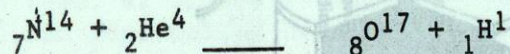


DESCUBRIMIENTO DEL PROTON

Si consideramos a Thomson como el descubridor del electrón por haber medido su relación carga / masa, debemos reconocer que el descubridor del protón fue el físico alemán Wilhelm Wein, puesto que, en 1898, midió la relación entre la carga y la masa del protón. El experimento de Rutherford, en 1918, había establecido definitivamente que el protón era un componente del núcleo. Bombardeando nitrógeno con partículas alfa. Rutherford observó que se producían protones y oxígeno:



Con este experimento Rutherford desprendió, por primera vez, protones de su núcleo y demostró que son unidades fundamentales de la estructura del núcleo atómico. Este experimento confirmó además la proposición de William Prout, enunciada en 1815, de que el hidrógeno es el elemento del cual se originan todos los demás. Además, fue la primera transmutación nuclear obtenida artificialmente. Este hecho se recordará siempre como uno de los grandes progresos realizados por el hombre en la búsqueda de nuevos conocimientos.

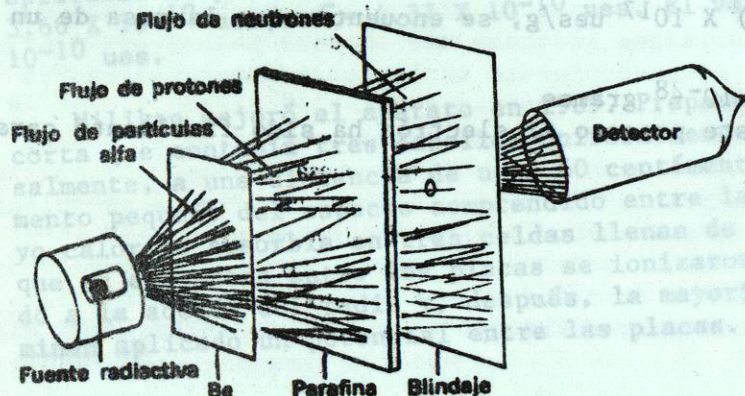
DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRON

La existencia de los neutrones había sido ya predicha desde 1920. En 1930, W. Bothe y H. Becker lograron obtener una radiación de alta penetración al bombardear berilio con partículas alfa. Esta radiación posteriormente identificada por Chadwick como formada por neutrones, desplaza protones de materiales que, como la parafina, contienen en sus estructuras combinaciones químicas del hidrógeno.

Dos años después, James Chadwick propuso y demostró que el desprendimiento de un protón se efectúa a lo largo de un proceso eficiente de transferencia de energía entre protones y el bombardeo de partículas que tienen una masa aproximadamente igual a la del protón. El cálculo original de Chadwick indicó que el neutrón tenía 17 % más masa que el protón. Trabajos recientes, más precisos, indican que sólo hay una diferencia de aproximadamente 0.1 %. Las masas del protón y del neutrón son las siguientes:

$$m_p = 1.67252 \times 10^{-24} \text{ g};$$

$$m_n = 1.67482 \times 10^{-24} \text{ g}.$$



MODELO ATOMICO DE THOMPSON

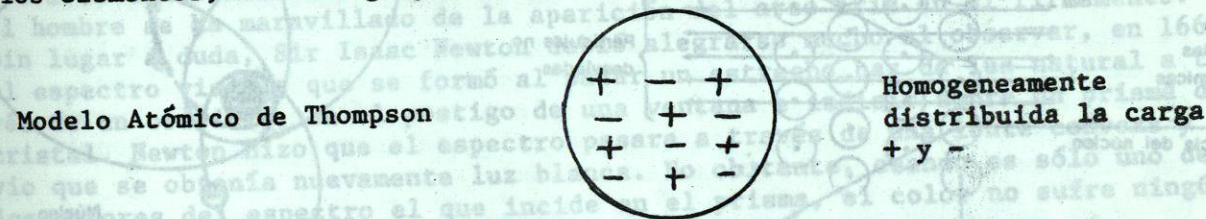
Thompson sugirió un nuevo modelo atómico en el que tomaba en cuenta la existencia de los electrones. Lo descubrió en los siguientes términos:

- a) "Suponemos que el átomo está constituido por electrones que se mueven en una esfera de electrificación uniforme donde éstos se distribuirán por sí mismos en series de capas concéntricas"
- b) El cambio gradual en las propiedades de los elementos, que le proporciona el ordenamiento periódico, está ilustrado por las propiedades que poseen estos grupos de electrones.

