

INDICE

• Introducción.....	3
• Modelo atómico de Dalton.....	4
• Postulados de Dalton	
• Ley de proporciones múltiples	
• Modelo atómico de Thomson.....	7
• Descubrimiento del electrón	
• Modelo de átomo de Thomson	
• Modelo atómico de Rutherford.....	10
• Experimento de Rutherford	
• Postulados de Rutherford	
• Modelo atómico de Bohr.....	13
• Espectros atómicos	
• Fórmula de Rydberg	
• Teoría cuántica de Planck	
• Postulados de Bohr	
• Explicación de los espectros atómicos por el modelo de Bohr	
• Modelo atómico actual. Modelo mecano-cuántico.....	19
• Corrección de Sommerfeld	
• Efecto Zeeman	
• Dualidad onda-corpúsculo de De Broglie	
• Principio de incertidumbre de Heisenberg	
• Ecuación de Schrödinger	
• Números cuánticos	
• Bibliografía	25

1.- INTRODUCCIÓN

Cada sustancia del universo, las piedras, el mar, nosotros mismos, los planetas y hasta las estrellas más lejanas, están enteramente formada por pequeñas partículas llamadas átomos.

Son tan pequeñas que no son posible de ver o de fotografiar. Para hacernos una idea de su tamaño, un punto de esta línea puede miles de millones de átomos.

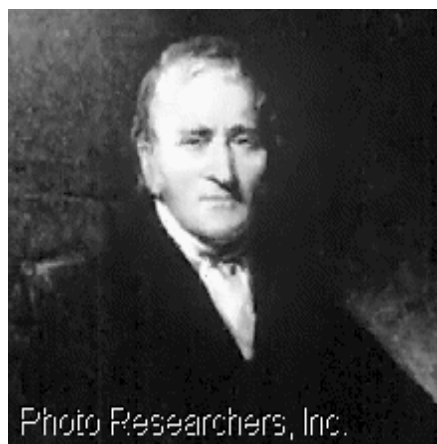
Estas pequeñas partículas son estudiadas por la química, ciencia que surgió en la edad media y que estudia la materia.

Pero si nos adentramos en la materia nos damos cuenta de que está formada por átomos. Para comprender estos átomos a lo largo de la historia diferentes científicos han enunciado una serie de teorías que nos ayudan a comprender la complejidad de estas partículas. Estas teorías significan el asentamiento de la química moderna.

Estas teorías que tanto significan para la química son las que vamos a estudiar en las próximas hojas de este trabajo. Empezando por el descubrimiento del átomo como unidad de materia hasta llegar a la teoría mecano-cuántica del átomo, o lo que es lo mismo el modelo atómico que conocemos actualmente. En este trabajo aparecen los diferentes modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y, por último, el modelo mecano-cuántico. Se analizarán todas ellas teniendo en cuenta todas las observaciones, leyes, hipótesis, exposiciones y teorías propuestas por los químicos nombrados anteriormente.

2.- Modelo atómico de Dalton

John Dalton (Eaglesfield, Inglaterra 1766 – Manchester, Inglaterra 1844) fue un químico y físico británico que desarrolló la primera teoría atómica en la que se basa la ciencia física moderna. Su teoría fue formulada primeramente en 1803 y en 1808 publicó su obra *Nuevo sistema de filosofía química*. En este libro explicaba su teoría atómica.



John Dalton

El modelo atómico de Dalton introduce la idea de discontinuidad de la materia, es decir, esta es la primera teoría científica de la historia que considera que la materia está dividida por átomos. Para el físico inglés, los átomos eran esferas macizas.

Mediante esta teoría Dalton observó que su teoría permitía, a la vez, interpretar las propiedades físicas de los gases y explicar las leyes ponderales de las combinaciones químicas.

Postulados de Dalton

John Dalton escribió los siguientes postulados básicos sobre su teoría atómica:

- La materia está dividida por unas pequeñas partículas indivisibles e inalterables a las que denominamos átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, es decir, presentan la misma masa e iguales propiedades.

- Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular tienen distinta masa y propiedades diferentes.
- Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos.
- Los compuestos se forman cuando los átomos de diferentes elementos se unen entre sí, en una relación constante y sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas).

En su día en esta teoría atómica no se observó ningún error, pero gracias a otros modelos atómicos actualmente sabemos que los átomos sí pueden dividirse y alterarse si están expuestos a una serie de condiciones concretas.

Hoy en día es necesario introducir el concepto de los átomos isótopos, que son aquellos los cuales pertenecen al mismo elemento, que tienen distinta masa, y esa es justamente la característica que los diferencia entre sí.

Ley de proporciones múltiples

Dalton, además de esta teoría creó la ley de las proporciones múltiples. Cuando los elementos se combinan en más de una proporción, y aunque los resultados de estas combinaciones son compuestos diferentes, existe una relación entre esas proporciones.

Cuando dos elementos se combinan para formar una más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combina con una cantidad fija del otro están relacionadas entre sí por números enteros sencillos.

Representación de distintos átomos según Dalton:

• Oxígeno

• Hidrógeno

Azufre

Cobre

• Carbono

Representación de un cambio químico según Dalton:

• + ••••

Esto quería decir que un átomo de oxígeno más un átomo de hidrógeno daba un átomo o molécula de agua

La formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno supone la combinación de átomos de estos elementos para formar moléculas de agua. Dalton, equivocadamente, supuso que la molécula de agua contenía un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno

3.- Modelo atómico de Thomson

Joseph John Thomson (Chester, Inglaterra 1856 – Cambridge, Inglaterra 1940) se interesó por los problemas de la física en general, pero especialmente investigó las propiedades eléctricas de la materia.

Joseph John Thomson

Según el modelo de Thomson el átomo consistía en una esfera de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados de un modo parecido como lo están las pasas en un pastel. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra.

Descubrimiento del electrón

El primer experimento que condujo a este modelo atómico fue hecho por Thomson entre los años 1897 a 1903, mediante el cual estudió la descarga eléctrica que se produce dentro de los tubos al vacío parcial, llamados *tubos de rayos catódicos*. El aire enrarecido pare que si alguna partícula pequeña se desplace y choca una molécula de nitrógeno u oxígeno, se produzca una iluminación en la dirección del flujo de partículas de modo que pueda identificarse. Thomson encontró que cuando un voltaje suficientemente alto era aplicado entre los electrodos como muestra la figura, un rayo al que llamo rayo catódico se producía.

Este rayo viajaba hacia el electrodo (+) por lo que Thomson dedujo que se trataba de un flujo de partículas repelidas por el electrodo (-) por lo que necesariamente las partículas del flujo eran (-) a las cuales llamo desde entonces electrones.

Para demostrar que se trataba de partículas cargadas negativamente Thomson ideó colocar otra pila con electrodos positivo y negativo perpendiculares al haz que se origina en el polo negativo, como muestra la siguiente figura. Así él también descubrió que el flujo se desviaba hacia el polo positivo de la pila

Modelo de átomo de Thomson

Naturalmente que estas consideraciones conducen al problema de la distribución dentro de un átomo de las cargas positivas y negativas. Como ya hemos dicho anteriormente J.J. Thomson propuso un modelo atómico de un átomo según el cual los electrones cargados negativamente estaban localizados dentro de una distribución de carga positiva. Se suponía que la distribución de la carga positiva era de forma esférica con un radio cuyo orden de magnitud era de 10^{-10} m () que era el radio conocido para un átomo. Debido a su repulsión mutua, los electrones se deberían distribuir uniformemente en la esfera de carga positiva, por lo que este modelo también es conocido como *pastel de pasas*. En un átomo en su estado de energía posible más bajo, los electrones deberían estar fijos en sus posiciones de equilibrio, en cambio, en los átomos excitados, los electrones deberían vibrar alrededor de un cuerpo cargado acelerado, tal como un electrón vibrando, emite una radiación electromagnética, era posible entender la emisión de dicha radiación por átomos excitados. Sin embargo, existía un desacuerdo con los espectros atómicos observados.

