

TEMA 2

- Modelos atómicos: Demócrito, Dalton Thomson, Rutherford y Böhr.
- Radiación electromagnética. Efecto fotoeléctrico.
- Espectros atómicos.
- Teoría cuántica. Hipótesis "De Broglie". Principio de incertidumbre de Heisenberg.



- Hecho experimental: los átomos emiten radiación de una frecuencia particular:

- ◆ Na: amarillo; K: violeta; Ba: verde,... (pirotécnica). Test llama alcalinos

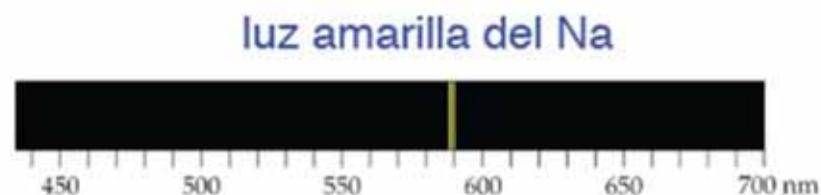
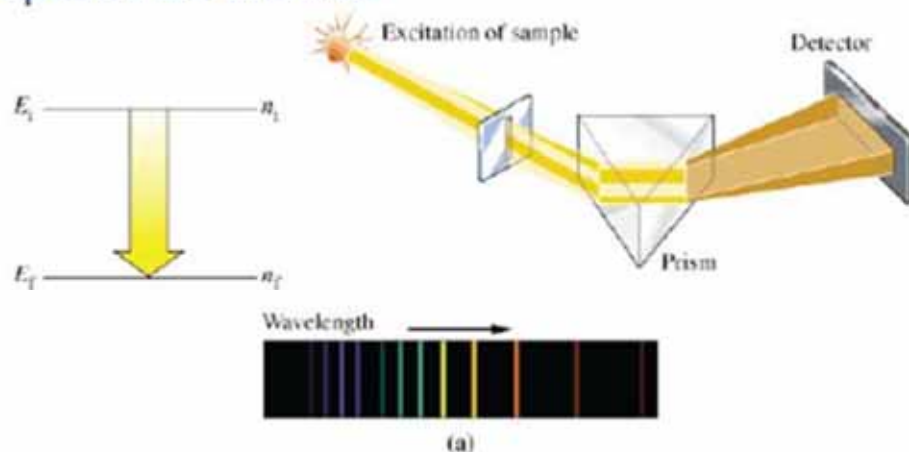


- Un espectro consiste en una representación gráfica de la intensidad de la radiación, emitida o absorbida por una muestra, en función de la λ de dicha radiación
- Dos tipos de espectros:
 - ◆ **absorción**: se irradia la muestra y se registra la intensidad de la radiación resultante (no absorbida) en función de λ .
 - ◆ **emisión**: se excita la muestra (irradiándola o térmicamente) y se registra la intensidad de la radiación emitida al desexcitarse la muestra en función de λ .
 - El **espectro de emisión** lo produce los átomos al retornar sus electrones a los estados de menor energía.
 - Informan sobre los **estados electrónicos del átomo**.
- El espectro atómico es el registro de todas las transiciones electrónicas posibles de los electrones de un átomo



