

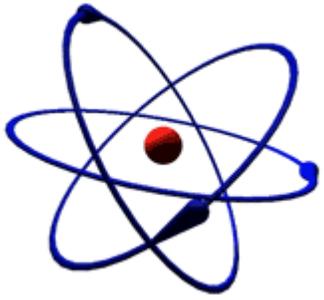


# UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO

FACULTAD DE INGENIERIA

**CURSO DE NIVELACIÓN**

DOCENTE: ING. ANITA PROAÑO MSC.



# DEFINICIÓN DE QUÍMICA

Es la parte de la ciencia que se ocupa del estudio de la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia, de la interpretación teórica de las mismas, de los cambios energéticos que tienen lugar en las citadas transformaciones y de los efectos producidos sobre ellas al añadir o extraer energía en cualquiera de sus formas.

# DIVISIÓN DE LA QUÍMICA

## QUÍMICA

Química General

Estudia los principios y propiedades que rigen a todas las ramas de la química

Química Descriptiva

Es la ciencia que estudia los principios y la obtención de cada sustancia química pura

Química Aplicada

Es la que busca relacionarse con las demás ciencias

Química Analítica

Estudia las técnicas para separar, identificar y cuantificar sustancias

Q. Orgánica

Q. Inorgánica

Cualitativa

Cuantitativa

# IMPORTANCIA DE LA QUIMICA

- ▶ La química es clave para entender muchos de los procesos diarios en los que nos enfrentamos, su desarrollo nos ayuda a mejorar nuestra vida en muchos aspectos desde nuestra alimentación hasta la preservación de nuestro medio ambiente y será clave en el futuro para abordar problemas tan graves como el cambio climático.

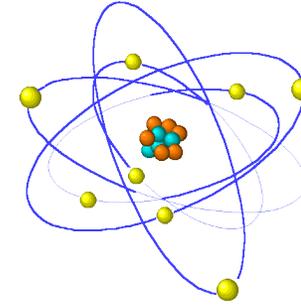
**¡LA QUÍMICA ESTÁ EN TODAS PARTES!**  
Todo lo que puedes tocar, ver u oler contiene  
una o más sustancias químicas



# MATERIA

- ▶ La materia se define como todo aquello que posee masa, ocupa espacio y esta formado por pequeñas partículas llamadas átomos. Puede presentarse en diferentes estados, los cuales tienen diversas características distintivas.

# EL ATOMO Y SU ESTRUCTURA

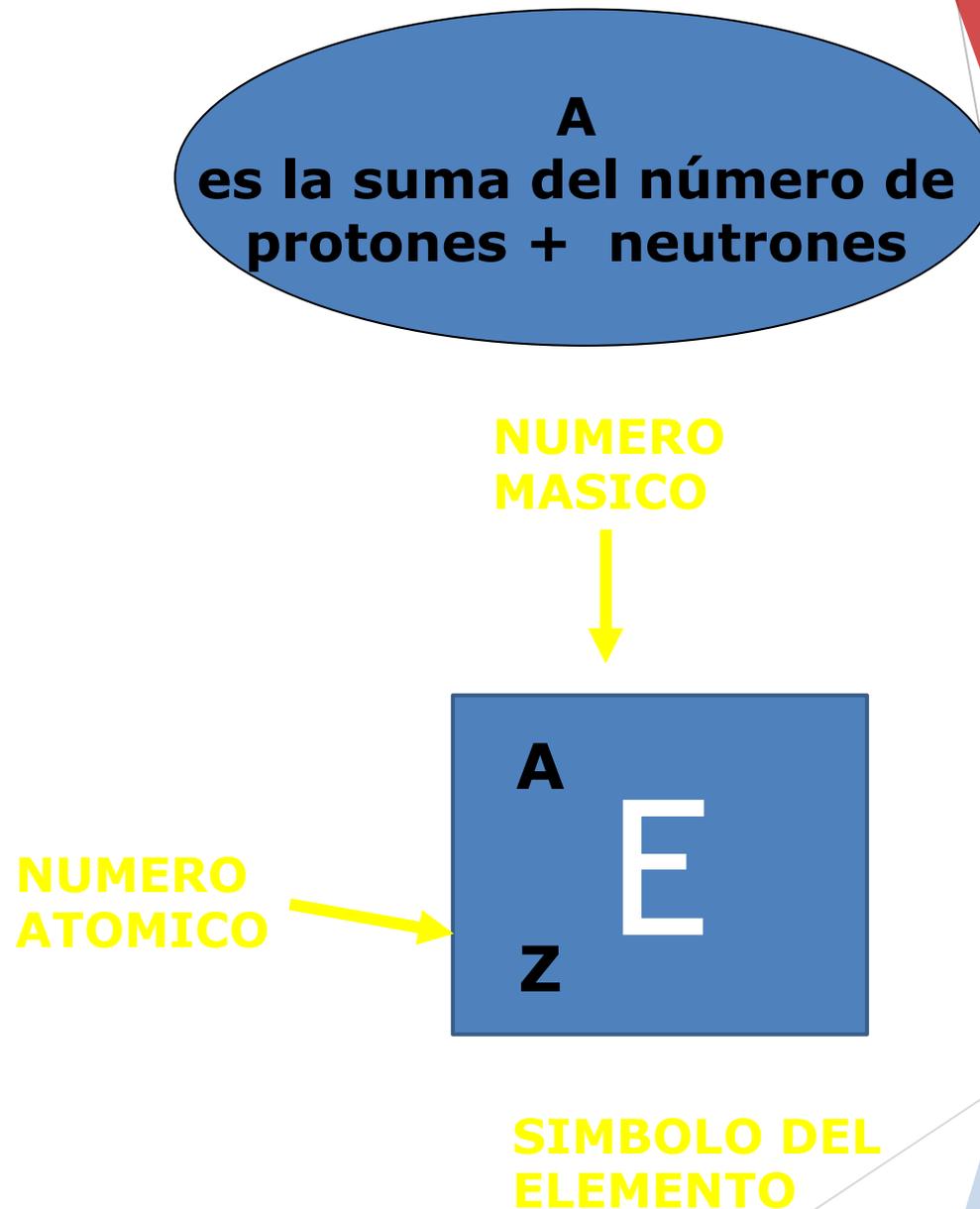


- ▶ Es la unidad básica que puede intervenir en una combinación química. Está formado por partículas subatómicas, de las cuales las más importantes son los electrones, los protones y los neutrones.
- ▶ Los electrones son partículas con carga negativa que se encuentran en lugares energéticos conocidos como orbitales.
- ▶ Los protones son partículas con carga positiva que se encuentran en el núcleo atómico.
- ▶ Los neutrones son partículas eléctricamente neutras, que se encuentran en el núcleo.

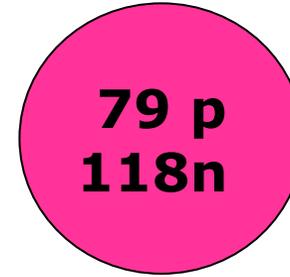
# Número atómico, Masa atómica.

- ▶ El número de protones en el núcleo de un elemento se conoce como número atómico (Z).
- ▶ El número de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento se conoce como número de masa, se llama masa atómica (A).
- ▶  $A = p + n$

- ▶ Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones. Este número, que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás, es el **número atómico** y se representa con la letra **Z**.