Modelo atómico de Thomson

4.- Modelo atómico de Rutherford

Ernest Rutherford (Nelson, Nueva Zelanda 1871 – Cambridge, Inglaterra 1937) fue un físico británico y alumno de J.J. Thomson. Dedicó su vida al estudio de la materia y la radiactividad.

Ernest Rutherford

Experimento de Rutherford

El experimento de Rutherford consistía en bombardear una lámina de oro muy fina, de un aproximado espesor de 10^{-3} cm, con un haz de partículas . Las partículas son iones He^{2+} ; son uno de los tipos de partículas

que se producen cuando se descompone una sustancia radiactiva.

Según el modelo de Thomson lo que cabía esperar es que el haz de partículas atravesase la lamina separándose algo más unas partículas de otras. Sin embargo, Rutherford obtuvo unos resultados sorprendentes: algunas partículas sufrían desviaciones considerables y una mínima parte incluso rebotaba en la lámina de oro y volvía hacia atrás.

Las grandes desviaciones de algunas partículas sólo se podían explicar por choque contra una partícula de gran masa y elevada carga positiva. Esto hizo suponer a Rutherford que toda la carga positiva del átomo estaba concentrada en un pequeño gránulo, donde residía, además, la casi totalidad de su masa. Los datos experimentales indicaban que el radio del núcleo era mas de diez mil veces menor que el del átomo.

Como el peso atómico de los elementos tenía un valor mucho mayor que el calculado a base de los protones del núcleo, Rutherford sugirió que en los núcleos de los átomos tenían que existir otras partículas de masa casi igual a la del protón, pero sin carga eléctrica, por lo que las llamo *neutrones*. El neutrón fue descubierto experimentalmente en 1932 por Chadwick, quien, al bombardear el berilio con partículas , observó que se producían unas partículas que identificó con los neutrones predichos por Rutherford.

Partícula	Carga electrónica (Coulombs)	Masa (kg.)
Electrón	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$	$9,1091 \cdot 10^{-31}$
Protón	$+1,6021 \cdot 10^{-19}$	$1,6725 \cdot 10^{-27}$
Neutrón	—	$1,6748 \cdot 10^{-27}$

Postulados de Rutherford

En 1911, Ernest Rutherford introdujo un nuevo modelo de átomo, también llamado modelo atómico planetario. Rutherford consideró que el átomo se dividía en:

- Un núcleo central, el cual contiene los protones y neutrones, y por tanto allí, se concentra toda la carga positiva y también casi toda la masa del átomo.
- Una corteza, formada por los electrones, que giran alrededor del núcleo en órbitas circulares, de forma similar a como los planetas giran alrededor del Solo, por lo que también es llamado modelo atómico planetario
- Los experimentos de Rutherford demostraron que el núcleo es muy pequeño con el tamaño de todo el átomo, por lo que podemos decir que el átomo esta prácticamente hueco.

Al igual que los modelos atómicos anteriores, el de Dalton y Thomson, el modelo de Rutherford no explicaba ciertos comportamientos de los átomos ni el espectro atómico de éstos. Este modelo atómico se contradecía con las leyes del electromagnetismo de Maxwell, las cuales estaban ampliamente comprobadas mediante numerosos datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento, como es el electrón, debería emitir energía continuamente en forma de radiación, con lo que llegaría un momento en el que el electrón caería sobre el núcleo del átomo y, por tanto, la materia se destruiría; esto debería ocurrir en un tiempo muy breve.

5.- Modelo atómico de Bohr

Espectros atómicos:

Cuando se hace pasar la radiación emitida por un cuerpo caliente a través de un prisma óptico, se descompone en distintas radiaciones electromagnéticas dependiendo de su distinta longitud de onda (los distintos colores de la luz visible, radiaciones infrarrojas y ultravioletas) dando lugar a un espectro óptico. Todas las radiaciones obtenidas impresionan las películas fotográficas y así pueden ser registradas.

- Espectro de emisión:

Aquellos espectros que se obtienen al descomponer las radiaciones emitidas por un cuerpo, cuando éste ha sido excitado previamente.

Los espectros de emisión continuos se obtienen al pasar radiaciones de cualquier sólido incandescente por un prisma. Todos los sólidos a la misma temperatura producen espectros de emisión iguales.