La descripción de Thompson puede llamarse modelo del átomo del tipo "Uvas en Gelatina". Los electrones corresponden a las uvas, mientras que la esfera de electricidad positiva corresponde a la gelatina, en la cual las uvas están incluidas.

En este modelo no se llegaba a explicar la forma en que se combinan los elementos, ni respondía convenientemente a los conocimientos que sobre el átomo se tenía en la época.

A pesar de ello, el modelo atómico de Thompson resultó útil porque fue el primer intento para la relación entre los electrones y la estructura atómica, y sugirió claramente la dependencia de la relación periódica de las propiedades de los elementos, con los grupos de los electrones presentes en el átomo.



NUCLEO ATOMICO

Experimentos como los esbozados en las dos secciones anteriores, indican que el núcleo del átomo está compuesto de protones y neutrones. Nuevos experimentos que han identificado muchas otras partículas nucleares, exigen también que los nucleones, es decir, protones y neutrones, que se encuentren cerca de la superficie del núcleo estén formando una estructura ordenada de "capa" en la que estén bien definidas sus identidades. Debido a este requisito, y sin necesidad de sacrificar los datos suministrados por la química, podemos considerar el núcleo atómico como formando por protones y neutrones, unidos entre ellos en elástica suspensión, mediante unas partículas ligeras y energéticas llamadas mesones.

ATOMO NUCELAR

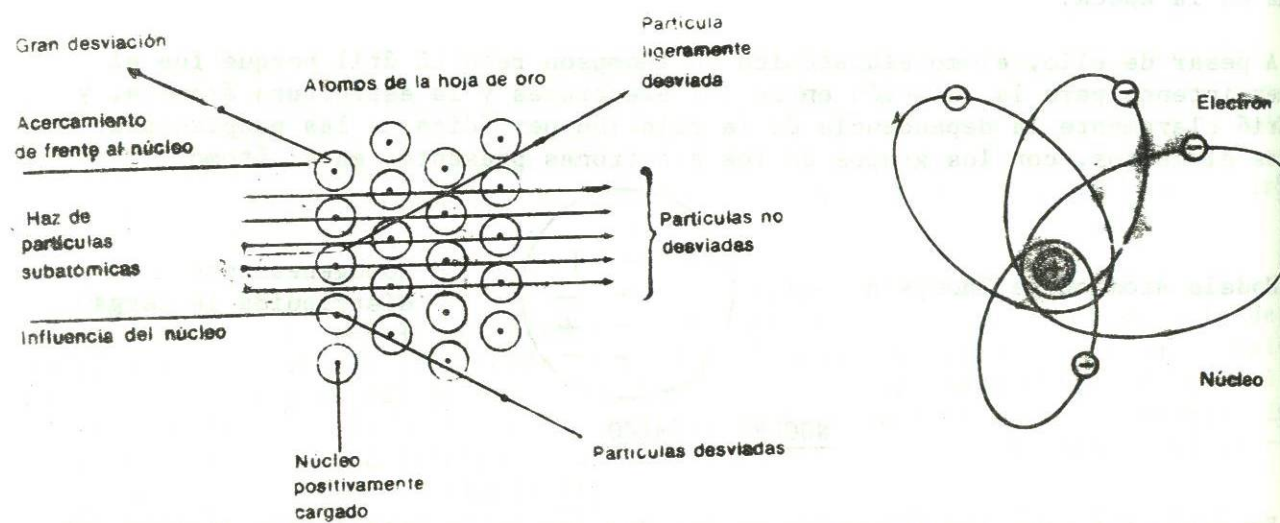
Con objeto de explicar las propiedades espectrales y corpusculares de la materia, los científicos han recurrido a diversos modelos de átomos. Unos de éstos, apoyados por Thomson, considera los átomos como un conjunto esférico de cargas positivas cuyos electrones se encuentran distribuidos regularmente dentro de un

campo positivo. En 1911, Rutherford, al interpretar los trabajos realizados por Geiger y Marsden, refutó la teoría de Thomson.