# PARA EL ELEMENTO QUE CONTIENE



## ▶ Número

**atómico** = Cantidad de protones en el núcleo = 79

## ▶ Masa Atómica

= Suma Protones + Neutrones = 197

## ▶ Neutrones

= Numero de masa - Protones  
= 197-79=118

## ▶ Cantidad de electrones = Cantidad de protones = 79

Recordemos que el átomo es eléctricamente neutro

# Ejercicios

- ▶ Indicar cuantos protones, neutrones, electrones y la masa atómica de los siguientes elementos:

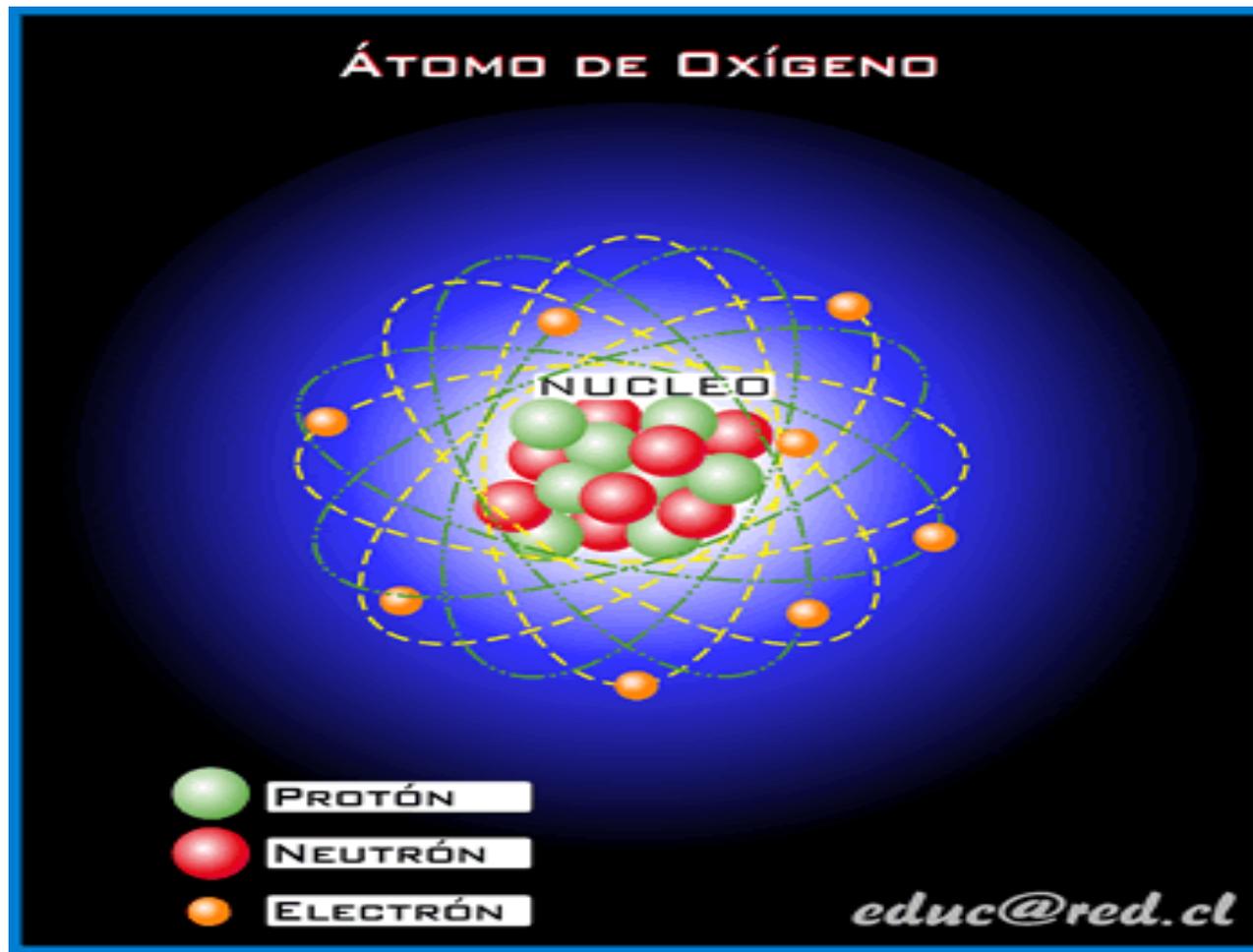
FLUOR

OXIGENO

NITROGENO

BORO

CALCIO

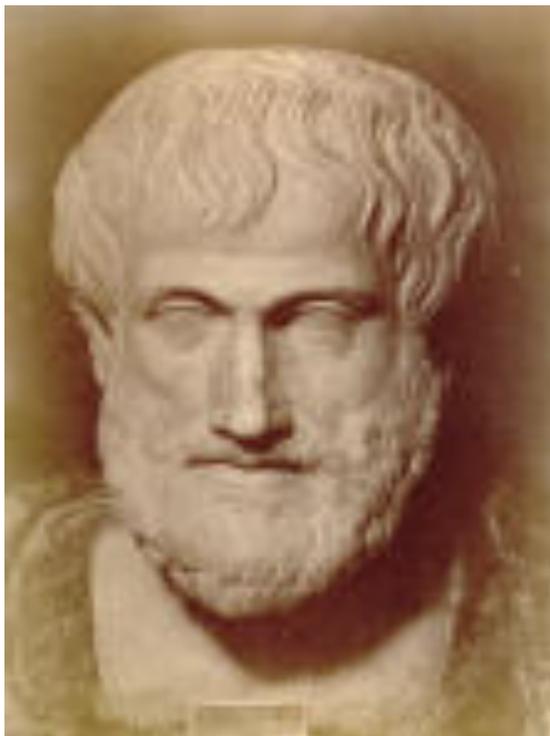


**¿Como  
esta  
formada  
la  
materia?**



**Demócrito, filósofo griego que vivió en el siglo IV a. C. propuso que, si se dividía la materia en trozos cada vez más pequeños, debería llegarse a una porción que ya no podría dividirse más. Por ello, llamó a estas partículas átomos, que en griego quiere decir "indivisible".**

**Demócrito atribuyó a los átomos las cualidades de ser eternos, inmutables e indivisibles.**



**Para Aristóteles, la materia era de naturaleza continua y estaba formada por diferentes combinaciones de**

- **Tierra**
- **Agua**
- **Aire**
- **Fuego**

**Las ideas de Demócrito no fueron admitidas; la influencia de Aristóteles, otro gran pensador griego, hizo que se impusiese la teoría de los cuatro elementos.**



**Tuvieron que pasar veinte siglos para que un químico inglés llamado John Dalton retomara las ideas de Demócrito y publicase, en 1808, su famosa teoría atómica.**

**Puede decirse que la química nace como ciencia a finales del siglo XVIII y principios del XIX, con la experimentación cuantitativa de numerosos procesos químicos por Lavoisier, Proust y Dalton,**

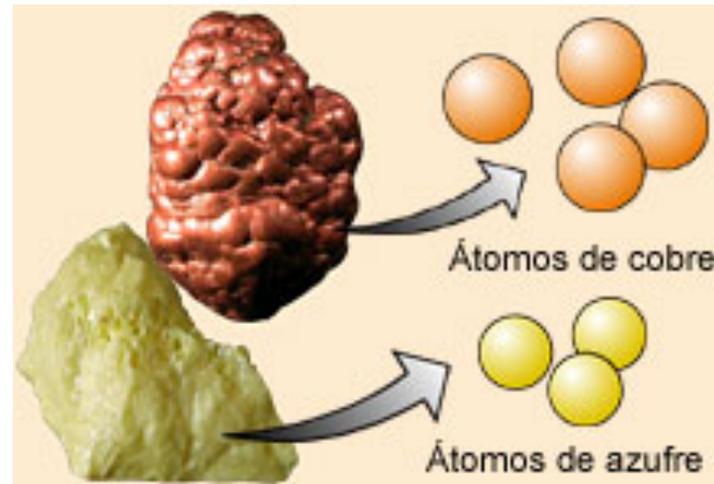
**“La materia no es continua, sino que está formada por partículas indivisibles, llamadas átomos, entre las cuales no hay nada (está el vacío).”**

1808  
John  
Dalton



Hay **distintas clases de átomos** que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un elemento poseen las mismas propiedades químicas.

