



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



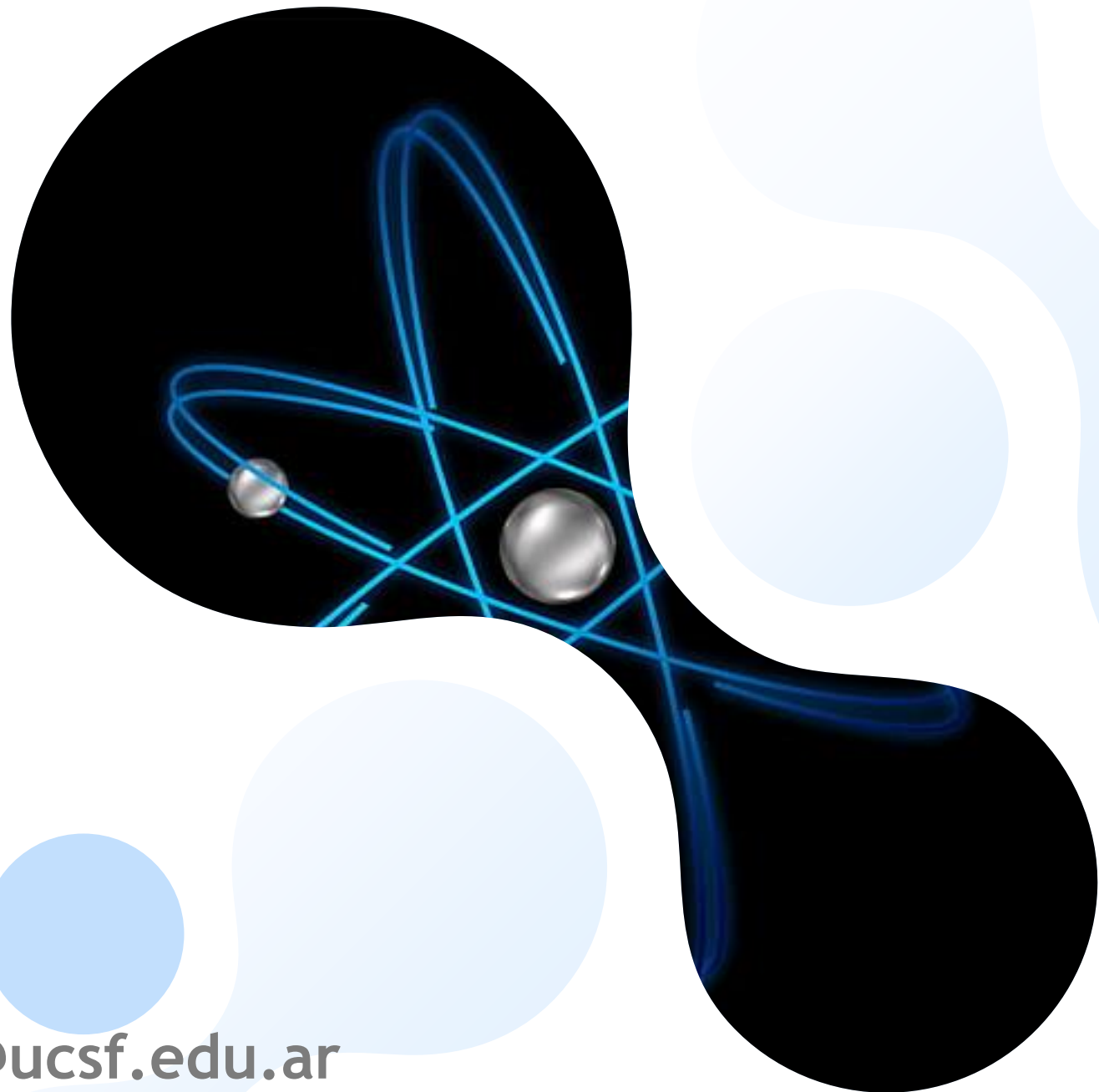
Facultad de Ciencias de la Salud

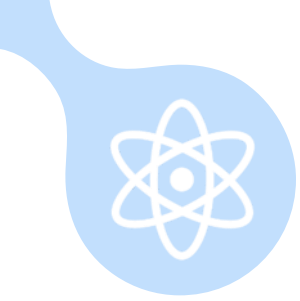
Química General

Cristhian Andrés
Fonseca B.



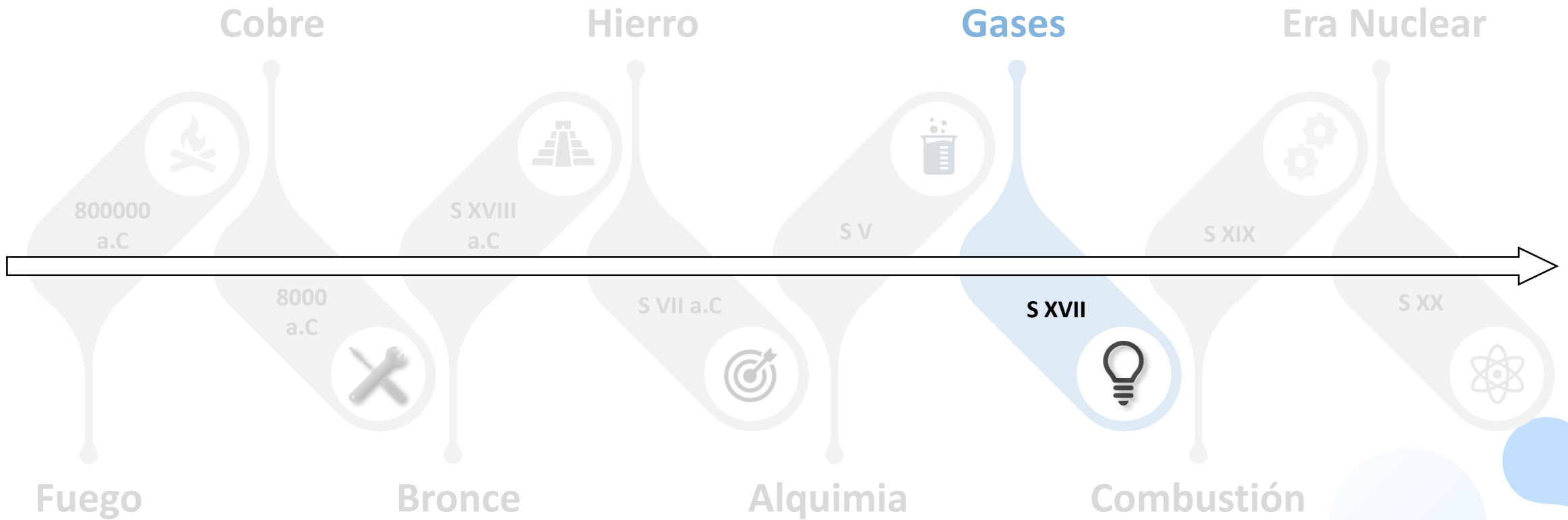
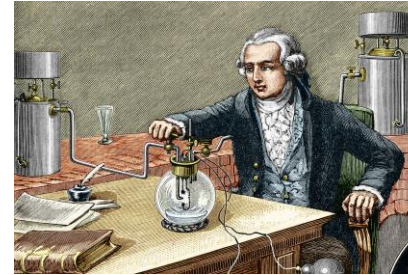
cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





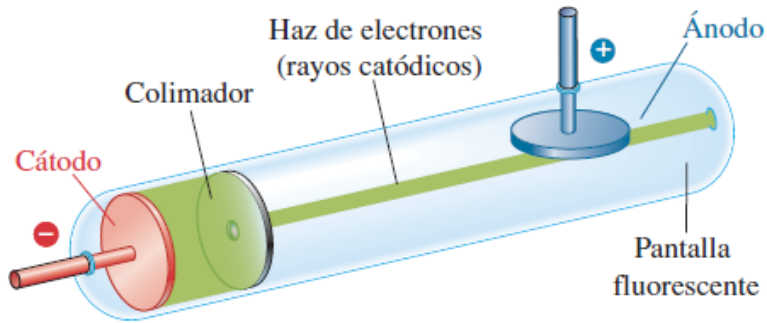
Estructura Atómica



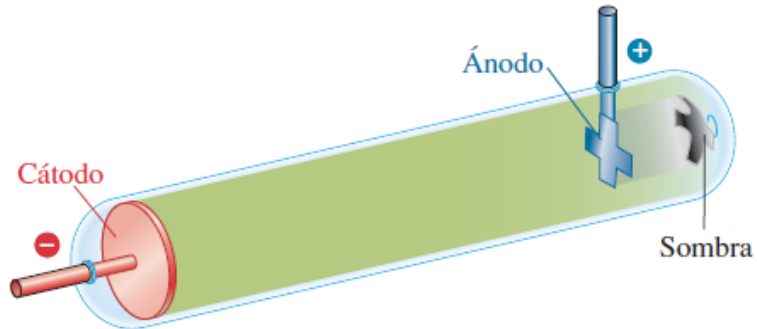




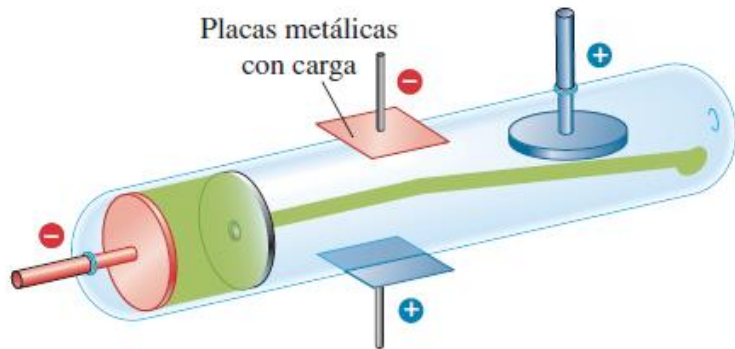
Descubrimiento de los electrones



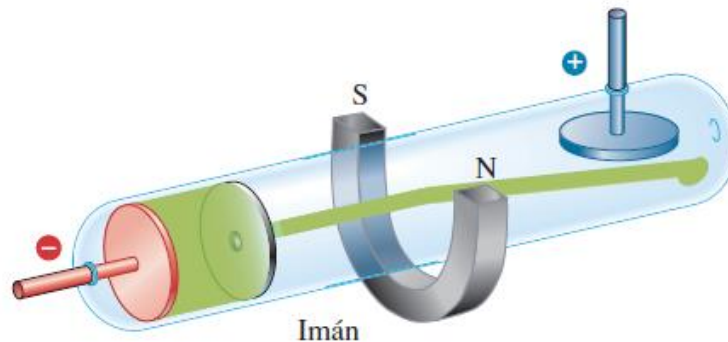
A Tubo (de descarga) de rayos catódicos que muestra la generación de un haz de electrones (rayos catódicos). El haz se detecta observando un resplandor sobre una pantalla fluorescente.



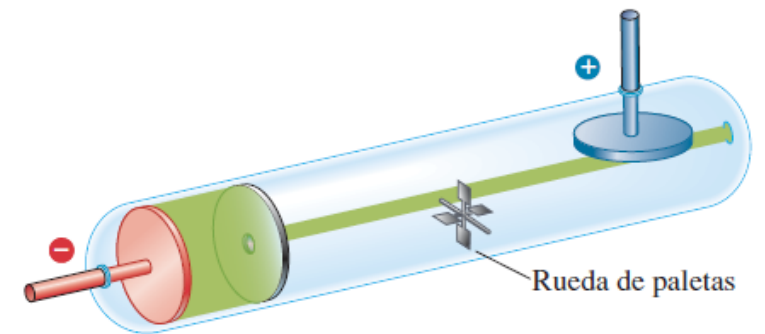
B Un objeto pequeño colocado en la trayectoria de un haz de rayos catódicos proyecta una sombra. Con esto se demuestra que los rayos catódicos viajan en línea recta.



C Los rayos catódicos tienen carga eléctrica negativa, lo cual se demuestra por la desviación que experimentan en un campo eléctrico. (Las placas con carga eléctrica generan un campo eléctrico.)



D La interacción de los rayos catódicos con un campo magnético también es consistente con la carga negativa. El campo magnético va de un polo al otro.



E Los rayos catódicos tienen masa, lo cual se demuestra por su capacidad para mover una pequeña rueda de paletas colocada en su trayectoria.

Los **electrones** fueron integralmente estudiados por J.J. Thompson (1856-1940) y Robert Millikan (1868-1953) continuando los trabajos de Humphry Davy, Michael Faraday y George Stoney.



Descubrimiento de los electrones



Los **electrones** fueron estudiados por J.J. Thompson (1856-1940) y Robert Millikan (1868-1953) continuando los trabajos de Humphry Davy, Michael Faraday y George Stoney.

Relación masa/carga:

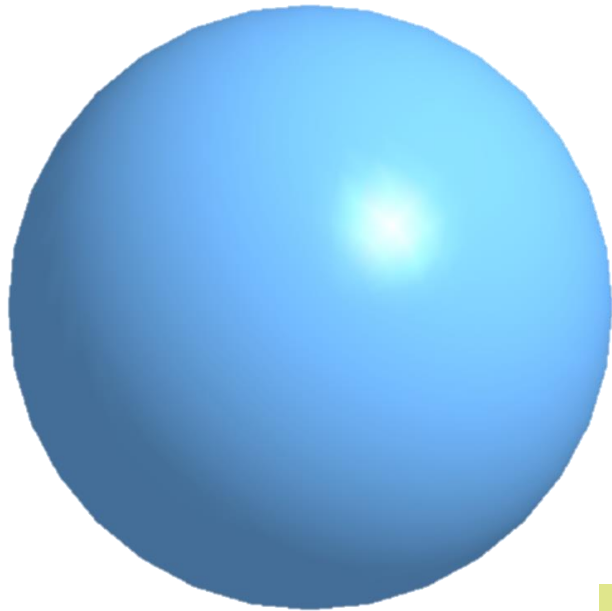
$$e/m = 1,75882 \times 10^8 \text{ C/g}$$

Masa del electrón:

$$m = 9,10940 \times 10^{-28} \text{ g}$$



Modelo Atómico de Thompson



Átomo de Leucipo y Demócrito
(S. V a.C.)

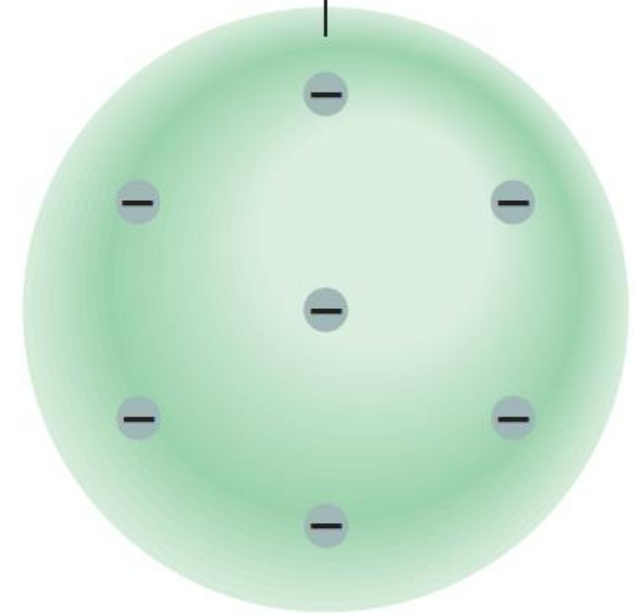


2,5 SIGLOS

Desde principios de 1900 se sabía que:

- Los átomos contienen electrones
- Son eléctricamente neutros

La carga positiva está dispersa sobre la esfera completa

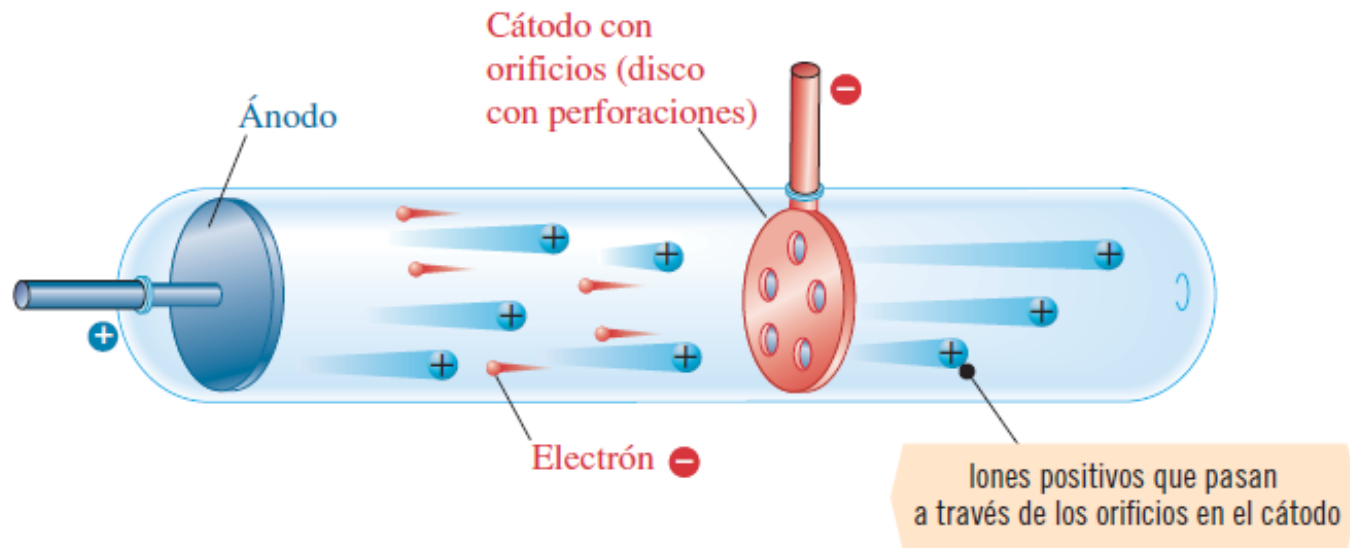


Modelo de Thompson
“El budín de pasas”
(1904)



Descubrimiento de los protones

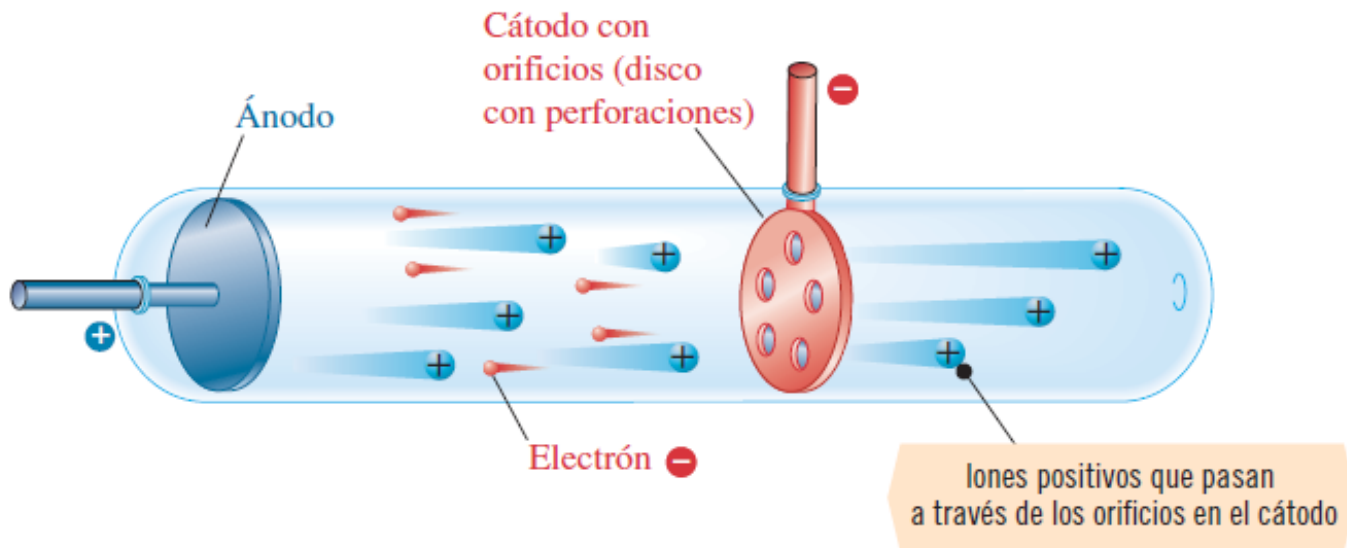
En 1886, Eugen Goldstein (1850-1930) fue el primero en observar que un tubo de rayos catódicos también generaba un haz de partículas con carga positiva que se desplazaba hacia el cátodo. Estas partículas positivas se forman cuando los átomos gaseosos en el interior del tubo pierden electrones.





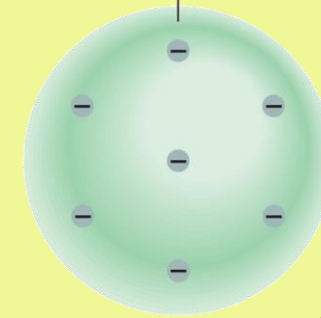
Descubrimiento de los protones

En 1886, Eugen Goldstein (1850-1930) fue el primero en observar que un tubo de rayos catódicos también generaba un haz de partículas con carga positiva que se desplazaba hacia el cátodo. Estas partículas positivas se forman cuando los átomos gaseosos en el interior del tubo pierden electrones.