Espectros de absorción y emisión

espectro de emisión

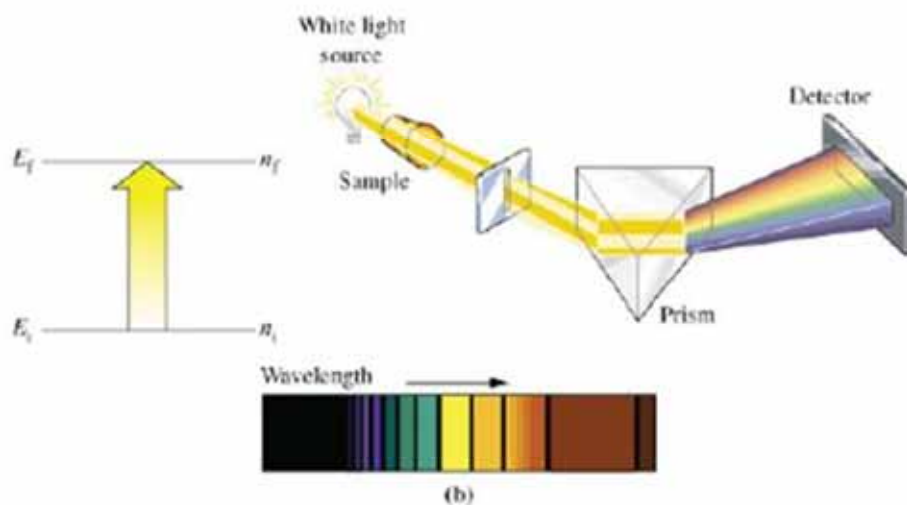


Los espectros son
característicos de cada
elemento

Huella dactilar

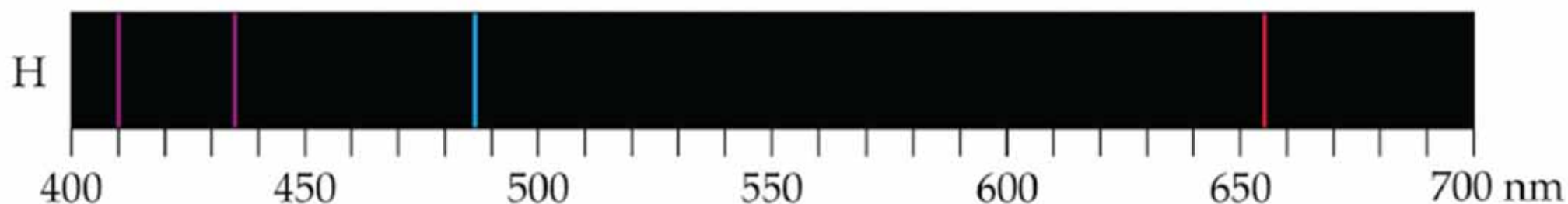
Elemento crucial para la
dilucidación de la
estructura del átomo

espectro de absorción



