

LFIS223

# Astronomía General

Mónica Zorotovic

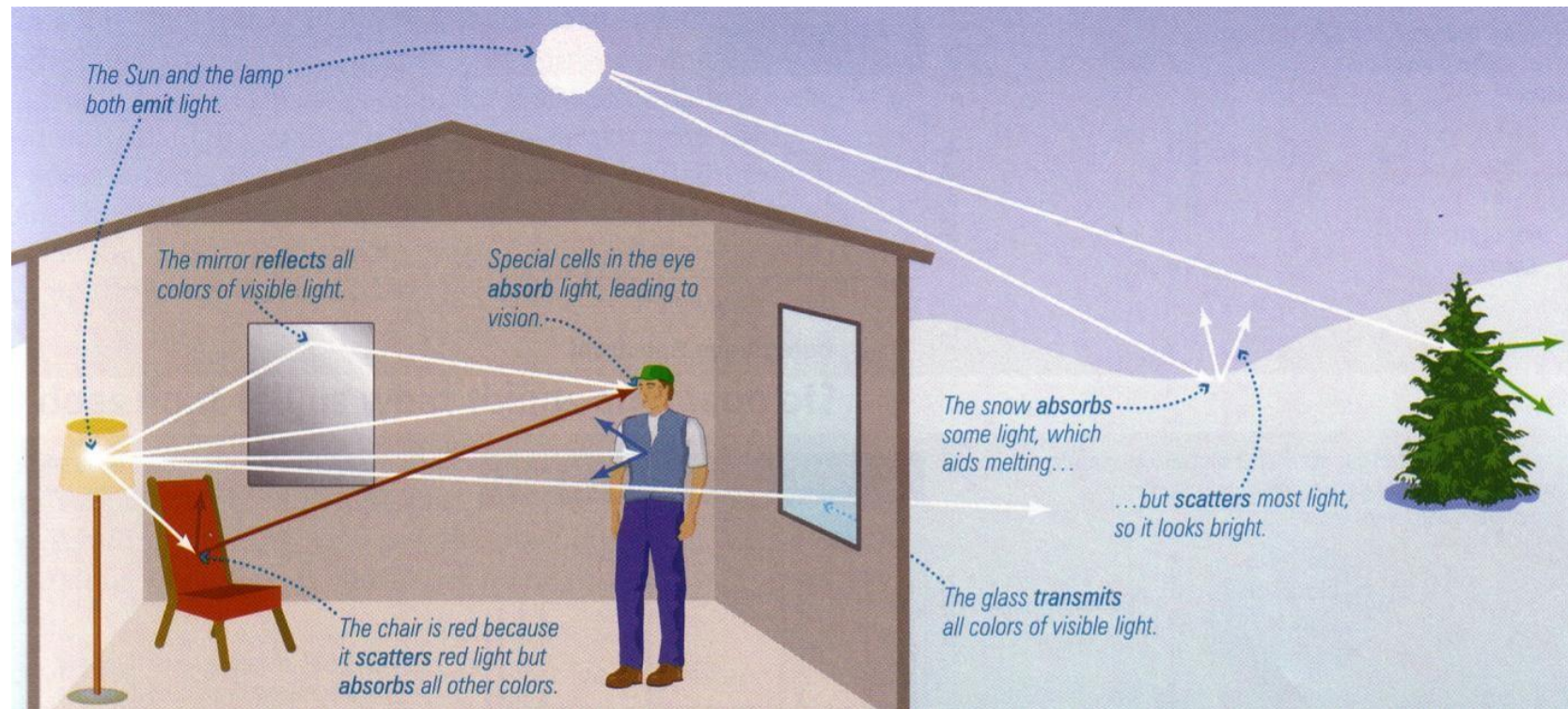
## Tema 5a Espectroscopía

02/10

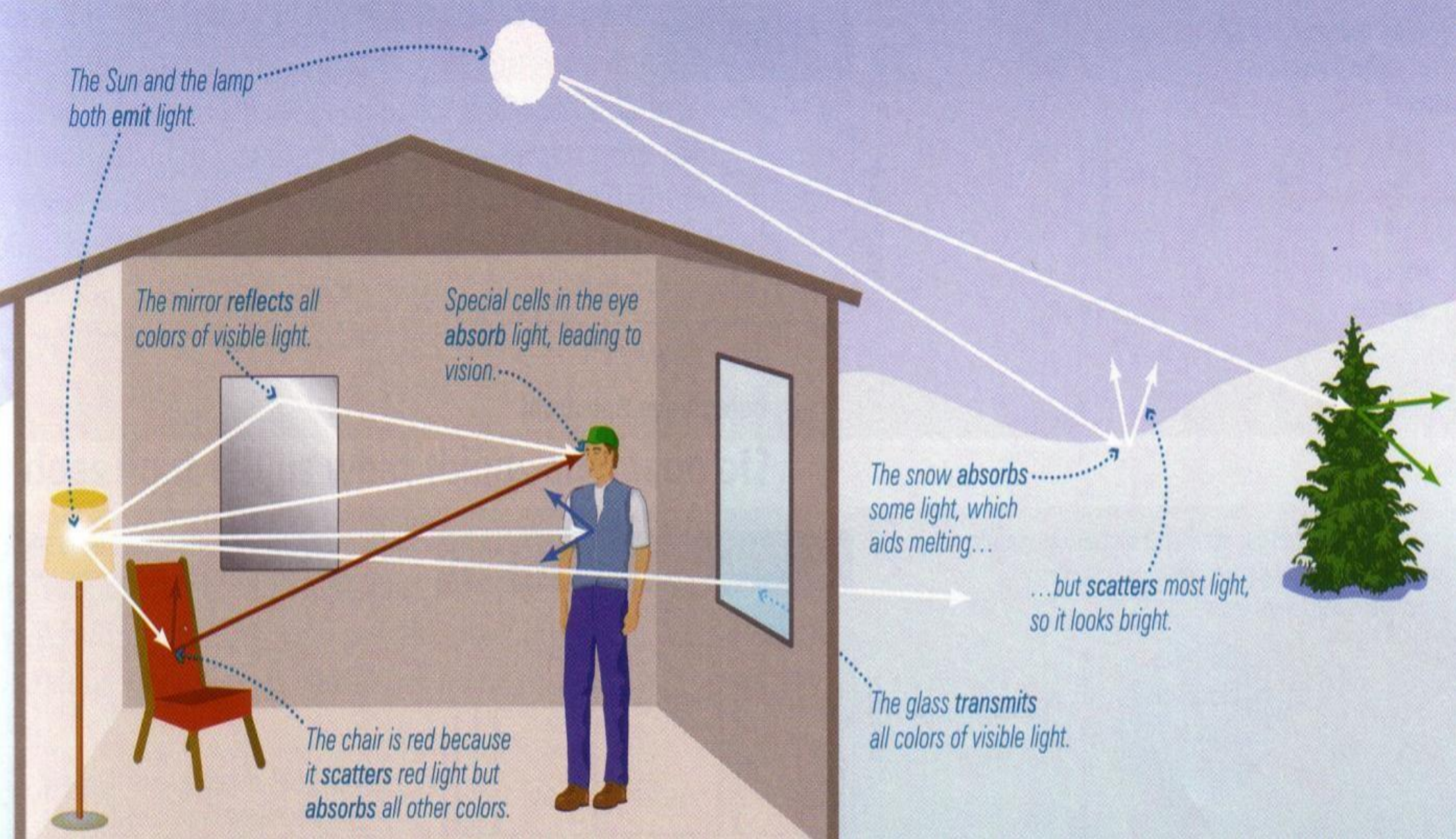
# Interacción luz-materia

Cuando la luz interactúa con la materia, la materia reacciona en una (o una combinación) de las siguientes 4 maneras:

Emisión, absorción, transmisión, reflexión (o scattering).







El sol y la lámpara **emiten**.

La silla **refleja** sólo la luz roja y **absorbe** todo el resto.

La nieve **absorbe** parte de la luz (calentándose), pero **refleja** la mayoría (por eso se ve brillante).

El vidrio **transmite** todos los colores de la luz visible.

# Dispersión de la luz

Al cambiar de medio, la luz transmitida se desvía (refracción), con un ángulo que depende del medio y de la longitud de onda. Este fenómeno se llama dispersión de la luz.

Newton descubrió que la luz blanca es una mezcla de luz de todos los colores del arcoiris. La luz del Sol (blanca), al pasar por un prisma, se separa en los colores del arcoiris.

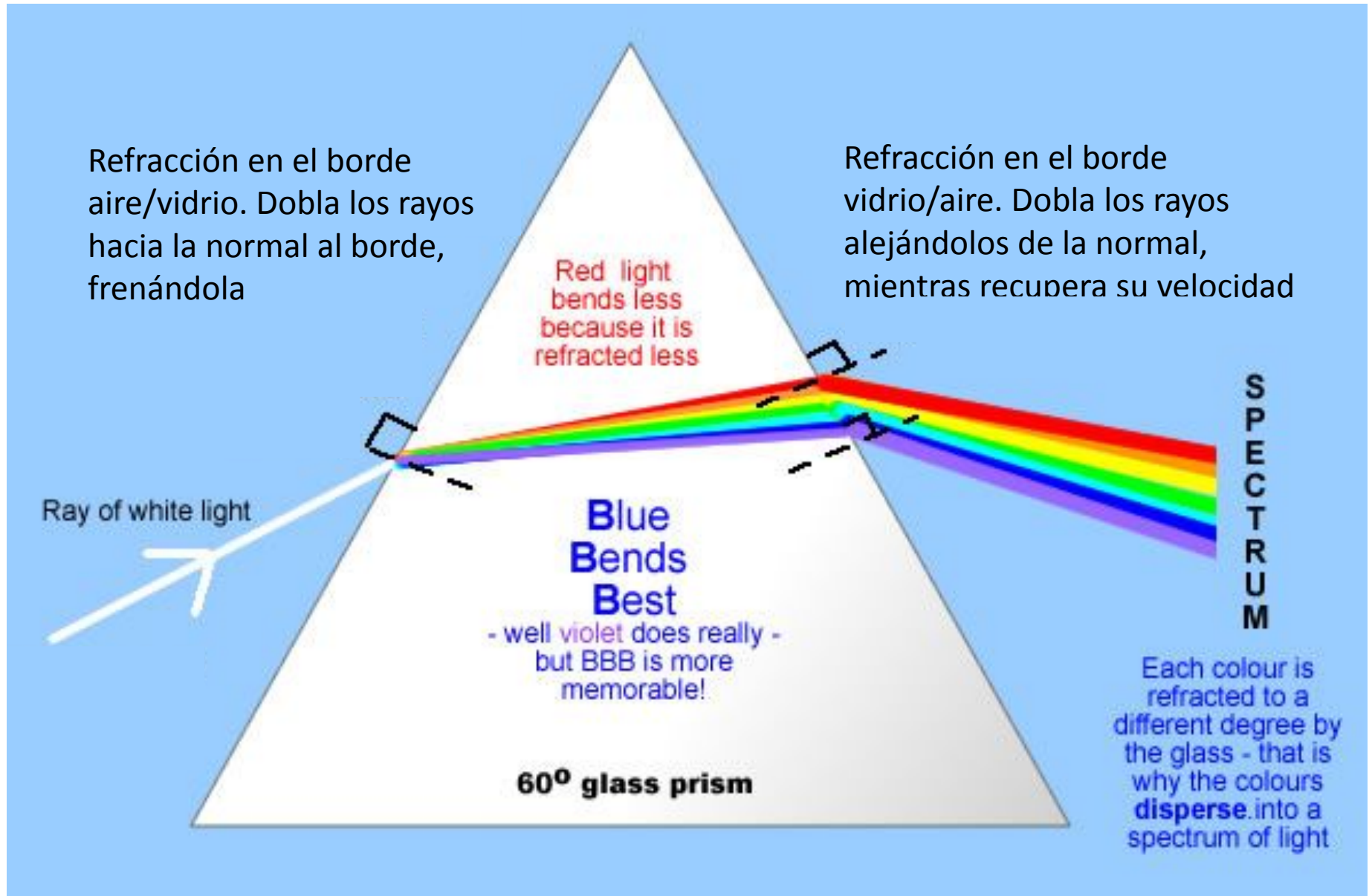
El conjunto de estos haces de luz ya dispersada, se conoce como:

## Espectro





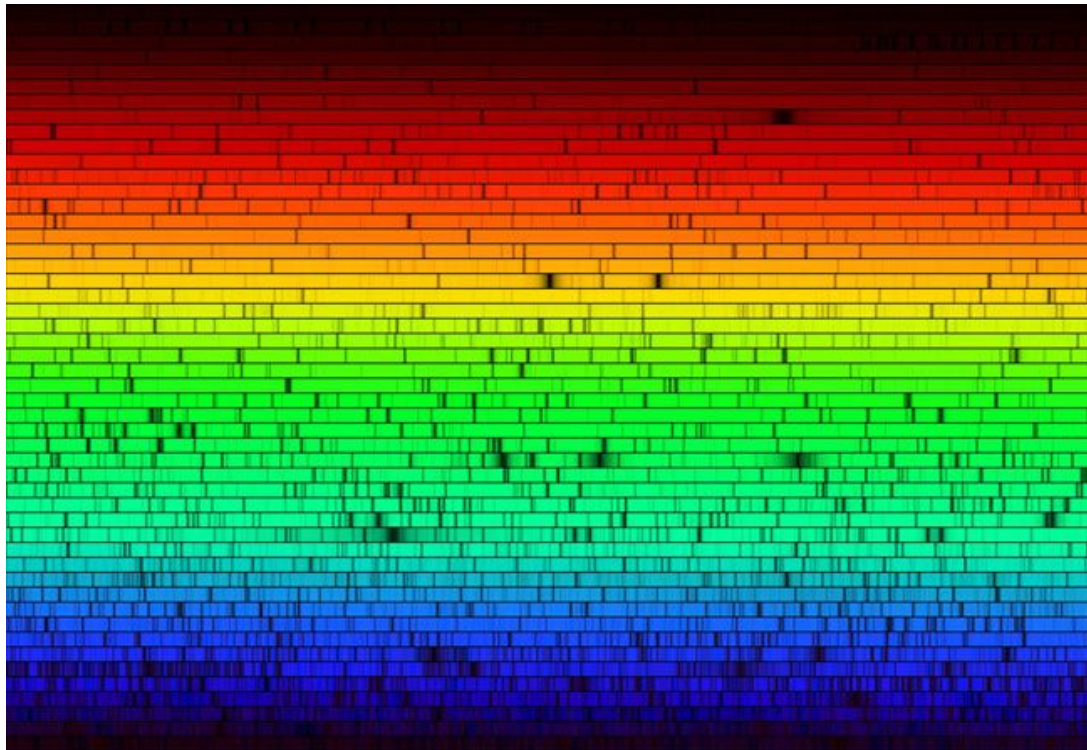
# Dispersión de la luz



# Espectro del Sol

El científico británico William H. Wollaston (1766-1828) descubrió, y publicó en 1802, que el espectro solar no era contínuo, sino que tiene **líneas oscuras**.

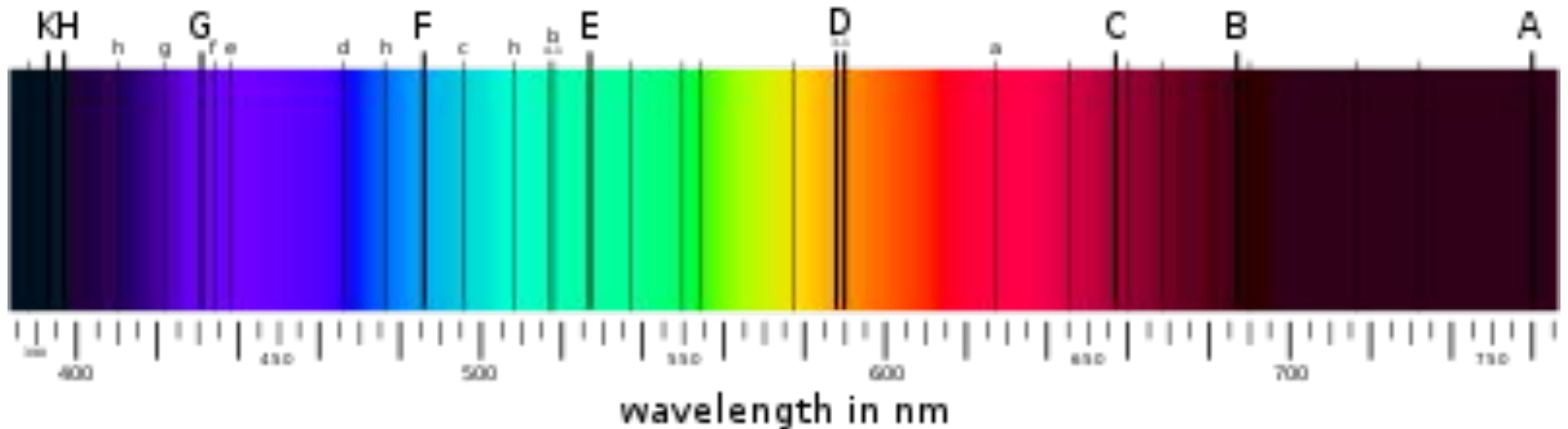
Era como un arcoíris con agujeros.



# Espectro del Sol

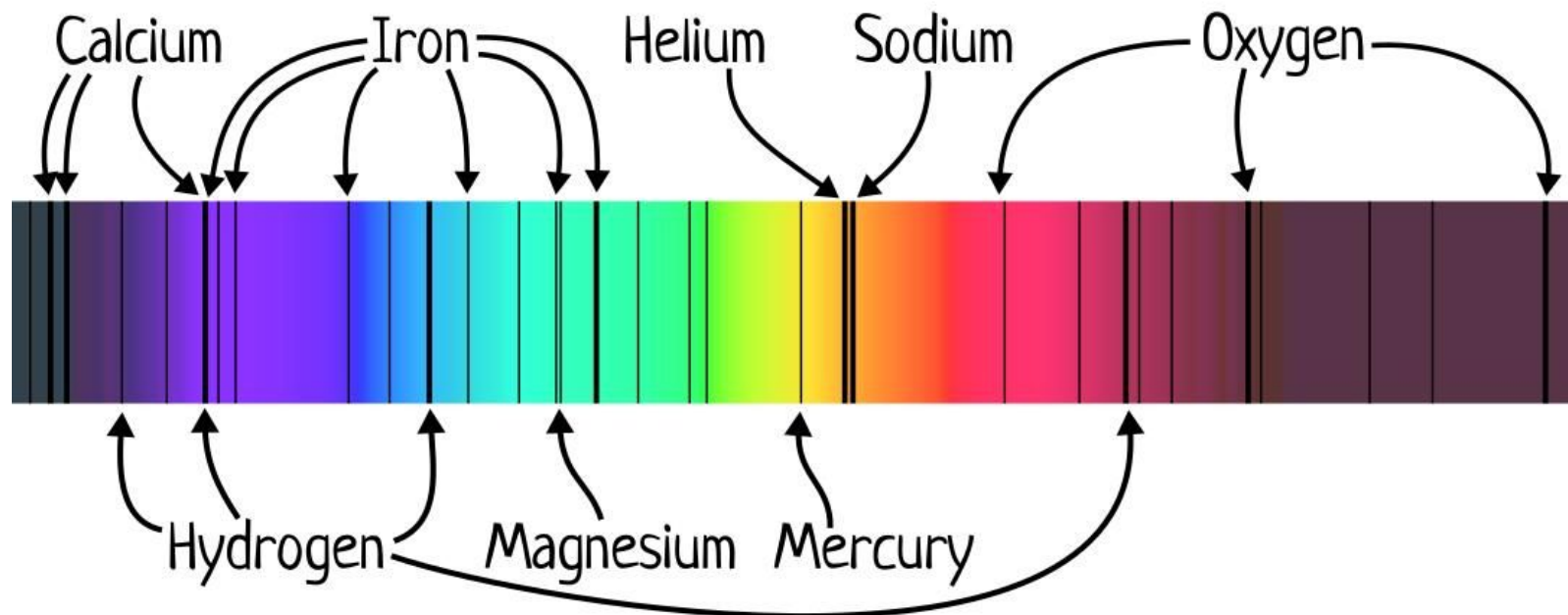
A partir de 1814, el óptico alemán Joseph **Fraunhofer** (1787-1826) redescubrió las líneas oscuras y estudió en detalle el espectro solar.

- Clasificó más de 300 **líneas de absorción**.
- Las identificó con un sistema de letras y números midiendo la longitud de onda para muchas de ellas.



# Espectro del Sol

- Más tarde se descubriría que la **longitud de onda** de esas **líneas de absorción coincidían** con las de las **líneas de emisión** que se observan en el espectro de **elementos** calentados.
- Esto permitió determinar la composición de las capas externas del sol

