

Trabajo de química

Fecha: 24 de 5 del 2004

Indice:

- 1) Radiactividad
- 2) Rayos gamma
- 3) Modelo atómico de Thomson
- 4) Principio incertidumbre
- 5) Hipótesis De Broglie
- 6) Velocidad de la luz
- 7) Modelos atómicos
- 8) Modelo de rutherford
- 9) Átomo de Bhor
- 10) Longitud de onda
- 11) Efecto fotoeléctrico
- 12) Estructura electrónica de los átomos
- 13) Frecuencia
- 14) Teoría cuántica
- 15) El efecto fotoeléctrico
- 16) El efecto fotoeléctrico en las ferias
- 17) Modelo de Bohr para el Atomo hidrógeno
- 18) El modelo de Bohr
- 19) La naturaleza dual del electrón

Radioactividad

El fenómeno de la radiactividad fue descubierto casualmente por Henri Becquerel(a la izquierda) en 1896. Estudiaba los fenómenos de fluorescencia y fosforescencia, para lo cual colocaba un cristal de Pechblenda, mineral que contiene uranio, encima de una placa fotográfica envuelta en papel negro y las exponía al sol. Cuando desenvolvía la placa la encontraba velada, hecho que atribuía a la fosforecencia del cristal. Los días

siguientes no hubo sol y dejó en un cajón la placa envuelta con papel negro y con la sal de Uranio encima. Cuando sacó la placa fotográfica estaba velada, y no podía deberse a la fosforescencia ya que no había sido expuesta al sol. La única explicación era que la sal de uranio emitía una radiación muy penetrante. Sin saberlo Becquerel había descubierto lo que Marie Curie llamaría más tarde radiactividad.

Mme. Curie junto a su esposo Pierre Curie, empezaron a estudiar el raro fenómeno que había descubierto Becquerel. Estudiaron diversos minerales y se dieron cuenta de que otra sustancia el torio, era "radiactiva", término de su invención. Demostraron que la radiactividad no era resultado de una reacción química, sino una propiedad elemental del átomo. El fenómeno de la radiactividad era característico de los núcleos de los átomos. En 1898 descubren dos nuevas sustancias radiactivas: el radio y el polonio, mucho más activas que el uranio. Pierre estudiaba las propiedades de la radiación, y Marie intentaba obtener de los minerales las sustancias radiactivas con el mayor grado de pureza posible. Pierre probó el radio sobre su piel, y el resultado fue una quemadura y una herida, pronto el radio serviría para tratar tumores malignos. Era el comienzo de las aplicaciones médicas que Mme. Curie daría a la radiactividad. En 1903 recibieron el premio Nobel de física junto con Becquerel por el descubrimiento de la radiactividad natural.

Al poco tiempo murió Pierre Curie en un accidente debilitado como estaba por el radio. Mme. Curie siguió trabajando y fue la primera mujer que ocupó un puesto en la Universidad de la Sorbona en París. Siguió investigando junto a Ernest Rutherford, quien encontró que la radiación que emitían las sustancias radiactivas, tenía tres componentes que denominó: alfa, beta y gamma.

Mme. Curie siguió estudiando el fenómeno de la radiactividad durante toda su vida, prestando especial atención a las aplicaciones médicas de la radiactividad junto con los rayos X, recién descubiertos. Agotada, casi ciega, los dedos quemados y marcados por su querido radio, Mme Curie murió a los 60 años de leucemia en 1934. Su hija Irene continuó su trabajo con la misma pasión junto a su marido, con el que descubrió la radiactividad artificial y por lo que recibieron el premio Nobel.

Rayos gamma

Los rayos gamma son radiaciones electromagnéticas (fotones) de una longitud de onda muy pequeña (de 10^{-8} a 10^{-9} cm) y por lo tanto de una gran energía, muy penetrantes, siendo capaces de atravesar láminas de hierro o plomo de varios centímetros de espesor.

Las sustancias radioactivas emiten tres tipos de radiaciones: alfa, beta y gamma. Mientras que los rayos alfa y beta son partículas con carga y masa que se desvían bajo la influencia de los campos eléctricos y magnéticos, los rayos gamma no tienen ni carga ni masa, son radiación electromagnética de muy corta longitud de onda, no desviándose bajo la acción de los campos eléctricos y magnéticos.

Modelo atómico de Thomson.

Thomson, sir Joseph John (1856–1940). Físico británico. Según el modelo de Thomson el átomo consistía en una esfera uniforme de materia cargada positivamente en la que se hallaban incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una sandía. Este sencillo modelo explicaba el hecho de que la materia fuese eléctricamente neutra, pues en los átomos de Thomson la carga positiva era neutralizada por la negativa. Además los electrones podrían ser arrancados de la esfera si la energía en juego era suficientemente importante como sucedía en los tubos de descarga.

J. J. Thomson demostró en 1897 que estos rayos se desviaban también en un campo eléctrico y eran atraídos por el polo positivo, lo que probaba que eran cargas eléctricas negativas. Calculó también la relación entre la carga y la masa de estas partículas. Para este cálculo realizó un experimento: hizo pasar un haz de rayos catódicos por un campo eléctrico y uno magnético.

Cada uno de estos campos, actuando aisladamente, desviaba el haz de rayos en sentidos opuestos. Si se dejaba fijo el campo eléctrico, el campo magnético podía variarse hasta conseguir que el haz de rayos siguiera la trayectoria horizontal original; en este momento las fuerzas eléctricas y magnética eran iguales y, por ser de sentido contrario se anulaban.

El segundo paso consistía en eliminar el campo magnético y medir la desviación sufrida por el haz debido al campo eléctrico. Resulta que los rayos catódicos tienen una relación carga a masa más de 1.000 veces superior a la de cualquier ion.

Esta constatación llevó a Thomson a suponer que las partículas que forman los rayos catódicos no eran átomos cargados sino fragmentos de átomos, es decir, partículas subatómicas a las que llamó electrones.,

Max Karl Ernst Ludwig Planck nació el 23 abril de 1858, en Kiel, Schleswig-Holstein, Alemania y falleció el 4 de octubre de 1947, en Göttingen. Fue premiado con el Nobel y considerado el creador de la teoría cuántica. Albert Einstein dijo: "Era un hombre a quien le fue dado aportar al mundo una gran idea creadora". De esa idea creadora nació la física moderna.

Planck estudió en las universidades de Munich y Berlín. Fue nombrado profesor de física en la Universidad de Kiel en 1885, y desde 1889 hasta 1928 ocupó el mismo cargo en la Universidad de Berlín. En 1900 Planck formuló que la energía se radia en unidades pequeñas separadas denominadas cuantos.

Avanzando en el desarrollo de esta teoría, descubrió una constante de naturaleza universal que se conoce como la constante de Planck. La ley de Planck establece que la energía de cada cuanto es igual a la frecuencia de la radiación multiplicada por la constante universal. Sus descubrimientos, sin embargo, no invalidaron la teoría de que la radiación se propagaba por ondas. Los físicos en la actualidad creen que la radiación electromagnética combina las propiedades de las ondas y de las partículas.

Los descubrimientos de Planck, que fueron verificados posteriormente por otros científicos, fueron el nacimiento de un campo totalmente nuevo de la física, conocido como mecánica cuántica y proporcionaron los cimientos para la investigación en campos como el de la energía atómica. Reconoció en 1905 la importancia de las ideas sobre la cuantificación de la radiación electromagnética expuestas por Albert Einstein, con quien colaboró a lo largo de su carrera.