Geiger y Marsden bombardearon laminillas delgadas de diversos metales como oro, platino, plata y cobre con partículas alfa (núcleos de helio). Al igual que Rutherford, observaron que la mayoría de las partículas alfa penetraban las laminillas sin desviarse, excepto sólo unas pocas. Algunas de las que se desviaron lo hicieron formando ángulos muy agudos, aunque una pequeña parte retrocedió hacia el haz incidente. Esto condujo a Rutherford a formular una nueva teoría sobre la estructura, en la cual colocó el núcleo en el centro del átomo. Indicó que:

1. La masa del átomo esta concentrada en un núcleo pequeño situado en el centro.
2. El diámetro del núcleo es, aproximadamente, 10^{-4} veces el del átomo.
3. Los átomos son en su mayor parte espacio

El aparato experimental es:



POSTULADOS Y MODELO ATOMICO DE ERNEST RUTHERFORD

Rutherford comparó a una partícula alfa con un cometa que se acerca a un sistema planetario. Por lo general, el sol era el centro de dispersión o núcleo. Así nació el modelo atómico de Rutherford, en el cual el centro estaba constituido por un núcleo donde residía la masa del átomo y una atmósfera electrónica compuesta de órbitas indeterminadas, a lo largo de las cuales se deslizaban los electrones. El núcleo era el sol, los electrones los planetas, Rutherford dotó al átomo de un núcleo.

LIMITACIONES DEL MODELO DE RUTHERFORD

No obstante el gran adelanto que significó el modelo de Rutherford, se notó que tenía algunos defectos.

En efecto, existe una gran diferencia entre el modelo atómico planteado y el sistema solar, y es que, en tanto que el Sol y los planetas son eléctricamente neutros, y se trata de un sistema gravitacional, es decir, en el que participan las masas de los cuerpos solamente, y el núcleo y los electrones poseen además de masa, cargas eléctricas, por lo que el átomo es un sistema eléctrico.

No es posible concebir una partícula positiva y una negativa localizadas a cierta distancia entre sí sin que se atraigan. Si esto sucede, el electrón debería caer al núcleo en mucho menos de un segundo, y por lo tanto, se destruiría de inmediato.

Sabemos que la materia es estable y eléctricamente neutra, por lo que este modelo no resulta adecuado para explicar los fenómenos que conocemos.

LUZ

La capacidad para percibir el carácter e identidad de los objetos físicos a través del sentido de la vista ha fascinado siempre al hombre. Desde siempre el hombre se ha maravillado de la aparición del arco iris en el firmamento. Sin lugar a duda, Sir Isaac Newton debió alegrarse mucho al observar, en 1666, el espectro visible que se formó al pasar un estrecho haz de luz natural a través de un orificio, en el postigo de una ventana e incidir sobre un prisma de cristal. Newton hizo que el espectro pasara a través de una lente convexa y vio que se obtenía nuevamente luz blanca. No obstante, cuando es sólo uno de los colores del espectro el que incide en el prisma, el color no sufre ningún cambio. Estos dos últimos experimentos demuestran que:

1. La luz blanca está compuesta de una serie de colores que van del rojo al violeta.
2. Los colores espectrales son, en realidad, simples componentes.

La radiación infrarroja, no visible al ojo humano, fue descubierta en 1800 por William Herschel; la observó como calor radiante emitido por un espectro solar en una región situada más allá del límite del rojo visible, la radiación infrarroja tiene longitudes de onda más larga y energía más baja que la luz visible. Al año siguiente, Ritter demostró que la radiación ultravioleta estimula las reacciones químicas. Los rayos ultravioleta se encuentran a longitudes de onda más cortas que las de la luz visible y tienen mayores energías.