Espectro de emisión del H

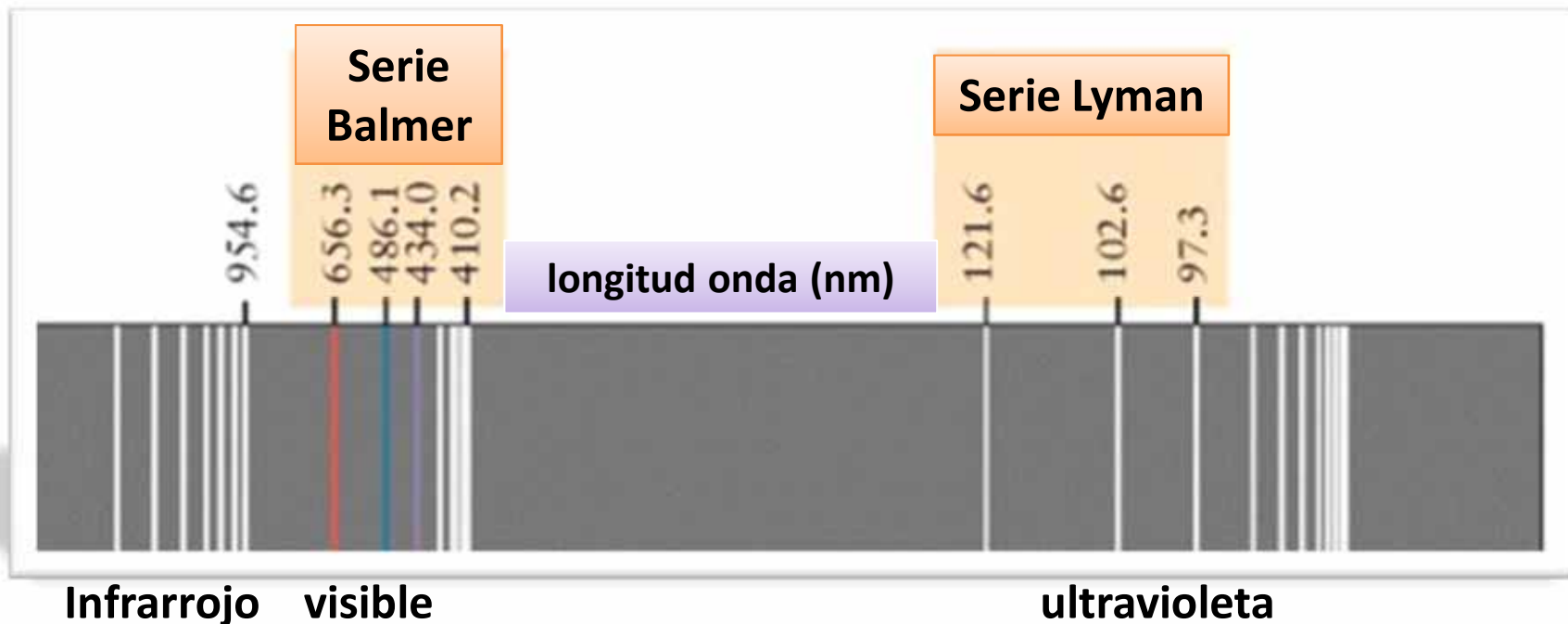
- Los átomos incandescentes emiten espectros discontinuos
- La luz de una lámpara de hidrógeno se ve de color púrpura rojizo (656,3 nm)
- Aparecen otras tres líneas
 - ◆ Azul verdosa a 486,1 nm
 - ◆ Dos violetas a 434 y 410,1 nm