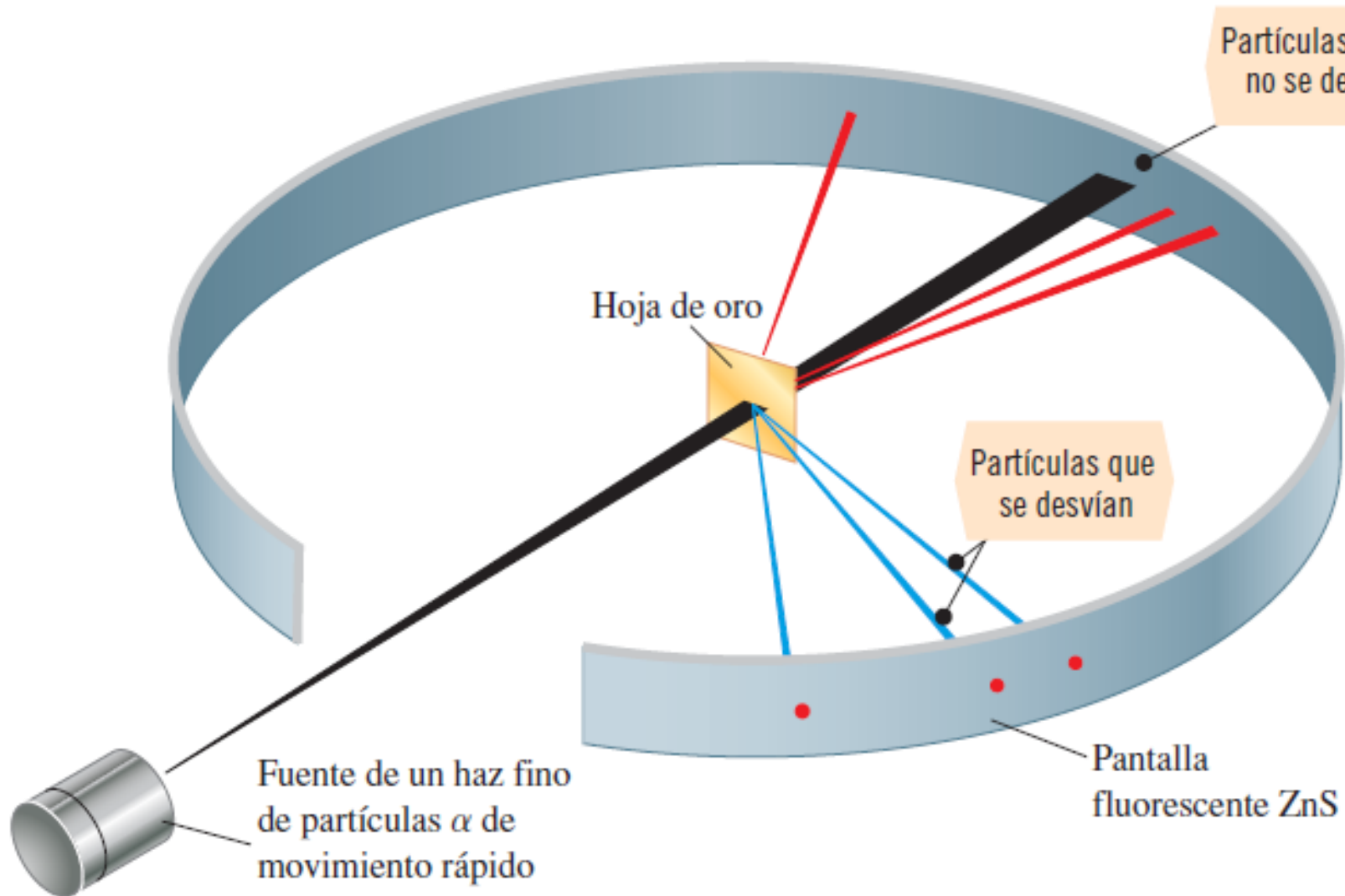
Si hay partículas que atraviesan los orificios, este modelo no es correcto.

La carga positiva está dispersa sobre la esfera completa





Descubrimiento de los protones



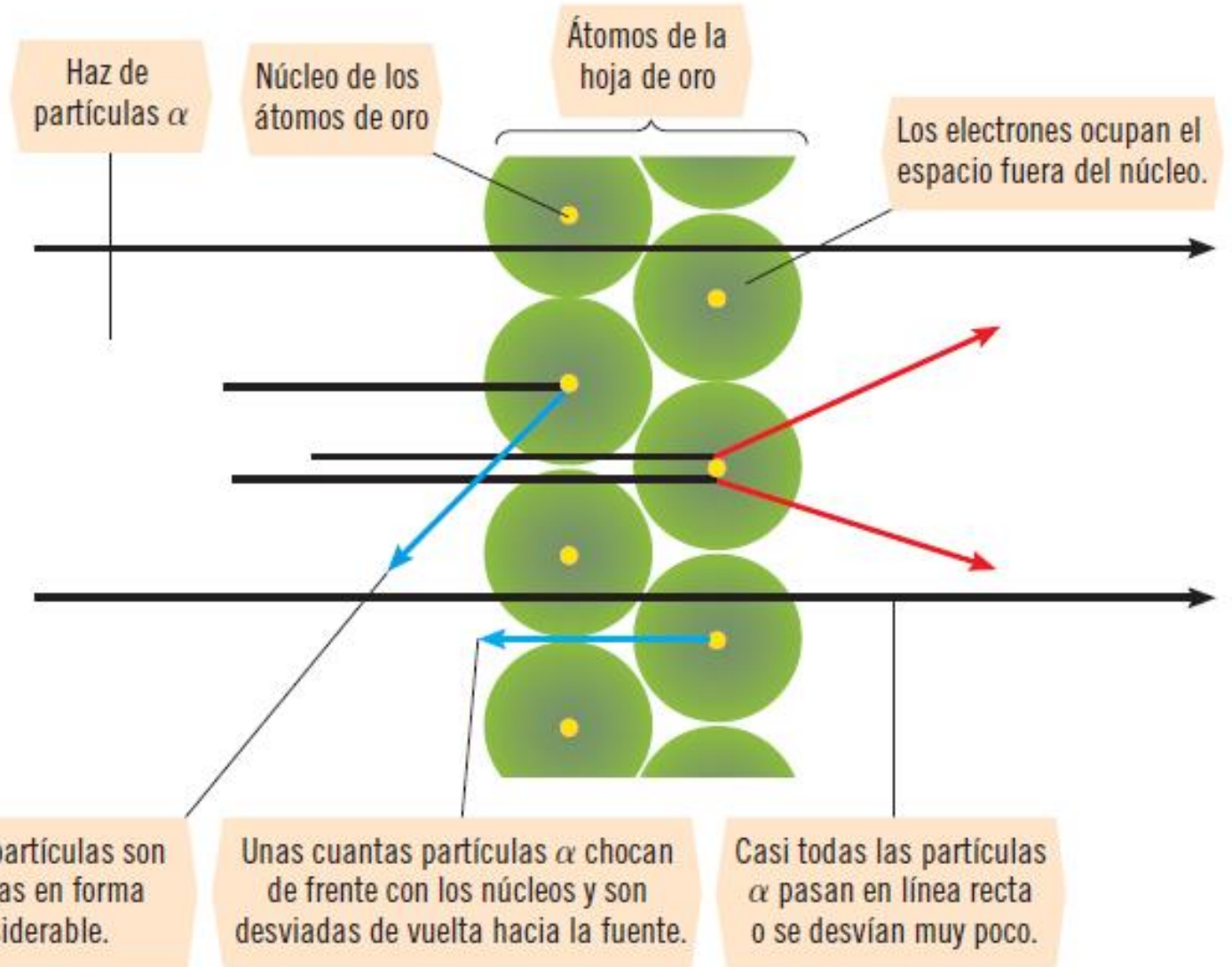
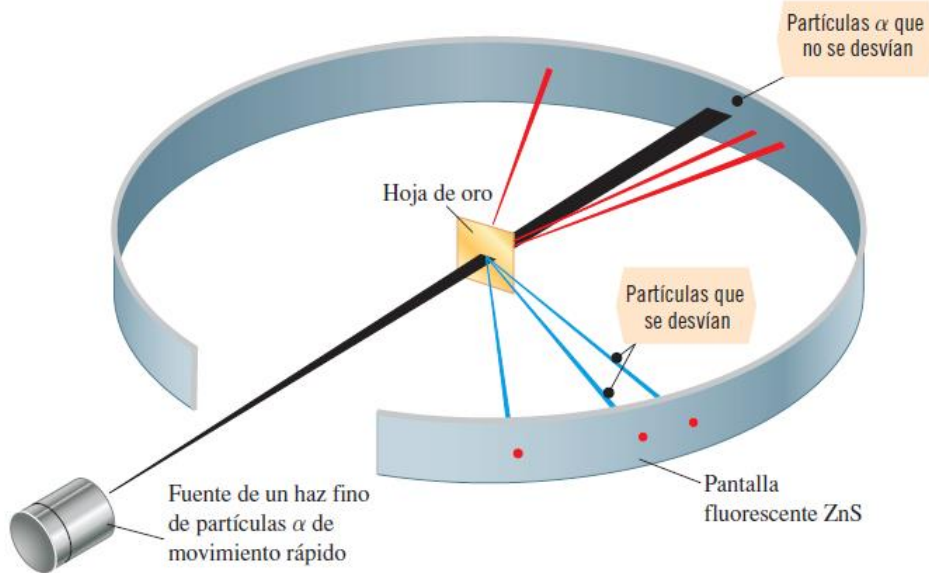
Marie Curie

Desde finales del S. XIX se presentó el auge de los estudios de la **radiactividad**.

Las **partículas α** son de **carga positiva**



Descubrimiento de los protones





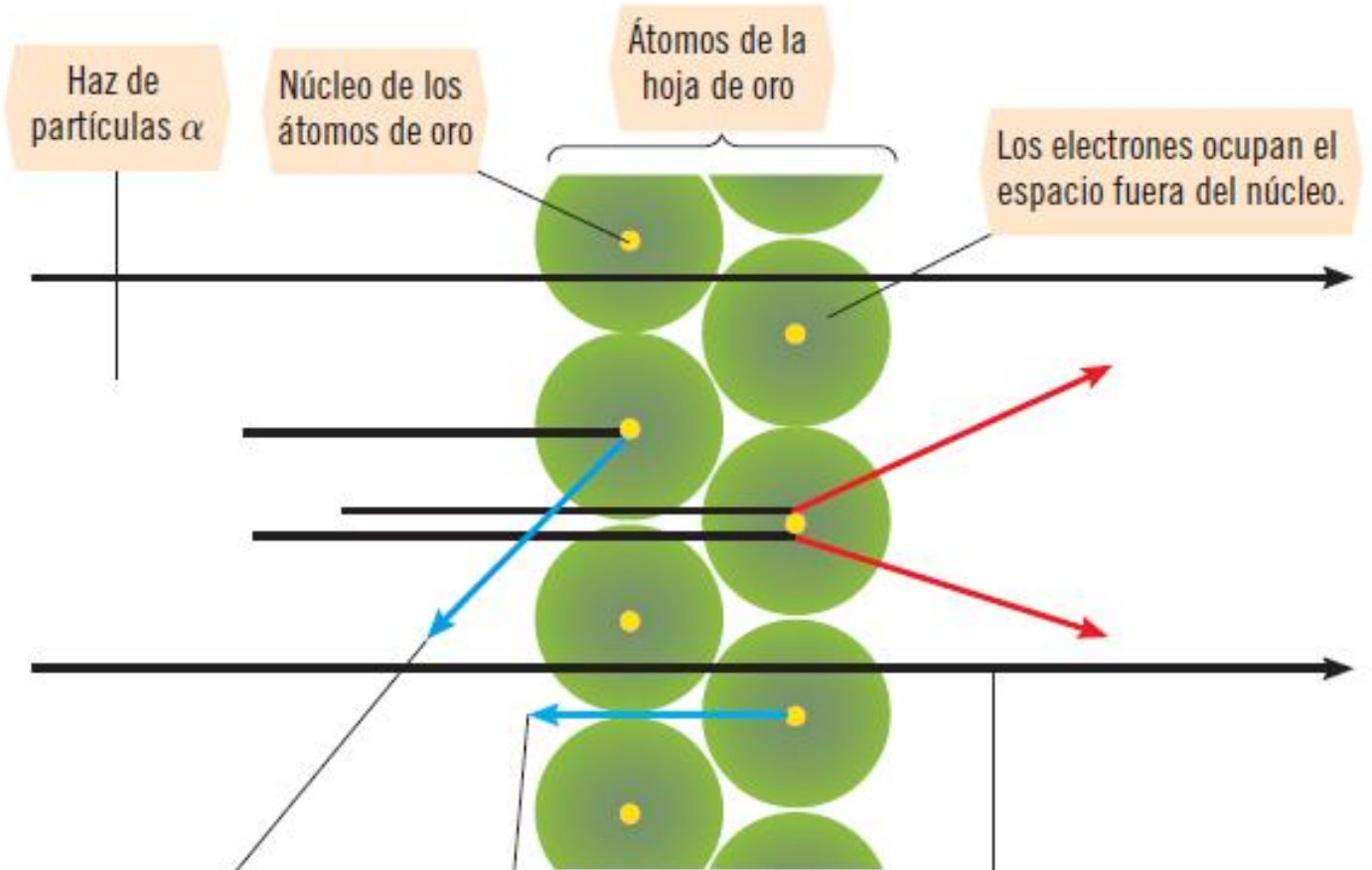
Descubrimiento de los protones

Conclusiones:

La mayoría de partículas α de carga positiva cruzan en línea recta

Unas pocas partículas son ligeramente desviadas por un campo magnético

Otras partículas α chocan con “algo” y son devueltas a la fuente



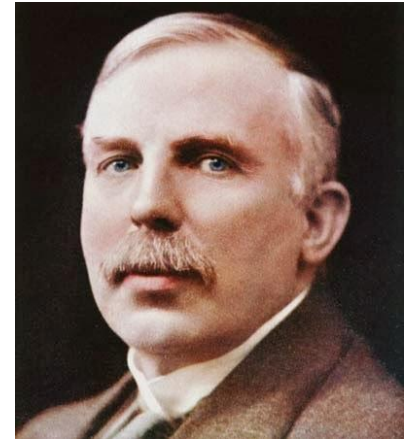
Algunas partículas son desviadas en forma considerable.

Unas cuantas partículas α chocan de frente con los núcleos y son desviadas de vuelta hacia la fuente.

Casi todas las partículas α pasan en línea recta o se desvían muy poco.



Descubrimiento de los protones



E. Rutherford

Observaciones:

- La mayoría de partículas α , **de carga positiva**, cruzan en línea recta
- Unas pocas partículas son ligeramente desviadas por un campo magnético
- Otras partículas α chocan con “algo” y son devueltas en dirección a la fuente



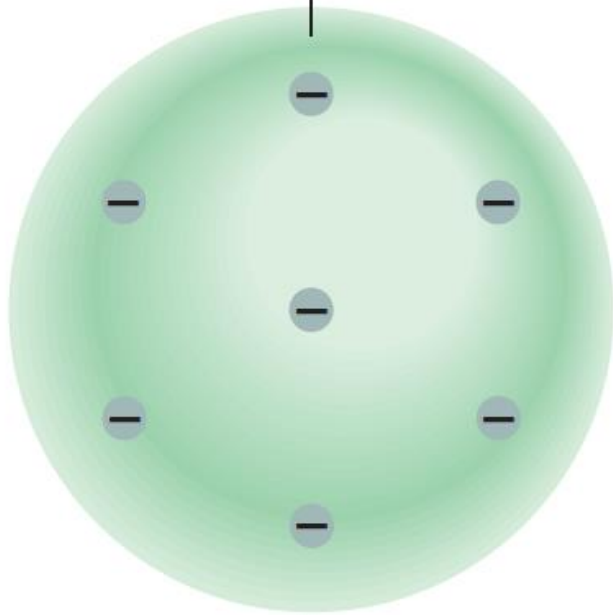
Conclusiones:

- ✓ El átomo está conformados principalmente por espacio vacío
- ✓ Ese campo magnético es de igual carga que las partículas α , es decir de signo positivo.
- ✓ Ese “algo” sólo puede ser un **núcleo** conformado por **partículas positivas**

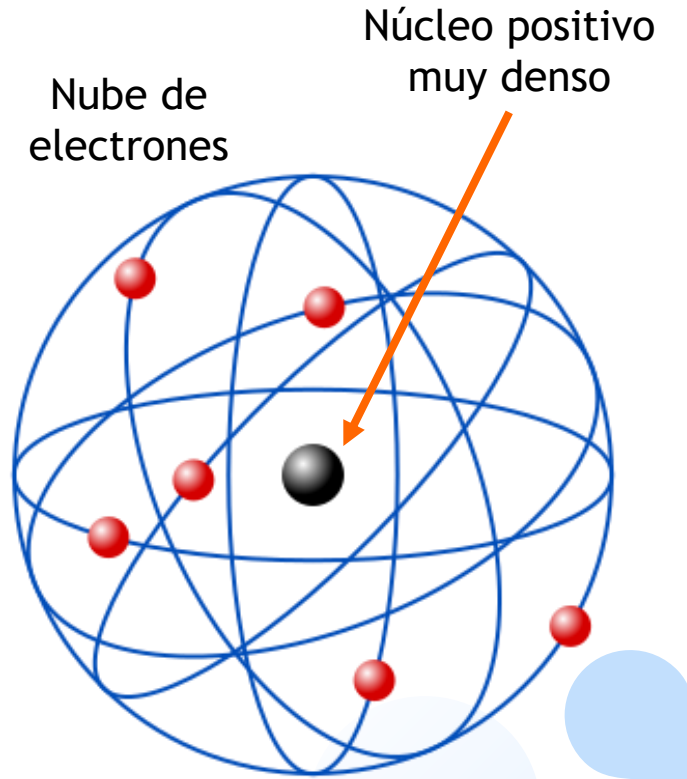


Modelo Atómico de Rutherford

La carga positiva está dispersa sobre la esfera completa



**Modelo de
Thompson
“El budín de pasas”
(1904)**

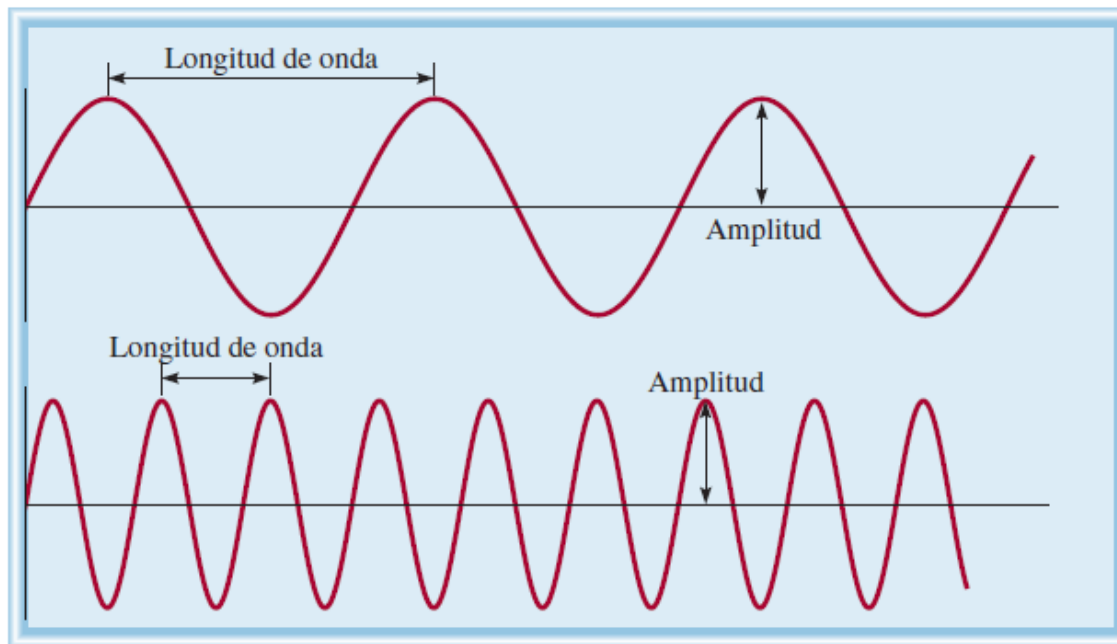
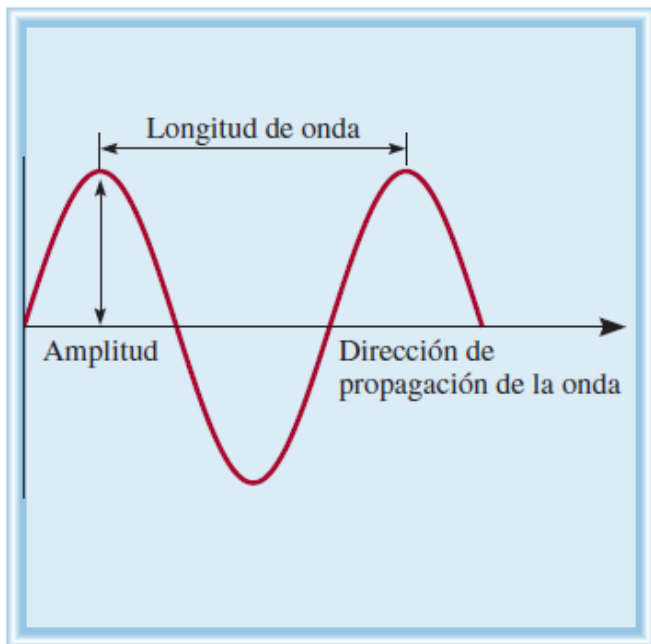


**Modelo de
Rutherford
(1911)**



La Energía se transmite a través de **ondas**. Las ondas tienen una propiedad llamada rapidez (v), que depende del tipo de onda y del medio en el cual viaja (p. ej. Agua, aire o vacío). La rapidez de una onda es el producto de su longitud (λ) y su frecuencia (ν):

$$v = \lambda \nu$$



Frecuencia (ν):

Unidad: Hertz

1 Hz = 1 ciclo/s

1 Hz = 1/s

Rapidez (v):

Unidad:

longitud/tiempo



La Energía se transmite a través de **ondas**. Las ondas tienen una propiedad llamada rapidez (v), que depende del tipo de onda y del medio en el cual viaja (p. ej. Agua, aire o vacío). La rapidez de una onda es el producto de su longitud (λ) y su frecuencia (ν):

$$v = \lambda \nu$$

Frecuencia (ν):

Unidad: Hertz

1 Hz = 1 ciclo/s

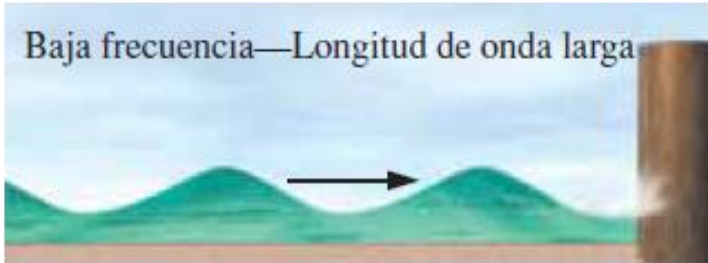
1 Hz = 1/s

Rapidez (v):

