

UNIDAD 2

ESTRUCTURA ATÓMICA

TABLA PERIÓDICA

MODELOS ATÓMICOS

LA ANTIGÜEDAD

LA ELECTRICIDAD

EL ÁTOMO NEUTRO

LOS ESPECTROS

LA INCERTIDUMBRE

DEMÓCRITO

J.J.THOMSON

RUTHERFORD

BOHR

CUÁNTICO

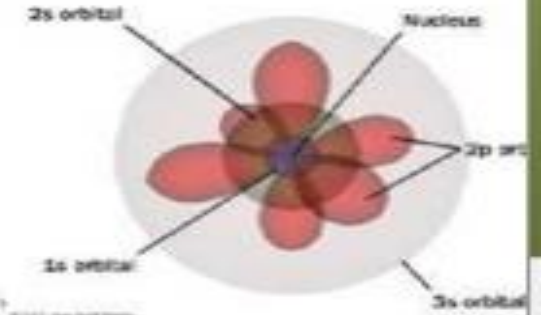
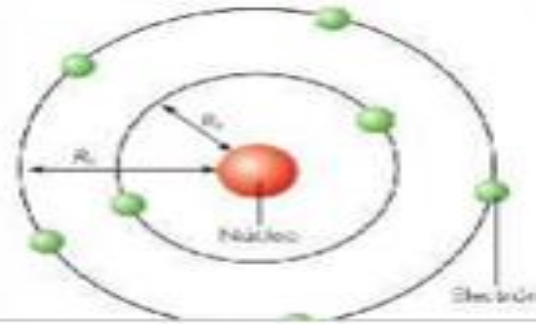
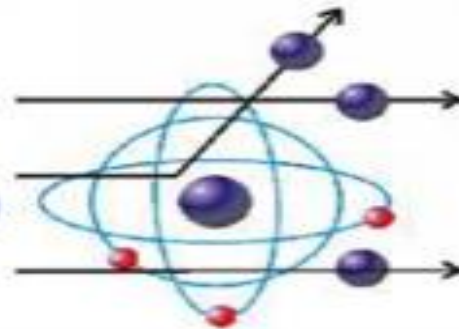
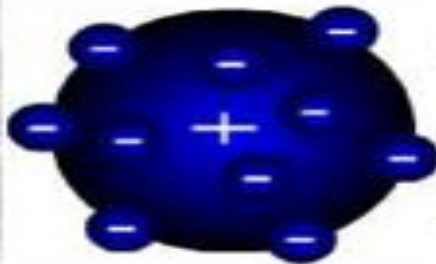
LO MÁS PEQUEÑO

COMPACTO
CARGAS ELÉCTRICAS

ESPACIO VACÍO

ÓRBITAS

ORBITALES



ESTRUCTURA ATÓMICA

Faraday (1832)

Crookes (tubos de descarga, 1895)

Thomson: electrones

Modelo Atómico de Thomson (1897)

Descubrimiento Rayos X (1895)

Radioactividad (1895)

Modelo Átomico de Rutherford (1911)

Física Clásica

Teoría Cuántica Max Plank
(1900)

Cuerpo Negro

Efecto Fotoeléctrico (1905)

Radiación

Electromagnética(Maxwel)



Modelo Atómico de Bohr (1913)

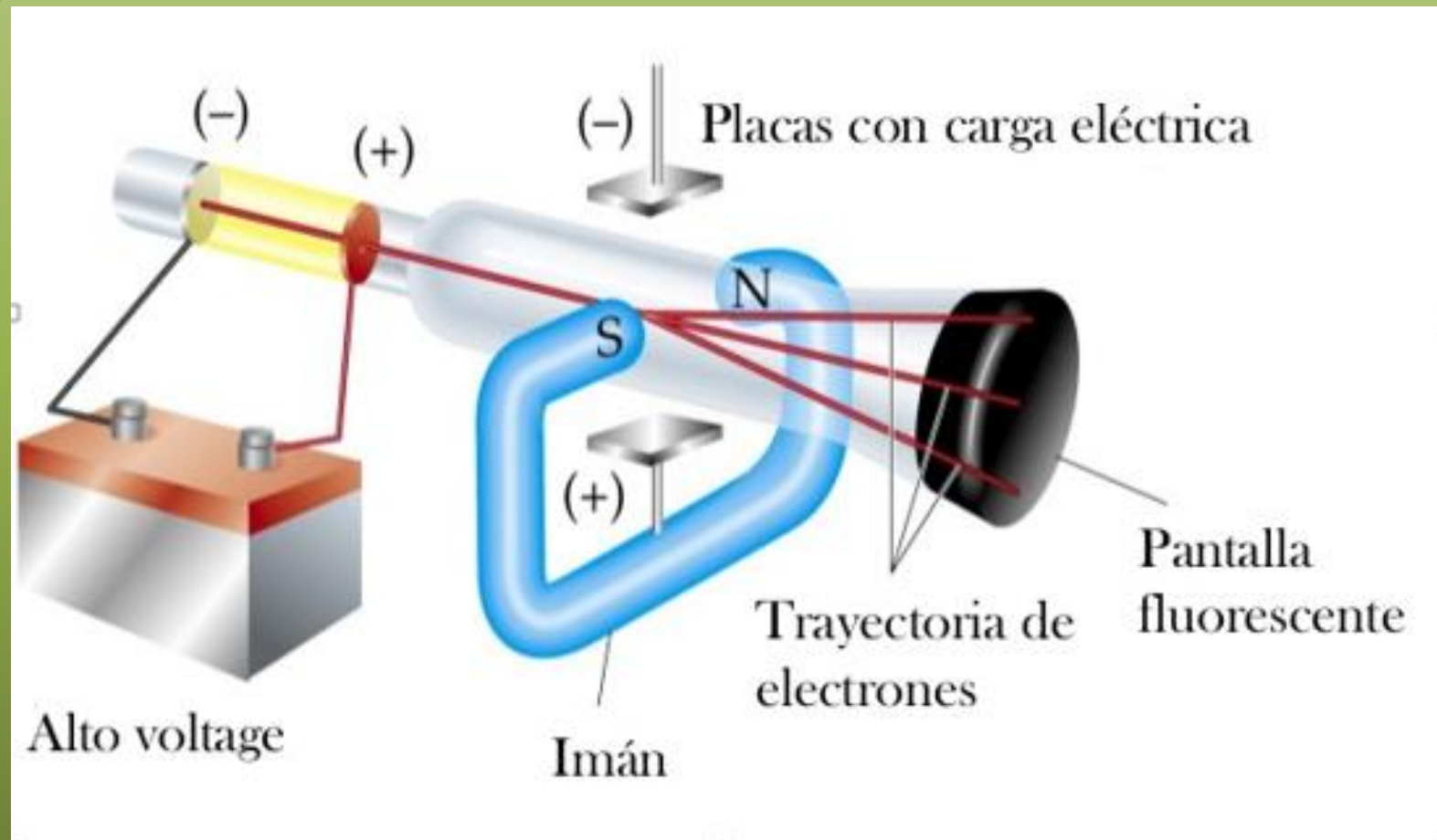
Naturaleza Ondulatoria electrón- De Broglie (1925)

Principio de Incertidumbre Heisenerg (1927)

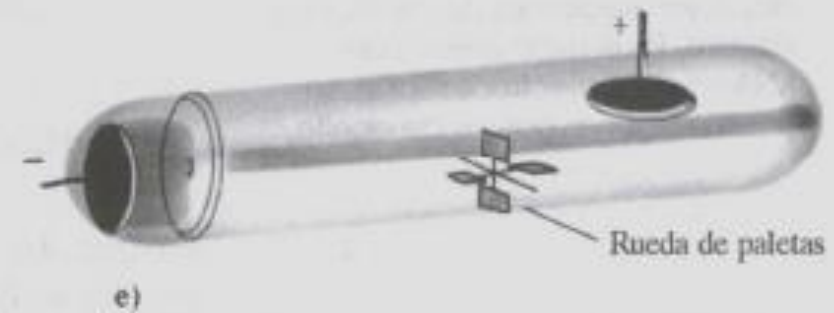
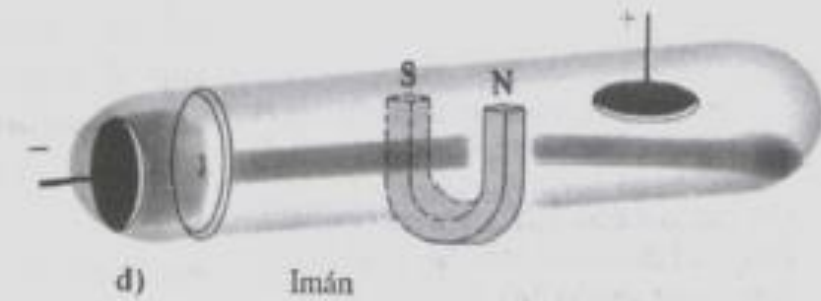
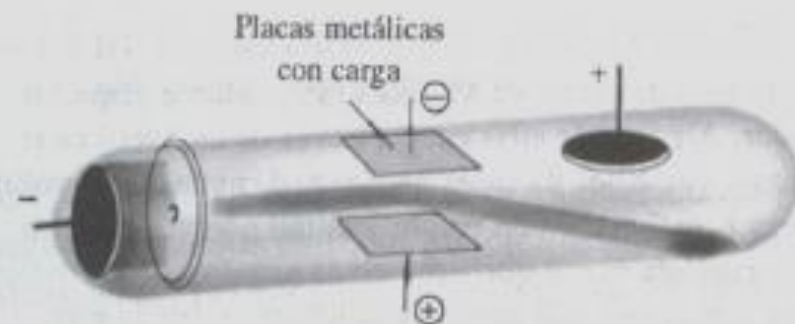
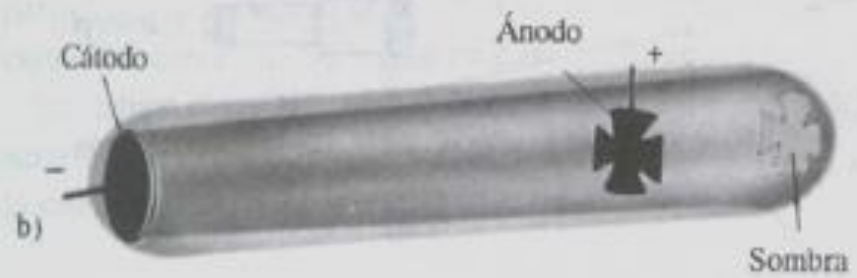
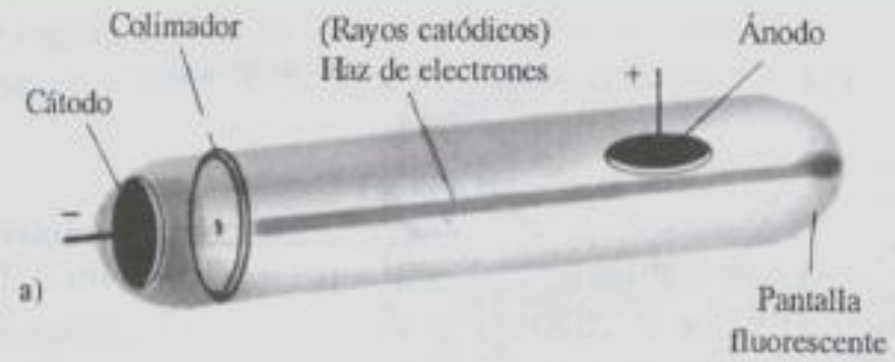
Ecuación de Schrödinger (1926)- Mecánica Cuántica

Modelo Atómico Actual (1928)

