$$E \propto \nu$$

Y así llegó a la relación básica:

$$E = h\nu$$

en donde h es la constante de Planck y tiene el valor de 1.5836 x 10
Kcal seg, cuando E son kilocalorías.

La teoría cuántica de la radiación de Planck no tan só proporcionó un modelo teórico para las observaciones experimental que originaron su desarrollo, sino que pronto llegó a ser el cimiento el que desde entonces se han basado muchos de los avances teóricos la química y de la física.Por ejemplo, en 1905, Einstein aplicó la teor cuántica al efecto fotoeléctrico y así pudo dar una total y detalla explicación teórica de estas observaciones experimentales que se habí resistido a una interpretación con el modelo ondulatorio. Existen, e tonces, dos modelos para la naturaleza de las radiacion electromagnéticas: *el modelo ondulatorio continuo de la física clásica el modelo atómico de Planck de la teoría cuántica.* Estos modelos no s incompatibles, se complementan mutuamente. Volvamos ahora, campo en el que su aplicación complementaria ha dado buenos resu tados:

4-3 LÍNEAS ESPECTRALES.

Hoy en la actualidad existen instrumentos en los que se pued estudiar cuantitativamente la refracción o difracción de la luz. Dich instrumento se le conoce con el nombre de *espectroscopio* y a ese camp de estudio se le ha denominado *espectroscopia.*

Por medio de la espectroscopia se ha llegado a muchos hech importantes. Por ejemplo, el espectro de emisión de un elemento e citado no era una banda continua de luz desde el rojo al violeta, com la del sol, sino que consistía en una serie de rayos o líneas separada Además, no podría haber dos elementos que tuvieran espectr idénticos, por lo que las líneas espectrales podían ser consideradas com las *huellas dactilares* de los elementos.

Esta característica de los elementos se utiliza para descubrir

medir la naturaleza y cantidad de elementos que hay en una muestra. Se obtiene el espectro total de la muestra y, por las posiciones de las líneas observadas, los químicos pueden identificar fácilmente un determinado elemento. La medida de la intensidad de las líneas espectrales indica la cantidad existente de un elemento en especial.

4-4 IMPLICACIÓN DE LAS LÍNEAS ESPECTRALES.

Consideremos el hecho de que la luz emitida por un elemento rico en energía de una serie de líneas en el espectro del elemento y por lo tanto, cada línea corresponde a una determinada longitud de onda o frecuencia. De acuerdo con la teoría cuántica de la radiación, una longitud de onda o frecuencia fija corresponderá a una determinada energía. Por lo tanto, los espectros de línea de los elementos deben significar que los atomos están emitiendo *cantidades fijas de energía.* Así, cuando los átomos son excitados o se les añade energía adicional en forma de radiación lumínica. Los átomos de elementos diferentes emiten ciertas cantidades fijas de energía que son características de estos elementos. Decimos que la energía irradiada por los átomos excitados está "*cuantizada*". Pero es muy importante darnos cuenta de que los espectros de líneas son prueba de que un átomo no emite paquetes de energía de cualquier tamaño.

4-5 DUALIDAD DE LA MATERIA.

Un físico Francés Louis De Broglie sugirió que la dualidad de la luz no es única. Recordará que después del desubrimiento del efecto fotoeléctrico fue necesario explicar el comportamiento de la luz como si fuera de naturaleza ondulatoria a la vez que corpuscular (cuanto). De Broglie, en sus estudio teóricos sobre la estructura atómica concluyó que el dualismo puede ser un principio general, fue capaz de demostrar que cualquier partícula material se podría tratar como si fuera de naturaleza ondulatoria. Le fue difícil convencer a sus profesores que le permitieran publicar su idea tan revolucionaria.

La hipótesis de Broglie fue apoyada por hechos experimentales, al

demostrarse que un haz de electrones podría ser difractado haciéndolo pasar a través de un sólido cristalino de la misma manera que un haz de luz es difractado por una celdilla. Recientemente el postulado de De Broglie sobre la naturaleza ondulatoria de la materia recibió una confirmación adicional cuando se difractaron haces de neutrones al atravesar cristales. El fenómeno de la difracción se explica mejor si nos valemos de un modelo ondulatorio y así, se dispuso de una teoría que explicará el comportamiento de las partículas.