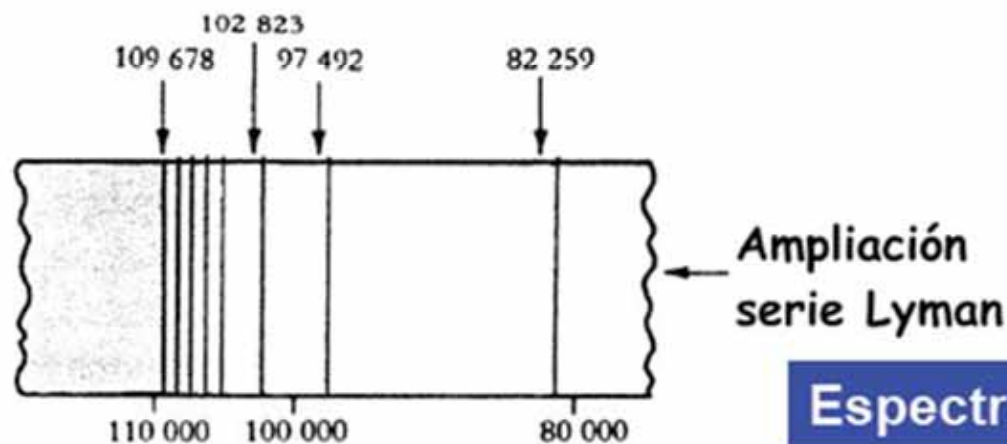
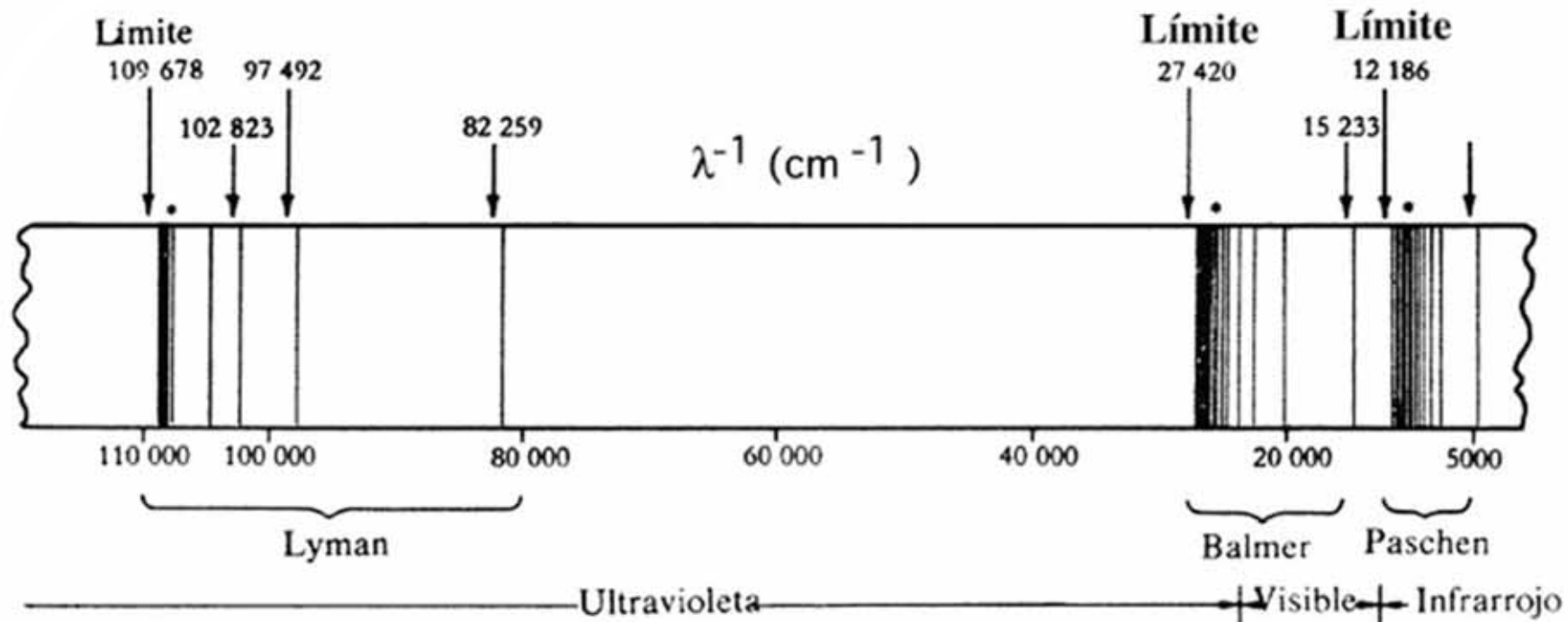
Espectro emisión del átomo de hidrógeno en la zona visible