La radiación electromagnética siempre viaja en el vacío a velocidades constante, $c = 2.99 \times 10^{10}$ cm/seg. Cualquier componente específico del espectro electromagnético total se caracteriza por su longitud de onda y su frecuencia. Para esa radiación, considerada como un color puro si se trata de la región visible del espectro, la velocidad c de propagación a través de un espacio vacío es el producto de su longitud de onda λ por su frecuencia ν . Así $c = \lambda \nu$.

es una expresión mediante la cual se puede describir toda la radiación electromagnética. Puesto que c es constante, esta ecuación exige que una radiación de alta frecuencia tenga la longitud de onda relativamente corta y viceversa.

ESPECTROS DE LINEAS OSCURAS

Observando cuidadosamente el espectro solar, William H. Wollaston encontró, en 1802, que su continuidad está interrumpida por siete líneas estrechas y oscuras que consideró como los límites de los diferentes colores espectrales. Unos doce años después, Joseph Fraunhofer amplificó el espectro y encontró un total de 574 líneas oscuras en el espectro (líneas de Fraunhofer), cada una de las cuales ocupa una posición fija.

La naturaleza de los espectros de líneas oscuras no se dilucidó hasta 1859, cuando Gustav R. Kirchhoff y Robert W. Bunsen demostraron que la llama de un mechero de gas muestra un espectro discontinuo al ponerse en contacto con el vapor de un metal. Además, encontraron un conjunto diferente de líneas oscuras para cada metal.

En aquella época, ya era del conocimiento general que los sólidos incandescentes emiten espectros continuos y que el vapor altamente excitado de un metal puro provoca la emisión de un conjunto de líneas brillantes. Los hallazgos significativos fueron:

1. Un sólido incandescente sólo emite una banda espectral ancha y continua:
2. Un vapor metálico puro al recibir una alta excitación debido a una fuente de energía, como calor o electricidad, emite un conjunto de líneas espectrales muy poco espaciadas en una placa fotográfica de modo regular aunque no lineal; (cada línea espectral está formada por una longitud de onda específica o frecuencia de luz).
3. Un vapor producido por un metal puro, cuando no se encuentra altamente excitado, puede absorber energía de una fuente luminosa y producir una serie de líneas espectrales oscuras, que coinciden exactamente con el espectro de líneas brillantes que emitiría si estuviera en un estado altamente excitado.

Estas observaciones sólo podrían significar que el gas o vapor de una sustancia química simple puede excitarse a estados más elevados de energía por absorción de ciertas frecuencias de luz. Una vez alcanzado uno o más de estos estados de excitación, los niveles originales de energía pueden restablecerse por la emisión de energía, en forma de líneas espectrales brillantes. De aquí que cada sustancia tenga su espectro característico, ya sea como un espectro de absorción (líneas oscuras) o como un espectro de emisión (líneas brillantes).

El examen de los espectros de líneas oscuras obtenidos de la radiación solar, permitió a Kirchhoff y Bunsen demostrar la presencia de hidrógeno, sodio, magnesio, calcio y hierro en el Sol. El trabajo de estos investigadores aclara la relación íntima que existe entre materia y energía radiante.

ESPECTRO DE HIDROGENO

Después de una serie de esfuerzos encaminados a encontrar una relación matemática entre las líneas espectrales de un elemento determinado, Johann J. Balmer tuvo la satisfacción, en 1885, de presentar la ecuación:

$$\lambda = \frac{n_1^2}{n_1^2 - 4} G \quad (\text{ecuación 2.1})$$

que describe las posiciones relativas de las líneas espectrales de átomos de hidrógeno. Aquí λ = longitud de onda, n_1 = un número entero mayor de 2 y G es una constante.

Posteriormente, otros investigadores descubrieron en el hidrógeno otras series espectrales semejantes en diferentes lugares del espectro electromagnético. Así, Lyman encontró una serie en los rayos ultravioleta, Paschen encontró otra en los infrarrojos y Brackett y Pfund encontraron, cada uno de ellos, una serie en los rayos infrarrojos.

Johannes R. Rydberg, en 1890, correlacionó todos estos trabajos mediante una ecuación que puede escribirse en las siguientes formas.