La imagen del átomo expuesta por Dalton en su *teoría atómica*, para explicar las leyes de la Química, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables.

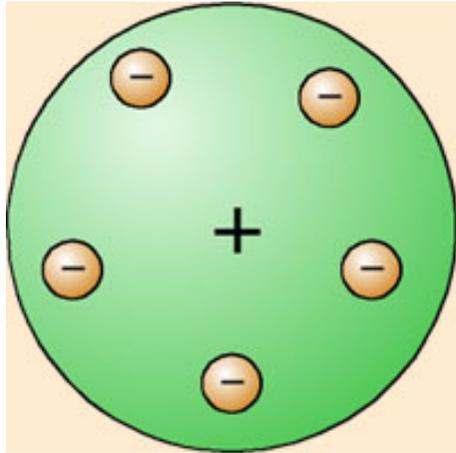


- ▶ La materia esta formada por pequeñas partículas, separadas e indivisibles, llamadas *átomos*.
- ▶ La materia que tiene todos sus átomos iguales es un elemento.
- ▶ Los átomos de los diferentes elementos se distinguen por su masa y sus propiedades.
- ▶ Los átomos de elementos distintos pueden unirse en cantidades fijas para originar compuestos.
- ▶ Los átomos de un determinado compuesto o átomos compuestos son también iguales en masa y en propiedades.



**Joseph John Thomson**  
**(1856 – 1940)**

- ▶ Las ideas de Dalton fueron perfeccionadas por otros científicos.
- ▶ En 1897, el británico Joseph John Thomson descubrió unas partículas con propiedades sorprendentes: prácticamente no tenían masa y tenían carga eléctrica negativa.



- ▶ Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó **electrones**.

De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones y protones con carga positiva.

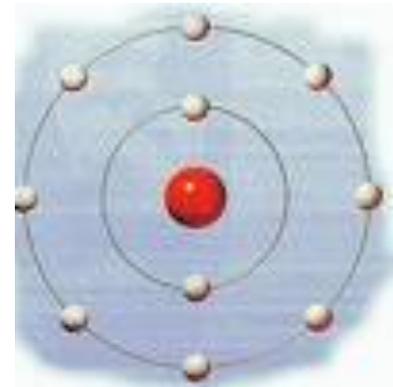
1911

E. Rutherford



- ▶ Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**.

- ▶ Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente.



- ▶ El núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño total del átomo.
- ▶ El núcleo es muy pesado y representa el 99.9% de la masa total del átomo.
- ▶ Alrededor de este núcleo giran electrones en orbitas circulares a manera de sistema solar en miniatura.
- ▶ El tamaño del átomo está determinado por la orbita del electrón que gira mas lejano del núcleo.
- ▶ En forma general el átomo es 10000 mas grande que el núcleo, por lo que la mayor parte del átomo se encuentra vacía.

▶ 1913  
Niels Bohr



- ▶ Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos.

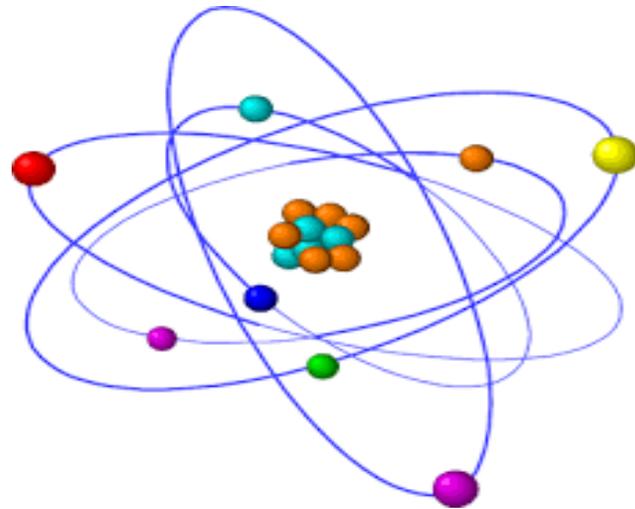
- ▶ Explica los espectros discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso.

# CARACTERÍSTICAS DEL MODELO DE BOHR

- ▶ Cada orbita tiene un número específico de electrones.
- ▶ La distancia entre el electrón y su núcleo es constante, ya que existen dos fuerzas antagónicas que mantienen una distancia estable: La centrípeta trata de acercar el electrón al núcleo, y la centrífuga trata de alejarlos de él, por tanto entre las dos fuerzas existe un equilibrio, que hace que el electrón este ocupando su órbita.
- ▶ Mientras el electrón este en su órbita no gana ni pierde energía.
- ▶ Un electrón ganará o perderá energía cuando salte de un nivel a otro, este fenómeno permite que el átomo se excite.
- ▶ Cuando el electrón cambia de un nivel inferior a otro superior recibe un paquete de energía llamado cuanto.
- ▶ El electrón, al caer de un nivel extremo a otro interno, emite un paquete de energía llamado Fotón.

# MODELO ATÓMICO DE SOMMERFELD 1916

- ▶ Indicó que a más de la orbitas circulares de Bohr, en el átomo también existen órbitas elípticas.



# Principio de Incertidumbre De Heisenberg

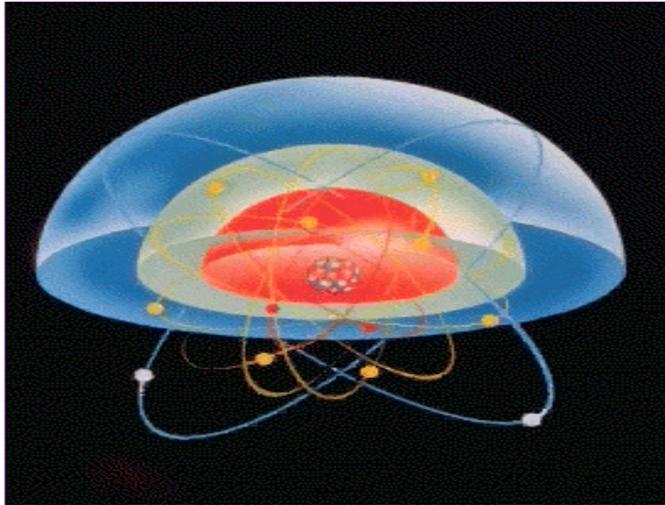


El físico alemán Werner Heisenberg, llegó a la conclusión de que la doble naturaleza de la materia impone limitaciones:

”Es imposible conocer con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón”.

# Principio de Incertidumbre De Heisenberg

- ▶ Los electrones giran alrededor del núcleo en regiones del espacio denominados orbitales.



- ▶ Los átomos de elementos más pesados albergan a varias capas de electrones.
- ▶ El orbital más externo determina cuantos enlaces puede formar un átomo al unirse a otros átomos

# Mecánica Cuántica-Ondulatoria. Teoría Actual



En 1926 Erwin Schrödinger inventó la mecánica ondulatoria y fue formulada independientemente de la mecánica cuántica.

Schrödinger modificó una ecuación existente que describía a una onda tridimensional sin movimiento imponiendo las restricciones de longitud de onda sugeridas por ideas de De Broglie

- Esta ecuación le permitió calcular los niveles de energía del átomo de hidrógeno.
- El hidrógeno es el único átomo para el cual se ha resuelto con exactitud.
- Se requieren suposiciones de simplificación para resolverla para átomos y moléculas más complejos.

# Aportaciones de la ecuación de Schrödinger

\*El estudio de los átomos y las moléculas según la mecánica cuántica es de tipo matemático.

\*El concepto importante es que cada solución de la ecuación de onda de Schrödinger describe un estado de energía posible para los electrones del átomo.

\*Cada solución se describe mediante un conjunto de tres números cuánticos.

\*Las soluciones de la ecuación de Schrödinger también indican las formas y orientaciones de las distribuciones de probabilidad estadística de los electrones.