El propio Planck nunca avanzó una interpretación significativa de sus quantums. En 1905 Einstein, basándose en el trabajo de Planck, publicó su teoría sobre el fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico. Dados los cálculos de Planck, Einstein demostró que las partículas cargadas absorbían y emitían energías en cuantos finitos que eran proporcionales a la frecuencia de la luz o radiación. En 1930, los principios cuánticos formarían los fundamentos de la nueva física.

Planck recibió muchos premios, especialmente, el Premio Nobel de Física, en 1918. En 1930 Planck fue elegido presidente de la Sociedad Kaiser Guillermo para el Progreso de la Ciencia, la principal asociación de científicos alemanes, que después se llamó Sociedad Max Planck. Sus críticas abiertas al régimen nazi que había llegado al poder en Alemania en 1933 le forzaron a abandonar la Sociedad, de la que volvió a ser su presidente al acabar la II Guerra Mundial. La oposición de Max Planck al régimen nazi, lo enfrentó con Hitler. En varias ocasiones intercedió por sus colegas judíos ante el régimen nazi.

Max Planck sufrió muchas tragedias personales después de la edad de 50 años. En 1909, su primera esposa murió después de 22 años de matrimonio, dejando dos hijos y dos hijas gemelas. Su hijo mayor murió en el frente de combate en la Primera Guerra Mundial en 1916; sus dos hijas murieron de parto. Durante la Segunda Guerra Mundial, su casa en Berlín fue destruida totalmente por las bombas en 1944 y su hijo más joven, Erwin, fue implicado en la tentativa contra la vida de Hitler que se efectuó el 20 de julio de 1944 i murió de forma horrible en manos de la Gestapo en 1945.

Todo este cúmulo de adversidades, aseguraba su discípulo Max von Laue, las soportó sin una queja. Al finalizar la guerra, Planck, su segunda esposa y el hijo de ésta, se trasladaron a Göttingen donde él murió a los 90 años, el 4 de octubre de 1947.

Max Planck hizo descubrimientos brillantes en la física que revolucionaron la manera de pensar sobre los procesos atómicos y subatómicos. Su trabajo teórico fue respetado extensamente por sus colegas científicos. Entre sus obras más importantes se encuentran Introducción a la física teórica (5 volúmenes, 1932–1933) y Filosofía de la física (1936).

El físico alemán Werner K. Heisenberg es conocido sobre todo por formular el principio de incertidumbre, una contribución fundamental al desarrollo de la teoría cuántica. Este principio afirma que es imposible medir simultáneamente de forma precisa la posición y el momento lineal de una partícula. Heisenberg fue galardonado con el Premio Nobel de Física en 1932. El principio de incertidumbre ejerció una profunda influencia en la física y en la filosofía del siglo XX.

Principio de incertidumbre

Werner Karl Heisenberg nació el 5 de diciembre de 1901 en Würzburg y estudió en la Universidad de Munich. En 1923 fue ayudante del físico alemán Max Born en la Universidad de Gotinga, y desde 1924 a 1927 obtuvo una beca de la Fundación Rockefeller para trabajar con el físico danés Niels Bohr en la Universidad de Copenhague. En 1927 fue nombrado profesor de física teórica en la Universidad de Leipzig. Después fue profesor en las universidades de Berlín (1941–1945), Gotinga (1946–1958) y Munich (1958–1976). En 1941 ocupó el cargo de director del Instituto Kaiser Wilhelm de Química Física, que en 1946 pasó a llamarse Instituto Max Planck de Física.

Estuvo a cargo de la investigación científica del proyecto de la bomba atómica alemana durante la II Guerra Mundial. Bajo su dirección se intentó construir un reactor nuclear en el que la reacción en cadena se llevara a cabo con tanta rapidez que produjera una explosión, pero estos intentos no alcanzaron éxito. Estuvo preso en Inglaterra después de la guerra. Murió en 1976.

Heisenberg, uno de los primeros físicos teóricos del mundo, realizó sus aportaciones más importantes en la teoría de la estructura atómica. En 1925 comenzó a desarrollar un sistema de mecánica cuántica, denominado mecánica matricial, en el que la formulación matemática se basaba en las frecuencias y amplitudes de las radiaciones absorbidas y emitidas por el átomo y en los niveles de energía del sistema atómico.

El principio de incertidumbre desempeñó un importante papel en el desarrollo de la mecánica cuántica y en el progreso del pensamiento filosófico moderno. En 1932, Heisenberg fue galardonado con el Premio Nobel de Física. Entre sus numerosos escritos se encuentran Los principios físicos de la teoría cuántica, Radiación cósmica, Física y filosofía e Introducción a la teoría unificada de las partículas elementales.

Hipótesis de De Broglie

Tradicionalmente, los electrones se habían considerado como partículas, y por tanto un haz de electrones sería algo claramente distinto de una onda.

Louis de Broglie propuso (1923) eliminar esta distinción: un haz de partículas y una onda son esencialmente el mismo fenómeno; simplemente, dependiendo del experimento que realicemos, observaremos un haz de partículas u observaremos una onda. Así, el electrón posee una longitud de onda (que es un parámetro totalmente característico de las ondas).

Esta idea, que en un principio era una simple propuesta teórica, fue confirmada experimentalmente en 1927, cuando se consiguió que haces de electrones experimentasen un fenómeno muy característico de las ondas: la

distorsión de la onda al atravesar una rendija muy estrecha (difracción).

La energía correspondiente a un fotón viene dada por la ecuación:

$$E = h f = h c / \lambda$$

Teniendo en cuenta la ecuación de Einstein:

$$E = m c^2$$

Al fotón, considerado como partícula, le correspondería un momento lineal que va a estar relacionado con su longitud de onda y se puede deducir de las expresiones anteriores:

$$h c / \lambda = m c^2$$

$$\lambda = h / m c$$

De Broglie, asignó a las partículas una onda asociada cuya longitud de onda viene dada por la siguiente expresión:

$$\lambda = h / m v$$

Velocidad de la luz

Este término hace referencia a la velocidad de la luz en el vacío, dado que la velocidad de la luz, o de cualquier otra radiación electromagnética, depende del medio en que se transmita. El valor de la velocidad de la luz en el vacío es de 299792,458 metros/segundo, y se representa por c ; es una de las constantes físicas universales, y se relaciona con toda otra serie de magnitudes físicas, de tal forma que un cambio en el valor de c conduciría a un universo completamente distinto al que conocemos.

Aunque el valor de c puede parecer muy elevado, en realidad es bastante pequeño. Para que nos hagamos una idea, la luz tarda a esa velocidad unos 8 minutos en llegar a nosotros desde el Sol, varias horas en alcanzar los confines del sistema solar, y más de un año en alcanzar la estrella más cercana. Y según las teorías de Einstein y por lo que sabemos, no existe modo alguno de superar la velocidad de la luz.

