

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

INTERPRETACIÓN DE BOHR DE LOS ESPECTROS ATÓMICOS

ESTUDIA / APRENDE

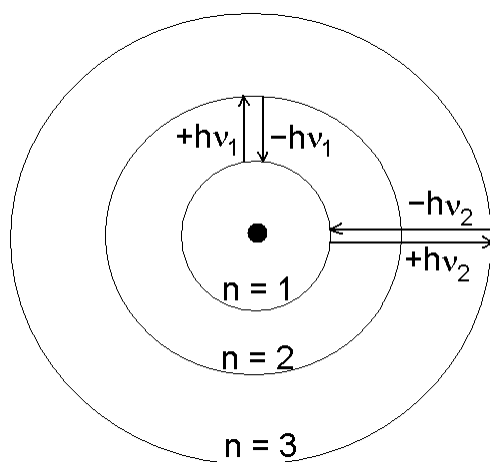
- La explicación que dio Bohr, con su modelo atómico, a la existencia de espectros atómicos.
- Las **series espectrales** del átomo de hidrógeno.
- El significado de la **ecuación de Rydberg** y su aplicación a la resolución de problemas.
- Las limitaciones del modelo de Bohr.

¿Qué relación tenían los espectros atómicos con la estructura de los átomos? ¿Cómo explicaba el modelo de Bohr la existencia de espectros atómicos característicos para cada sustancia? ¿Cómo se apoyaba Bohr en la hipótesis cuántica de Planck?

Como hemos visto, según el modelo atómico de Bohr el electrón tenía determinados niveles de energía permitidos dentro de un átomo. Cuando un electrón se encontraba en uno de esos niveles no irradiaba, pero cuando cambiaba de estado absorbía o desprendía energía. Según él, en cualquiera de estos estados, el electrón se movía siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo, estas órbitas se correspondían con uno de los valores energéticos permitidos, cuando un electrón captaba energía pasaba de una órbita permitida a otra superior, cuando la perdía desprendía esa energía en forma de radiación electromagnética, de manera que según el modelo de Bohr la energía no se podía emitir de forma continua sino en cuantos (de acuerdo con la teoría de Planck); estos cuantos eran equivalentes a la diferencia de energía entre las órbitas posibles.

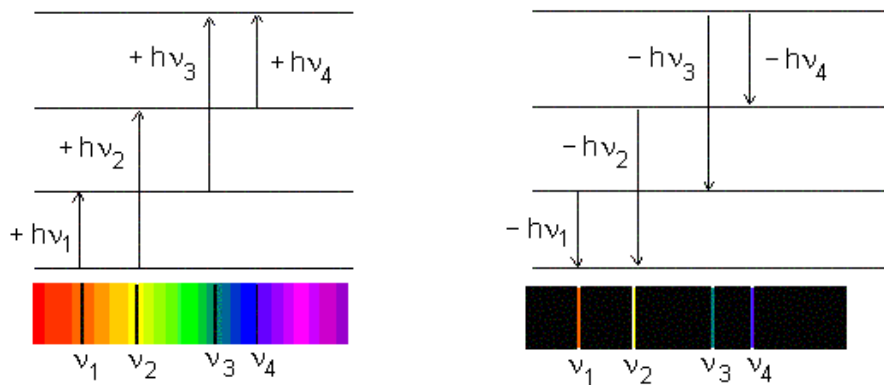
Cuando a un átomo se le suministra energía y los electrones saltan a niveles más energéticos, como todo sistema tiende a tener la menor energía posible, el átomo es inestable y los electrones desplazados vuelven a ocupar en un tiempo brevísimo (del orden de 10^{-8} s) el lugar que dejasen vacío de menor energía, llamados niveles energéticos fundamentales.

Así pues, ya tenemos una explicación de los espectros atómicos con el modelo de Bohr. Cuando un átomo es excitado por alguna energía exterior, algún electrón absorbe dicha energía pasando de un



nivel energético fundamental a niveles de energía superior. Como, según Planck, la absorción de energía está cuantizada, la diferencia de energía entre ambos niveles será $h\nu$. El electrón absorbe solo una radiación de frecuencia ν determinada que será mayor cuanto mayor sea el "salto" del electrón.

Así, en el espectro de absorción aparecerá una banda continua con algunas rayas negras que corresponderán a aquellas frecuencias determinadas que los electrones han captado para pasar de un nivel a otro más energético.



Como el átomo excitado es inestable, en un tiempo brevísimo el electrón desplazado volverá al nivel energético fundamental, emitiendo una energía de la misma frecuencia $h\nu$ que absorbió anteriormente.

Así, el espectro de emisión del elemento estará formado por líneas definidas, situadas en la misma longitud de onda que el espectro de absorción, separadas por zonas oscuras.

