

Experimento 12

LÍNEAS ESPECTRALES

Objetivos

1. Describir el modelo del átomo de Bohr
2. Observar el espectro del H mediante un espectrómetro de rejilla
3. Medir los largos de onda de las líneas de la serie de Balmer del espectro electromagnético del H, y
4. Determinar el valor de la constante de Rydberg

Teoría

Dijimos que el concepto fundamental de este curso es la carga eléctrica y que la materia está constituida por átomos. El modelo básico del átomo, conocido como el *átomo de Bohr*, fue propuesto por el físico danés Niels Bohr (1885 – 1962), en 1913, luego de analizar descubrimientos extraordinarios de laboratorio, hechos por varios experimentalistas alrededor del mundo. En el establecimiento de su modelo, Bohr tuvo que abandonar ideas de la física clásica y proponer postulados revolucionarios que fueron indispensables para explicar los resultados experimentales. Recordemos que el modelo del átomo consiste en un núcleo positivo, compuesto por protones y neutrones, con una masa miles de veces mayor que la de los electrones, los cuales giran alrededor del núcleo

Postulados de Bohr

1. Los *niveles energéticos* de las órbitas de los electrones están *cuantizados*, es decir, toman solamente ciertos valores discretos permitidos. Mientras cualquier electrón permanece en alguno de sus niveles permitidos está en un *estado estacionario* con energía constante. Cualquier *transición* de uno de estos niveles a otro implica *absorción* o *emisión* de energía del electrón. Si absorbe energía, pasa a un nivel superior. Si la emite, pasa a un nivel inferior. Estas transiciones ocurren solamente si la energía emitida o absorbida es justamente la necesaria para ir a otro de los niveles permitidos
2. Las leyes de la física clásica se cumplen para los estados estacionarios pero no para explicar las transiciones orbitales
3. Las energías emitidas o absorbidas en las transiciones entre órbitas son radiación electromagnética cuantizada llamadas fotones
4. El momento angular de los electrones también está cuantizado para cada órbita

El átomo de hidrógeno, H

Es el más simple de todos los átomos. Tiene solamente un protón en su núcleo y un electrón en alguna órbita. La órbita con la energía más pequeña es la más cercana al núcleo y tiene asignado un número cuántico, llamado *principal*, representado con la letra n y con un valor de 1. En el siguiente nivel $n = 2$, y así sucesivamente. Cuando el átomo de H tiene su electrón en la órbita con $n = 1$, decimos que está en su estado *raso*, o estado *base*. Una vez el electrón pasa a

cualquier otro nivel con $n > 1$, decimos que el átomo está *excitado*. El electrón está “atado” al núcleo debido a la fuerza electrostática de atracción hacia el protón. Esta fuerza depende de la distancia entre ambas partículas, según lo establece la ley de Coulomb. A medida que el electrón adquiere más y más energía va pasando a niveles más altos y se aleja del núcleo hasta adquirir la energía suficiente para escapar. En este caso decimos que el átomo está *ionizado*. La energía necesaria para ionizar al átomo de H es de 13.6 eV. Un *electrón-voltio*, eV, es igual a 1.6×10^{-19} J. La expresión para los niveles de energía del electrón en el átomo de H como función del número cuántico principal es la siguiente,

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2} \text{ eV} \quad 1$$

La figura 1 muestra un diagrama con los niveles de energía del átomo de H. Las flechas representan transiciones entre los niveles superiores e inferiores. Según sea el nivel final del electrón, tenemos series diferentes. Las transiciones en las que el electrón termina en el nivel con $n = 1$ corresponden a la serie de Lyman. Con $n = 2$, la de Balmer, y así sucesivamente

