

de la radiación electromagnética y su símbolo es la letra griega minúscula nu, ν . Esta frecuencia depende de la frecuencia de oscilación del sistema vibratorio que genera la radiación.

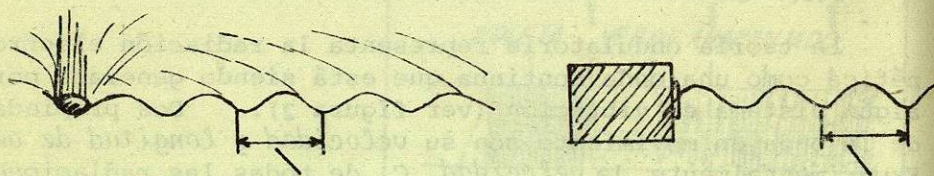


Fig. 2. La teoría ondulatoria de la radiación electromagnética se deriva en base a propiedades de las ondas de agua.

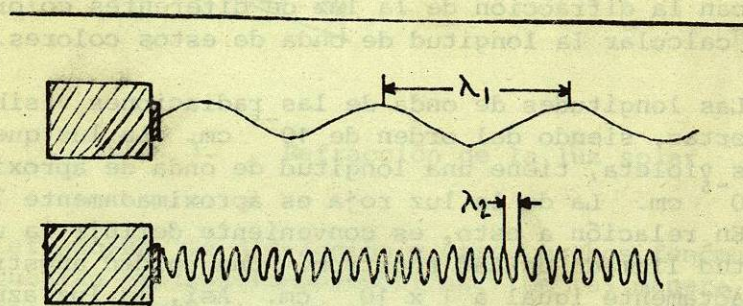


Fig. 3. La longitud de una radiación electromagnética depende del sistema electromagnético que lo genera.

Observamos la relación que existe entre la longitud de onda λ y la frecuencia ν , de cualquier radiación electromagnética es que son inversamente proporcionales entre sí.

$$\alpha \lambda \frac{1}{\nu} \quad \delta \quad \nu \alpha \frac{1}{\lambda}$$

$$\delta \quad \lambda \nu = \text{constante.}$$

Como λ tiene la unidad de cm/onda y ν tiene las unidades de onda/seg, la constante en esta última relación tendrá las unidades de velocidad:

$$\lambda \nu = \text{constante}$$

$$\left(\frac{\text{cm}}{\text{onda}} \right) \left(\frac{\text{onda}}{\text{seg}} \right) = \frac{\text{cm}}{\text{seg}}$$

Tratándose de radiaciones electromagnéticas que se propagan con velocidad c , esta importante relación se expresa así:

$$\lambda \nu = c$$

La teoría ondulatoria clásica de la radiación electromagnética, todavía nos ayuda a comprender una multitud de fenómenos que implican radiación electromagnética. Sin embargo, una segunda teoría inició una nueva era científica.

4-2 LA TEORÍA CUÁNTICA.

A fines del siglo XIX la física y la química experimentaron un rápido desarrollo como ciencia, de tal suerte que los antiguos conceptos y modelos teóricos necesitaban urgentemente una revisión para poder explicar muchos de los nuevos descubrimientos. Fue con esta época cuando se derrivó el sencillo modelo daltoniano del átomo. También fue el período en que el modelo ondulatorio de la radiación electromagnética fue incapaz de explicar importantes hechos experimentales, y los físicos buscaron un nuevo modelo.

Probablemente se podrá explicar con mayor sencillez la necesidad de un nuevo modelo de la radiación si examinamos el

efecto fotoeléctrico. Dicho fenómeno fue punto de estudio cuidadoso durante las tres décadas siguientes.