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R}{n_1^2} - \frac{R}{n_2^2} \quad (\text{ecuación 2.2})$$

o bien

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (\text{ecuación 2.3})$$

donde $n_1 = 1, 2, 3, 4, \dots$, etc.

$n_2 = (n_1 + 1), (n_1 + 2), (n_1 + 3), \dots$, etc.

λ = longitud de onda de la línea espectral

$R = 109737.31 = 0.03 \text{ cm}^{-1}$, la cual se llama constante de Rydberg para el hidrógeno.

Examinando la ecuación (2-2) encontramos que $1/\lambda$ es igual a la diferencia entre dos términos espectrales que tienen la forma (R/n_1^2) . Cualquier línea del hidrógeno puede ser representada en esta forma. Debido a esto, $1/\lambda$ es una variable muy útil y se llama número de onda. Sus unidades son cm^{-1} .

RADIACION DEL CUERPO NEGRO

La superficie que con igual facilidad absorbe y emite energía radiante de una longitud de onda intrínseca es una superficie del cuerpo negro. A pesar de que no existe un cuerpo negro perfecto, una cavidad esférica caliente puede emitir lo que es esencialmente una radiación del cuerpo negro a través de un pequeño orificio, cuya área es insignificante comparada con el área total de la esfera. El espectro de la luz emitida es independiente de la composición de la esfera y depende sólo de la temperatura de la superficie que la emite.

Con objeto de describir la distribución espectral de las longitudes de onda obtenidas a diferentes temperaturas en esos experimentos, el famoso físico alemán Max Planck, en 1900, desarrolló una ecuación matemática empírica para trazar una gráfica que relacionase la intensidad de la radiación con la longitud de onda. Planck pensó que la luz era producida de manera discontinua dentro de la cavidad de la esfera mediante un gran número de osciladores microscópicos, cada uno de los cuales vibraba con una frecuencia característica ν . Encontró, también, que la energía de cada oscilador podría expresarse por

$$E = h\nu$$

donde $h = 6.62 \times 10^{-27}$ erg seg.

A este número se le llama constante de Planck

El trabajo de Planck representa uno de los más grandes descubrimientos de todas las épocas, ya que marca el comienzo de una disciplina conocida como mecánica cuántica que sirve de base al concepto moderno de la estructura atómica y molecular. Este hecho demuestra el valor enorme que tiene el enfoque cuantitativo en la búsqueda continua del hombre para descubrir la realidad.

La espectroscopía es el campo donde se puede estudiar cuantitativamente la refracción o difracción de la luz. Cuando un elemento se calienta a una temperatura muy elevada, irradia una luz que le es característica. La luz se separa por medio de un espectroscopio en sus colores individuales y luego el patrón de colores separados se utiliza para identificar cada elemento.

Anteriormente mencionamos diferentes tipos de espectros, donde un espectro "es la distribución de longitudes de onda, y son como las huellas dactilares y para cada elemento es diferente. De allí que la utilidad de estos espectros, es poder diferenciar una sustancia de los demás y decir cuantos átomos y elementos esta constituida un compuesto a estudiar.

EL ATOMO CUANTIFICADO

Basándose en los conceptos de Planck y en la validez de la ecuación de Rydberg, Einstein llegó a la conclusión, en 1908, de que los átomos absorben y emiten energía en pequeñas cantidades, o cuantos, a menudo descritas como "hacer de energía". Según esto, la diferencia entre dos términos espectrales (R/n^2) cualesquiera representará una frecuencia de onda ($1/\lambda$) que posee una energía específica. Esa diferencia se deberá a la absorción y emisión de energía causada por el desplazamiento que sufre un electrón de un nivel de energía a otro.

Un átomo se excita por la absorción de una cantidad característica de energía que causa el desplazamiento de un electrón de un nivel hacia otro más alejado del núcleo. El átomo puede autoestabilizarse por la emisión de la misma cantidad de energía en la forma de luz, cuando el electrón regresa a su nivel original. Puesto que la luz puede originarse de esas transiciones electrónicas y puede ser absorbida por el proceso inverso, se puede considerar como discontinua y compuesta de pequeños cuantos llamados fotones. Un fotón es el resultado de una transición electrónica y tiene una energía de $E = h\nu$.

