



Centro de  
Investigación  
en Matemáticas, A.C.

Taller de Ciencia para Jóvenes

# Espectroscopía óptica y las series del átomo de hidrógeno

Zacarías Malacara Hernández

Reyna Araceli Duarte Quiroga

Centro de Investigaciones en Óptica, A. C.



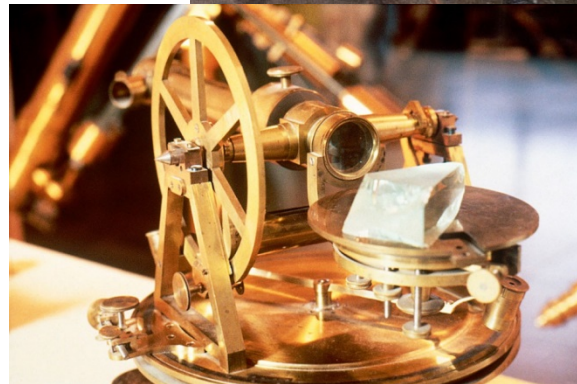
# Newton y el espectro solar



- Entre 1670 y 1672, Isaac Newton sistematizó las observaciones de la luz que pasa por un prisma. Su descripción de las observaciones muestran una metodología sistemática ejemplar.
- Sus resultados los publica hasta 1704 debido al temor a las críticas por parte de Hooke.
- Con sus observaciones fundamenta la teoría del color, posteriormente criticada por Goethe.

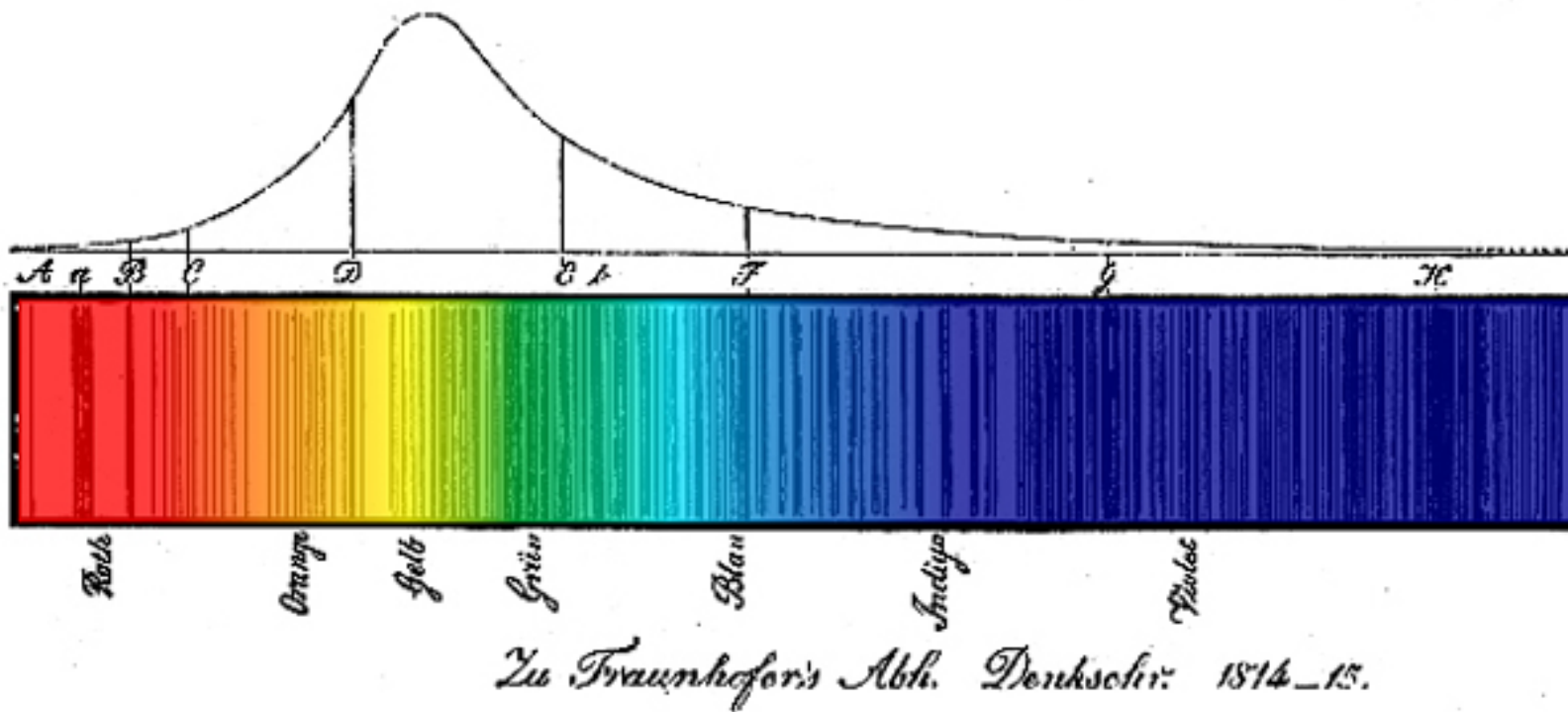
# Joseph Fraunhofer y el análisis químico

- En 1814, el alemán Joseph Von Fraunhofer utiliza el prisma para inventar el espectroscopio. En el espectro solar observa unas líneas oscuras producidas por algunos elementos químicos.