Espectro de emisión del H

- En realidad el espectro de emisión del H es bastante mas complejo y en el se reconocen conjuntos de líneas (series)
- Se denomina **serie espectral** al conjunto de líneas que se van aproximando entre si al aumentar la frecuencia



TEMA 2 Espectros atómicos.



* En la región próxima a los límites de las series de Lyman, Balmer y Paschen las líneas están demasiado próximas para poder representarlas a esta escala.

Espectro emisión del átomo de H



Series espectrales para el H

Serie	desde n_i	hasta n_f	Zona espectro	Año descubrimiento
Lyman	2, 3, 4, ..., ∞	1	UV	1916
Balmer	3, 4, 5, ..., ∞	2	Vis	1885 (antes de 1913)
Paschen	4, 5, 6, ..., ∞	3	IR	1908
Brackett	5, 6, 7, ..., ∞	4	IR	1922
Pfund	6, 7, 8, ..., ∞	5	IR	1927

¿puedes calcular la λ límite de cada serie?

Regla de selección para transiciones electrónicas $\Delta n = 1, 2, \dots$

número de ondas

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

Ecuación de Balmer

$1/\lambda$

ν

$E=h\nu$

$E=h\nu$

Rydberg (R)

Rydberg (R·c)

Rydberg (h·R·c)

Rydberg (h·R·c)

10973731.568549(83)

$3.289841960368(25) \times 10^{15}$

$2.17987490(17) \times 10^{-18}$

13.60569172(53)

m^{-1}

s^{-1}

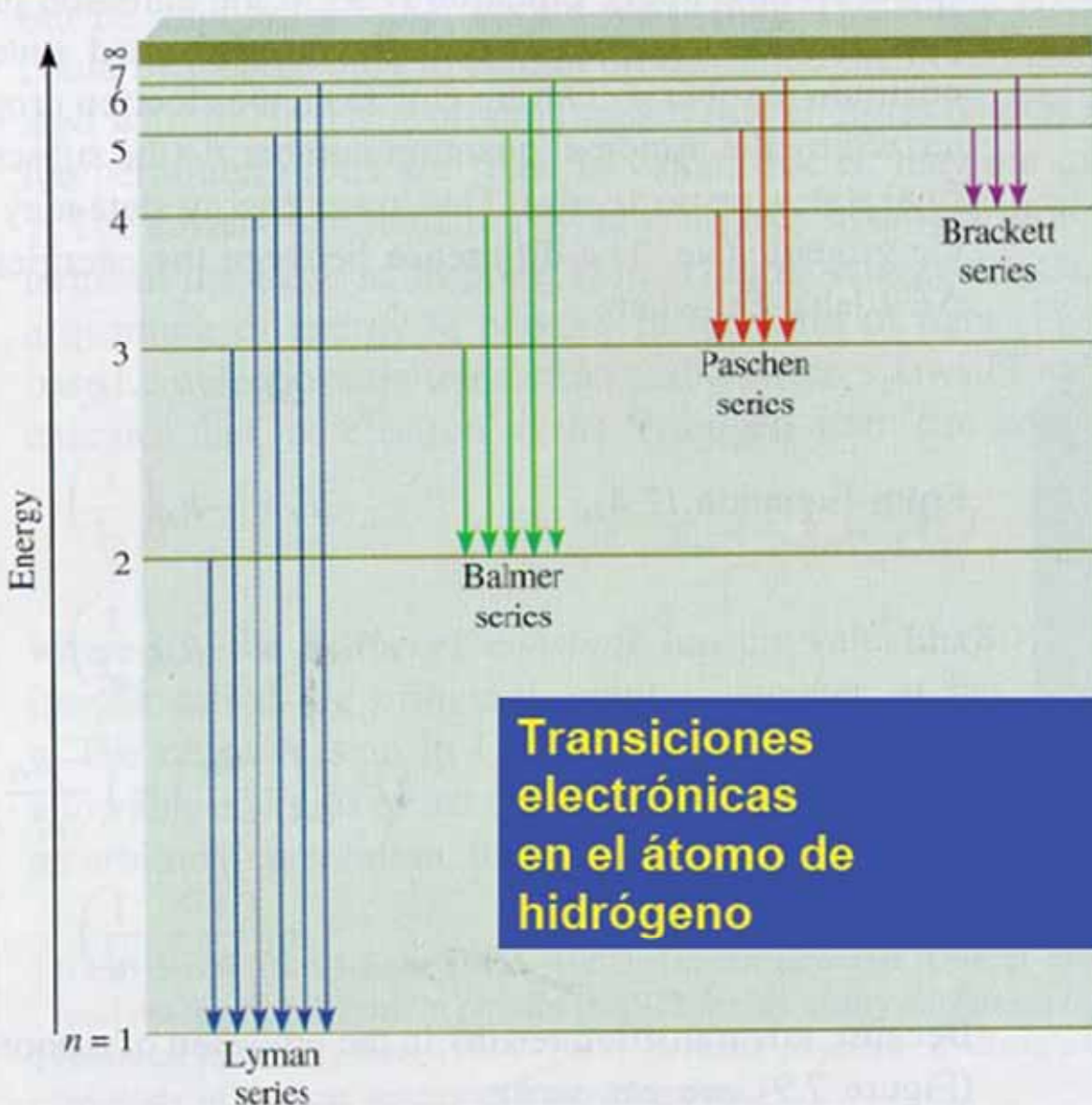
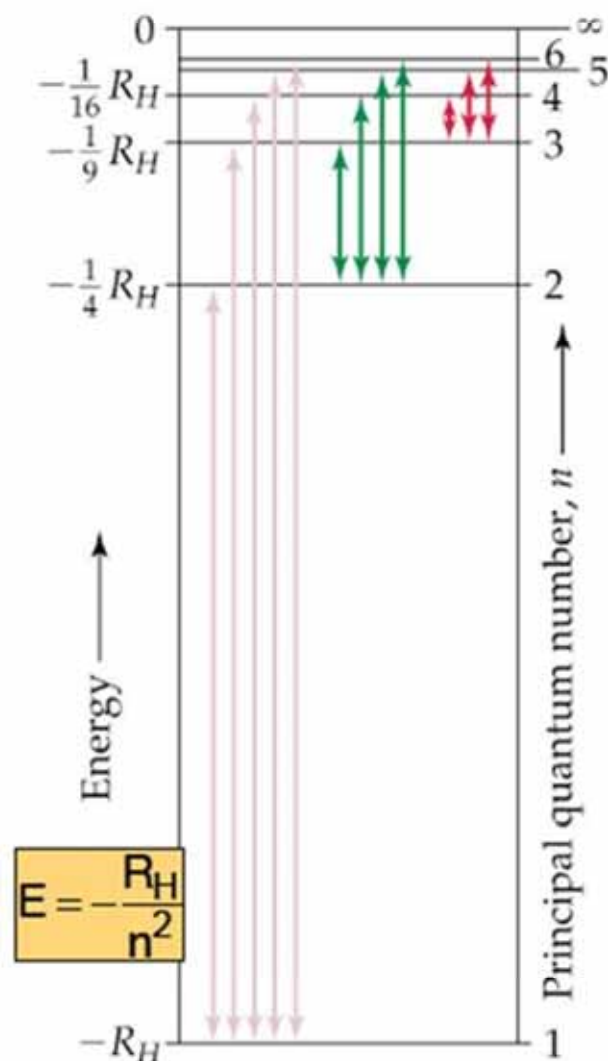
J