Aunque aparentemente la hipótesis de De Broglie sobre la naturaleza dual de la materia es válida para todo, no tiene importancia para objetos mucho mayores que átomos y moléculas. La hipótesis de De Broglie constituye uno de los tres pilares en que descansa la teoría atómica moderna. Ya nos hemos encontrado con otro de los conceptos fundamentales de la teoría atómica moderna: el concepto de los estados estacionarios de la energía electrónica, propuesto por Bohr. Estudiaremos el tercer concepto fundamental que refuerza la teoría atómica moderna.

4-6 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE.

Si queremos llevar a cabo una medición se necesitaría una vara para medir, comparable en tamaño con el objeto que se desea medir, puesto que los átomos tienen un tamaño aproximado de 10^{-8} centímetros, necesitaremos una vara del mismo tamaño; puede usarse ondas de radiación electromagnéticas pertenecientes a las regiones ultravioletas y rayos X del espectro, que corresponden a una radiación de alta frecuencia y alta energía. Cuando estas radiaciones de alta energía se usan en la medición de sistemas atómicos, interaccionan vigorosamente con estos sistemas. Cuando un fotón de alta energía choca con algún electrón en movimiento de un átomo la energía de electrón se altera. Inevitablemente, un principio fundamental básico de la teoría atómica moderna refleja la inherente incertidumbre que hay en las mediciones de sistemas atómicos. Este principio fue enunciado en 1926 por el físico alemán Werner Heisenberg, que lo expresó así:

Es imposible conocer, simultáneamente, con exactitud perfecta los dos factores importantes que gobiernan el movimiento de un electrón, su *posición y velocidad.* Si determinamos experimentalmente su posición exacta en cierto momento, su movimiento es perturbado en

tal grado por el mismo experimento que no será posible encontrarlo. Inversamente, al medir su velocidad con exactitud, la imagen de posición del electrón queda completamente borrosa.

El principio de incertidumbre de Heisenberg puede derivarse matemáticamente partiendo de la teoría cuántica, aunque su importancia, para nosotros es cuantitativa, reconocemos, por ejemplo, que si no podemos medir exactamente el ancho de esta página con aproximación del orden de 10^{-8} cm. realmente es algo que no importa. Sin embargo, si la incertidumbre en la medición de la posición de un electrón en un átomo es 10^{-8}cm., entonces existe un problema serio, ya que un átomo tiene tan sólo una extensión de aproximadamente 10^{-8}cm. Con una incertidumbre tan grande que es imposible establecer la posición del electrón de un átomo en un momento determinado.

4-7 NIELS BOHR Y SU TEORÍA ATÓMICA.

Niels Bohr describió el átomo como constituído por un núcleo central pequeño y cargado positivamente con los electrones moviéndose alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas. De acuerdo con este modelo, el átomo de hidrógeno consistiría en un núcleo con una carga 1+ (el hidrógeno tiene número atómico 1) alrededor del cual un electrón recorre una trayectoria circular (o elíptica) y siempre está a una distancia fija del núcleo. Debido a su movimiento y posición, el electrón posee energía. La distancia entre el electrón y el núcleo depende de la energía del electrón. Sin embargo, Bohr supuso en su teoría que el electrón sólo podía encontrarse a distancias específicas del núcleo, en órbitas específicas; en otras palabras, supuso que la energía del electrón estaba *cuantizada* en el sentido de que sólo podría tomar ciertas posiciones o valores permitidos. La idea de la energía cuantizada es nueva para nosotros. Para concebir más claramente esta idea, supongamos que un alumno sube por una escalera, y sólo puede tomar posiciones "*cuantizadas*" conforme sube (ver figura 4) de tal manera que no puede permanecer en cualquier posición entre los peldaños de la escalera. Suponiendo que todos los peldaños tengan igual distancia entre sí, conforme sube la escalera, su energía (energía potencial con respecto al piso) tiene cierto valor (primer peldaño) y aumenta en algún múltiplo entero de ese valor (2do. peldaño, 3er. peldaño, etc.)