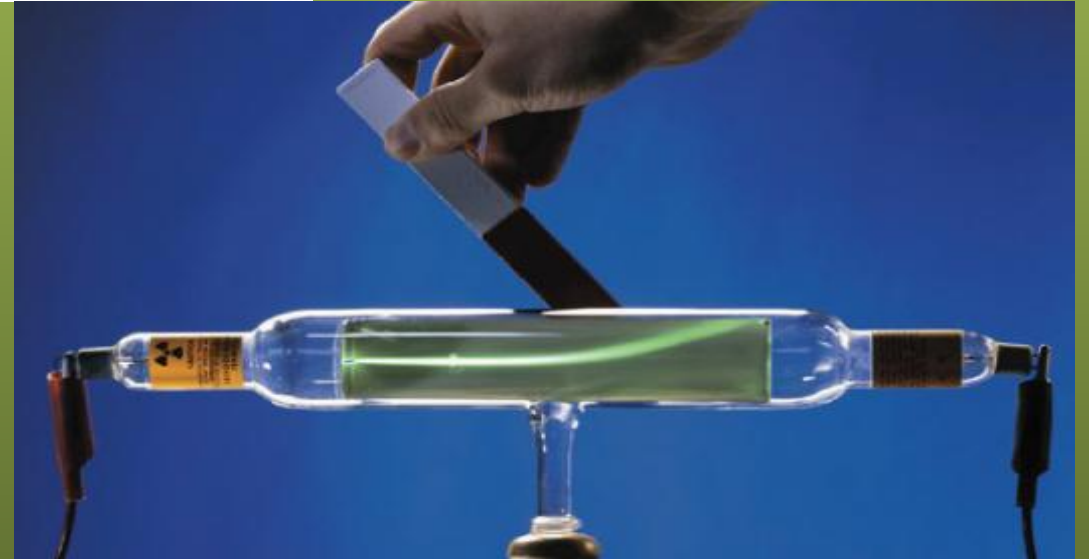
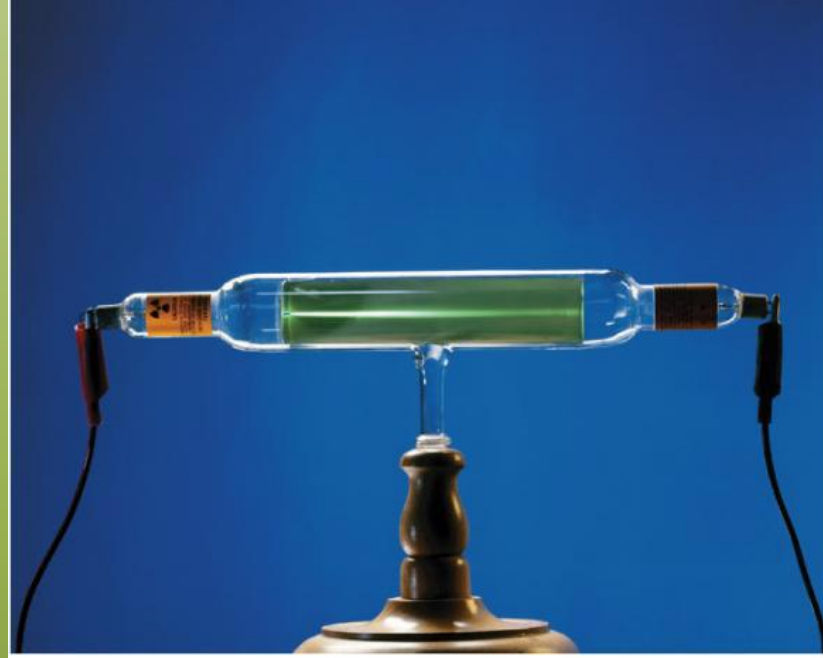
TUBO DE RAYOS CATODICOS



EXPERIENCIAS DE J.J. THOMSON



THOMSON – TUBO DE RAYOS CATÓDICOS DESCUBRIMIENTO ELECTRÓN



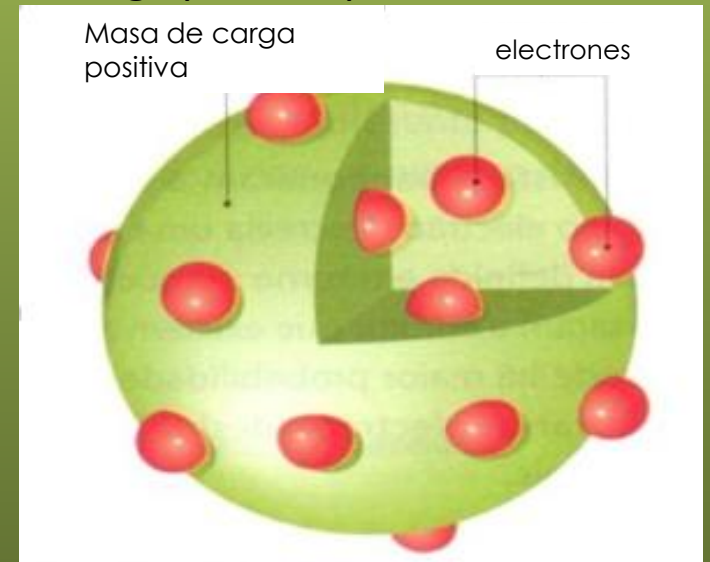
DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN (1897)

- Al someter a un gas a baja presión a un voltaje elevado, este emitía unas radiaciones que se conocieron como rayos catódicos.
- Se observó que los rayos catódicos eran partículas negativas (se desviaban hacia el polo positivo de un campo eléctrico) con gran energía cinética.
- La relación **carga/masa** de los rayos catódicos es la misma independientemente del gas del que proceda.
- La relación **carga/masa** es un número constante $= -1.76 \cdot 10^8 \text{ C/g}$
- Se supuso que estas partículas deberían estar en todos los átomos. Thomson las llamó "electrones".

MODELO ATÓMICO DE THOMSON (1904)

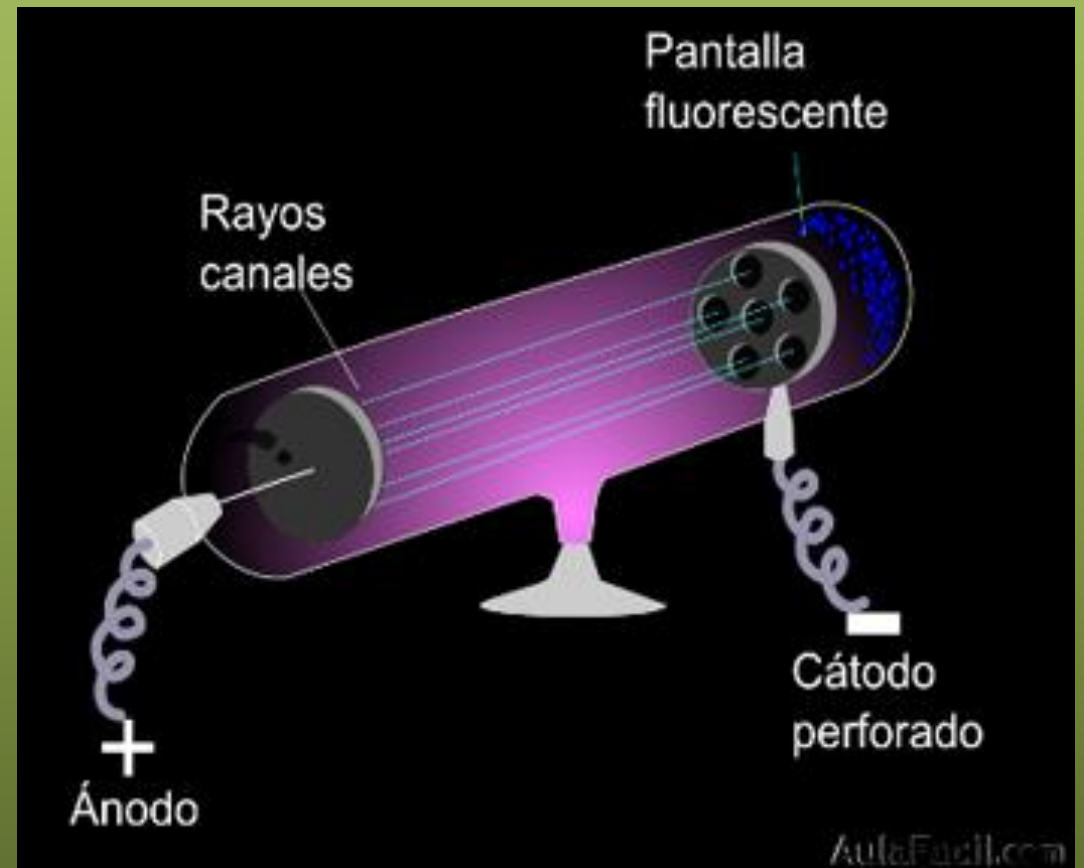
Al descubrir el electrón con carga negativa, se postuló la existencia de una carga positiva para compensarlo, ya que la materia es eléctricamente neutra.

Modelo del budín de pasas



RAYOS CANALES O RAYOS POSITIVOS (Goldstein, 1886)

- Los rayos viajan en línea recta al ánodo.
- Los rayos están formados por partículas.
- Estos rayos contienen una carga positiva.
- La relación carga eléctrica / masa es diferente para cada sustancia.
- Su carga positiva es de igual magnitud a la carga del electrón o algunos múltiplos de estos
- Estas partículas tienen una masa 1836 veces mayor a la del electrón.



RAYOS X (ROËNTGEN 1895)

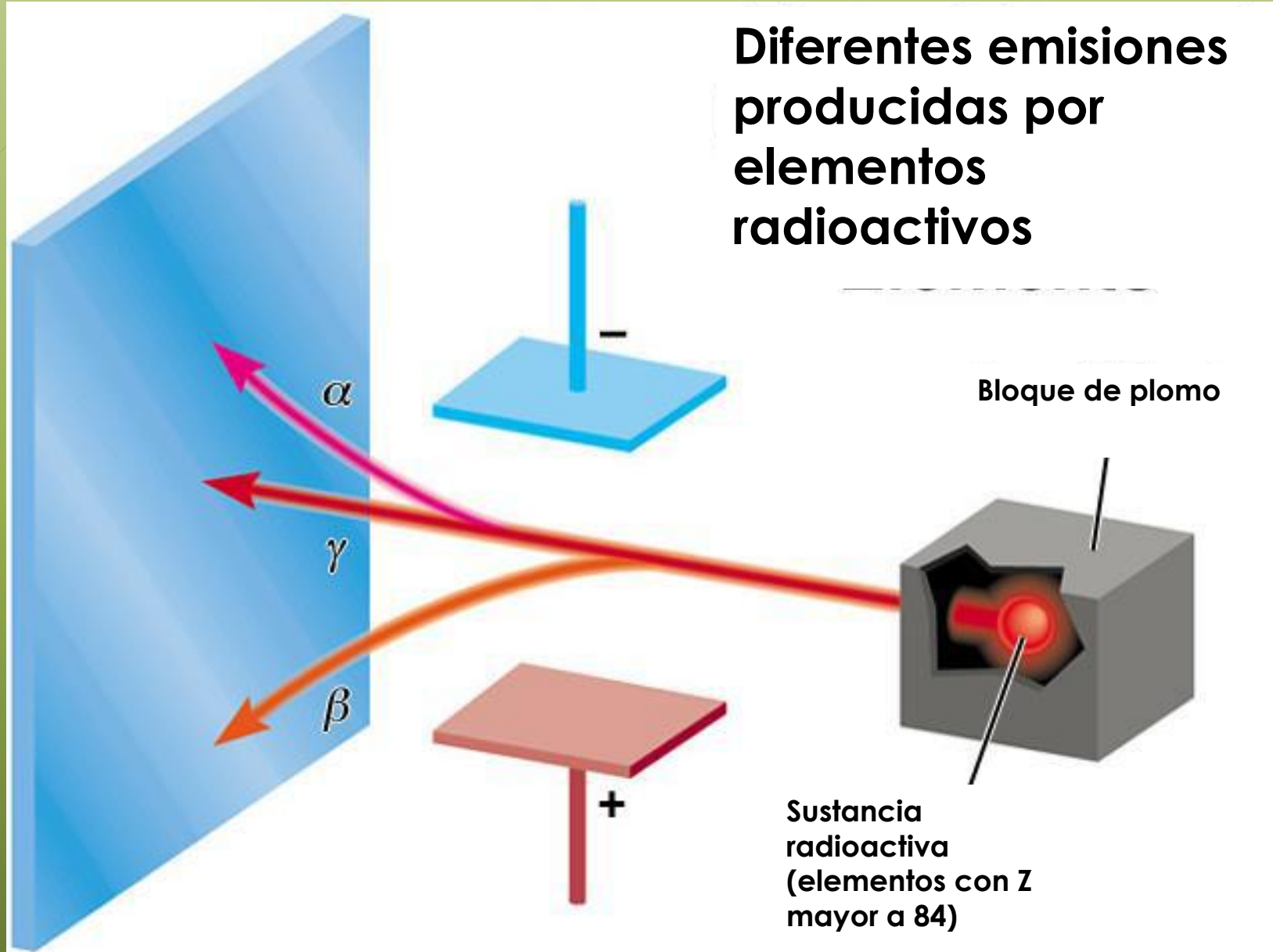
- Se producen en un tubo de rayos catódicos.
- No poseen carga ya que no se desvían al pasar por campos magnéticos.
- Tienen gran poder penetrante (atraviesan con facilidad las vísceras, no así los huesos) e impresionan placas fotográficas.
- Viajan a la velocidad de la luz.
- Ionizan los gases.
- Son ondas electromagnéticas (energía) de alta energía

