$$h\nu = E_2 - E_1$$

donde:

h = constante de Planck

ν = frecuencia

E_2 = estado de mayor energía

E_1 = estado base, de menor energía

Cuando el electrón regresa del estado de mayor energía al estado base emite un fotón , es decir la energía correspondiente a un fotón.

C.5 SERIES ESPECTRALES DEL HIDROGENO

Una de las formas para detectar la energía emitida por un electrón al pasar de un orbital a otro es: si una muestra de hidrógeno se activa ó exita (en ausencia de aire), haciendo pasar una chispa a través de ella, emite radiaciones electromagnéticas (ver figura 8), esta luz emitida se enfoca para que pase a través de una rendija, hacia un prisma y se proyecta sobre una placa fotográfica, cuando esta se revela se encuentra que la luz no afecta toda la placa, aparecen ciertas líneas claramente definidas, cada línea corresponde a un rango muy angosto de frecuencia, que se puede considerar que la línea representa la luz de una sola frecuencia, o de una longitud de onda, a este grupo de líneas se le conoce como espectro de líneas del hidrógeno, ya que no emite todos los colores del arco iris, solo algunos, y cada elemento emite ciertos colores característicos a ciertas longitudes de onda.

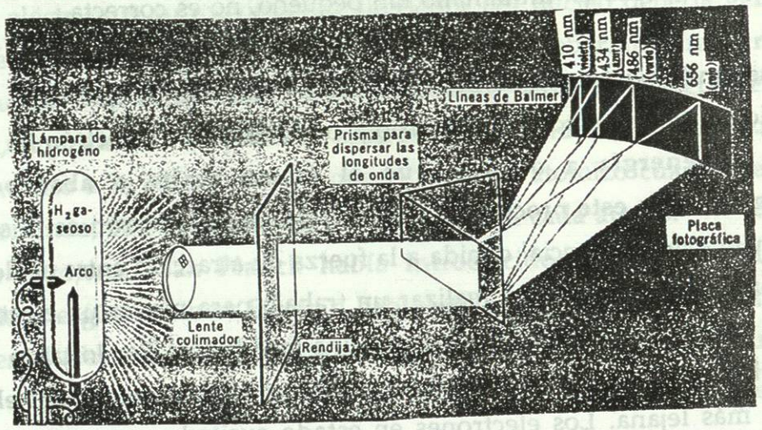

Figura 8. Cuando la luz de una lámpara de hidrógeno se enfoca a través de la rendija sobre una placa fotográfica y a través de un prisma que dispersa, o separa, la luz en las frecuencias que la componen, aparecerán líneas de color en la placa. La serie de líneas de Balmer, que se observa en la región visible del espectro elecrtomagnético.

Un físico matemático suizo Johann Balmer (1825-1898) había observado cierta regularidad en el espacido de estas líneas. Sus longitudes de onda satisfacían perfectamente la ecuación conocida como ecuación de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

En donde

λ = *longitud de onda*

$R = 1.096 x 10^7\ m^{-1}$ *(constante de Rydberg)*

$n = 3, 4, 5, 6, \ldots$

Hasta que Bohr propuso su teoría, la constante R era sólo un número que hacía que las frecuencias observadas satifacieron la ecuación. En esta forma cuando Bohr hizo sus cálculos, los resultados le permitieron predecir que un grupo de líneas del espectro del hidrógeno se ajustarían a la ecuación.

$$\frac{1}{\lambda} = Constante\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

En donde la constante queda en función de otras constantes físicas conocidas, como la constante de Planck, carga del electrón, la masa del electrón, π y otras.

La ecuación de Bohr y la de Balmer pueden ser idénticas sólo si la constante tiene el valor de la constante de Rydberg

Utilizando los mejores valores de la masa m y del la carga "e" de un electrón y de la constante h, de Planck, todos ellos determinados en experimentos independientes, Bohr encontró un valor de $R = 1.097X10^{7} m^{-1}$, que difiere en menos de 0.1 % de la constante de Rydberg; este resultado asombró al mundo científico.

Además de la Serie de Balmer existen muchos otros grupos de líneas en el espectro del hidrógeno, unas en la zona infrarroja y otra en la ultravioleta, (ver

figura 9). La Serie de Balmer corresponde a saltos cuánticos desde niveles superiores de energía, hasta el segundo nivel; esto es el significado del 2 elevado al cuadrado

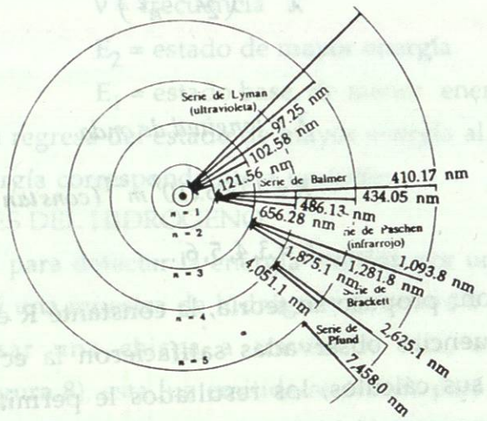

Figura 9. Orbitas permitidas de un electrón en el modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. las flechas indican las transiciones que producen algunoas de la líneas de las distintas series.

