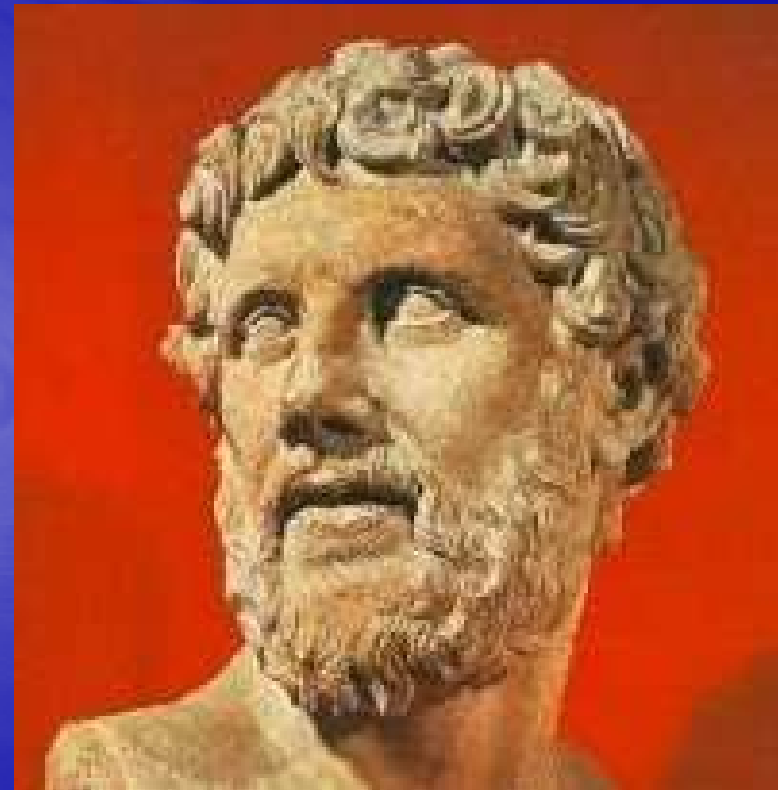


MODELOS ATÓMICOS

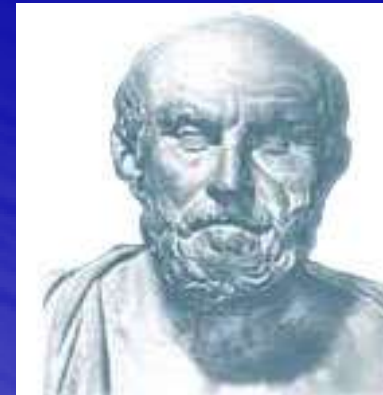
Desde Demócrito hasta el modelo cuántico

PRIMEROS MODELOS

- En el siglo V aC los filósofos griegos ya se preguntaban por la composición de la materia.
- DEMÓCRITO, formula una primera teoría atómica: afirma que la materia está compuesta por partículas indivisibles que llamó átomos.
a = NO
tomos = DIVISIBLE



EMPÉDOCLES, filósofo griego, no creía en la teoría de Demócrito y postula la siguiente idea:



“La materia está constituida por 4 elementos que se combinan entre sí: el agua, la tierra, el aire y el fuego”



JOHN DALTON

**Publica su primera
teoría atómica en
1808**

**Retomó las primeras
ideas de Demócrito**

**Basó su teoría en
cinco hipótesis.**

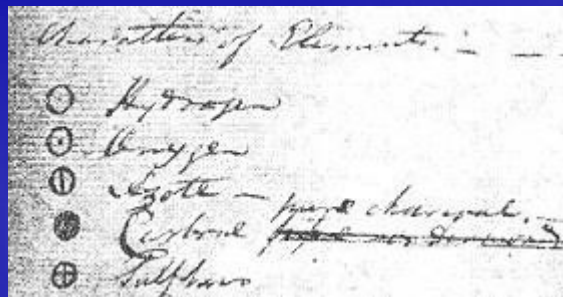


*John Dalton (1766 – 1844)
Fue un naturalista, químico,
matemático y meteorólogo
británico.*

HIPÓTESIS DE DALTON

1ª Los elementos están formados por partículas diminutas, indivisibles e inalterables llamadas átomos

Dalton estableció un sistema para designar a cada átomo de forma que se pudieran distinguir entre los distintos elementos:



Apuntes de Dalton

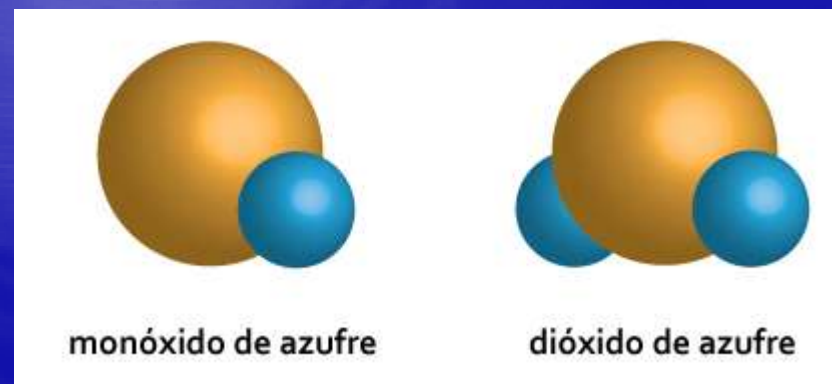
○ Oxygen	⊙ Hydrogen	⊖ Nitrogen (Azote)	● Carbon	⊕ Sulphur	⊗ Phosphorus	⊙ Gold	⊙ Platinum (Platina)	⊙ Silver
⊗ Mercury	⊙ Copper	⊙ Iron	⊙ Nickel	⊙ Tin	⊙ Lead	⊙ Zinc	⊙ Bismuth	⊙ Antimony
⊙ Arsenic	⊙ Calcium (Line)	⊙ Manganese	⊙ Uranium	⊙ Tansten	⊙ Titanium	⊙ Cerium	⊙ Potassium (Potash)	⊙ Sodium (Soda)
⊙ Calcium	⊙ Magnesium (Magnesia)	⊙ Barium (Barytes)	⊙ Strontium	⊙ Aluminium	⊙ Silicon	⊙ Yttrium	⊙ Beryllium	⊙ Zirconium

2^a Las sustancias simples o elementos están formadas por “átomos simples” idénticos, con la misma masa y propiedades.

3^a Los compuestos están formados por “átomos compuestos” también idénticos entre sí.

4^a Los átomos de distintas sustancias tienen distinta masa y distintas propiedades.

5ª Los átomos no se destruyen en las reacciones químicas, sino que se recombinan en la proporción numérica más sencilla posible.



De la teoría atómica de Dalton se pueden obtener las siguientes definiciones:

- Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades.
- Un **elemento** es una sustancia pura que está formada por átomos iguales.
- Un **compuesto** es una sustancia que está formada por átomos distintos combinados en una relación numérica sencilla y constante.

LIMITACIONES DEL MODELO DE DALTON:

- Al descubrirse las partículas subatómicas (protón, electrón, neutrón) se comprobó que el átomo no era indivisible.
- Dalton no veía problemas en la idea de “átomos compuestos” y fue Avogadro quién introduciría en 1811 el concepto de molécula.