J.J. Thompson demostró que eran electrones lo que expulsaban ciertas superficies metálicas cuando la luz incidía sobre ellas. Otros investigadores estudiaron la clase de luz que se necesitaba para la expulsión de los fotoelectrones. Pronto se hizo evidente que, sólo luz de una determinada frecuencia mínima (o longitud de onda) originaba el efecto fotoeléctrico, el modelo ondulatorio de este hecho. Sólo luz de una determinada *energía mínima* podía expulsar electrones de una superficie particular. De alguna manera, la energía de la radiación electromagnética debía relacionarse con las propiedades fundamentales de longitud de onda y frecuencia. A no ser que la luz tenga una energía por lo menos equivalente a o , no habrá expulsión de electrones. La luz que posee esta energía causa la emisión de electrones, cuya energía aumenta según aumenta la de la luz.

En el año 1901, un físico alemán llamado Max Planck propuso una teoría nueva que revolucionaría la de la radiación electromagnética. Planck rompió con la teoría ondulatoria clásica al suponer que la energía radiante generada por un sistema vibratorio no era de naturaleza continua, sino más bien, *discontinua*. Así, la energía es absorbida en cantidades discretas o *cuantos*. Además, la cantidad de energía acarreada por un cuanto es proporcional a la frecuencia de la vibración, γ , del sistema generador de energía:

$$E \propto \nu$$

Y así llegó a la relación básica:

$$E = h\nu$$

en donde h es la constante de Planck y tiene el valor de 1.5836×10^{-37} Kcal seg, cuando E son kilocalorías.

La teoría cuántica de la radiación de Planck no tan sólo proporcionó un modelo teórico para las observaciones experi-

mentales que originaron su desarrollo, sino que pronto llegó a ser el cimiento en el que desde entonces se han basado muchos de los avances teóricos de la química y de la física. Por ejemplo, en 1905, Einstein aplicó la teoría cuántica al efecto fotoeléctrico y así pudo dar una total y detallada explicación teórica de estas observaciones experimentales que se habían resistido a una interpretación con el modelo ondulatorio. Existen, entonces, dos modelos para la naturaleza de las radiaciones electromagnéticas: el modelo ondulatorio continuo de la física clásica y el modelo atómico de Planck de la teoría cuántica. Estos modelos no son incompatibles, se complementan mutuamente. Volvamos ahora, al campo en el que su aplicación complementaria ha dado buenos resultados.

4-3 LÍNEAS ESPECTRALES.

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

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

Esta característica de los elementos se utiliza para descubrir y 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.

1020115137

4-4 IMPLICACIÓN DE LAS LÍNEAS ESPECTRALES.

Consideremos el hecho de que la luz emitida por un elemento rico en energía da 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 átomos están emitiendo cantidades fijas de energía. Así, cuando los átomos son excitados o se les añade energía mediante el calentamiento a temperaturas elevadas, liberan esta 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 descubrimiento 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 estudios 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 natu-

raleza 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 del 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^{-7} 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^{-7} 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 constituido 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 (2o. peldaño, 3er. peldaño, etc.).

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 mu-

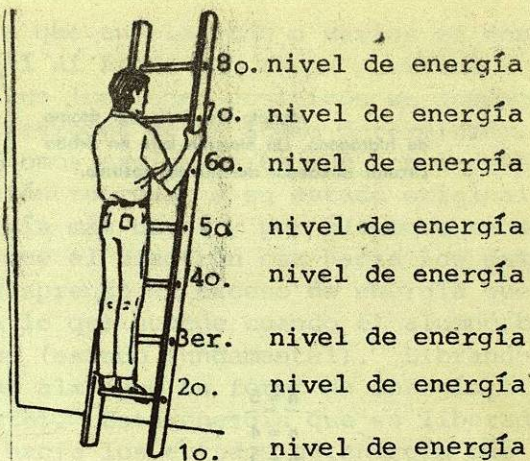


Fig. 4. La persona que está en la escalera sólo adquirirá energías potenciales específicas, dependiendo del peldaño en que se encuentre. Debido a que sólo puede ocupar ciertos niveles de energía, su energía está "cuantizada".