\*Los orbitales atómicos se deducen de las soluciones de la ecuación de Schrödinger.



\*Dirac reformuló la mecánica cuántica electrónica teniendo en cuenta los efectos de la relatividad. De ahí surgió el cuarto número cuántico.



Las soluciones de las ecuaciones de Schrödinger y de Dirac para los átomos de hidrógeno

funciones de onda

describen los diversos estados disponibles para el único electrón del hidrógeno

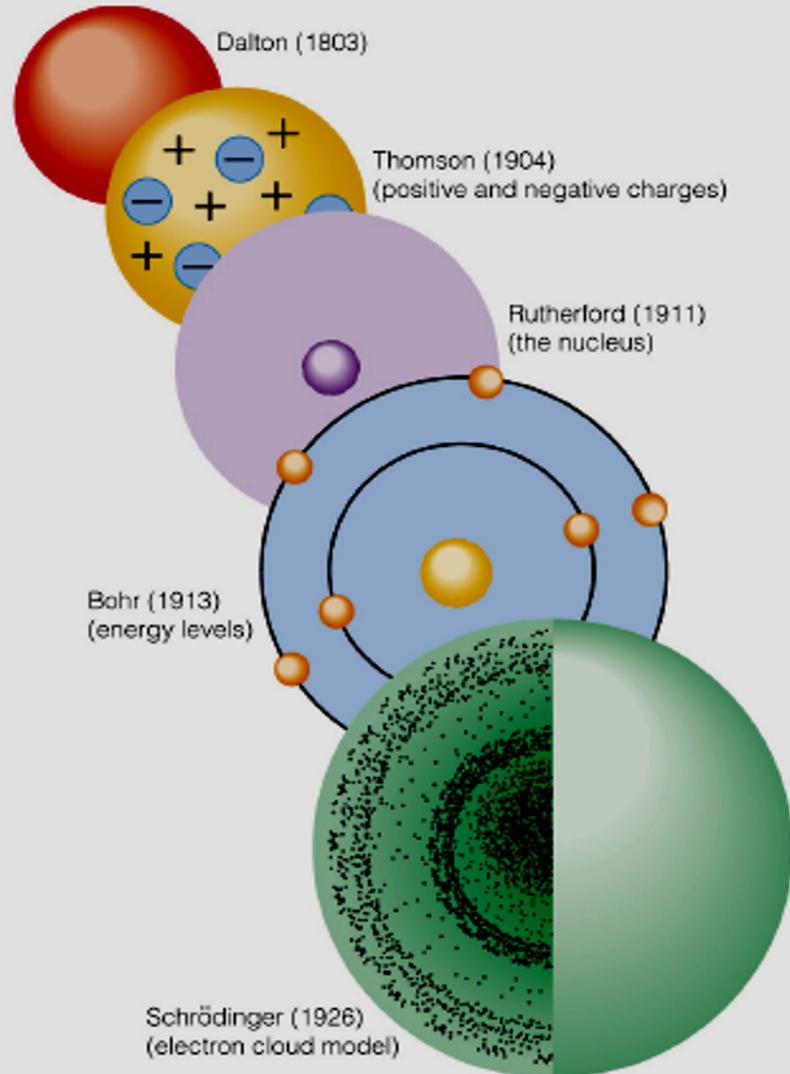
Cada uno de estos estados posibles se describe mediante cuatro números cuánticos.

-Los números cuánticos desempeñan papeles importantes para describir los niveles de energía de los electrones y la forma de los orbitales que indica la distribución espacial del electrón.

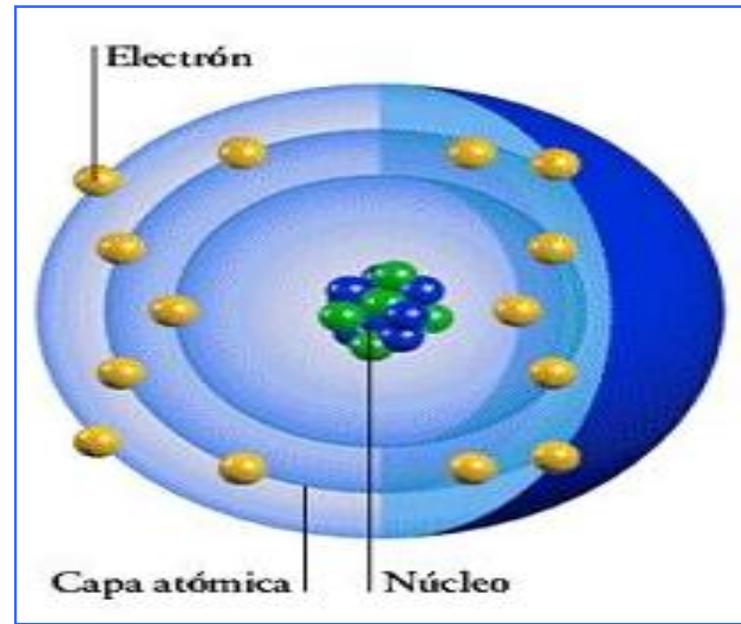
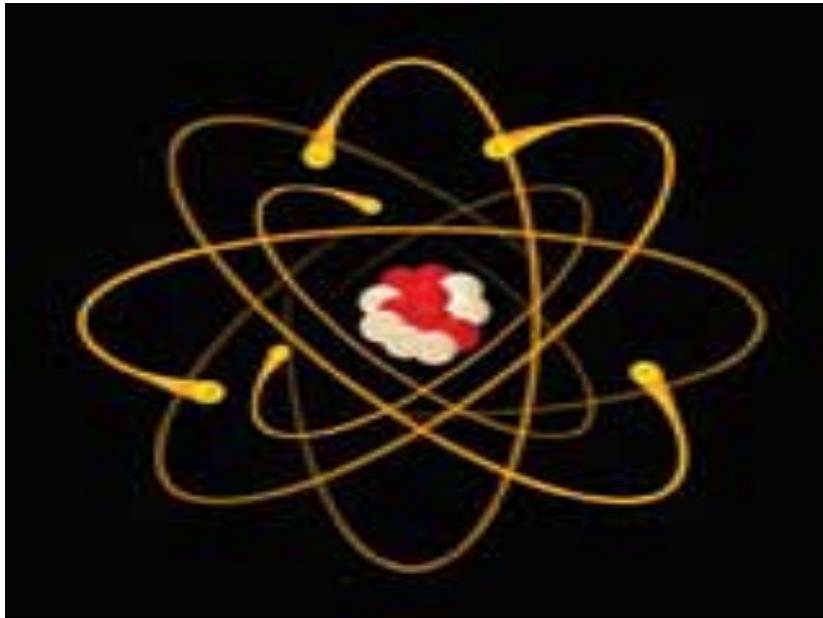
-Estos números cuánticos permiten describir el ordenamiento electrónico de cualquier átomo y se llaman configuraciones electrónicas.

-Un orbital atómico es la región espacial en la que hay mayor probabilidad de encontrar un electrón.

