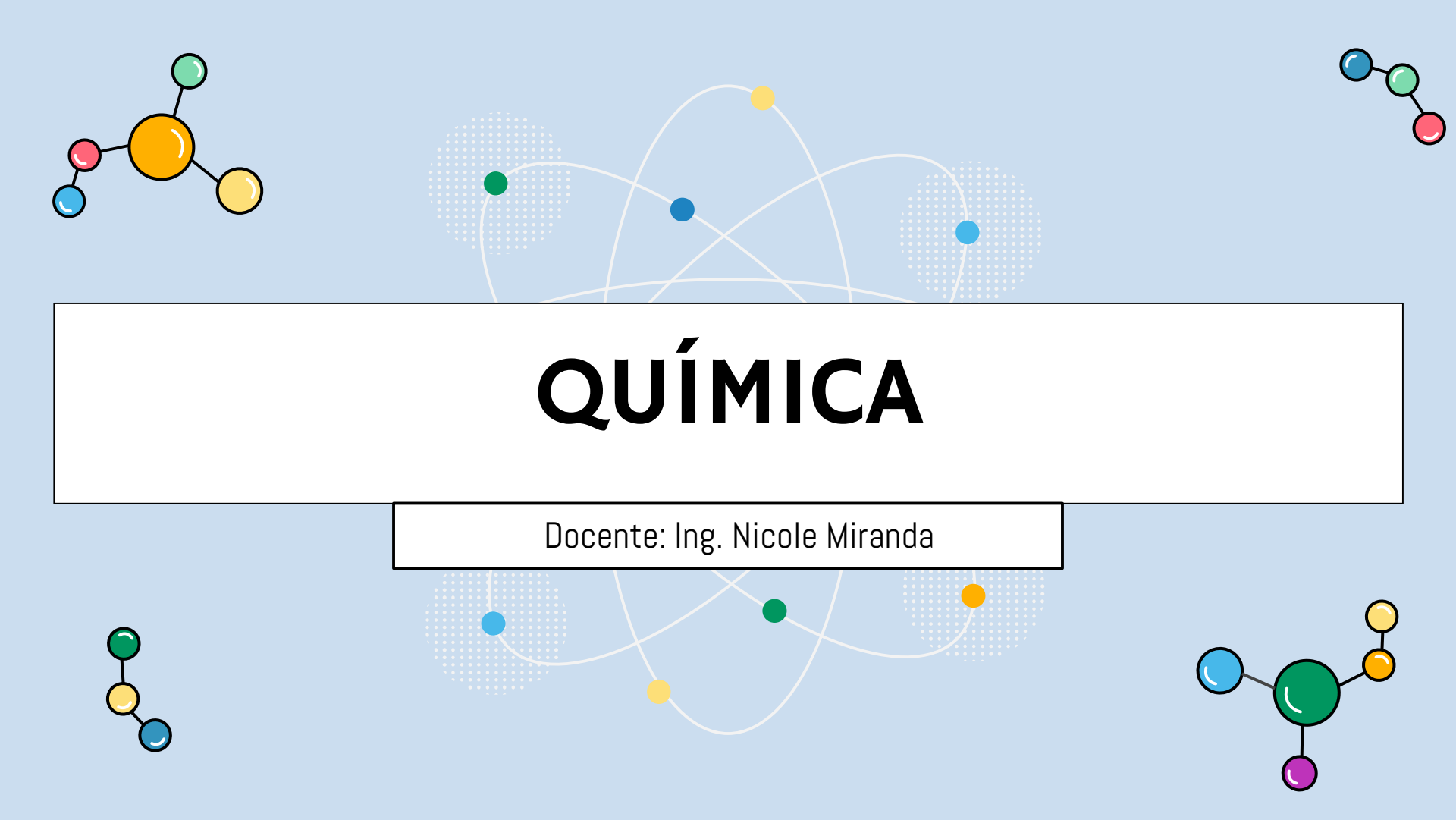


The background is a light blue gradient. In the center is a stylized atom with a central blue nucleus and three elliptical orbits. The orbits contain colored dots: a yellow dot at the top, a green dot on the left, and a blue dot on the right. Two circular halos with a dotted pattern surround the green and blue dots. In the corners are four molecular structures: top-left (a central orange sphere bonded to a blue, a pink, a green, and a yellow sphere), top-right (a chain of blue, green, and red spheres), bottom-left (a chain of green, yellow, and blue spheres), and bottom-right (a central green sphere bonded to a blue, a yellow, and a purple sphere).