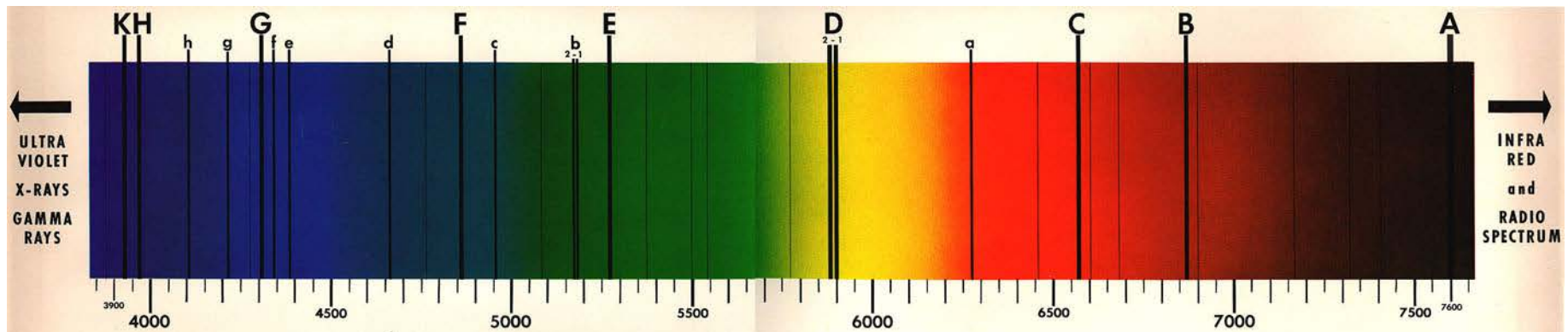
# Joseph Fraunhofer y el análisis químico

- Fraunhofer observó en la luz solar hasta 574 líneas oscuras o líneas de absorción en el espectro solar.