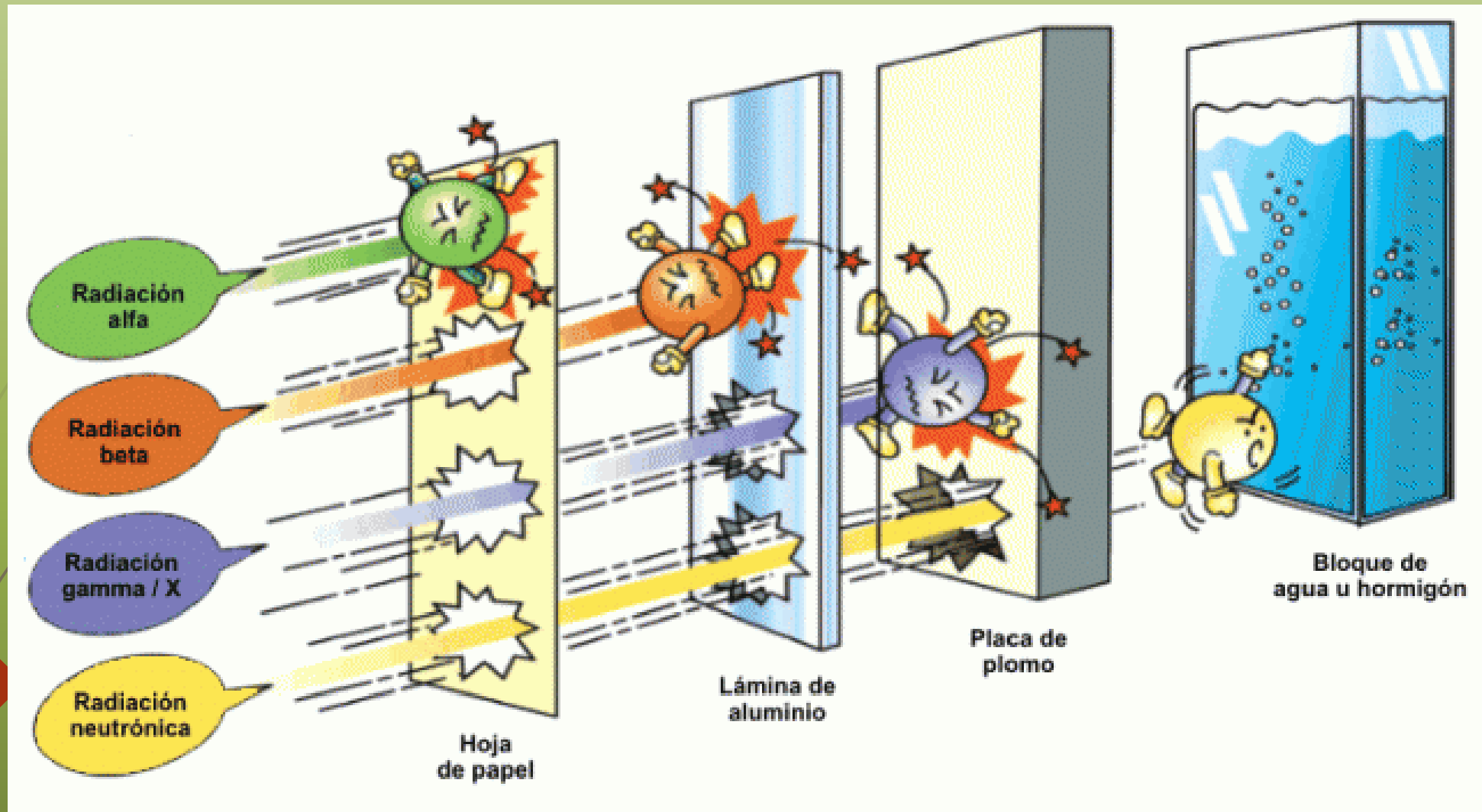


RADIOACTIVIDAD (BECQUEREL 1896)

- Son radiaciones similares a los rayos X pero emitidas espontáneamente por isótopos de elementos con número atómico igual o mayor a 84.
- Pueden ser de varios tipos:
 - ❖ Rayos α : carga eléctrica positiva (núcleos de He: carga = +2; masa= 4u)
 - ❖ Rayos β : carga eléctrica negativa, procedentes del núcleo por descomposición de un neutrón en protón + electrón)
 - ❖ Rayos γ : radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia, no tienen carga eléctrica ni masa, sólo energía
- Muy ionizantes y penetrantes.

Diferentes emisiones producidas por elementos radioactivos

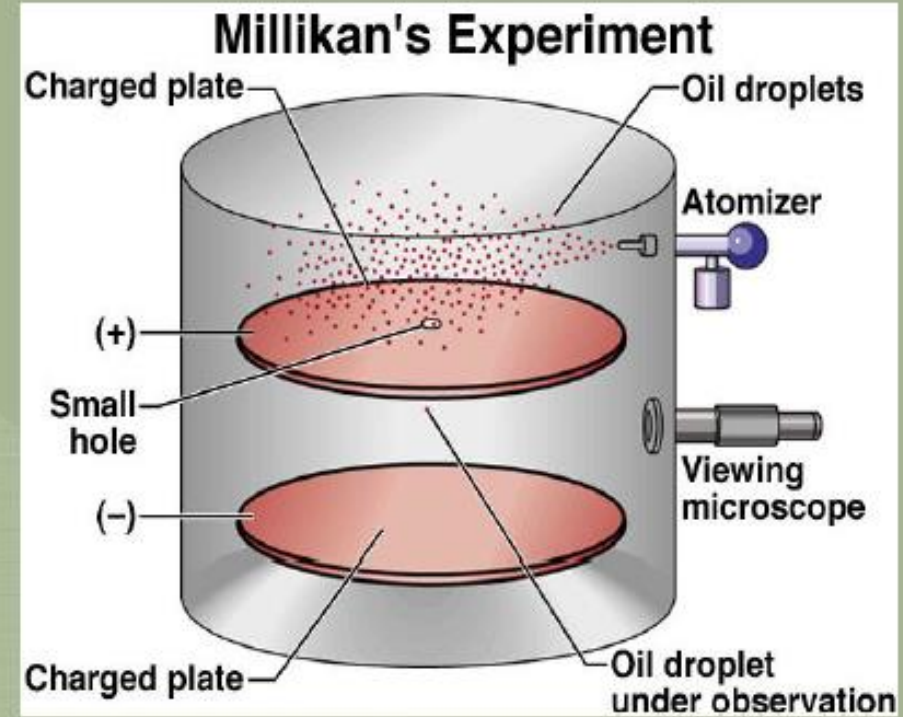




Capacidad de penetración en materiales de los distintos tipos de radioactividad. Imagen suministrada por el gobierno japonés a la población durante los accidentes nucleares de Fukushima. Fuente: La pizarra de Yuri

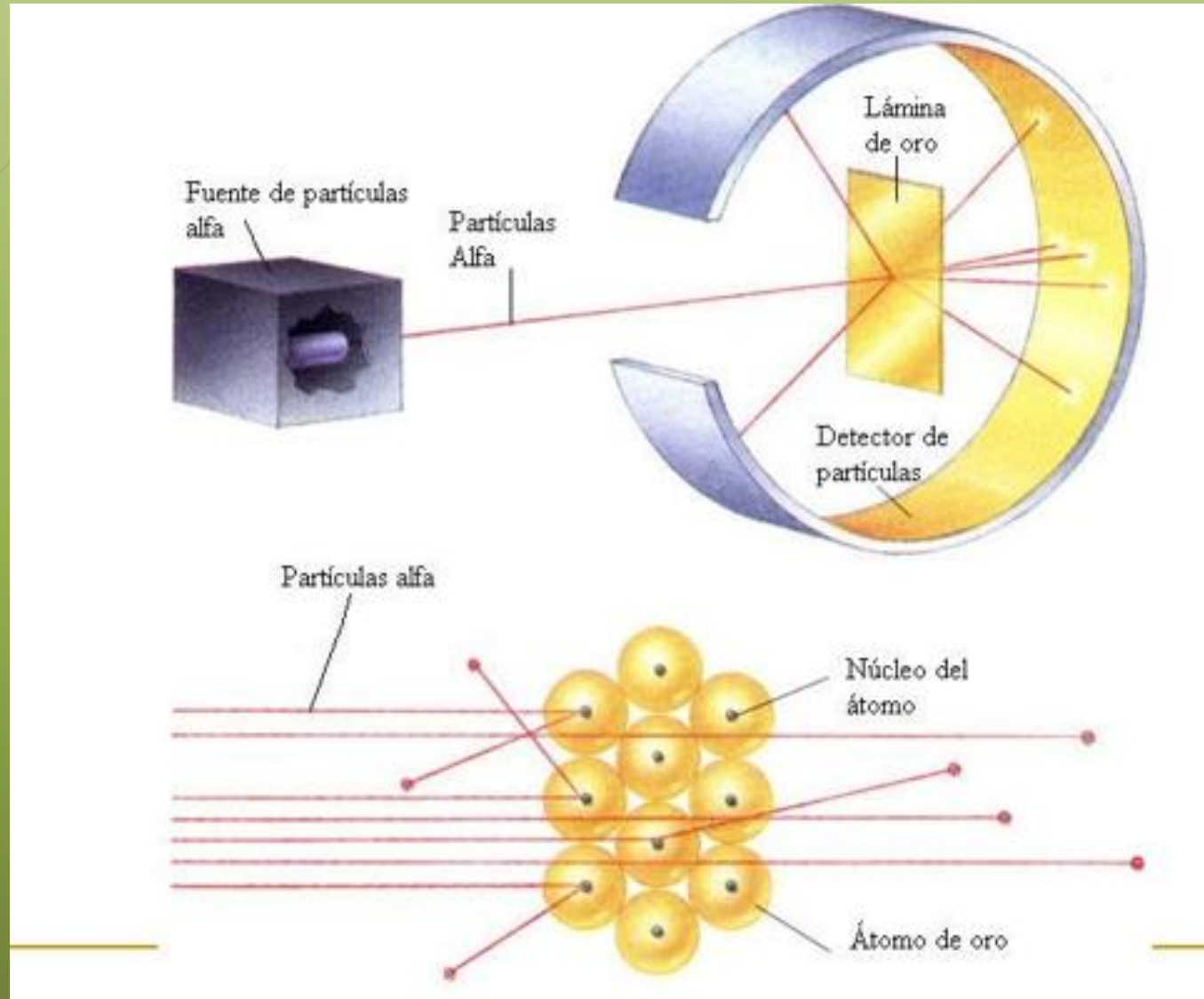
EXPERIENCIA DE MILLIKAN

Determinación de la masa del e^-
(Premio Nobel de Física en 1923)



carga del e^-	= $-1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$
Relación carga/masa del e^-	= $-1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$
Masa del e^-	= $9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$

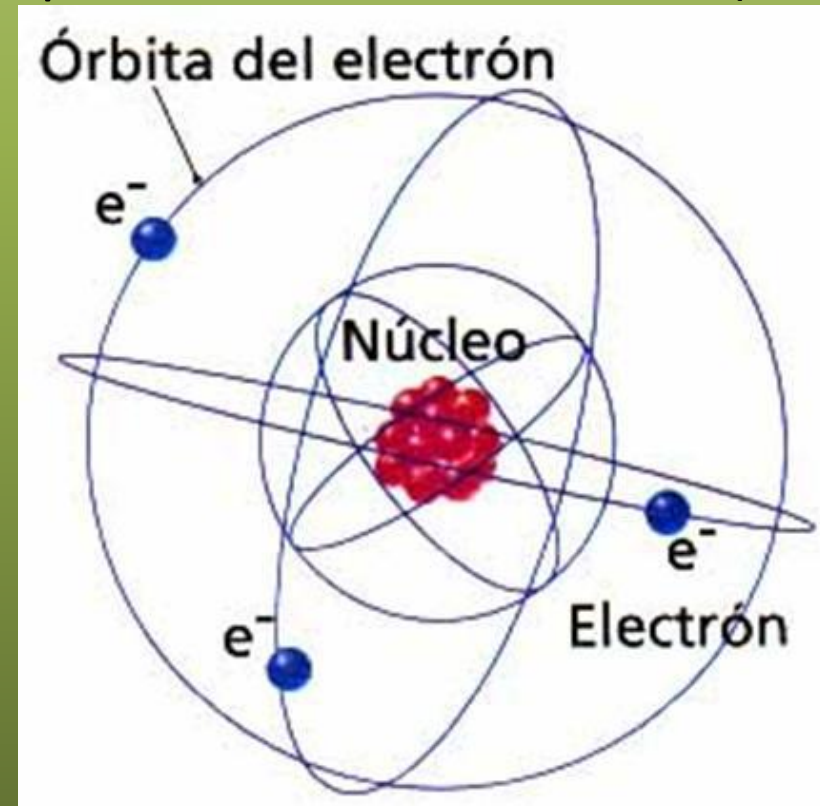
EXPERIMENTO DE RUTHERFORD (1906-1911)



Según el propio Rutherford, "... era como disparar balas sobre un hoja de papel y ver que rebotan".