Unidad:

longitud/tiempo

Baja frecuencia—Longitud de onda larga



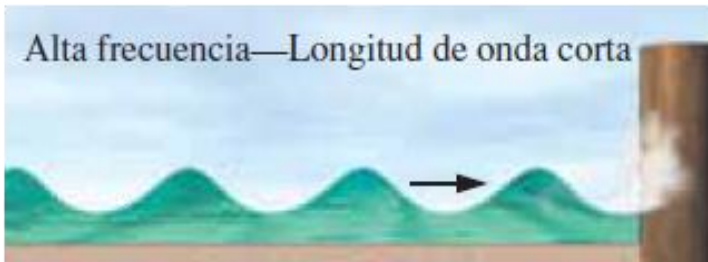
Longitud de onda larga



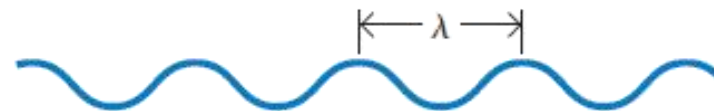
Menor amplitud



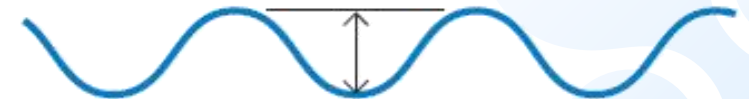
Alta frecuencia—Longitud de onda corta



Longitud de onda corta



Mayor amplitud



ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

ENERGÍA



-

Frecuencia

+

50 Hz 3 Hz 300 MHz 1 GHz 3 GHz 30 GHz 600 THz 3 PHz 300 PHz 30 EHz



6000 km

30 cm

10 mm

10 pm

+

Longitud de Onda

-

No Ionizante

Ionizante



ELF

VLF

LF

RF

Microondas

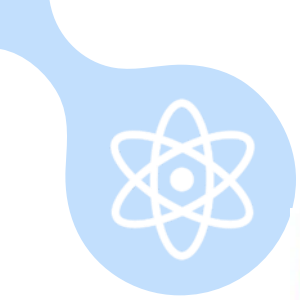
IR

Visible

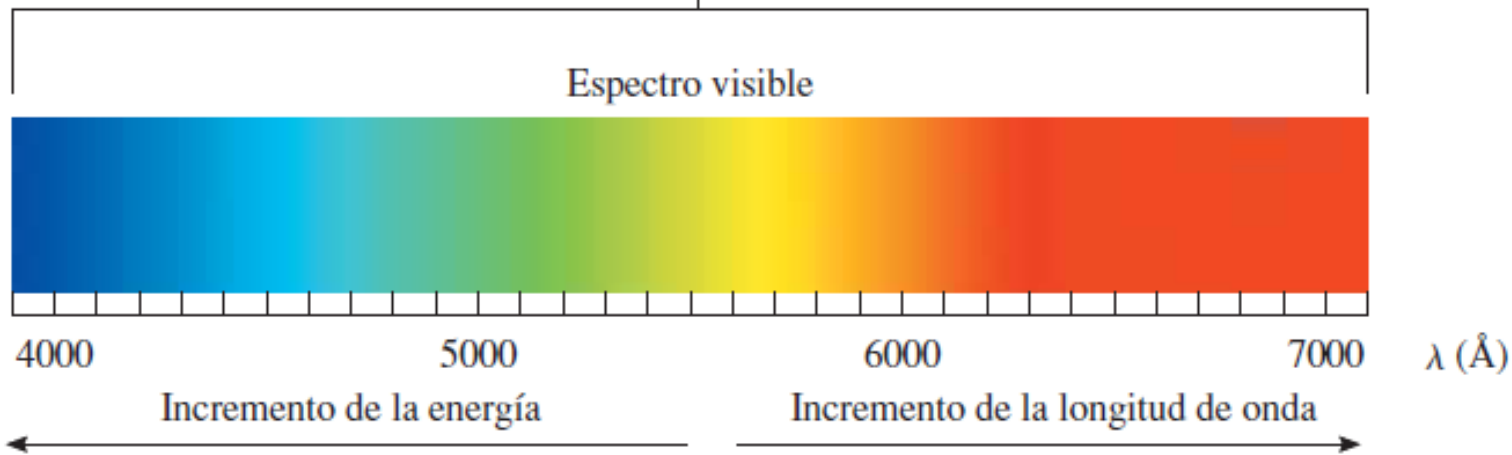
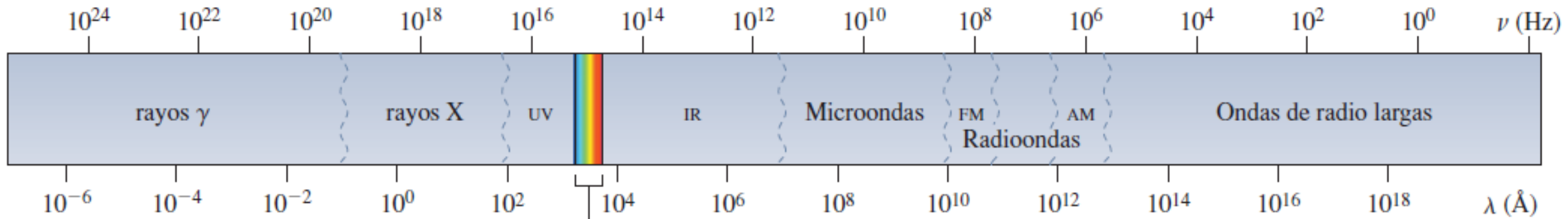
UV

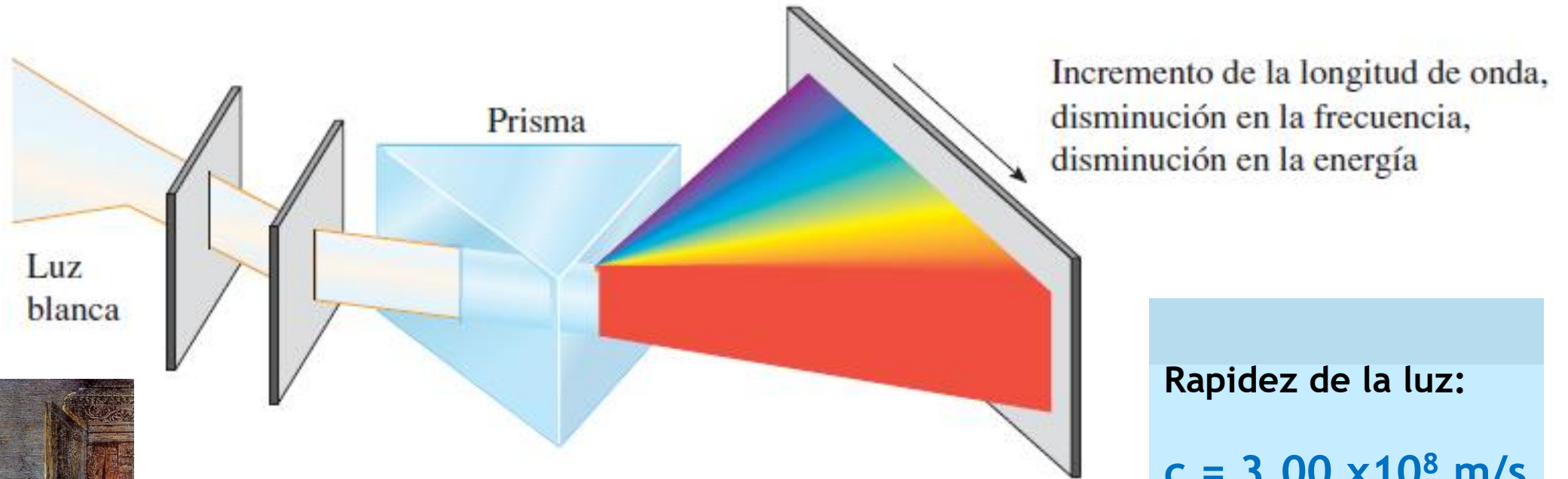
RX

R Gamma



Incremento de la energía





Sir Isaac Newton

Rapidez de la luz:

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$$

Al descomponer la luz blanca a través de un sólido cristalino se descompone en un rango de longitudes de onda. A este rango se le denomina **“Rango Visible”**



Para determinar alguna de las propiedades de una onda electromagnética, se puede reemplazar ν con c , que es la constante de la rapidez de la luz.

EJEMPLO 7.1

La longitud de onda de la luz verde de un semáforo es de alrededor de 522 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

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

$$\lambda = 522 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9}}{1 \text{ nm}} = 522 \times 10^{-9} \text{ m}$$
$$= 5.22 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{5.22 \times 10^{-7} \text{ m}}$$
$$= 5.75 \times 10^{14} \text{ /s, o } 5.75 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

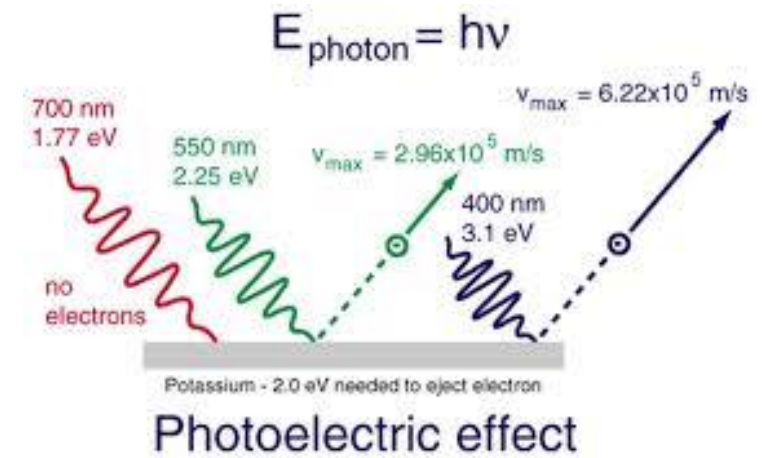
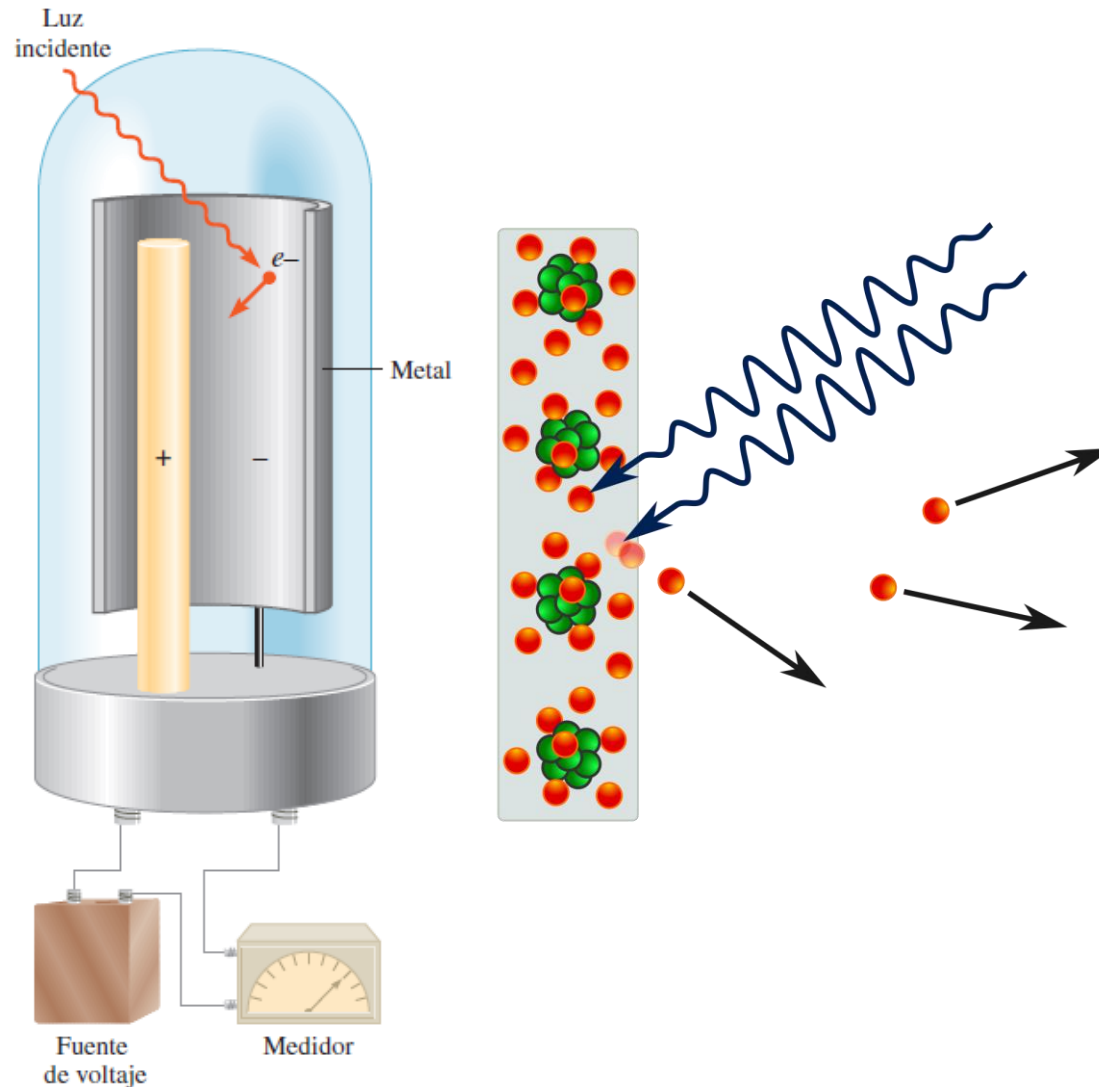
$$\nu = \lambda \nu$$

Rapidez de la luz:

$$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$$



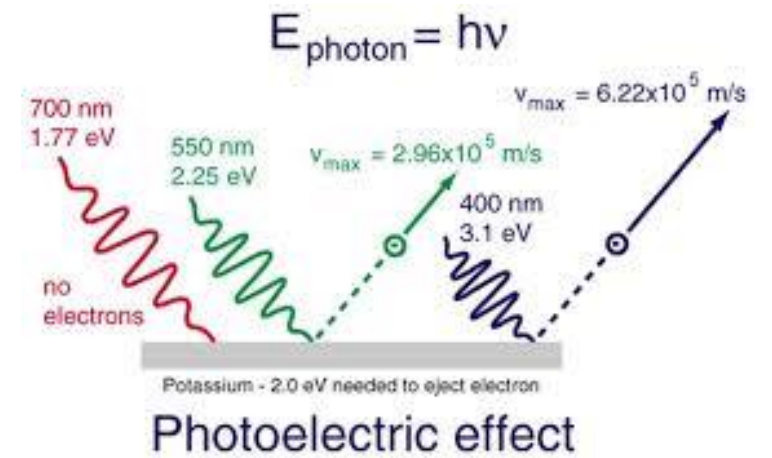
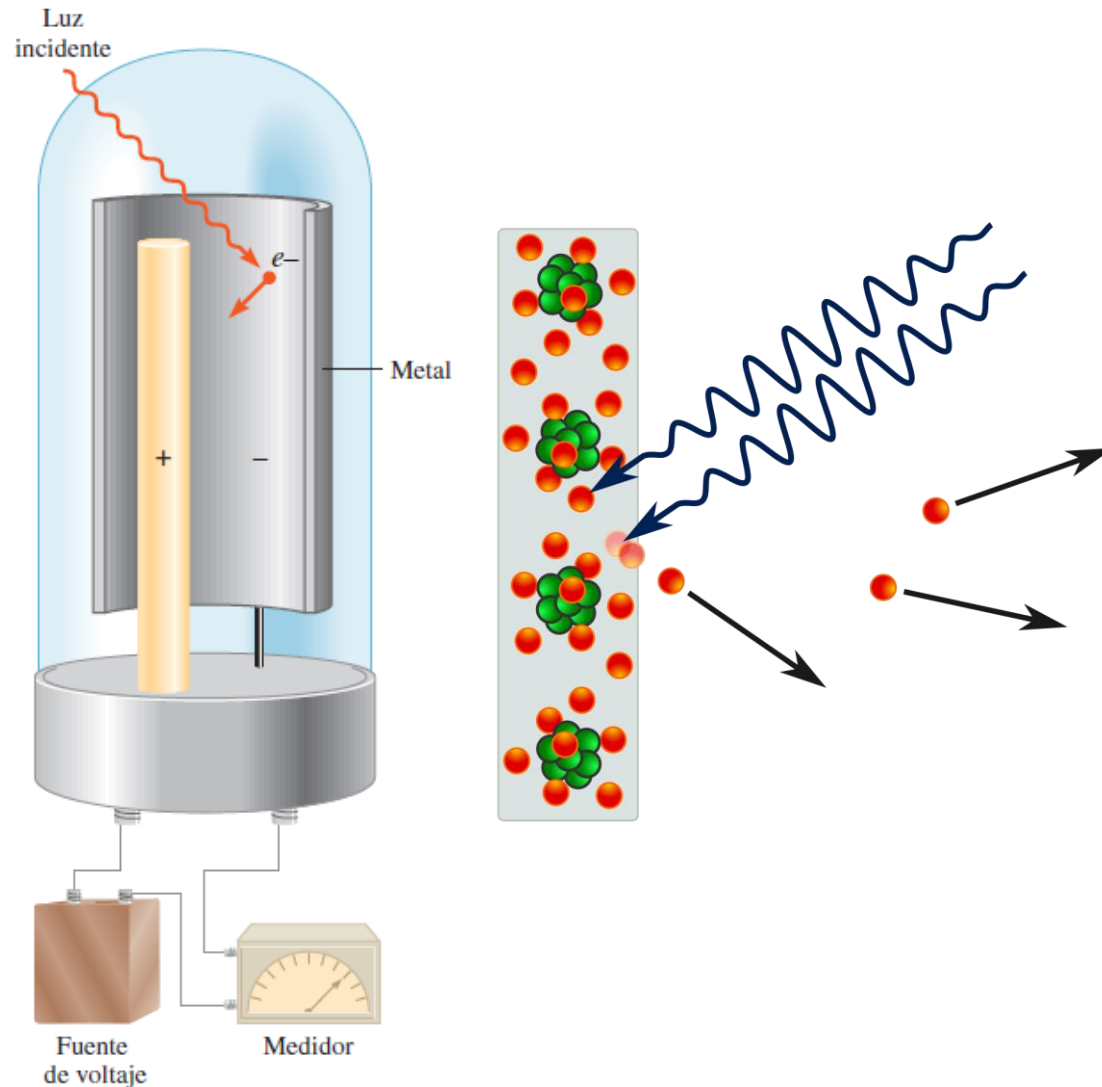
Efecto Fotoeléctrico



- Al irradiar un metal con luz de una energía mínima, se desprenden electrones de su superficie.
- No importa si la luz es demasiado intensa, si no tiene la energía necesaria, no es capaz de desprender los electrones.
- Estas partículas actualmente se conocen como “**fotones**”



Efecto Fotoeléctrico



! Los electrones a veces se comportan como **partícula** y otras veces como **onda**



Teoría Cuántica

Cuando los sólidos se someten a calentamiento emiten radiación electromagnética que abarca una amplia gama de longitudes de onda. Max Planck propuso que los átomos y las moléculas absorbían o emitían cantidades discretas de energía a las que denominó “cuantos”.