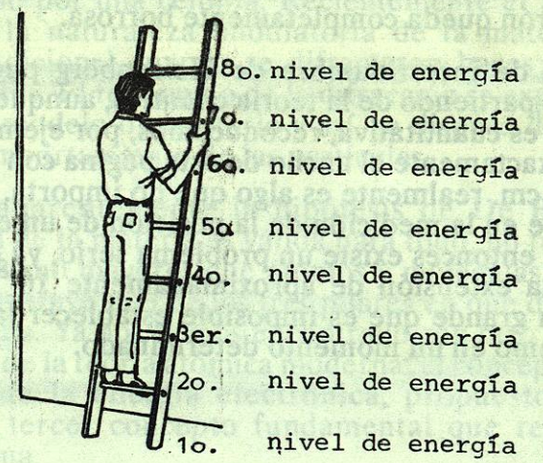


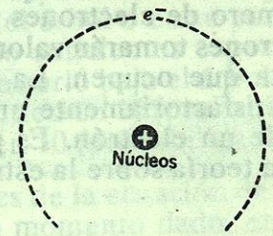
Fig. 4 La persona que está en la escalera sólo adquirirá energías potenciales específicas, dependiendo del peldaño en que se encuentre. Debido a que sólo puede ocupar ciertos niveles de energía, su energía está "cuantizada".

En el átomo de hidrógeno según el *modelo de Bohr*, tendrá un electrón localizado en una órbita que depende de la energía del electrón. Las posiciones cuantizadas posibles del electrón se llaman *estados de energías o niveles de energía* del electrón (ver figura 5) en los átomos normales de hidrógeno, los electrones toman el nivel más bajo de energía cuantizada permisible. Los átomos en los cuales los electrones se encuentran en los estados de energía más bajos posibles reciben el nombre de *átomos en el estado fundamental, utilizando* el modelo del átomo de Bohr, podríamos describir qué sucede cuando el electrón de un átomo de hidrógeno en el estado fundamental recibe energía de una fuente externa.

Si el electrón llegara a obtener determinada cantidad de energía puede saltar del nivel más bajo de energía hacia otro nivel de energía superior. A este paso se le denomina *salto cuántico* (ver figura 6). Cuando un electrón salta a un nivel de energía superior se dice que se excita, y a un átomo con tales electrones se le llama *átomo excitado*. Cuando un átomo recibe demasiada energía, los electrones se excitan mucho e incluso puede llegar a que un electrón o varios se desprendan del átomo dejando así al átomo con carga positiva (iones) de donde deducimos que los iones positivos se pueden formar por la pérdida de

electrones de un átomo determinado. Una característica de los átomos excitados es que son inestables, o sea, puede el electrón regresar a su estado original, o hacia los niveles de energía más bajos y por último a su estado fundamental. A medida que el electrón cae hacia los estados de energía más bajos, desprende el exceso de energía que poseía. Esto es parecido a lo que sucede cuando el alumno baja la escalera hasta el piso (estado fundamental). Liberando así la energía potencial que almacenó en forma de energía cinética (energía de movimiento). Esta energía que es liberada por los electrones al caer hacia los estados de energía más bajos en los átomos, por lo general se manifiesta en forma de energía radiante o de luz.

Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Un electrón está en órbita circular alrededor del núcleo positivo. Fig 5 Fig 6.



Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Un electrón está en órbita circular alrededor del núcleo positivo.

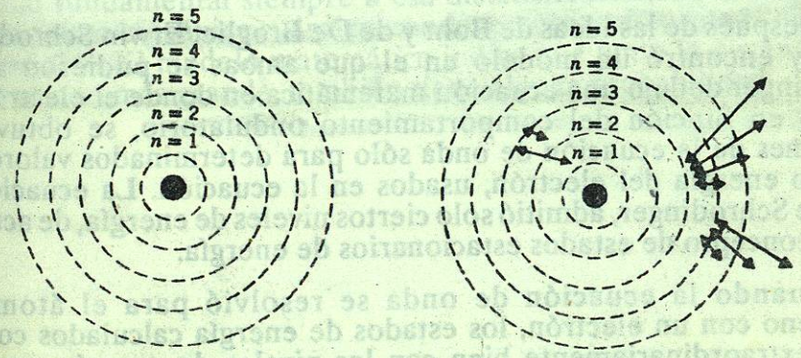


Fig. 7

Los niveles de energía en el átomo de Bohr están indicados como valores posibles de n. En la figura se muestran cinco niveles de energía. Un electrón puede efectuar un salto cuántico de un nivel menor energía hacia cualquier otro superior. Un electrón excitado puede caer de un nivel más alto hacia otro más bajo. Los saltos cuánticos posibles relacionados con los cinco primeros niveles de energía indicados mediante flechas.