eV

R_H : constante de Rydberg



Series espectrales para el H



**Transiciones
electrónicas
en el átomo de
hidrógeno**

Ejercicio

Calcular λ y ν de la radiación de la serie de *Balmer* cuando $n_f = 3$.
(nota n_f as veces aparece como n_2 y n_i como n_1). $R=109700 \text{ cm}^{-1}$;
 $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ y $c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}$



Ejercicio

Calcular λ , ν , $\tilde{\nu}$, y T de la radiación de la serie de *Brackett* cuando $n_f = 5$.

(nota n_f as veces aparece como n_2 y n_i como n_1). $R=109700 \text{ cm}^{-1}$;
 $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ y $c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}$



Ejercicio

Calcular el valor n_2 de la órbita estacionaria necesaria para una línea del hidrógeno de la serie *Lyman*, cuyo valor del número de ondas es $97492,2 \text{ cm}^{-1}$. $R=109700 \text{ cm}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ y $c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}$



Modelo de Böhr

$$r_n = n^2 a_0$$

$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

$$a_0 = 0,529 \text{ \AA}$$

$$R_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

a modo de recordatorio...

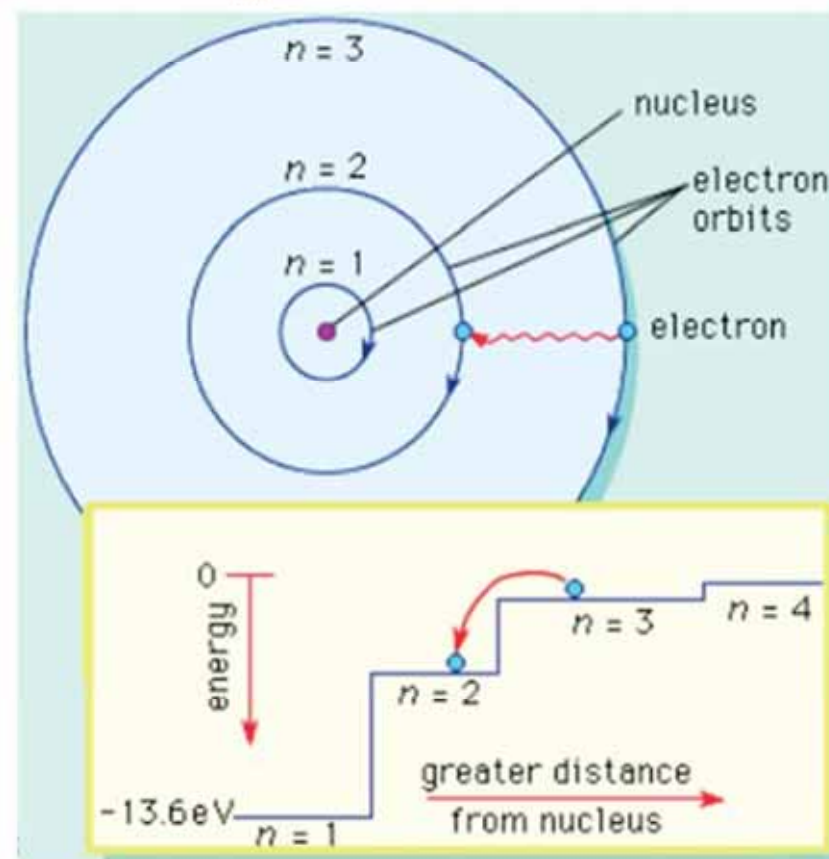
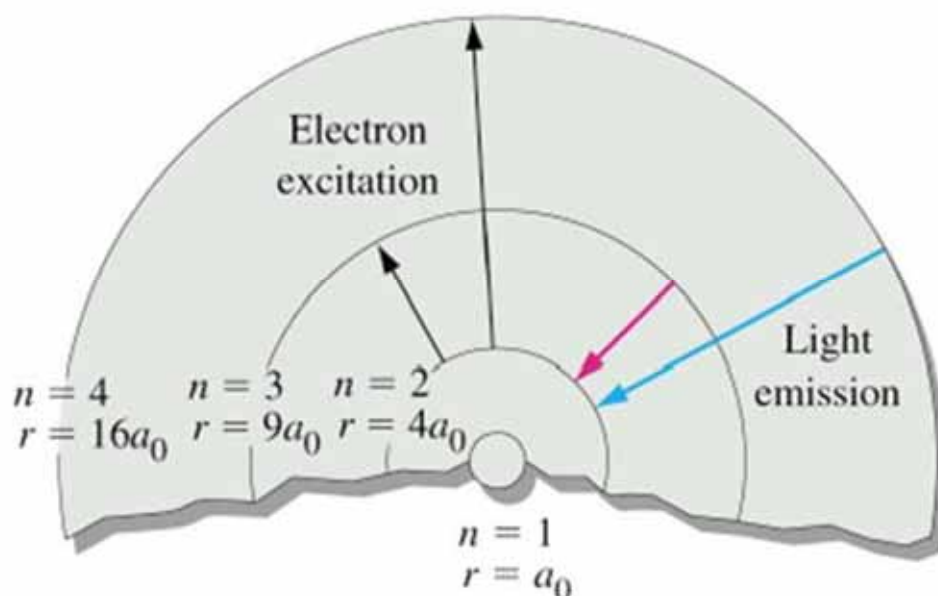
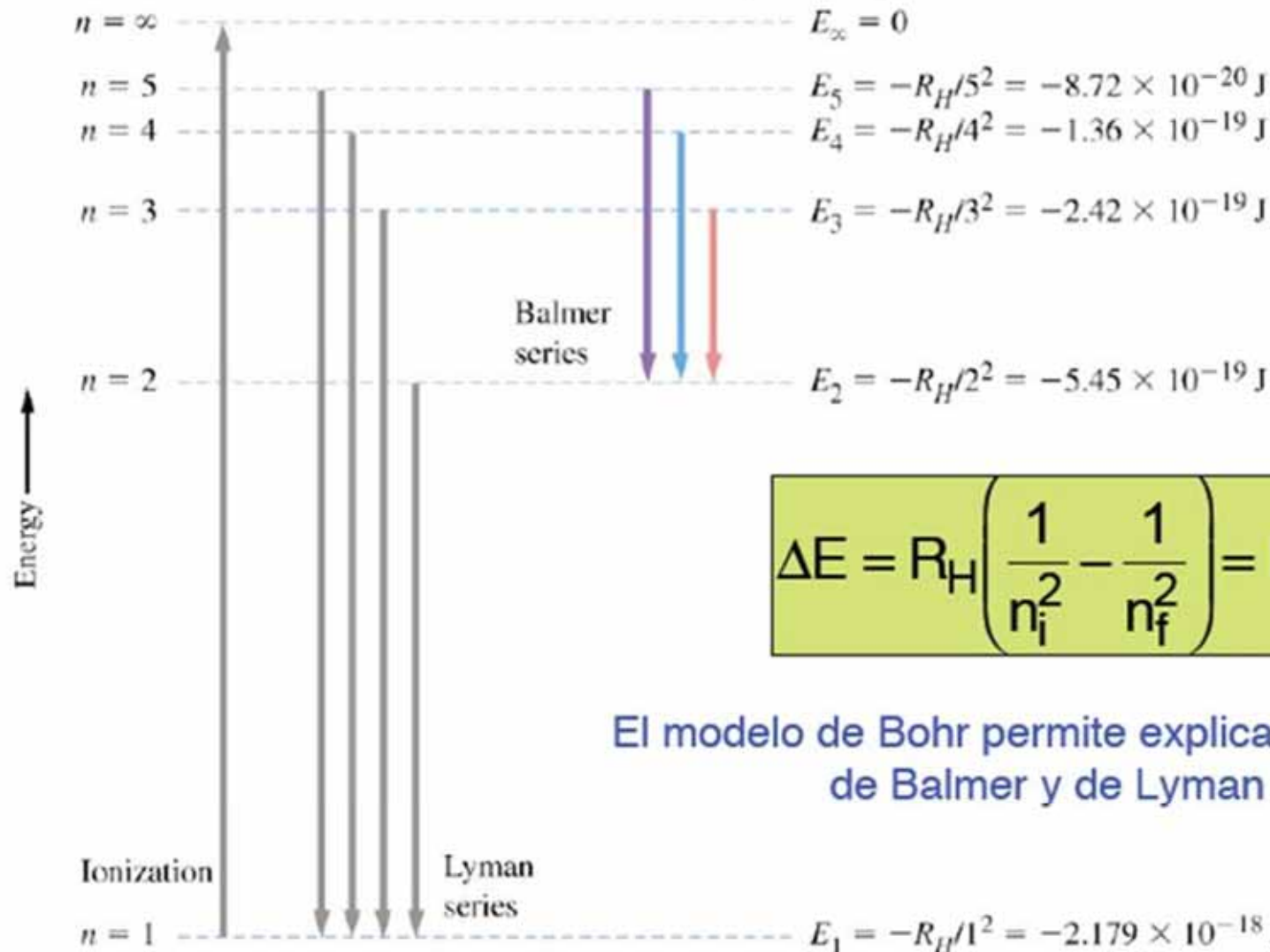


Diagrama de niveles de energía

Un electrón absorbe o emite energía al pasar de una órbita a otra:



$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

El modelo de Bohr permite explicar las series de Balmer y de Lyman

a modo de recordatorio...



Ejercicio

¿Cuál es la energía necesaria para excitar al electrón del Li^{2+} desde su estado fundamental al nivel $n_2=3$?. $R=109700 \text{ cm}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ y $c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}$