$$E = h\nu$$

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$



Cantidad Discreta



Cantidad Continua

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

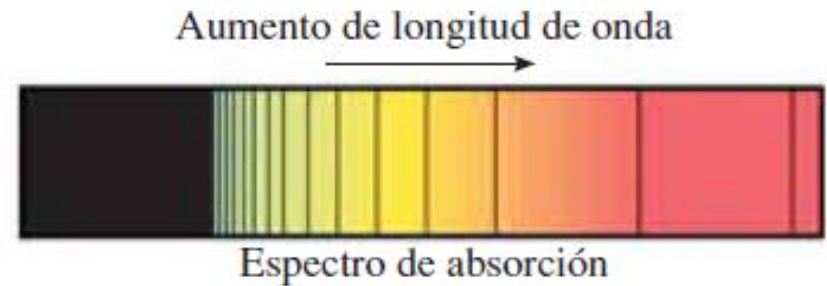
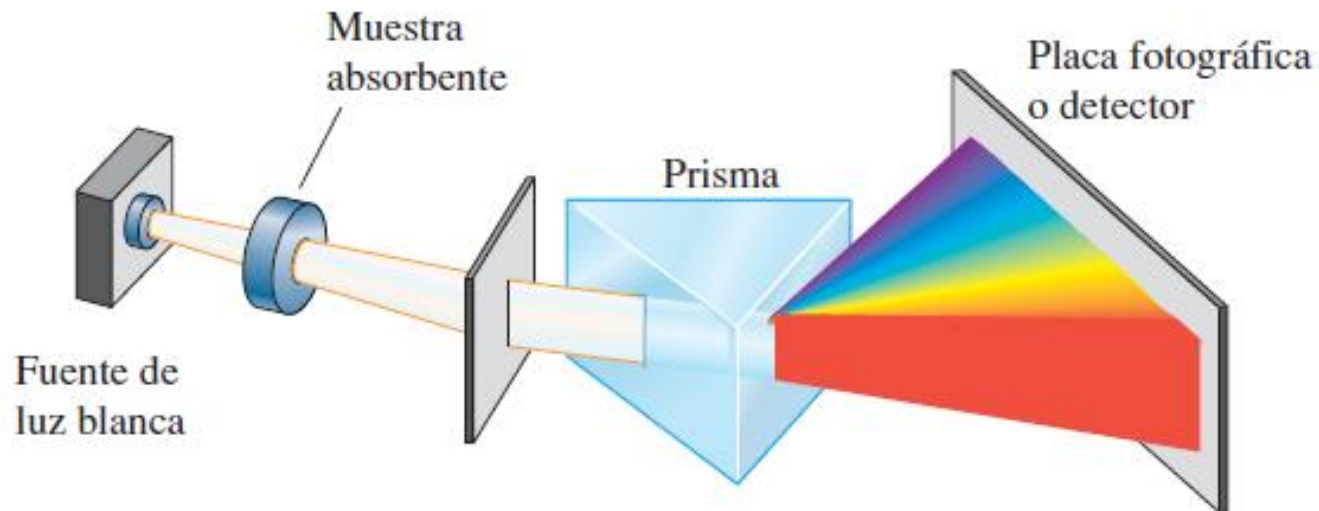
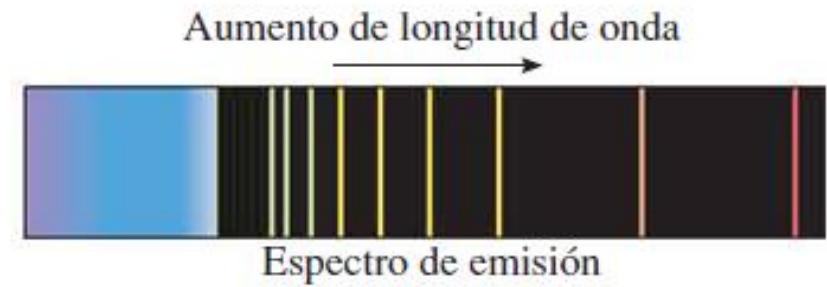
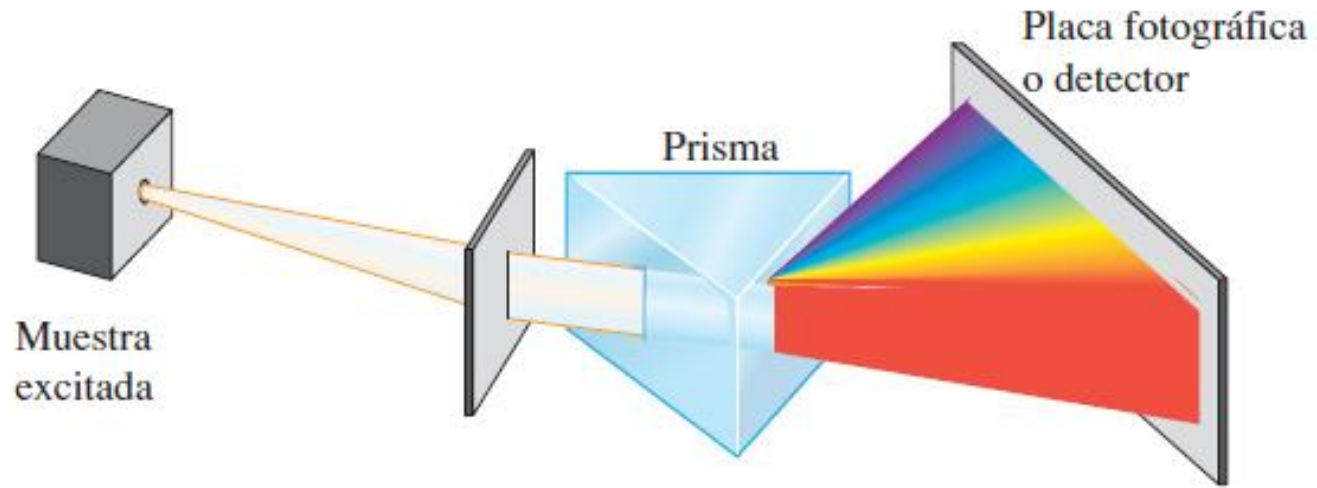
Constante de Planck:

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J*s}$$

Un “*cuanto*” solamente puede adquirir valores de números enteros.



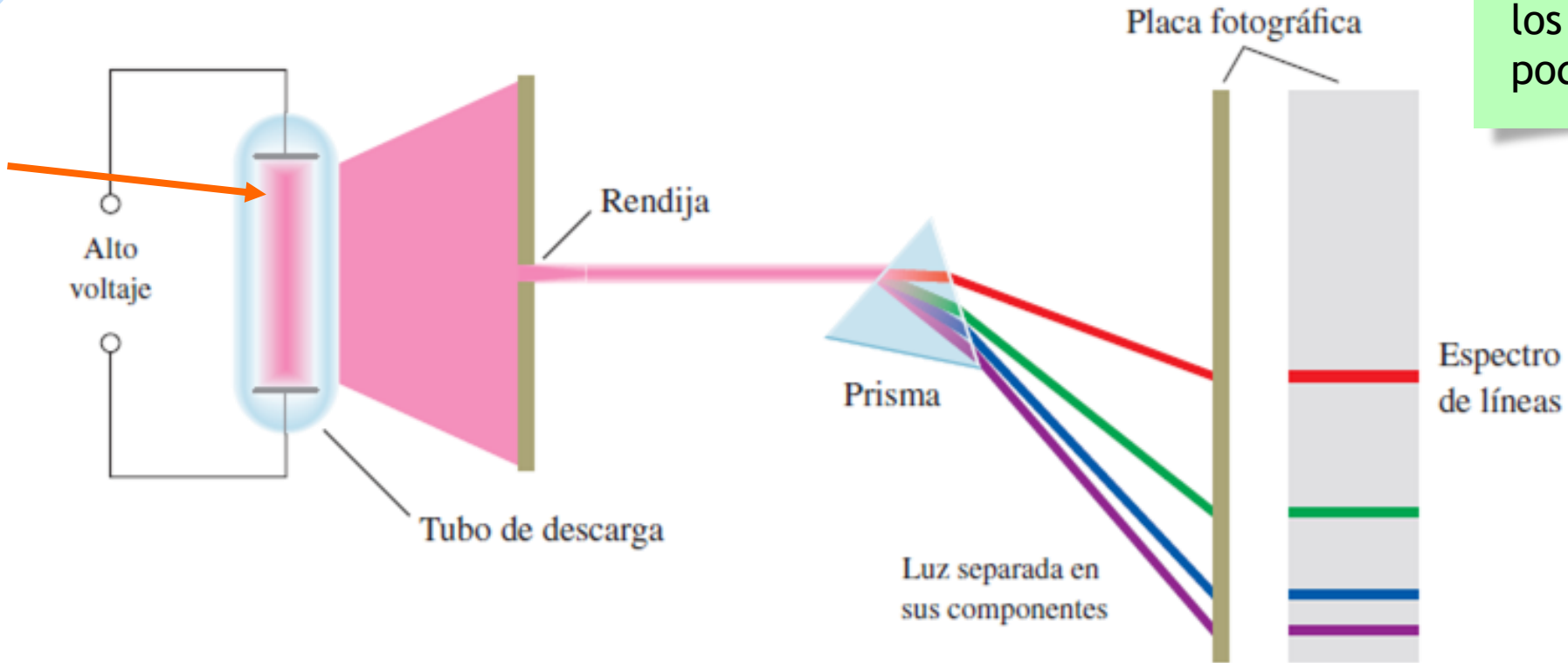
Al energizar cualquier sustancia, se generan “espectros” únicos para cada sustancia



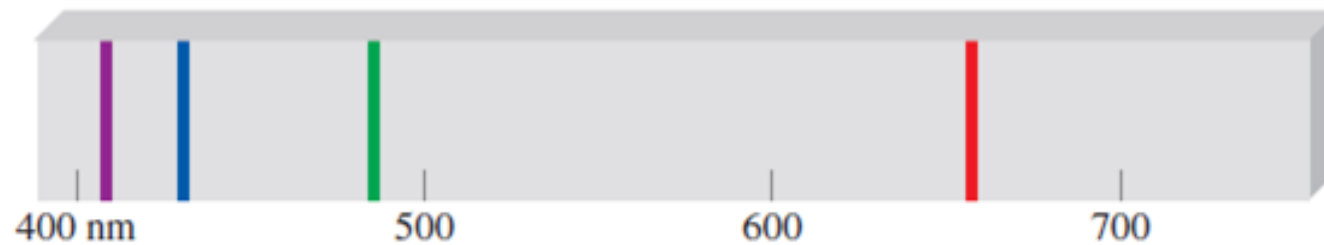


Espectros de emisión

Gas en estudio



a)



Los espectros son las huellas digitales de los elementos. Así los podemos diferenciar

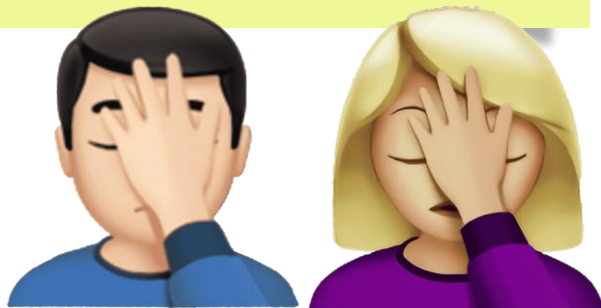




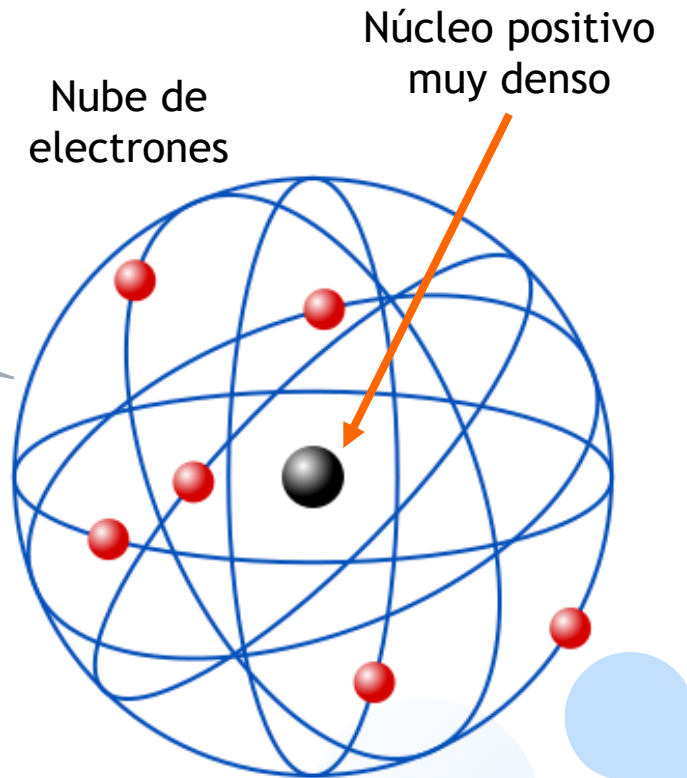
Pero...

¿Y por qué... :

- ¿Elementos diferentes tienen propiedades físicas y químicas distintas?
- ¿Ocurren los enlaces químicos?
- ¿Cada elemento forma compuestos con fórmulas bien definidas?



Aparte, ya se descubrió que también tengo neutrones en el núcleo...

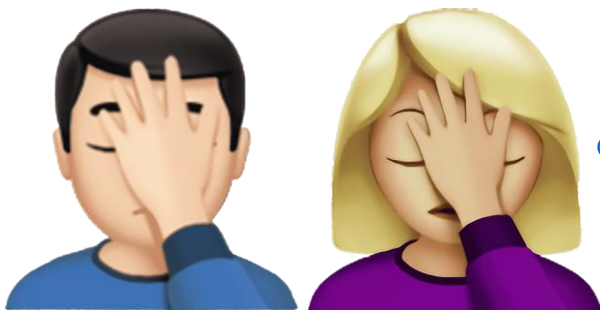


Modelo de Rutherford (1911)

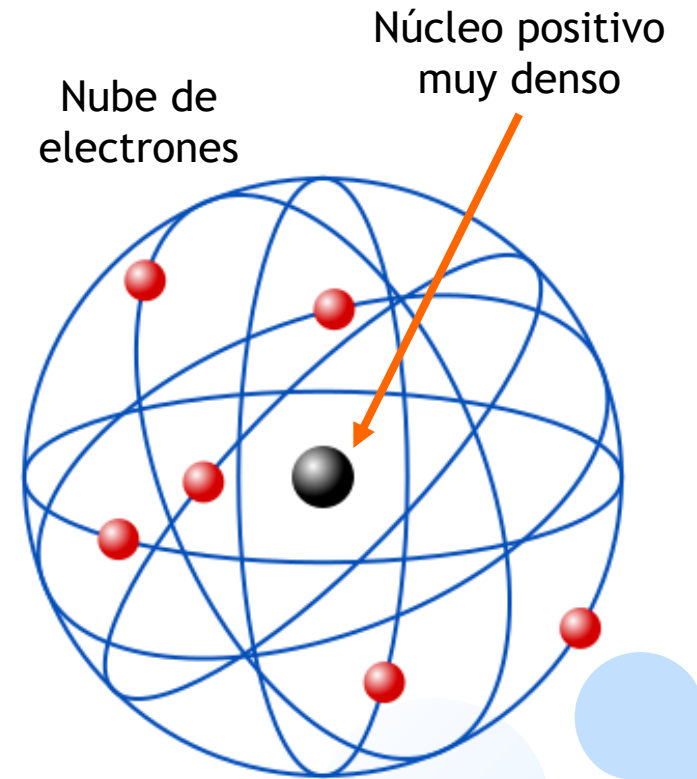


En resumen...

- El átomo está conformado por un **núcleo** que contiene **protones y neutrones** y una **periferia** donde se encuentran ubicados los **electrones**.
- Las sustancias al ser irradiadas con luz o calor desprenden o emiten energía en forma de **fotones**.
- La cantidad de energía que absorbe un átomo solamente puede ser en saltos de **números enteros** (“cuantos”).



Este modelo está incompleto...

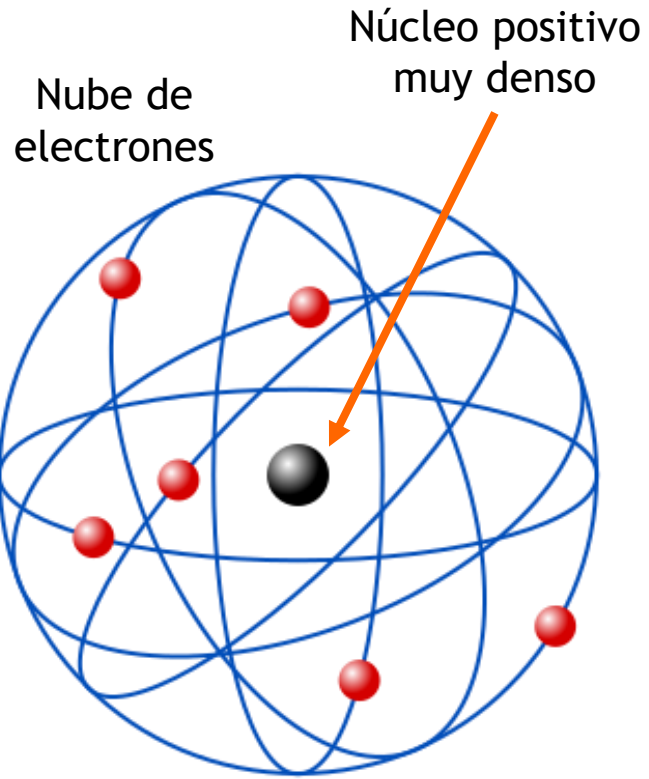


Modelo de Rutherford (1911)

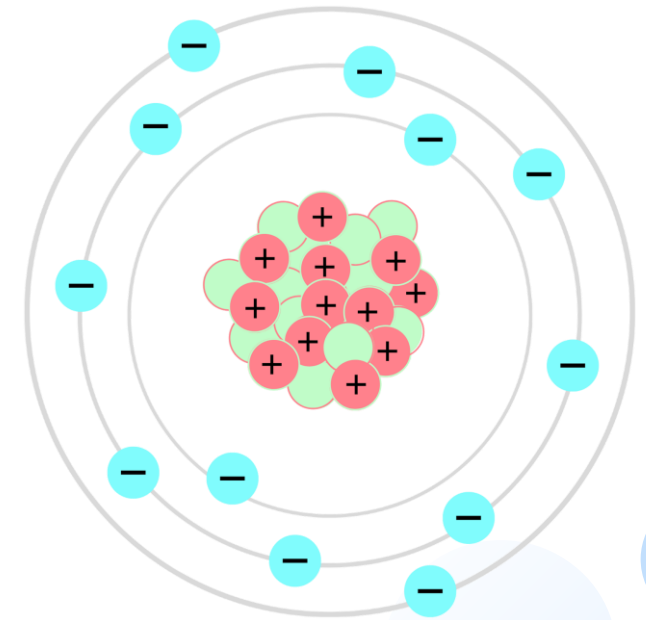


Modelo Atómico de Bohr

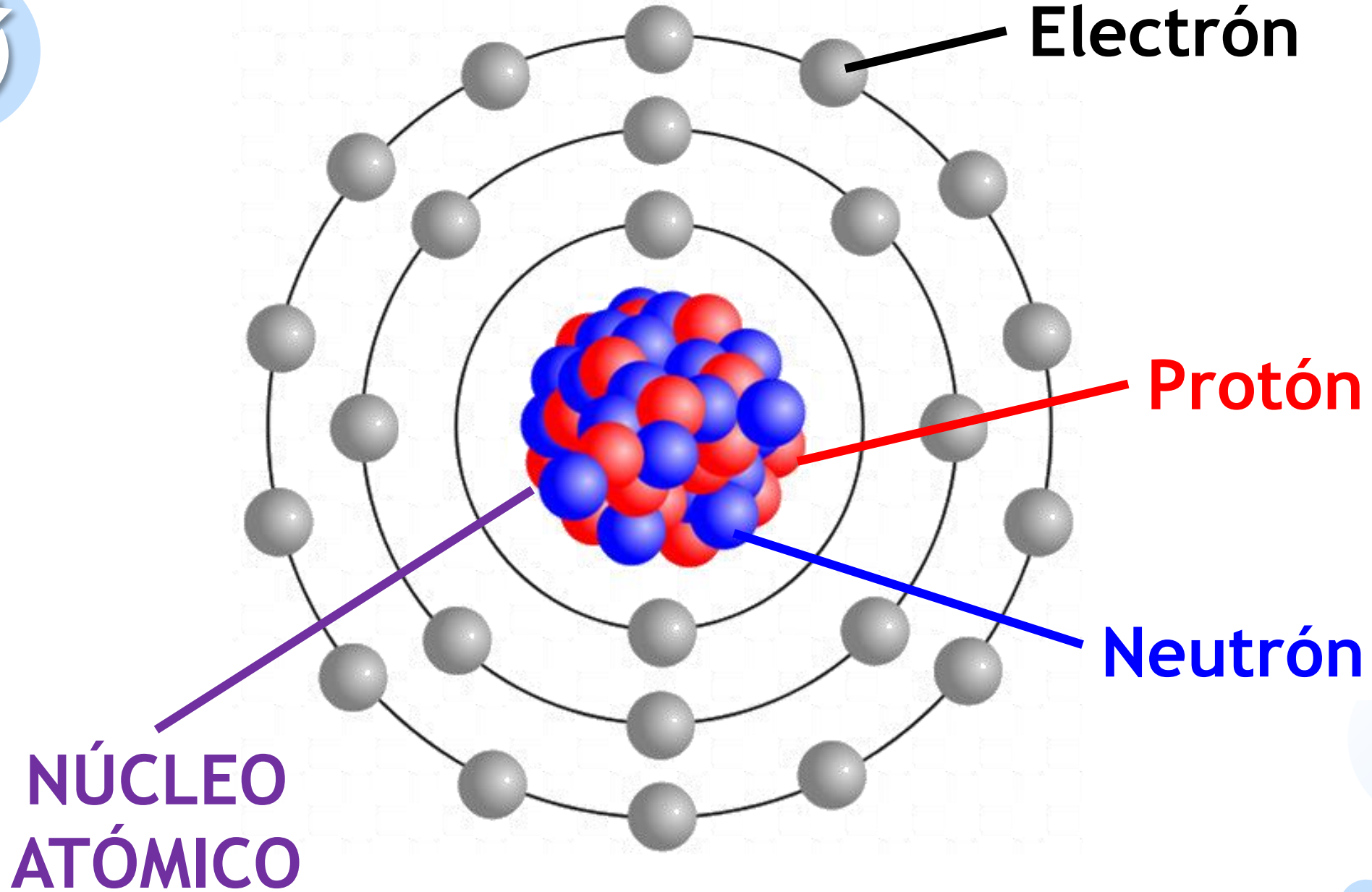
Niels Bohr



Modelo de Rutherford (1911)

