APENDICE C

Absorción y Emisión de luz por la materia

Toda la materia cuando se calienta a una temperatura suficientemente alta, emite energía en forma de radiación (luz).

Cerca de 500°C el sólido empezará a emitir un fulgor rojizo, y un poco encima de los 1,000°C emite una luz blanca brillante. Un ejemplo común de este fenómeno es la lámpara incandescente en la cual se calienta un filamento de tungsteno hasta el rojo blanco, por medio de la resistencia al paso de un chorro de electrones (corriente eléctrica). En este instrumento la energía eléctrica se convierte, principalmente, en energía térmica, pero en parte se convierte en la energía radiante de la luz visible.

Cuando un rayo de luz pasa a través de una rendija, el rayo se convierte en un filete de luz. Si la línea cae sobre una pantalla o sobre una película fotográfica la imagen de la rendija aparece como una línea. Si se coloca un prisma en el camino de la luz entonces el filete pasa a través de él y la posición de la línea sobre la pantalla cambia. La cantidad de cambio depende del color de la luz. Cuando se examina la luz que proviene de un cuerpo caliente, según esta manera, produce una variación contínua de colores de tal suerte que la línea se abre en una banda con colores que van del rojo al violeta (como en un arcoiris) o una serie de líneas separadas, sobre la pantalla, separadas unas de otras por áreas oscuras. A lo primero se le llama un espectro contínuo, mientras que a lo segundo se le llama un espectro discreto o lineal. El aparato por medio del cual la luz se descompone en colores es llamado espectroscopio. Cuando se usa el ojo humano para detectar la luz, las observaciones únicamente pueden cubrir la porción visible del espectro. Películas fotográficas o fotoceldas sensitivas para las otras porciones del espectro, hacen posible extender el análisis a un rango más amplio de la radiación. La figura C-1 es un diagrama de una forma simple de este instrumento.

Se pueden obtener resultados similares cuando una rejilla

de difracción se sustituye por el prisma. Una rejilla de difracción consiste en una placa con líneas finas y muy cercanas. Estas líneas forman unas rendijas muy cercanas. Cuando un filete de luz pasa a través de ellas o se refleja en ellas, se descompone en su espectro. El espectroscopio puede ser construído con un prisma o con una rejilla de difracción.

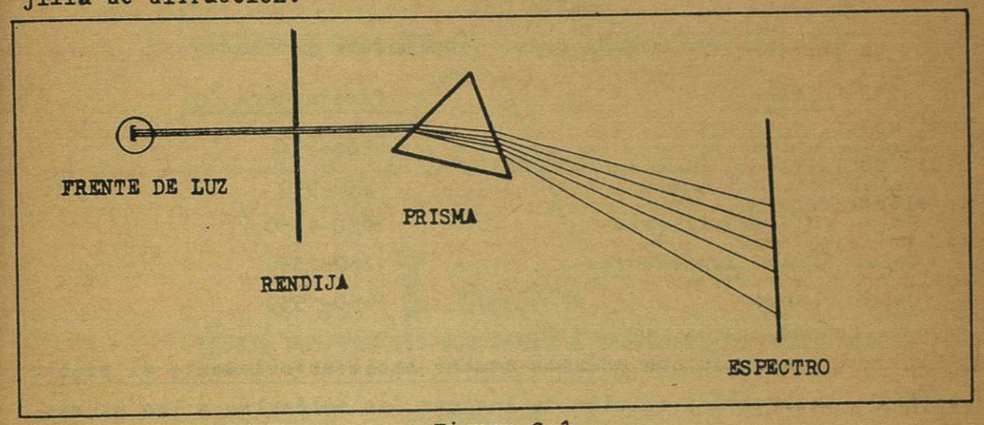

Figura C-1
Diagrama de un espectroscopio simple.

Al discutir un espectro lineal es importante recordar que las líneas se originan en el instrumento. De hecho, son imágenes de la rendija a través de la cual pasa el rayo de luz. El átomo emite un color o colores discretos de luz, más que una línea. Veremos que una afirmación aún mejor es que los átomos emiten una energía particular de luz. Que el color o la energía aparezcan como líneas se debe a la disposición del aparato de medir.

