

Espectroscopia: (1º parte)

Introducción

El objetivo de este subcapítulo consiste en introducir las herramientas que permitirán comprender la figura siguiente:

- ¿Qué representa la temperatura efectiva de una estrella?
- ¿Cómo se mide su luminosidad?
- ¿De dónde proviene la información sobre el radio estelar?
- ¿Cuál es el significado del código de colores?
- ...

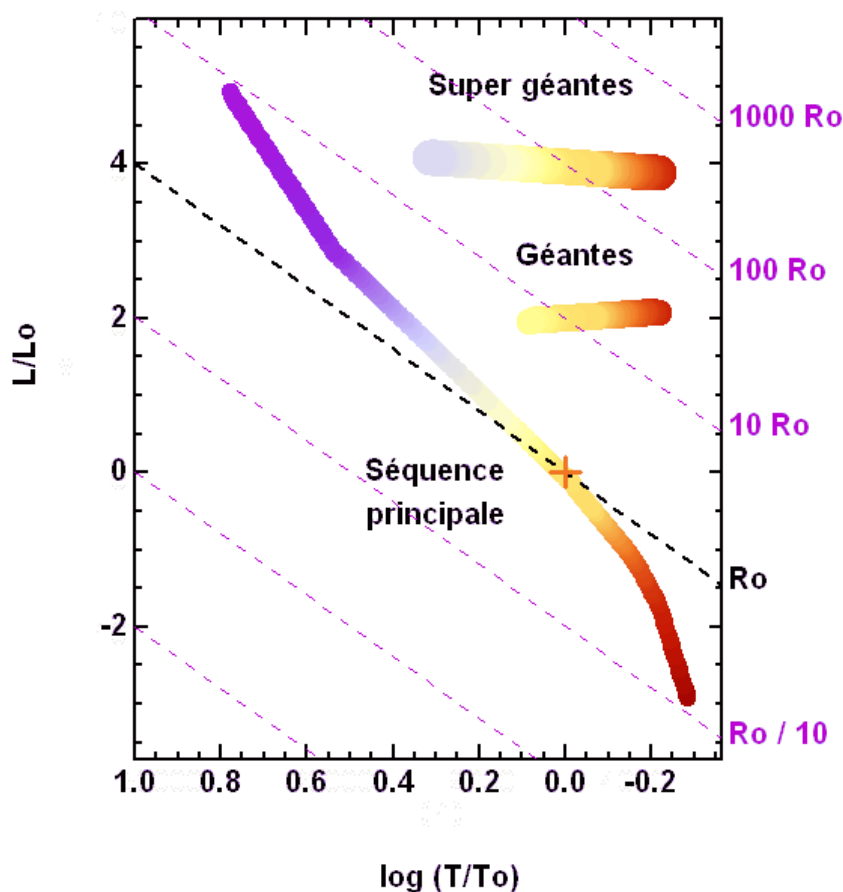


Diagrama HR. Las cantidades T_0 , L_0 y R_0 representan respectivamente la temperatura, la luminosidad y el radio solar.