La teoría de Dalton sirvió para impulsar la química a lo largo del siglo XIX

EXPERIENCIAS QUE PONÍAN EN ENTREDICHO LAS HIPÓTESIS DE DALTON

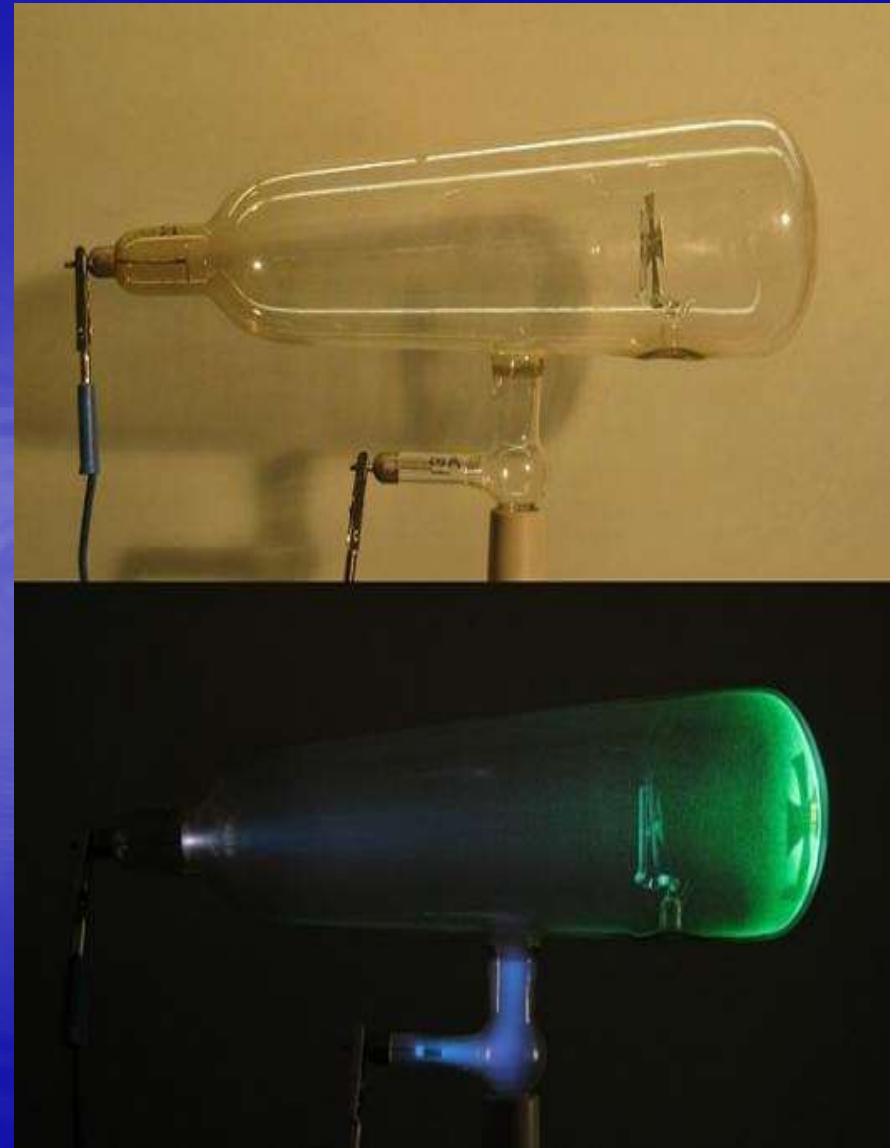
- Los experimentos de Faraday sobre electrólisis



- **Las experiencias con tubos de descarga.**

Se aplicaban voltajes a un gas encerrado en un tubo al vacío.

Aparecían unas radiaciones que **Goldstein** llamó **rayos catódicos**

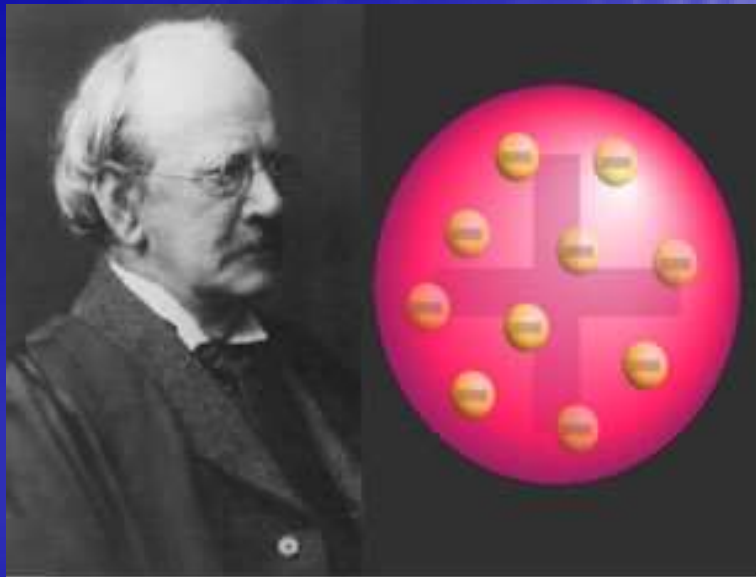


MODELO DE THOMSON

- Demostró en 1897 que los rayos catódicos eran en realidad cargas negativas.
- Supuso que dichas cargas eran partículas nuevas resultantes de fragmentar el átomo.
- En torno al 1900 propuso su modelo atómico conocido como pastel de pasas.

MODELO DEL PASTEL DE PASAS

- El átomo era como una gran esfera cargada positivamente y con cargas negativas incrustadas dentro.
- El número de cargas negativas o electrones era tal que el conjunto resultase neutro.



¿ QUÉ EXPLICABA EL MODELO DE THOMSON?

El modelo respondía a dos hechos básicos:

- La materia es eléctricamente neutra.
- La materia desprende electrones, pero nunca cargas positivas.
- Explicaba la formación de iones, tanto positivos como negativos.

NUEVOS DESCUBRIMIENTOS

Nuevos descubrimientos hacen replantearse el modelo atómico:

- EI EFECTO FOTOELÉCTRICO

Emisión de electrones por parte de una superficie metálica cuando se hace incidir luz de determinada frecuencia.

Había sido descubierto por Hertz en 1888 y explicado por Einstein (Ganó el Nobel)



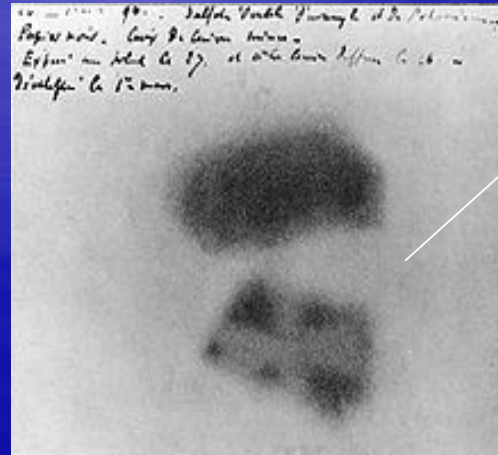
- EL DESCUBRIMIENTO DE LA RADIATIVIDAD

- Descubierta por Becquerel en 1896.
- Algunas sustancias emitían radiaciones, que llamó rayos alfa, beta y gamma.

Rayos alfa = emisiones +

Rayos beta = emisiones -

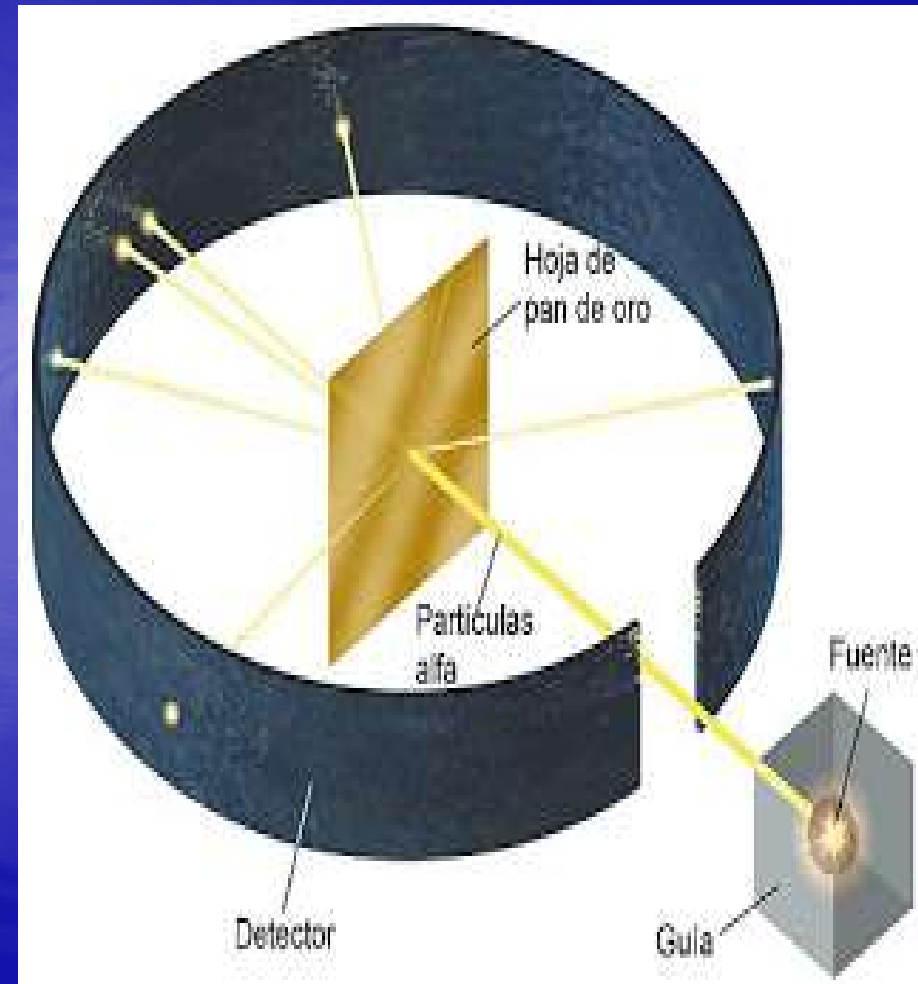
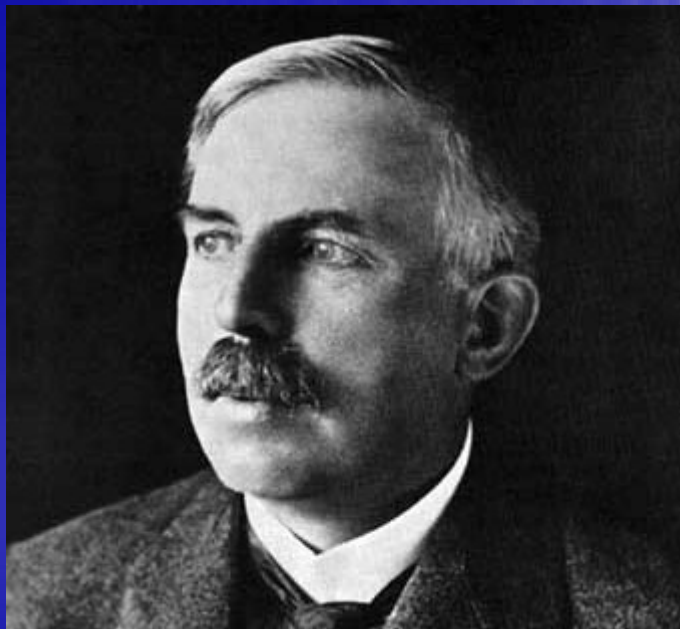
Rayos gamma = emisiones neutras.