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD (1913)

- Plantea un átomo discontinuo.
- Núcleo: se encuentra la mayor parte de la masa del átomo. Presencia de partículas en el núcleo: protones (+) y neutrones (sin carga).
- Electrones girando alrededor del núcleo
- El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo (unas 100,000 veces menor)
- Átomo casi todo espacio vacío



ANTECEDENTES AL MODELO DE BOHR

La luz y su interacción con la materia: fenómenos que no podían explicarse usando las fórmulas de la física clásica para objetos visibles

- **Radiación del cuerpo negro (sólidos)**
- **Efecto fotoeléctrico**
- **Espectros atómicos (gases):**

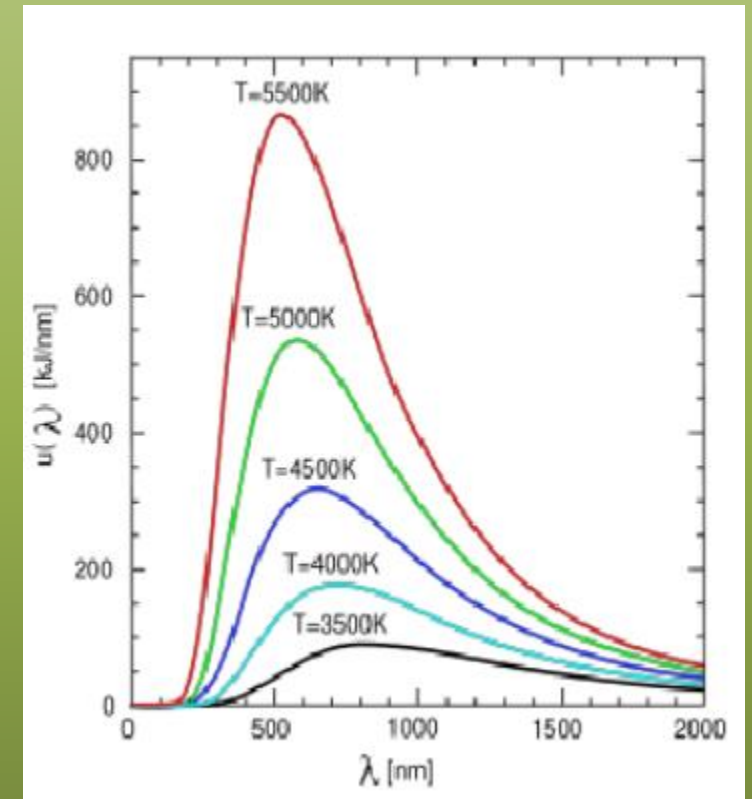
Es la imagen del conjunto de radiaciones que emite una sustancia, después de ser dispersada por un prisma

El espectro es característico de una determinada sustancia y normalmente sirve para identificarla

RADIACIÓN DE UN CUERPO NEGRO

Un cuerpo negro es, como su propio nombre indica, un cuerpo que absorbe absolutamente toda la radiación electromagnética que recibe: ni refleja ni transmite nada de radiación. Un cuerpo de este tipo no es necesariamente de color negro, si bien es cierto no refleja ningún tipo de radiación, si es capaz de emitirla. Como absorbe toda la radiación que recibe, si le proporcionamos mucha energía se irá calentando hasta brillar. Puedes pensar en un palo de madera totalmente negro como un cuerpo negro: si se calienta mucho es una brasa, brilla, no porque refleje luz sino porque emite la suya propia

La energía emitida por un cuerpo negro se consideraba proporcional a la longitud de onda (física clásica). Los cálculos no coincidían con la parte experimental



EFFECTO FOTOELÉCTRICO

La luz tiene:

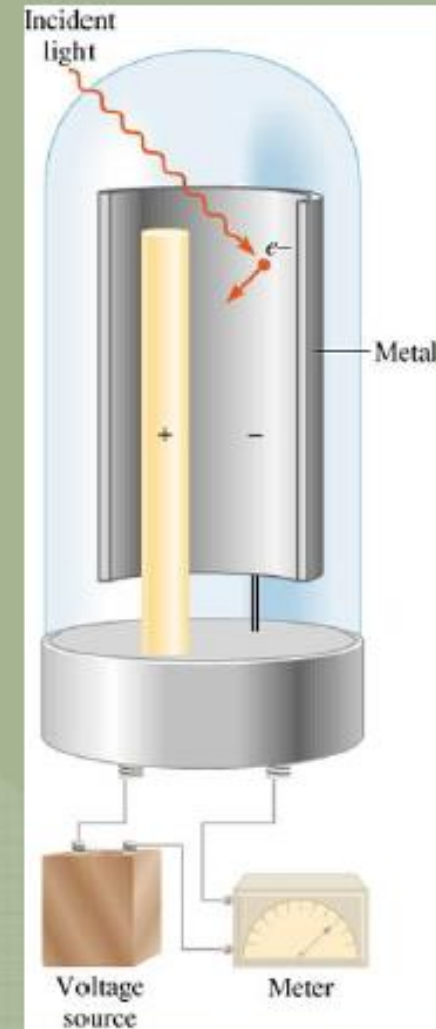
1. Naturaleza de onda
2. Naturaleza de partícula

Un **fotón** es una “partícula” de luz

$$h\nu = KE + BE$$

Energía cinética Energía de enlace

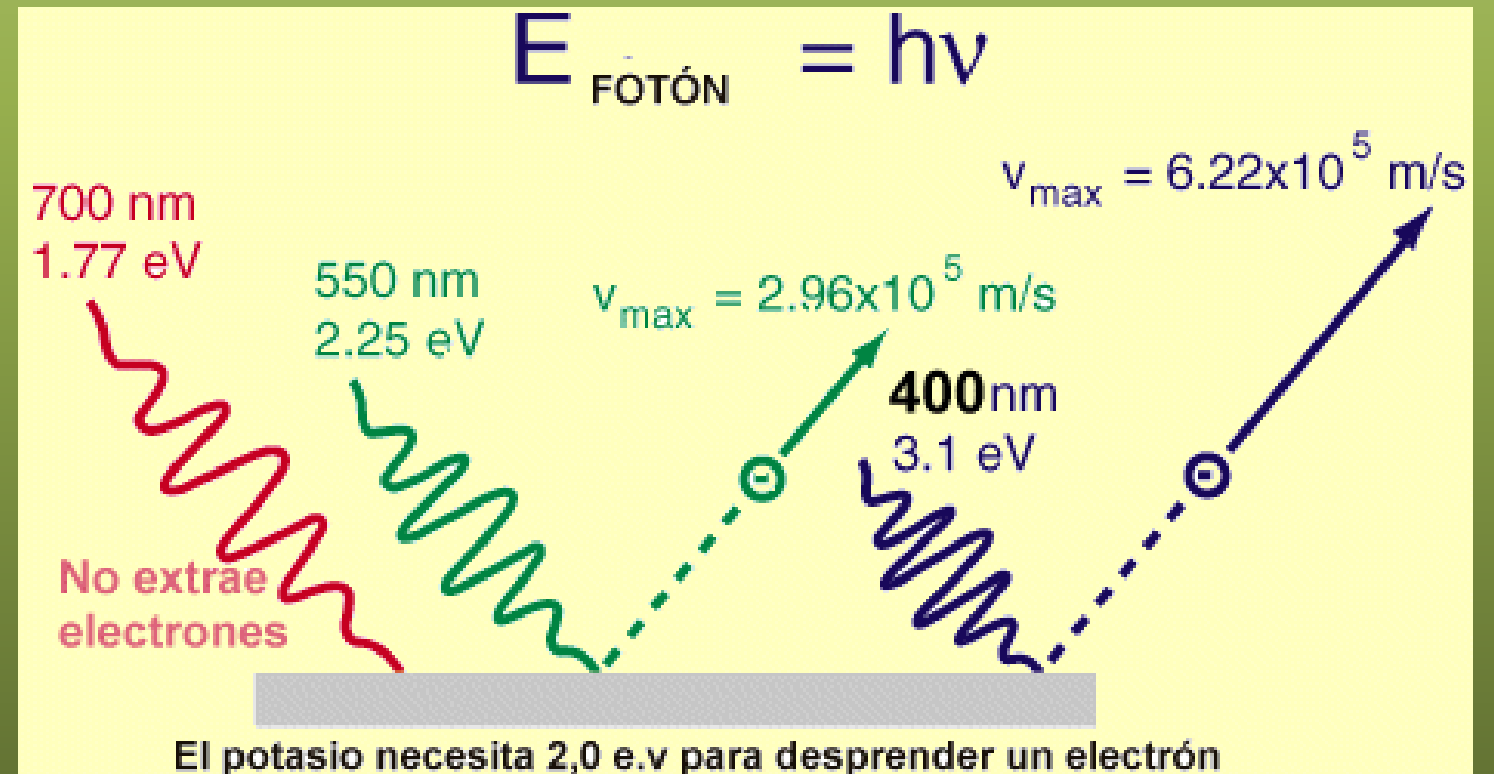
- ✓ Rayo de luz más intenso → mayor número de fotones
- ✓ Mayor frecuencia → mayor energía cinética