Crédito : PNG

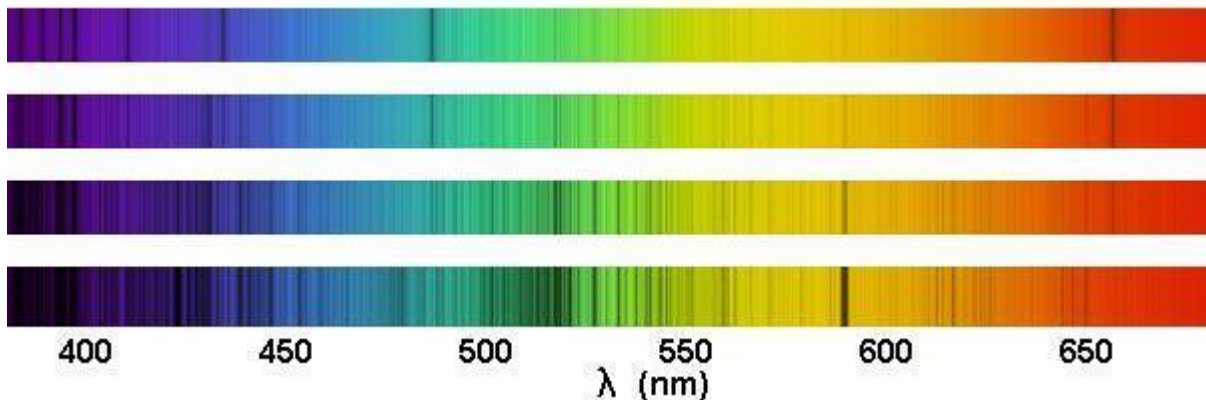
Los conceptos ya estudiados sobre el *cuerpo negro* permitirán definir parámetros importantes de este modelo : cuando se habla de temperatura de una estrella, sin más precisión, se refiere a la temperatura definida por el cuerpo negro.

La noción de *magnitud* es ineludible en astrofísica : esta cantidad energética, propia de la astrofísica, es muy utilizada para medir la intensidad luminosa de un objeto. Se deriva en varias magnitudes : magnitud absoluta, aparente, monocromática, etc...

Espectroscopia

Introducción

El análisis de la luz emitida o absorbida por los átomos de un gas nos informa sobre su composición, temperatura y la densidad del gas. El análisis de la luz en sus diferentes longitudes de onda constituye el dominio de la espectroscopia.



Espectros estelares de estrellas con temperaturas efectivas de 4000 a 7000K.

Las diferentes clases de espectros:

Espectro continuo

Cuando se descompone la luz blanca del sol con la ayuda de un prisma, se observa un abanico de colores. Se dice que la luz blanca posee un espectro continuo porque se pasa de un color al otro sin interrupción en la sucesión de colores. Experimentalmente, se constata que todo cuerpo (gaseoso o sólido) sometido a altas presiones y altas temperaturas, emite un espectro continuo de luz.