Placa fotográfica
velada por la
radiación

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

- Bombardeó una lámina de oro con partículas alfa
- Observó las desviaciones de algunas partículas e incluso algunas rebotaban.



MODELO DE RUTHERFORD

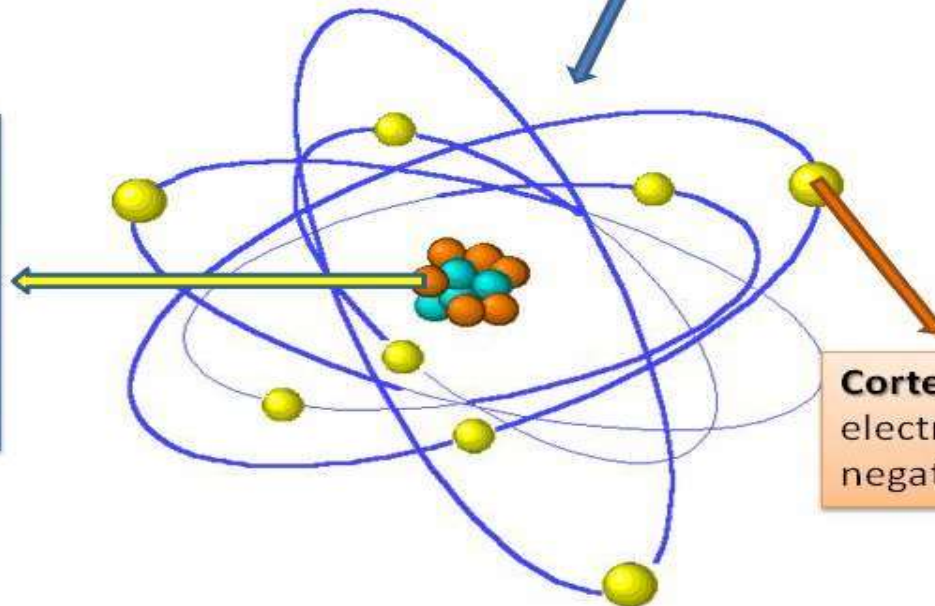
MODELO NUCLEAR

- El átomo está constituido por un núcleo central que concentra toda la carga positiva y casi toda la masa.
- Hay una corteza, donde están los electrones con carga negativa y con masa despreciable frente al núcleo.
- Los electrones giran en órbitas circulares concéntricas al núcleo.
- El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el tamaño de todo el átomo, y entre núcleo y corteza hay espacio vacío.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Rutherford dibujó el átomo como un planeta (núcleo) sobre el que orbitan los satélites (electrones).

Núcleo: muy pequeño pero con toda la carga positiva y casi toda la masa. Formado por protones y neutrones.



Corteza: todos los electrones con carga negativa.

Rutherford sugirió que en el núcleo del átomo debía existir otra partícula, de masa casi igual al protón pero sin carga. Se trataba del neutrón, descubierto experimentalmente por Chadwick en 1932

QUÉ PERMITIO EL MODELO DE RUTHERFORD:

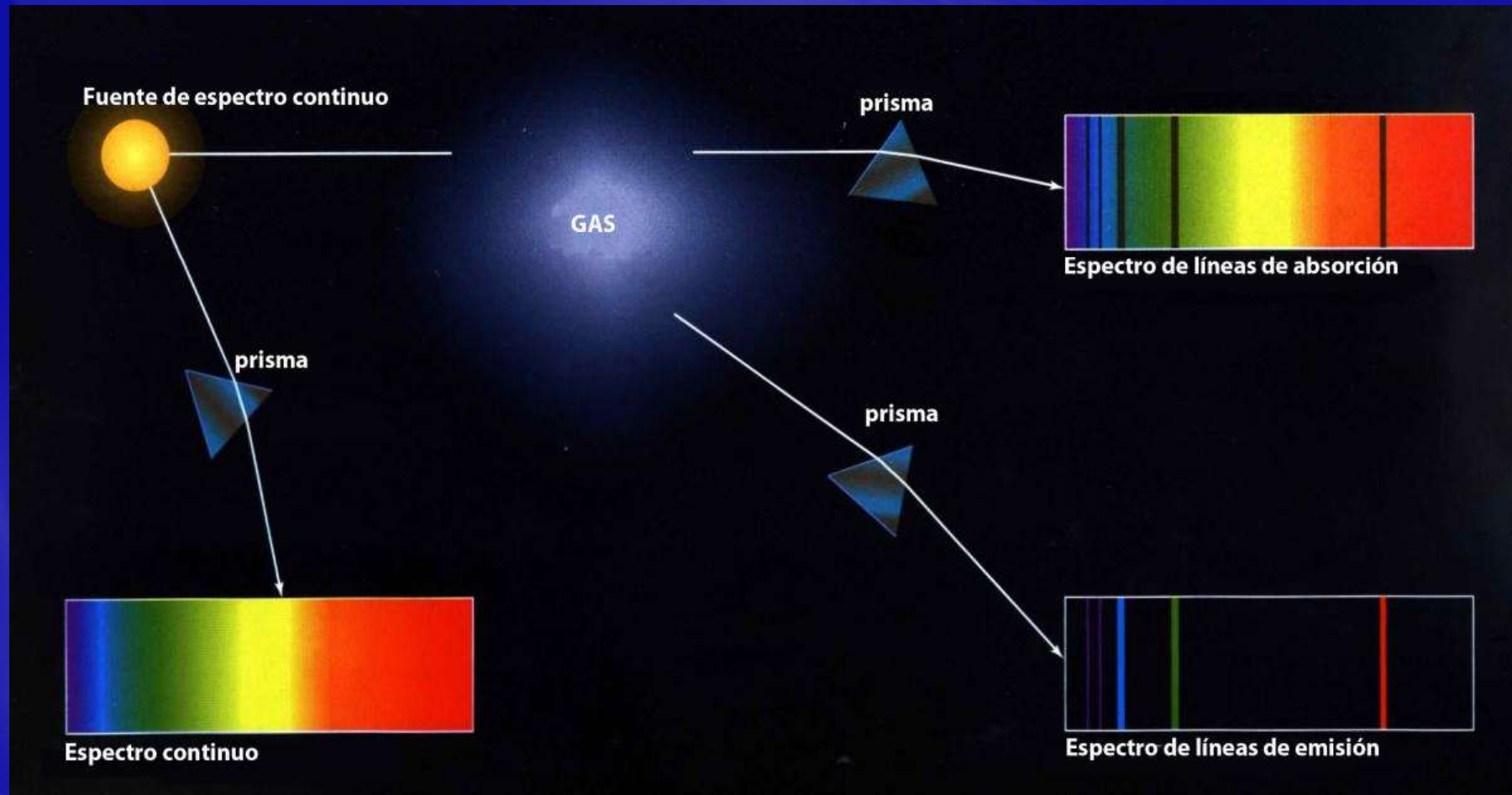
- Explicaba las propiedades eléctricas de la materia.
- Identificó el núcleo como parte del átomo.
- Caracterizó a los elementos químicos.
- Predijo la existencia del neutrón.

LIMITACIONES:

- Su inestabilidad.
- Incapacidad de explicar los espectros atómicos.
- Contradice la teoría electromagnética.