Ello explica por qué los espectros de los vapores o gases (en los que nos encontramos los átomos o moléculas aislados sin interactuar entre sí) son discontinuos.

Es un hecho experimental que cada elemento químico tiene su espectro atómico característico.



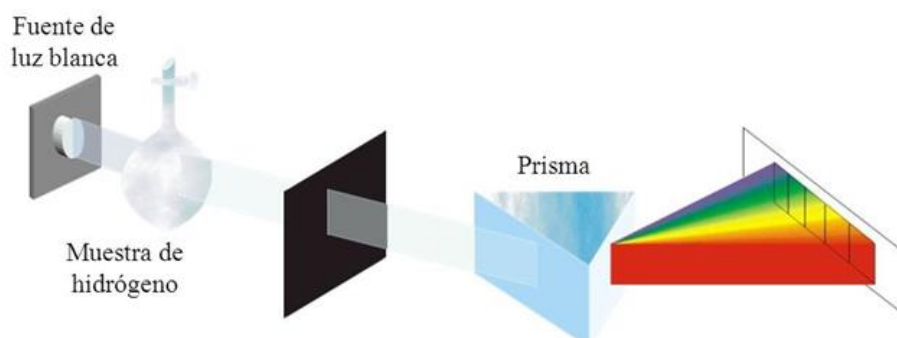
ACTIVIDAD RESUELTA:

Escoge la respuesta correcta: El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:

- a) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
- b) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
- c) Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.

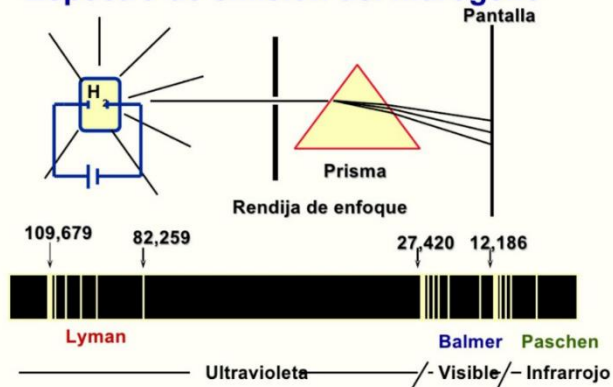
De acuerdo con el segundo postulado de Bohr (1913), los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.

La energía asociada a cada uno de estos saltos cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una línea del espectro. La respuesta correcta es la c.



Como vamos a ver a continuación, fue a partir de las series del hidrógeno, de las frecuencias de las distintas radiaciones emitidas, de donde Bohr dedujo los niveles de energía correspondientes a las órbitas permitidas.

Espectro de emisión del hidrógeno



Al estudiar el espectro del hidrógeno se analizaron sus líneas espectrales y se comprobó la existencia de líneas que se encontraban cercanas unas a otras. A cada uno de estos grupos de líneas de longitudes de onda cercanas entre sí se la llamó serie espectral. Al estudiar estas series se llegó a obtener las ecuaciones matemáticas de las mismas.

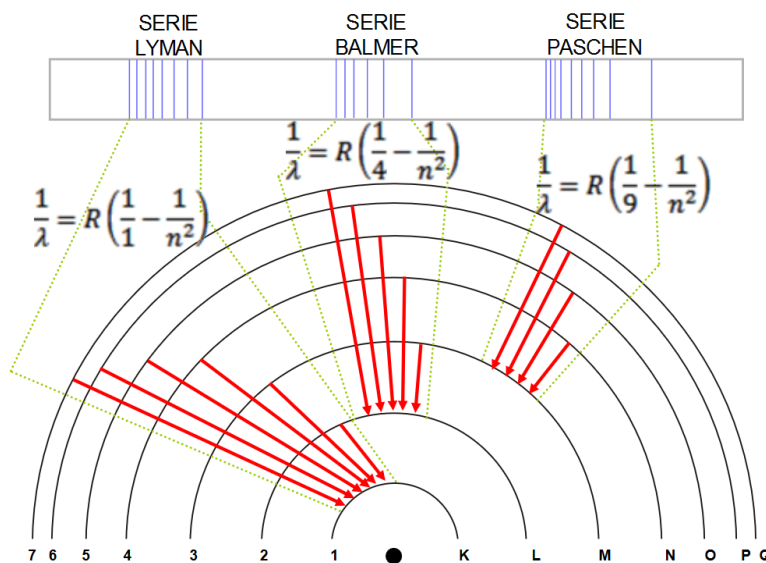
Al observar la figura, vemos que en el espectro de emisión del hidrógeno existen zonas donde se agrupan las líneas de emisión, lo que dio origen al nombre de series espectrales. Estas series se encuentran en zonas que van de longitudes de onda propias del ultravioleta hasta zonas propias del infrarrojo pasando por el visible. **Son las series de Lyman, de Balmer y de Paschen.**

Al estudiarlas se determinó que:

- **la serie de Lyman** se producía por los saltos electrónicos desde órbitas superiores del hidrógeno **hasta la órbita 1 (zona ultravioleta)**,
- **la serie de Balmer** desde órbitas superiores **hasta la órbita 2 (zona visible)** y
- **la serie de Paschen** **hasta la órbita 3 (zona infrarroja)**, tal y como se muestra en la figura.