Una de los juegos habituales de la ciencia ficción es proponer maneras de viajar a una velocidad mayor que c , lo que se conoce como viaje MRL. De no ser esto posible para el autor en cuestión, siempre cabe utilizar la parte más interesante de la física a velocidades cercanas a c , los llamados efectos relativistas. Dentro del primer caso hay todo tipo de impulsiones extrañas, en las que el space opera abunda. Así, las obras de la Cultura de Banks están plagadas de naves inteligentes y respondonas que se mueven por el universo a toda velocidad. Dentro del segundo tipo, autores como Joe Haldeman con LA GUERRA INTERMINABLE dan una buena aproximación a lo que sería un viaje sometido a la tiranía de la velocidad de la luz.

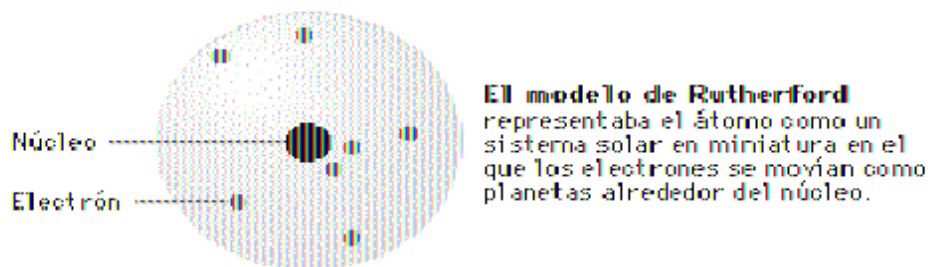
MODELOS ATÓMICOS.

La evolución de los modelos físicos del átomo se vio impulsada por los datos experimentales. El modelo de Rutherford, en el que los electrones se mueven alrededor de un núcleo positivo muy denso, explicaba los resultados de experimentos de dispersión, pero no el motivo de que los átomos sólo emitan luz de determinadas longitudes de onda (emisión discreta). Bohr partió del modelo de Rutherford pero postuló además que los electrones sólo pueden moverse en determinadas órbitas; su modelo explicaba ciertas características de la emisión discreta del átomo de hidrógeno, pero fallaba en otros elementos. El modelo de Schrödinger, que no fija trayectorias determinadas para los electrones sino sólo la probabilidad de que se

hallen en una zona, explica parcialmente los espectros de emisión de todos los elementos; sin embargo, a lo largo del siglo XX han sido necesarias nuevas mejoras del modelo para explicar otros fenómenos espectrales.

El átomo de Rutherford

El modelo atómico elaborado por Rutherford surge como consecuencia de las experiencias realizadas bombardeando laminas metálicas muy finas con partículas alfa (núcleos de helio). Observo que casi todas las partículas alfa atravesaban las laminas metálicas sin sufrir ninguna desviación, solo unas pocas sufrían pequeñas desviaciones y un numero muy pequeño de ellas (aproximadamente 1 de cada 100,000) se reflejaban en la lamina. Este comportamiento le llevo a proponer:



El núcleo es la parte del átomo en la que se encuentra localizada casi toda la masa del átomo y toda la carga positiva. Alrededor del núcleo y a gran distancia, comparada con las dimensiones del mismo, gira el electrón, de forma que su fuerza centrífuga compensa la atracción electrostática que sufre por parte del núcleo.

El átomo de Bohr

Para explicar la estructura del átomo, el físico danés Niels Bohr desarrolló en 1913 una hipótesis conocida como teoría atómica de Bohr. Bohr supuso que los electrones están dispuestos en capas definidas, o niveles cuánticos, a una distancia considerable del núcleo. La disposición de los electrones se denomina configuración electrónica. El número de electrones es igual al número atómico del átomo: el hidrógeno tiene un único electrón orbital, el helio dos y el uranio 92. Las capas electrónicas se superponen de forma regular hasta un máximo de siete, y cada una de ellas puede albergar un determinado número de electrones. La primera capa está completa cuando contiene dos electrones, en la segunda caben un máximo de ocho, y las capas sucesivas pueden contener cantidades cada vez mayores. Ningún átomo existente en la naturaleza tiene la séptima capa llena. Los "últimos" electrones, los más externos o los últimos en añadirse a la estructura del átomo, determinan el comportamiento químico del átomo.

Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, criptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa. No se combinan químicamente en la naturaleza, aunque los tres gases nobles más pesados (criptón, xenón y radón) pueden formar compuestos químicos en el laboratorio. Por otra parte, las capas exteriores de los elementos como litio, sodio o potasio sólo contienen un electrón. Estos elementos se combinan con facilidad con otros elementos (transfiriéndoles su electrón más externo) para formar numerosos compuestos químicos. De forma equivalente, a los elementos como el flúor, el cloro o el bromo sólo les falta un electrón para que su capa exterior esté completa. También se combinan con facilidad con otros elementos de los que obtienen electrones.

Las capas atómicas no se llenan necesariamente de electrones de forma consecutiva. Los electrones de los primeros 18 elementos de la tabla periódica se añaden de forma regular, llenando cada capa al máximo antes de iniciar una nueva capa. A partir del elemento decimonoveno, el electrón más externo comienza una nueva capa antes de que se llene por completo la capa anterior. No obstante, se sigue manteniendo una regularidad, ya que los electrones llenan las capas sucesivas con una alternancia que se repite. El resultado es la repetición regular de las propiedades químicas de los átomos, que se corresponde con el orden de los elementos en la tabla periódica.

Resulta cómodo visualizar los electrones que se desplazan alrededor del núcleo como si fueran planetas que giran en torno al Sol. No obstante, esta visión es mucho más sencilla que la que se mantiene actualmente. Ahora se sabe que es imposible determinar exactamente la posición de un electrón en el átomo sin perturbar su posición. Esta incertidumbre se expresa atribuyendo al átomo una forma de nube en la que la posición de un electrón se define según la probabilidad de encontrarlo a una distancia determinada del núcleo. Esta visión del átomo como "nube de probabilidad" ha sustituido al modelo de sistema solar.

Primer postulado.

El átomo consta de un núcleo en el que esta localizada toda carga positiva del átomo y casi toda su masa. El electrón describe orbitas circulares alrededor del núcleo, de forma que la fuerza centrífuga equilibra la fuerza de atracción electrostática.

Para ver la f seleccione la opción "Bajar trabajo" del menú superior

$$F_c = mv^2 / r = e^2 / r^2 = K e^2 / r^2$$

$$r^2 = mv^2$$

siendo

$$K = 1 / (4 \pi \epsilon_0) = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 / \text{C}^2$$

4

Segundo postulado.

El electrón no puede girar alrededor del núcleo en cualquier orbita, solo puede hacerlo en aquellas orbitas en las que se cumple que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$mvr = n h$$

2

siendo h la constante de Planck, m la masa del electrón, v su velocidad, r el radio de la orbita y n un numero

entero. Llamado numero cuántico principal que vale 1 para la primera orbita, 2 para la segunda, etc.

Tercer postulado:

Cuando el electrón se mueve en una determinada orbita no radia energía, solo lo hace cuando cambia de orbita. Si pasa de una orbita externa a otra mas interna emite energía, y la absorbe cuando pasa de una orbita interna a otra mas externa. La frecuencia de la radiación viene dada por la ecuación:

$$E_2 - E_1 = h\nu$$

Siendo E_1 y E_2 las energías de las correspondientes órbitas.