Virtualmente todos los sólidos y líquidos a altas temperaturas emiten espectros luminosos en los cuales la intensidad de un color particular depende de la temperatura. Así, hablamos de algo que se calienta hasta un calor rojizo, hasta un calor rojo brillante, hasta un calor blanco, etc. Las relaciones aproximadas se indican en la tabla C-1, entre el color y la temperatura de un objeto caliente.

Aunque ocasionalmente las líneas espectrales discretas pro

UNIVERSIDAD DE NUEVO LEON
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
"ALFONSO REYES"

vienen de sólidos o líquidos calientes, más frecuentemente se las encuentra en gases a altas temperaturas. Es la observación y la explicación de los espectros lineales de moléculas y átomos gaseosos la que conduce a una comprensión de la estructura molecular y atómica.

Tabla C-1

Relación aproximada entre temperatura y color

Color	Temperatura °C
Calor rojizo	500-750
Calor rojo brillante	850-950
Calor rojo amarillento	1050-1150
Calor blanco incipiente	1250-1350
Calor blanco	1450-1550

Antes de que podamos atacar satisfactoriamente el problema de la absorción y emisión de luz por las moléculas y los átomos, debemos considerar la naturaleza de la luz misma. Todo lo que descubrimos acerca de cualquier cosa en la naturaleza, depende de la pregunta que hagamos. Un buen investigador, en cualquier disciplina intelectual, es primeramente un inteligente productor de preguntas y después un inteligente intérprete de respuestas. Sucede que nuestra comprensión de la luz depende grandemente de las preguntas y experimentos que realicemos. Cuando nos contentamos con explorar los efectos producidos por un rayo de luz que se mueve en el espacio o sufre interacciones con otro rayo de luz, debemos concluír que la luz se describe mejor como un movimiento ondulatorio tal como el ilustrado en la figura C-2. Un movimiento ondulatorio tal como el ilustrado puede ser caracterizado por tres cantidades: 1. Longitud de onda (la distancia entre máximos o mínimos sucesivos) 2. Frecuencia (el número de oscilaciones por segundo) y 3. Velocidad.

Estas tres cantidades no son independientes, sino que están relacionadas por la ecuación

$$c = \lambda \nu$$

dónde

c = velocidad (m/seg.)

ν = frecuencia (1/seg.)

λ = longitud de onda (m)

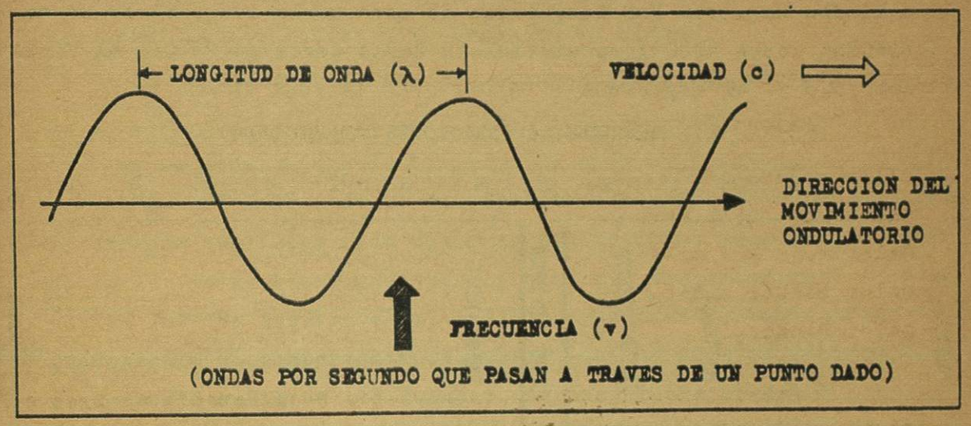

Figura C-2

La luz puede describirse como movimiento ondulatorio

Uno de los fundamentos de la física es el supuesto de que en el vacío la velocidad de la luz tiene un valor constante. Determinaciones experimentales de esta constante dan un valor de 2.99793×10^8 m/seg. o aproximadamente 3.00×10^8 m/seg. Nótese que las relaciones entre longitud de onda y frecuencia son recíprocas. La luz que tiene una longitud de onda larga tiene una frecuencia baja; inversamente, la luz con una longitud de onda corta debe tener una alta frecuencia.

