

átomos, no se observan armónicas de ninguna clase, por lo que estamos aún lejos de justificar las series espectrales encontradas experimentalmente.

### ***Espectros atómicos. Series espectrales del átomo de hidrógeno***

Aunque el modelo de Rutherford proporciona una explicación satisfactoria de los procesos de dispersión de partículas  $\alpha$ , no está de acuerdo con los resultados espectrales experimentales, según hemos dicho. Vamos a continuación a conocer cuales eran estos resultados.

En la figura se indica un dispositivo que se emplea para determinar los espectros atómicos.

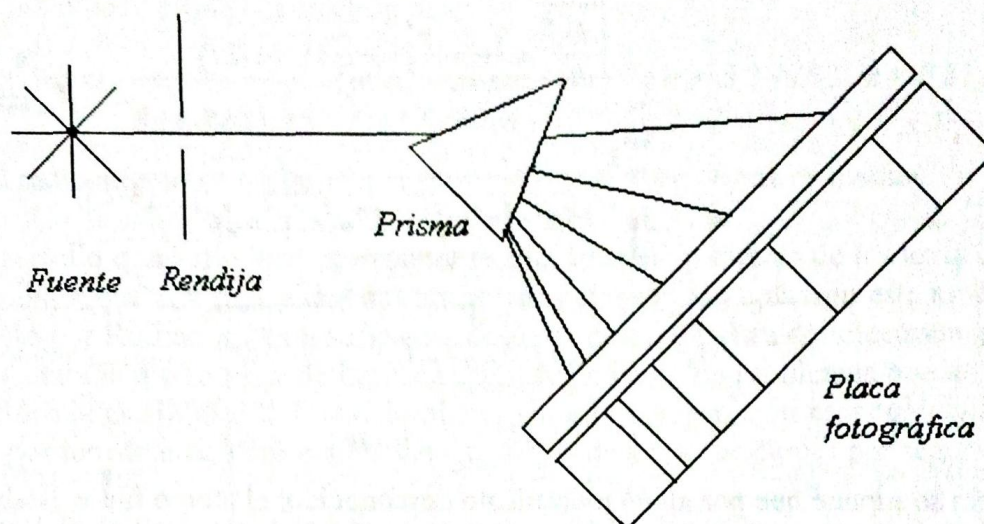


Figura 6 Espectrómetro de prisma

La fuente consiste de un gas monoatómico que es excitado mediante una descarga eléctrica. Al regresar al estado normal, los átomos ceden el exceso de energía emitiendo radiación electromagnética, la que es colimada en una rendija, pasa por un prisma o red de difracción separándose en sus componentes espectrales y se registra en una placa fotográfica. En contraste con el espectro continuo de la radiación electromagnética emitida por los sólidos (radiación térmica), la radiación electromagnética de los átomos libres contiene sólo ciertas longitudes de onda. Cada una de estas componentes se denomina línea espectral, debido a la línea que produce en la placa fotográfica, cuando la luz se difracta en una rendija..

Al estudiar el espectro producido por distintos tipos de átomos, se observa que cada uno de ellos es diferente o sea que es característico de cada tipo de átomo. Esto es de gran importancia práctica pues permite el análisis químico a partir de la espectroscopia.

El espectro del hidrógeno es relativamente sencillo. En la figura 7 se muestra la parte de espectro que se halla aproximadamente en la región visible (luz visible).

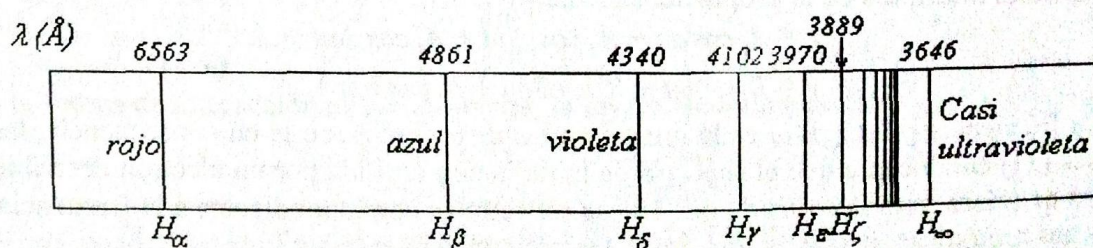


Figura 7 Espectro del hidrógeno



Se observa que las longitudes de onda de las líneas espectrales se aproximan al disminuir la longitud de onda. La serie de líneas converge hacia el límite de la serie que se encuentra en  $3646\text{\AA}$ .