Espectro de la luz blanca

Los espectros de emisión discontinuos se obtienen al pasar la luz de vapor o gas previamente excitado. En este caso las radiaciones emitidas son características de átomos excitados.

Espectro de emisión del Litio

- Espectros de absorción:

Los espectros atómicos resultantes de intercalar una determinada sustancia entre una fuente de luz y un prisma.

Los espectros de absorción continuos se obtienen al intercalar el sólido entre el foco de radiación y el prisma. Así, por ejemplo, si intercalamos un vidrio de color azul quedan absorbidas todas las radiaciones excepto la radiación azul.

Los espectros de absorción discontinuos se producen al intercalar vapor o gas entre la fuente de radiación y el prisma. Se observan bandas o rayas situadas a la misma longitud de onda que los espectros de emisión de esos mismos vapores o gases.

Espectro de absorción del Litio

Formula de Rydberg:

Permite calcular la longitud de onda, λ , de cualquiera de las líneas que forman el espectro del hidrógeno:

$$1/\lambda = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

λ : longitud de onda de cada línea del espectro ($1/\lambda$: número de ondas)

n_1, n_2 : números enteros positivos ($n_1 < n_2$)

R : constante de Rydberg = $109677,7 \text{ cm}^{-1}$

Esta misma fórmula puede utilizarse para calcular la frecuencia de cada línea espectral; en ese caso, $1/\lambda$ se reemplaza por la frecuencia ν , y la constante R vale $3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

En función del valor n_1 , podemos distinguir diferentes series en el espectro atómico del hidrógeno:

n1 = 1: serie d Lyman

n2 = 2: serie de Balmer

n3 = 3: serie de Paschen

n4 = 4: serie de Brackett

n5 = 5: serie de Pfund

n6 =6: serie de Humphreys

Teoría cuántica de Planck

Sabemos que la materia está dividida en unas partículas mínimas, los átomos, de forma que cualquier cantidad de materia será siempre un número entero átomos. La teoría cuántica de Planck será extiende esta idea a la energía: cuando una sustancia absorbe o emite energía, no puede absorberse o emitirse cualquier cantidad de energía, sino que definimos una cantidad mínima llamada *cuanto* (que será el equivalente en energía a lo que es el átomo para la materia). De esta manera, cualquier cantidad de energía que se emita o se absorba deberá ser un número entero de cuantos.

Max Planck

Cuando la energía está en forma de radiación electromagnética (es decir, de una radiación similar a la luz), se denomina energía radiante y su unidad mínima recibe el nombre de *fotón*. La energía de un *fotón* viene dada

por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

h: constante de Planck = $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

ν : frecuencia de la radiación (es un parámetro que sirve para diferenciar unas radiaciones de otras).

Postulados de Bohr:

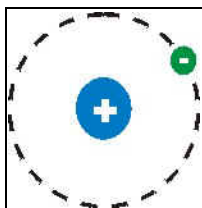
	El modelo atómico de Rutherford llevaba a unas conclusiones que se contradecían claramente con los datos experimentales. Para evitar esto, Niels Bohr (Copenhague 1885 – Copenhague 1962) planteó unos postulados que no estaban demostrados en principio pero que después llevaba a unas conclusiones que sí eran coherentes con los datos experimentales; es decir, la justificación experimental de este modelo es a posteriori.
--	---



Niels Bohr

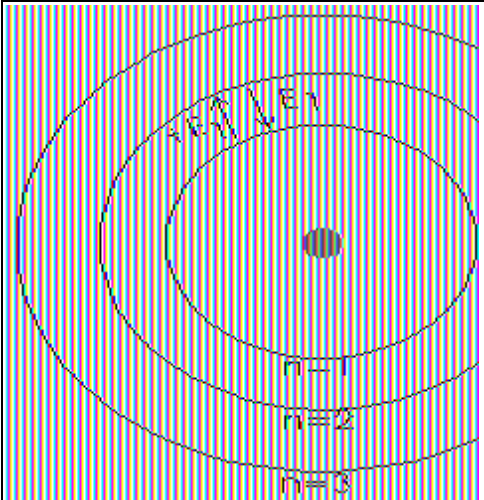
En 1913 Niels Bohr desarrollo un modelo en el que exponía los siguientes postulados:

- Un electrón en un átomo se mueve en una órbita circular alrededor del núcleo bajo la influencia de la atracción de Coulomb entre el electrón y el núcleo, sujetándose a las leyes de la mecánica clásica.
- En vez de una infinidad de órbitas que eran posibles en la mecánica clásica, para un electrón solo es posible moverse en una, para la cual su momento angular de orbital es un múltiplo entero de h , la constante de Planck dividida entre 2 , donde n es el número cuántico principal.
- A pesar de que el electrón se acelera constantemente cuando se mueve en una de estas órbitas permitidas no radia energía electromagnética. Entonces su energía total E permanece constante.
- Se emite radiación electromagnética si un electrón, que inicialmente se mueve en una órbita de energía total E_i , cambia su movimiento de manera discontinua para moverse en una órbita de energía total E_f . La frecuencia de la radiación emitida ν es igual a la cantidad $(E_i - E_f)$ dividida entre la constante de Planck, h .



Modelo atómico de Bohr

Explicación de los espectros atómicos por el modelo de Bohr

	Bohr introdujo el número cuántico principal, el número n, que da nombre a las distintas órbitas de átomo. El electrón, cuando emite energía cae de una órbita a otra más próxima al núcleo, lo contrario ocurre cuando el electrón capta energía. Según la teoría electromagnética una carga acelerada tiene que irradiar energía, no puede haber ningún orbital permanente. Por eso Bohr argumentaba que no se podía perder energía continuamente sino en cuantos (de acuerdo con la teoría de Planck) equivalentes a la diferencia de energía entre las órbitas posibles.
--	---

Cuando a un átomo se le suministra energía y los electrones saltan a niveles más energéticos, como todo sistema tiene a tener la menor energía posible, el átomo es inestable y los electrones desplazados vuelven a ocupar en un tiempo muy breve el lugar que dejasen vacío de menor energía, llamados niveles energéticos fundamentales.

Así pues, ya tenemos una explicación de los espectros atómicos con el modelo de Bohr. Cuando un átomo es excitado por alguna energía exterior, algún electrón absorbe dicha energía pasando de un nivel energético fundamental a niveles de energía superior. Como, según Planck, la absorción de energía esta cuantizada, la diferencia de energía entre ambos niveles será $h \cdot \nu$. El electrón absorbe solo una radiación de frecuencia ν determinada mayor, cuanto mayor sea el salto del electrón.

Como el átomo excitado es inestable, en un tiempo muy breve el electrón desplazado volverá al nivel energético fundamental, emitiendo una energía de la misma frecuencia, $h \cdot \nu$, que absorbió anteriormente.

Así el espectro de emisión de un elemento estará formado por líneas definidas, situadas en la misma longitud de onda que el espectro de emisión, separadas por zonas oscuras.

Ello explica por que los espectros de vapores o gases son discontinuos.

Es un hecho experimental que cada elemento químico tiene su espectro atómico característico.

Fue a partir de las series del hidrogeno, de las frecuencias de las distintas radiaciones emitidas, de donde Bohr dedujo los niveles de energía correspondientes a las órbitas permitidas. Sin embargo, al aplicar esta distribución de los niveles energéticos a otros elementos no se correspondían esos cálculos teóricos con los resultados experimentales de los espectros, que eran mucho más complejos. Incluso el mismo átomo de hidrogeno con espectroscopios más precisos producía líneas que con el modelo de Bohr no se podían explicar

6.- Modelo atómico actual. Modelo mecano-cuántico

Corrección de Sommerfield

Al perfeccionarse los espectroscopios, aparatos que muestran los espectros atómicos, se observó que las líneas del espectro del hidrogeno eran en realidad varias líneas muy juntas. Y lo que Bohr creyó que eran estados únicos de energía, eran varios estados muy próximos entre sí. Sommerfield lo interpretó diciendo que las órbitas podían ser elípticas. Para ello introdujo un nuevo número cuántico l , también llamado número azimutal, que puede valer:

$$l = 0, 1, \dots, (n-1)$$

Con este nuevo número cuántico, se determinan los tipos de orbitales s , p , d y f