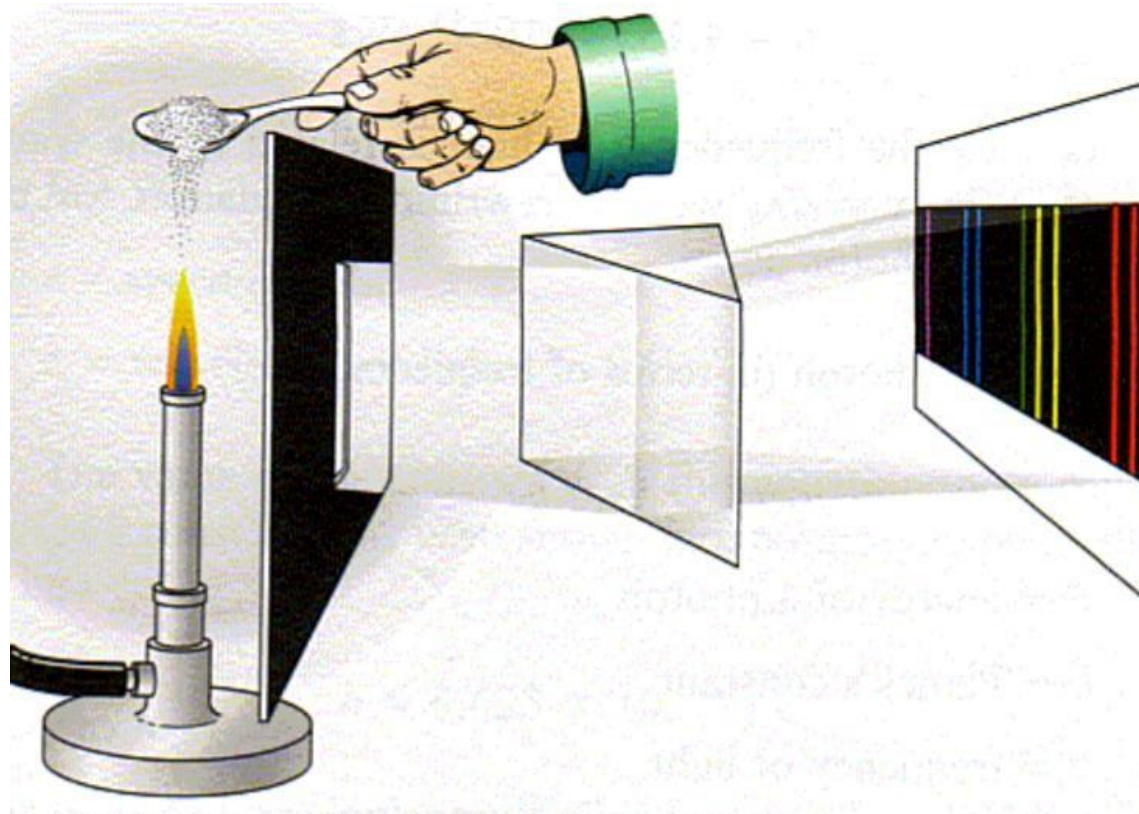




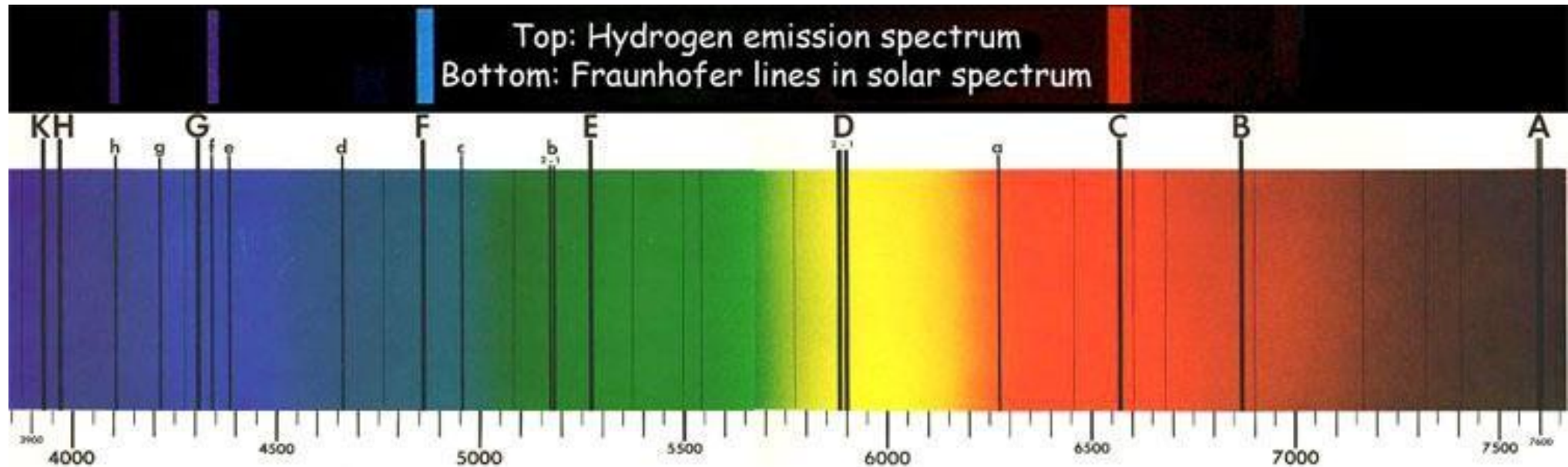
# Experimento de Kirchhoff-Bunsen

A mediados de 1850, Gustav Kirchhoff y Robert Bunsen descubrieron que al calentar y vaporizar una sustancia química, el espectro de la luz que emitía presentaba una serie de líneas brillantes.

Cada elemento químico producía su propio patrón de líneas



# Espectro del Sol



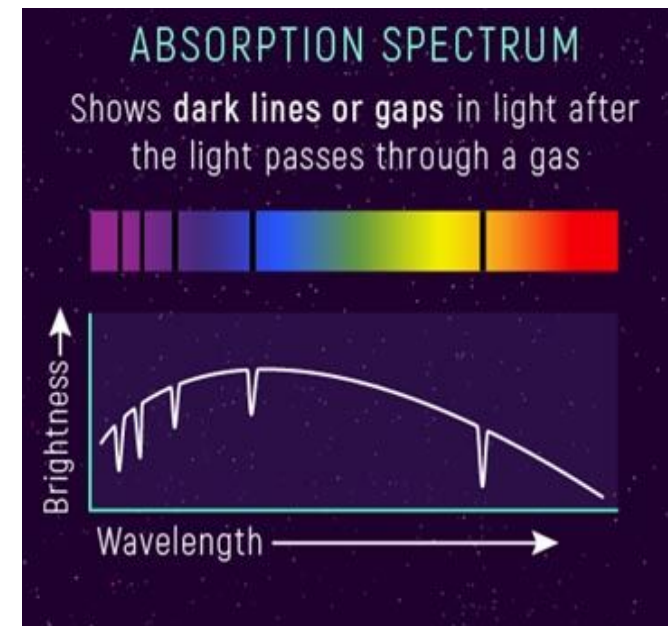
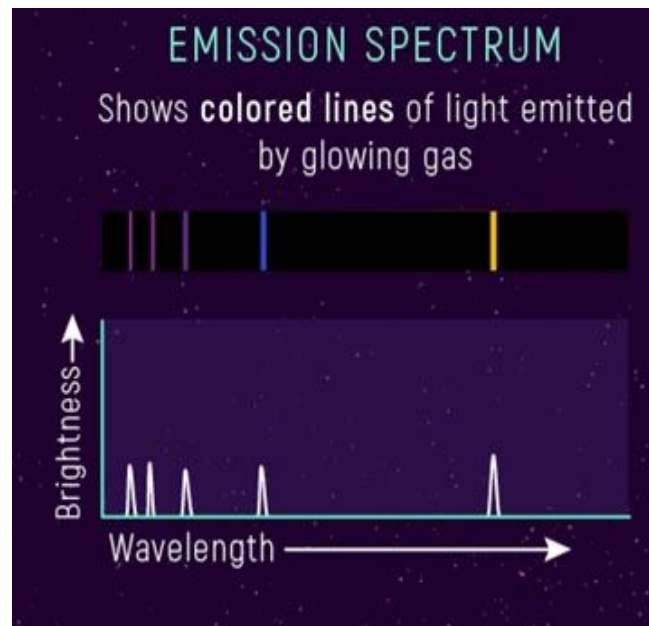
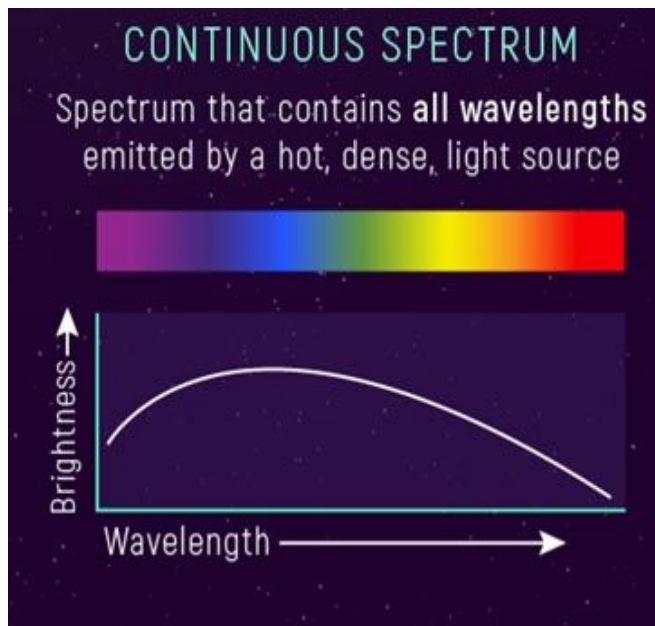
Arriba: Líneas de emisión de Hidrógeno calentado.

Abajo: Espectro de Fraunhofer del sol

# SED

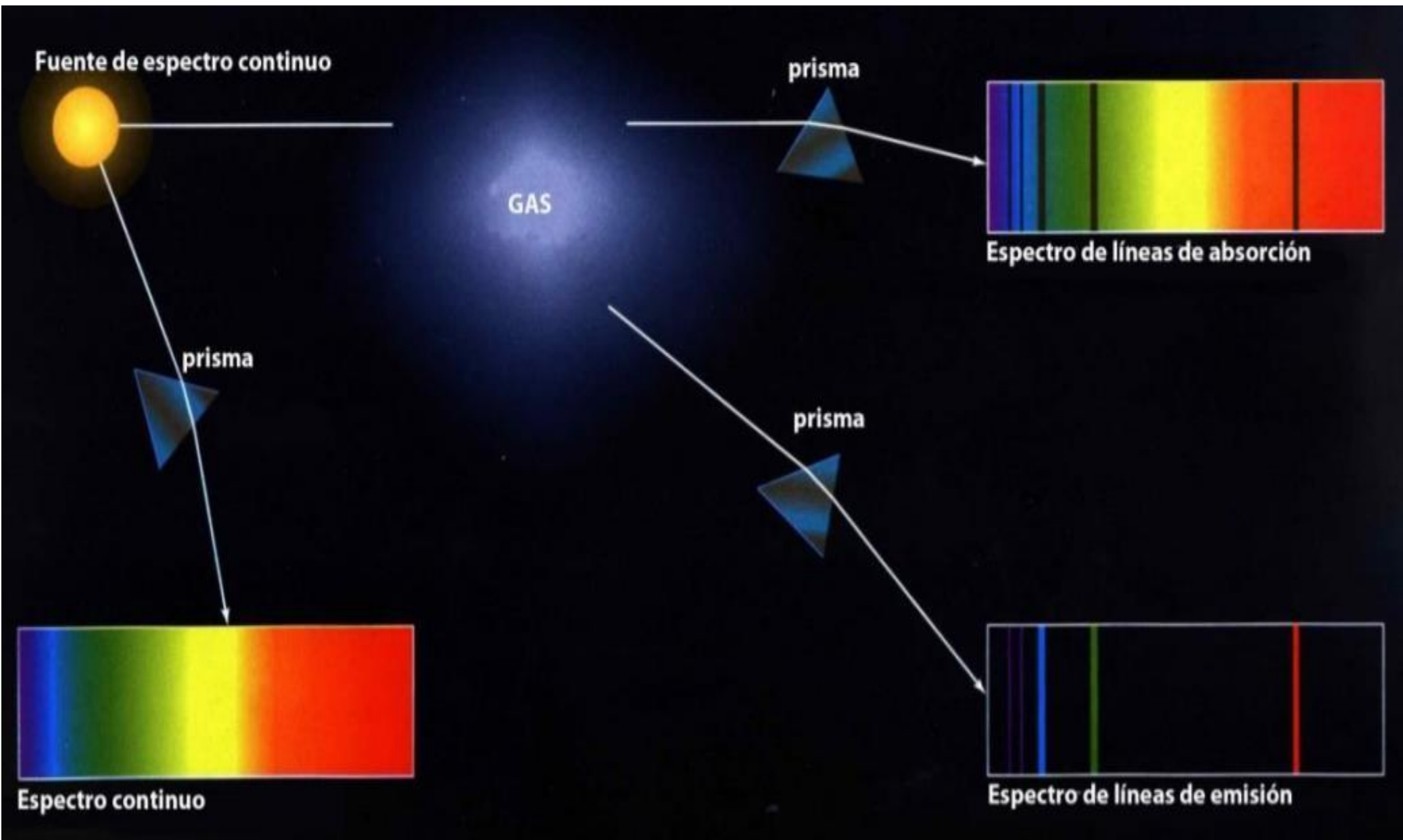
Si graficamos la energía por longitud de onda, tenemos la “distribución espectral de energía radiante” (SED en inglés por “Spectral Energy Distribution”).