Se determinó la ecuación matemática para cada una de estas series (**ECUACIÓN DE RYDBERG**). La vemos al final del apartado.

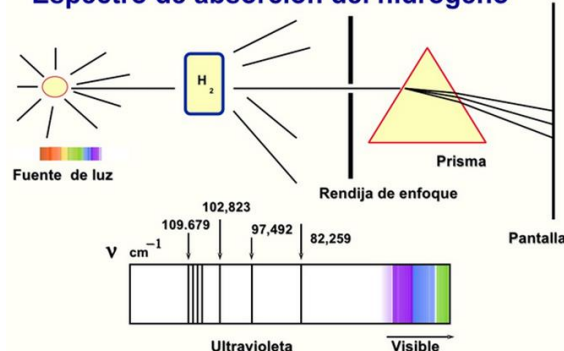
Fíjate bien en la figura que tienes a continuación:



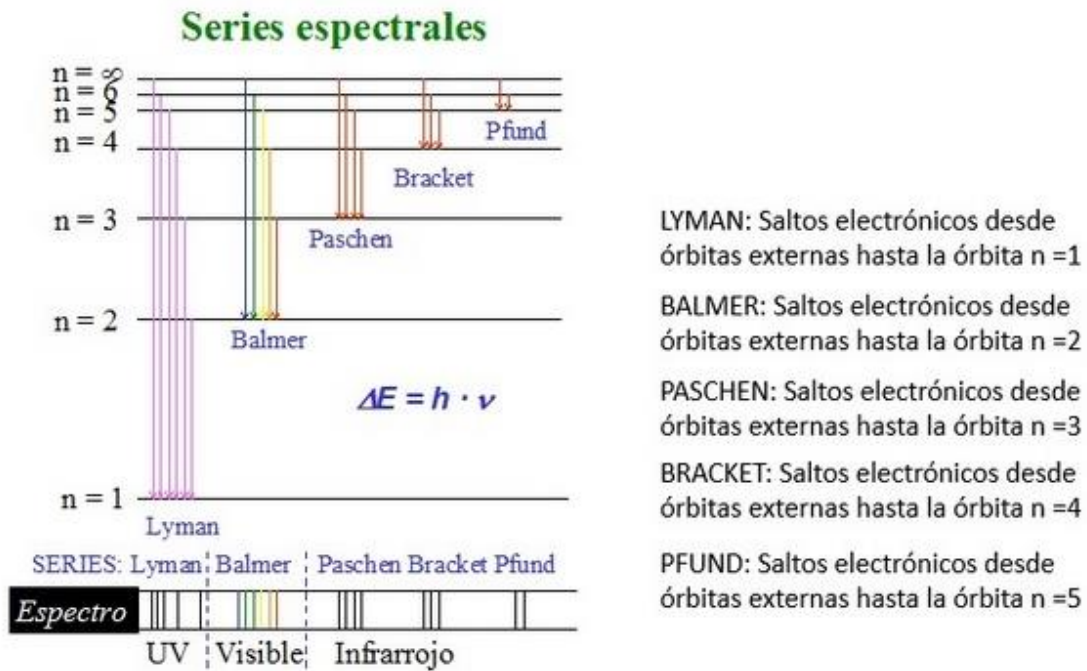
Como ya sabemos lo mismo que ocurre con el espectro de emisión ocurre con el espectro de absorción:

Más adelante se determinó la ecuación matemática de otras dos series de la zona infrarroja, **la serie de Bracket** (saltos desde órbitas externas **hasta la órbita 4**) y **la serie de Pfund** (saltos **hasta la 5**).

Espectro de absorción del hidrógeno



Las series espectrales quedan definidas como indica la siguiente figura:



Usando sus postulados Bohr dedujo la ecuación matemática que rige a cada una de estas series espectrales (ecuación de Rydberg):

$$\Delta E = h \cdot \nu \Rightarrow \nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Ecuación que nos dice que la frecuencia correspondiente a cada línea del espectro depende de la constante de Rydberg para el hidrógeno (R_h), de la constante de Planck (h) y del número cuántico principal o número de orden de la órbita (n_f es la órbita final y n_i la inicial)

EJERCICIOS RESUELTOS:

- ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del hidrógeno considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

Desde el nivel $n = 5$ el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel $n = 4$ hasta el nivel 1 se producen 3 líneas más; desde $n = 3$ se obtienen 2 líneas más; y desde el nivel $n = 2$ otra línea. En total aparecen, $(4 + 3 + 2 + 1) = 10$ líneas.