$l=0$ orbital tipo s

$l=1$ orbital tipo p

$l=2$ orbital tipo d

$l=3$ orbital tipo f

ejemplos de orbitales

Este número nombra a cada uno de los niveles de energía posibles para cada valor de n . Con Sommerfield, para determinar la posición del electrón en el átomo de hidrogeno hay que dar dos números cuánticos l y m .

Efecto Zeeman

Cuando se obtiene un espectro del átomo de hidrogeno mientras el gas esta dentro de un campo magnético se observa un desdoblamiento de líneas que analizó Sommerfield. Cada una de estas líneas se desdobra en varias. Este fenómeno desaparecía al eliminar el campo magnético por lo que no se debe a que existían nuevos estados distintos de energía del electrón, sino que está provocado por la interacción del campo magnético externo y el campo magnético que crea el electrón al girar en su órbita.

Este problema se solucionó pensando que para algunas órbitas de Sommerfield existen varias orientaciones posibles en el espacio que interaccionan de forma distinta con el campo magnético externo. Para ello se creo un nuevo número cuántico que vale para cada valor de l :

$$m = -l, \dots, -1, 0, 1, \dots, +l$$

Para determinar la posición del electrón en el átomo de hidrógeno hay que dar tres números cuánticos: n , l , m .

Al perfeccionar los espectroscopios y analizar los espectros obtenidos por el efecto Zeeman, se comprobó que cada línea era en realidad dos líneas muy juntas. A esto se le llamó efecto Zeeman anómalo, y si desaparecía el campo magnético también desaparecía este efecto.

Se explicó admitiendo que el electrón puede girar sobre sí mismo y hay dos posibles giros, que interaccionaban de forma distinta con el campo magnético externo y que por eso cada línea se desdoblaba en dos. Se creó un nuevo número cuántico s , o número de spin o giro, al que se le dio dos valores, uno para cada sentido:

$$s = \pm 1/2$$

Después de esto se podía describir la posición de un electrón mediante cuatro números cuánticos: n , l , m y s .

Sin embargo, tanto la corrección de Sommerfield como el efecto Zeeman, tan solo servían para el átomo de hidrogeno, puesto que su aplicación en la descripción de otros átomos fracasó.

Dualidad onda corpúsculo de De Broglie

La naturaleza de la luz no es fácilmente analizable a no ser que la consideremos de tipo ondulatorio a fin de

explicar ciertos fenómenos, como la refracción o la difracción entre otros, o de tipo corpuscular al pretender hacerlo con otros fenómenos como el fotoeléctrico.

En 1923 el físico francés Louis De Broglie (Dieppe, Francia 1892 – París, Francia 1987) extendió el carácter dual de la luz a los electrones, protones, neutrones, átomos y moléculas y en general a todas las partículas materiales. Basándose en consideraciones relativas y en la teoría cuántica pensó que si la luz se comportaba como onda y como partícula la materia debería poseer este carácter dual.

Louis De Broglie

El movimiento de una partícula puede considerarse como el movimiento de un paquete de ondas, algo así como la superposición de varias ondas de longitudes de onda poco diferentes, cuyas oscilaciones se intensifican al máximo en el punto del espacio ocupado por la partícula, no hay nada de imaginario en estas ondas de materia, son tan reales como las ondas luminosas y las del sonido, aunque no sean observables en todos los casos, como ocurre con las ondas electromagnéticas, los espectros ondulatorios y de partículas de los cuerpos en movimiento nunca se pueden observar al mismo tiempo.

En ciertas situaciones una partícula en movimiento presenta propiedades ondulatorias y en otras situaciones presenta propiedades de partícula.