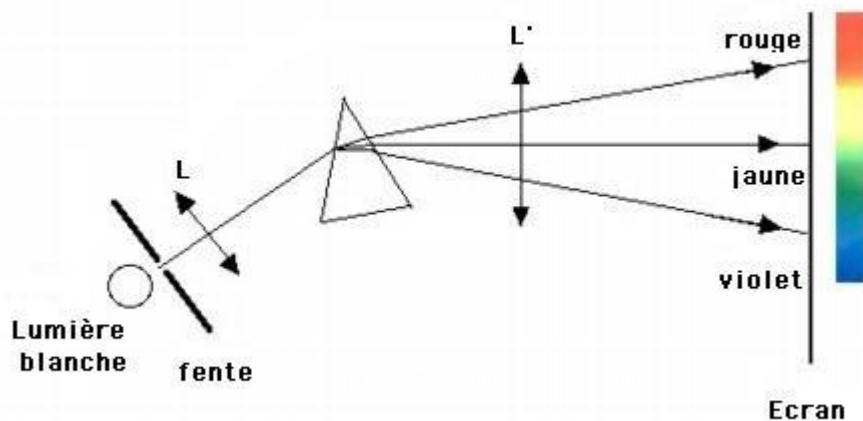
Espectros con líneas de emisión

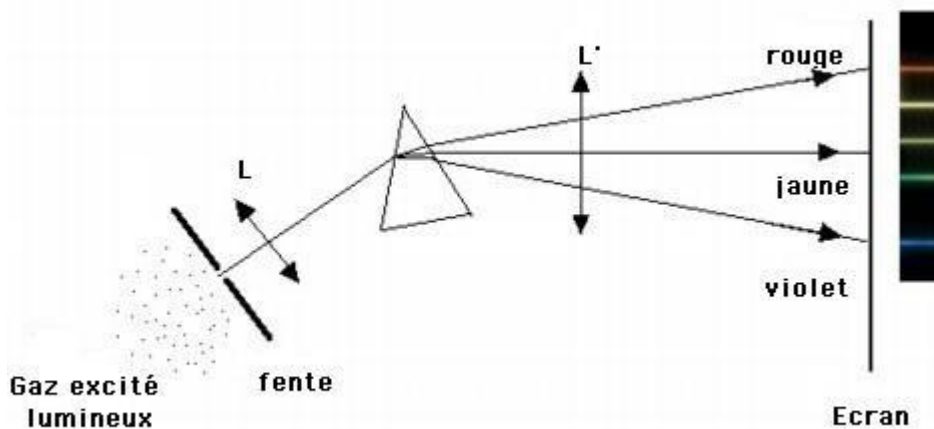
Si se analiza con un prisma la luz emitida por una lámpara de vapor de Sodio (un gas poco denso y caliente), se constatará que el espectro de la luz emitida está constituido por dos finas líneas poco intensas, en la parte amarilla del espectro, que destacan frente al negro de fondo. El espectro obtenido está constituido por un número limitado de radiaciones.

Un gas, a baja presión y alta temperatura, emite una luz constituida por un número limitado de radiaciones : Se obtiene un espectro de líneas de emisión. Los colores y posiciones de las líneas en el espectro son características de los átomos del gas que emiten esa radiación. O sea, cada elemento químico en el estado gaseoso posee su propio espectro de líneas.

Espectro en absorción

Los átomos pueden no sólo emitir luz sino que también pueden absorberla. Se puede constatar este fenómeno haciendo pasar una luz blanca a través un gas frío antes de dispersarla por un prisma. Cuando un gas a baja temperatura y baja presión es atravesado por una luz blanca, el espectro de luz transmitido está constituido por líneas negras sobre el fondo colorido del espectro de la luz blanca: es un espectro de líneas de absorción. La propiedad importante del espectro de líneas de absorción es que sus líneas aparecen en el mismo lugar que las líneas de emisión: el gas absorbe las radiaciones que sería capaz de emitir si fuese caliente.

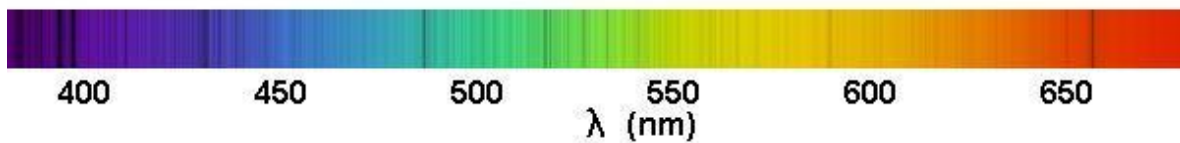




Las leyes de Kirchoff

Las condiciones de formación de los diferentes espectros están agrupadas bajo la forma de leyes llamadas **leyes de Kirchoff**.

1. Un gas, un sólido o un líquido, bajo una alta presión y alta temperatura, emiten una radiación continua constituida por todos los colores.
2. Un gas caliente, a baja presión, emite una radiación únicamente en ciertos colores bien específicos: el espectro de este gas presenta líneas de emisión.
3. Un gas frío, a baja presión, situado a seguir una fuente de radiación continua, absorbe ciertos colores y produce un espectro con líneas de absorción.



La presencia de líneas oscuras en el espectro solar. Kirchoff midió la posición de miles de líneas del espectro solar y mostró que coincidían con las líneas emitidas por varios elementos químicos.