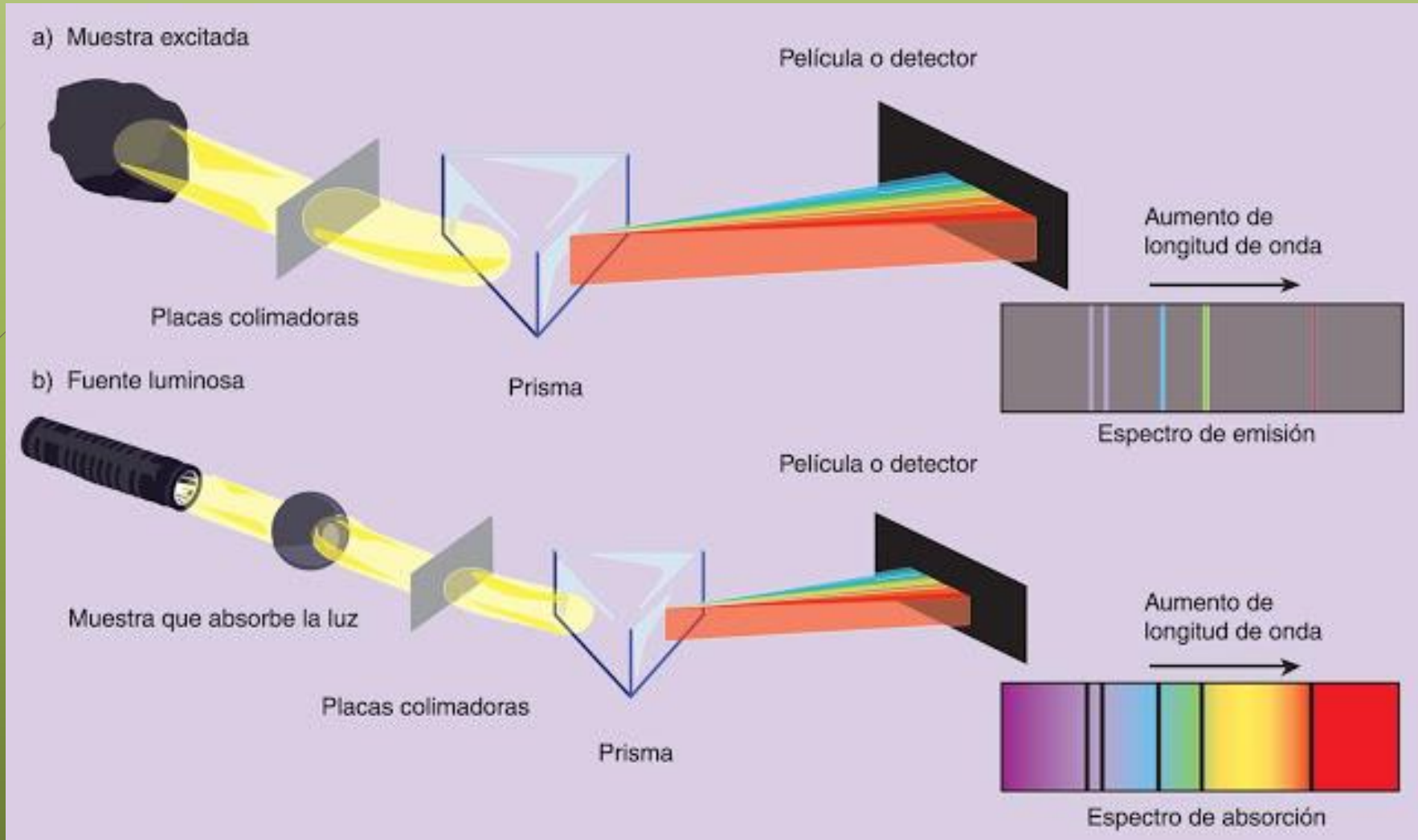
FRECUENCIA UMBRAL

La frecuencia mínima para extraer un electrón de un átomo (efecto fotoeléctrico) se denomina **frecuencia umbral** " ν_{umbral} " ($\nu_{\text{umbral}} = E_{\text{ionización}}/h$). Si se suministra una radiación de mayor frecuencia, el resto de la energía se transforma en energía cinética del electrón:

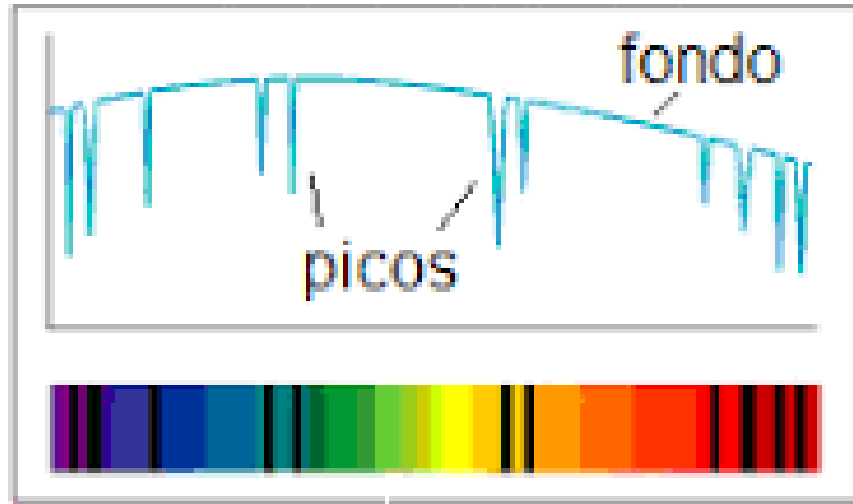
$$E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} m v^2 = h \nu - E_{\text{ionización}} = h \nu - h \nu_{\text{umbral}}$$



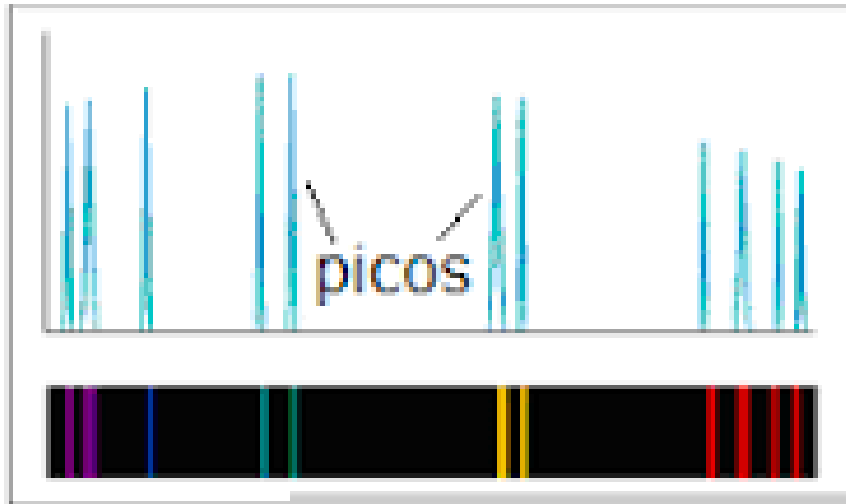
ESPECTROS DISCONTINUOS DE EMISIÓN Y ABSORCIÓN



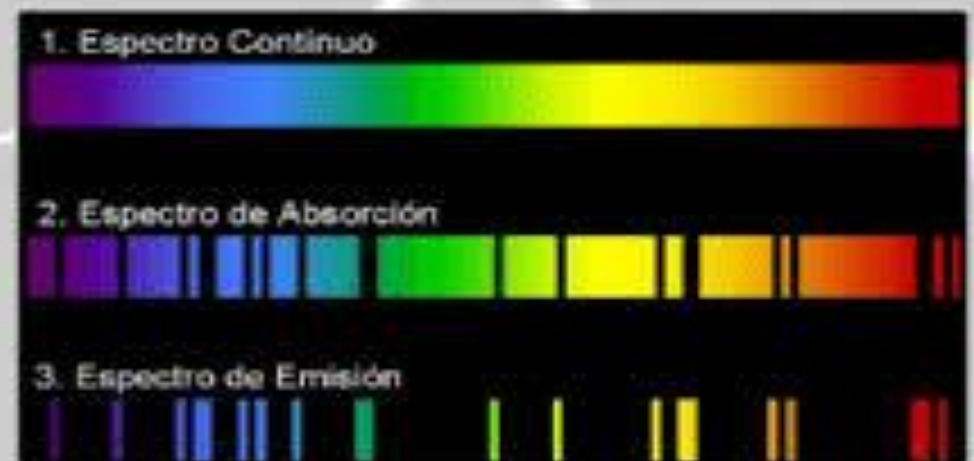
Espectro de absorción



Espectro de emisión



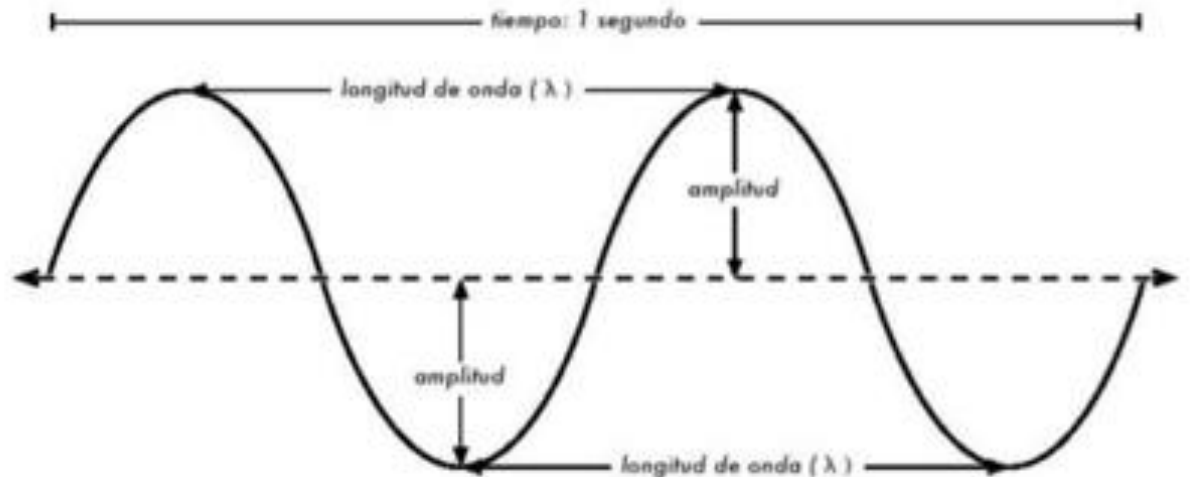
- Bandas o continuo
- Líneas o discontinuo



RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA(MAXWEL)

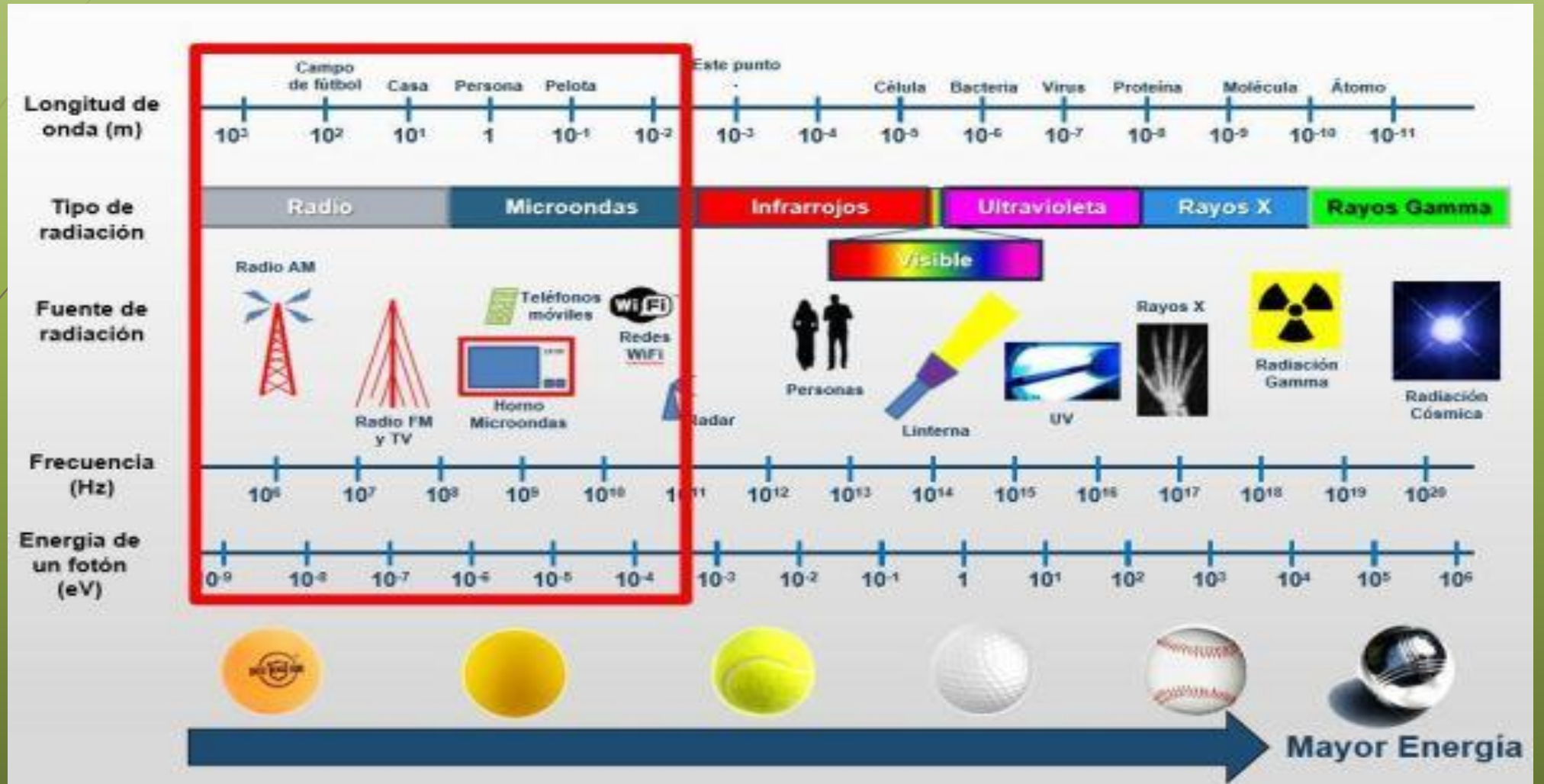
- La energía desprendida de los átomos se transmite como ondas electromagnéticas
- **Onda electromagnética:** propagación de una perturbación de alguna propiedad del espacio (campo eléctrico o magnético) que transmite energía y no materia, no necesita de un medio para su propagación (vacío)
- Se caracterizan por una determinada longitud de onda " λ " o por su frecuencia " ν "
- Su velocidad de propagación se define como $v = \lambda \cdot \nu$; $v = 300.000 \text{ km/s}$
- La longitud de onda se mide en m (metros)
- La frecuencia se mide, pues, en s^{-1} (hertz)

Ondas electromagnéticas



ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Es el conjunto de radiaciones electromagnéticas que emite o absorbe una sustancia o fuente de energía.