Hasta ahora se ha visto el átomo de hidrógeno bajo el concepto del modelo de Bohr. Es verdad que el modelo del átomo de Bohr nos da una imagen del átomo de hidrógeno. ¿Será igual esto para con aquellos átomos que poseen más de un electrón?. Imaginémonos un átomo con más de un electrón con su núcleo con los electrones distribuidos en varias órbitas. Pero nos encontramos con un problema, el de que todos los electrones no pueden ocupar una misma órbita. Tan sólo cierto número de electrones pueden ocupar una órbita dada, por lo que los electrones tomarán valores diferentes de energía, dependiendo de la órbita que ocupen. La teoría de Bohr sobre el átomo no proporcionó satisfactoriamente un buen modelo para los átomos que tuvieran más de un electrón. Es por eso que surgió la necesidad de desarrollar otra teoría sobre la estructura del átomo.

4-8 ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRODINGER.

Después de las ideas de Bohr y de De Broglie, Erwin Schrodinger buscó y encontró un modelo en el que ambas se pudieron aunar. Schrodinger dedujo una ecuación matemática en donde el electrón era tratado en función del comportamiento ondulatorio, se obtuvieron soluciones de la ecuación de onda sólo para determinados valores del término energía del electrón, usados en la ecuación. La ecuación de onda de Schrodinger, admitió solo ciertos niveles de energía, de acuerdo con el concepto de estados estacionarios de energía.

Cuando la ecuación de onda se resolvió para el átomo de hidrógeno con un electrón, los estados de energía calculados concordaron extraordinariamente bien con los niveles de energía espectral observados. El entusiasmo de los científicos fue enorme al enterarse de que podían ser calculados los niveles de energía de los átomos a partir de las ecuaciones de ondas.

El uso de la ecuación de onda como modelo atómico no sólo conduce a valores para los estados estacionarios de energía electrónica, sino que también proporciona datos con respecto a la posición en el espacio de electrones en esos estados. Sin embargo, este *modelo mecánico cuántico* no describe con exactitud la posición del electrón, como lo hace el modelo de Bohr. Pero en cambio, nos da una descripción que está de acuerdo con el principio de incertidumbre. No es posible decir exactamente dónde está el electrón de un átomo en un tiempo dado, pero la ecuación de onda puede determinar la probabilidad de encontrar un electrón en cierto punto para un tiempo dado.

Suponga que tiene a su perro favorito en el jardín de su casa, habrá lugares que le gusten más al perro; en las tardes calurosas, será la perrera o la sombra de un árbol. si se le preguntara a la 1:00 P.M. del 15 de julio, dónde está su perro, seguramente respondería "en el jardín", pero si se le pidiera que fuera más específico con respecto al lugar, contestaría que probablemente bajo el árbol o en su perrera. Quizá lo ha observado bastante (ha efectuado suficientes experimentos) para decir que las probabilidades de encontrarlo bajo el árbol son de 4 en 10 (probabilidad de 40%); en su perrera, de 5 en 10 (probabilidad de 50%); y, en cualquier otro lugar, sólo en 1 en 10 (probabilidad de 10%).

En forma análoga, las soluciones de la ecuación de onda predicen las probabilidades del núcleo en un momento dado, en la figura 7 se muestra una gráfica de la probable distribución radial del electrón en el estado fundamental del átomo de hidrógeno. El máximo de curva ocurre a la misma distancia del núcleo que Bohr había predicho para el radio del estado basal. Sin embargo, la teoría de Bohr coloca el electrón en su estado fundamental siempre a esa distancia. El modelo del átomo, según la teoría mecánica cuántica, conduce a esto solo como la distancia *más probable*. El modelo matemático indica que tanto la distancia más corta como la más grande, también tiene alguna probabilidad.