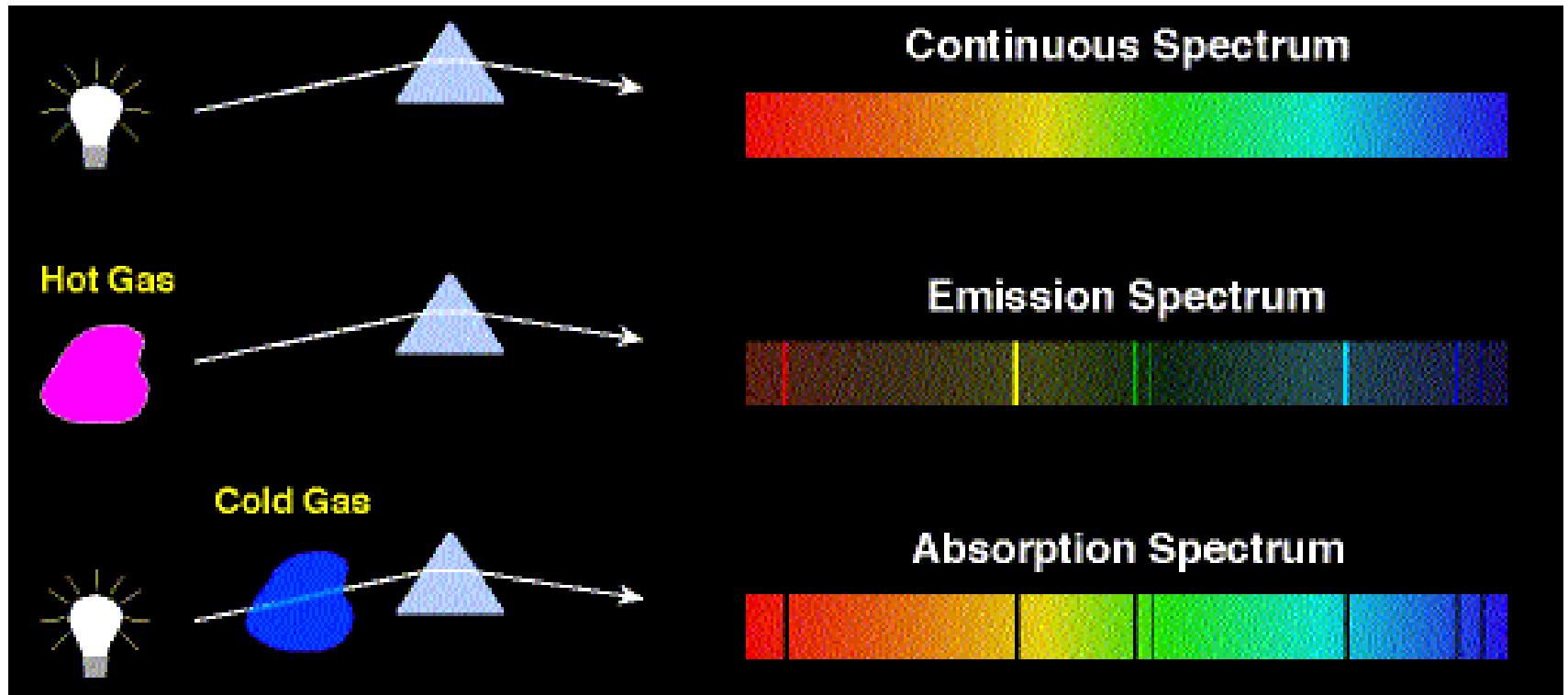


# Joseph Fraunhofer y el análisis químico

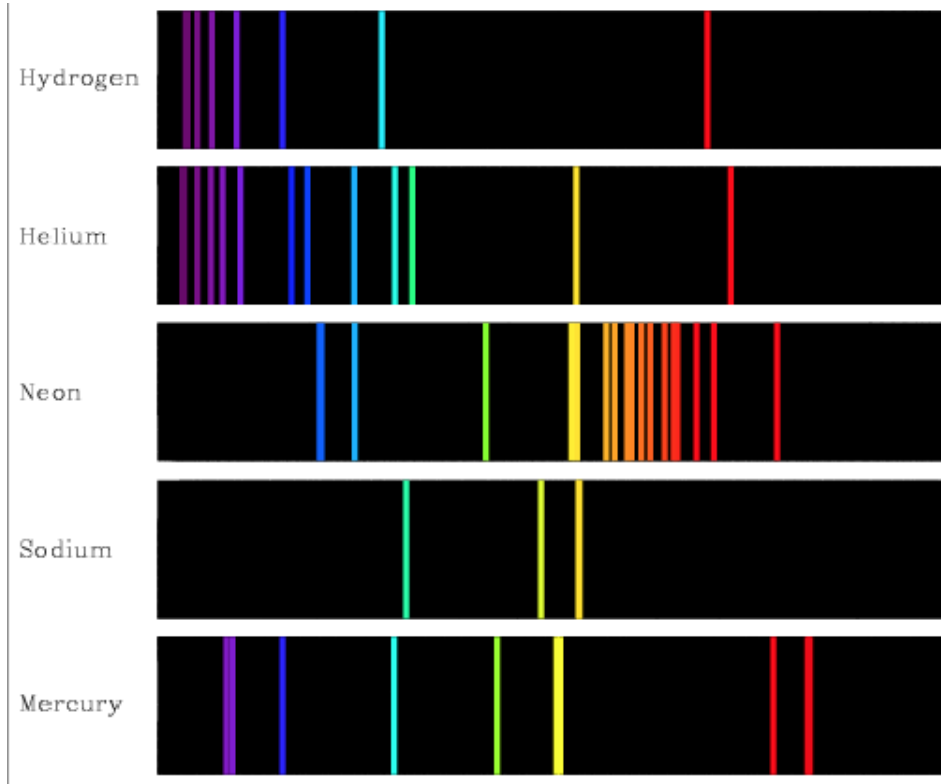
- Fraunhofer identificó a cada línea oscura con letras; algunas de las cuales correspondían al espectro de emisión del hidrógeno.