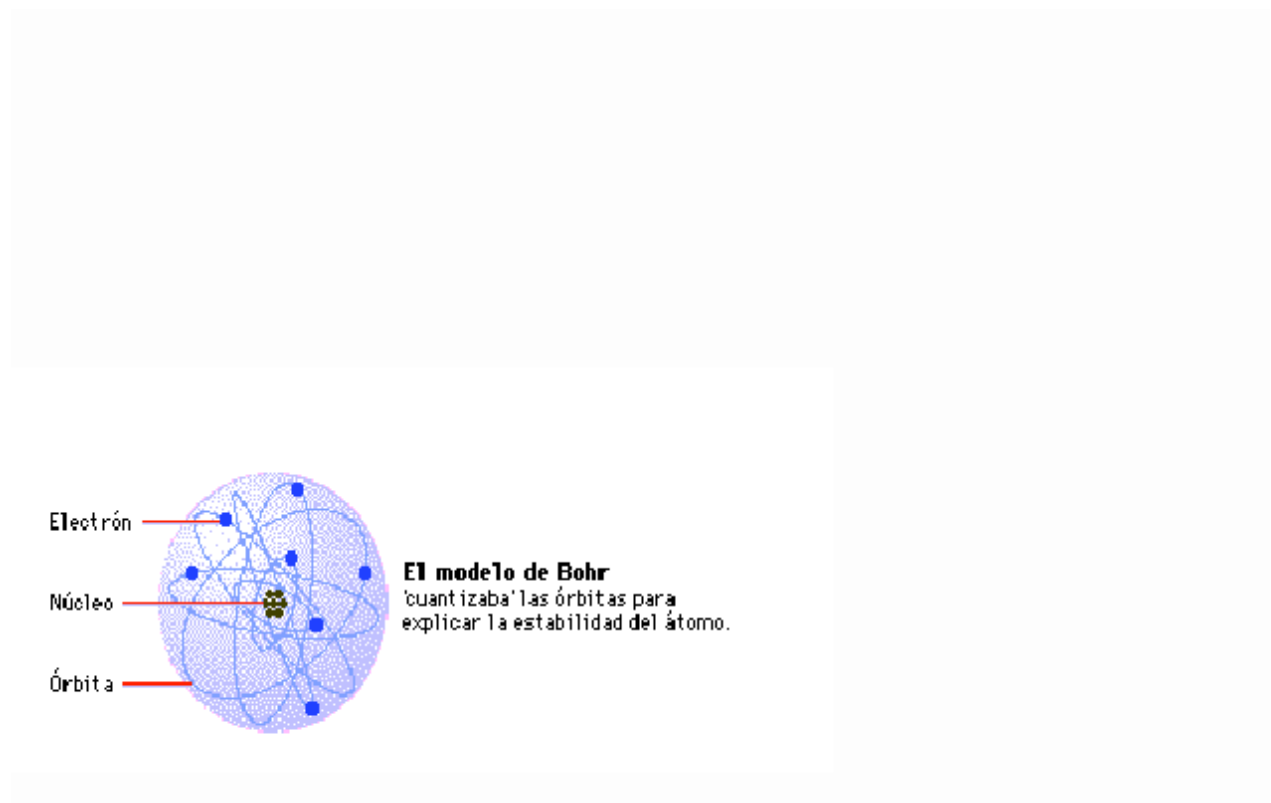
Por combinación de los tres postulados se obtienen los valores de la velocidad, el radio de las orbitas, y la energía, que dependen del numero cuántico principal n (están cuantizadas):

$$v = \frac{e^2 K}{h n} \quad r = \frac{h^2 n^2}{4 \pi^2 m e^2 K} \quad E = -\frac{e^2 K}{2 n^2}$$

Para ver la fórmula seleccione la opción "Bajar trabajo" del menú superior

$$v = \frac{h n}{2 \pi m r} \quad r = \frac{h^2 n^2}{4 \pi^2 m e^2 K} \quad E = -\frac{e^2 K}{2 n^2}$$

La concordancia entre las frecuencias calculadas por Bohr y las obtenidas por los espectroscopistas en el átomo de hidrógeno, significo un éxito rotundo para el modelo atómico de Bohr.



los que la partícula alfa retrocede.

Longitud de onda

gulares (una línea ondulada), la longitud de onda sería la distancia entre dos crestas consecutivas. Se representa con la letra griega λ (lambda).

En espectroscopía, la longitud de onda es el parámetro usado para definir el tipo de radiación electromagnética, y se mide usualmente en nanómetros. Una longitud de onda corta indica que la radiación es muy energética, y viceversa. Por ejemplo, la longitud de onda de la radiación ultravioleta de una lámpara de las usadas para comprobar billetes es de 254 nanómetros, mientras que la longitud de onda de la radiación infrarroja emitida por una bombilla es de unos 700 nanómetros.

La longitud de onda de una radiación electromagnética está relacionada con su frecuencia a través de la expresión.

$$\lambda = c / \nu$$

Donde c es la velocidad de la luz.

Efecto fotoeléctrico

El efecto fotoeléctrico fue descubierto por Heinrich Hertz en 1887, al observar que el arco que salta entre dos electrodos conectados a alta tensión alcanza distancias mayores cuando se ilumina con luz ultravioleta que cuando se deja en la oscuridad. Un Año después, Hallwachs hizo una importante observación de que la luz ultravioleta al incidir sobre un cuerpo cargado negativamente causaba la pérdida de su carga, mientras que no afectaba a un cuerpo con carga positiva. Diez años más tarde, J. Thomson y P. Lenard demostraron independientemente, que la acción de la luz era la causa de la emisión de cargas negativas libres por la superficie del metal. Aunque no hay diferencia con los demás electrones, se acostumbra al denominar fotoelectrones a estas cargas negativas.

Heinrich Hertz establece básicamente que electrones de una superficie metálica pueden escapar de ella si adquieren la energía suficiente suministrada por luz de longitud de onda lo suficientemente corta. Hallwachs y Lenard estudiaron también este efecto años después.

Posteriormente Einstein le dio el significado correcto en 1905, en el que dice que un haz de luz se compone de paquetes de energía llamados cuantos de luz o fotones. Cuando el fotón choca contra un electrón en la superficie de un metal, el fotón le puede transmitir energía al electrón, con la cual podría este escapar de la superficie del metal.

Estructura Electrónica de los Átomos

Cuando dos bolas chocan, la interacción se da en superficie de la bola y no en el núcleo. De manera similar cuando interactúan dos átomos, la interacción se dará entre los electrones de los dos átomos, que son los que forman la capa externa del átomo.

La disposición de los electrones en el átomo se denomina estructura electrónica de los átomos y comprende:

- Número de electrones
- Dónde se encuentran
- La energía que poseen

La naturaleza ondulatoria de la luz

Las teorías sobre la estructura electrónica de los átomos se han basado en el análisis de los espectros atómicos y de las radiaciones electromagnéticas.