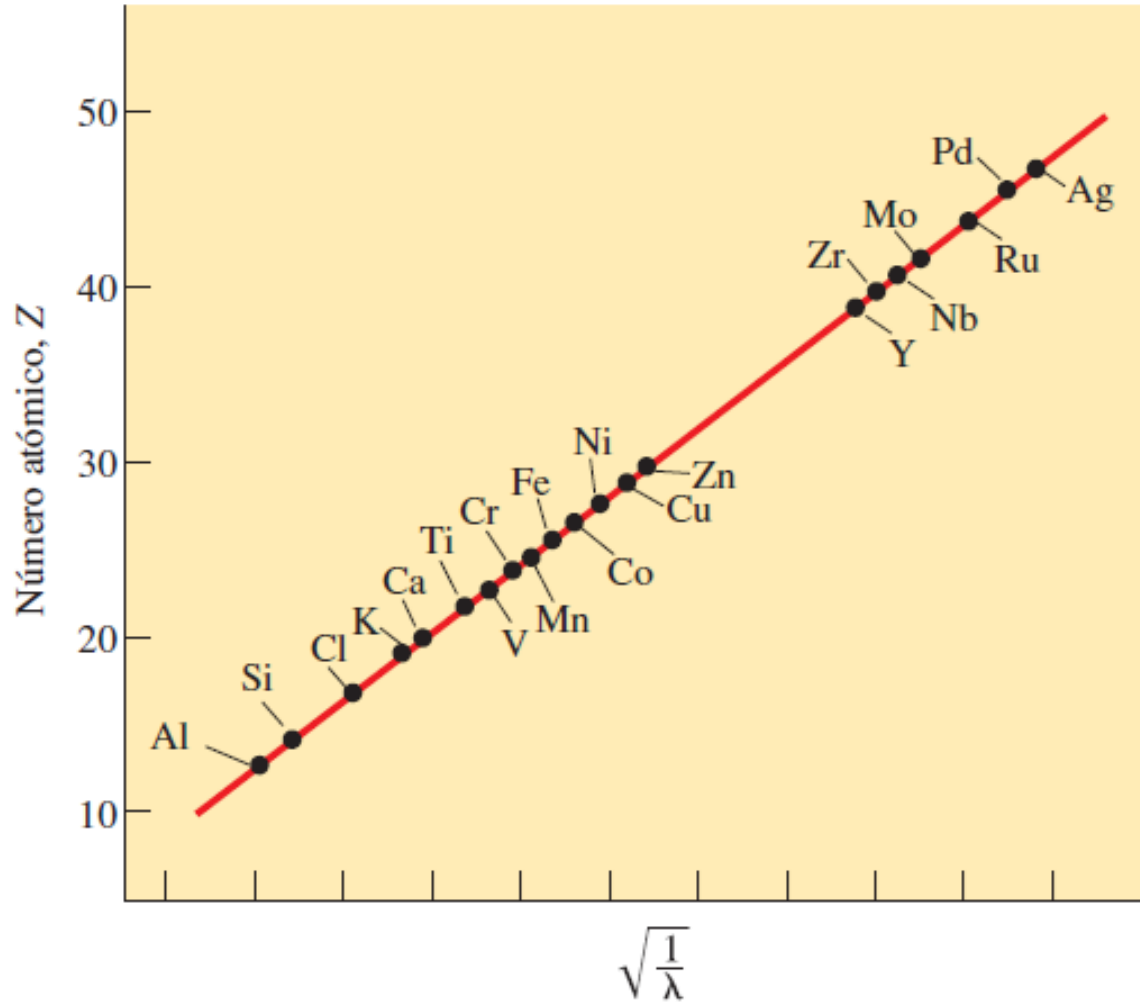
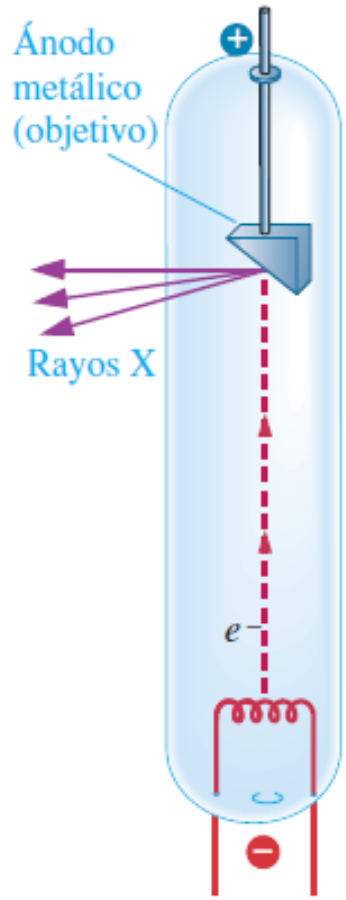


Modelo de Bohr (1913)





Materia

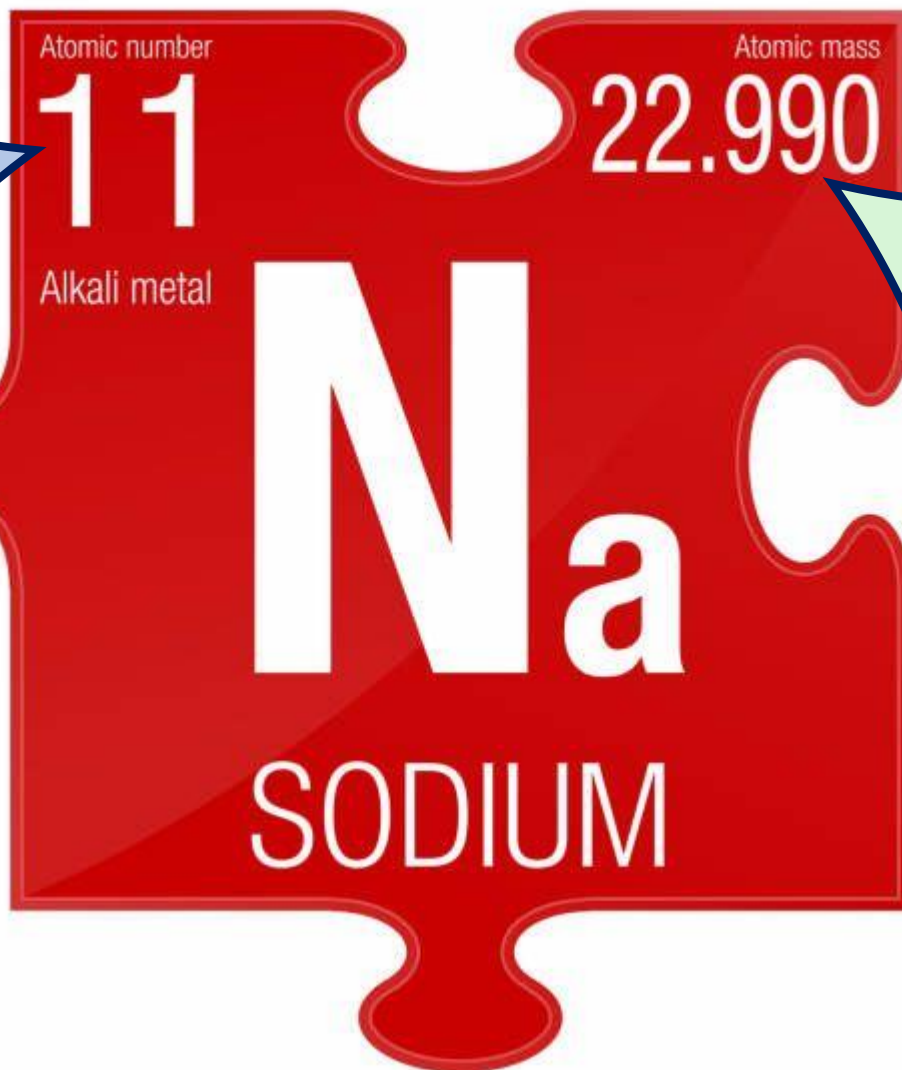
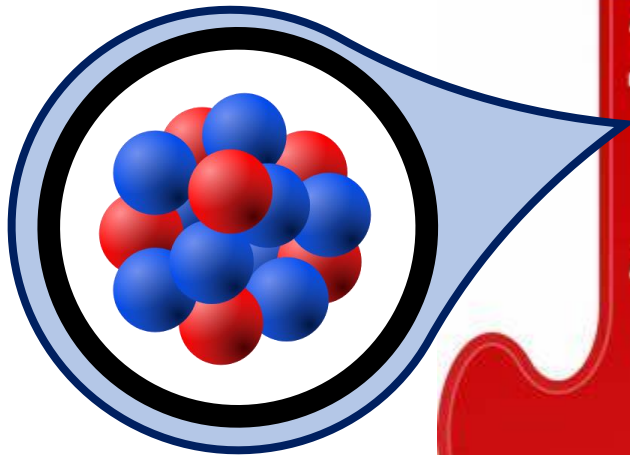


Henry Moseley

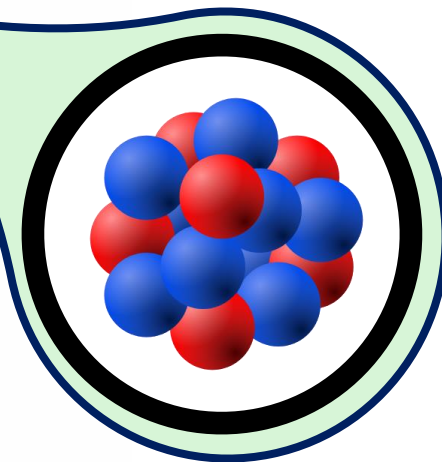
Cada elemento difiere del que le precede porque posee una **carga positiva más** en su núcleo. Al número de protones en el núcleo se le conoce como **Número Atómico (Z)**

Z

Z = Número de
PROTONES en el
núcleo

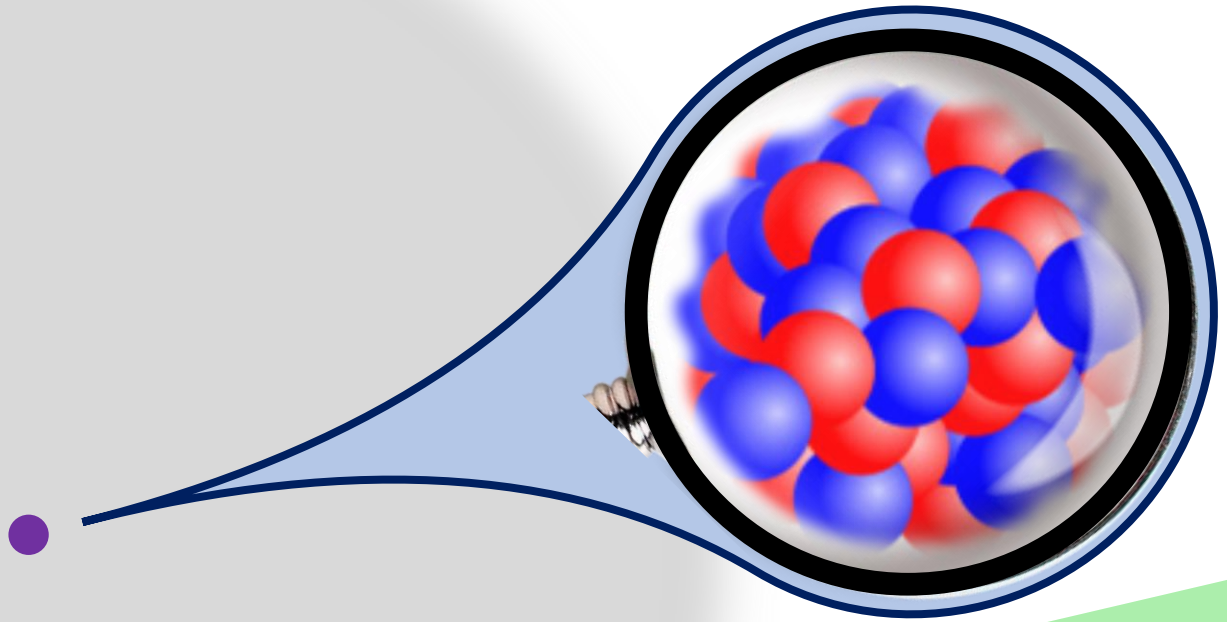


$$A = Z + n^{\circ}$$



A = Suma de
PROTONES +
NEUTRONES

A

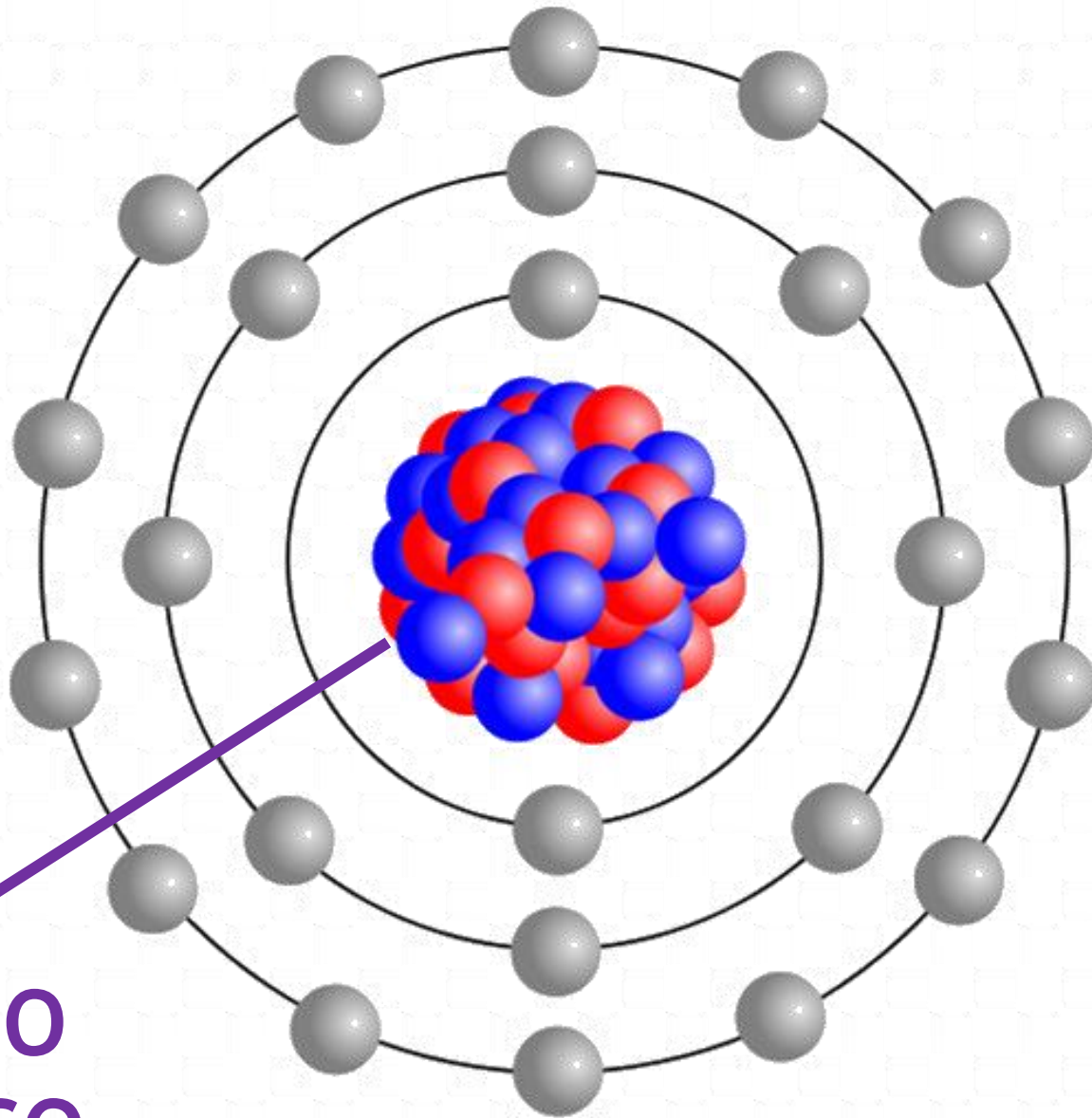


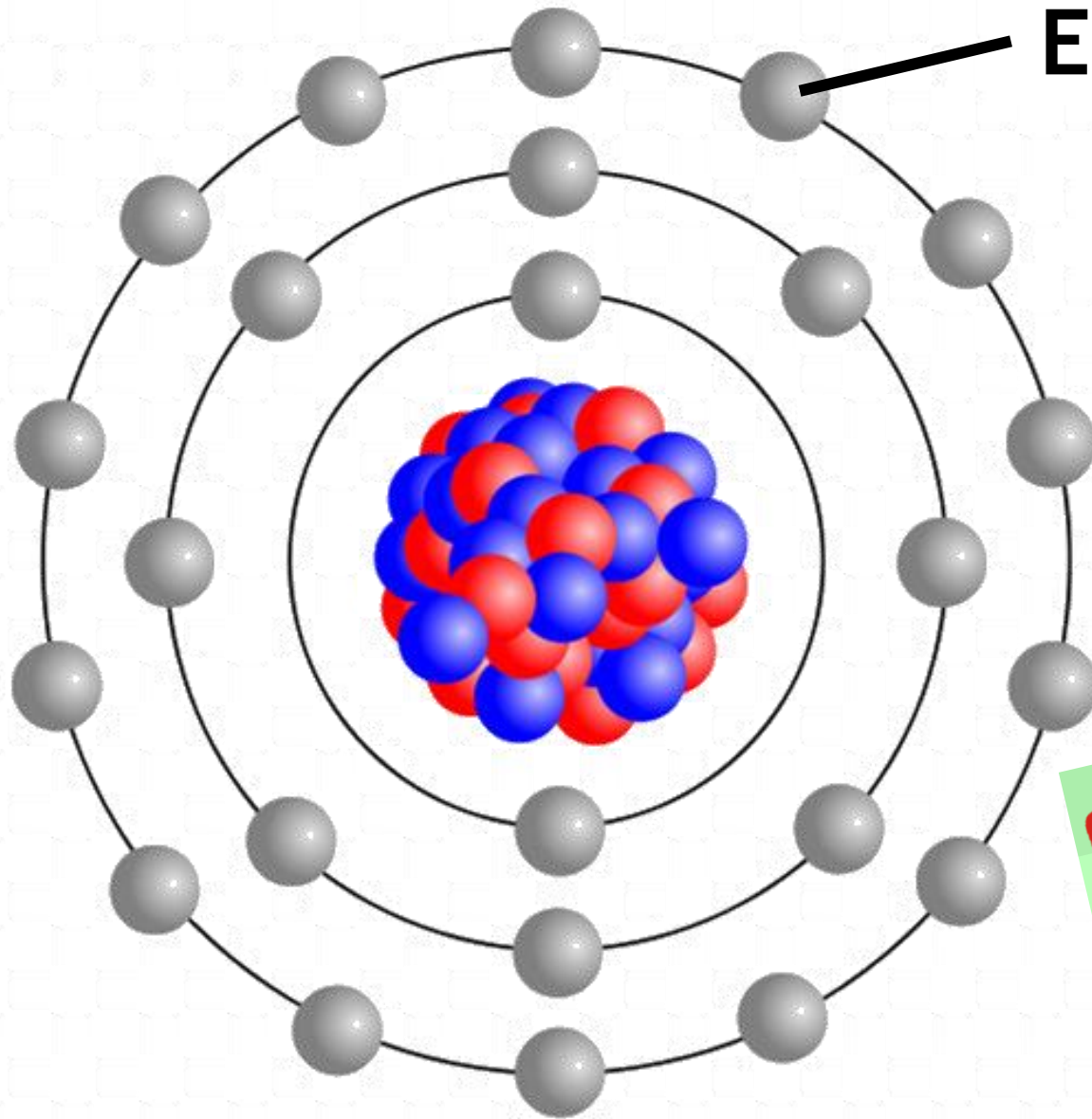
! La mayor parte
del átomo es
espacio vacío



INMÓVIL

**NÚCLEO
ATÓMICO**

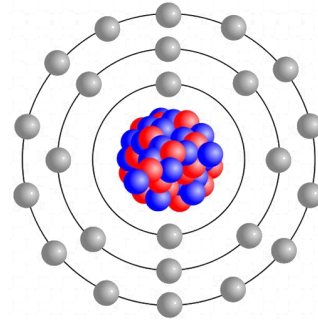




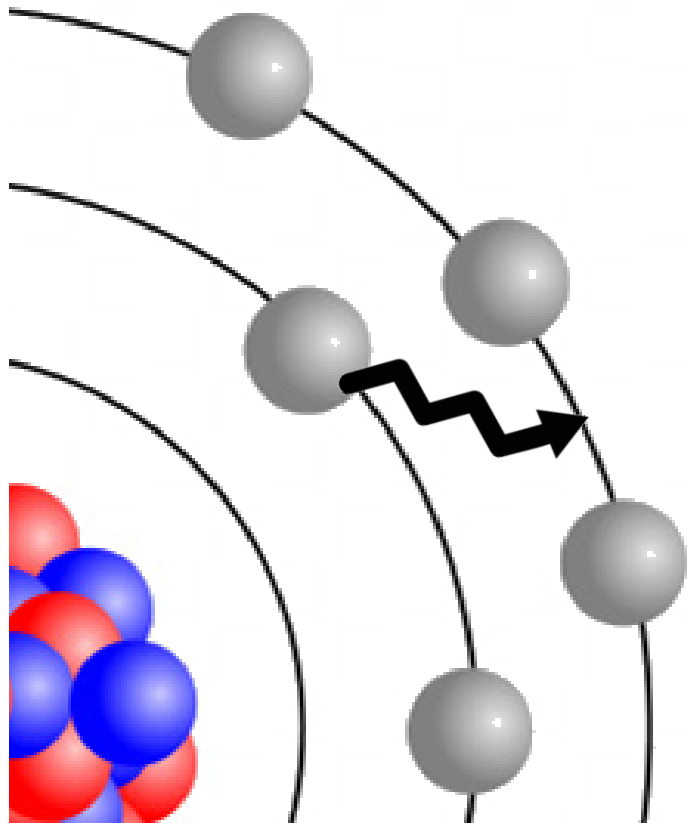
Electrón

PERIFERIA

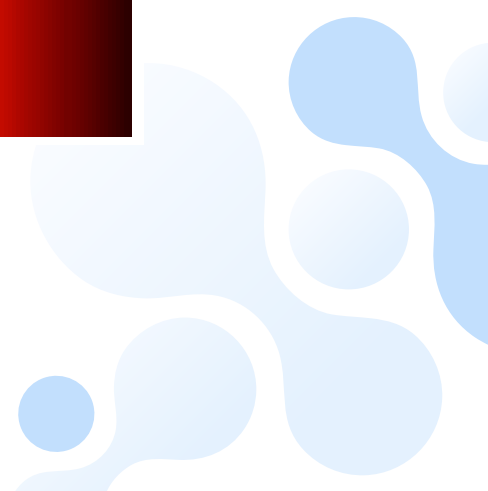
! Los electrones se pueden movilizar en el espacio vacío