Principio de incertidumbre de Heisenberg

Uno de los aspectos más importantes de la mecánica cuántica es que no es posible determinar simultáneamente y de un modo completamente preciso la posición y la cantidad de movimiento de una partícula. Esta limitación de conocer la posición y la cantidad de movimiento de, en este caso, los electrones de un átomo se le conoce como principio de incertidumbre de Heisenberg (Würzburg, Alemania 1901 – Munich, Alemania 1976).

El principio de incertidumbre de Heisenberg es una consecuencia de la dualidad onda-partícula de la radiación y de la materia. Todos los objetos, independientemente de su tamaño, están regidos por el principio de incertidumbre, lo que significa que su posición y cantidad de movimiento se pueden expresar solamente como probabilidades, pero este principio sólo es significativo para dimensiones tan pequeñas como las que presentan los átomos y moléculas, partículas elementales de la materia. Este principio de Heisenberg carece de interés en la mecánica clásica, ya que las magnitudes involucradas son extremadamente grandes comparadas con el valor constante de h , constante de Planck.

Ecuación de Schrödinger

En 1926 el físico austríaco Erwin Schrödinger (Viena, Austria 1887 – Viena, Austria 1961) basándose en la hipótesis de Louis De Broglie y la idea de orbitas permitidas por el modelo atómico de Bohr, supone que esas orbitas debían contener un número entero de longitudes de onda lo que daría origen a una onda estacionaria. Considerar una onda asociada al electrón explicaría la razón de ser de los orbitales atómicos posibles que Bohr estableció como postulado, cuya circunferencia sería múltiplo de la longitud de onda de los electrones.

Erwin Schrödinger

El estado del electrón se obtendría mediante la ecuación de Schrödinger postulada en 1926:

Los resultados de esta ecuación, teniendo en cuenta el principio de incertidumbre, obtienen la llamada función de onda, ψ , aproximación de carácter estadístico que nos permite deducir para cada nivel de energía la probabilidad de que los electrones estén en una u otra situación. Las órbitas electrónicas quedan situadas por zonas del espacio en la que existe el 99% de probabilidad de encontrar al electrón, a la que llamamos

orbitales.

Números cuánticos

La situación de los electrones, su nivel de energía y otras características se expresan mediante los números cuánticos. Estos números cuánticos, que se fueron introduciendo como postulados a partir de las modificaciones introducidas por Sommerfield y Zeeman en el modelo atómico de Bohr para explicar los fenómenos experimentales con el átomo de hidrógeno, se pueden deducir teóricamente al resolver la ecuación de onda de Schrödinger.

Cada electrón, dentro de un átomo de un elemento, viene identificado por cuatro números cuánticos:

- **Número cuántico principal, n :**

El número cuántico principal, representado por la letra n , nos da idea del nivel de energía y el volumen real del orbital.

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

- **Número cuántico secundario o azimutal, l :**

El número cuántico azimutal, el cual se representa con la letra l , describe la forma de la región que ocupa un electrón, es decir la forma del orbital en la que se encuentra el electrón de ese átomo.

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

Estos valores se representan por las letras s, p, d y f

$l = 0$ orbital tipo s

$l = 1$ orbital tipo p

$l = 2$ orbital tipo d

$l = 3$ orbital tipo f

- **Número cuántico magnético, m :**

El número cuántico magnético, que se representa con la letra m , nos indica la orientación espacial que tiene un orbital atómico al someter el átomo a un campo magnético (efecto Zeeman).

$$m = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$$

Así, por ejemplo, para el valor $l = 1$ el valor de $m = -1, 0, 1$; las cuales son tres regiones de mayor probabilidad donde encontrar al electrón.

- **Número de spin, s :**

El número cuántico de spin, el cual es representado por la letra s , describe en uno de los orbitales del átomo el spin o giro de un electrón sobre sí mismo

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

orbital tipo *s* orbital tipo *p*

7.- Bibliografía

- Asimov, Isaac. Breve historia de la química. Editorial Alianza Editorial
- Chang, Richard. Química. Editorial McGraw Hill
- Eisberg, Robert – Resnick, Robert. Física cuántica. Átomos, moléculas, sólidos, núcleos y partículas. Editorial Limusa
- Internet

25

24

$$E\psi = -\frac{h^2}{8\pi^2} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + V\psi$$