La regularidad del espectro llevó a varias personas a buscar una fórmula empírica que representase la longitud de onda de las líneas. Balmer, en 1885, halló la siguiente fórmula.

$$\lambda = 3646 \frac{n^2}{n^2 - 4} \dots n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-32)$$

Siendo  $n = 3$  para  $H_\alpha$ ,  $n = 4$  para  $H_\beta$ ,  $n = 5$  para  $H_\gamma$ , etc. Predecía las longitudes de onda con una precisión del 0,1%. Este resultado inició la búsqueda de fórmulas empíricas aplicables a series de líneas. Gran parte de esta teoría fue realizada por Rydberg (1890) quién utilizó el número de onda  $k = 1/\lambda$ . En función de esta cantidad, la fórmula de Balmer queda:

$$k = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-33)$$

$R_H$  se denomina constante de Rydberg para el hidrógeno. Su valor es:

$$R_H = 109677,576 \pm 0,012 \text{ cm}^{-1} \quad (4-34)$$

Que es un valor obtenido con una gran precisión.

Se encontraron fórmulas de este tipo para distintas series del espectro del hidrógeno.

$$\text{Lyman (ultravioleta)} \quad k = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 2, 3, 4, 5 \dots \quad (4-35)$$

$$\text{Balmer (casi ultravioleta y visible)} \quad k = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-36)$$

$$\text{Paschen (infrarrojo)} \quad k = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 4, 5, 6, 7 \dots \quad (4-37)$$

$$\text{Brackett (infrarrojo)} \quad k = R_H \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 5, 6, 7, 8 \dots \quad (4-38)$$

$$\text{Pfund (infrarrojo)} \quad k = R_H \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 6, 7, 8, 9 \dots \quad (4-39)$$

También se estudiaron los espectros alcalinos, la estructura general es:

$$k = R \left[ \frac{1}{(m-a)^2} - \frac{1}{(n-b)^2} \right] \quad (4-40)$$

Siendo  $R$  la constante de Rydberg para el elemento,  $a$  y  $b$  constantes,  $m$  es un entero que depende de la serie y  $n$  es un entero variable. El valor de  $R$  es el mismo para todos los elementos dentro del 0,05% y se observa un pequeño incremento al aumentar el peso atómico.

Este es el espectro de emisión. El espectro de absorción puede verse con un dispositivo similar, salvo que se utiliza una fuente de espectro continuo y entre la fuente y el prisma se coloca un recipiente de vidrio que contiene el gas a investigar. En este caso se observa en la placa fotográfica el espectro continuo excepto algunas líneas que han sido suprimidas y que han sido absorbidas por los átomos del gas en el recipiente. Se observa que a cada línea del espectro de absorción le corresponde una en el espectro de emisión.

### Modelo de Bohr

En 1913 Bohr propuso una teoría que concordaba cuantitativamente con los datos espec-



# Fundamentos de la física cuántica

## 1. Excitación atómica

Hay dos mecanismos fundamentales que pueden excitar a un átomo a un nivel de energía superior al correspondiente a su estado fundamental y capacitarlo para que pueda irradiar energía.

1. Provocando una interacción del átomo con otra partícula de modo que parte de la energía cinética sea absorbida por el átomo, ejemplos de esto puede ser un choque o que un electrón pase cerca del núcleo del átomo.
2. Cuando el átomo recibe luz en cantidad suficiente para elevarlo a un nivel superior de energía.

## 2. Espectros atómicos

Un espectro es el análisis de longitud de longitud de onda de una fuente luminosa.

Existen cuatro tipos de clases de espectros.

- Continuos de emisión
- De líneas de emisión
- Continuos de absorción
- De líneas de absorción

Continuos emisión: ocurre en los sólidos a altas temperaturas, por ejemplo el filamento de tungsteno o wolframio de una lámpara eléctrica cuando se halla sometido a alta temperatura.



Figura 4.1: Espectro continuo de emisión

De líneas de emisión: se produce por descargas eléctricas en vapor gas de alta temperatura.

Al realizar la experiencia, se obtiene un espectro de líneas. Dichas líneas que se observan corresponden al gas dentro de la cápsula.

En los espectros de emisión, se caracterizan por tener líneas claras en fondo oscuro.

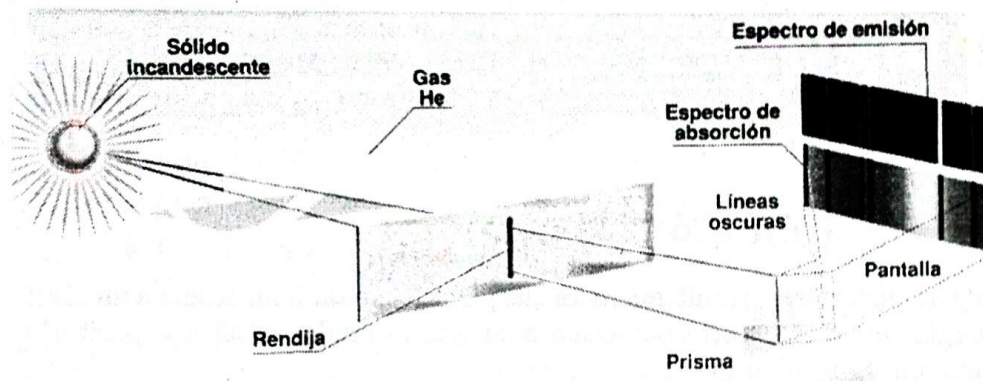
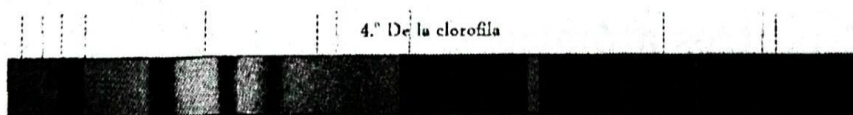


Figura 4.2: Dispositivos para detectar espectros

Continuos de absorción: se producen cuando se hace pasar un espectro continuo de emisión a través de un material de estado líquido o sólido. Los colores faltantes son absorbidos por dicho material.