.Radiaciones Electromagnéticas

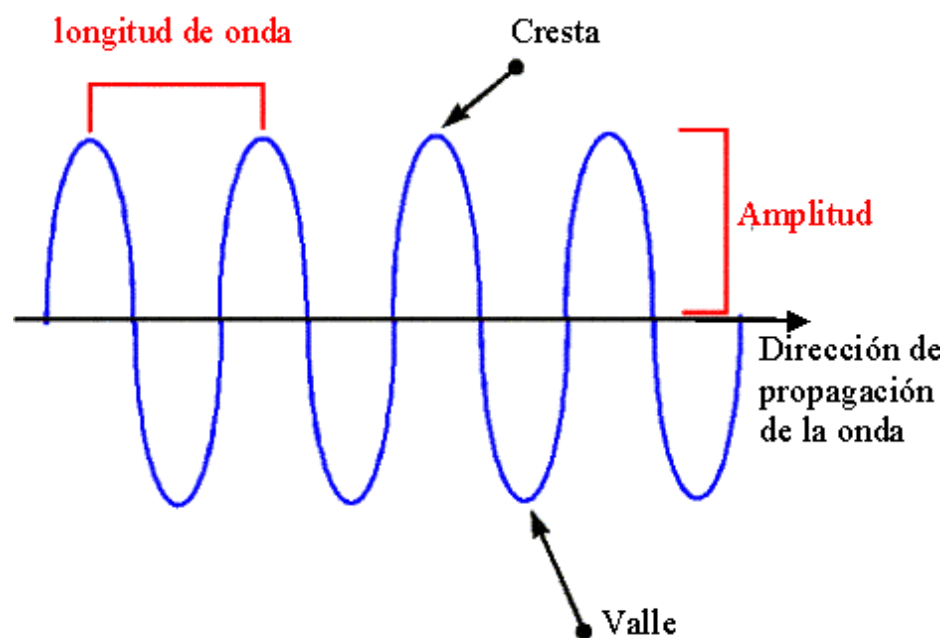
.Transportan energía a través del espacio

.En este grupo se incluyen: la luz visible, rayos X, ondas de radio y la radiación de un cuerpo caliente

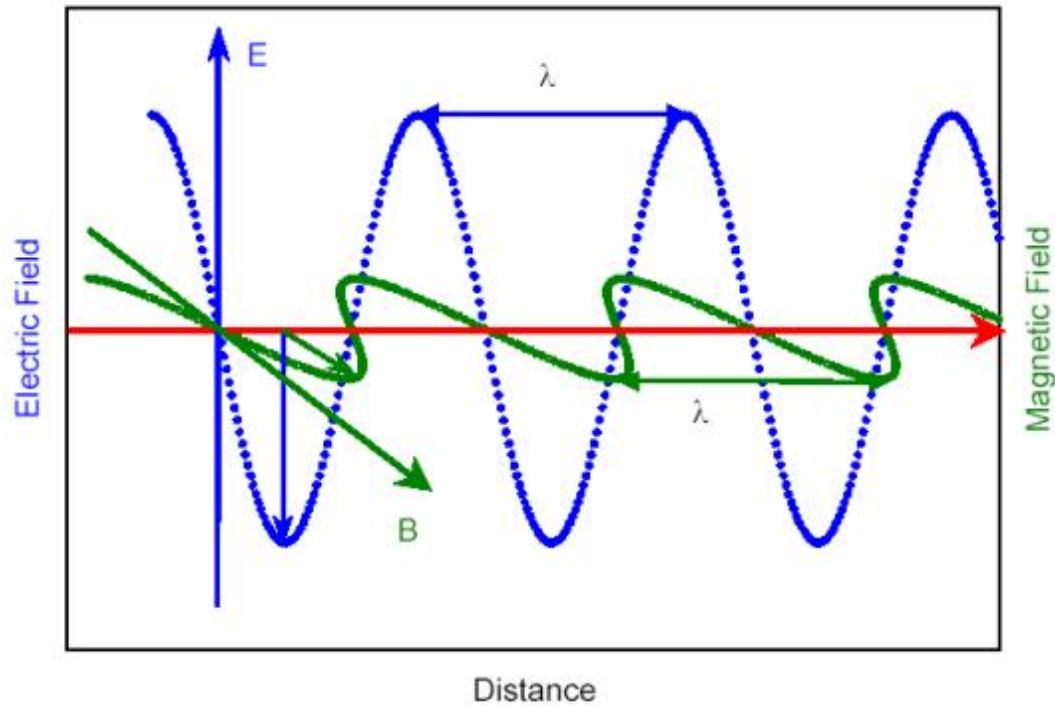
.Todas se mueven en el vacío con la velocidad de la luz $c=3.00 \times 10^8$ m/s

.Son de tipo ondulatorio

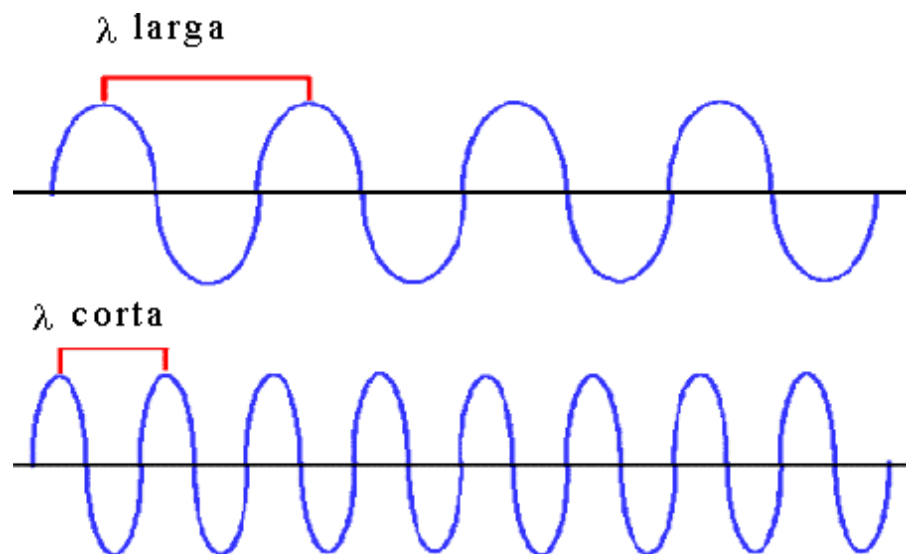
El número de ondas completas que pasan por un punto particular en un segundo es la frecuencia (ν) de la onda. La longitud de onda (λ) es la distancia entre puntos idénticos en ondas sucesivas. La amplitud es la distancia vertical de la línea media de la onda a la cresta ó el valle.



Una onda electromagnética tiene un componente de campo eléctrico y otro de campo magnético. Las dos componentes tienen la misma longitud de onda y frecuencia, pero viajan en planos perpendiculares entre sí.



Como todas las radiaciones electromagnéticas se desplazan con la misma velocidad la frecuencia y la longitud de onda están relacionadas:



.Si la longitud de onda es larga, por un punto determinado pasan pocas ondas y la frecuencia es baja.

.Si la longitud de onda es corta, por un punto determinado pasan un mayor numero de ondas y la frecuencia es alta.