# Evolución del modelo atómico

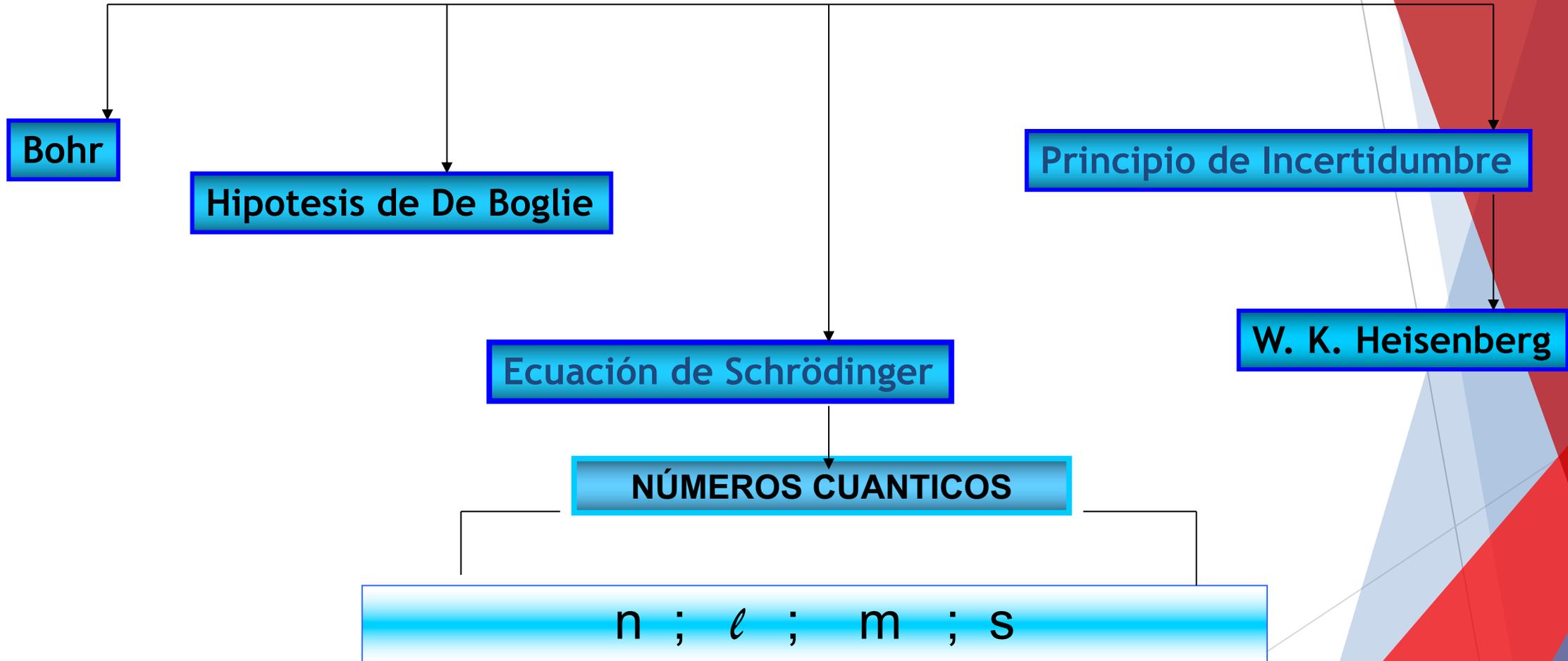


# NÚMEROS CUÁNTICOS



# MODELO ACTUAL. MODELO CUÁNTICO

(PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO)



Para determinar la posición probable de un electrón en un átomo dependemos de una función de onda u orbital.

Las variables de la función son  
Los **NUMEROS CUANTICOS**

$n$

Indica la energía de los orbitales

$l$

Indica la forma de los orbitales

$m$

Indica la orientación espacial de los orbitales

$s$

Indica el sentido de rotación del electrón

# Orbital:

Es una región del espacio alrededor del núcleo donde existe una alta probabilidad de encontrar electrones.



# NÚMEROS CUÁNTICOS

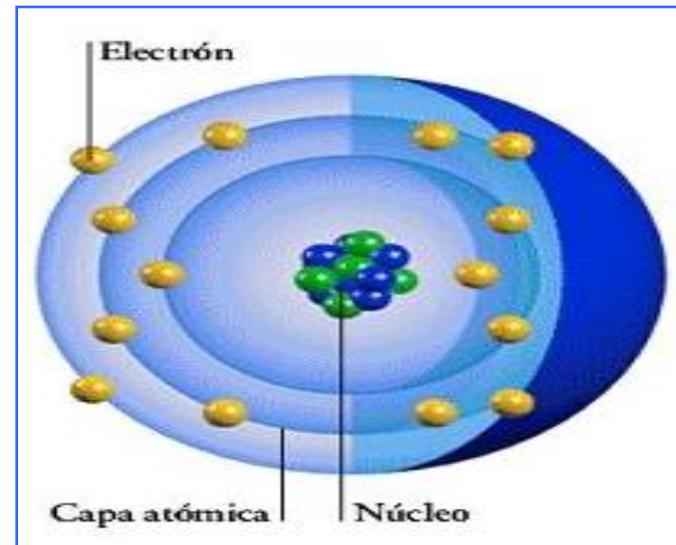
El número cuántico principal o energético (  $n$  )

- Indica el nivel energético donde se puede encontrar un electrón.

- Indica la distancia del electrón con el núcleo.

Se visualiza en forma de “capas” alrededor del núcleo

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6 \dots, \infty$



# NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL

Número máximo de electrones permitidos por nivel de energía principal

Nivel de energía principal , <b>n</b>	Número máximo de electrones permitidos por nivel de energía = <b>2n<sup>2</sup></b>
1	$2 ( 1 )^2 = 2$
2	$2 ( 2 )^2 = 8$
3	$2 ( 3 )^2 = 18$
4	$2 ( 4 )^2 = 32$
5	$2 ( 5 )^2 = 50$

# Electrones en los niveles de energía principal

► Indica el número de electrones presentes en cada nivel de energía principal de los elementos siguientes: Al, Cl, N, Mg, S

- a) Al
- b) Cl
- c) N
- d) Mg
- e) S

# NÚMERO CUÁNTICO

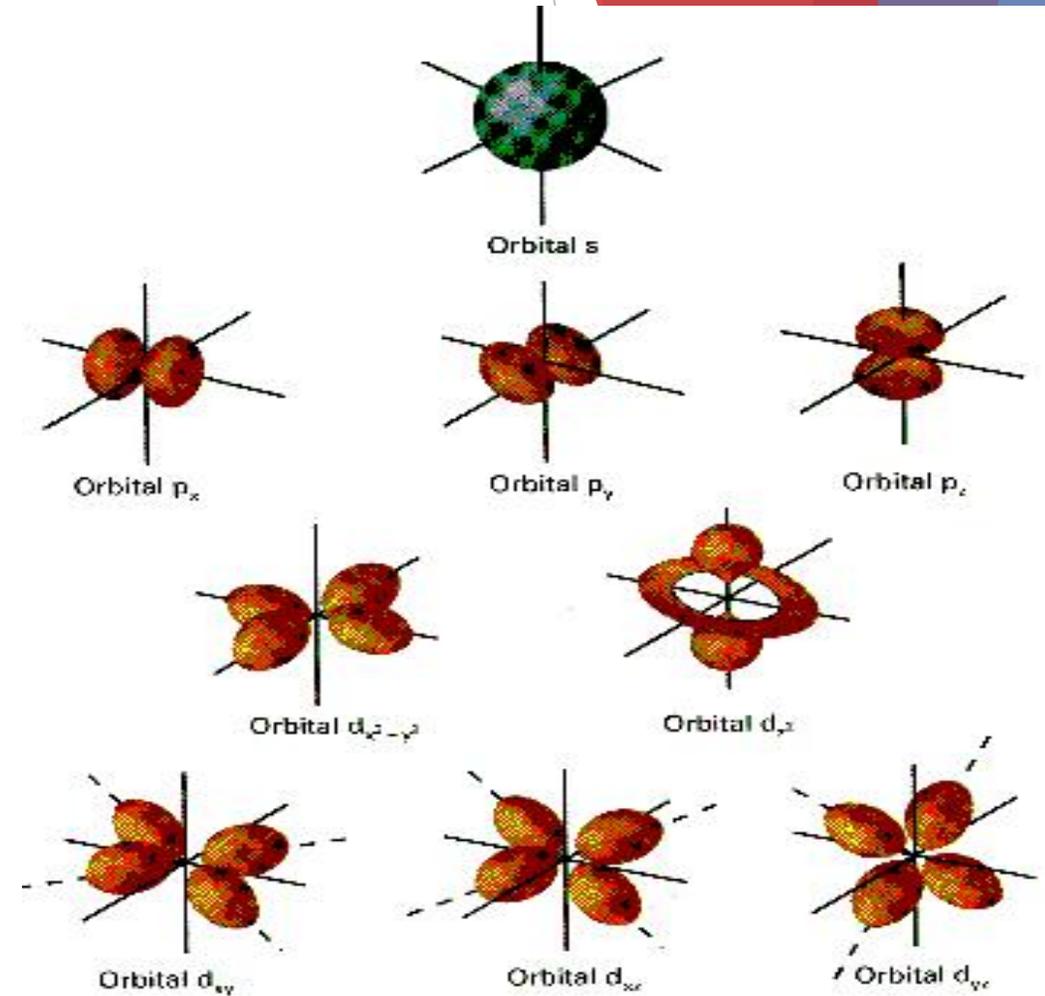
- ▶ El número cuántico  $l$  secundario o azimutal