# Espectros de emisión y espectros de absorción



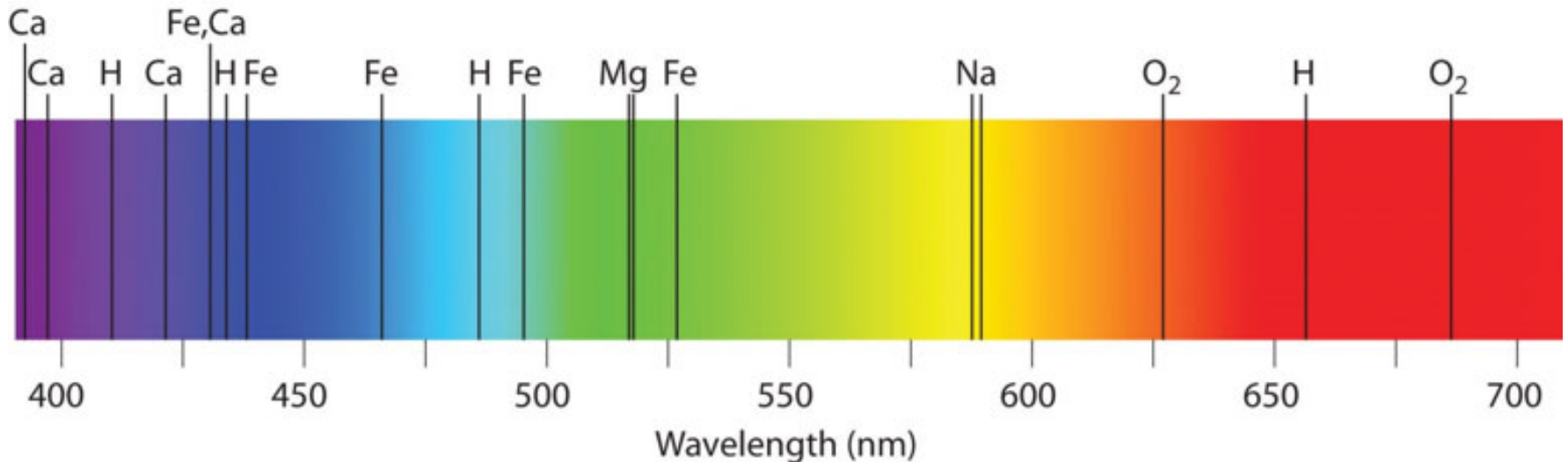
# Espectros de emisión atómico de gases



- Algunos elementos químicos muestran un espectro característico que se interpreta como la huella digital de dicho elemento.
- Así nace un instrumento poderoso para el análisis químico.

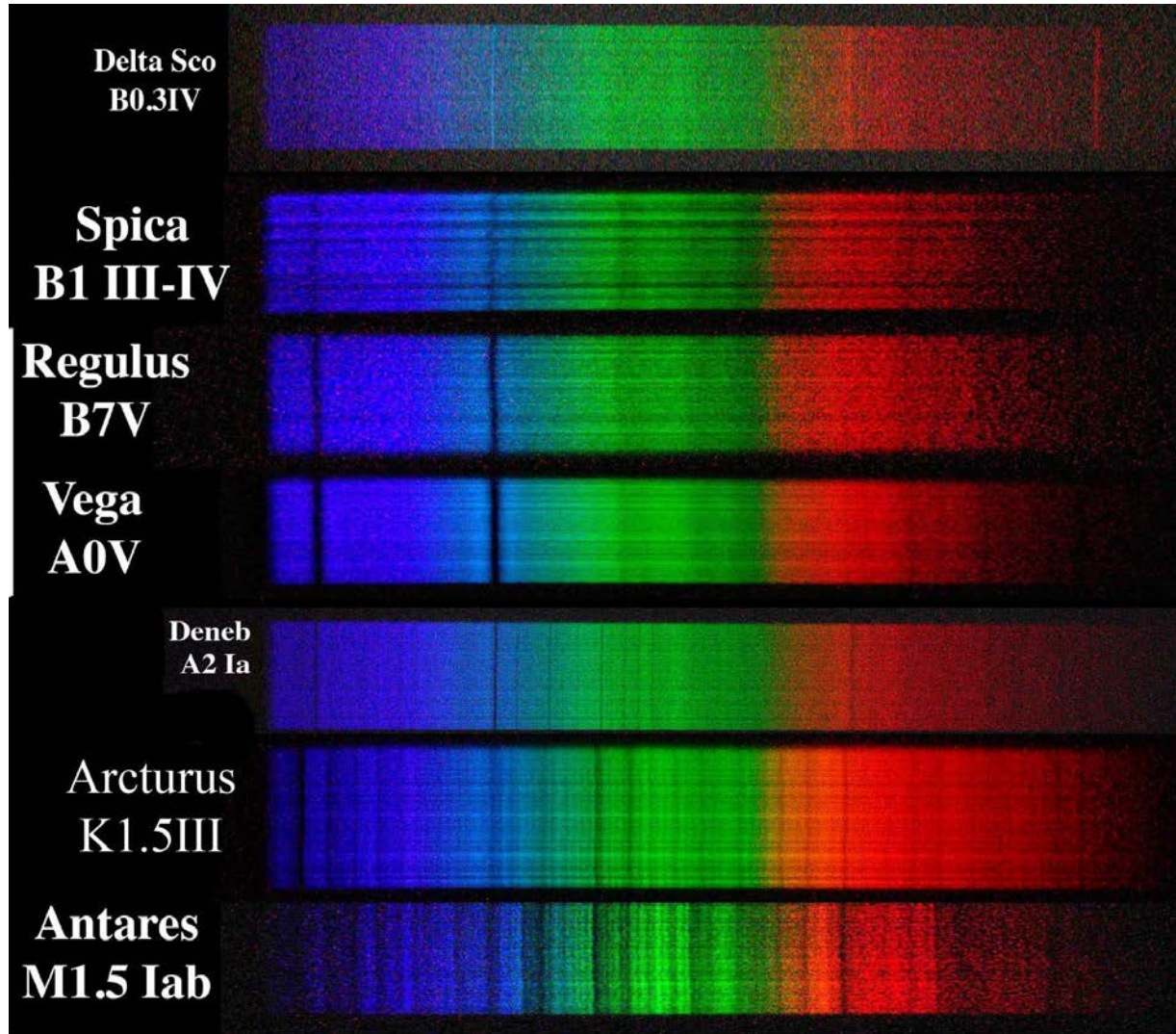
# El espectro solar

- Una observación cuidadosa del espectro solar, nos informa de los elementos químicos presentes en el Sol.
- Rápidamente, identificamos la presencia del hidrógeno, el calcio, el sodio y otros elementos.
- Pero en 1868, se identificó en un eclipse solar, una línea de emisión de un elemento hasta entonces desconocido. Se bautizó con el nombre de helio y posteriormente se descubrió en la tierra.