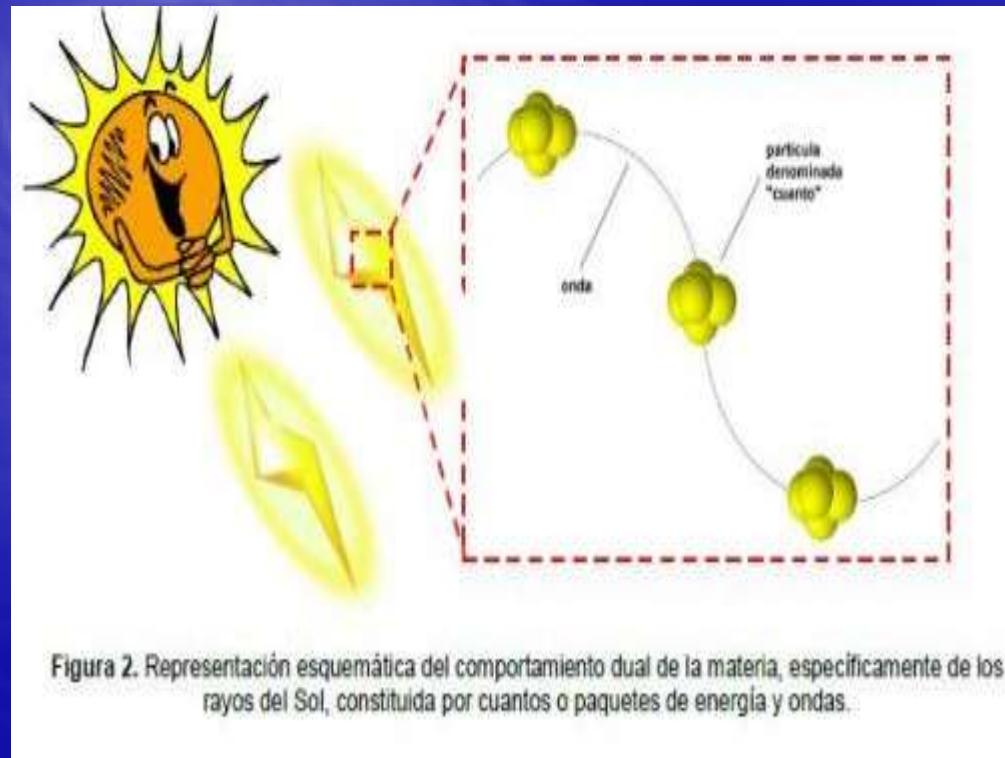
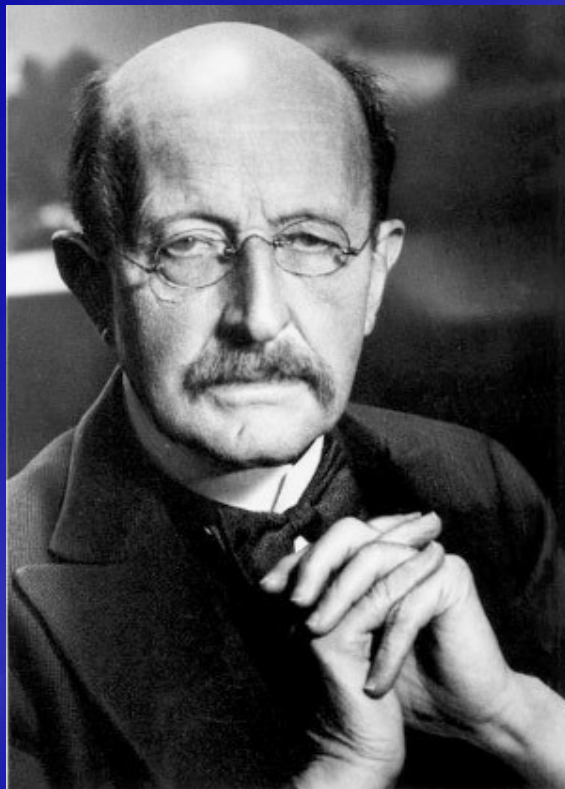
ESPECTROS ATÓMICOS:

Un elemento en estado gaseoso si es excitado por una descarga eléctrica, emite una radiación que constituye su espectro de emisión.



TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK

Planck estudio la luz emitida por la materia al calentarse y llegó a la conclusión de que la energía se emite en paquetes llamados “cuantos”



MODELO DE BOHR

(El inicio de la Física Cuántica)

- Niels Bohr consigue explicar en 1913 el espectro del átomo de Hidrógeno.
- Bohr aplicó al modelo de Rutherford la nueva teoría cuántica de Planck.
- Propuso que el átomo estaba cuantizado, solo podía tener ciertas cantidades de energía permitidas.
- El electrón solo podía girar alrededor del núcleo en ciertas órbitas permitidas.

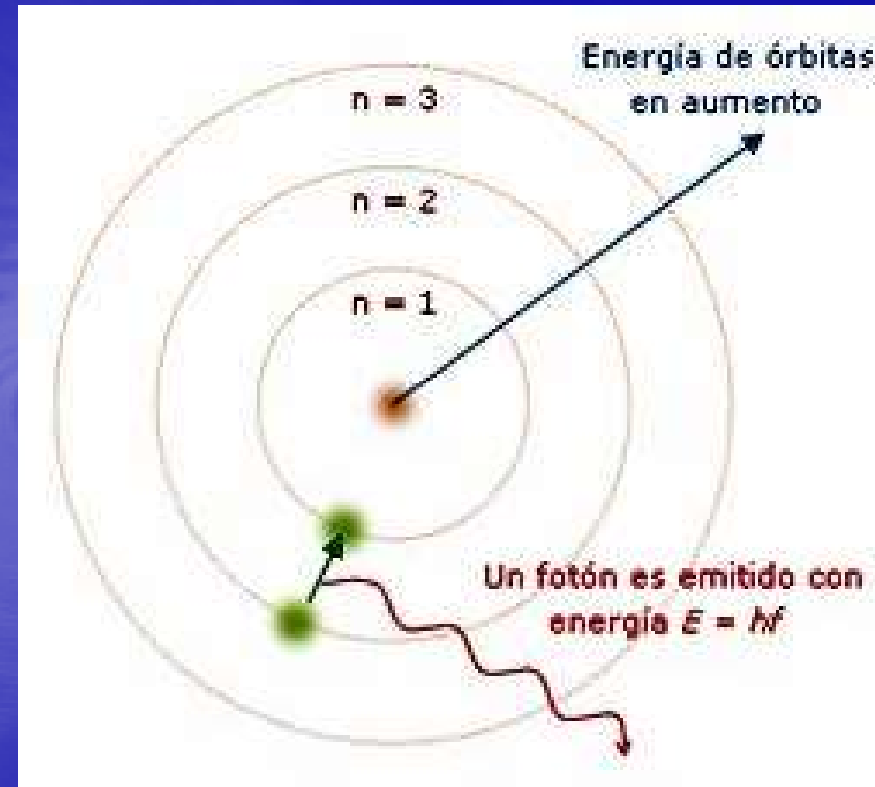
EL ÁTOMO DE BOHR (POSTULADOS)

Bohr basó su modelo en tres postulados:

- 1° Los electrones al girar en su propia órbita no absorben ni emiten energía.
- 2° Cada órbita tiene una energía característica. Solo pueden existir ciertas órbitas estacionales permitidas.
- 3° La energía liberada por el electrón al pasar a una órbita interior la emite en forma de radiación electromagnética.