Indica la forma de la nube electrónica

Informa de los orbitales que están presente en cada nivel

Puede existir mas de un  $l$  por nivel energético

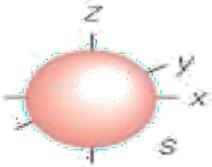
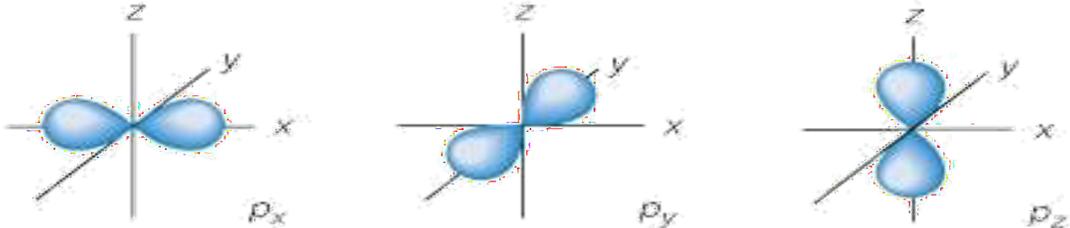
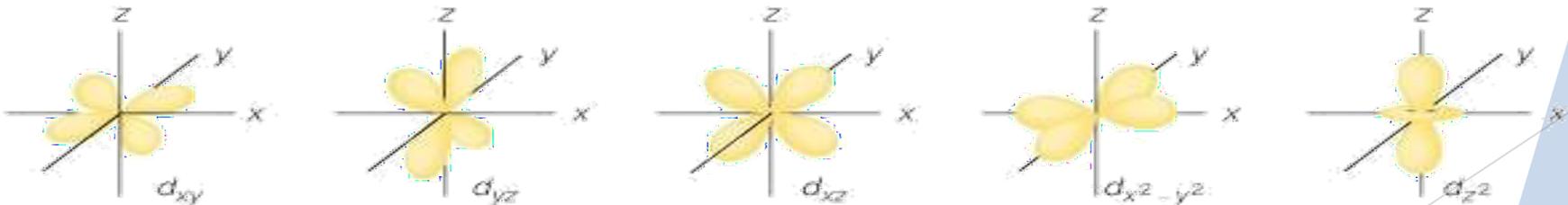
$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$



- El número cuántico  $l$  secundario o azimutal

Orbital tipo	Valor $l$ ( $n - 1$ )	Nº de electrones $2 ( 2 \times l + 1 )$
s	0	2
p	1	6
d	2	10
f	3	14

# Orbitales s, p y d en conjunto

subnivel	Forma de los orbitales	orbitales por subnivel	lóbulos por orbital
s		1	1
p		3	2
d		5	5
f	siete formas complejas	7	6

$n$	Orbital $\ell$	Valor $\ell$ ( $n-1$ )	Nº de electrones Por orbital. $2 ( 2 \times \ell + 1 )$	Nº de electrones Por nivel de energía $2n^2$
1	s	0	2	2
2	s	0	2	8
	p	1	6	
3	s	0	2	18
	p	1	6	
	d	2	10	
4	s	0	2	32
	p	1	6	
	d	2	10	
	f	3	14	

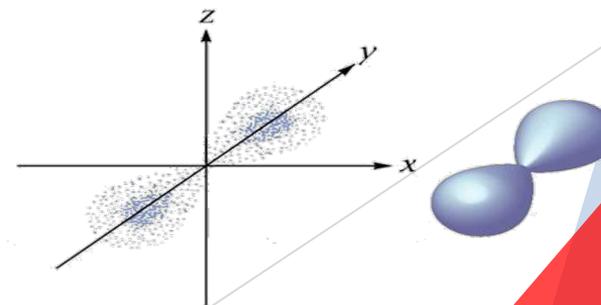
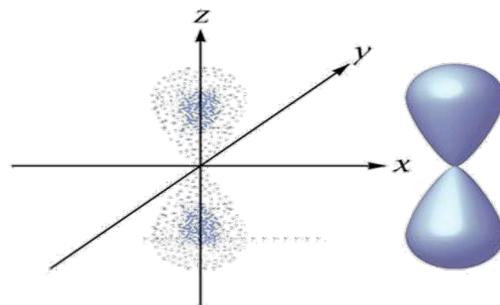
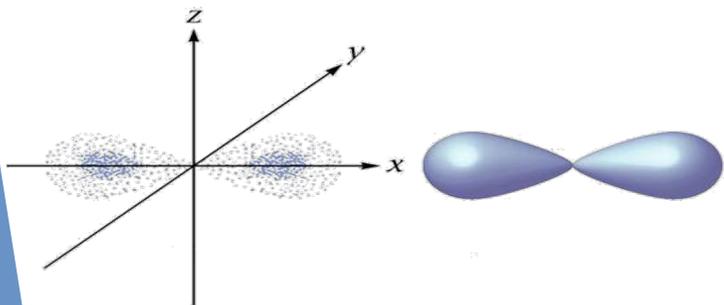
# NÚMERO CUÁNTICO

Número magnético

Indica la orientación en el espacio del orbital

Se establece sobre un eje de coordenadas

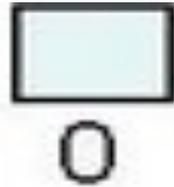
$$m = -l \dots 0 \dots +l$$



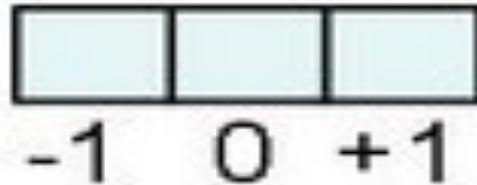
No se puede mostrar la imagen.