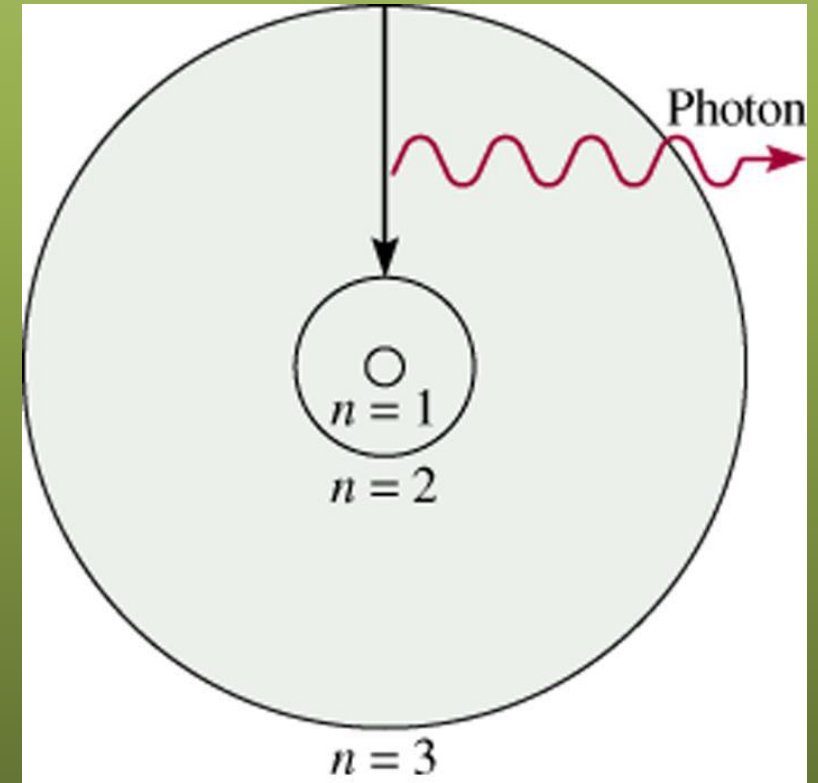
MODELO ATÓMICO DE BOHR PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

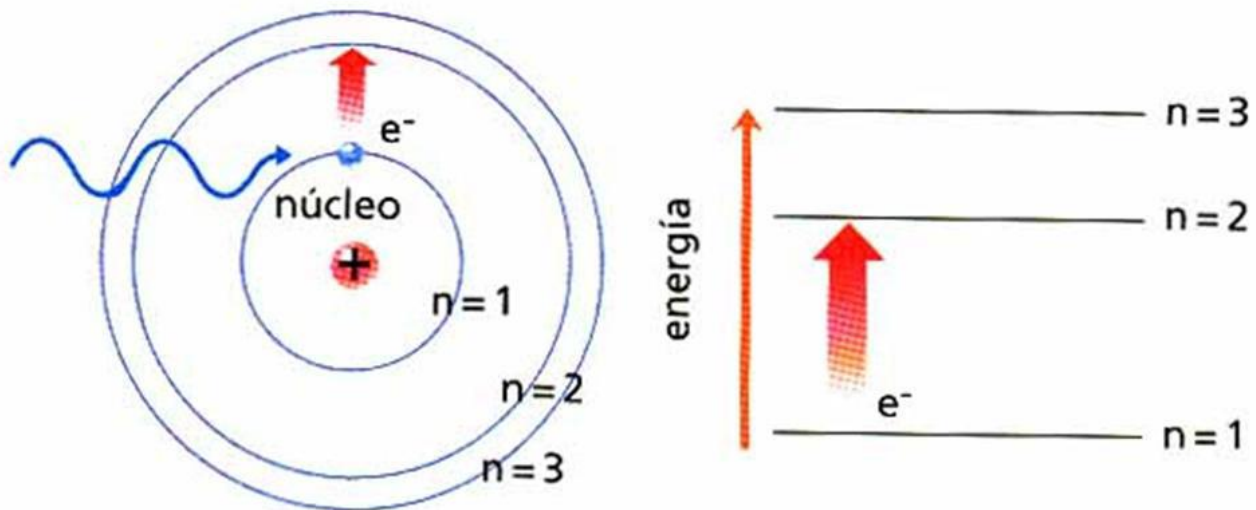
- Los electrones giran alrededor del núcleo únicamente en órbitas permitidas (radios cuantizados).
- Cada línea espectral se correspondería con un salto de una órbita a otra para lo cual precisa una cantidad exacta de energía que se corresponde con una
- determinada frecuencia. La energía absorbida por un electrón al pasar a un nivel superior (átomo excitado) es la misma que emite cuando vuelve a su orbital.

$$E_n = -R_H \left(1/n^2 \right)$$

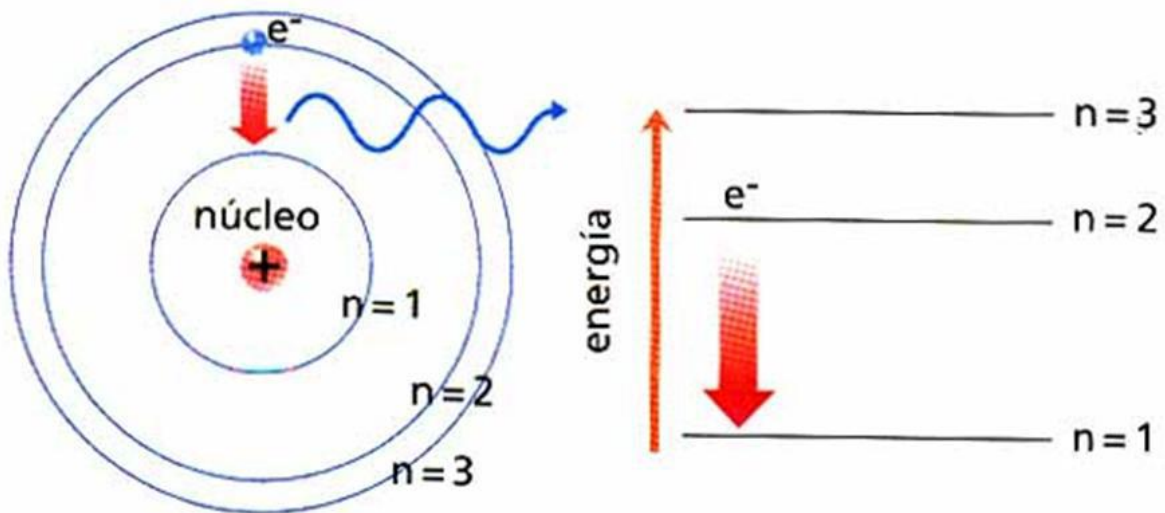
n (Número cuántico principal) = 1,2,3,... (nivel energético)

R_H (Constante de Rydberg) = $2.18 \times 10^{-18} \text{J}$





Cuando un electrón absorbe energía electromagnética, pasa a un nivel de energía mayor.



Un electrón puede caer desde un nivel a otro de menor energía emitiendo energía electromagnética.

EMISIÓN

Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento...) éstos emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.

ABSORCIÓN

Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo

MODELO ATÓMICO ACTUAL (MECÁNICA CUÁNTICA)

La mecánica cuántica surge ante la imposibilidad de la mecánica clásica de explicar de manera satisfactoria los espectros de emisión de átomos multielectrónicos

Se fundamenta en dos hipótesis:

DUALIDAD ONDA –PARTÍCULA (De Broglie, 1924)

Sugirió que un electrón puede presentar propiedades de onda. La longitud de onda asociada a una partícula de masa m es

$$\lambda = h / mv$$

h : cte de Plank

Davison y Germer demostraron en 1927 que la difracción de electrones de la misma forma que lo hace la luz (comportamiento de onda). En determinadas circunstancias se comportan como ondas

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE (Heisenberg)

“Es imposible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento de una partícula”

Así: siendo Δx la incertidumbre en la posición y Δp la incertidumbre en la cantidad de movimiento.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h/2\pi$$

Se sustituye la idea de órbita por la de orbital, como zona en donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

MODELO ATÓMICO DE SCHODINGER (1927)

ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER

En 1926, Schrödinger descubrió una ecuación que describía la naturaleza de partícula y de onda de un electrón.

La ecuación de onda (Ψ)

1. Especifica los posibles estados energéticos del electrón
2. Identifica la correspondiente asociada a cada estado energético

Ψ función de estado de una onda, no tiene significado físico real, pero Ψ^2 es la densidad de probabilidad electrónica, representa la probabilidad de encontrar un electrón en un espacio dado

Dicha ecuación solo puede ser utilizada de forma exacta con un átomo de hidrógeno. Por otra parte, dicha ecuación aproxima los resultados de partículas con muchos electrones.

La solución a esa ecuación son los números cuánticos y las formas de los orbitales

NÚMEROS CUÁNTICOS

➤ Cada electrón viene determinado por 4 números cuánticos: n , l , m y s (los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “ s ” sirve para diferenciar a cada uno de los dos e^- que componen el mismo).

➤ Los valores de éstos son los siguientes:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$$

$$m = -l, \dots, 0, \dots, l$$

$$s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$$

n : es el número cuántico principal y determina la energía, tamaño y cercanía del electrón al núcleo

l : es el número cuántico del momento angular; hace referencia al subnivel energético y a la forma del orbital.

m : es el número cuántico magnético y describe la orientación del orbital en el espacio.

s : es el número cuántico del espín electrónico y corresponde al giro del electrón.