NIELS BOHR

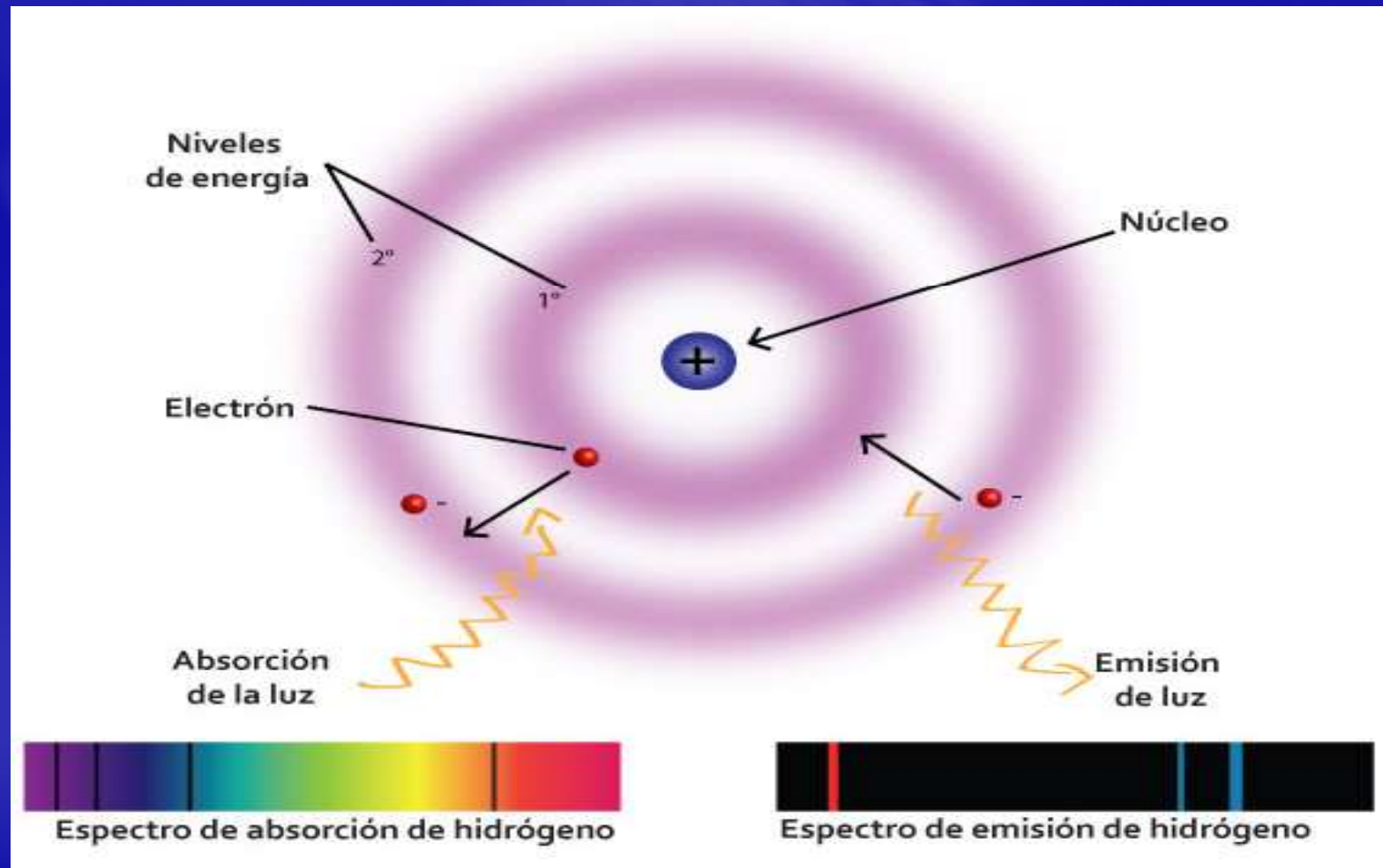
Premio Nóbel de Física en 1922



Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estables permitidas. Cuando salta de una órbita a otra emite energía según la fórmula de Planck $E = hf$

EXPLICACIÓN A LOS ESPECTROS ATOMICOS

- Cada raya del espectro supone un salto de un electrón entre dos niveles de energía diferentes.



NIVELES ENERGÉTICOS Y NÚMERO DE ELECTRONES

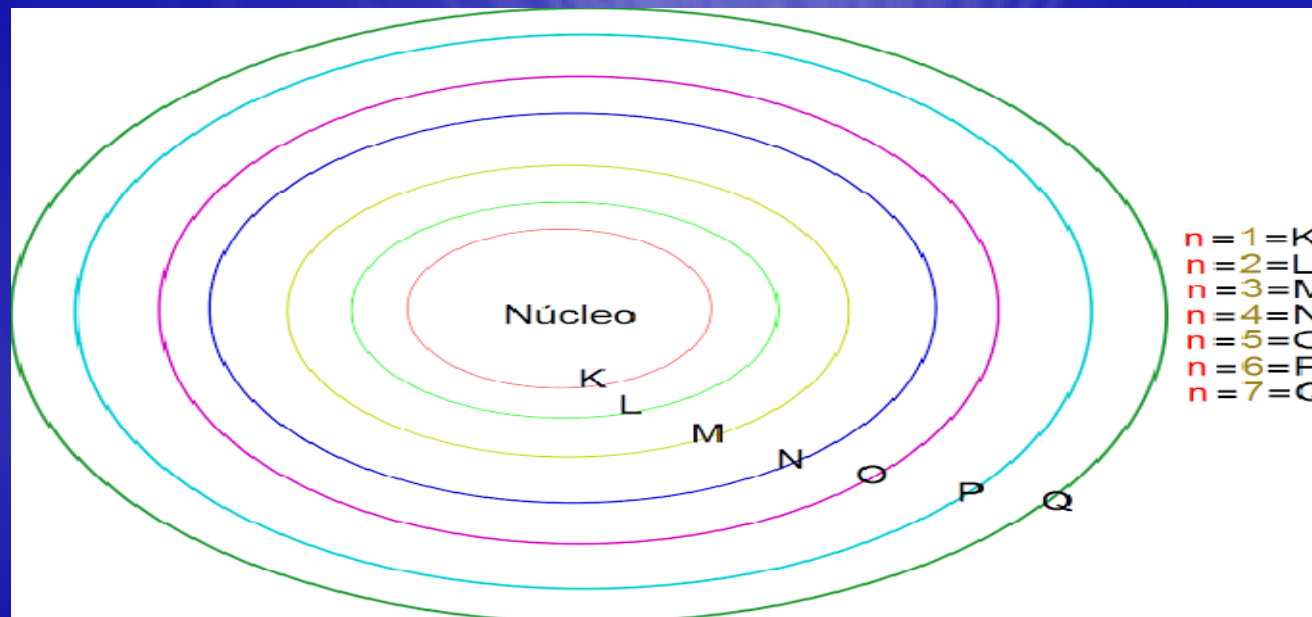
En condiciones normales todos los electrones se encuentran en el nivel energético más bajo (fundamental). Los demás niveles llamados excitados, son inestables para ellos.

El número máximo de electrones por nivel viene dado por la expresión:

$$2n^2 \text{ donde } n = 1,2,3... n$$

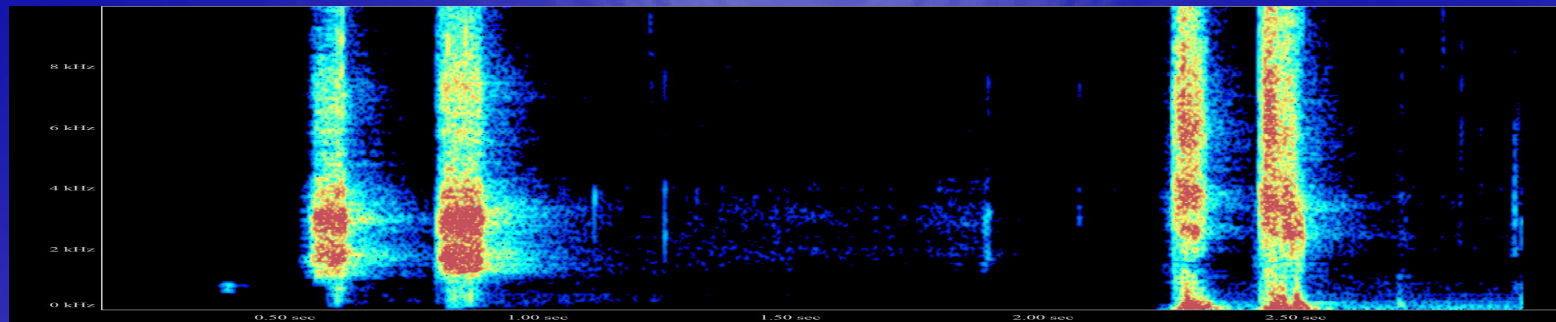
Los niveles energéticos o capas se representan por letras:

n=1	capa K	2 electrones
n=2	capa L	8 electrones
n=3	capa M	18 electrones
n=4	capa N	32 electrones
n=5	capa O	50 electrones



LIMITACIONES DEL MODELO DE BOHR

- La evolución de la espectroscopia hizo ver que algunas rayas del espectro eran en realidad dobles ...lo que contradecía su modelo.