En los siguientes ejemplos se muestra el espectro (en colores) y la distribución espectral abajo





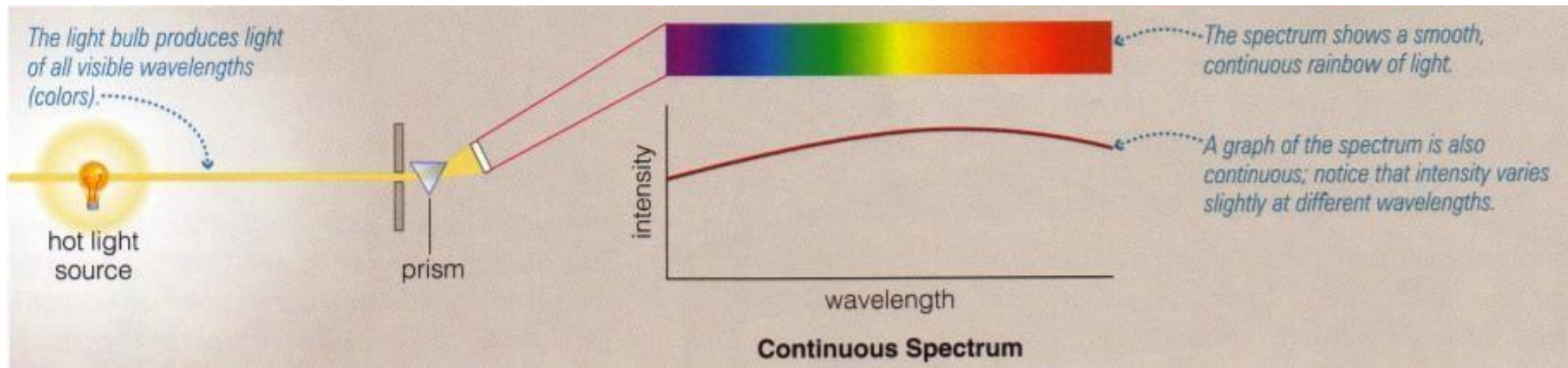
# Leyes de Kirchhoff



# Leyes de Kirchhoff

1. Un sólido o líquido incandescente, emite en toda longitud de onda

→ Produce un **espectro continuo**

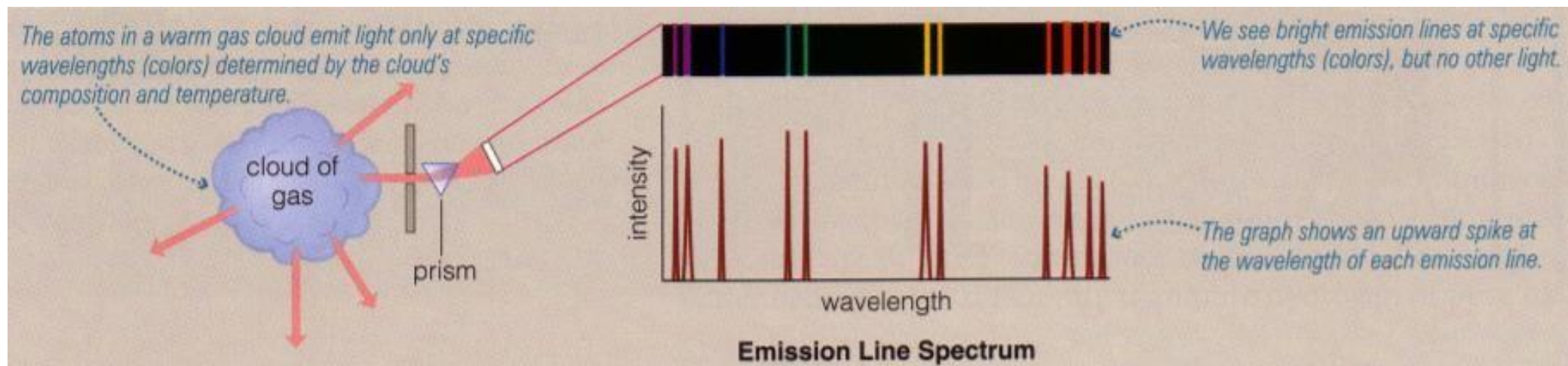


(un gas también podría, pero solo si es muy denso)

EJEMPLO: una ampollita

# Leyes de Kirchhoff

2. Un gas (de baja densidad) incandescente solo emitirá en longitudes de onda específicas.  
→ Produce un espectro de **líneas de emisión** (líneas brillantes), SIN continuo.



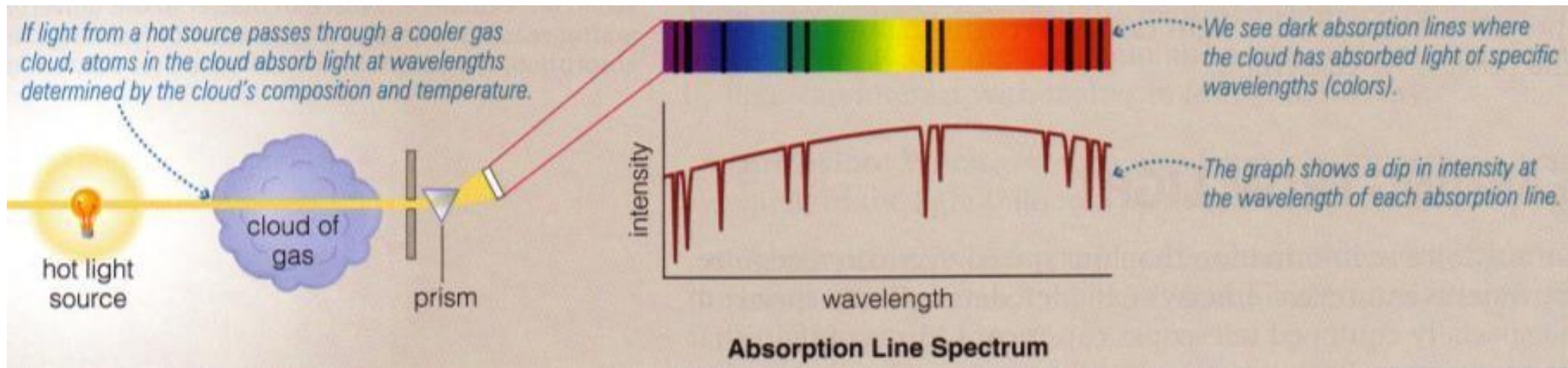
EJEMPLO: Un gas calentado en laboratorio



# Leyes de Kirchhoff

3. Si hago pasar un espectro continuo a través de un gas (de baja densidad), más frío que el emisor del continuo, el gas absorberá en longitudes de onda específicas:

→ Produce un **espectro de líneas de absorción** (oscuras) sobre el espectro **continuo**



**EJEMPLO:** Una estrella (su interior emite el continuo, su atmósfera más fría produce las líneas)

# Leyes de Kirchhoff

4. Las posiciones de las líneas, tanto de emisión como de absorción, son características de la constitución química de la materia (átomos y moléculas) que las producen.

**Cada elemento y cada compuesto tiene sus líneas características**, ya que los elementos absorben o emiten luz sólo de ciertas longitudes de onda.

En consecuencia el estudio de un espectro permite la identificación de los elementos químicos que lo produjeron.

# Átomos

Un átomo tiene un tamaño de  $\sim 1\text{\AA} = 10^{-10}$  metros.

El núcleo atómico es entre 10 mil a 100 mil veces más pequeño que el átomo correspondiente:  $\sim 10^{-15}$  metros

Forma de representar un átomo de un elemento



X = Símbolo del elemento (ejemplo H, He, C...)

Z = Número atómico = protones

A = Número másico = protones + neutrones

Un átomo **NEUTRO** siempre tiene:

número de protones = número de electrones



# El número de protones determina el elemento

Si en una reacción nuclear se cambia el número de protones, cambia el elemento.

Por eso no es necesario poner el número atómico en la notación.

## Ejemplos:

**$^1\text{H}$** : un átomo o núcleo de Hidrógeno siempre tiene número atómico  $Z=1$  (1 protón). Basta con poner el número másico ( $A=1$ ), para saber que estamos ante un núcleo de H con 1 protón y 0 neutrones.

**$^4\text{He}$** : un núcleo de Helio siempre tiene 2 protones ( $Z=2$ ), entonces  $^4\text{He}$  tiene que tener 2 neutrones.

**$^{12}\text{C}$** : un núcleo de Carbono siempre tiene 6 protones ( $Z=6$ ), por lo que el  $^{12}\text{C}$  tiene que tener 6 neutrones

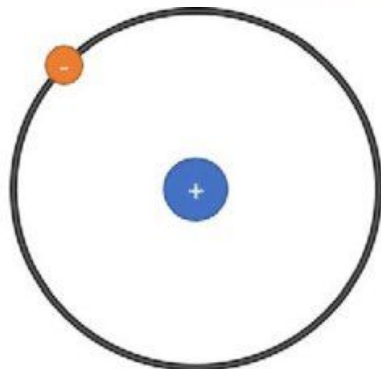
# Isótopos

Pero el número de neutrones si puede variar manteniendo el elemento.

Diferentes **ISÓTOPOS** de un elemento tienen igual cantidad de protones pero diferente número de neutrones → mismo número atómico con distinto número másico.

