba desviaciones como consecuencia de interacciones eléctricas y magnéticas y parecía ser una radiación electromagnética de alta energía.

El modelo nuclear del átomo elaborado por Rutherford presentaba importantes limitaciones:

* Según la Física clásica, una partícula con carga eléctrica y acelerada emite energía en forma de radiación electromagnética. Un electrón: que gira alrededor del núcleo a velocidad constante es una partícula cargada sometida a una aceleración, ya que la dirección de su vector velocidad cambia continuamente. Por tanto, los electrones, en el modelo de Rutherford, emitirían energía por radiación y al ir perdiendo esa energía describirán una trayectoria en espiral hasta caer en el núcleo. Así, el átomo de Rutherford es inestable, se colapsaría, algo que no ocurre.
* Aparentemente, las diferentes propiedades de los átomos no son debidas al número de protones o de electrones, pues átomos con parecido número de partículas poseen propiedades muy diferentes.
* No explica los espectros atómicos.

Contrastación del modelo atómico de Thomson

El modelo atómico de Thomson debía ser puesto a prueba para contrastar su validez. Rutherford ideó un [experimento](http://es.wikipedia.org/wiki/Experimento_de_Rutherford) consistente en "bombardear" con un haz de partículas \alpha(alfa) una fina lámina de metal.

El resultado que cabía esperar era que las partículas \alpha(alfa) atravesaran la lámina dispersándose muy poco de su trayectoria, estas eran las razones:

* Las partículas \alpha(alfa) poseen una gran masa (8.000 veces mayor que la del electrón) y gran velocidad (unos 20.000 km/s), al encontrarse los electrones distribuidos uniformemente dentro de la masa con carga positiva, la fuerza de atracción o repulsión eléctrica sobre las partículas \alpha(alfa) sería muy pequeña.
* Además, como las partículas \alpha(alfa) debían pasar por un gran número de átomos para atravesar la lámina de metal, las desviaciones hacia diferentes direcciones se irían compensando.

Pero los resultados experimentales encontrados no fueron los esperados:

* La mayor parte de las partículas \alpha(alfa) atraviesan la lámina sin desviarse, unas pocas experimenta notables desviaciones y algunas retroceden como si hubiesen rebotado.

**La constitución del núcleo atómico**

En 1903, los experimentos con [rayos X](http://es.wikipedia.org/wiki/Rayos_x) de [Moseley](http://es.geocities.com/fisicas/cientificos/fisicos/moseley.htm) condujeron al descubrimiento de unas partículas en el núcleo de los átomos, a las que se llamó protones, con una carga positiva del mismo valor a la del electrón y masa aproximadamente igual a la del hidrógeno. El número de protones de los núcleos atómicos coincidía con el número de orden del elemento en la tabla periódica, llamado número atómico (Z).

Se supuso la existencia de unas partículas sin carga eléctrica, a las que se llamó neutrones, y que en el núcleo protones y neutrones debían ejercerse fuerzas atractivas de una nueva naturaleza que, a distancias tan pequeñas como las nucleares, son superiores a las electrostáticas.

A estas fuerzas de atracción entre todas las partículas constituyentes del núcleo se las denominó fuerzas nucleares y permitían explicar la estabilidad del núcleo de los átomos. Hacia 1930, [Chadwick](http://es.wikipedia.org/wiki/James_Chadwick) comprobó la existencia de los neutrones.

La teoría cuántica de Planck y Einstein

La teoría cuántica fue propuesta en 1900 por el físico [Max Planck](http://es.wikipedia.org/wiki/Max_Planck) para explicar la radiación de un cuerpo caliente. Según esa teoría, la energía de los sistemas está cuantizada, lo que significa que solamente puede tomar ciertos valores, que son múltiplos enteros de una cantidad determinada llamada cuanto de energía.

Unos pocos años después [Albert Einstein](http://es.wikipedia.org/wiki/Albert_Einstein) utilizó la teoría cuántica para tratar la emisión de electrones por metales expuestos a la luz (el efecto fotoeléctrico). Einstein extendió el concepto de cuantización de la energía a la radiación electromagnética. Propuso la hipótesis de que la energía transportada por la radiación electromagnética estaba concentrada en pequeñas regiones discretas (como en pequeños "granos de energía") a esas porciones de energía o cuantos de energía los llamó fotones.