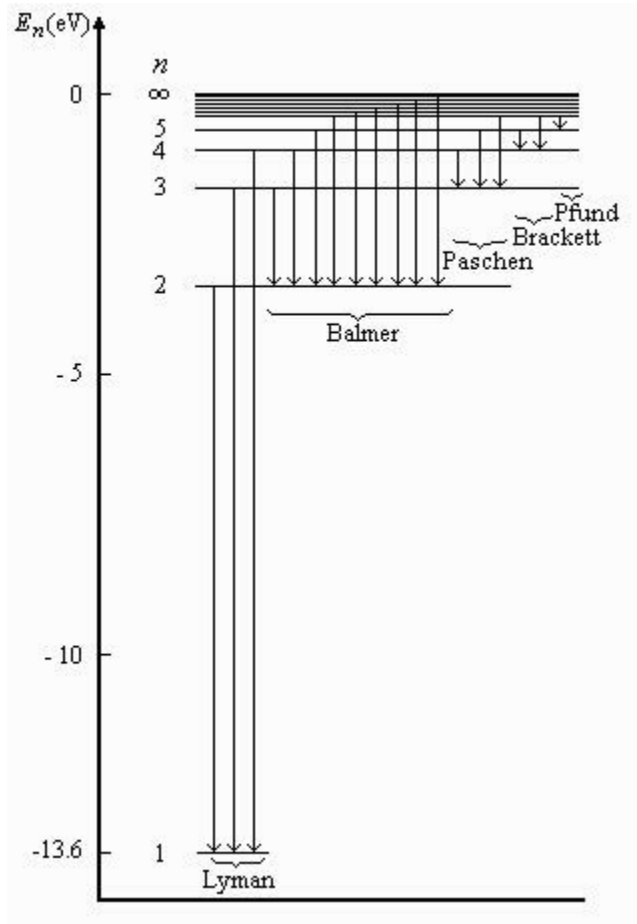


Figura 1 Niveles cuantizados de energía del átomo de H

Supongamos que un electrón está en el nivel con $n = 5$ y hace una transición al nivel con $n = 2$. Esto ocurre en la serie de Balmer e implica que el electrón emite un

fotón. Esta emisión se manifiesta como una onda electromagnética con un largo de onda dado. Hay una expresión matemática que permite calcular el largo de onda de la radiación emitida, en función de los niveles inicial y final de la transición electrónica. Esta expresión es la siguiente,

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad 2$$

Donde λ es el largo de onda, R_H es la constante de Rydberg, n_f , el nivel final, y n_i , el inicial. El valor de la constante de Rydberg es $R_H = 109,737 \text{ cm}^{-1}$

Ejemplo 1

Calcule el largo de onda de la señal electromagnética que emite un electrón en un átomo de H al hacer una transición desde el nivel inicial con $n_i = 5$ hasta el final con $n_f = 2$

Solución: Este es un problema de sustitución simple. Usamos la ecuación 2 directamente,

$$\frac{1}{\lambda} = 109,737 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 23,044.77 \text{ cm}^{-1}$$

De donde, $\lambda = 433.9 \text{ nm}$

El espectro electromagnético

Las ondas electromagnéticas se presentan en un amplio rango de largos de onda, desde las más largas, con longitudes de 10^8 m , llamadas eléctricas, hasta las más cortas, como los rayos gama cuyos largos de onda pueden ser tan pequeños como 10^{-16} m . Entre estos extremos encontramos las ondas de radio, microondas, infrarrojas, visibles, ultravioleta, rayos X, etc. El espectro de radiación del átomo de H incluye ondas ultravioleta en la serie de Lyman, visibles, en la serie de Balmer e infrarrojas en las de Paschen, Brackett y Pfund. No todas las transiciones en la serie de Balmer se encuentran en la región visible, algunas están en el infrarrojo. En este ejercicio de laboratorio mediremos los largos de onda de tres o cuatro líneas del espectro visible del átomo de H. Aquellas para las cuales $n_f = 2$ y $n_i = 3, 4, 5$ y 6 . La de mayor largo de onda es la línea roja, con $n_i = 3$, luego la azul con $n_i = 4$, y dos violetas con $n_i = 5$ y 6 . La última es un poco difícil de observar porque está en el extremo visible, cerca del ultravioleta, donde nuestra retina tiene menor sensibilidad, sin embargo, es probable que algunos estudiantes puedan verla. El instrumento que usaremos para hacer este ejercicio es un espectrómetro de rejilla de difracción, que descompone la luz en sus colores constitutivos. Lo colocamos frente a uno de nuestros ojos y lo dirigimos hacia la fuente luminosa que deseamos analizar. Si es luz blanca, veremos el arco iris, si es luz emitida por una lámpara de H, veremos el espectro electromagnético de emisión de este elemento, el cual muestra sólo cuatro líneas de colores diferentes. El espectrómetro posee una escala graduada en nanómetros (nm) que sirve como fondo al espectro. Cada estudiante observará el espectro y anotará en su informe la posición de cada línea en la escala, lo que será el largo de onda en nanómetros de dichas líneas. Debemos recordar que el rango de

largos de onda del espectro visible empieza en 700 nm en el rojo, y termina en 400 nm, en el violeta, en números redondos

Materiales

Espectrómetro de rejilla de difracción

Lámpara de H

Lámpara de baterías pequeña para iluminar la pantalla del espectrómetro

Procedimiento

1. Apague las luces del laboratorio
2. Encienda la lámpara de H
3. Observe el espectro de emisión del H a través del espectrómetro de rejilla de difracción
4. Identifique los largos de onda de las líneas visibles del espectro y escribalas en su informe