Ejemplo:

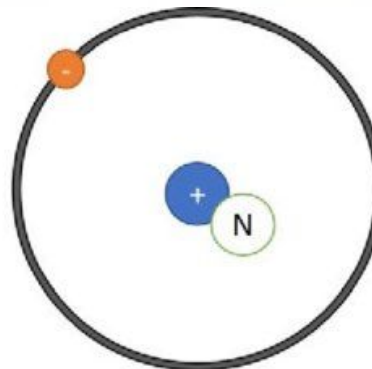
## Isótopos de hidrógeno



**<sup>1</sup>H** PROTIO

0 neutrones  
1 masa atómica  
Estable

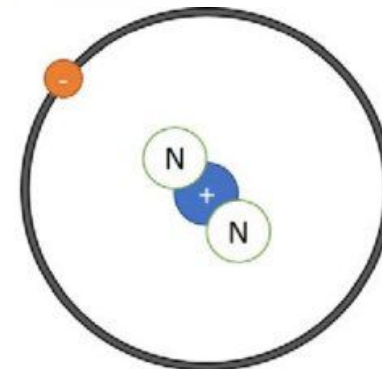
99.99 % del H terrestre



**<sup>2</sup>H** DEUTERIO

1 neutrón  
2 masa atómica  
Estable

0.01 % del H terrestre



**<sup>3</sup>H** TRITIO

2 neutrones  
3 masa atómica  
Radioactivo

0.000001 % del H terrestre

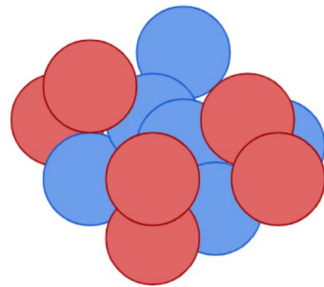
# Isótopos

## Ejemplo:

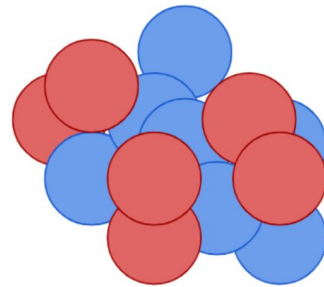
Carbono 12 ( $^{12}\text{C}$ ): 6 protones y 6 neutrones. Es el isótopo más abundante.

Carbono 13 ( $^{13}\text{C}$ ): 6 protones y 7 neutrones. También es estable.

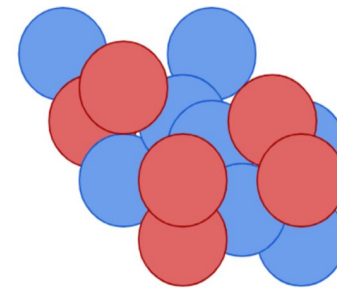
Carbono 14: ( $^{14}\text{C}$ ) 6 protones y 8 neutrones (este no es un isótopo estable. Es decir que si lo dejamos suficiente tiempo, decae en otro elemento → radiactivo).



Carbon-12  
Nucleus



Carbon-13  
Nucleus



Carbon-14  
Nucleus

Pueden jugar a construir sus núcleos (estables e inestables) en el siguiente link  
[https://energyeducation.ca/Enciclopedia\\_de\\_Energia/index.php/Is%C3%B3topo#:~:text=Los%20is%C3%B3topos%20m%C3%A1s%20comunes%20del,m%C3%A1s%20com%C3%BAn%20en%20la%20naturaleza](https://energyeducation.ca/Enciclopedia_de_Energia/index.php/Is%C3%B3topo#:~:text=Los%20is%C3%B3topos%20m%C3%A1s%20comunes%20del,m%C3%A1s%20com%C3%BAn%20en%20la%20naturaleza)

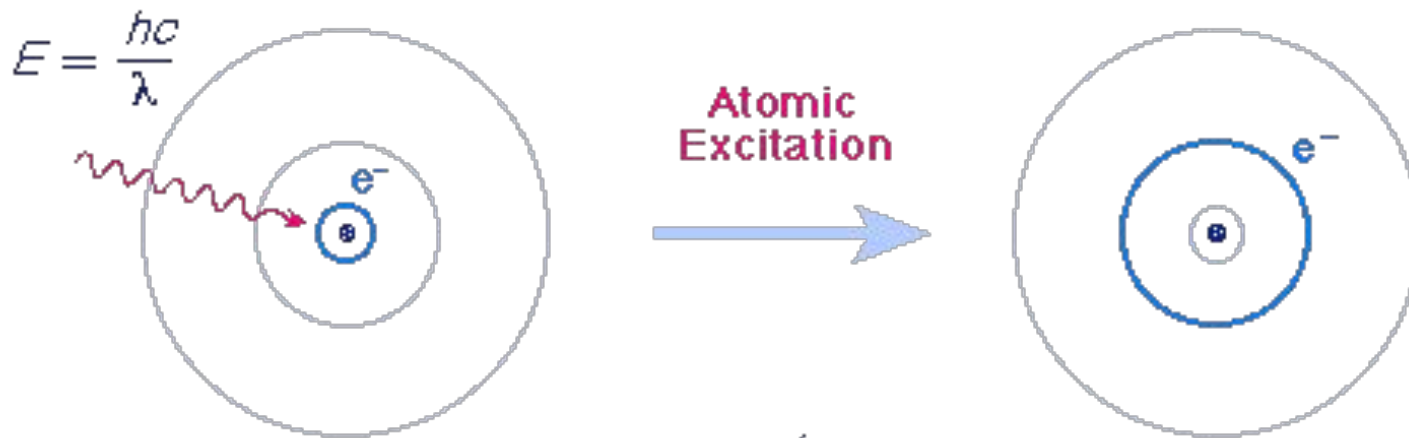


# Niveles de Energía

Un electrón sólo puede cambiar de nivel si gana o pierde la energía justa que separa ambos niveles.

Por eso cada elemento absorbe/emite fotones con ciertas frecuencias (o longitudes de onda) específicas.

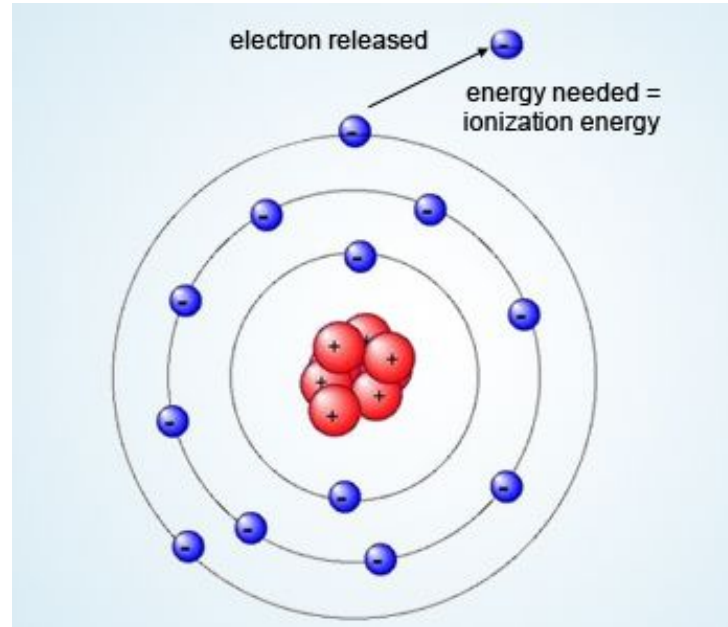
Si el electrón sube a un nivel más alto de energía, se dice que el átomo está **excitado**



Sigue siendo neutro, porque conserva  $N^\circ$  protones =  $N^\circ$  electrones

# Niveles de Energía

Si gana suficiente energía, puede escapar del átomo, dejándolo **ionizado**.



La ionización se denota con **números romanos**, siendo:

I = neutro

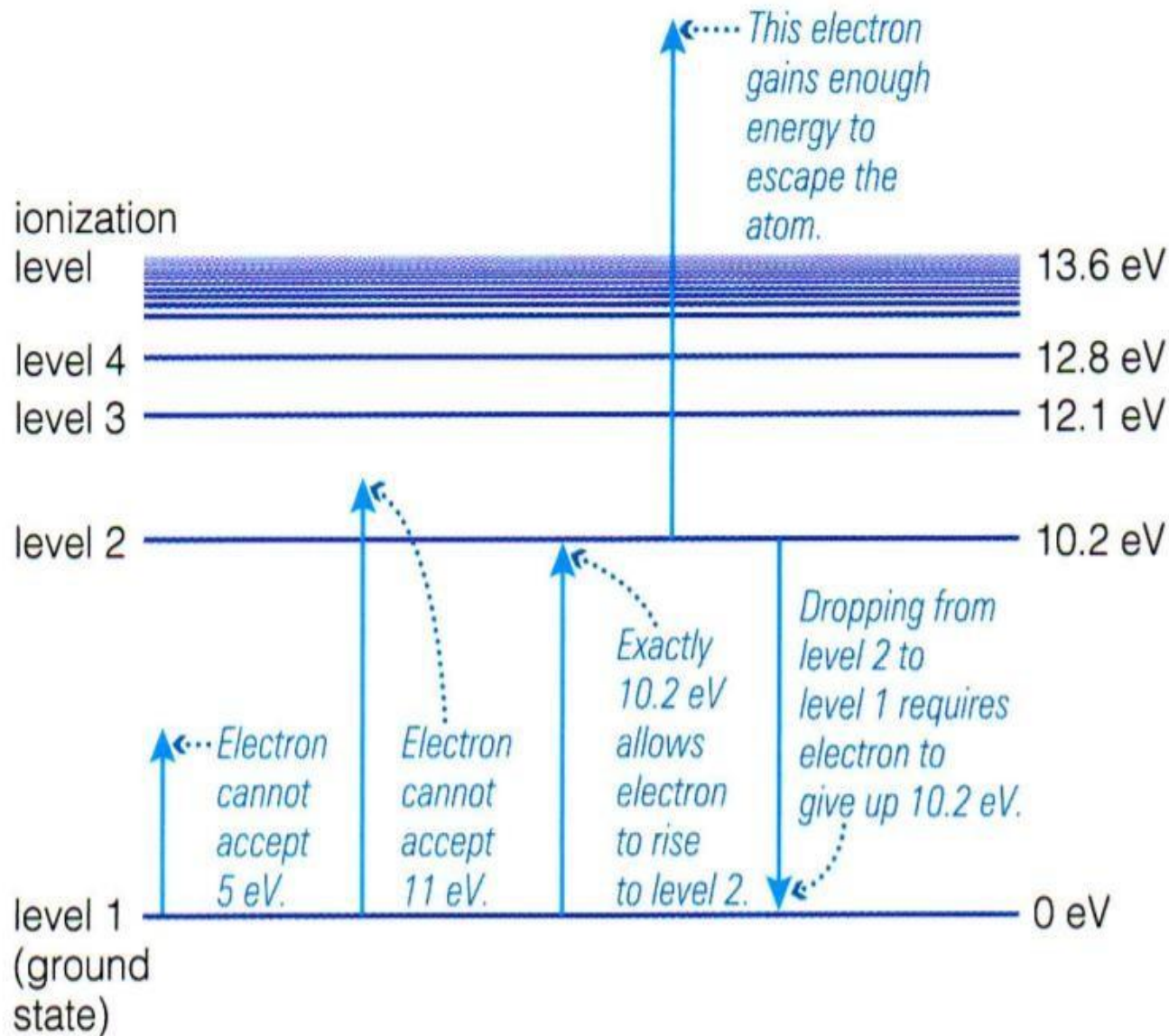
II = 1 vez ionizado

III = 2 veces ionizado

...

\*Ejemplo, cuántas veces puedo ionizar el He? Y el C?