Nivel	Subnivel	Orbital	Spin	Nº electrones
n=1	l=0→s	$m_l=0$ (1valor) 1s	$^{-1/2} \ ^{+1/2}$	2
n=2	l=0→s	$m_l =0$ (1valor) 2s	$^{-1/2} \ ^{+1/2}$	2
	l=1→p	$m_l =-1,0,+1$ (3v) 2p		6
n=3	l=0→s	$m_l =0$ (1valor) 3s	$^{-1/2} \ ^{+1/2}$	2
	l=1→p	$m_l=-1,0,+1$ (3v) 3p		6
	l=2→d	$m_l=-2,-1,0,+1,+2$ (5v) 3d		10
n=4	l=0→s	$m_l=0$ (1valor) 4s	$^{-1/2} \ ^{+1/2}$	2
	l=1→p	$m_l=-1,0,+1$ (3v) 4p		6
	l=2→d	$m_l=-2,-1,0,+1,+2$ (5v) 4d		10
	l=3→f	$m_l=-3,-2,-1,0,1,2,3$ (5v) 4d		14

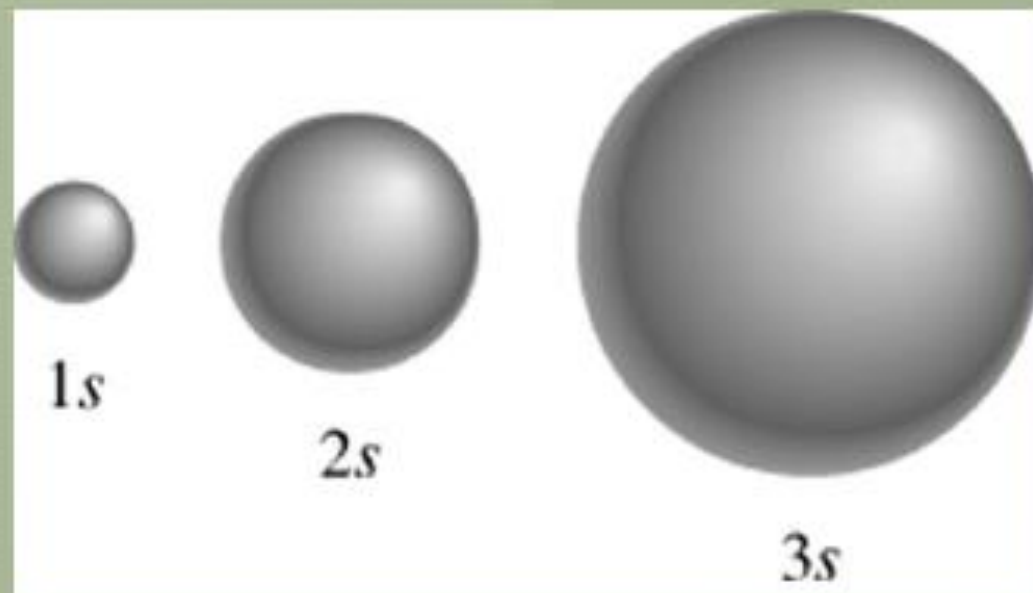
NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL

$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Número cuántico n

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Distancia desde e^- hasta el núcleo



NÚMERO CUÁNTICO DE MOMENTO ANGULAR

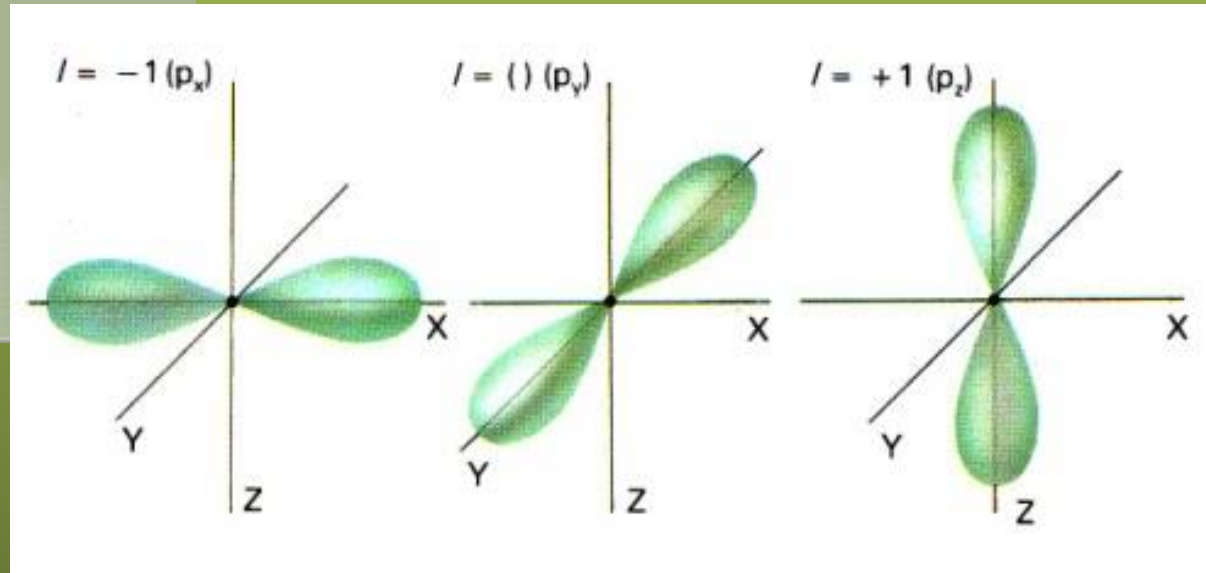
$$\Psi = f(n, l, m_l, m_s)$$

Número cuántico del momento angular l

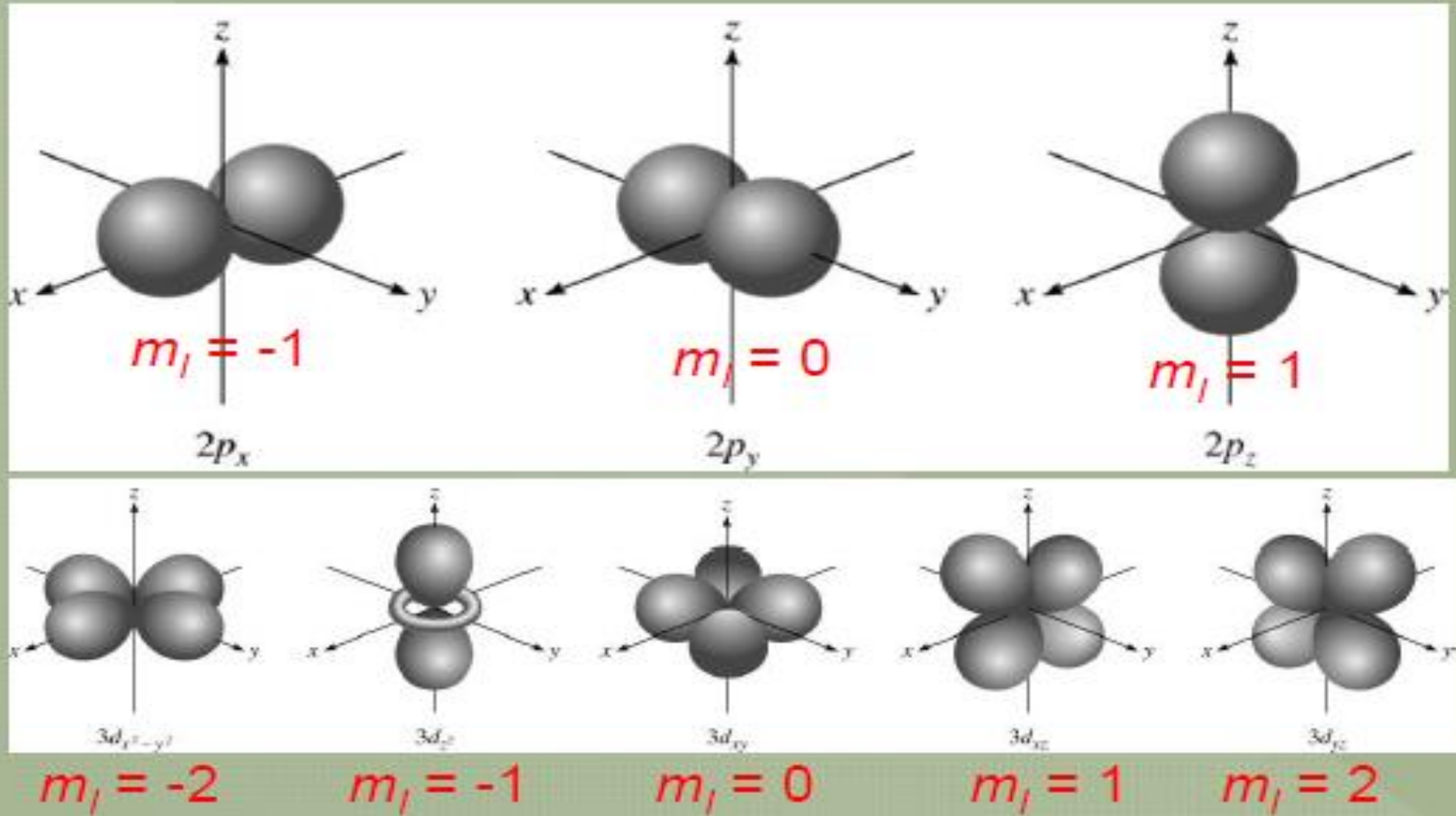
Dado un valor n , $l = 0, 1, 2, 3, \dots n-1$

$n = 1, l = 0$	$l = 0$ orbital s
$n = 2, l = 0 \text{ o } 1$	$l = 1$ orbital p
$n = 3, l = 0, 1, \text{ o } 2$	$l = 2$ orbital d
	$l = 3$ orbital f

“volumen” de espacio que ocupan los e^-



NÚMERO CUÁNTICO AZIMUTAL

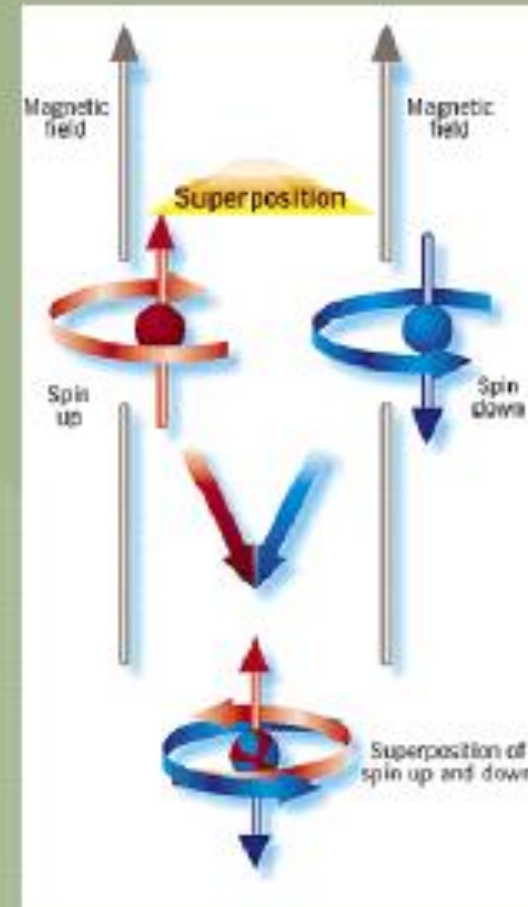
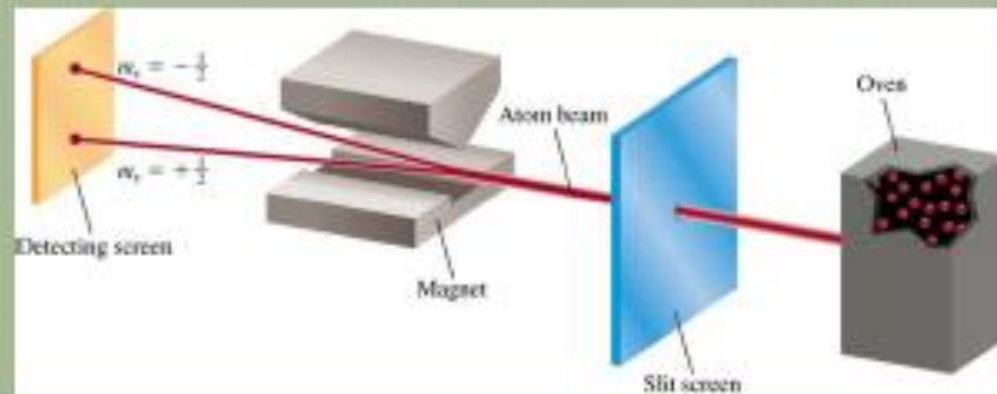


NÚMERO CUÁNTICO DE SPIN m_s

m_s : puede tomar dos únicos valores según el sentido de giro.