La figura C-3 es un diagrama del espectro electromagnético. El término "electromagnético" es usado debido a que se puede demostrar que un rayo de luz está asociado con un campo magnético y uno eléctrico variables. La luz en el sentido amplio se extiende desde la región de alta frecuencia de los rayos x, a través del ultravioleta, lo visible, y el infrarrojo hasta la región de las

ondas de radar y radio. La luz visible para el ojo humano ocupa sólo una pequeña parte del espectro. Debido a la longitud de onda de la luz visible, generalmente se mide con unidades considerablemente menores que el metro. La unidad angstrom, que es igual a 10^{-10}m (también 10^{-8} cm.), es una unidad conveniente. Cuando se expresan unidades angstrom las longitudes de onda de la luz visible se extienden desde 4000 Å en el violeta hasta cerca de 7500 Å al final del rojo en el espectro.

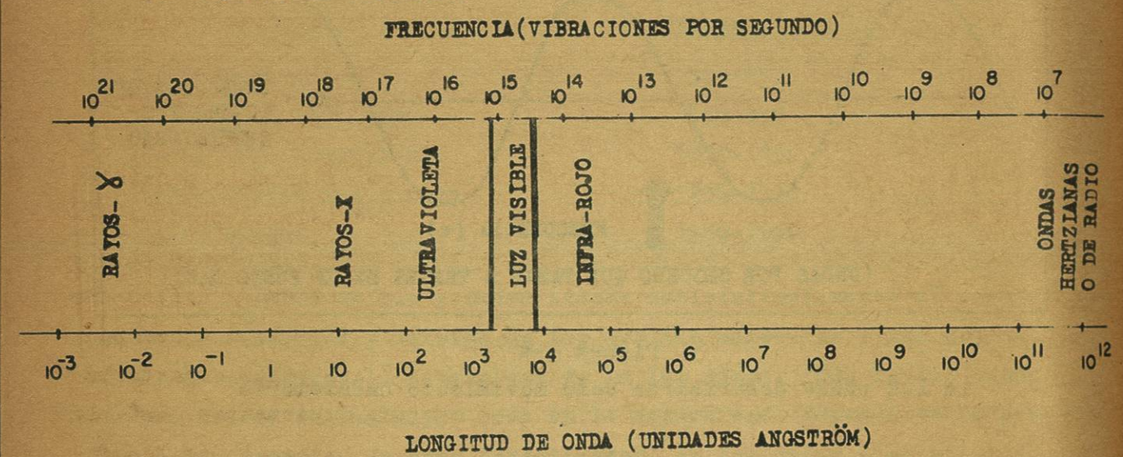

Figura C-3
Las ondas de luz varían de longitud de onda. La luz visible tiene longitudes de onda entre 4000 Å (violeta) y 7000 Å (rojo)

Aunque el concepto ondulatorio de la luz proporciona una imagen muy satisfactoria de la propagación de la luz y de la interacción de los rayos de luz, este concepto falla completamenta cuando preguntamos acerca de la interacción de la luz con la materia. Aquí se necesita una imagen enteramente nueva. Los físicos alemanes Planck y Einstein sugirieron que la energía en un rayo de luz es proporcional a la frecuencia de la luz y que ésta energía estaba contenida en paquetes llamados fotones. La ecuación que relaciona esta energía de un fotón con la frecuencia de la luz es

$$E = h\nu$$

donde

ν = frecuencia (1/seg.)
h = constante Planck (6.62×10^{-34} joules seg.)

Se encuentra que cuando la luz interacciona con materia interacciona un fotón a la vez. Esto es equivalente a decir que un rayo de luz no sólo está compuesto de ondas, sino de proyectiles (fotones) los que pegan o no pegan en el blanco.