# Niveles de Energía del Hidrógeno



Photon Energy : -  
(Planck Equation)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Where,

E = Photon Energy  
 h = Planck constant =  $6.6261 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$   
 c = Speed of light =  $3 \times 10^8 \text{ m/s}$   
 $\lambda$  = Photon wavelength  
 $\nu$  = Photon frequency

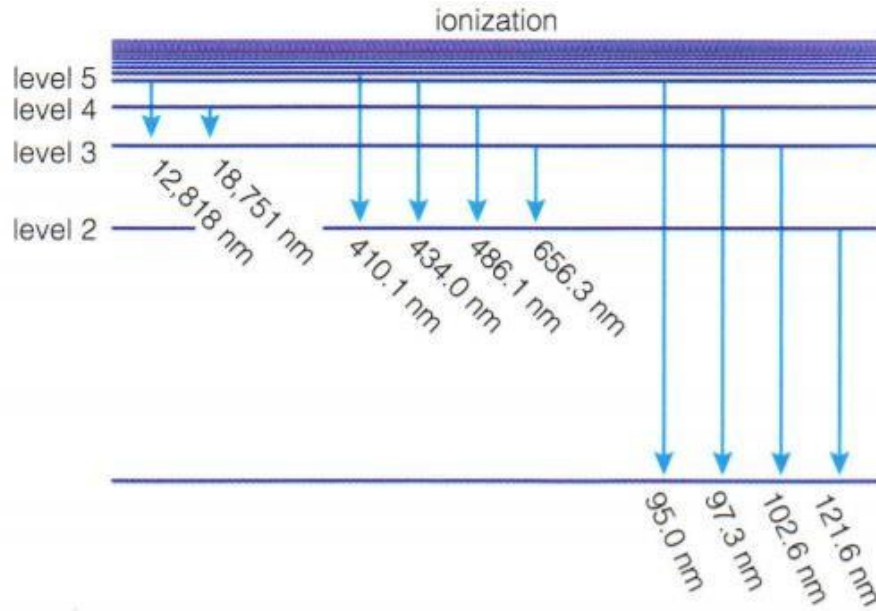
# Líneas de absorción/emisión

Las líneas de **absorción** se observan cuando un electrón absorbe un fotón de esa frecuencia para **subir** de nivel (excitación).

Las líneas de **emisión** se observan cuando el electrón decae (vuelve de un nivel más **bajo**), emitiendo energía en la frecuencia correspondiente.



# Líneas de absorción/emisión



a Energy level transitions in hydrogen correspond to photons with specific wavelengths. Only a few of the many possible transitions are labeled.



b This spectrum shows emission lines produced by downward transitions between higher levels and level 2 in hydrogen.



c This spectrum shows absorption lines produced by upward transitions between level 2 and higher levels in hydrogen.

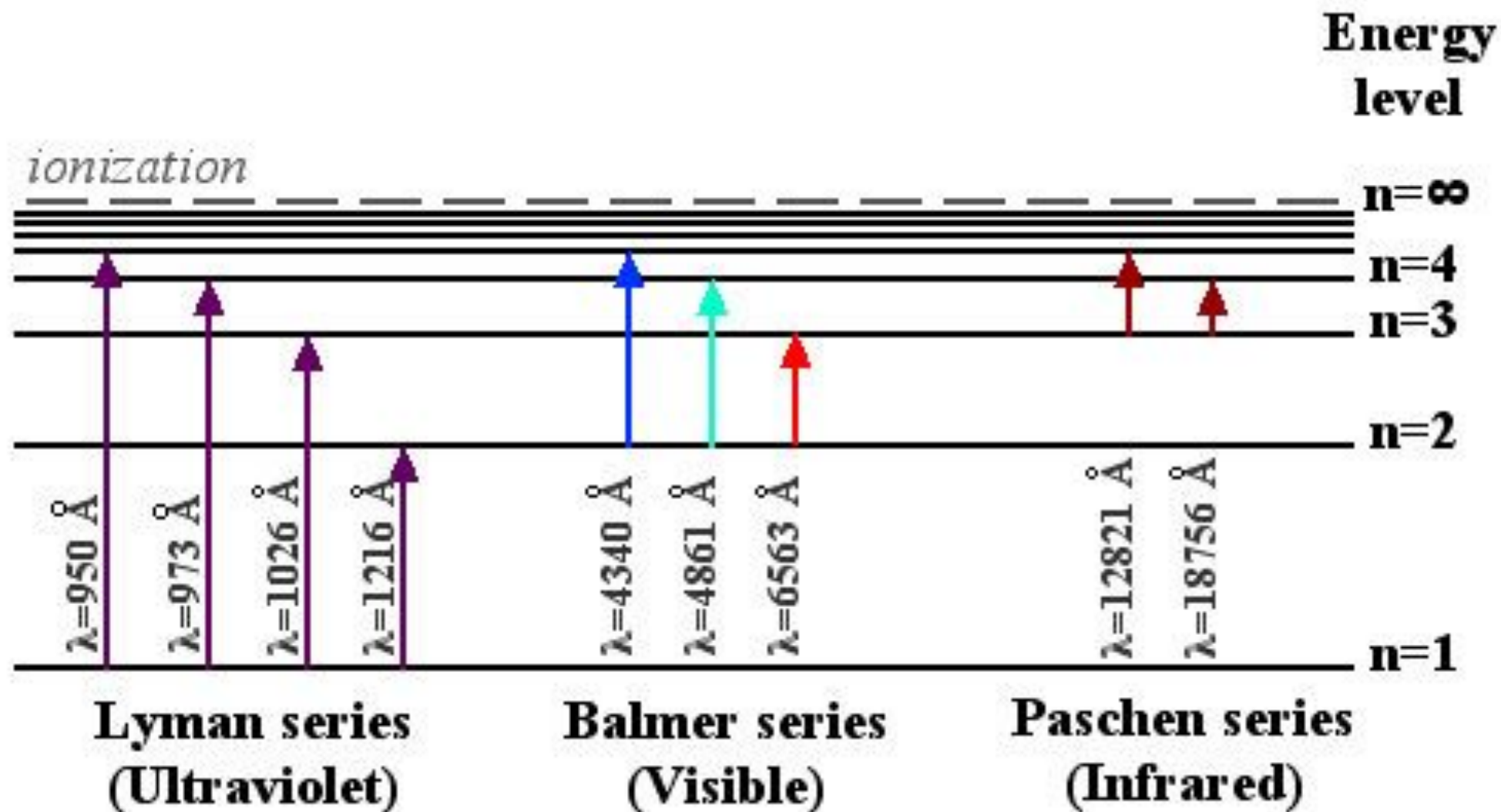
- En el rango del espectro **visible**, las líneas de H que se observan corresponden a transiciones:
- desde niveles altos de energía al nivel 2 (líneas de emisión).
  - desde el nivel 2 hacia niveles altos (absorción)

Se llaman **líneas de Balmer** y son denominadas secuencialmente por letras griegas:

nivel 2 - 3:  $H_{\alpha}$   
nivel 2 - 4:  $H_{\beta}$   
nivel 2 - 5:  $H_{\gamma}$   
nivel 2 - 6:  $H_{\delta}$

...

# Líneas de absorción/emisión Hidrógeno



# Longitud de las líneas

Para calcular la longitud de onda donde se producen las líneas espectrales, utilizamos la diferencia de energía entre los niveles de la transición:

(Planck Equation)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \rightarrow \lambda = hc/\Delta E$$

Donde:

$h = 4,1357 \times 10^{-15}$  [eV\*s] (constante de planck)

$c = 3 \times 10^8$  [m/s]

$\Delta E$  = Diferencia de energía de los 2 niveles entre los que transiciona

\* Esta es la longitud de onda **en reposo**. Como veremos más adelante, puede correrse al azul/rojo si el objeto se acerca/aleja de nosotros.

# Fórmula de Rydberg

Si no conocemos la diferencia de energía, podemos usar la fórmula

$$\frac{1}{\lambda_{\text{vac}}} = RZ^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

donde

$\lambda_{\text{vac}}$  es la longitud de onda de la luz emitida en el vacío;

$R$  es la constante de Rydberg para este elemento;

$Z$  es el número atómico, es decir el número de protones en el núcleo atómico de este elemento;

$n_1$  y  $n_2$  son enteros tal que  $n_1 < n_2$ . (son los niveles entre los que se cambia)

Para el hidrógeno

$$\frac{1}{\lambda_{\text{vac}}} = R_{\text{H}} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

con  $R_{\text{H}} = 1.0968 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$



# Clasificación Espectral de Harvard

Entre 1890 y 1920 en el Observatorio de la Universidad de Harvard se desarrolló un sistema de clasificación de espectros estelares.

Edward Charles Pickering, director del Observatorio de Harvard, contrató más de 80 mujeres entre 1877 y 1919 para computar y catalogar datos. A ellas se les conocía como "las computadoras de Harvard", o "las chicas de Pickering".



# Clasificación Espectral de Harvard

Inicialmente Williamina Fleming introdujo 15 tipos espectrales:

A, B, C, D, E, F,....., O

Se basó en la **intensidad de las líneas de H**

Estrellas A = líneas de Balmer (H)  
más intensas



# Clasificación Espectral de Harvard

Annie Cannon, mantuvo esas letras pero **reordenó** los tipos espectrales **por temperatura**, de las más calientes (O) a las más frías (M\*), eliminando varios tipos por considerarlos innecesarios, resultando:

O, B, A, F, G, K, M (R, N, S)

Oh, Be A Fine Girl/Guy, Kiss Me (Right Now Sweetheart)



Otras mnemotecnias:

Oh Big And Ferocious Gorilla, Kill My Roommate Next Saturday

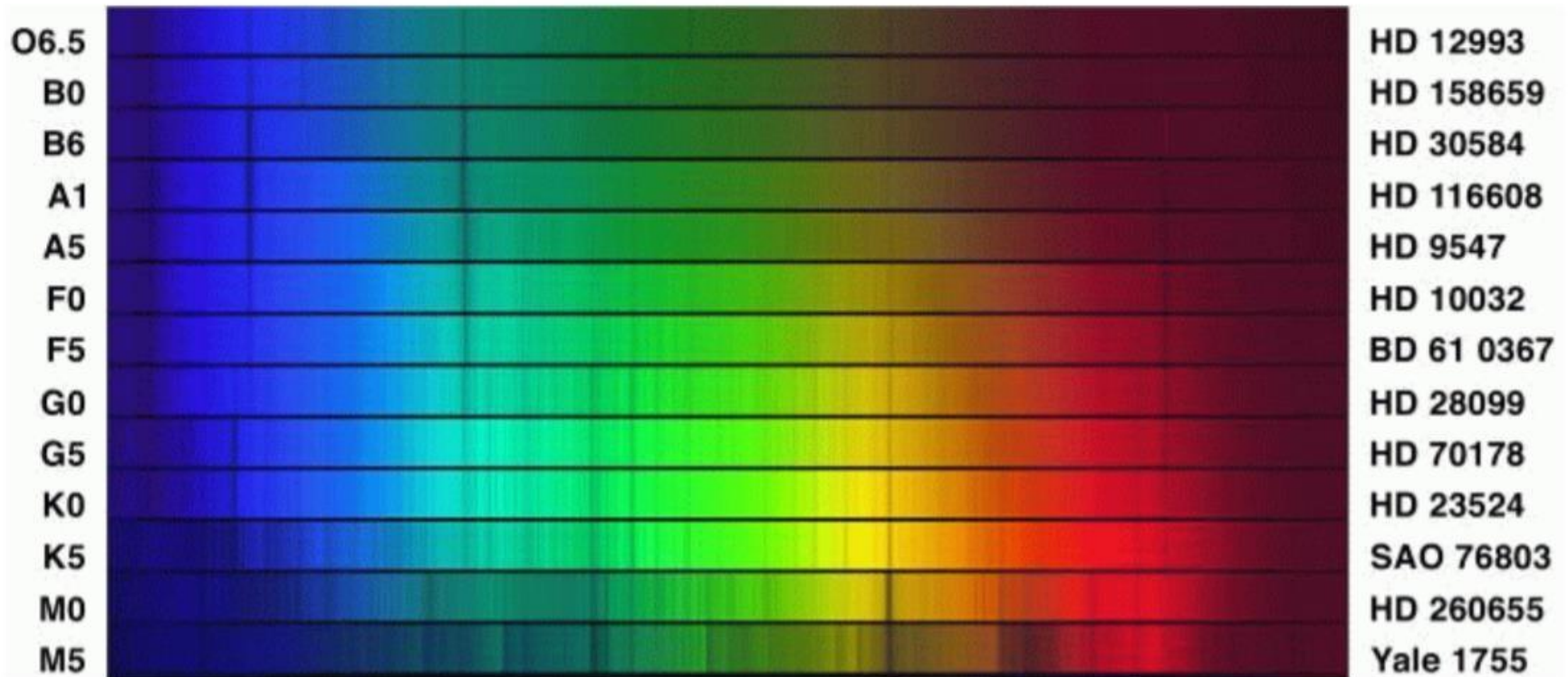
Only Boring Astronomers Find Gratification Knowing Mnemonics

\*si solo consideramos las estrellas más comunes

# Clasificación Espectral de Harvard

Cada clase se subdividió en 10 : por ejemplo de A0, A1, A2, ... A9, F0, F1, ...F9...