De líneas de absorción: Se produce cuando la luz pasa a través de gas o vapor, el cual absorbe algunas de las energías incidentes, se observan en la figura 4.2 .

### 3. Series espectrales

Son conjuntos matemáticos que determinan el valor de las longitudes de onda presentes en un espectro atómico.

### 3.1. Series espectrales del hidrógeno

En ausencia de la teoría o modelo atómico, *experimentalmente* los científicos determinaron un conjunto de series espectrales:

- Serie de Lyman, funciona para la emisión ultra violeta del hidrógeno, o sea a altas frecuencias

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 2, 3, 4, \dots)$$

- Serie de Balmer, funciona para la emisión en el espectro visible

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots)$$

- Serie de Paschen, funciona para la emisión ultra violeta del hidrógeno, o sea a altas frecuencias

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 4, 5, 6, \dots)$$

- Serie de Brackett, funciona para la emisión infrarroja, o sea a bajas frecuencias

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 5, 6, 7, \dots)$$

- Serie de Pfund, funciona también para la emisión infrarroja

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 6, 7, 8, \dots)$$

Donde en todas las ecuaciones  $R = 1,097 \times 10^7 \frac{1}{m}$  y es llamada constante de Raydberg.

## 4. Modelos atómicos

### 4.1. Modelo atómico de Thomson

En 1905 se tenía como cierto el modelo atómico de *Thomson* que consistía en una masa con carga positiva en el cual quedaban inmersas cargas negativas, tal como lo muestra la figura 4.3. Había una teoría al respecto y hasta experimentalmente decían que se comprobaba, cuando en realidad esos instrumentos de medición eran inadecuados para realizar dichas mediciones.



#### IV) MODELOS ATOMICOS

4.1 - Determinar el valor de la mayor longitud de onda de la serie de Paschen.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right) = R \left( \frac{1}{9} - \frac{1}{16} \right) ; R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1,8752441 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$R_H = 1,09$$

4.2 - Determinar la longitud de onda de la línea espectral correspondiente a la transición en el hidrógeno del estado  $n = 6$  al  $n = 3$ .

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right) = \frac{R}{12\text{m}}$$

$$\lambda = 1,0938924 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

4.3 - Hallar la longitud de onda del fotón emitido por un átomo de hidrógeno al pasar del estado  $n = 10$  a su estado fundamental.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{10^2} \right) = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot 0,99$$

$$\lambda = 9,2078427 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

4.4 - ¿Qué energía se requiere para extraer un electrón del átomo de hidrógeno en el estado  $n = 2$ ?

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - 0 \right) = \frac{R}{4} \quad \lambda = \frac{4}{R}$$

$$\lambda = 3,646308 \cdot 10^{-7}$$

$$E_i - E_f = \frac{h \cdot c}{\lambda} = 3,44 \text{ eV}$$

4.5 - Un haz de electrones bombardea una muestra de hidrógeno. ¿A qué diferencia de potencial deben acelerarse los electrones si se desea que se emita la primera línea de la serie de Balmer?

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = R \frac{5}{36}$$

$$\lambda = 6,5633546 \cdot 10^{-7} \text{ metros}$$

$$\frac{h \cdot c}{\lambda} = e \cdot V$$

$$V = \frac{h \cdot c}{\lambda \cdot e} = \frac{4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ e}}$$



• Rayos X -

$$① E = hf = \frac{hc}{\lambda} = eV$$

$$② p = m \cdot c \quad \left( \text{kg} \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)$$

$$E = mc^2$$

$$E = p \cdot c$$

$$E = (m \cdot c) \cdot c$$

$$p = \frac{E}{c} = \frac{hc}{\lambda c}$$

$$p = \frac{h}{\lambda}$$

③ Compton -

$$\lambda' - \lambda = \lambda_c (1 - \cos \phi)$$

$$\lambda_c = \frac{h}{m_0 c} = 0,024 \text{ \AA}$$

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ (Joul-s)}$$

$$m = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

$$\lambda = 10^{-10} \text{ m}$$

④ Modelos Atómicos -

$$R_H = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \quad \text{cte de Rydberg}$$

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

identifica  
la serie

Tómino  
de la  
serie

Seyman  $n_i (2, 3, 4, \dots)$

Balmer  $n_i (3, 4, 5, \dots)$

Paschen  $n_i (4, 5, 6, \dots)$

Brackett  $n_i (5, 6, 7, \dots)$

Pfund  $n_i (6, 7, 8, \dots)$