**El modelo atómico de Bohr**

[Niels Bohr](http://es.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr), en 1910, compaginó la idea de átomo nuclear de Rutherford con los nuevos conocimientos de Física que comenzaban a desarrollarse en aquella época (la teoría cuántica de Planck y Einstein) y elaboró un nuevo modelo atómico, algunas de cuyas características son:

* Los electrones sólo pueden describir ciertas órbitas circulares de modo estable. En cada una de esas órbitas, al sistema formado por el electrón y el resto del átomo le corresponde una determinada energía, que no puede tomar cualquier valor. Como sólo hay ciertos valores de energía permitidos, a cada uno de ellos le corresponde un radio de órbita estable. En esencia, según este modelo, un electrón no puede encontrarse a cualquier distancia del núcleo.
* Las órbitas de mayor energía son las de mayor radio.
* Mientras que un electrón gira en una órbita, no emite energía alguna.
* Cuando un átomo absorbe suficiente energía un electrón puede pasar a otra órbita de mayor energía, y sólo vuelve a una órbita permitida más interna si emite la diferencia de energía que corresponda mediante la emisión de un fotón. Esto explica la existencia de los espectros discontinuos de emisión.
* Cuando un gas se "excita", lo que está ocurriendo es que la energía que aportamos la ganan los átomos de ese gas, cuyos electrones "saltan" a órbitas más alejadas del núcleo.
* Como esta situación es inestable, casi inmediatamente los átomos pierden esa energía, para lo cual, los electrones vuelven a su órbita inicial y se emite radiación electromagnética (luz).

Distribución de los electrones en niveles energéticos

Todo parece apuntar a que, es la "organización" de los electrones en el átomo la fuente de las diferencias y las semejanzas de propiedades. Si ello fuera así, la organización o estado de los electrones en los átomos correspondientes a los elementos de una misma columna del sistema periódico debería ser muy similar.

Bohr propuso que los electrones se distribuían en niveles de energía y subniveles:

* Los niveles se numeran desde el 1 en adelante. Cuanto mayor es el nivel mayor la energía que le corresponde y mayor el radio de las órbitas.
* Cada nivel se divide en diferentes subniveles, para nombrarlos se combina el valor numérico del nivel con las letras: s, p, d, f ...
* El número se subniveles en cada nivel coincide con el valor numérico de este. En el nivel 1 nos encontramos con 1 subnivel (1s), en el 2 con 2 (2s y 2p), en el 3 con 3 (3s, 3p y 3d) ...
* El número máximo de electrones en cada subnivel es: “s” 2 electrones; “p” 6 electrones; “d” 10 electrones; “f” 14 electrones.
* Los electrones (en un estado no excitado del átomo o estado fundamental) se colocan en el átomo de forma que tengan la menor energía posible.

La configuración electrónica de un átomo nos muestra cómo se distribuyen los electrones en cada nivel principal y subnivel. Se suele utilizar la siguiente notación:

* Be (Z = 4): 1s22s2
* C (Z = 6): 1s2 2s2p2
* (Z = 8): 1s2 2s2p4

donde los superíndices indican el número de electrones en los subniveles. Para escribir la configuración electrónica de un átomo, en su estado fundamental, iremos "llenando" los subniveles, hasta colocar todos los electrones que el átomo posea.

Limitaciones del modelo atómico de Bohr

El modelo de Bohr sólo explicó, de forma cuantitativa, el espectro de emisión del hidrógeno, ya que el espectro predicho teóricamente por el modelo coincidía con el que se podia observar en los experimentos. Sin embargo, no pudo hacer lo mismo con los espectros de átomo con más de dos electrones ni explicar por qué en los espectros unas rayas era más intensas que otras. Todo ello hizo que dicho modelo fuese sufriendo algunos retoques hasta llegar al modelo cuántico actual.

**La tabla periódica de los elementos**

El trabajo de Mendeleiev y otros científicos, permitió ordenar y clasificar los elementos conocidos en función de sus propiedades periódicas.

* Los elementos se colocan en orden creciente de sus números atómicos
* Están ordenados en columnas verticales constituyendo un grupo o familia. Hay dieciocho grupos, que van numerados del uno al dieciocho. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades parecidas pero no iguales.
* Los elementos situados en una misma fila horizontal forman un período. Las propiedades de los elementos situados en un mismo período varían gradualmente.
* Los elementos situados en las columnas altas (las dos primeras de la izquierda y las seis que hay situadas más a la derecha de la tabla) se conocen con el nombre de elementos representativos, mientras que los otros se conocen como elementos de transición.
* Los elementos metálicos se sitúan preferentemente en la parte izquierda y central de la tabla. Son elementos con propiedades características comunes como su brillo, la alta conductividad térmica y eléctrica, sus reacciones con los ácidos, etc. Por otra parte, los llamados no metales se sitúan preferentemente en la parte derecha de la tabla. En realidad el carácter metálico o no metálico de una sustancia hay que entenderlo como algo relativo, hay algunos elementos, a los que llamamos semimetales, que tienen características intermedias entre metales y no metales.
* Fuera de la tabla se colocan dos series, cada una con catorce elementos, que por sus propiedades químicas deberían estar en el grupo 3. Son los llamados lantánidos (porque les correspondería a todos el lugar que ocupa el lantano) y los actínidos (porque les correspondería el lugar que ocupa el actinio). Ambas series constituyen lo que se llaman elementos de transición interna.
* El hidrógeno, que es un no metal, habitualmente aparece colocado en el grupo 1, pues sus propiedades químicas coinciden con las de los metales alcalinos, pero sus propiedades físicas no concuerdan con las de ese grupo, son más semejantes a las de los halógenos.