Aplicaciones

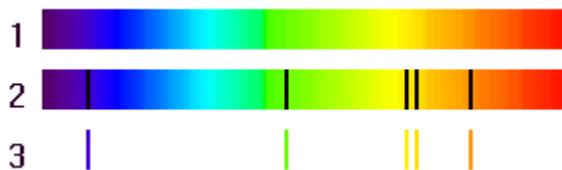
Estas leyes son fundamentales para la espectroscopia, ya que permiten comprender el espectro de los astros. En efecto, el sol y las estrellas emiten un

espectro continuo : se deduce de esta observación que las estrellas están constituidas por un gas sometido a una presión y temperatura alta. Irradian como un cuerpo negro

El espectro del sol presenta líneas de absorción que caracterizan los elementos químicos que constituyen su atmósfera. La temperatura del sol varía de varios millones de grados en su centro a unos 5800K en su *superficie*. La radiación continua emitida por el gas caliente es absorbido por el gas más frío que constituye su atmósfera. De esa forma, se obtiene la composición de la atmósfera solar, ya que la absorción depende de las especies químicas que la componen. Uno puede concluir que la atmósfera solar está constituida por un gas de baja presión.

Una gran variedad de cuerpos celestes, tal como los cometas y algunas estrellas, se puede observar espectros en emisión. De lo cual se puede deducir que esos objetos están compuestos de un gas caliente a baja presión.

¿Cuál de los siguientes espectros es un espectro de líneas de absorción? Explicar.



'El espectro de una lámpara de vapor de Sodio'

El espectro de la luz emitida por una lámpara de vapor de Sodio presenta dos líneas muy cercanas. Se designan por el doblete del Sodio. Tienen por longitud de onda : 589.0 nm y 589,6 nm.

1. ¿Cuál es el color de la luz emitida por la lámpara?
2. ¿Cómo se puede realizar el espectro de emisión y el espectro de absorción de este vapor?
3. Describir el aspecto de los dos espectros.

El modelo de Bohr

Presentación del modelo de Bohr

En el modelo de Bohr semi-clásico, el electrón gira alrededor del núcleo en una órbita circular, como un planeta entorno al sol. Un electrón en órbita alrededor de

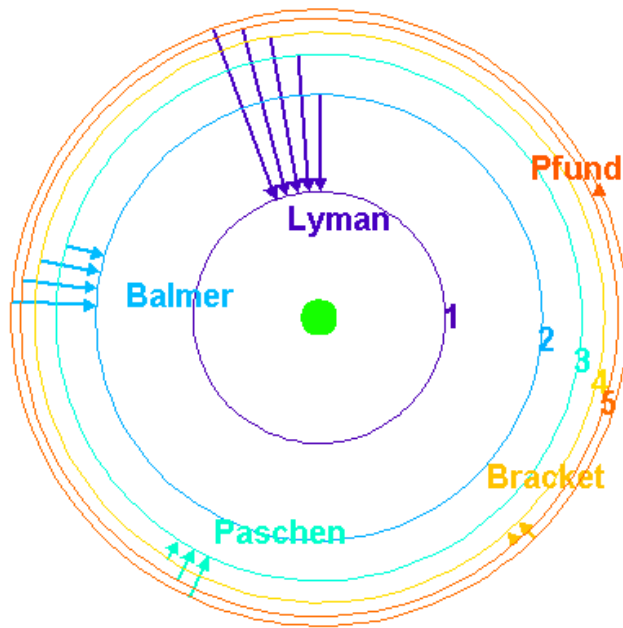
un núcleo tendría que irradiar perdiendo energía bajo la forma de radiación y terminaría por caer en el núcleo. Este fenómeno no se produce porque los átomos son estables. Bohr supuso que existían ciertas órbitas en las cuales el electrón no emite radiación. Esta condición es válida cada vez que el momento de cantidad de movimiento del electrón es múltiplo entero de $h/2\pi$ (donde h es la constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$): se notan $1, 2, \dots, n$ las órbitas sucesivas permitidas