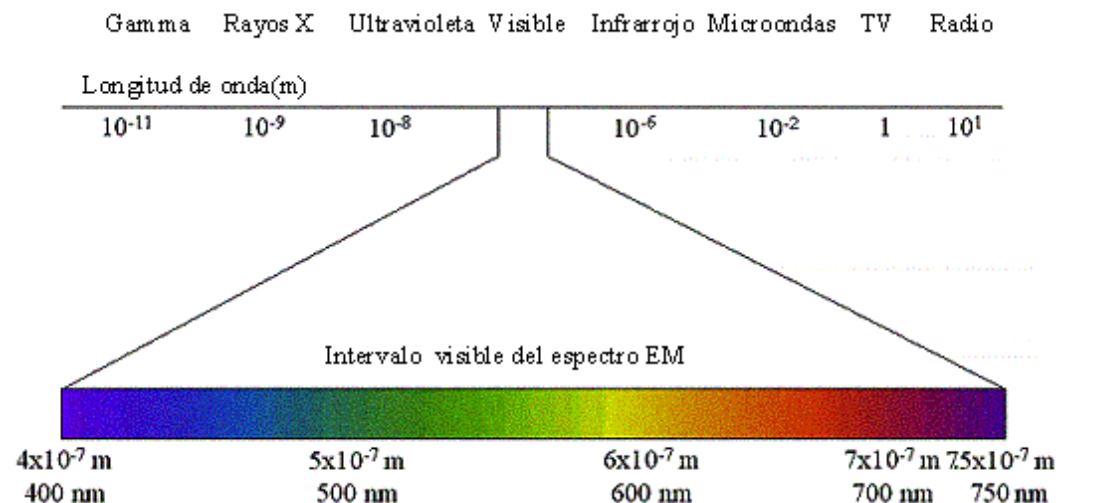
.Hay por lo tanto una relación inversa entre la frecuencia y la longitud de onda:

$$\text{frecuencia} = \left(\frac{1}{\text{longitud de onda}} \right) * \text{velocidad de la luz}$$

$$\nu = \left(\frac{1}{\lambda} \right) * c$$

$$n \cdot l = c$$

Tipos de radiación electromagnética:



El rango de longitudes de onda es muy amplio; y así la longitud de onda de los rayos gamma es similar al diámetro del núcleo atómico ($<0.1 \text{ \AA}$) y en el otro extremo están las ondas de radio que pueden tener longitudes de onda mayores que la longitud de un campo de fútbol.

Frecuencia

La frecuencia se expresa a menudo en ciclos por segundo, ó hertz (Hz). Más comúnmente se sobreentiende la palabra ciclo y la frecuencia tienen dimensiones de s^{-1} .

La luz cerca del centro de la región ultravioleta tiene una frecuencia de $2,73 \times 10^{16} s^{-1}$. En el centro de la región visible del espectro la luz amarilla tiene una frecuencia de $5,45 \times 10^{14} s^{-1}$. Calcular la longitud de onda que corresponde a cada radiación EM.

$$n \cdot l = c$$

$$l = c/n$$

$$\text{luz UV)} l = (3.00 \times 10^8 \text{ m/s}) / (2,73 \times 10^{16} s^{-1}) = 1,10 \times 10^{-8} \text{ m} = 1,10 \times 10^2 \text{ \AA}$$

$$\text{luz amarilla)} l = (3.00 \times 10^8 \text{ m/s}) / (5,45 \times 10^{14} s^{-1}) = 5,50 \times 10^{-7} \text{ m} = 5,50 \times 10^3 \text{ \AA}$$

Teoría Cuántica

Los sólidos cuando se calientan emiten radiación electromagnética que abarcan diferentes longitudes de onda. (Por ejemplo la luz rojiza tenue de un tostador eléctrico)

A finales del siglo XIX se vió que la cantidad de energía radiante emitida por un objeto a cierta temperatura dependía de la longitud de onda. Sin embargo esta dependencia no se podía explicar en función de la teoría ondulatoria y la física clásica (La física clásica suponía que los átomos y moléculas podían emitir o absorber

cualquier cantidad de energía radiante.)

Max Planck en 1900 resolvió el problema con una suposición que se apartaba radicalmente de los conceptos establecidos; Planck sostenía que los átomos y moléculas podían emitir o absorber sólo en cantidades discretas de energía.

Planck llamó cuanto a la mínima cantidad de energía que puede ser emitida o absorbida como radiación electromagnética

.La energía (E) de un cuanto es proporcional a la frecuencia de la radiación:

$$E = hn$$

y la constante de proporcionalidad h se conoce como la "constante de Planck", y tiene un valor de $6.63 \times 10^{-34} \text{ J s}$

.La energía de una radiación electromagnética es un múltiplo de hn: hn, 2hn, 5hn pero nunca 1,5 hn

Calcular la cantidad mínima de energía (es decir un cuanto) que un objeto puede absorber de una luz amarilla con una longitud de onda de 589 nm

$$\text{Energía de un cuanto} = hn$$

necesitamos saber la frecuencia de la luz n

$$n = c/\lambda$$

$$n = (3.00 \times 10^8 \text{ m/s}) / (589 \times 10^{-9} \text{ m})$$

$$n = 5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

y sustituyendo en la ecuación de Planck:

$$E = (6.63 \times 10^{-34} \text{ Js}) * (5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1})$$

$$E (1 \text{ cuanto}) = 3.37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Observe que un cuanto es una unidad muy pequeña. Cuando recibimos una radiación no podemos observar que la absorción de energía es incremental, pero a escala atómica el efecto cuántico tienen una influencia muy importante en las propiedades.

El Efecto Fotoeléctrico

Cuando una luz de cierta frecuencia (es decir una radiación electromagnética con una energía mínima) choca con la superficie de un metal la superficie emite electrones.

.Para cada metal hay una frecuencia mínima de la luz incidente (frecuencia umbral) por debajo de la cual no se emiten electrones, independientemente de la intensidad de la luz.

.Para una luz de una frecuencia mayor que la umbral, cuanto mayor sea la frecuencia mayor es la energía cinética de los electrones emitidos.

.Einstein en 1905 utilizó la teoría cuántica de Planck para deducir la base del efecto fotoeléctrico y por ello le dieron el premio Nobel en 1921.

Einstein supuso que la luz es una corriente de partículas de luz denominadas fotones.

.Cada fotón tiene una energía proporcional a su frecuencia ($E=hn$)

.Cuando un fotón incide sobre un metal la energía del fotón se transfiere a un electrón del metal.

.Para arrancar un electrón habrá que darle una energía mayor que la fuerza atractiva que el protón y el núcleo ejercen sobre él.

.Por ello si el cuanto de energía de la luz absorbido por el electrón es insuficiente para superar las fuerzas de atracción atómica, el electrón no se emitirá independientemente de la intensidad de la luz

.Si la energía del cuanto de luz es mayor que el valor requerido para liberarlo de la atracción atómica el exceso de energía se transformará en energía cinética del electrón emitido.

Como cada metal tiene una estructura atómica distinta el cuanto de energía necesario para liberar un electrón no tendrá el mismo valor para todos los metales y por ello cada uno presenta una frecuencia umbral distinta.