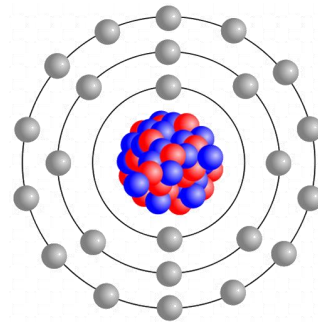


! Los electrones se pueden movilizar en el espacio vacío



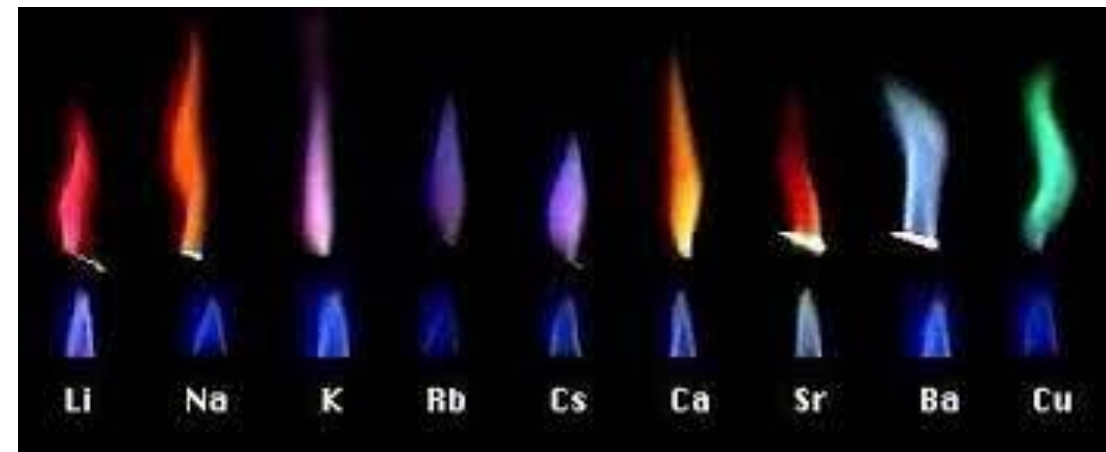
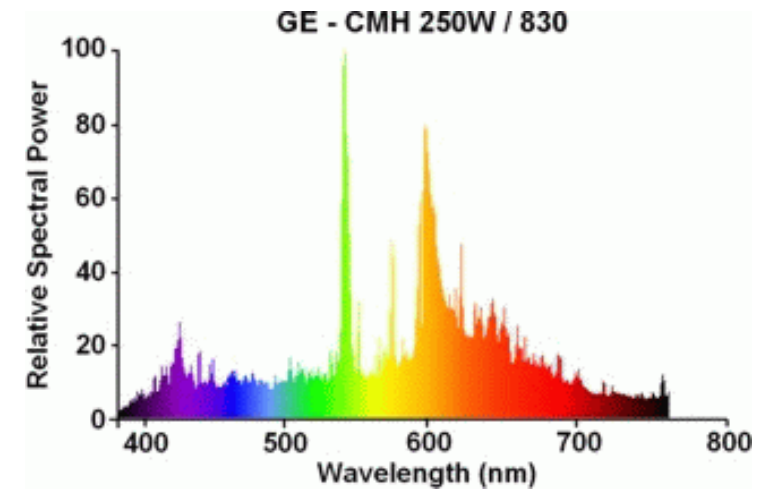
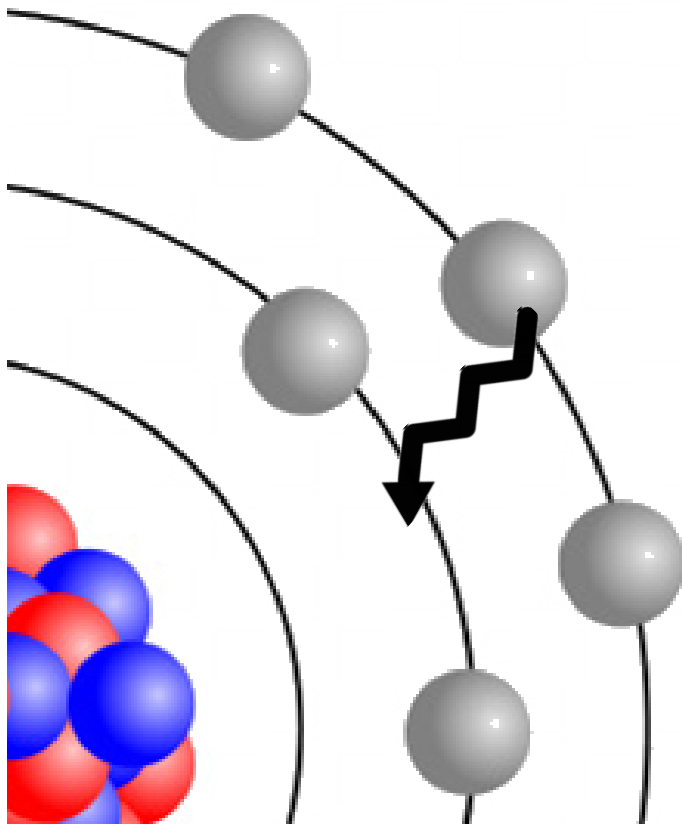
Saltos de nivel debido a la Absorción de Energía

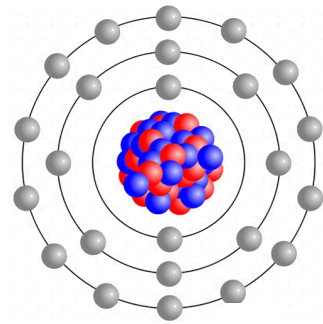




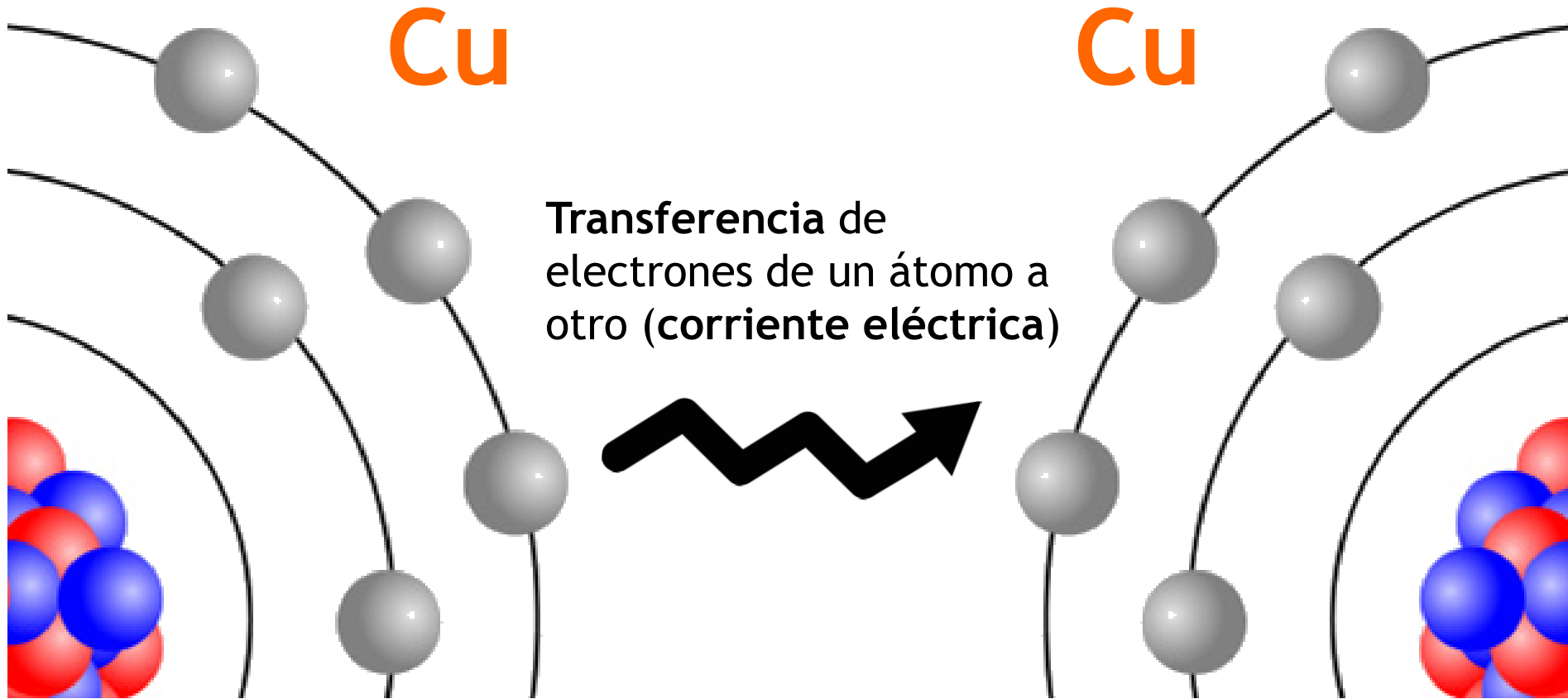
! Los electrones se pueden movilizar en el espacio vacío

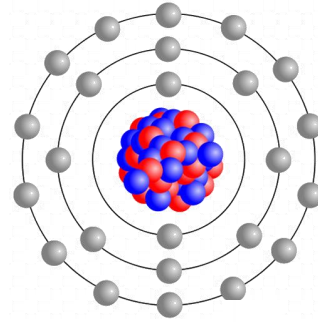
Saltos de nivel debido a la Emisión de Energía



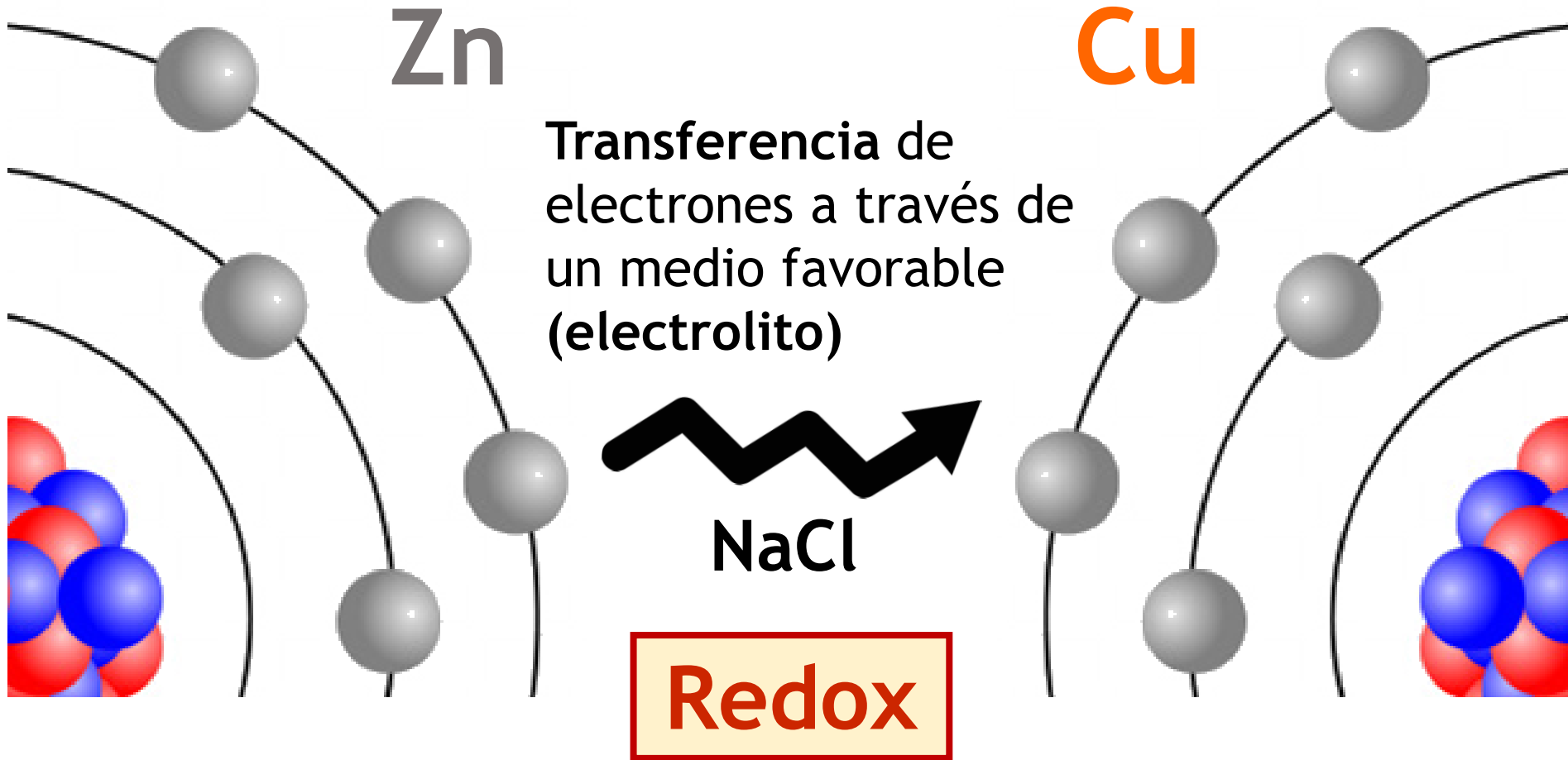


! Los electrones se pueden movilizar en el espacio vacío





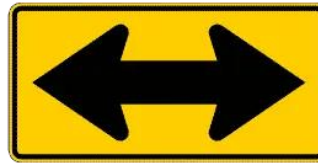
! Los electrones se pueden movilizar en el espacio vacío





e^-

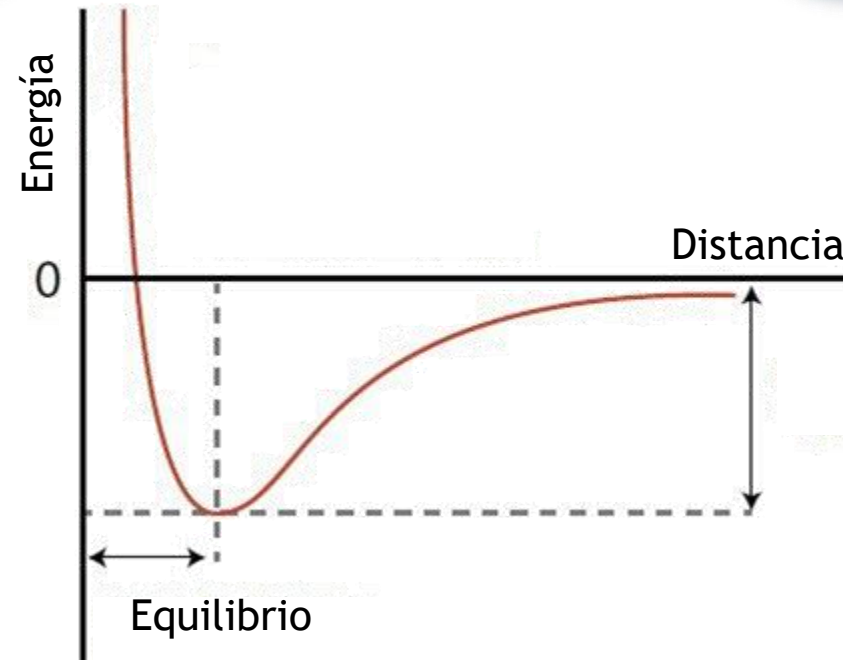
Repulsión

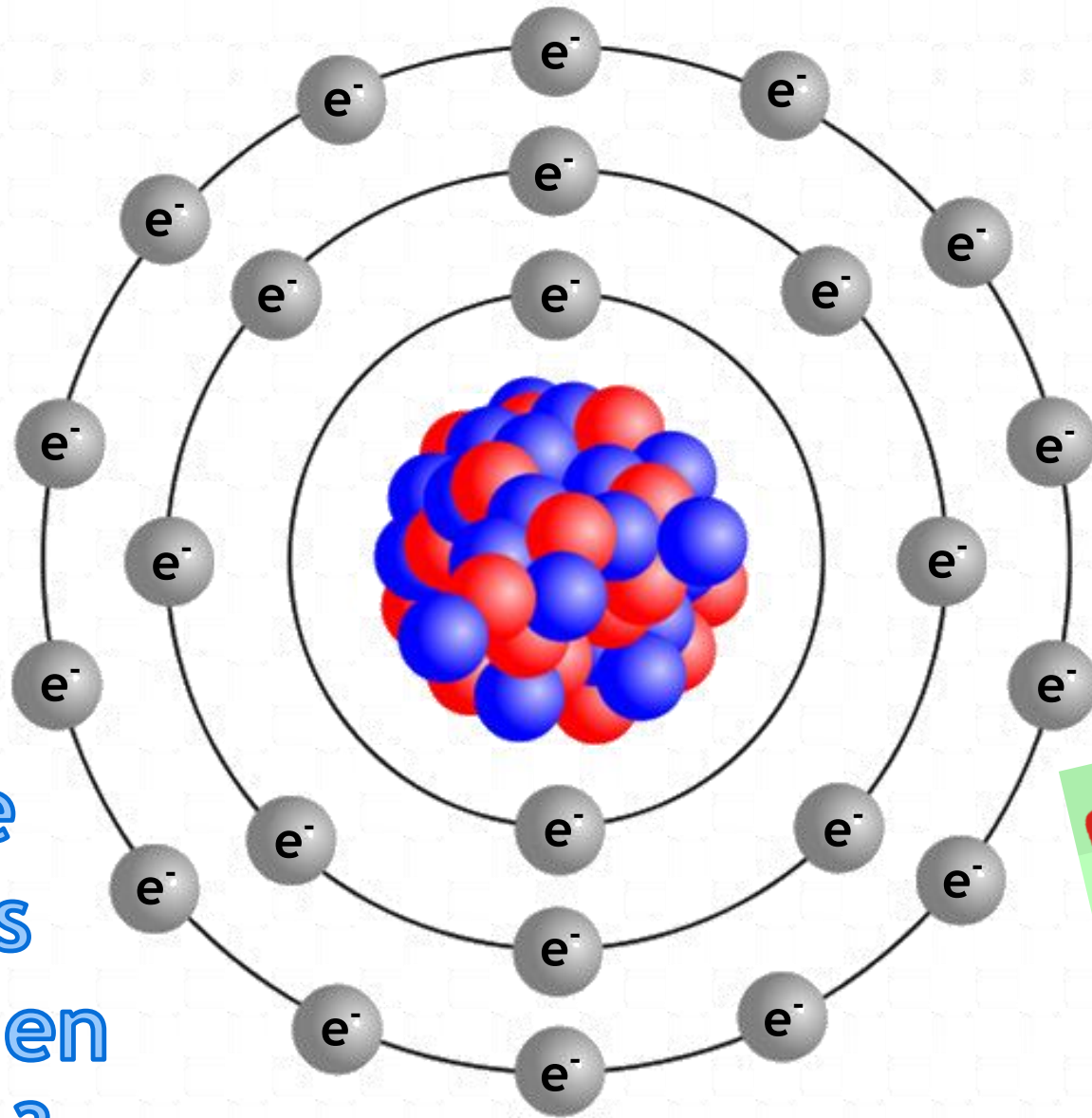


e^-

Pozo de potencial:

Distancia en la cual la energía de repulsión entre dos partículas de igual carga se equilibra con las fuerzas de atracción (por lo tanto su energía potencial alcanza un máximo)

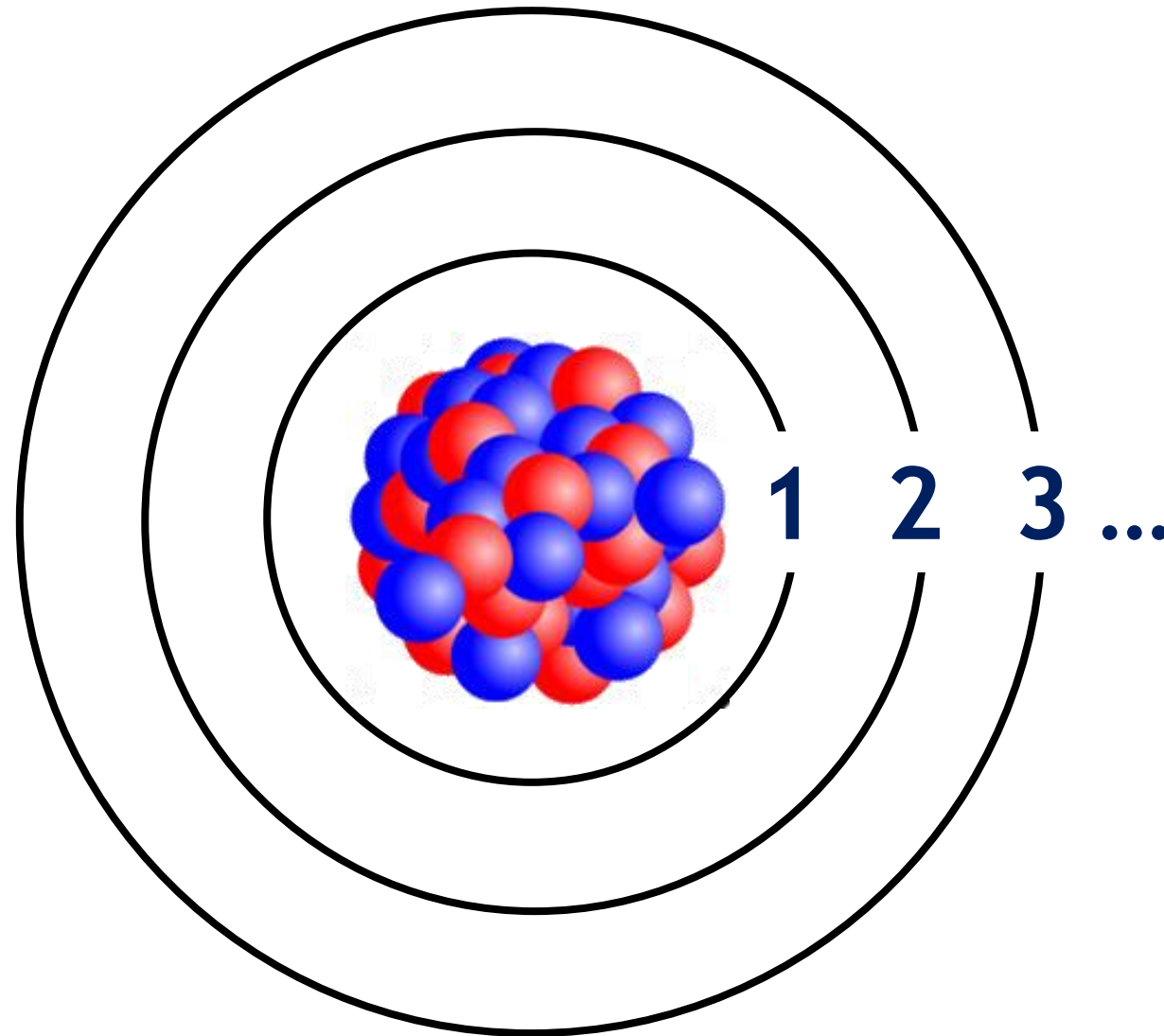




PERIFERIA

¿Cómo se
ubican los
electrones en
el espacio?