Aplicación al átomo de hidrógeno

Se considera el átomo de hidrógeno. Su electrón solo se puede encontrar en una de esas órbitas. Cada órbita corresponde a un estado de energía del átomo : el nivel de energía más bajo, el nivel fundamental notado $n=1$, corresponde a la órbita más próxima del núcleo. Cuanto más grande sea n , mayor será el radio de la órbita, y mayor será la energía del átomo. El valor de n infinito corresponde a una órbita de radio infinito, o sea a la ionización del átomo. La energía correspondiente es de 13,6eV. El átomo de hidrógeno sólo puede emitir o absorber fotones con una energía bien definida. Cuando un electrón cae de un nivel excitado a un nivel de menor energía, hay una emisión de radiación que transporta exactamente la energía correspondiente a la diferencia de energía de los dos niveles. Para que haya emisión es necesario que la energía del nivel inicial sea mayor a la del nivel final, es decir $E_n > E_m$, n siendo el nivel inicial y m el nivel final. La física cuántica demuestra que para el átomo de hidrógeno, la energía de los diferentes niveles de energía están definidos por la expresión

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$$

siguiente :



donde n entero está definido como la diferencia de niveles, E_0 es la energía necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno desde el estado fundamental (su valor es 13,6eV). El fotón emitido tiene una energía igual a la diferencia de energía entre las dos órbitas, o sea $E_m - E_n$. Esta energía corresponde, según la ecuación de Planck, ($E=h\nu$), a una onda electromagnética de frecuencia ν . El salto de energía se manifiesta por una línea de emisión en el espectro del átomo. Se deduce por lo tanto :

$$h \nu = E_m - E_n = \frac{-E_0}{m^2} - \frac{-E_0}{n^2} = E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad \text{d'où : } h \frac{c}{\lambda} = E_0 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$\text{et } \lambda = \frac{hc}{E_0} \times \frac{1}{\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2}}$$

$$\frac{1}{\lambda_{m,n}} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

con la constante de Rydberg : $R_H = \frac{E_0}{hc}$

El átomo de hidrógeno también puede absorber energía que le permite de pasar de un nivel inferior de energía a un nivel superior, por ejemplo, absorbiendo un fotón. Pero este fenómeno es solamente posible si el fotón posee exactamente la energía necesaria, es decir la diferencia de energía entre el nivel final y inicial.

Ejercicio 'Estados de energía del átomo de hidrógeno'

Calcular las energías (en eV) de los cuatros primeros niveles de energía del átomo de hidrógeno y dar el diagrama de niveles de energía.

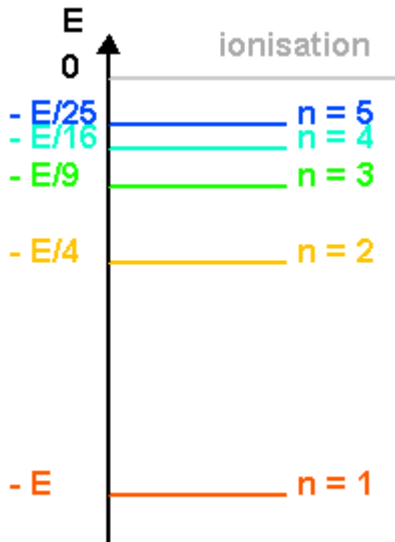
Para el primer nivel $n=1$, por lo tanto $E_1 = -13,6 eV$.

Para el segundo nivel $n=2$, por lo tanto $E_2 = -\frac{13,6}{4} = -3,4 eV$

Para el tercer nivel $n=3$, por lo tanto $E_3 = -\frac{13,6}{9} = -1,51 eV$

Para el cuarto nivel $n=4$, por lo tanto : $E_4 = -\frac{13,6}{16} = -0,85 eV$

El diagrama de niveles de energía es el siguiente :



Ejercicio 'Constante de Rydberg'

Sabiendo la energía de ionización $E_0=13,6\text{eV}$, calcular el valor de R_H en la expresión:

$$\frac{1}{\lambda_{m,n}} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

- Busquemos primero la longitud de onda asociada a esta energía :
Como $E=h\nu$ con $\nu = c/\lambda$, por lo tanto $\lambda = hc/E_0$. Se tiene que expresar E_0 en Joule. Como $1\text{eV}=1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$, entonces $E_0 = 13,6 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 21,16 \cdot 10^{-19}\text{J}$. Se deduce : $\lambda = 9,13 \cdot 10^{-8}\text{m}$.
- ¿Cuál son los valores de n y m ?
Resulta ser una energía de ionización, por lo tanto $m=\infty$ y $n=1$.
- Finalmente se deduce el valor de $R_H=1/\lambda$, ya que $m=\infty$ y $n=1$.