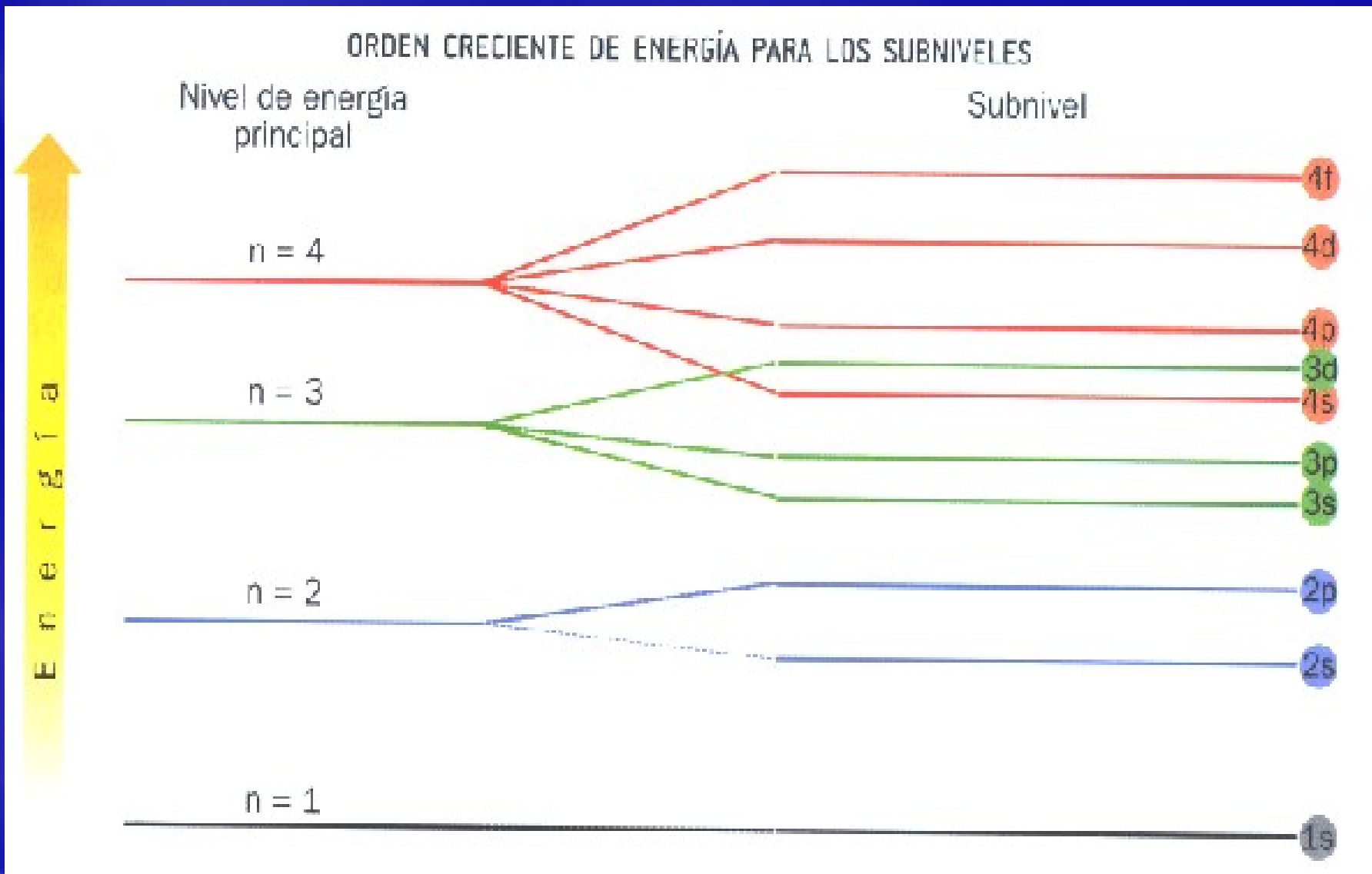


- No era posible explicar los espectros de átomos poli electrónicos con dicho modelo.

TEORÍA DE SOMMERFELD

- En 1915 amplió el modelo atómico de Bohr, aplicándolo a posibles órbitas elípticas.
- Introdujo un nuevo número cuántico (l) llamado secundario
- Le dio valores: $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$
- Sommerfeld supuso que cada nivel de energía n , estaba a su vez dividido en un conjunto de subniveles.

NIVELES Y SUBNIVELES DE ENERGÍA



MODELO MECANO - CUÁNTICO

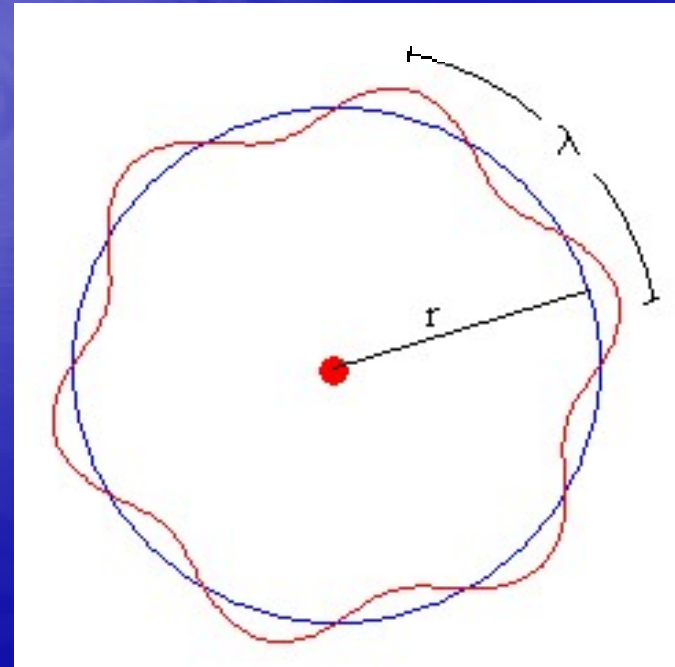
- Basado en las ideas de De Broglie, Heisengerg y Schrodinger.
- Es un modelo matemáticamente complejo.
- Es un modelo probabilístico.
- Predice las propiedades de los átomos.
- Explica la información de los espectros.
- Cambia la idea de órbita por orbital.

IDEAS PREVIAS

- Hipótesis de De Broglie.

(Dualidad onda-corpúsculo):

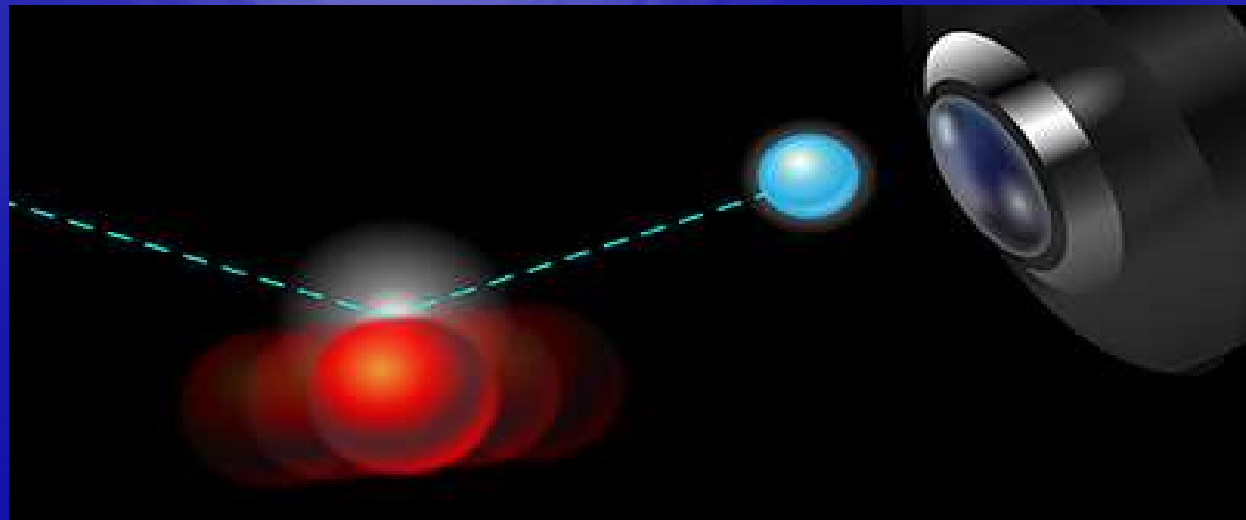
El electrón se comporta como una partícula pero también exhibe un comportamiento ondulatorio.



Principio de Incertidumbre de Heisenberg

- No es posible conocer simultáneamente y con toda precisión la velocidad y la posición de un electrón, y por tanto, la trayectoria exacta del electrón.

Esto implica la imposibilidad de conocer con exactitud las órbitas de los electrones.



Ecuación de Onda de Schrodinger

- Schrodinger planteó una serie de ecuaciones para explicar el comportamiento del electrón.
- Son ecuaciones muy complejas, de las que obtenemos funciones de probabilidad.
- Usamos unas matemáticas diferentes, la llamada “Mecánica Cuántica”

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$



MODELO MECANO – CUÁNTICO

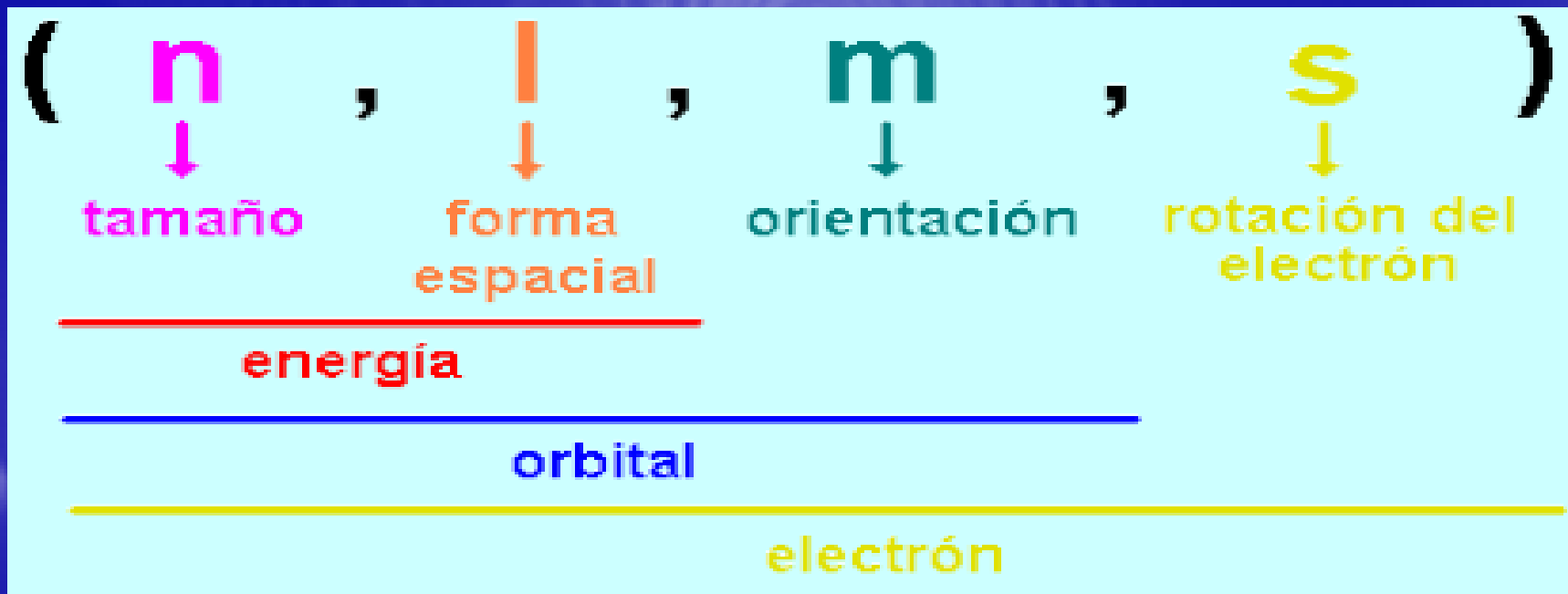
- Se desecha la idea de órbitas y se introduce el concepto de Orbital.
- Se define Orbital como la región del espacio caracterizada por una determinada energía donde es más probable encontrar un electrón.
- Se basa en cuatro números cuánticos que identifican energéticamente al electrón.