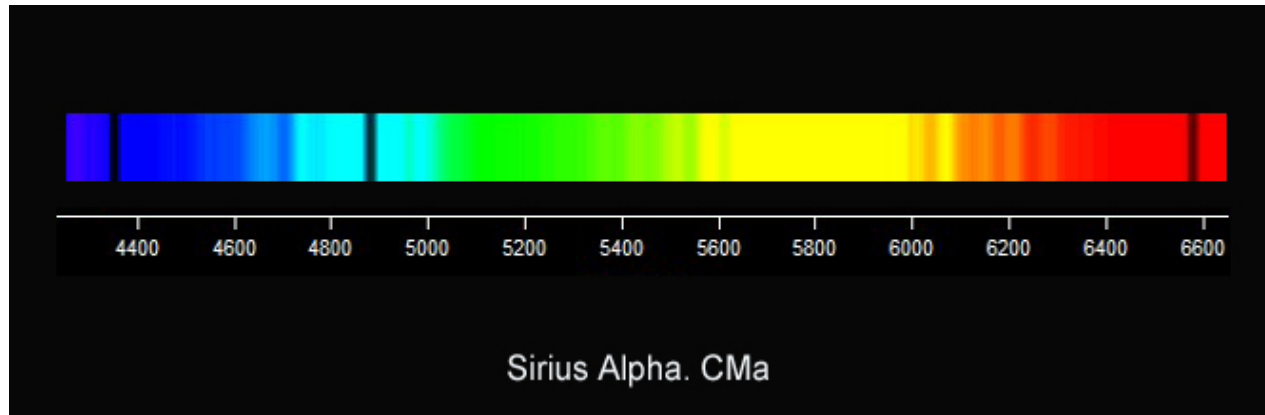




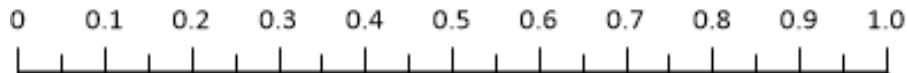
# Espectros estelares



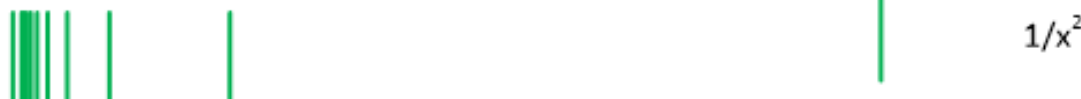
# Espectros de Sirio (Alfa Canis Majoris) y del gas hidrógeno