Estos modelos aparentamente divergentes de la naturaleza de la luz, pueden ser reconciliados, por contradictorias que parezcan, si recordamos que la longitud de onda es inversamente proporcional a la frecuencia. En longitudes de onda grandes la cantidad de energía que lleva cada fotón es muy pequeña, y el efecto medible de la luz está determinado por la suma del comportamiento promedio de los fotones individuales. Así, la imagen ondulatoria predice correctamente el comportamiento, puesto que la onda representa el comportamiento medio de los fotones. En longitudes de ondas cortas correspondientes a la luz visible o al ultravioleta, llega a ser posible detectar la llegada de unos cuantos fotones y las características de los fotones individuales llegan a ser importantes. Así, la teoría de partículas representan muy bien la interacción de los fotones donde las energías de los fotones son suficientemente altas para ser detectadas por nuestros experimentos. Debe señalarse que la luz no solo al comportarse de determinados modos es pensada como consistiendo en ondas, y en otros casos como si consistiera en partículas, también se comporta de algunas maneras que sugieren que consiste en ondas.

Ahora queremos retornar a nuestra consideración de los espectros discretos y la información que puede ser obtenida de ellos. La fig. C-4 es una reproducción del espectro visible del hidrógeno El aspecto más notable de los espectros discretos de átomos y moléculas es su discreción. La aparición de ciertas frecuencias únicamente, más que un espectro contínuo de frecuencias, implica que en el átomo únicamente hay ciertos niveles de energía permitidos y que la luz emitida por el átomo corresponde a las diferencias de energía

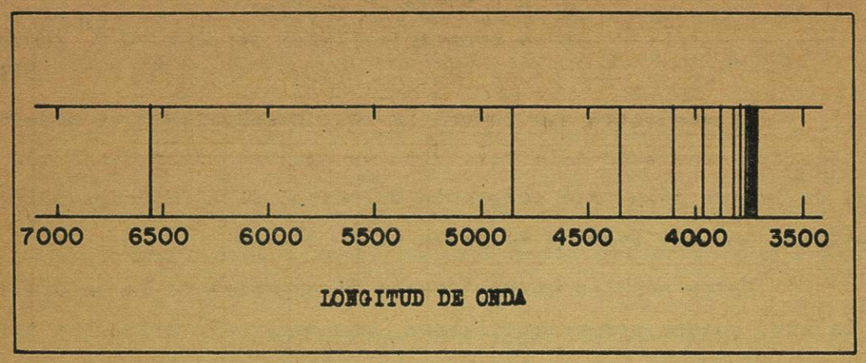

Figura C-4

Espectro visible del hidrógeno

entre estos niveles permitidos. Esta inferencia se refuerza por la observación posterior de que si la luz que contiene un espectro continuo de frecuencias se pasa a través de un modelo del mismo gas a temperatura ambiente, la luz es absorvida a frecuencias idénticas a aquellas que fueron emitidas por el gas caliente. El percatarse de que había electrones en los átomos que tenían estos ciertos niveles de energía permitida y que la energía era emitida o absorvida únicamente cuando un electrón se movía de un nivel de energía a otro, condujo a los modelos orbitales y de nubes con carga de los capítulos IV y VII.

Para el átomo de hidrógeno el número cuántico principal cambia cuando el electrón brinca de un nivel permitido de energía a otro. Una representación esquemática de niveles de energía y transiciones posibles para el átomo de hidrógeno se da en la fig. C-5.

El diagrama de nivel de energía para un átomo que contiene únicamente un electrón es particularmente simple porque para un valor dado del principal número cuántico n, todos los valores l(s,p, d, etc.) resultan en el electrón que tiene la misma energía. Cuando más de un electrón está asociado con un núcleo atómico, la energía no depende del número cuántico azimutal, l , como hemos visto en la fig. 7-1. Podemos ver mejor de la fig. C-5 que los niveles de energía llegan a estar más cercanos en cuanto el número cuántico principal aumenta y se funden juntos a una energía de cerca de 13.6 e.v.