POSTULADOS Y MODELO DE NIELS BOHR

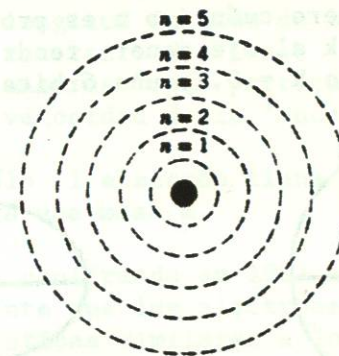
Aunque el modelo de Rutherford parecía completo, pronto él y sus contemporáneos detectaron 2 fallas importantes.

- Los electrones en movimiento liberarían energía constante, de modo tal que al perderla sería atraídos por el núcleo positivo. Sin embargo esto no sucede
- Los electrones al emitir continuamente esa energía hasta pasar finalmente a ser parte del núcleo, producirían espectros continuos, la cual no es cierto ya que como se mencionó antes cada elemento posee un espectro de rayos o de líneas que lo distingue de los demás.

POSTULADOS DE LA TEORIA DE BOHR

- Los electrones estaban fuera del núcleo, solo podrían encontrarse en determinados y definidos niveles de energía.
- Al mantenerse los electrones en determinado nivel, no ganan ni pierden energía, por lo tanto no irradian energía.
- Estos niveles de energía se llaman estados estacionarios del átomo. Sin embargo un electrón puede saltar o brincar de un nivel de energía a otro.
- Cuando un electrón cae a un nivel de menor energía, se emite la diferencia de energía, como un cuanto de energía. Si el salto es de un nivel a otro de más energía debe ser absorbida la energía entre estos dos niveles.
- Los átomos dan espectros con líneas definidas que corresponden a la energía emitida.
- Cada línea de un espectro representa la trasmisión de un electrón desde un estado de energía a otro.

MODELO ATOMICO DE BOHR



Representación del átomo de Bohr.
Se postulan trayectorias circulares y niveles energéticos cuantizados.

LIMITACIONES DEL MODELO ATOMICO DE BOHR

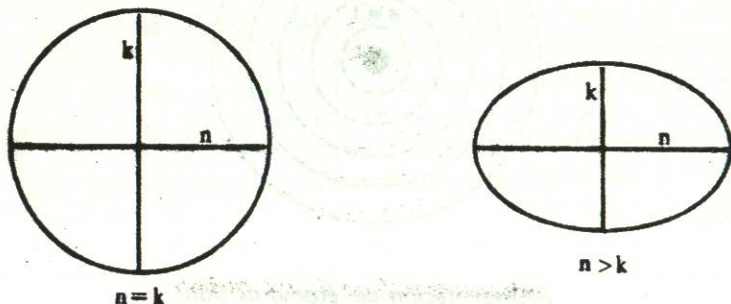
1. La teoría de Bohr es válida para los átomos que sólo tienen un electrón, como H, He y Li. En cambio, no explica el comportamiento de los átomos que tienen dos o más electrones.
2. Este trabajo puede considerarse como el inicio básico en la búsqueda de información relacionada con el comportamiento de los electrones en los átomos. Ya que suponía que el electrón era una partícula pequeña bien definida y que esta giraba en orbitas circulares.

ORBITAS ELIPTICAS

Debido a los instrumentos ópticos llamados espectroscopios, que realmente forman los espectros, se han podido llevar a cabo estudios más precisos de los espectros. En realidad, al inventarse los espectroscopios de alto poder de resolución, los científicos se dieron cuenta de que la líneas espectrales como las que aparecen en las series de Balmer, no son tan simples como había supuesto. Estas líneas están compuestas, a su vez, de otras líneas de estructura más fina que sólo se pueden explicar por la presencia adicional de niveles de energía. Con objeto de aclarar este descubrimiento, Arnold Sommerfeld, en 1916, indicó también la existencia de órbitas elípticas y circulares, en el segundo y en los más altos niveles de energía.