# Algunas series matemáticas



$1/x$



$1/x^2$



$1/e^x$

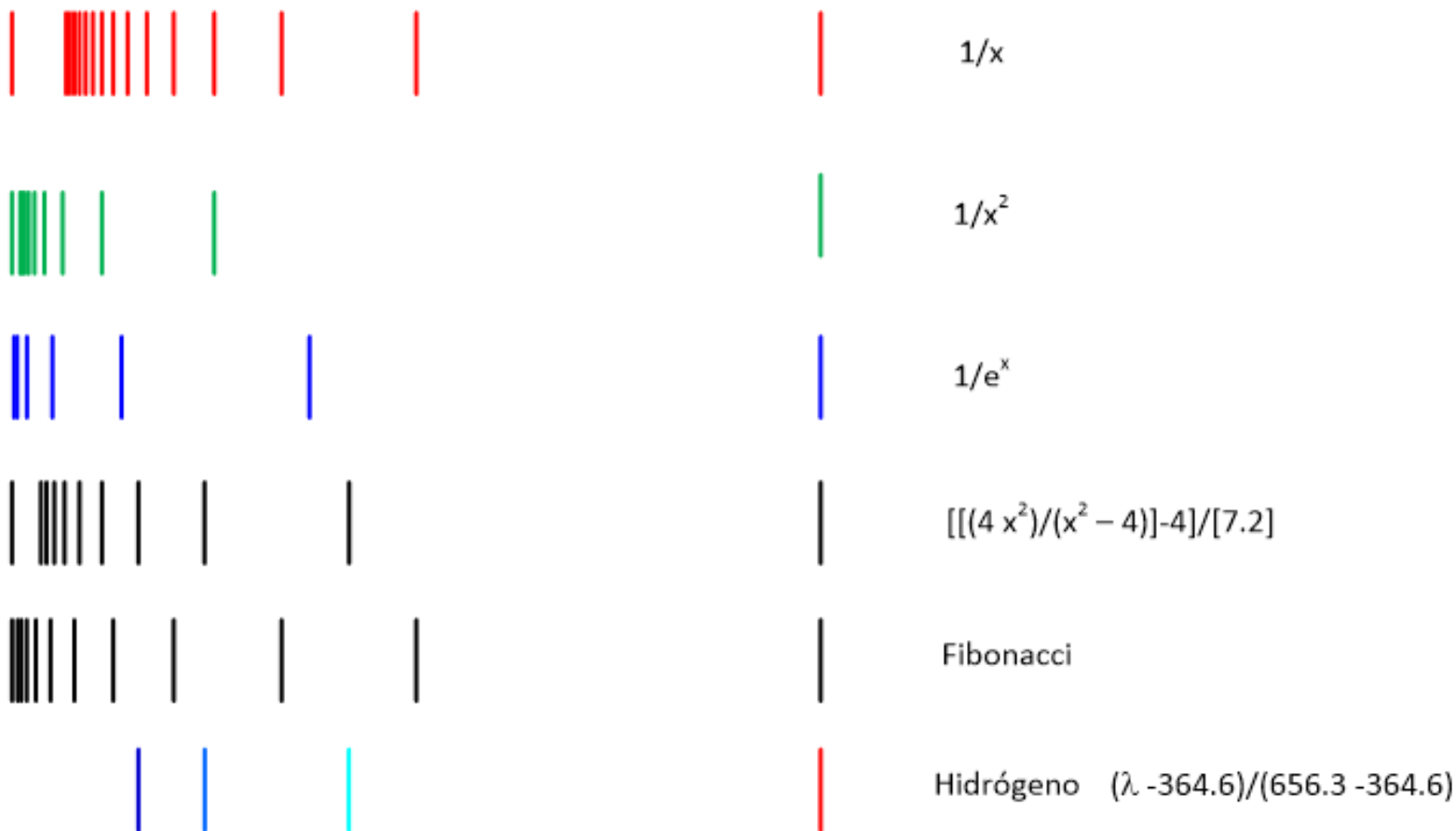
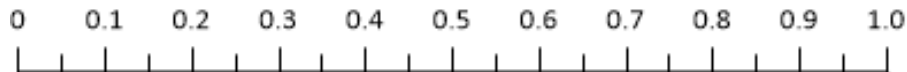


$[(4x^2)/(x^2-4)]-4/[7.2]$



Fibonacci

# Algunas series matemáticas



# La serie de Balmer

- En 1885, un maestro de escuela suizo, Johann Jacob Balmer, descubrió una sencilla fórmula matemática que relacionaba las longitudes de onda de las líneas prominentes en el espectro visible del gas hidrógeno. (El hidrógeno tiene uno de los espectros atómicos más simples). La fórmula de Balmer para la longitud de onda  $\lambda$  de las líneas de hidrógeno es:

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

donde  $\lambda$  es la longitud de onda,  $n = 2$  para la serie de Balmer,  $B = 364.56$  nm.

# Las series de Rydberg

- En 1889 , el espectroscopista sueco Johannes Robert Rydberg inició la búsqueda de una fórmula general que se adaptara a todas las series del átomo de hidrógeno. A partir de la gran cantidad de datos disponibles, Rydberg encontró varias series espectrales que se ajustaban a una fórmula empírica que él demostró era equivalente a la fórmula de Balmer. La fórmula de Rydberg puede escribirse para producir el recíproco de la longitud de onda de la luz emitida como:

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

La constante de Rydberg para el hidrógeno tiene el valor de:

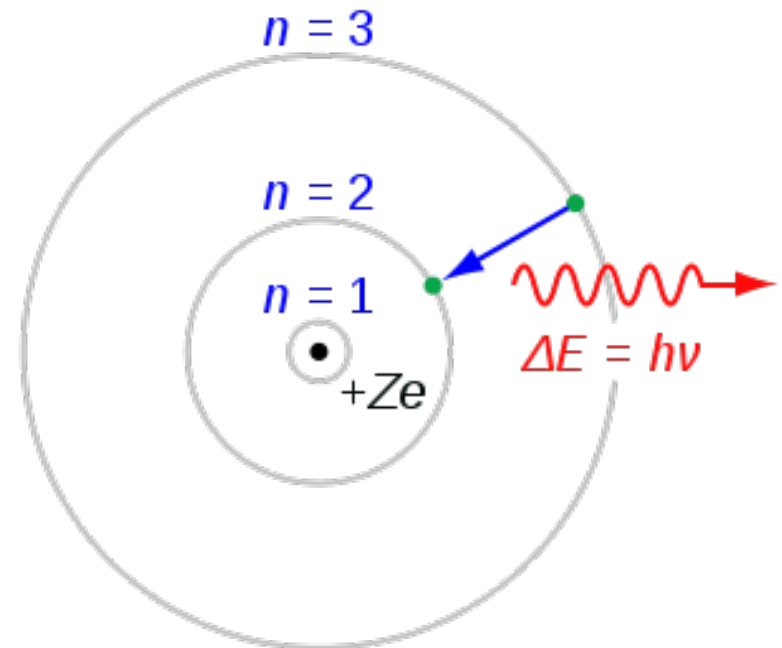
$$R_h = 1.0967758 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