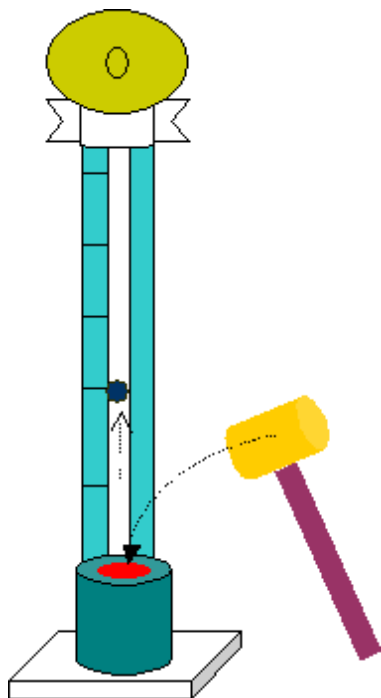
El efecto fotoeléctrico y las ferias

En las ferias solemos encontrar un juego que pone a prueba nuestra fortaleza física. Golpeando con un martillo grande un soporte Hay que golpear un soporte en la parte inferior y según la fuerza del golpe la bola llegará a golpear la campana superior ó no. Un niño de 10 años no tendrá fuerza suficiente para llegar hasta la campana. Dará igual que repita el golpe varias veces o que todos los niños de su clase golpeen la base con el martillo que la campana no sonará (al igual que en el efecto fotoeléctrico cuando la cantidad de energía es insuficiente por alta que sea la intensidad no se emitirá el electrón). Pero si la persona que golpea tiene fuerza suficiente la campana sonará. Y si es Arnold Schwarzenegger quién golpea la base la campana sonará más fuerte que si lo hace una persona que justo llega a golpear la campana.

Por ello si los fotones de la luz no tienen la energía necesaria para liberar a un electrón del metal, el camino no es aumentar la intensidad sino aumentar la energía de cada fotón. Esto se conseguirá aumentando su frecuencia(ó lo que es lo mismo disminuyendo su longitud de onda).

Los fotones con una energía alta, como por ejemplo los de los rayos X, pueden causar que los electrones de muchos átomos se liberen incluso con una energía cinética alta. Ello puede causar daños a los tejidos, como puede ser el cáncer.

Las ondas de radio tienen un cuanto de energía tan bajo que aunque nos bombardeen con ellas no tienen ningún efecto, ya que no consiguen arrancar ningún electrón.



La interpretación de Einstein del efecto fotoeléctrico sugiere que la luz se puede comportar como una partícula, lo que choca con el comportamiento ondulatorio de la luz. La única manera de resolver el dilema fue aceptar la doble naturaleza de la luz (corpúscular y ondulatoria) y según el experimento se comporta como una partícula ó como una onda.

El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno

Espectros de emisión

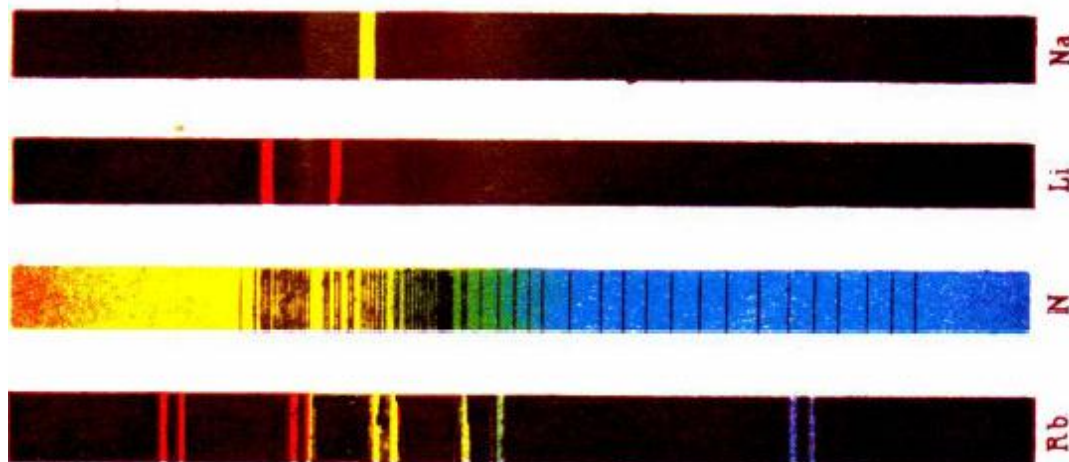
Generalmente las radiaciones emitidas por las sustancias están compuestas por un grupo de radiaciones con distintas longitudes de onda (un láser es una radiación electromagnética de una sola longitud de onda).

Si separamos las radiaciones con distinta longitud de onda emitidas por una sustancia obtenemos el espectro de emisión de esa sustancia.

Así el arco iris representa el espectro de las distintas longitudes de onda de la luz emitida por el sol. En el caso de la luz solar el espectro es continuo, ya que comprende todas las longitudes de onda entre el rojo y el violeta.

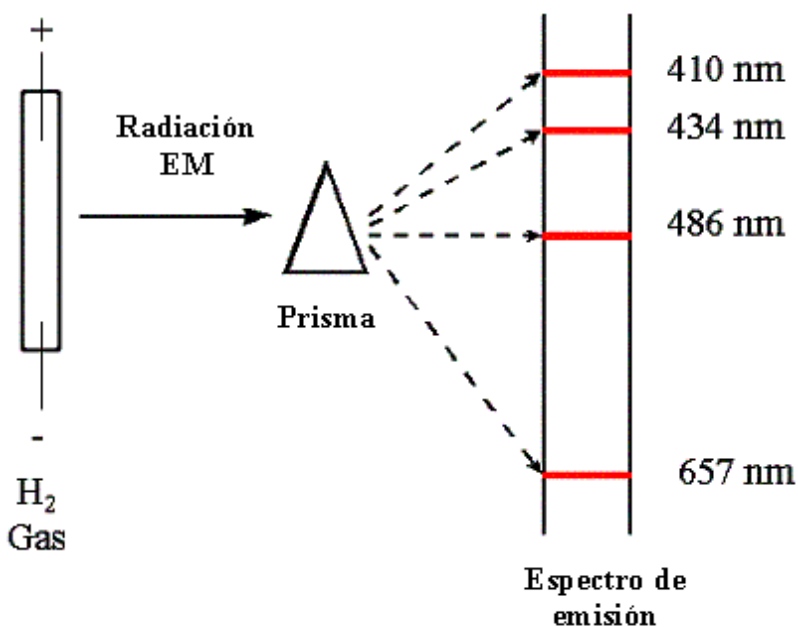


Las radiaciones de la materia no dan un espectro continuo. Así si aplicamos un alto voltaje a un tubo de cristal que contiene gases a baja presión podemos obtener luces de diferentes colores: el gas neón produce una luz rojo-anaranjado y el sodio gas produce una luz amarilla. Si pasamos esta luz emitida por un prisma el espectro resultante presenta líneas separadas por zonas oscuras y se denomina espectro de líneas.



De manera similar podemos iluminar un gas con un haz de luz blanca y analizar el haz que emerge. Veremos que sólo se han absorbido ciertas longitudes de onda que constituyen el espectro de absorción del gas en estudio y que son las mismas que las del espectro de emisión. Un átomo de cada elemento tiene su propio conjunto de líneas característico en su espectro de emisión y absorción, que pueden servir como huellas dactilares de los átomos que nos permitan identificar la presencia de un elemento en una muestra, incluso en cantidades muy pequeñas.

El espectro del hidrógeno esta constituido por cuatro líneas que aparecen a cuatro longitudes de onda características.



En 1885 un profesor de escuela suizo llamado Balmer constató que las frecuencias de emisión del átomo de hidrógeno se ajustaban a una ecuación matemática sencilla:

$$\nu = C * \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

para $n = 3, 4, 5$ y 6 con $C = 3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

El modelo de Bohr

Bohr empezó con la idea de que los electrones describen órbitas alrededor del núcleo al igual que los planetas alrededor del sol.