Así construyeron el catálogo “Henry Draper” con más de 200.000 espectros.





# Clasificación Espectral

Las estrellas de tipo A, que son las que presentan la serie de Balmer con mayor intensidad, NO son las más calientes, siendo superadas por las tipo B y éstas a su vez por las de tipo O.

Los tipos R, N y S son estrellas muy frías, con peculiaridades; en verdad constituyen una variante de las estrellas de tipo M.

Además existen:

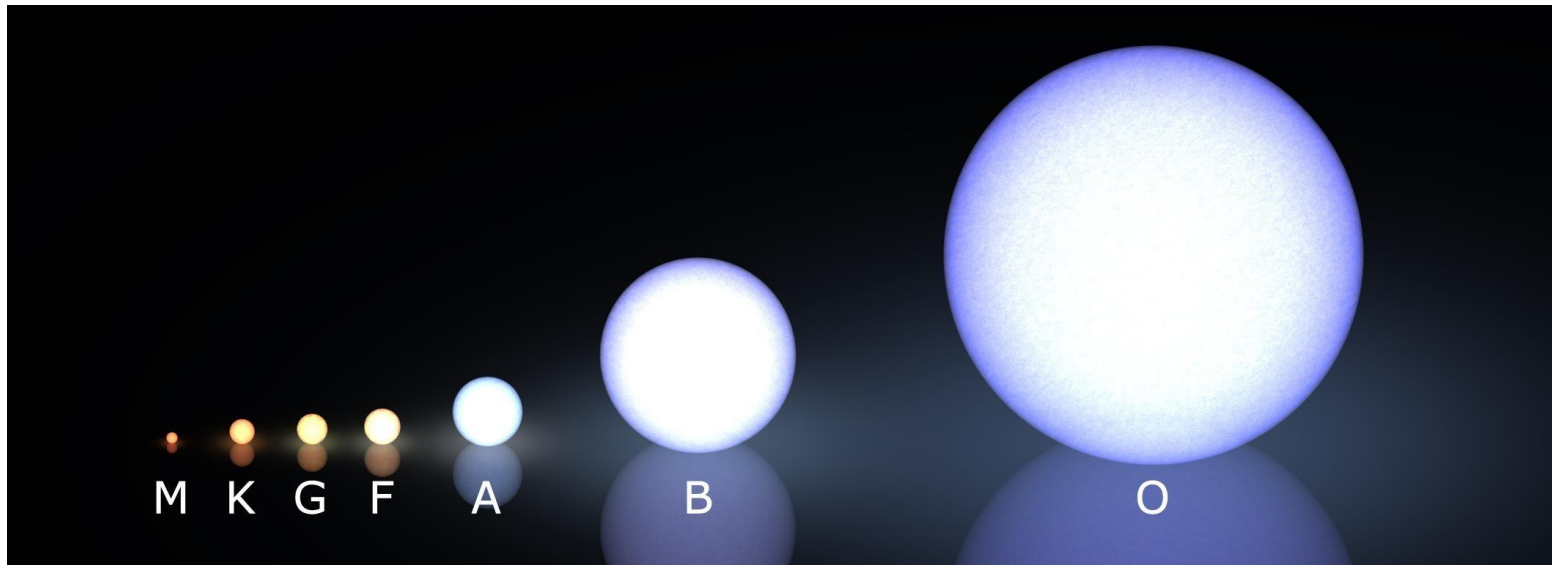
- Estrellas Wolf-Rayet (WR): muy similares a las estrellas O (masivas y calientes) pero con líneas de emisión (experimentan gran pérdida de masa)
- Enanas cafés (tipo espectral L y T). Menos masivas que “estrellas”, más masivas que planetas.

# Clasificación Espectral

La secuencia de tipos espectrales podemos ponerla finalmente como

(WR) + O, B, A, F, G, K, M (R, N, S) + (L, T)

Los tipos espectrales representan una **secuencia de temperatura fotosférica** de las estrellas.

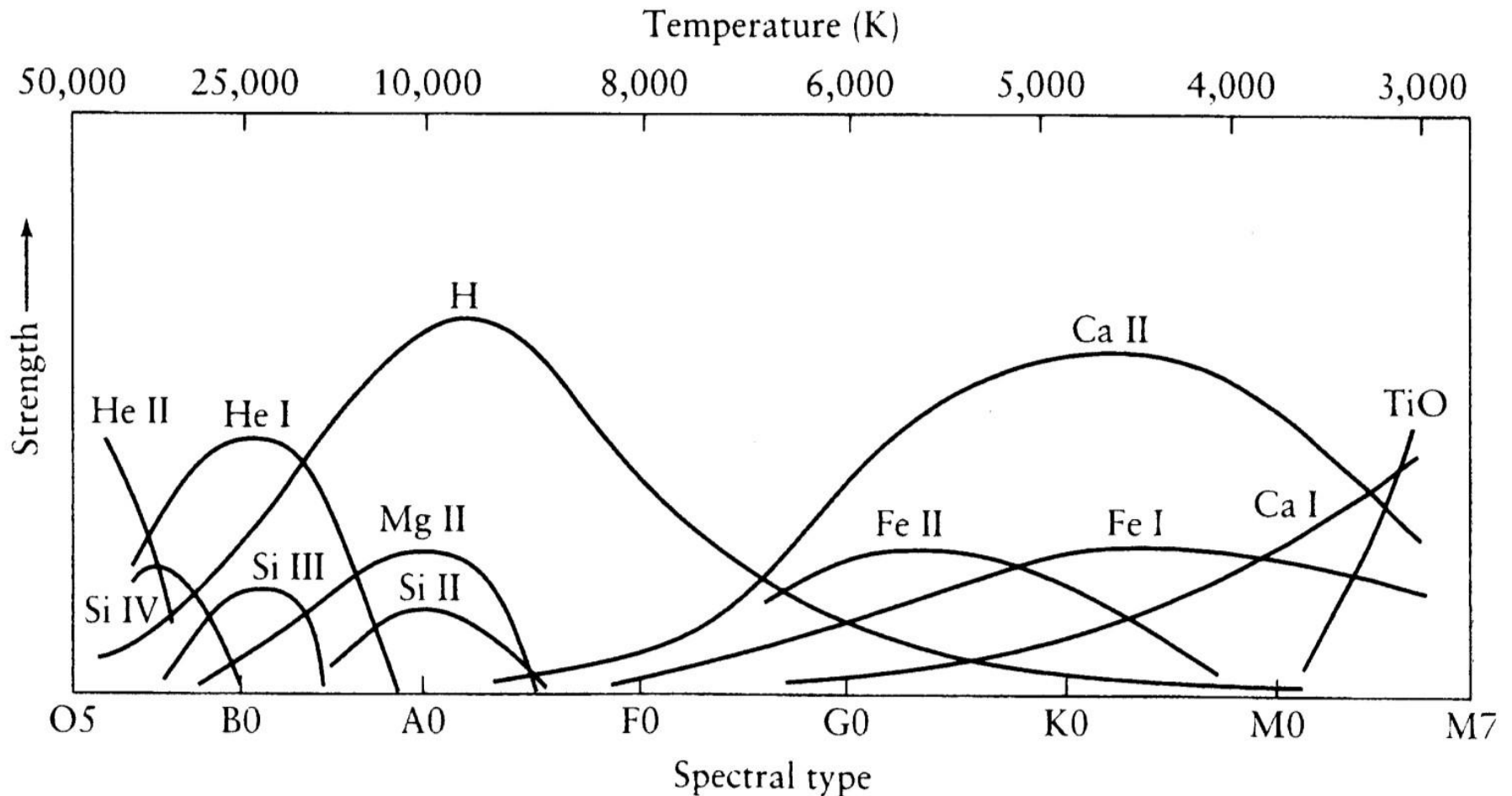


# Clasificación Espectral

El rango de temperaturas estelares por tipo espectral es:

Tipo Espectral	Temperatura
O	> 30.000 K
B	10.000 - 30.000
A	7.000 - 10.000
F	6.000 - 7.000
G	5.000 - 6.000
K	4.000 - 5.000
M	2.500 - 4.000

# Además del Hidrógeno...



Importancia relativa de las líneas de diferentes elementos en función del tipo espectral (temperatura).

I = Elemento neutro

II = Elemento ionizado 1 vez

III = Elemento ionizado 2 veces...