# Las series del hidrógeno

- Lyman  $\frac{1}{\lambda} = R_n \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad m = 2,3,4 \dots \quad n < m$
- Balmer  $\frac{1}{\lambda} = R_n \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad m = 3,4,5, \dots \quad n < m$
- Paschen  $\frac{1}{\lambda} = R_n \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad m = 4,5,6, \dots \quad n < m$
- Brackett  $\frac{1}{\lambda} = R_n \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad m = 5,6,7, \dots \quad n < m$

# Modelo de Bohr

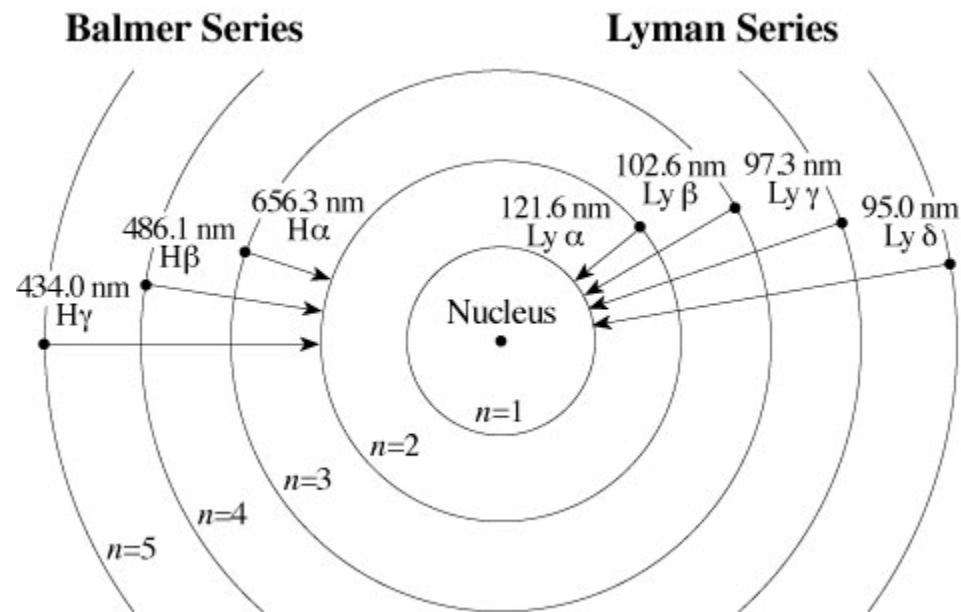
- En el modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno, los electrones orbitan en trayectorias definidas por la teoría cuántica. El electrón puede saltar de una órbita a otra. Para ir a una órbita superior, debe recibir una energía externa. Al regresar a una órbita inferior, cederá la energía emitiéndola en forma de radiación electromagnética (luz).
- La energía del fotón emitido es igual a la energía potencial cedida.





# Modelo de Bohr

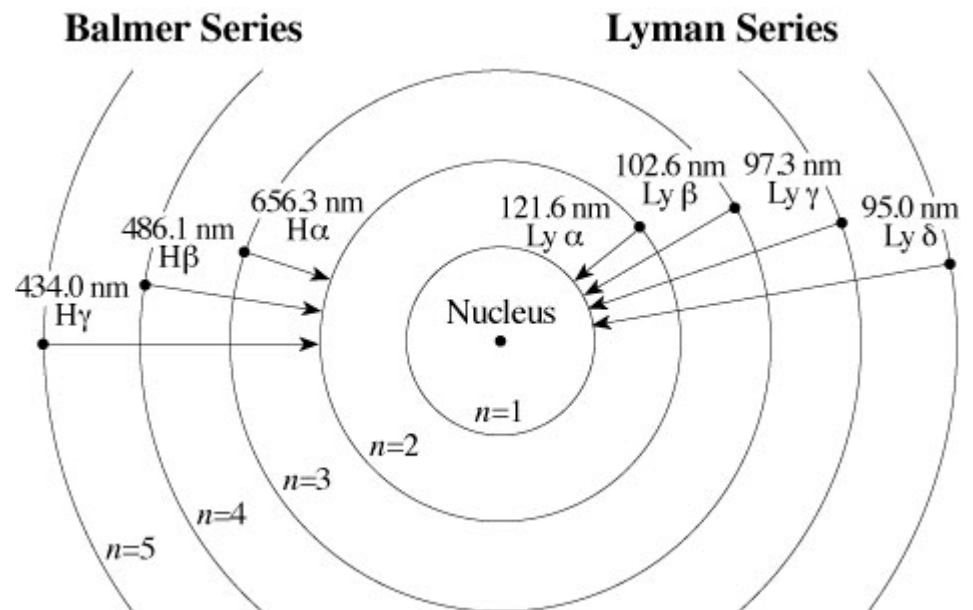
- Cuando un electrón cae de una órbita superior hasta la órbita inferior llamada nivel base, puede emitir una cantidad de energía que corresponde a la llamada serie de Lyman.