La siguiente es una ecuación general para todas las series de líneas del espectro del hidrógeno.

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) \qquad n_i = (n_f + 1), (n_f + 2), (n_f + 3)...$$

En donde

$n_f = 1$ Serie de Lineas de Lyman

$n_f = 2$ Serie de Balmer

$n_f = 3$ Serie de Paschen

$n_f = 4$ Serie de Brackett (ver figura 9).

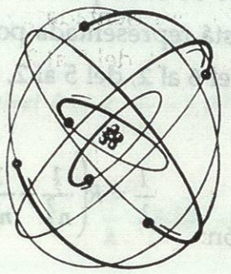

Figura 10. El modelo planetario del átomo de Bohr postulaba que los electrones se mueven en órbitas fijas alrededor del núcleo.

Bohr postuló que sus estados o niveles de energía corresponden a una trayectoria circular, por la que un electrón puede moverse; a estas trayectorias las llamó órbitas debido a su semejanza con las que describen los planetas alrededor del Sol. Por esto el modelo del átomo de Bohr recibió el nombre de modelo planetario (ver figura 10), aunque en realidad el tipo de trayectoria no es muy importante, lo más importante en su teoría es que **un electrón sólo puede poseer ciertos valores de energía, que se conocen como permitidos y no cualquier valor.** La energía, puede medirse y calcularse con las ecuaciones derivadas de los postulados de Bohr. Su postulado básico, que los electrones pueden "residir" en un átomo sólo en **niveles energeticos permitidos**, logró permanecer; pero el modelo del sistema Solar no permaneció, ya que para niveles superiores de energía son otras las trayectorias del electrón; es decir se describen otras formas de orbitales atómicos como se les denominó posteriormente, aquí surgieron los trabajos de otros científicos como de De Broglie, Schrödinger, Heisenberg y muchos otros, en la búsqueda del punto en que probablemente se encontrara el electrón cuando tuviera los valores permitidos de energía. Se encontró una ecuación o un conjunto de ecuaciones para cada estado energético permisible, y se encerraron con una envolvente imaginaria regiones que tenían muy alta probabilidad de tener un electrón de energía dada; y a estas regiones se les denominó "Orbitales Atómicos".

Ejemplo 1. Calcule las longitudes de onda para la serie de Balmer (ver figura 4). La serie de Balmer está representada por la energía emitida cuando el electrón va del nivel 6 al 2, del 5 al 2, del 4 al 2 y del 3 al 2.

utilizando la ecuación:

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

n_i = nivel inicial

n_f = nivel final

Del nivel 6 al 2: $\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2}\right)$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}(0.222222)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 2;437,777.86m^{-1}$$

$$\lambda = 4.1020x10^{-7} m$$

Del nivel 5 al 2: $\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right)$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}(0.21)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 2;303,700.86m^{-1}$$

$$\lambda = 4.3408x10^{-7} m$$

Del nivel 4 al 2: $\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}(0.1875)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 2;056,875m^{-1}$$

$$\lambda = 4.861x10^{-7} m$$

Del nivel 3 al 2: $\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)$

$$\frac{1}{\lambda} = 1.097x10^7 m^{-1}(0.13888)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1;523,611.11m^{-1}$$

$$\lambda = 6.563x10^{-7} m$$

Como puede observarse, el valor de la longitud de onda más grande corresponde a la transición de $n_i = 3$ a $n_f = 2$.

AUTEVALUACION

I. CONTESTA LAS SIGUIENTES PREGUNTAS.

1. Describe brevemente el modelo atómico de Thomson.

---

2. Describe brevemente el modelo atómico de Rutherford.

---

3. ¿ Cuáles son los postulados de Bohr para el átomo de hidrógeno?

---

4. ¿ Qué es un estado estacionario ?

---

5. ¿ Cómo explica la teoría de Bohr la emisión y la absorción de energía?

---

6. ¿Cuáles son las orbitas de mayor energía en el modelo de Bohr?

II. RESUELVE LOS SIGUIENTES PROBLEMAS.

1. ¿ Cuál es la longitud de onda de la línea de Balmer que corresponde a la transición de $n_i = 5$ a $n_f = 2$? R) 410.2 nm

2. Calcular la mayor longitud de onda de la serie de Lyman. R) 121.6 nm

3. Una descarga de hidrógeno emite una luz cuya longitud de onda es de 396 nm. ¿Cuál es la transición que produce esta emisión? R) n = 7a n =2