Preguntas

Conteste correctamente antes de hacer el experimento

1. Mientras mayor es la diferencia entre las energías de los niveles inicial y final en una transición electrónica en el modelo del átomo de Bohr, el largo de onda de la radiación emitida es:
 - a. Mayor
 - b. Ultravioleta
 - c. Es el mismo
 - d. Menor
2. Decimos que un átomo está ionizado cuando:
 - a. Está excitado
 - b. Ha perdido al menos un electrón
 - c. Ha perdido al menos un protón
 - d. No está en su estado raso
3. El nombre correcto del instrumento que usamos para medir el largo de onda de las líneas espectrales del H es:
 - a. Espectrómetro
 - b. Espectroscopio
 - c. Espectrógrafo
 - d. Medidor de largos de onda
4. Las unidades de la constante de Rydberg son:
 - a. nm
 - b. m
 - c. Hz
 - d. cm^{-1}

5. Decimos que un átomo está en su estado raso cuando:
 - a. Todos sus electrones están detenidos, es decir, en reposo
 - b. Todos sus electrones están en el nivel con $n = 1$
 - c. Todos sus electrones están encerrados en el núcleo, junto con los protones
 - d. Sus electrones están en sus niveles de energía mínima

6. Los neutrones
 - a. Giran alrededor del núcleo
 - b. Existen en los núcleos de los átomos
 - c. Son negativos
 - d. Son positivos

7. En el espectro visible del átomo de H las líneas se producen cuando el estado final del electrón corresponde a $n_f =$
 - a. 2
 - b. 4
 - c. 5
 - d. 3

8. El espectro visible del átomo de H se conoce con el nombre de
 - a. Infrarrojo
 - b. Serie de Balmer
 - c. Ultravioleta
 - d. Estado raso

9. Todos los átomos
 - a. Son neutros
 - b. Tienen más electrones que protones
 - c. Tienen neutrones
 - d. Tienen más protones que neutrones

10. En el modelo del átomo de Bohr la carga eléctrica positiva:
 - a. Está en el núcleo
 - b. Tiene magnitud diferente a la negativa
 - c. No existe
 - d. Gira alrededor del núcleo

11. En la física decimos que un modelo es:
 - a. El átomo de H
 - b. El átomo de Bohr
 - c. Una explicación de lo observado
 - d. Alguien cuya conducta es ejemplar

12. El átomo más simple es:
- El del oxígeno
 - Todos son iguales
 - El del H
 - El de Bohr
13. En el modelo del átomo de Bohr la carga eléctrica negativa:
- Tiene magnitud diferente a la positiva
 - Gira alrededor del núcleo
 - No existe
 - Está en el núcleo
14. El concepto básico del curso de laboratorio de Física Universitaria II es:
- Todo lo que se ha cubierto
 - la corriente eléctrica
 - El modelo del átomo de Bohr
 - La carga eléctrica
15. En el modelo del átomo de Bohr:
- Los electrones siempre están en su estado de energía mínima
 - Los electrones no pueden moverse de un nivel de energía a otro
 - Existen niveles de energía continuos en los cuales puede haber electrones
 - Existen niveles de energía discretos en los cuales puede haber electrones
16. El electrón y el protón
- Usan los neutrones como “pegamento”
 - Tienen cargas del mismo signo pero difieren en masa
 - La carga del protón es unas dos mil veces mayor que la del electrón
 - Tienen cargas de la misma magnitud
17. El instrumento que usamos para medir los largos de onda de las líneas espectrales del H está calibrado en:
- nm
 - μm
 - Km
 - mm

Informe del Experimento 12. Líneas espectrales

Sección _____ Mesa _____

Fecha: _____

Estudiantes:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____

1. Anote en la tabla 1 los valores de los largos de onda de las líneas observadas. Si no puede distinguir la segunda línea violeta deje el lugar en blanco
2. Sea la ecuación 3, con la constante de Rydberg despejada y $n_f = 2$,

$$R_H = \frac{1}{\lambda \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n_i^2} \right)} \quad 3$$

3. Calcule R_H para cada par de valores de λ y n_i y escríbalos en la tabla 1

Tabla 1. Datos del experimento

Línea	Color	n_i	λ (nm) Medida	R_H (cm^{-1}) Calculada
1	Rojo	3		
2	Azul	4		
3	Violeta 1	5		
4	Violeta 2	6		

4. Calcule el promedio de los valores de R_H en la tabla 1
5. Compare el valor promedio de R_H con el reportado en la literatura

$$\Delta\% = \frac{|R_{H, \text{promedio}} - R_{H, \text{reportado}}|}{R_{H, \text{reportado}}} \times 100 =$$