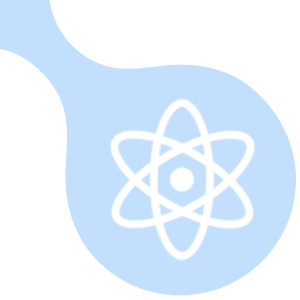
! Los electrones se
pueden movilizar
en el espacio
vacío



Entre más grande sea el valor de n , más alejado estará del núcleo

Niveles
 n

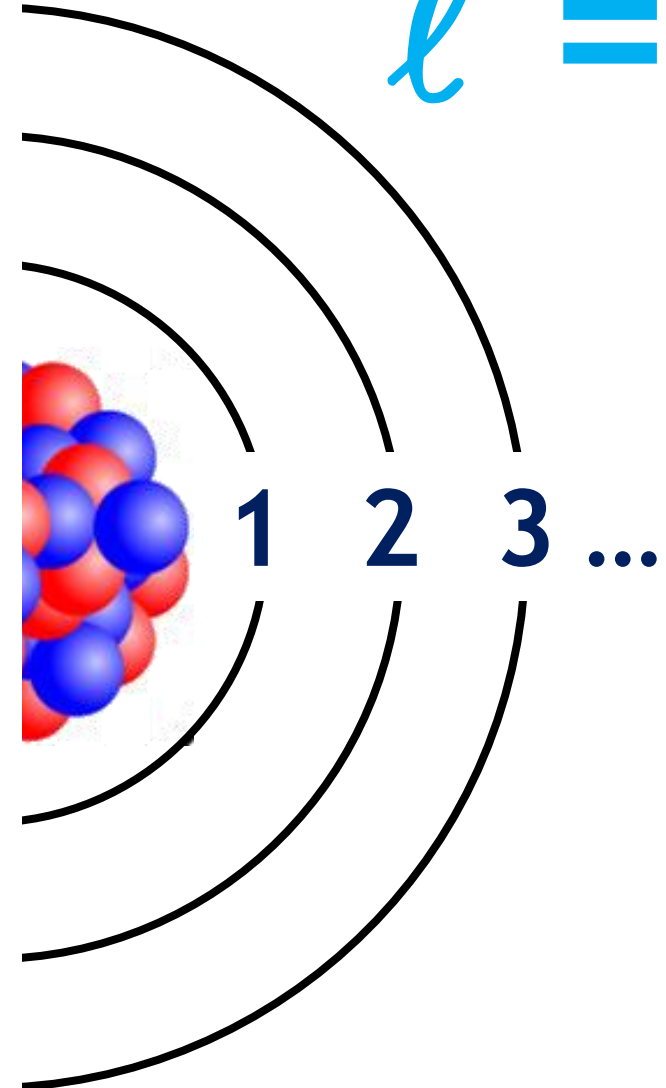




$$l = n - 1$$

$l = n - 1$ expresa la “**forma**” de los niveles

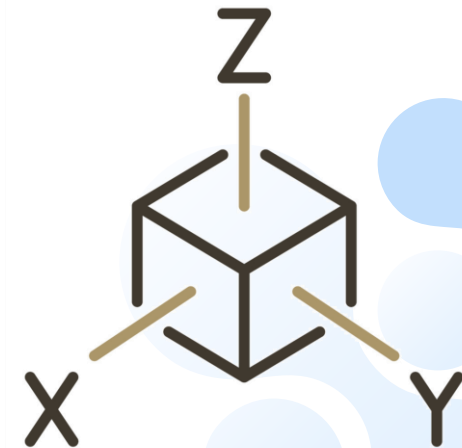
Los niveles se pueden dividir en **subniveles**



$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>



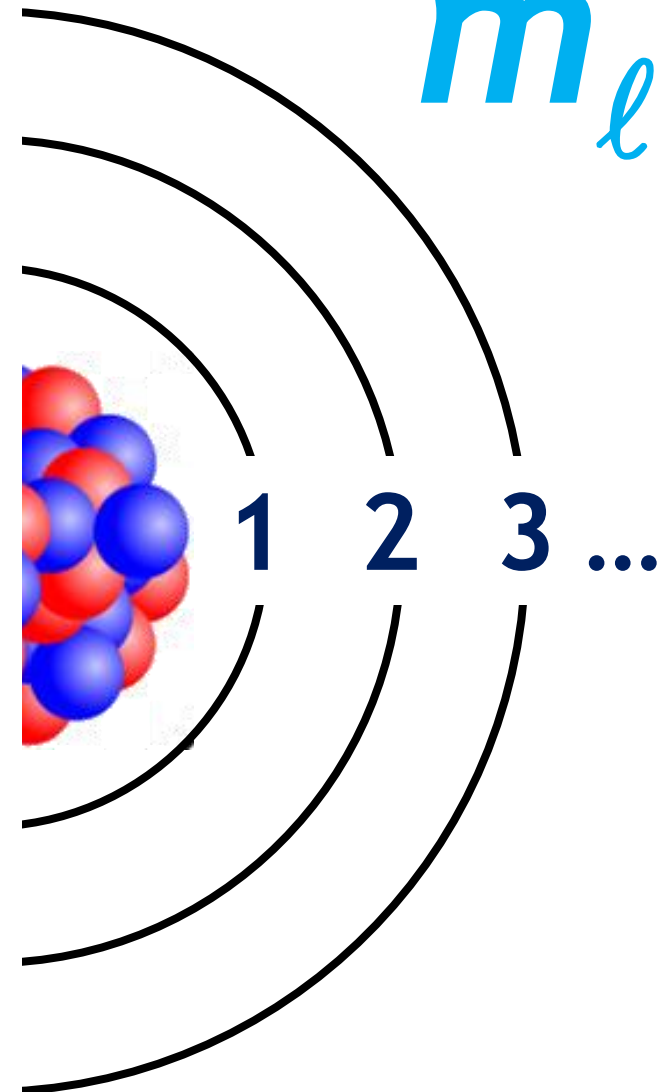
Subniveles





$$m_l = 2l + 1$$

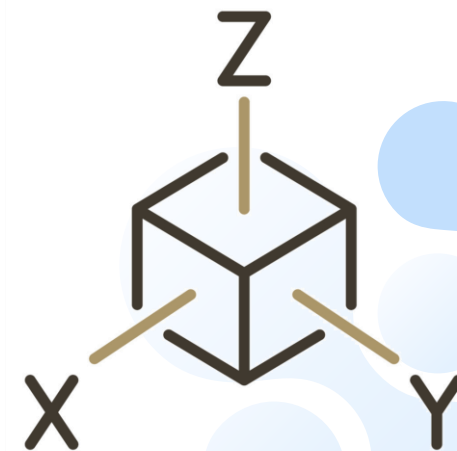
$m_l = 2l + 1$
describe la
“orientación”
en el espacio



$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>



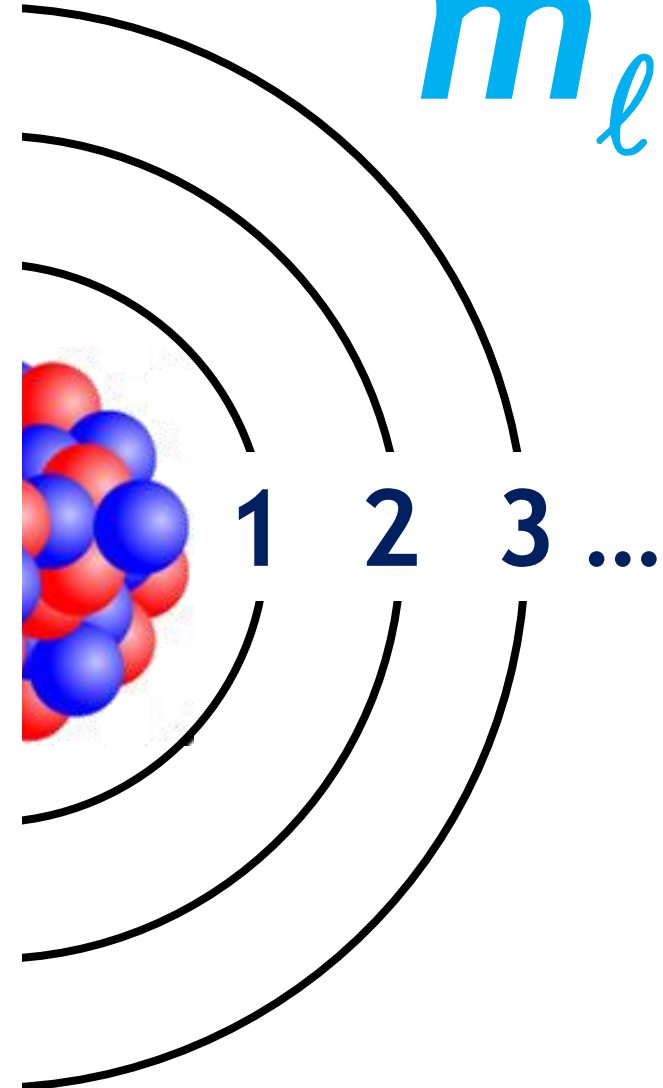
Subniveles



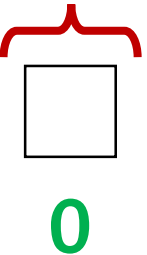


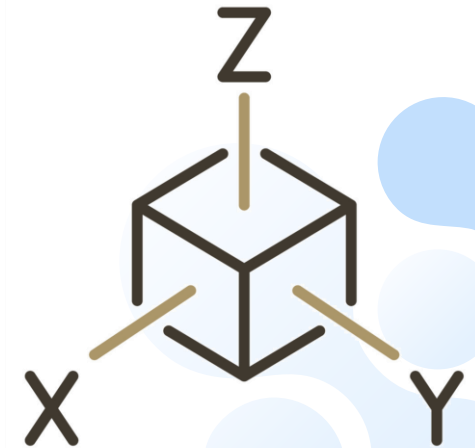
$$m_l = 2l + 1$$

$m_l = 2l + 1$
describe la
“orientación”
en el espacio



$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_l	1	3	5	7	9

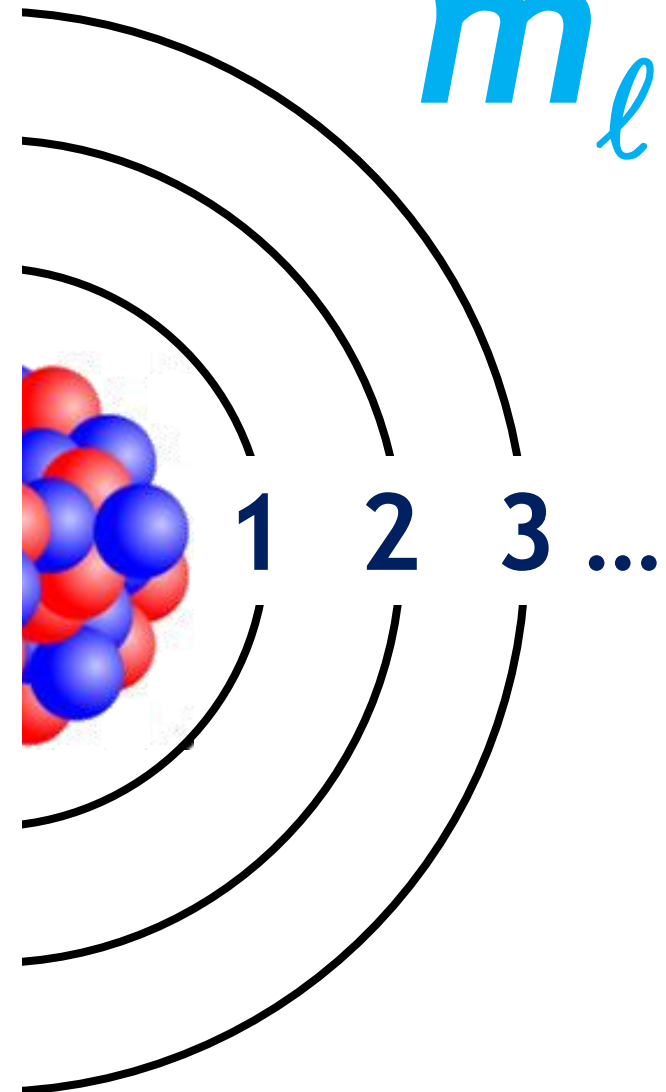




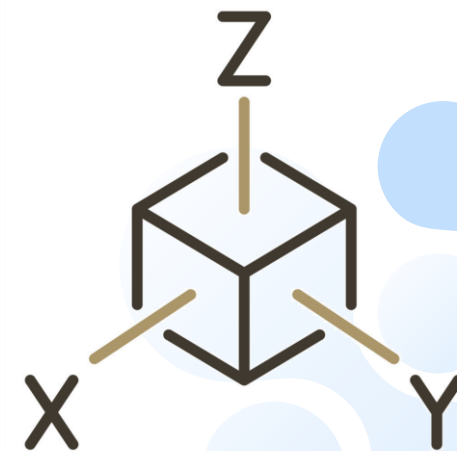
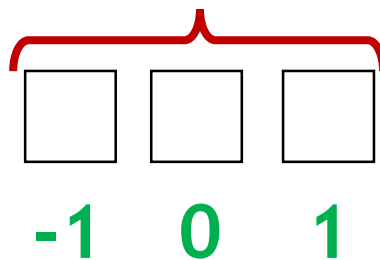


$$m_\ell = 2\ell + 1$$

$m_\ell = 2\ell + 1$
describe la
“orientación”
en el espacio



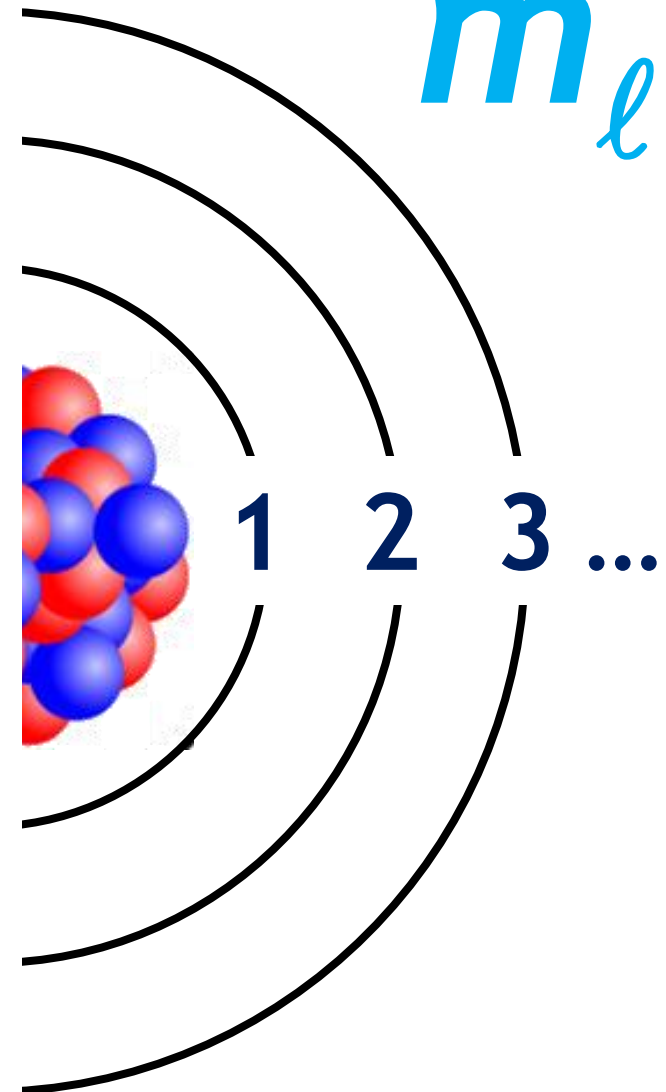
$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_ℓ	1	3	5	7	9



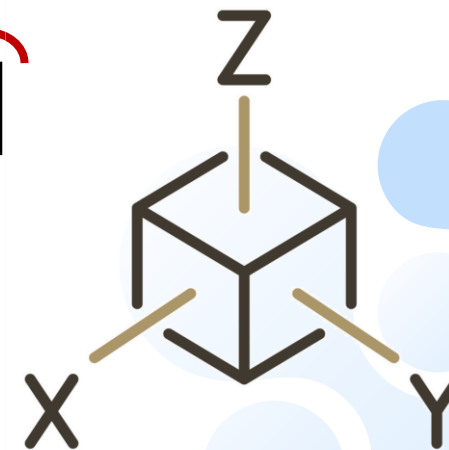
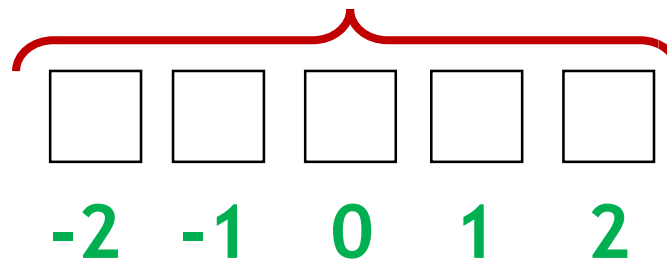


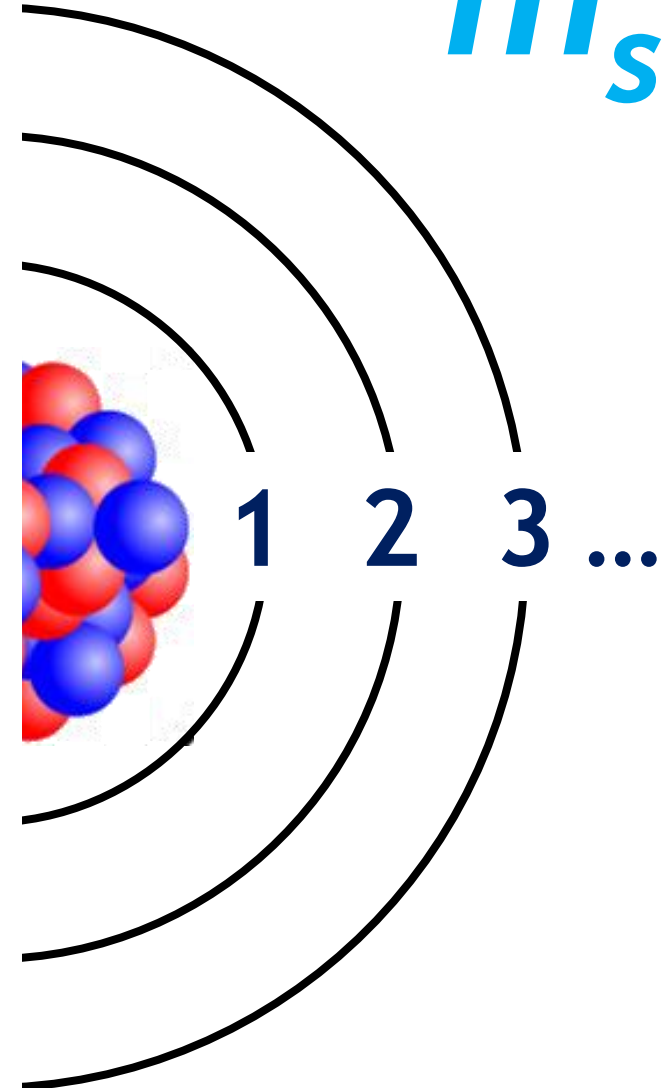
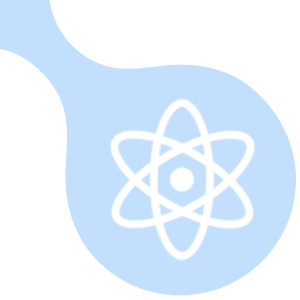
$$m_\ell = 2\ell + 1$$