Para describir cada uno de los niveles mayores de energía, Sommerfeld definió dos números cuánticos. Uno de ellos, n, designa los niveles principales de energía y es idéntico a los números usados por Bohr para designar diferentes niveles electrónicos de energía. Es también idéntico al símbolo n empleado en la ecuación de Rydberg. Si empezamos con el nivel más cercano al núcleo y vamos hacia afuera, n tienen los valores $n = 1, 2, 3, 4, \dots$, etc. Su otro número cuántico, k, indica el grado en que la órbita elíptica se desvía de una circunferencia. Cuando $k = n$, la órbita es circular, y cuando $k = 0$, la elipse ha degenerado en una recta. Aceptando sólo valores enteros para k , puede verse que k tiene como límite $k = 1$ y $k = n$.

Podemos fácilmente relacionar las ideas de Sommerfeld con estos números cuánticos si consideramos a la elipse como una circunferencia deformada y suponemos que su eje mayor corresponde a su diámetro más grande y su eje menor a su diámetro más pequeño. Si el número cuántico n es proporcional a la longitud del eje mayor y el número cuántico k al eje menor, tendremos una circunferencia cuando $n = k$, una recta, cuando $k = 0$, y una órbita elíptica cuando $n > k$ y $k > 0$.



El nivel $n = 1$ sólo puede tener una órbita puesto que $n = k = 1$. Para el segundo nivel principal, $n = 2$ y k sólo puede tener valores de 1 y 2. Cuando $n = 2 = k$, la órbita es circular, pero cuando $n = 2$ y $k = 1$, es elíptica. Siguiendo este razonamiento, puede verse que los principales niveles de energía están compuestos de subniveles y el número de subniveles que forman un nivel principal es igual a su número cuántico principal "n". Este esquema proporcional el número exacto de estados de energía necesarios para explicar los espectros de líneas finas observadas.

La teoría atómica moderna exige la sustitución de k por el número cuántico l , donde $l = n - k$ en secuencia llegara al valor límite $(n - 1)$. Así $(n - 1)$ es el valor máximo de l en cualquier nivel principal n .

RELACION ENTRE NUMEROS CUANTICOS Y LA K DE SOMMERFELD

n	k	l
1	1	0
2	2	0
	1	1
3	3	0
	2	1
	1	2
4	4	0
	3	1
	2	2
	1	3

RELACION DE DE BROGLIE

Luis de Broglie, en 1924, expresó cuantitativamente la noción de que la materia tiene un carácter dualístico, de onda partícula. Actualmente, este principio sólo tiene significado para partículas atómicas muy pequeñas. Su ecuación es,

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

donde λ = longitud de onda de la "partícula"
 h = constante de Planck
 m = masa de "onda partícula"
 v = velocidad de la "onda partícula".

Según esta proposición, no sólo el electrón tiene longitud de onda λ , sino que también un fotón de luz tendrá una masa m .

La ecuación de De Broglie fue confirmada en 1927 cuando C. Davisson y L. H. Germer demostraron experimentalmente que los electrones reflejados de superficies cristalinas tienen características similares a los rayos X. Un año después G. P. Thomson produjo modelos de difracción similares a los que se encuentran en los rayos X cuando han pasado haces de electrones a través de láminas metálicas muy delgadas.

ECUACION DE ONDA DE SCHRODINGER

Erwin Schrodinger presentó, en 1926, su famosa ecuación de onda que describe el comportamiento de los electrones en los átomos. Su ecuación incorpora el concepto de De Broglie sobre el carácter dualístico de la materia y describe las partículas atómicas en términos de su carácter de onda, de su estado de energía y de su masa. El éxito de este punto de vista se basa en que no se necesitan las restricciones orbitales de Bohr y Sommerfeld, y permite que la población electrónica de un átomo sea estudiada en términos de la probabilidad de encontrar cada electrón dentro de su orbita.

Al mismo tiempo que Schrodinger presentó su ecuación de onda, Heisemberg presenta el Principio de Incertidumbre como una consecuencia de la dualidad de la naturaleza del electrón.