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

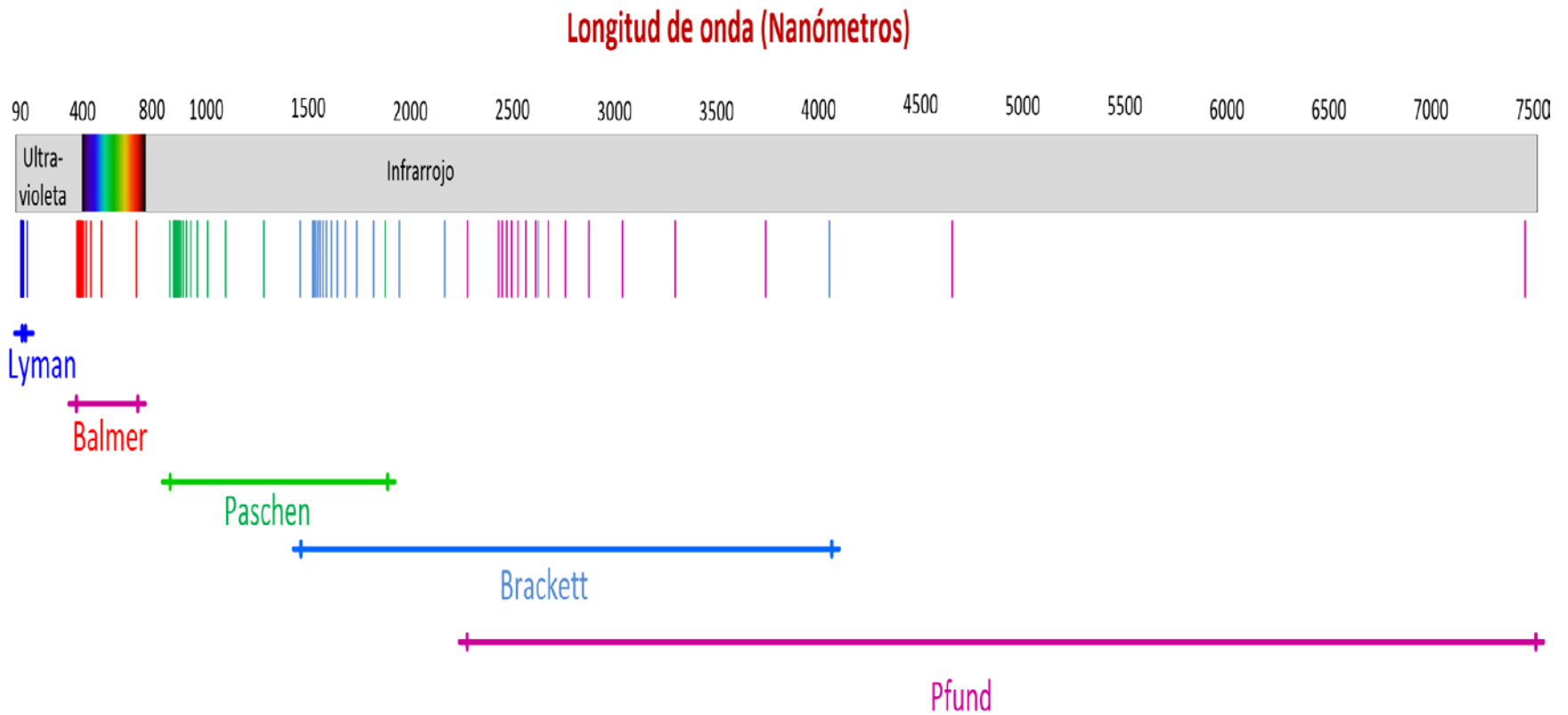
# Modelo de Bohr

- Si el electrón cae desde cualquier nivel superior hasta el nivel dos, entonces emitirá radiación que corresponde a la expresada por la serie de Balmer.



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

# Las series del hidrógeno



# Conclusiones

- El espectrómetro es y ha sido una de las herramientas ópticas más útiles en el análisis químico.
- La espectroscopía se ha desarrollado a lo largo de doscientos años y sus instrumentos han evolucionado permanentemente.
- Al iniciar el siglo veinte, sus aportaciones fueron muy importantes para determinar la estructura de la materia, particularmente del átomo de hidrógeno.

Gracias