$$R_H = \frac{1}{9,13 \cdot 10^{-8}} = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Ejercicio 'Lámpara de vapor de mercurio'

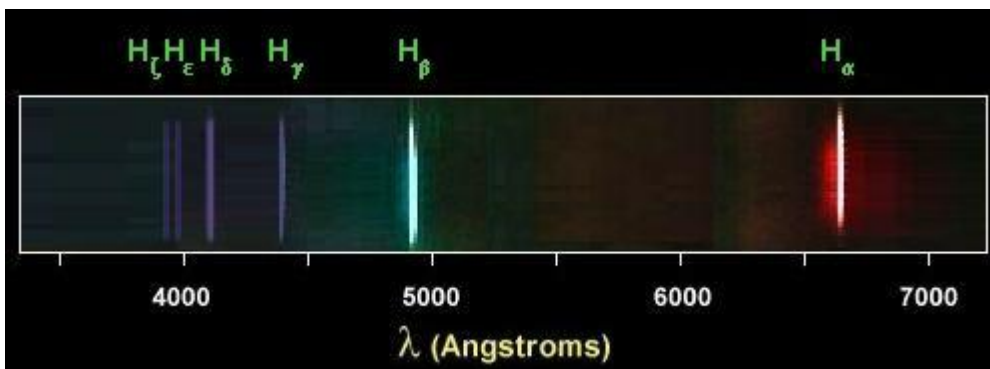
La luz proveniente de una lámpara de vapor de mercurio esta compuesto por 3 radiaciones monocromáticas caracterizadas por las longitudes de onda siguientes: $\lambda_1=578 \text{ nm}$; $\lambda_2=546 \text{ nm}$; $\lambda_3=436 \text{ nm}$

1. ¿A qué dominio espectral pertenecen?
2. Calcular la frecuencia de las tres radiaciones.
- 3.

Las familias de las líneas de Hidrogeno.

Las líneas de Balmer

Las primeras líneas espectrales del hidrógeno a ser estudiadas están situadas en el dominio visible del espectro, aunque tienden a aproximarse las unas de las otras hacia un límite situado en el próximo ultravioleta. Esta serie de líneas se llama **la serie de Balmer**. Las primeras líneas son denotadas con el alfabeto griego. La primera línea, $H\alpha$ tiene una longitud de onda de 656,2 nm, es por lo tanto roja; la segunda, $H\beta$, es azul con $\lambda=4861$ nm; la tercera, $H\gamma$, es violeta con $\lambda=434,0$ nm; y así sucesivamente hasta 364,6nm. Esta última es la longitud de onda límite de la serie de Balmer.



Las líneas de Balmer observadas en el laboratorio.

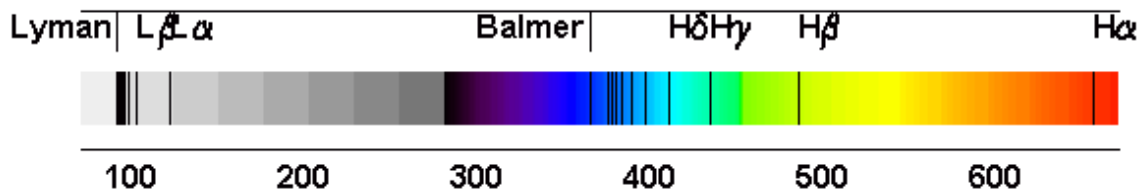
Objetivos

El hidrógeno, el constituyente mayoritario, presenta firmas espectrales bien definidas.