Número magnético ( m )

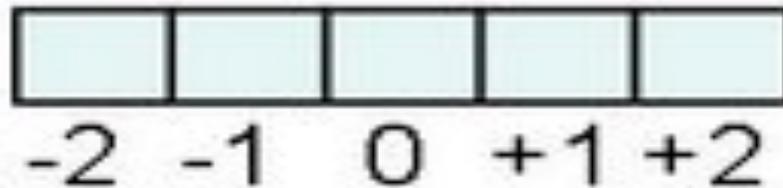
Orbital s



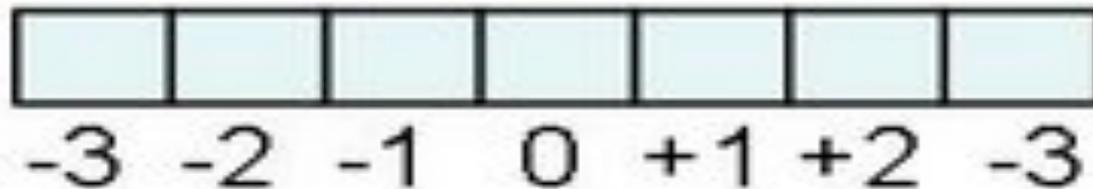
Orbital p



Orbital d



Orbital f



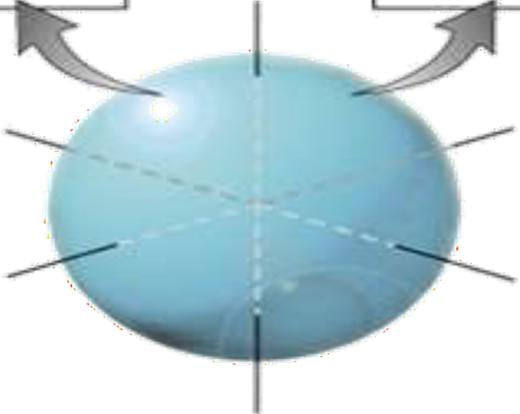
# NÚMERO CUÁNTICO

## El spin (s)

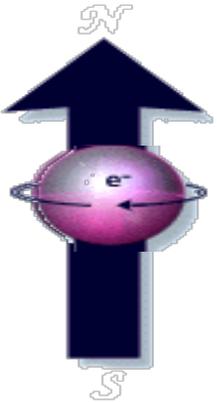


Giro en el sentido de las agujas del reloj

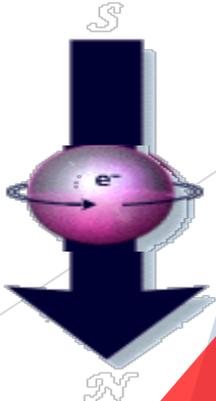
Giro en contra del sentido de las agujas del reloj



s orbital



$+1/2$

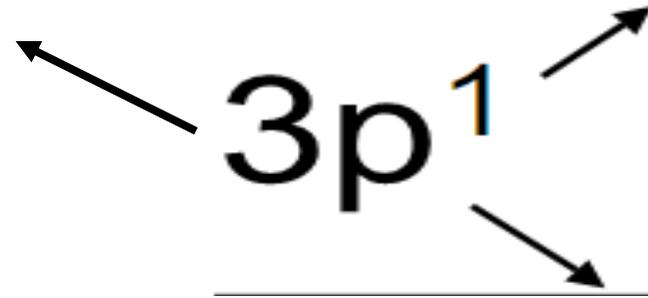


$-1/2$

# Interpretación simple de los números cuánticos

Indica el número cuántico principal  $n$

Indica la cantidad de electrones en el orbital...



Indica el número cuántico secundario  $\ell$

$$n = 3$$

$$\ell = 1$$

Numero cuánticos

$$m = -1$$

$$s = -1/2$$



# Configuración electrónica

- Es la distribución de los electrones dentro de un átomo, según principios que la regulan :

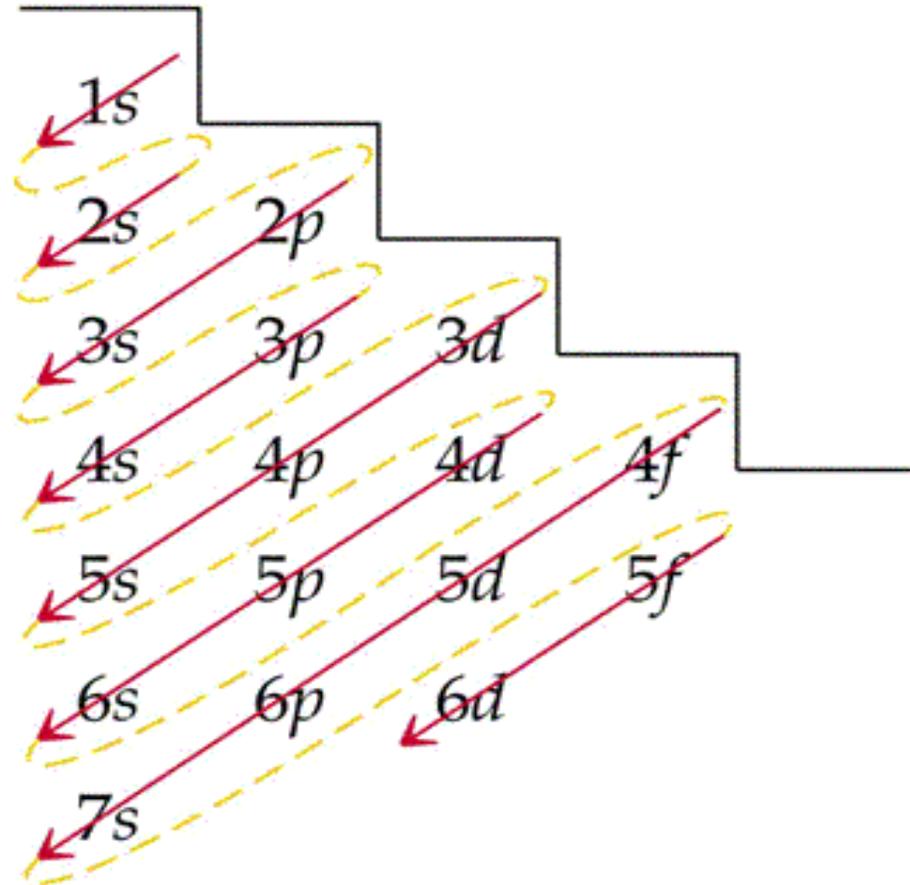
**Principio de Constitución  
(Aufbau)**

**Principio de Exclusión de Pauli**

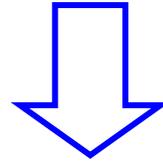
**Principio de Máxima Multiplicidad de Hund**

# Principio de Constitución (Aufbau)

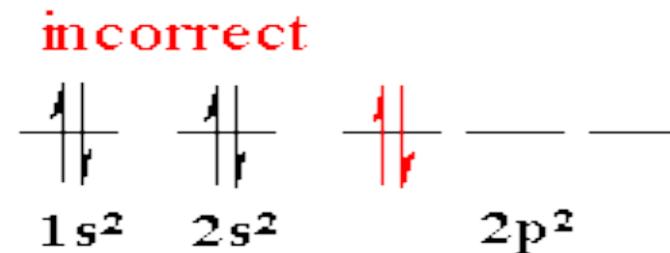
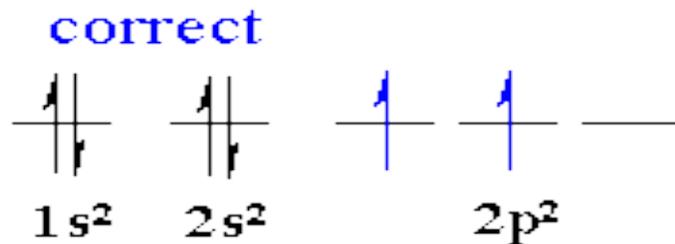
“Los electrones irán ocupando los niveles de más baja energía en forma creciente”.



# Principio de Máxima Multiplicidad de Hund

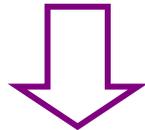


“Deberán existir el mayor número de electrones desapareados posibles “.



# Principio de Exclusión de Pauli

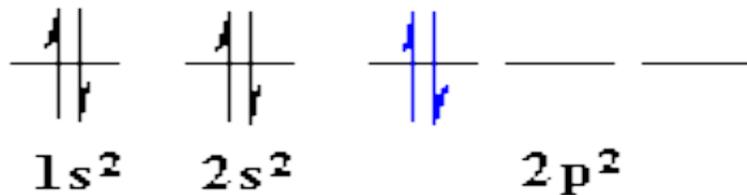
“No puede haber dos electrones con los mismos números cuánticos”.