Heisemberg imagina un microscopio superpotente por medio del cual se pudiese observar la colisión entre un fotón y un electrón, y postula que, debido a que ambos cambian su posición y su velocidad...

"es imposible en un momento dado establecer la posición y velocidad del electrón en un nivel energético"

Para que el comportamiento de los átomos quede definido la ecuación de onda de Schrodinger es resuelta utilizando los números cuanticos que son cuantificaciones de las propiedades energéticas y magnéticas de los electrones.

DEFINICION DE LOS NUMEROS CUANTICOS

Nombre: PRINCIPAL
 Símbolo: "n"
 Valores: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7
 Define:

- a) Distancia promedio que hay entre el núcleo y cada nivel (radio del nivel)
- b) Contenido energético de cada nivel. $E = -313.6/n^2$
- c) Número Máximo de electrones, según Rydberg. No. de e = $2n^2$

Nombre: SECUNDARIO o AZIMUTAL.
 Símbolo: "l"
 Valores: 0, 1, 2, 3,..... (n - 1) Su conjunto indica el número de subnivel para cada nivel de energía.
 Define:

a) Forma de los Subniveles

Valor	Subnivel	Nombre	Forma
0	s	Spherical	esférica*
1	p	principal	2 elipses colineales para c/orb.
2	d	difusso	4 elipses colineales para c/orb.
3	f	fundamental	forma compleja

- b) Contenido energético de cada subnivel
- c) Momento angular del electrón.

Nombre: MAGNETICO
 Símbolo: "m"
 Valores: -1, 0, 1
 Define:

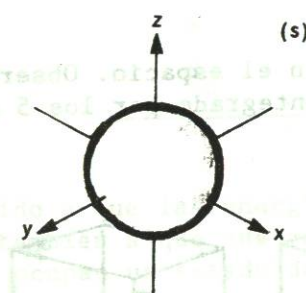
- a) Orientación en el espacio de cda subnivel.
- b) Número de orbitales: $m = 2l + 1$ para cada subnivel

Nombre: DE GIRO O SPIN
 Símbolo: "s"
 Valores: + 1/2, - 1/2
 Define:

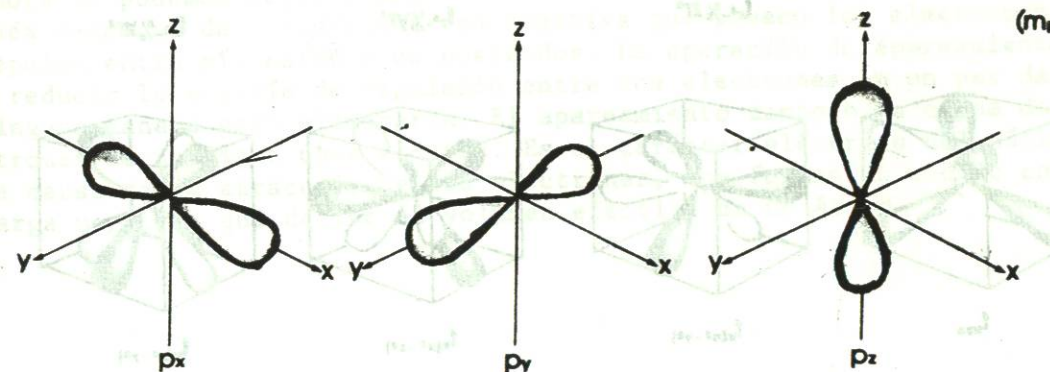
- a) Giro del electrón sobre su propio eje, a favor (+) o en contra (-) de las manecillas del reloj.
 La fracción 1/2 está relacionada con las cantidad de la energía cinética involucrada para cada electrón.

* NOTESE que se di_ce (volumen) y no circular (superficie)

FORMAS EN EL ESPACIO DE LOS SUBNIVELES



Los orbitales "S" tienen forma esférica, de modo que no hay una dirección preferida en el espacio.



Los orbitales "p" se orientan a lo largo de los 3 ejes de coordenadas "x", "y" y "z". Todo el subnivel "p" son los 3 sobrepuestos.