El caso del hidrógeno

El átomo mas simple es el hidrógeno, es también el que posee el espectro mas simple. A seguir se describe el espectro de este elemento, el más abundante en el

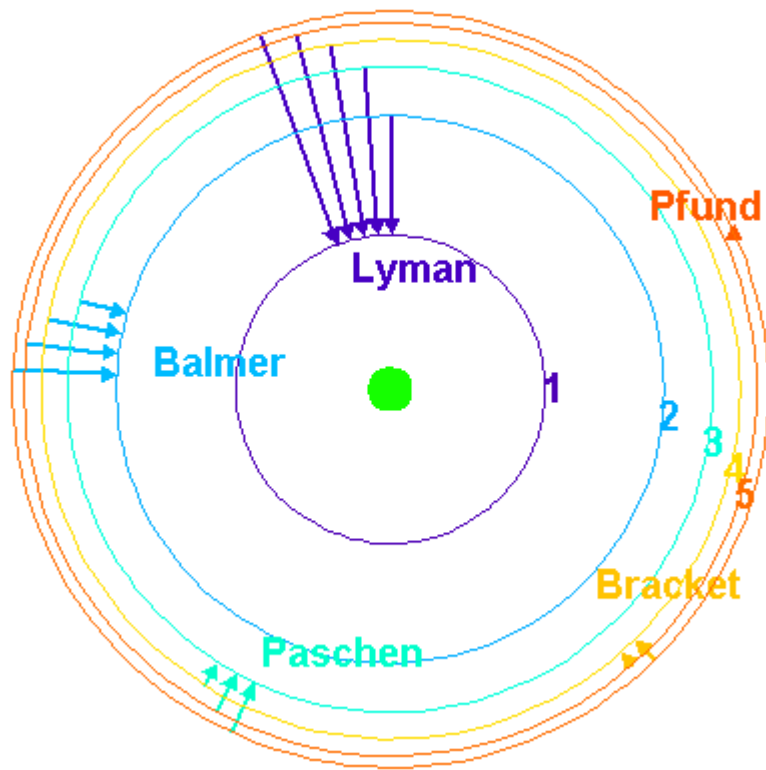
Universo.



Las series de Balmer, Pashen

Las primeras líneas espectrales del hidrógeno a ser estudiadas están situadas en el dominio visible del espectro, aunque tienden a aproximarse las unas de las otras hacia un límite situado en el próximo ultravioleta. Esta serie de líneas se llama la serie de Balmer. Las primeras líneas son denotadas con el alfabeto griego. La primera línea, H α tiene una longitud de onda de 656,2 nm, es por lo tanto roja. La segunda H β es azul con $\lambda=486,1$ nm, la tercera, H γ , es violeta con $\lambda=434,0$ nm, y así sucesivamente hasta 364,6 nm. Esta última es la longitud de onda límite de la serie de Balmer.

Cuando el nivel inferior es el nivel fundamental, la serie de líneas se llama serie de Lyman. Esta serie de líneas se sitúa en el ultravioleta. La serie correspondiente a un nivel inferior igual a $n=2$ se sitúa en el visible y se llama serie de Balmer.



Ejercicio 'Cálculo de longitudes de onda'

Calcular la longitud de onda de las primeras y últimas líneas de la serie de Lyman, Balmer y Paschen del átomo de hidrógeno. Indicar en que dominio del espectro electromagnético se sitúan las ondas

Para la serie de Lyman :

- primera línea, $\lambda_{1,2} = 121,6nm$
- última línea, $\lambda_{1,\infty} = 91,2nm$

Para la serie de Balmer :

- primera línea, $\lambda_{2,3} = 656,3nm$
- última línea, $\lambda_{2,\infty} = 364,7nm$

Para la serie de Paschen :

- primera línea, $\lambda_{3,4} = 1876,0nm$
- última línea, $\lambda_{3,\infty} = 820,6nm$

Cuestionario de tipo test

¿En qué parte del espectro son visibles las líneas de la serie de Balmer?

UV Infrarrojo Visible.