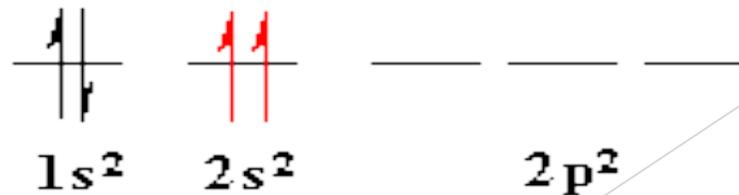
Por tanto, en un orbital sólo caben dos electrones que compartirían tres números cuánticos y se diferenciarían en el número cuántico de spin (s)



correct



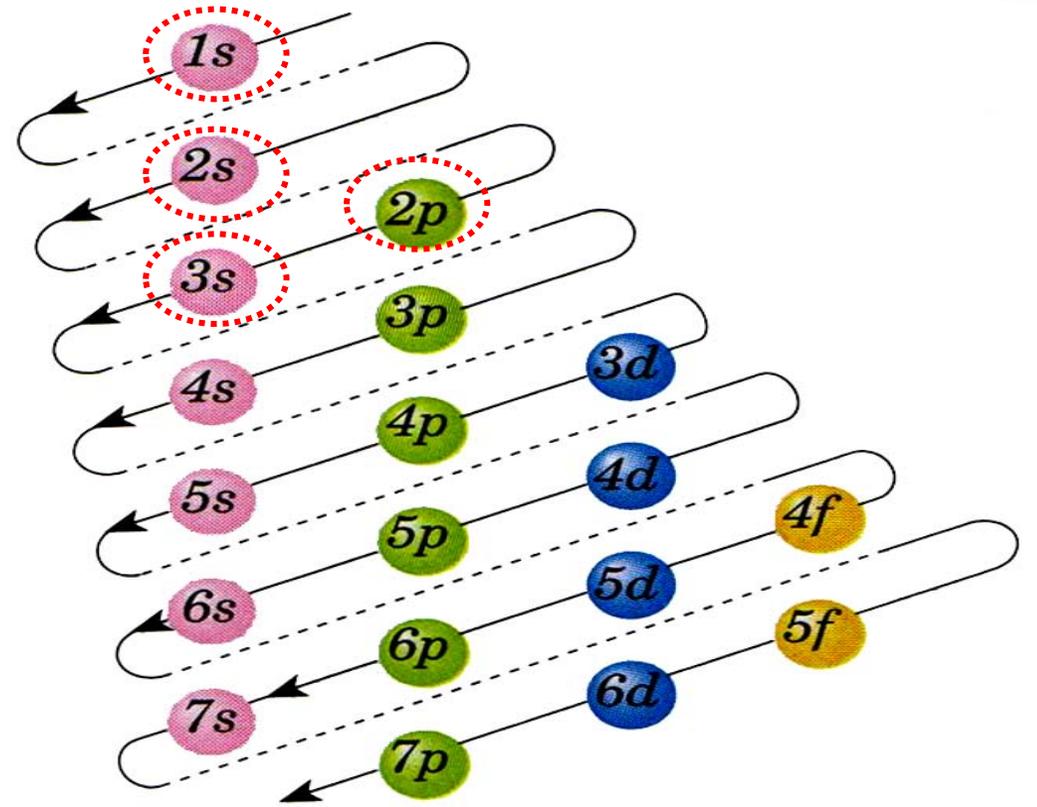
incorrect





$_{11}\text{Na}$

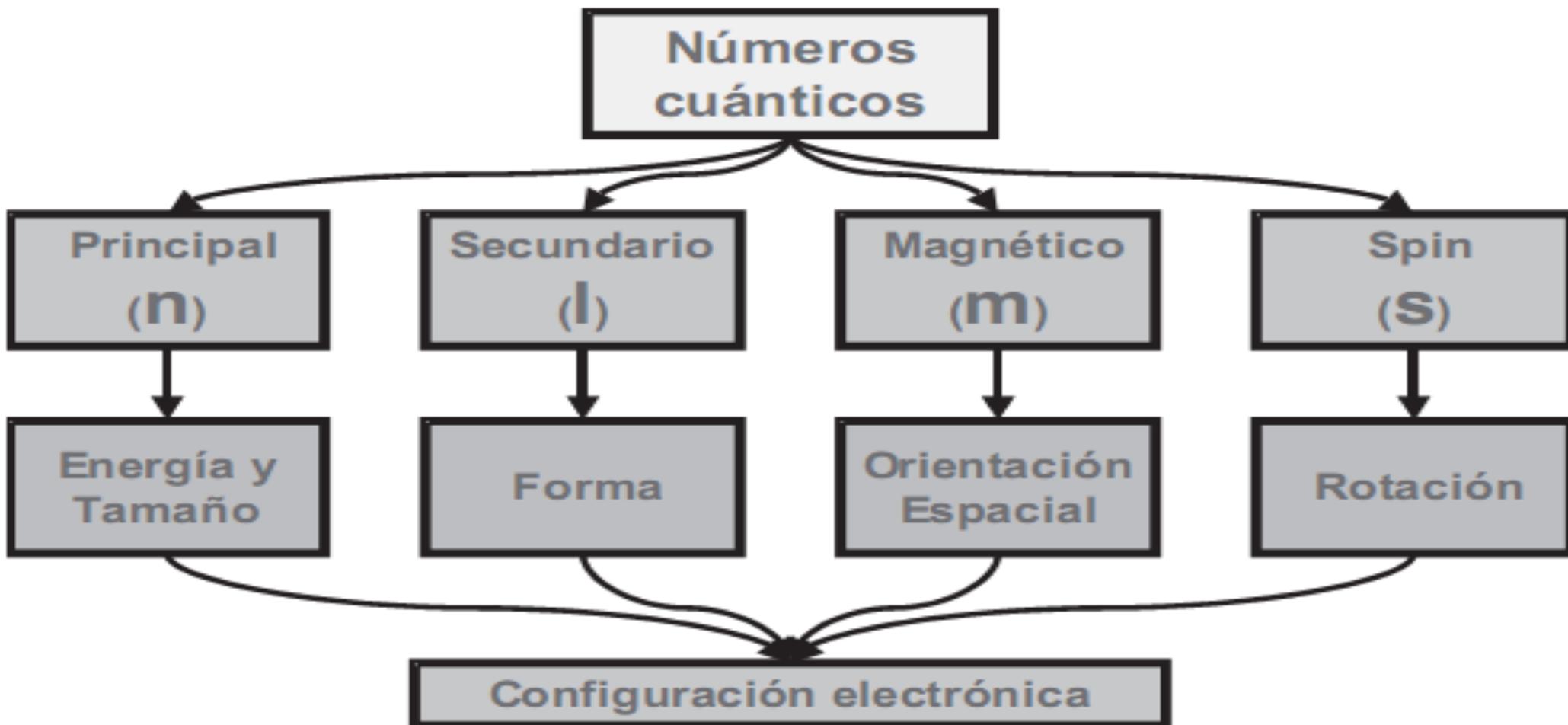
➤ Configuración electrónica para 11 electrones



*Esquema de llenado de los orbitales atómicos.*

# Configuraciones electrónicas

- ▶ **Z = 6**    Carbono C:
- ▶ **Z = 17**    Cloro Cl:
- ▶ **Z = 20**    Calcio Ca:
- ▶ **Z = 26**    Hierro Fe:
- ▶ **Z = 35**    Bromo Br:
- ▶ **Solamente hay dos excepciones:**
- ▶ **Z = 24**    Cromo Cr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- ▶ **Z = 29**    Cobre Cu:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$



# EJERCICIO

Encuentre

- ▶ Numero atómico
- ▶ Numero de masa
- ▶ Cantidad de electrones y protones
- ▶ Número de Neutrones
- ▶ Grupo y periodo del elemento en la Tabla
- ▶ ¿Cómo se distribuyen sus electrones?

28

14

Si