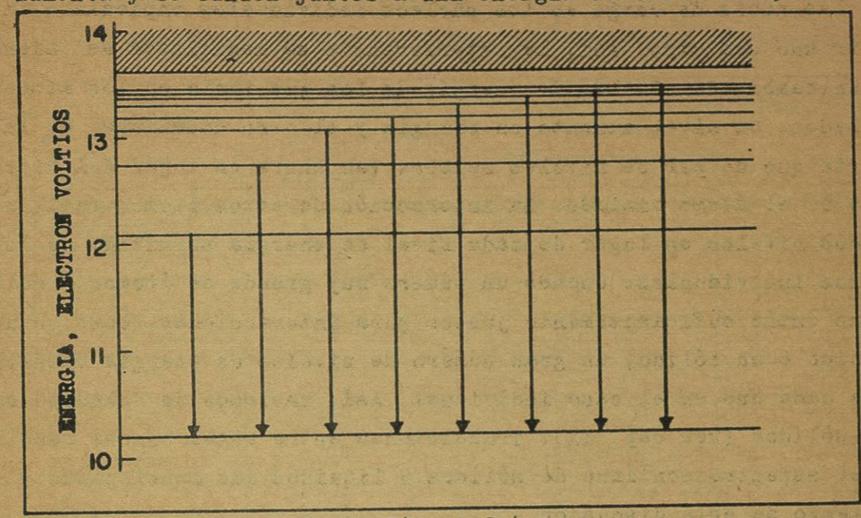

Figura C-5

Representación esquemática de niveles de energía y transición de electrones para el átomo de hidrógeno

Esta energía corresponde a la energía de ionización del átomo de hidrógeno. En este punto ha sido añadida suficiente energía al electrón para removerlo completamente de la influencia del núcleo positivo. Puesto que arriba de esta energía los niveles de energía permitidos están infinitamente juntos, las transiciones permitidas en esta región resultan ser observadas en un espectro contínuo. Así, si investigamos el espectro entero de un átomo o una molécula, encontramos espectros discretos (transiciones de electrones dentro del átomo o la molécula) y espectros contínuos del átomo o la molécula.

Los espectros contínuos observados en átomos y moléculas aislados son el resultado, como era de esperarse, de niveles de energía que están infinitamente cercanos. Gran número de átomos o moléculas en fases condensadas pueden tener niveles de energía muy cercanamente espaciados, sin proceso de ionización. Esto viene a cuento porque en tanto que la distancia entre dos átomos disminu

ye, las nubes de carga en los núcleos individuales empiezan a interferir uno con otro. Así, la interferencia se manifiesta así misma en un cambio de niveles de energía de los que tenía en los átomos aislados. Un nivel aumenta en energía y el otro disminuye, de tal suerte que un par de niveles se observan ahora en lugar del nivel solo en el átomo aislado. La interacción de estos átomos resulta en dos niveles en lugar de cada nivel de energía permitido de los átomos individuales. Cuando un número muy grande de átomos o moléculas están suficientemente juntos para interaccionar, como en un líquido o un sólido, un gran número de niveles de energía resulta para cada uno en el caso individual. Así, hablamos de "bandas" en los sólidos (ver cap. IX). Transiciones entre estas bandas resultan en el espectro contínuo de sólidos y líquidos que mencionamos al comienzo de esta discusión.

APENDICE D

Potencial de Ionización de Atomos y Radio Atómico

Números Atómicos	Elemento	Covalencia Radio Atómico (Å)	Potencial de Ionización (Electrón Volts)	Electronegatividad (Escala Pauling)
1	H	0.30	13.60	2.1
2	He	(0.93)*	24.6	
3	Li	1.52	5.4	1.0
4	Be	1.11	9.3	1.5
5	B	0.88	8.3	2.0
6	C	0.77	11.3	2.5
7	N	0.70	14.5	3.0
8	O	0.66	13.6	3.5
9	F	0.64	17.4	4.0
10	Ne	(1.12)*	21.6	
11	Na	1.86	5.1	0.9
12	Mg	1.60	7.6	1.2
13	Al	1.43	6.0	1.5
14	Si	1.17	8.1	1.8
15	P	1.10	11.0	2.1
16	S	1.04	10.4	2.5
17	Cl	0.99	13.0	3.0
18	Ar	(1.54)*	15.8	
19	K	2.31	4.4	0.8
20	Ca	1.97	6.1	1.0

*Valores teóricos entre paréntesis