NÚMEROS CUÁNTICOS

- La corteza electrónica se organiza en capas.
- El número cuántico n indica la lejanía al núcleo.
- Dentro de cada capa hay distintos orbitales, especificados por el número cuántico l , que además indica la forma del orbital.
- El número de orbitales de cada tipo nos lo dá el número cuántico magnético m , que nos señala la orientación del orbital.
- El número cuántico s , con solo dos valores, nos indica el giro del electrón sobre sí mismo.

Valores de los números cuánticos

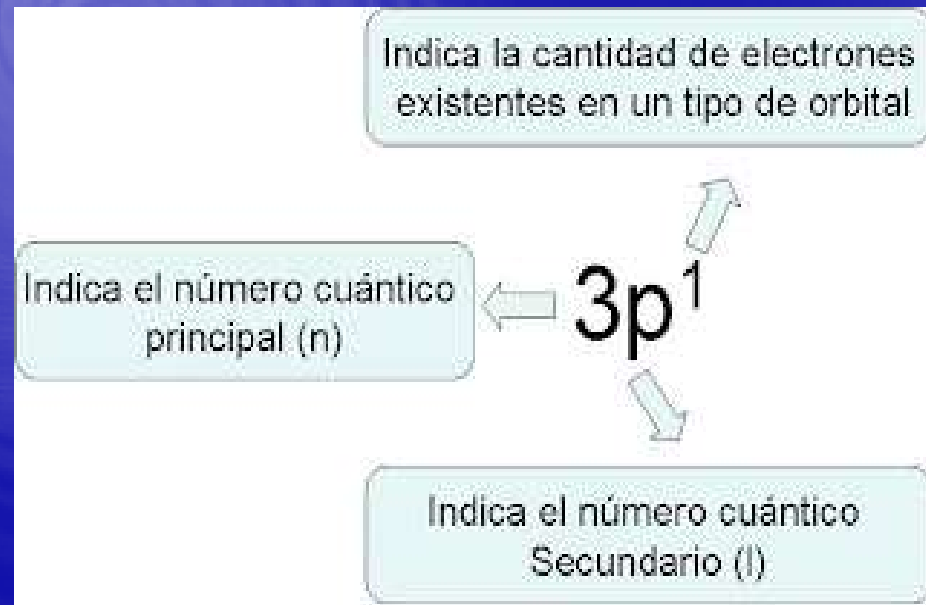
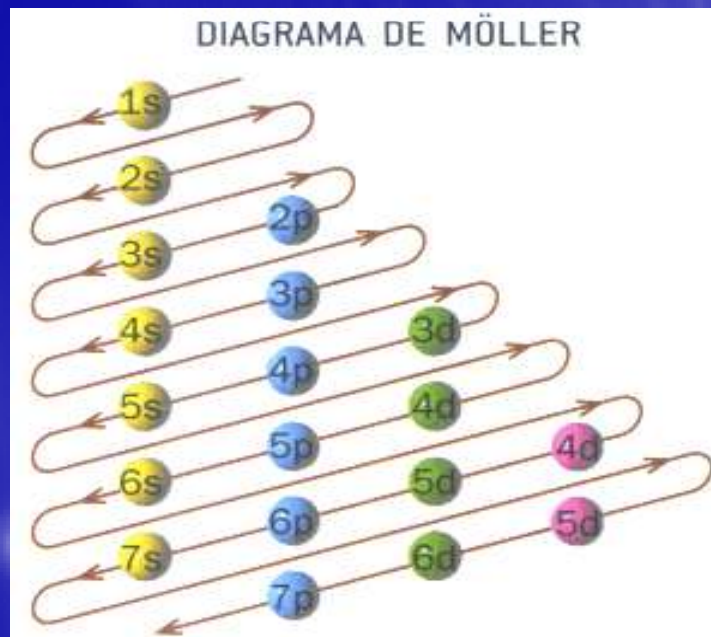
- $n = 1, 2, 3 \dots n$
- $l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$
- $m =$ toma valores desde $-l, \dots, 0, \dots, +l$
- $s = +1/2$ y $-1/2$



Nº cuántico	Representación	Valores posibles	Información
Nº cuántico principal	n	$n = 1, 2, 3, \dots$	<ul style="list-style-type: none"> -Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón. -La distancia media de los electrones al núcleo. -Volumen del orbital
Nº cuántico secundario	l	$L=0 \rightarrow n-1$ desde hasta	<ul style="list-style-type: none"> -Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal. -Superficie de los orbitales
Nº cuántico magnético	m_l	$m_l = -l, 0, +l$ ($2l+1$ valores)	<ul style="list-style-type: none"> -Representa la posible orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo. -Define a los orbitales
Nº cuántico spin	m_s	$+1/2 \quad -1/2$	<ul style="list-style-type: none"> -Indica el sentido de giro del electrón en su desplazamiento alrededor del núcleo

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

- Es la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un átomo.



DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DEL ÁTOMO

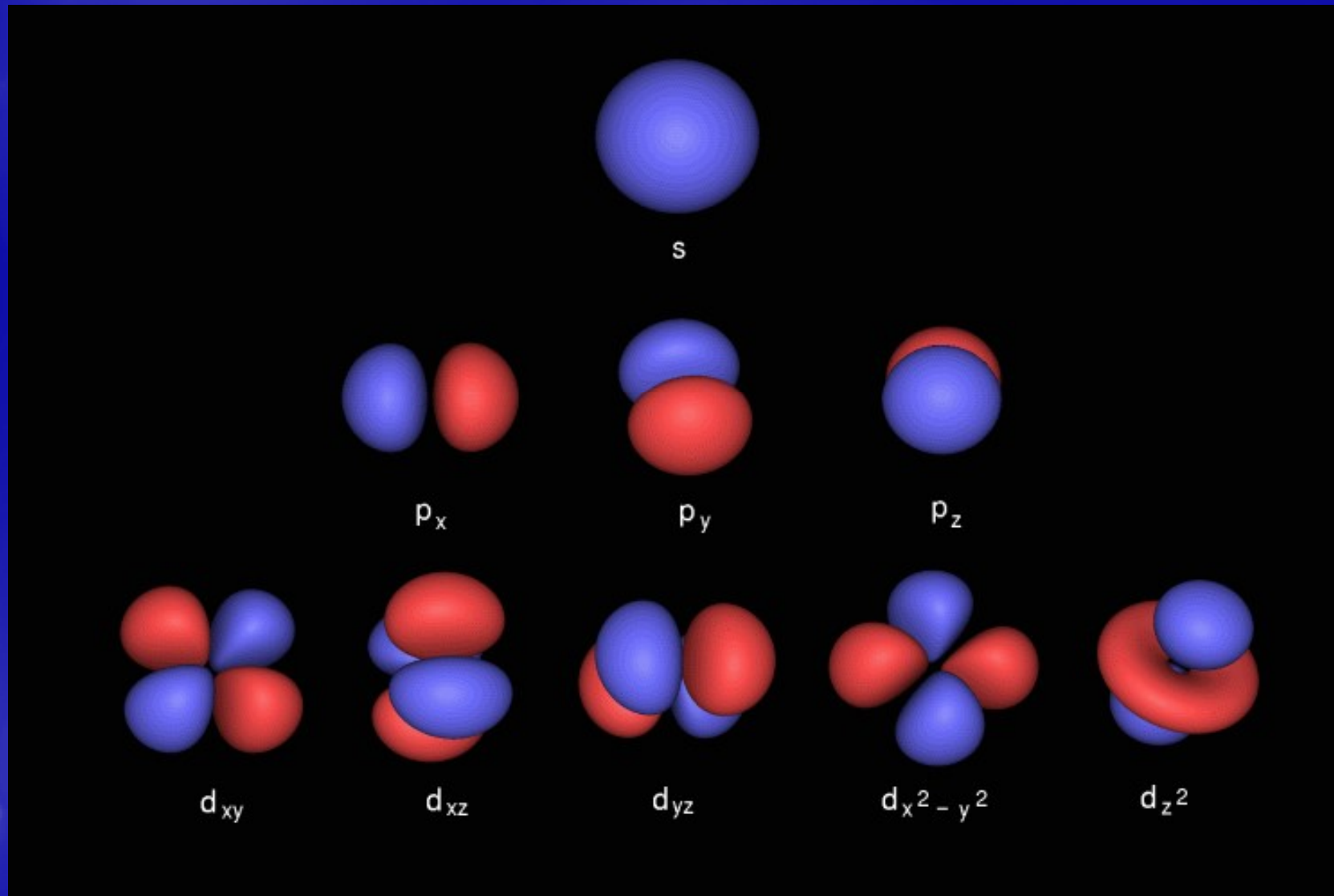
La configuración electrónica se basa en varios principios:

- **Principio de Mínima Energía**: los electrones se distribuyen entre los estados de energía posible, llenando primero los de menor energía.
- **Principio de Exclusión de Pauli**: No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.
- **Principio de Máxima multiplicidad o Regla de Hund**: Los electrones tienden a ocupar el máximo de orbitales antes de llenarlos, y lo hacen con spines paralelos.

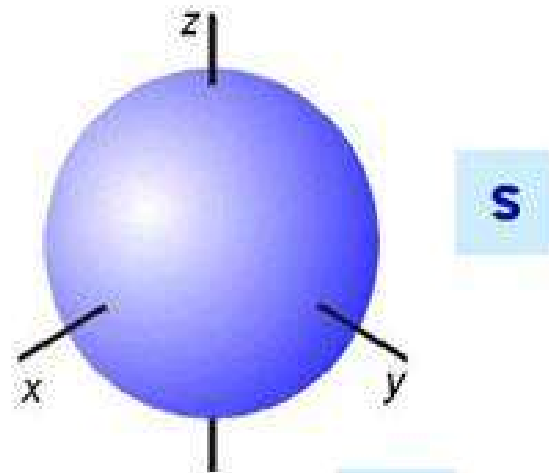
EJEMPLOS DE LLENADO

	1s	2s	2p			
Li						$1s^2 2s^1$
Be						$1s^2 2s^2$
B						$1s^2 2s^2 2p^1$
C						$1s^2 2s^2 2p^2$
N						$1s^2 2s^2 2p^3$
O						$1s^2 2s^2 2p^4$
F						$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne						$1s^2 2s^2 2p^6$

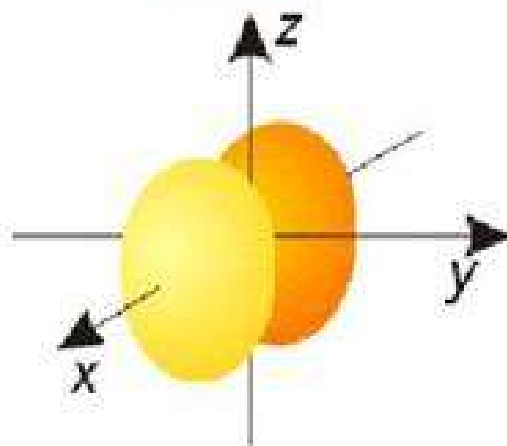
TIPOS DE ORBITALES



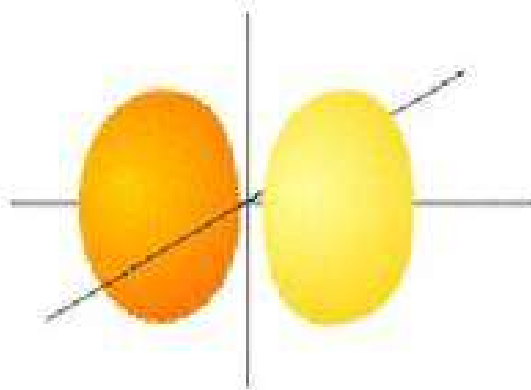
Orbitales s y p



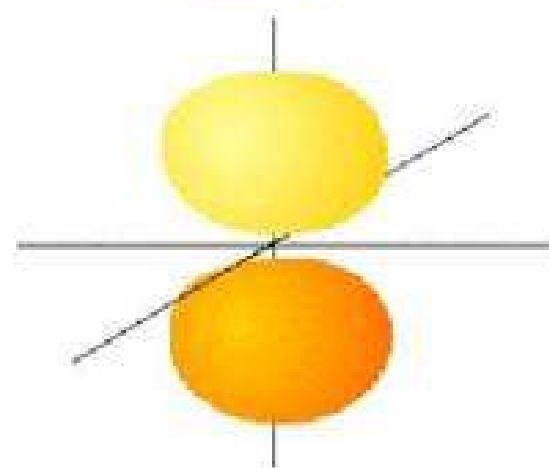
p_x

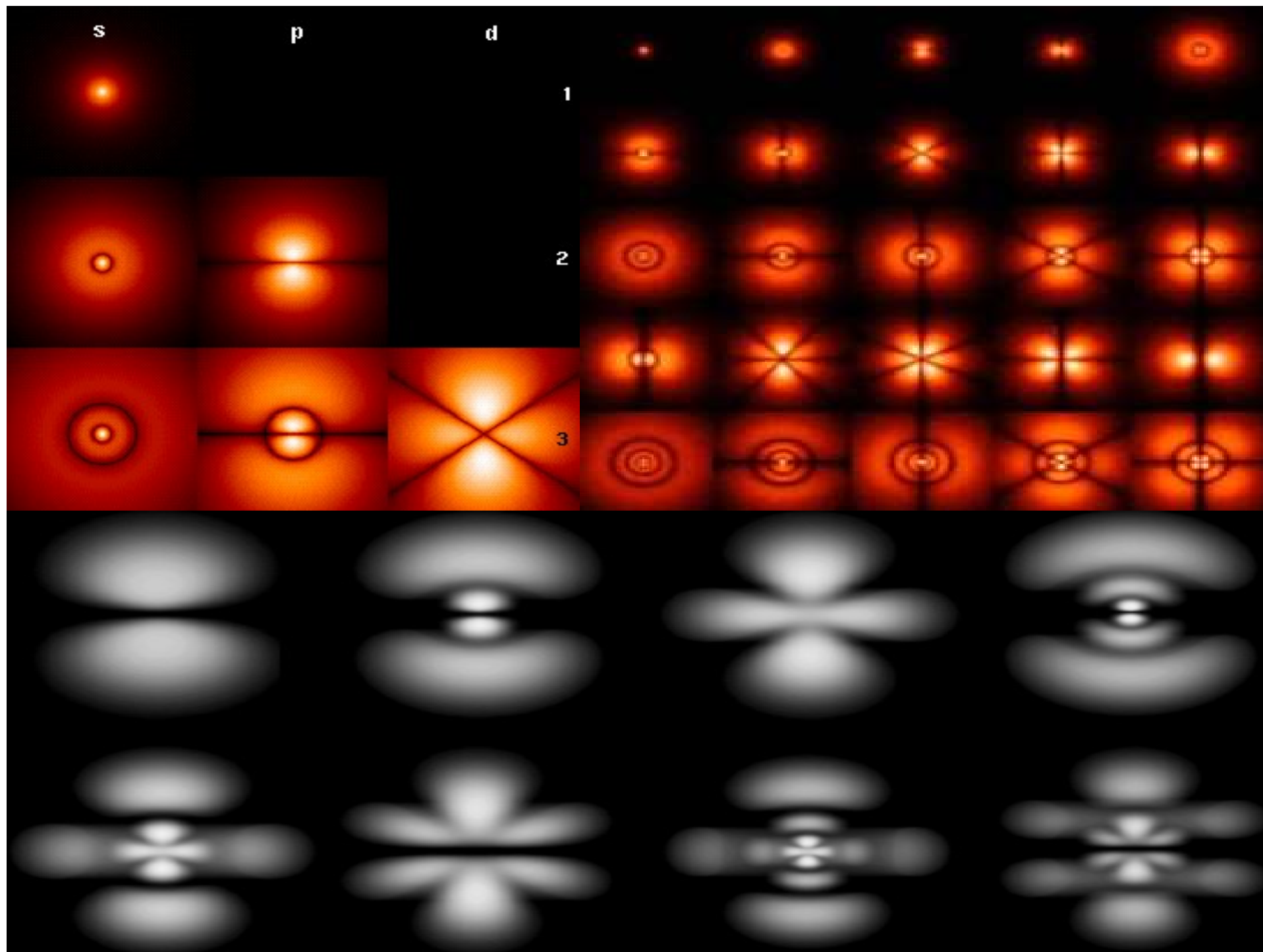


p_y



p_z





MODELO ATÓMICO