- ¿Cuál será la energía requerida para promover el electrón desde el estado fundamental del átomo de hidrógeno hasta el primer estado excitado? ¿A cuántos eV equivale?
 $R_h = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Utilizando la ecuación de Rydberg podemos calcular el valor de la energía necesaria para el salto electrónico de $n = 1$ a $n = 2$:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \Rightarrow \Delta E = R_h \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right) = 5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Utilizamos factor de conversión para calcular los eV:

$$5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 5,45 \cdot 10^{-19} \text{ J} \left(\frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \right) = 3,406 \text{ eV}$$

- La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, ¿a qué variación de energía corresponde? ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Por tanto:

$$\Delta E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{656,3 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n=3$ a $n=2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?

Utilizamos la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_h}{c \cdot h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,523 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1,523 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} = 6,566 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 656,6 \text{ nm}$$

- Calcula la energía para el tránsito de un electrón de $n = 4$ a $n = 2$ en la serie de Balmer en eV.

Utilizando la ecuación de Rydberg podemos calcular el valor de la energía asociada a la transición electrónica de $n = 4$ a $n = 2$:

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \Rightarrow \Delta E = R_h \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J} \left(\frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \right) = 2,56 \text{ eV}$$

- Los átomos de hidrógeno pueden absorber radiación ultravioleta de longitud de onda 1.216 Å. ¿Entre qué niveles tiene lugar esta transición electrónica?

(Recordamos que 1 Å equivale a 10^{-10} m)

La radiación ultravioleta produce saltos asociados a la serie de Lyman, es decir los saltos que terminan en $n = 1$:

$$\nu = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_h}{c \cdot h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{1}{1216 \cdot 10^{-10} \text{ m}} = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{x^2} \right)$$

$$8,24 \cdot 10^6 = 1,10 \cdot 10^7 \cdot \left(1 - \frac{1}{x^2} \right)$$

$$0,75 = 1 - \frac{1}{x^2}$$

$$\frac{1}{x^2} = 0,25 \Rightarrow x = \sqrt{\frac{1}{0,25}} = 2$$

Luego se produce en los saltos desde $n = 2$ a $n = 1$.

Sin embargo, al aplicar esta distribución de los niveles energéticos a otros elementos no se correspondían esos cálculos teóricos con los resultados experimentales de los espectros, que eran muchos más complejos. Incluso el mismo átomo de Hidrógeno con espectroscopios más precisos producía líneas que con el modelo de Bohr no se podía explicar. En cada nivel de energía propuesto por Bohr aparecían realmente una serie de **SUBNIVELES ENERGÉTICOS** que varían en algo su energía en comparación con la que se había dado para el **NIVEL**. Bohr sólo había establecido el nº cuántico principal que se correspondía con las órbitas que él determinó (nivel de energía), pero las novedades que aparecían con los nuevos espectroscopios hicieron que el modelo de Bohr fuera corregido por Sommerfeld, introduciendo el nº cuántico secundario o azimutal (subnivel de energía) y el nº cuántico magnético. Sommerfeld aceptó la posibilidad de órbitas elípticas, obteniéndose así el llamado modelo atómico de Bohr-Sommerfeld, en el cual había que tener en cuenta la forma y la orientación de las órbitas.

El modelo de Bohr tenía pues claras limitaciones:

- No explicaba los espectros de átomos con varios electrones.
- Al mejorar los métodos espectroscópicos aparecieron nuevas rayas espectrales que el modelo de Bohr no explicaba. Es por lo que, como se ha comentado, Sommerfeld y otros investigadores modificaron el modelo de Bohr introduciendo más números cuánticos que explicaran estas nuevas rayas espectrales.
- Tampoco explicaba por qué el electrón en determinadas órbitas no emite energía.
- Además los principios de la mecánica cuántica que se estaba comenzando a desarrollar en esos momentos terminaron con la idea de órbita e introdujeron la de orbital.

Apareció así el modelo mecanocuántico.

CONTESTA Y REPASA

- **Explica cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cuatro primeros niveles energéticos de dicho átomo.**
- **Calcula la longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón de un átomo de hidrógeno excitado cae desde el nivel cuántico $n = 5$ hasta el nivel $n = 2$.**
- **Determina la longitud de onda de la segunda línea de la serie de Paschen del espectro del hidrógeno.**