$m_\ell = 2\ell + 1$
describe la
"orientación"
en el espacio

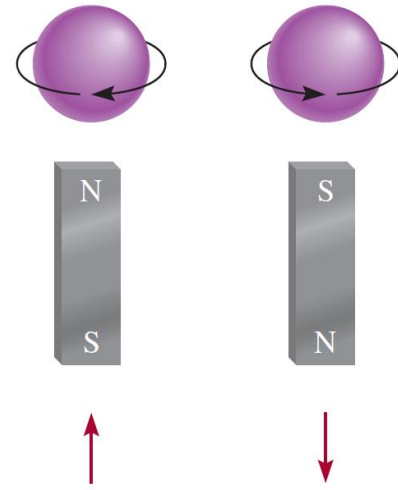


$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_ℓ	1	3	5	7	9



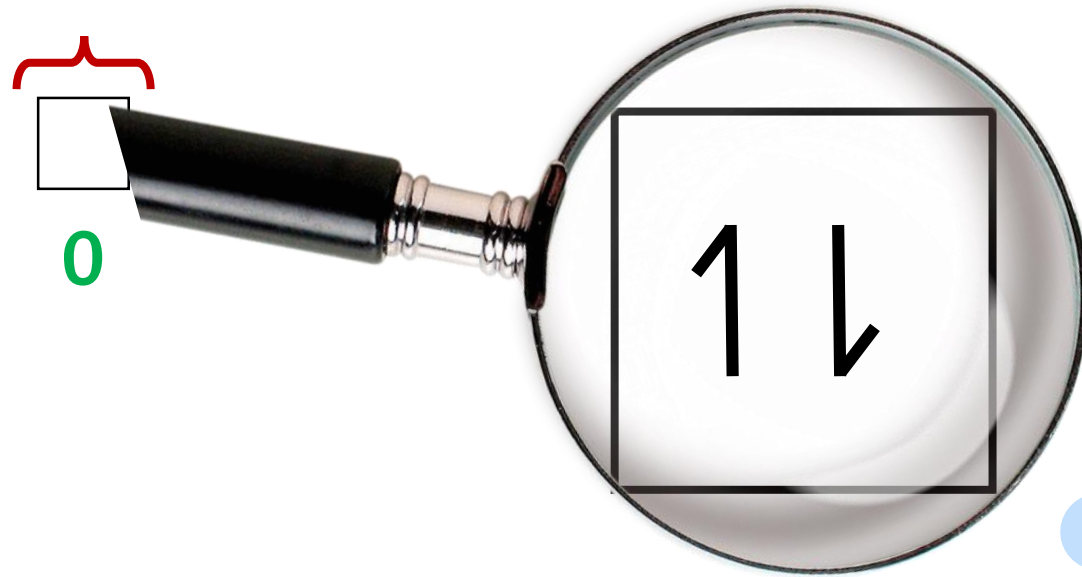


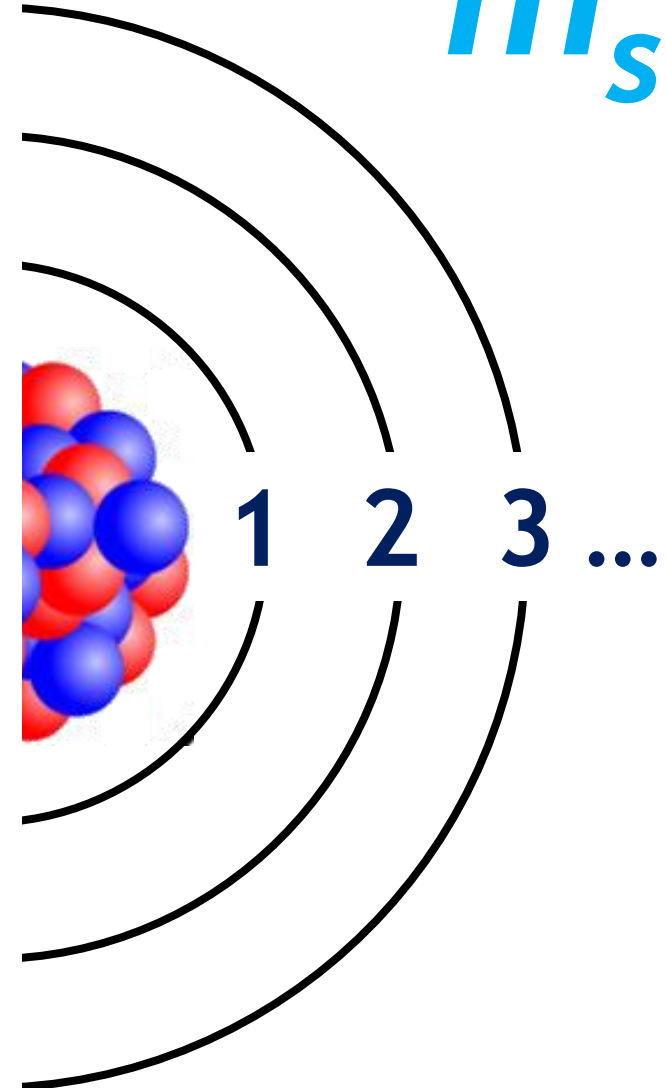
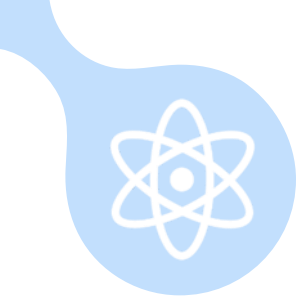
$$m_s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$$



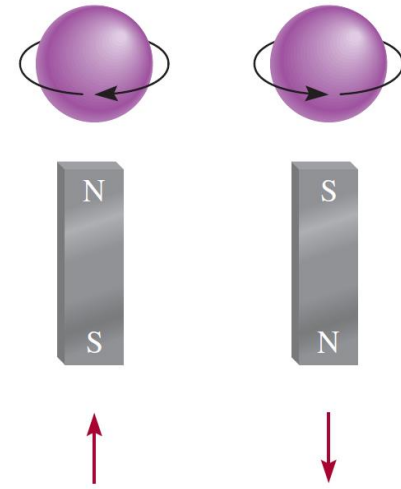
Cada par de electrones debe estar ubicado con **diferentes** características para que puedan **existir** en la misma caja

$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_ℓ	1	3	5	7	9





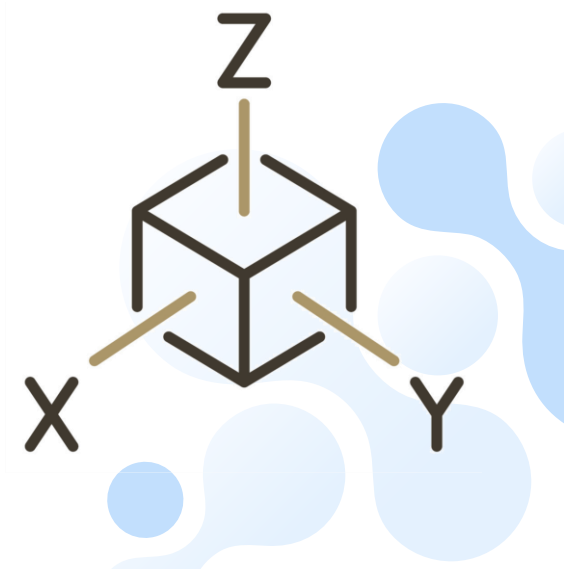
$$m_s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$$

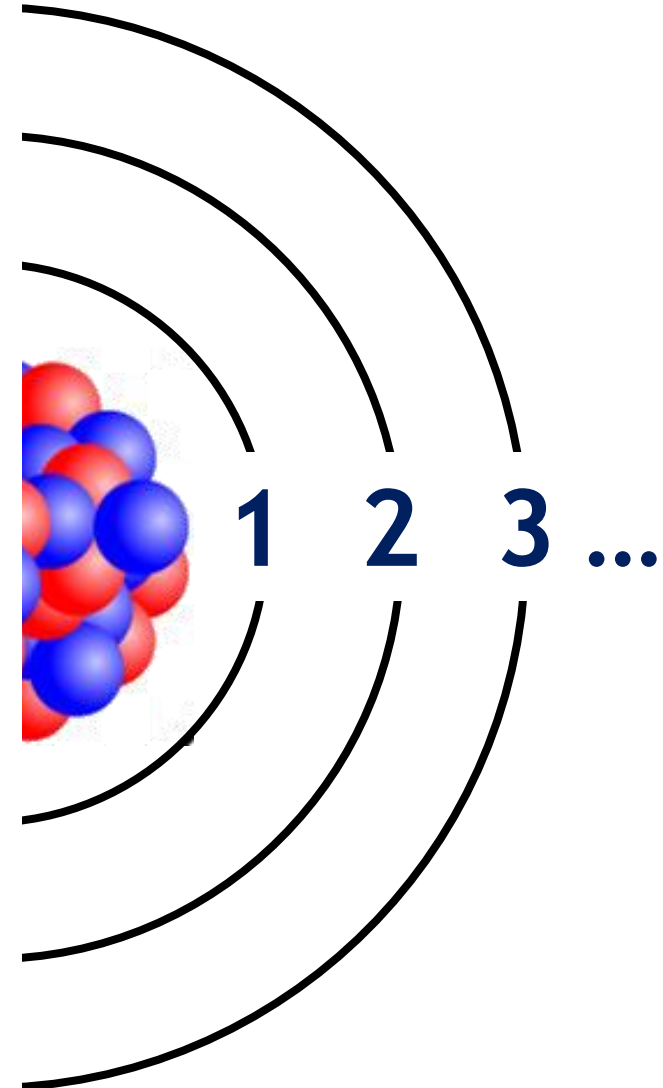


Cada par de electrones debe estar ubicado con **diferentes** características para que puedan **existir** en la misma caja

$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	s	p	d	f	g
m_ℓ	1	3	5	7	9

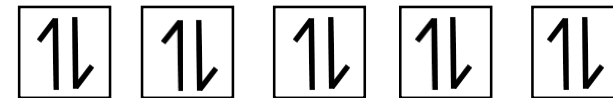
$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{\boxed{1\downarrow}}$



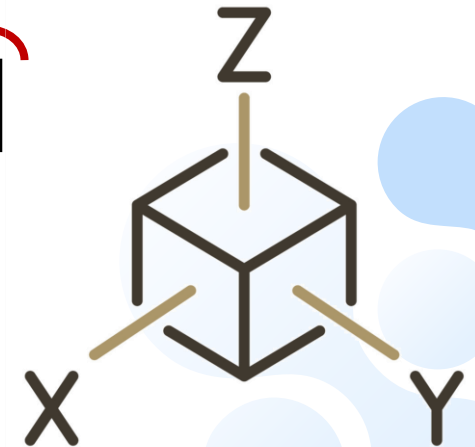


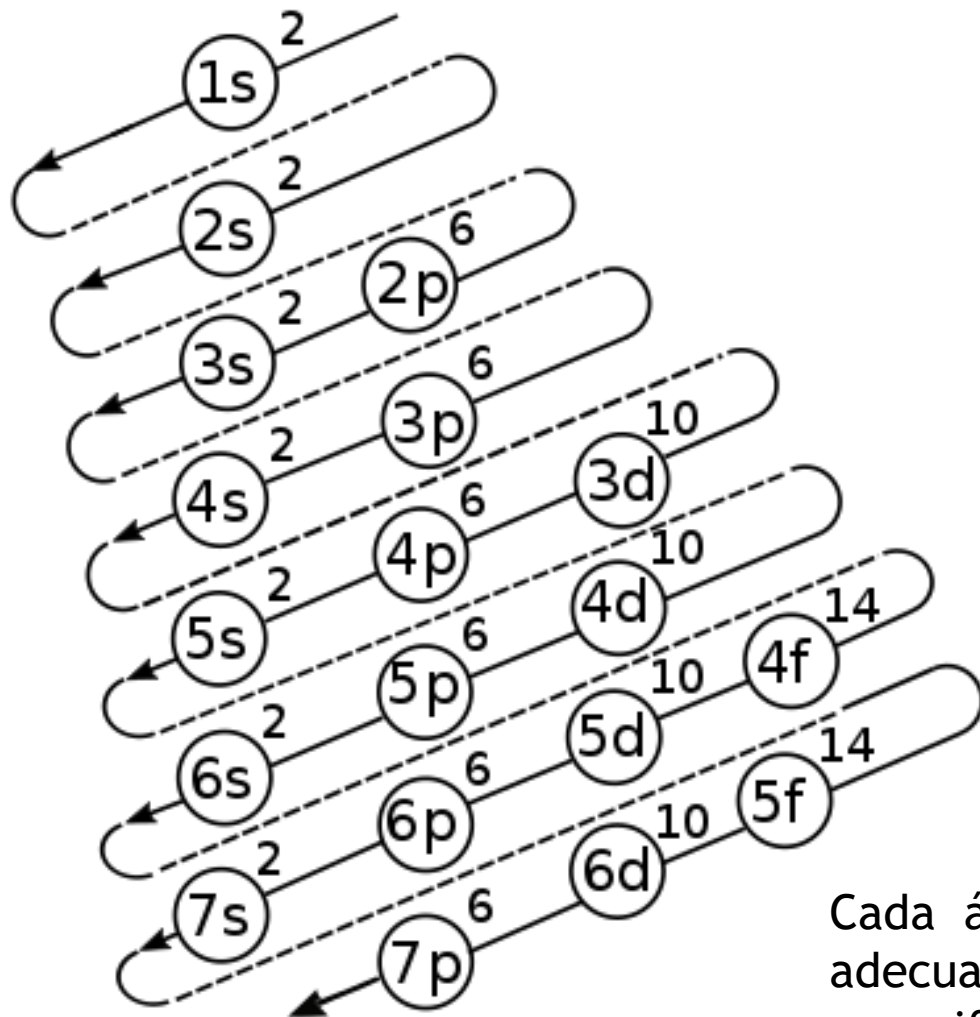
Cada par de electrones debe estar ubicado con **diferentes** características para que puedan existir en la misma caja

$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_l	1	3	5	7	9



**Configuración
electrónica**





Configuración electrónica

$n-1$	0	1	2	3	4
Nombre	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
m_ℓ	1	3	5	7	9

Cada átomo “se construye” 1) agregando el número adecuado de protones y neutrones al núcleo como lo especifican el número atómico y el número de masa y 2) agregando el número necesario de electrones a orbitales en forma tal que el átomo tenga la menor energía total.



Modelo atómico actual

Parte del hecho experimental de que los electrones tienen una naturaleza dual: se comportan como **partículas** y como **ondas**.

Está fundamentado por ecuaciones matemáticas desarrolladas principalmente por **Erwin Schödinger** (1887-1961) y define un orbital como una región del espacio en la que existe una gran probabilidad de encontrar un electrón.

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m}\left(\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}\right) + V\psi = E\psi$$

Ecuación de Onda de Schödinger

n : espacio

l : forma

m_ℓ : orientación

m_s : giro



Modelo atómico actual

n : Número cuántico principal: Niveles

l : Número cuántico del momento angular: Subniveles s , p , d , f

m_l : Número cuántico magnético: x , y , z

m_s : Número cuántico de *spin*: +/-

n : espacio

l : forma

m_l : orientación

m_s : giro





Modelo atómico actual

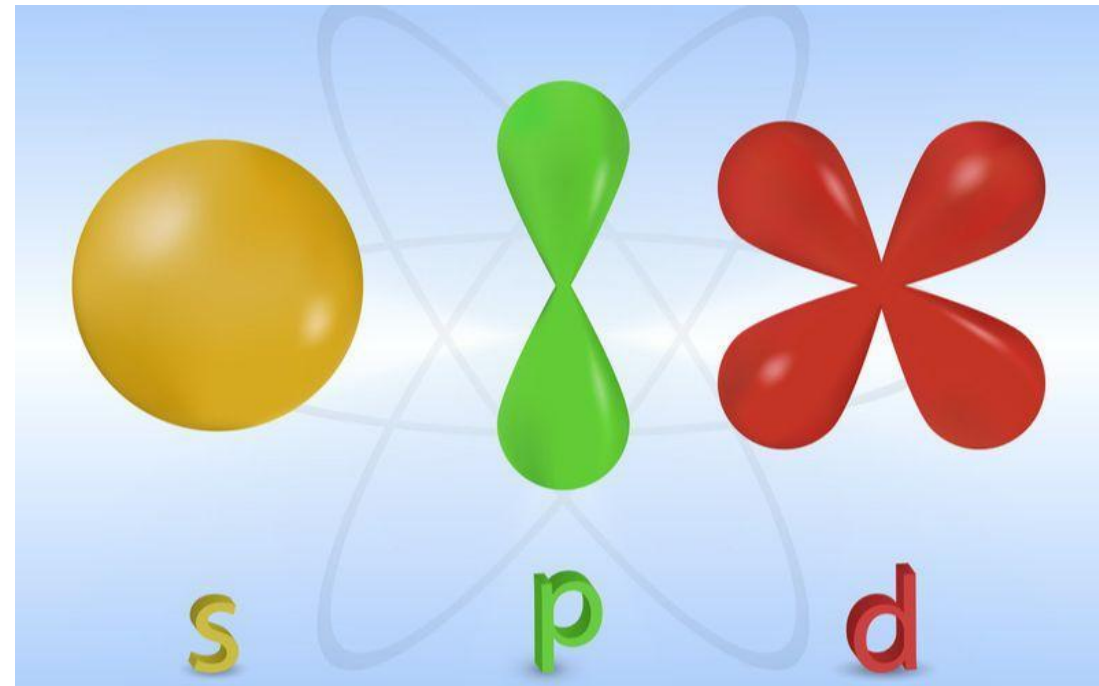
Parte del hecho experimental de que los electrones tienen una naturaleza dual: se comportan como **partículas** y como **ondas**.

Está fundamentado por ecuaciones matemáticas desarrolladas principalmente por **Erwin Schödinger** (1887-1961) y define un orbital como una región del espacio en la que existe una gran probabilidad de encontrar un electrón.

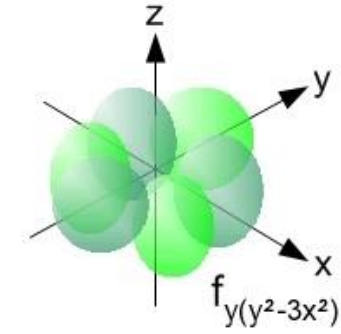
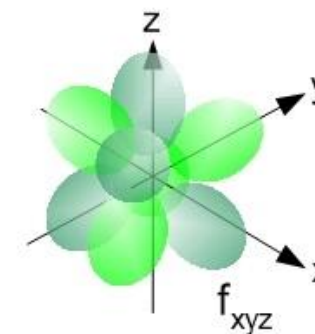
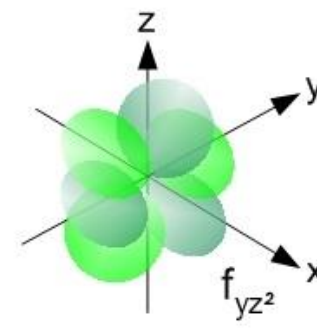
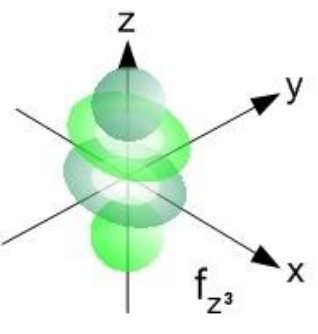
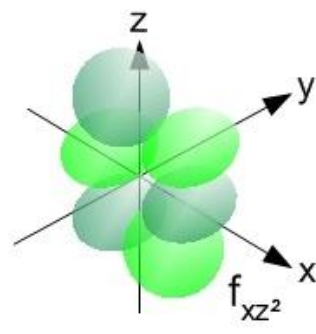
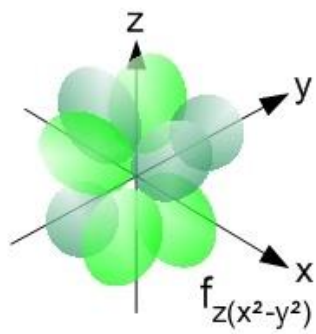
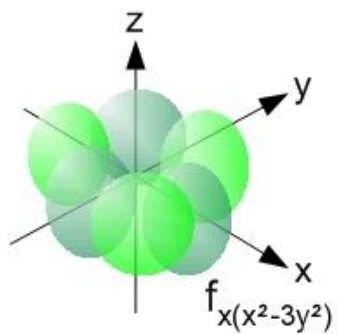
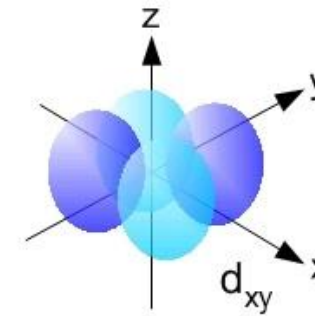
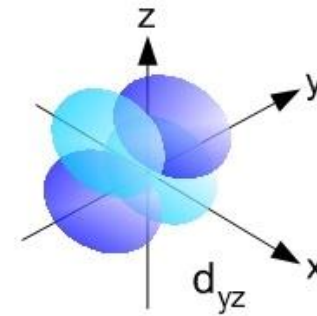
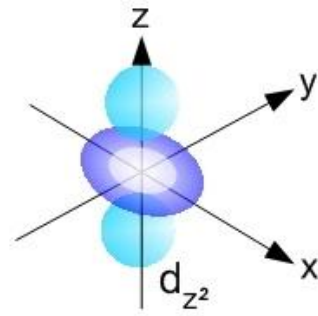
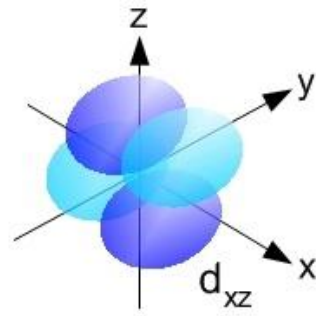
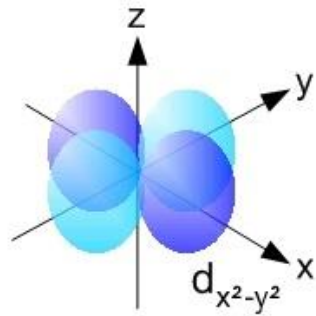
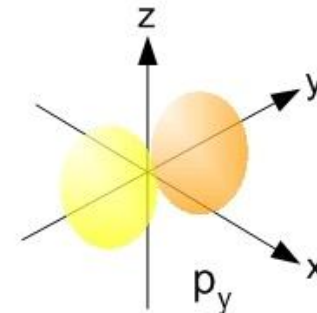
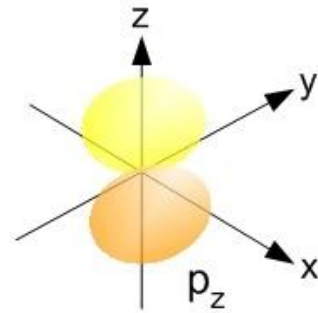
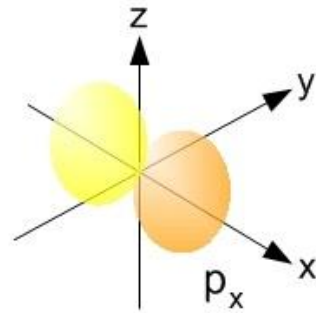
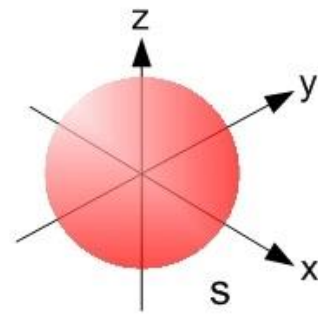
$$-\frac{h^2}{8\pi^2m}\left(\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}\right) + V\psi = E\psi$$

Ecuación de Onda de Schödinger

n: espacio
l: forma
m_l: orientación
m_s: giro



n : espacio
 l : forma
 m_l : orientación
 m_s : giro





Modelo atómico actual

Entre más grande sea el valor de n , más alejado estará del núcleo

La capa más externa = Capa de valencia

Es imposible conocer con certeza el momento y la posición de una partícula simultáneamente

Principio de Incertidumbre de Heisenberg

Se debe ir agregando el número necesario de electrones a orbitales en forma tal que el átomo tenga la menor energía total.

Principio de Aufbau

Dos electrones de un átomo no pueden tener los mismos 4 números cuánticos

Principio de exclusión de Pauli