A partir de la ideas de Planck de cuantización de la energía Bohr propuso que las órbitas que describen los electrones se limitan a ciertos radios, que corresponden a valores de energía permitidos.

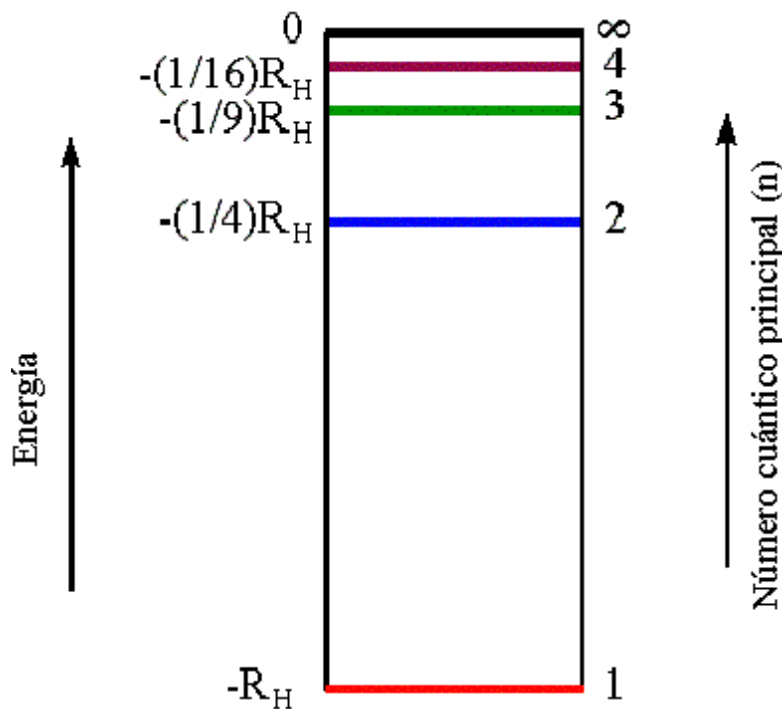
Al estar restringido el electrón a ciertas órbitas permitidas, que tienen cada una un valor de energía característico los valores de energía que puede tener el electrón están restringidos a los valores de energía de las órbitas y se definen mediante la ecuación:

$$E_n = (-R_H) \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

Dónde R_H es la constante de Rydberg igual a $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$

'n' es un número entero denominado número cuántico principal. La primera órbita permitida (y la más cercana al núcleo) tienen $n=1$ y la siguiente $n=2$.

Las energías relativas de las distintas órbitas permitidas se representan en el siguiente diagrama:

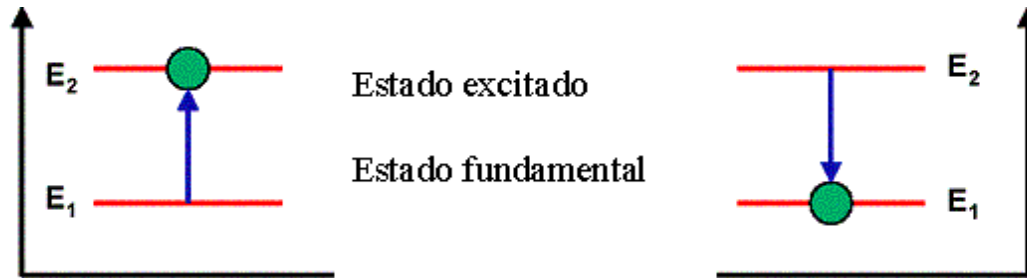


El signo negativo de la ecuación de la energía correspondiente a una órbita es una convención arbitraria y significa que la energía del electrón en el átomo es menor que la energía del electrón libre. Un electrón libre estaría situado a una distancia infinita del núcleo y se le asigna de manera arbitraria un valor de energía cero ($E_\infty=0$)

En alcanza el valor más negativo para $n=1$ y corresponde al valor energético más estable que se denomina estado fundamental.

A los niveles de mayor energía que el estado fundamental ($n=2, 3...$) se les denomina estados excitados.

Bohr explicó el espectro del hidrógeno a través de saltos del un electrón de una órbita a otra. Si inicialmente esta en una orbita de mayor energía (por ejemplo $n=2$) y cae a una órbita de menor energía ($n=1$) liberará un fotón con una energía $h\nu$ que se corresponderá con la diferencia de energías entre las dos órbitas. En el caso de la absorción si está en el estado de mínima energía pasará a un estado excitado absorbiendo la energía del fotón correspondiente a la diferencia de energía de las dos órbitas.



$$|E_1 - E_2|_{\text{átomo}} = h\nu_{\text{radiación}}$$

El cambio de energía asociado al salto será igual a la diferencia de energía entre las dos órbitas: $\Delta E = E_f - E_i$ y sustituyendo en la ecuación de E_n

$$\Delta E = E_f - E_i = \left(\frac{-R_H}{n_f^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_i^2} \right) = R_H * \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E = R_H * \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = h\nu$$

.Cuando n_f es mayor que n_i ΔE es positivo, y el electrón pasa a un nivel de mayor energía. Esto ocurre cuando se da una absorción de energía.

.Cuando ΔE es negativo, el electrón cae a un nivel de menor energía y se emite una radiación de frecuencia ν .

Si comparamos esta ecuación con la obtenida por Balmer de forma empírica:

$$\nu = C * \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

para $n = 3, 4, 5$ y 6 con $C = 3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

vemos que esta ecuación es un caso particular de la ecuación anterior para $n_f = 2$ siendo la constante de Balmer ' C ' = (R_H/h) (la constante de Rydberg dividida por la constante de Planck),

El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno fue importante porque introdujo el concepto de estados de energía cuantizados. Pero su bondad como modelo se limita a átomos con un único electrón (H, y los iones He⁺, y Li²⁺).

La naturaleza dual del electrón

Como ya hemos visto según las circunstancias las radiaciones electromagnéticas pueden comportarse bien como una onda bien como una particular (fotón).

Louis de Broglie (1892–1987) en su tesis doctoral razonó de la siguiente manera:

Si una onda luminosa puede comportarse como una corriente de partículas, una partícula pequeña, como el electrón, podría comportarse en determinadas circunstancias como si fuera una onda.

Una partícula de masa m y velocidad v tendría una longitud de onda asociada y De Broglie sugirió que esta longitud de onda era directamente proporcional a la masa de la partícula e inversamente proporcional a su velocidad:

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

ónde h es la constante de Planck. El producto mv es el momento de la partícula.

¿Cuál es la longitud de onda característica para un electrón que se mueve con una velocidad de 5.97×10^6 m/s? (recuerde que la masa de un electrón es 9.11×10^{-28} g y $h = 6.63 \times 10^{-34}$ J s)

$$\lambda = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(9,11 \times 10^{-28} \text{ g}) * (5,97 \times 10^6 \text{ ms}^{-1})} = 1,219 \times 10^{13} \text{ Js}^2 \text{ m}^{-1} \text{ g}^{-1}$$

cómo $1\text{J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$ tendremos que convertir los gramos en kilogramos

$$\lambda = 1,219 \times 10^{13} \text{ Js}^2 \text{ m}^{-1} \text{ g}^{-1} * \left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) * \left(\frac{1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{1 \text{ J}} \right)$$

$$= 1,219 \times 10^{-10} \text{ m} = 0,122 \text{ nm}$$