$m_s : +1/2$

$m_s : -1/2$



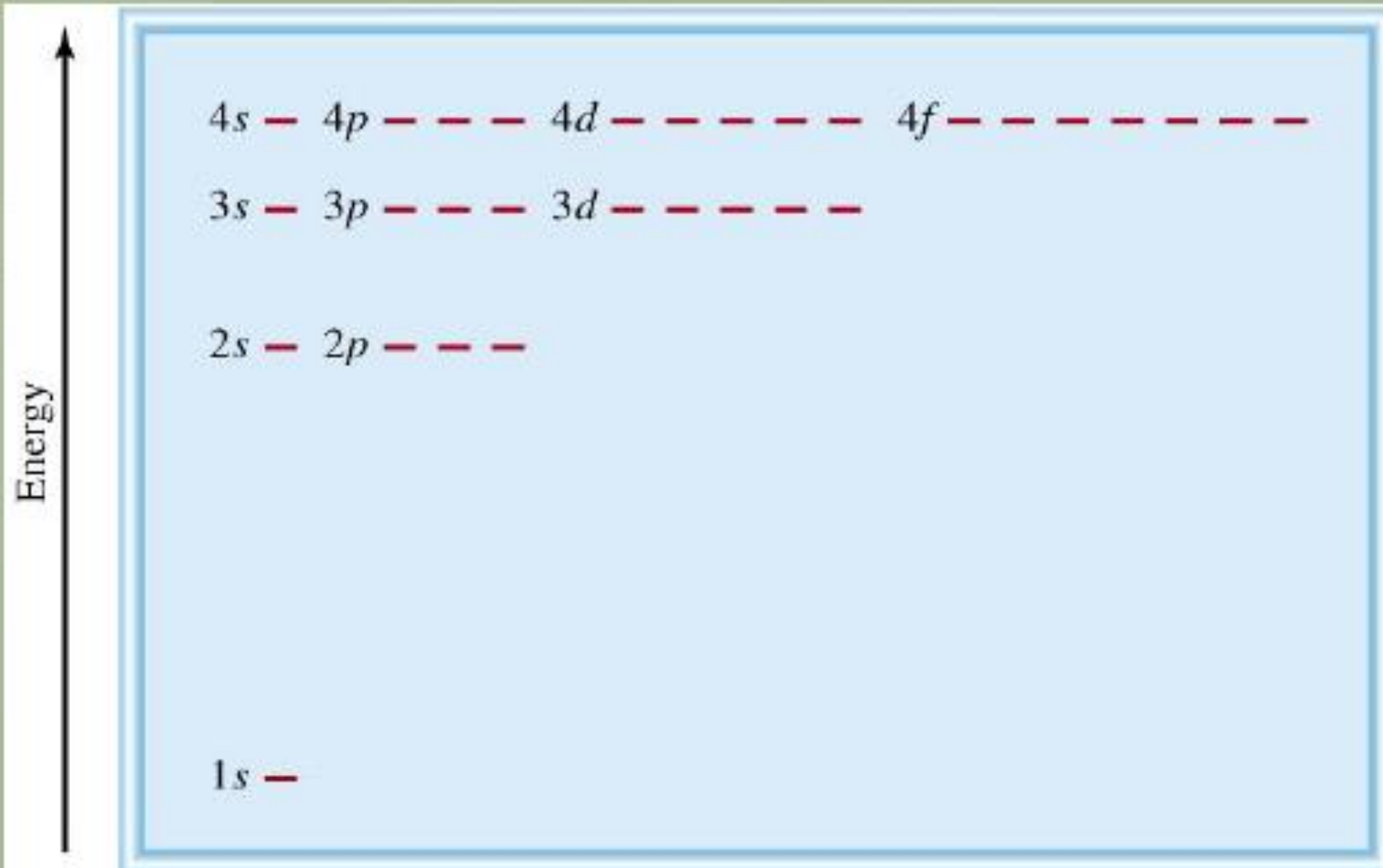
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La disposición de los electrones en los diversos orbitales atómicos se conoce como **configuración electrónica** y cumple con algunas reglas básicas:

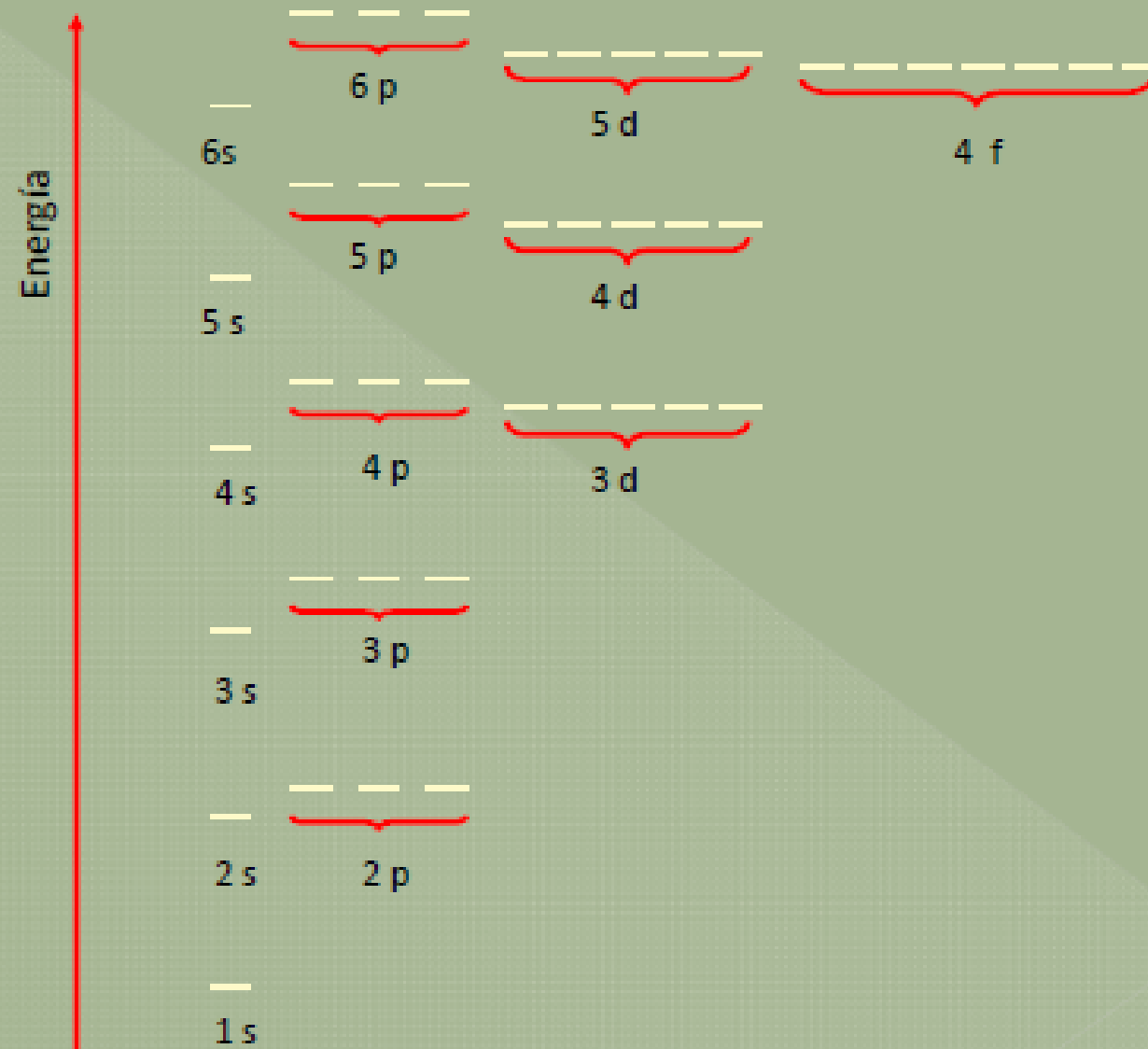
- Los electrones se “ubican” en los niveles de menor energía (Principio de mínima energía, Aufbau)
- Si un nivel energético tiene orbitales con la misma energía, los electrones se “ubicarán” lo más alejados unos de otros (desapareados). Regla de Hund)
- Según el **Principio de exclusión de Pauli**, no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales

ENERGÍA EN LOS ORBITALES CON UN SOLO ELECTRÓN

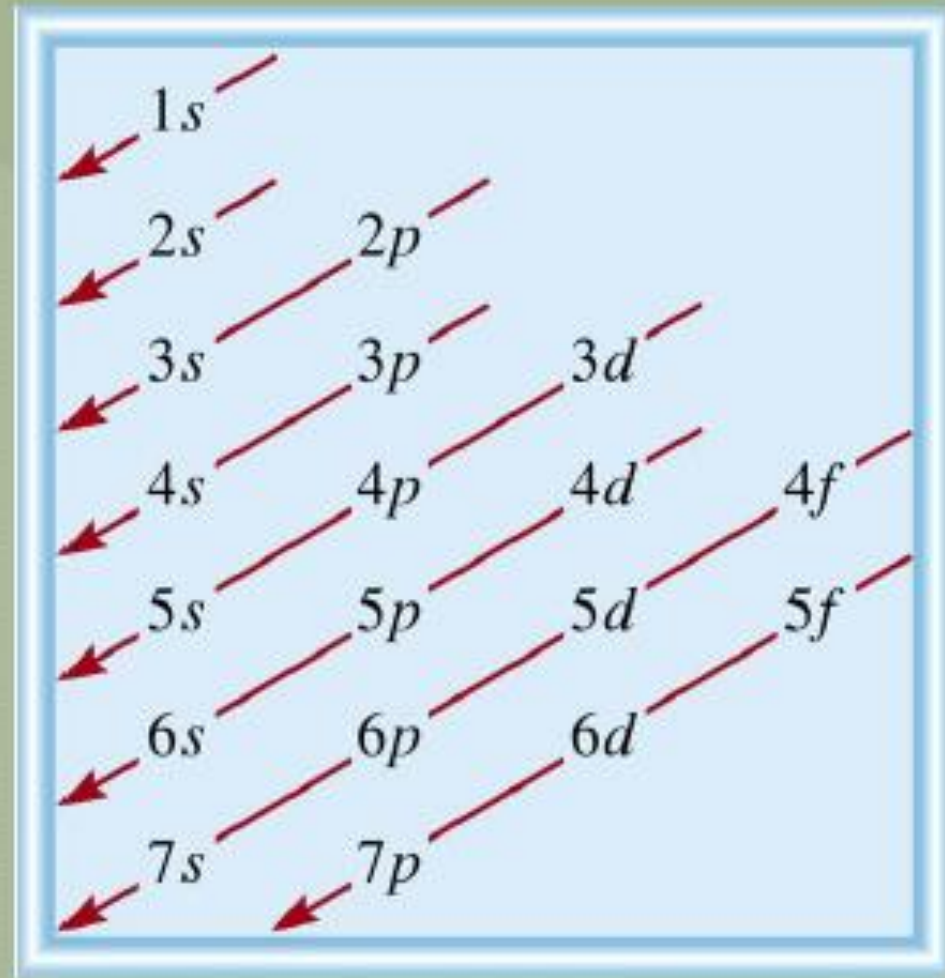
La energía de un electrón es proporcional al número cuántico n



ENERGÍA ÁTOMOS MULTIELECTRÓNICOS



ORDEN QUE SIGUEN LOS ELECTRONES AL LLENAR LOS ORBITALES



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$

La configuración electrónica explica cómo los electrones se distribuyen entre los diversos orbitales en un átomo.

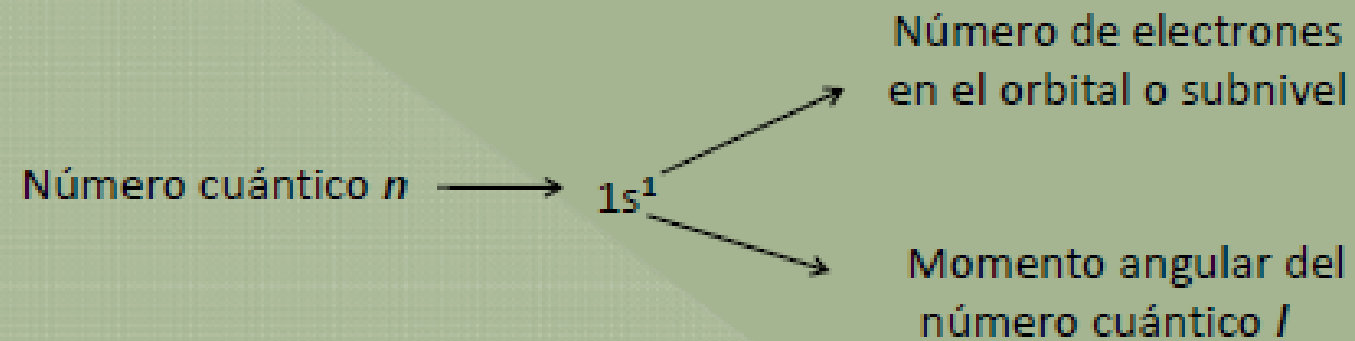


Diagrama de un orbital

H



ENERGÍA EN LOS ORBITALES CON UN SOLO ELECTRÓN

La energía de un electrón es proporcional al número cuántico n