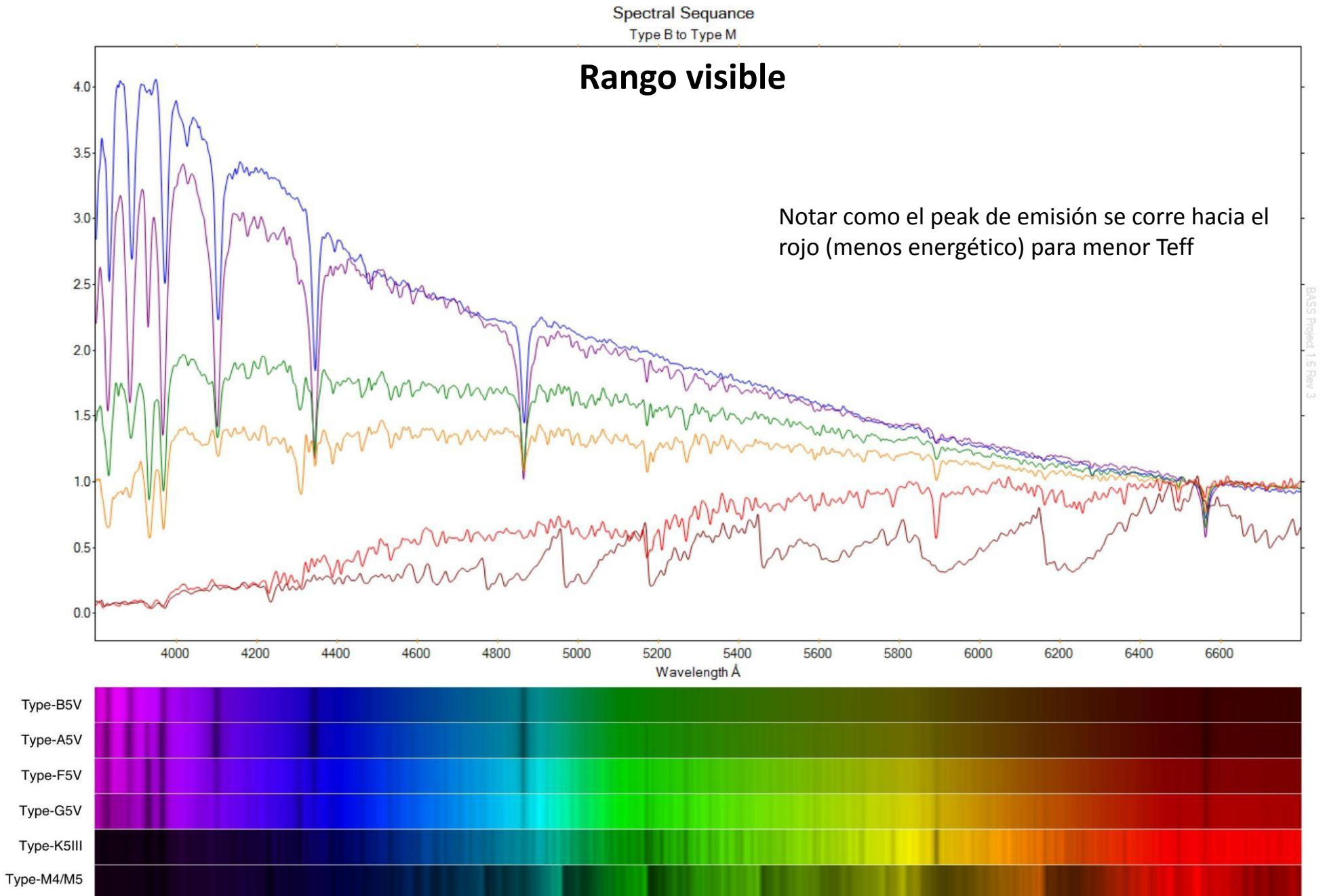


# Secuencia Principal

Clase	Temperatura	Color Convencional	Masa	Radio	Luminosidad	Líneas de absorción	Ejemplo
O	28 000 - 50 000 K	Azul	60	15	140 000	Nitrógeno, carbono, helio y oxígeno	Naos
B	9600 - 28 000 K	Blanco azulado	18	7	20 000	Helio, hidrógeno	Rigel
A	7100 - 9600 K	Blanco	3,1	2,1	80	Hidrógeno	Sirio A
F	5700 - 7100 K	Blanco amarillento	1,7	1,3	6	Metales: hierro, titanio, calcio, estroncio y magnesio	Polaris A
G	4600 - 5700 K	Amarillo	1,1	1,1	1,2	Calcio, helio, hidrógeno y metales	El Sol
K	3200 - 4600 K	Amarillo anaranjado	0,8	0,9	0,4	Metales y óxido de titanio	Alfa Centauri B
M	1700 - 3200 K	Rojo	0,3	0,4	0,04	Metales y óxido de titanio	Gliese 581

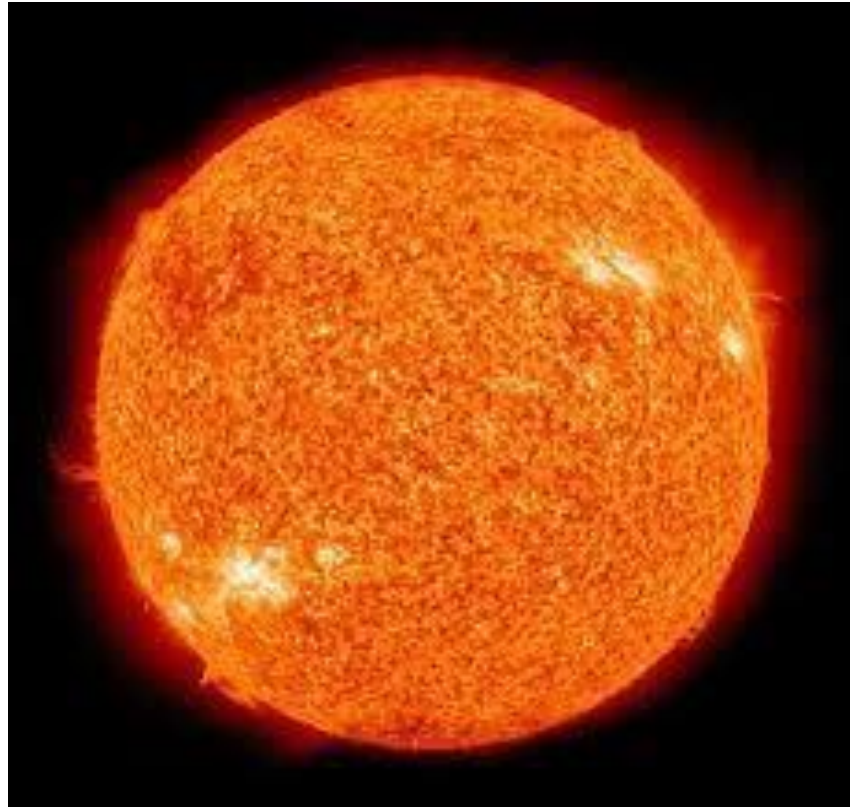
NOTA: los valores típicos son para estrellas en la secuencia principal (SP). Pero no todas las estrellas que ponen en ejemplo son SP. Ejemplo, Rigel es una supergigante. Aunque su temperatura determina el tipo espectral B (11500K), su radio y luminosidad son mucho mayores ( $R = 74R_{\odot}$ ,  $L = 85000L_{\odot}$ )

# Espectros de la Secuencia Principal



# El Sol

El Sol en la clasificación actual es una estrella de tipo espectral **G2**, con una temperatura efectiva de  $\sim 5800$  K

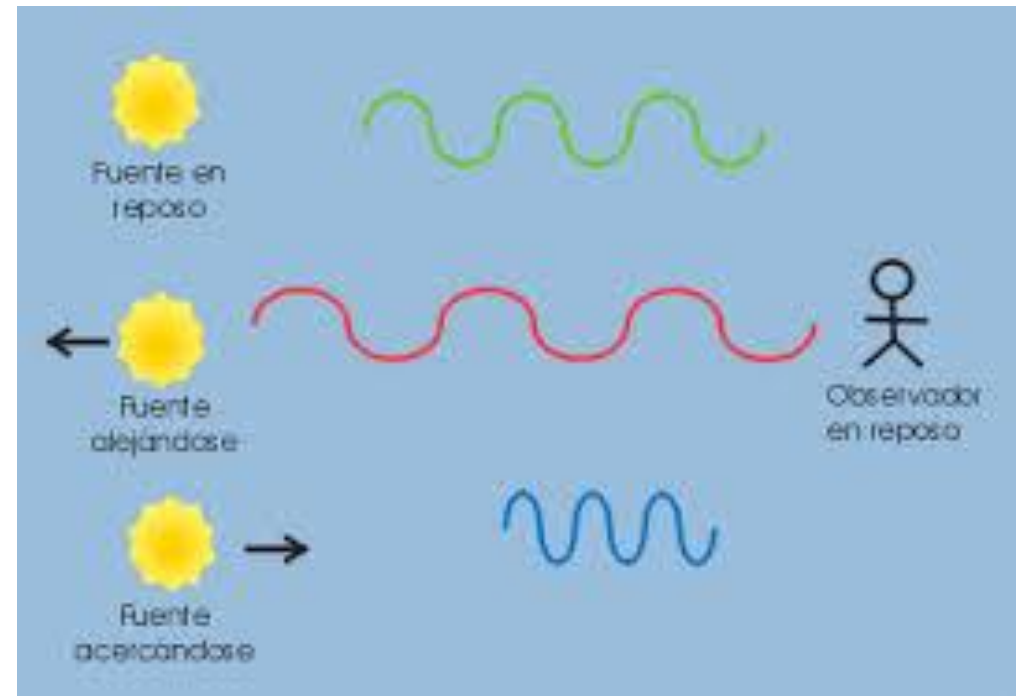


# Efecto doppler

Las líneas espectrales de objetos astronómicos se observan comúnmente en longitudes de onda diferentes a la que teóricamente se producen por efecto doppler.

Cuando el objeto se **aleja**, la línea se observa en  $\lambda$  **mayor** a la teórica (se corre hacia el **rojo**, menor frecuencia).

Si el objeto se **acerca**, la línea se observa en  $\lambda$  **menor** a la teórica (se corre hacia el **azul**, mayor frecuencia).



# Efecto doppler

El corrimiento depende de la velocidad que tenga el objeto con respecto al observador.

Cuando la velocidad ( $v$ ) del objeto es mucho menor la velocidad de la luz en el vacío ( $c$ ), la longitud de onda observada  $\lambda_{obs}$  será:

$$\lambda_{obs} = \frac{c-v}{v_0} = \left(1 - \frac{v}{c}\right) \lambda_0$$

donde  $\nu_0$  y  $\lambda_0$  son la frecuencia y longitud de onda emitida, es decir, los valores teóricos de la línea (**en reposo**),

$v$  = positiva si se acerca  $\rightarrow$  corrimiento al azul (blueshift)

$v$  = negativa si se aleja  $\rightarrow$  corrimiento al rojo (redshift)



# Efecto doppler


Ejemplo. Un objeto emite luz de longitud de onda  $\lambda_0 = 500 \text{ nm}$  (verde), y se **ACERCA** a nosotros a una velocidad de  $v = 0.1c$

$$\lambda_{obs} = \frac{c-v}{c} \lambda_0 = \left(1 - \frac{v}{c}\right) \lambda_0$$

Lo observaremos a

$$\lambda_{obs} = (1-0.1) * \lambda_0 = 450 \text{ nm}$$

Era originalmente verde (500 nm) y lo vemos entre azul y violeta (**corrimiento al azul**).

Luz visible		
		
Color	Frecuencia	Longitud de onda
Violeta	668–789 THz	380–450 nm
Azul	631–668 THz	450–475 nm
Ciano	606–630 THz	476–495 nm
Verde	526–606 THz	495–570 nm
Amarillo	508–526 THz	570–590 nm
Naranja	484–508 THz	590–620 nm
Rojo	400–484 THz	620–750 nm

# Efecto doppler

Si el mismo objeto se ALEJA de nosotros a esa velocidad


( $v = -0.1c$ )

$$\lambda_{obs} = \frac{c-v}{v_o} = \left(1 - \frac{v}{c}\right) \lambda_o$$

Lo observaremos a

$$\lambda_{obs} = (1+0.1) * \lambda_o = 550 \text{ nm}$$

Era originalmente verde tirando a celeste (500 nm) y lo vemos de un verde más amarillento.  
**(corrimiento al rojo)**

Luz visible		
		
Color	Frecuencia	Longitud de onda
Violeta	668–789 THz	380–450 nm
Azul	631–668 THz	450–475 nm
Ciano	606–630 THz	476–495 nm
Verde	526–606 THz	495–570 nm
Amarillo	508–526 THz	570–590 nm
Naranja	484–508 THz	590–620 nm
Rojo	400–484 THz	620–750 nm