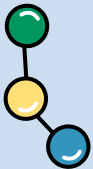
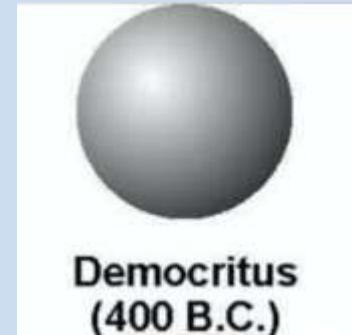
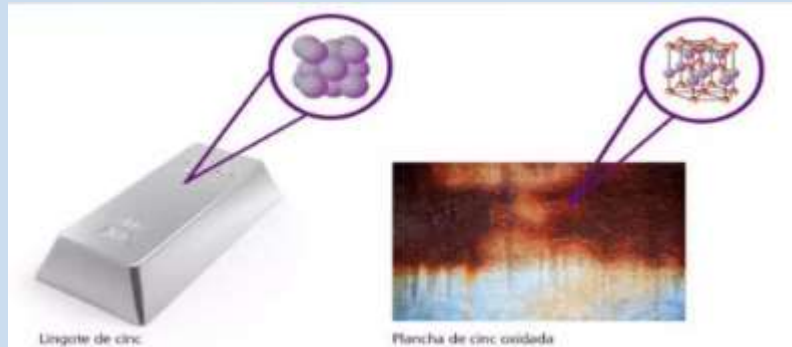
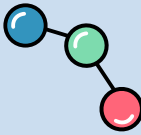
QUÍMICA

Docente: Ing. Nicole Miranda

- El concepto de átomo existe desde la Antigua Grecia, propuesto por los filósofos griegos Demócrito, Leucipo, Epicuro.
- En el siglo V. a.C., **Demócrito**, postuló que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles: los átomos.
- Estos no se pueden dividir, por tanto el átomo es la unidad constituyente más pequeña de la materia que posee las propiedades de un elemento químico.



ÁTOMO



ÁTOMO

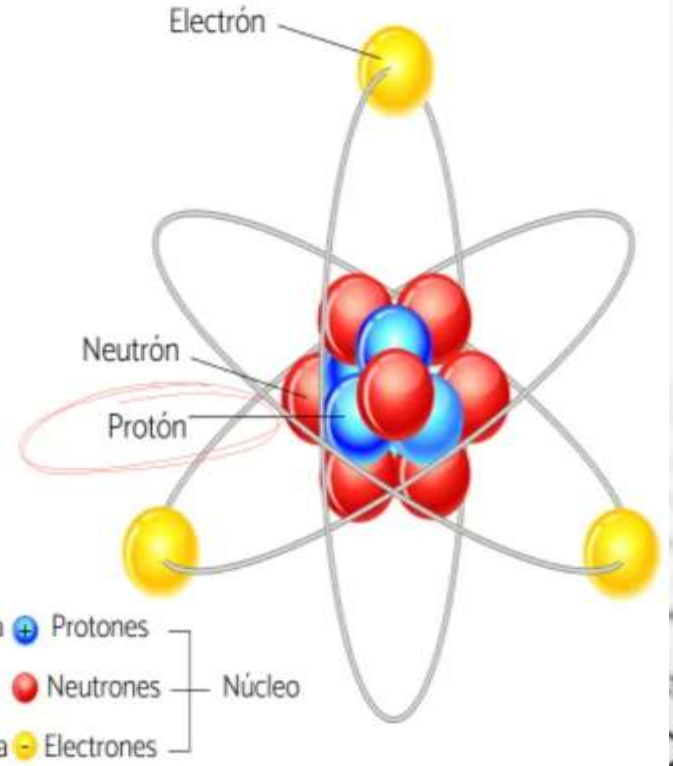


Es la unidad de partículas más pequeña que existe y que puede intervenir en una combinación química.



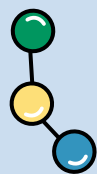
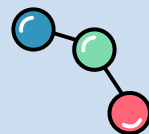
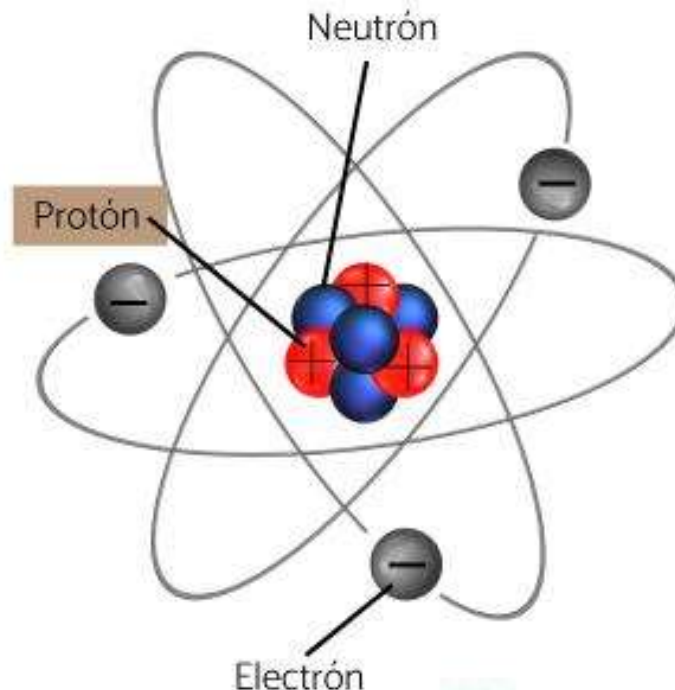
El átomo es el componente fundamental de toda la materia, es decir, todo lo que existe en el universo físico conocido, está hecho de átomos.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



PROTÓN: QUÉ ES, CARGA, MASA Y DESCUBRIMIENTO

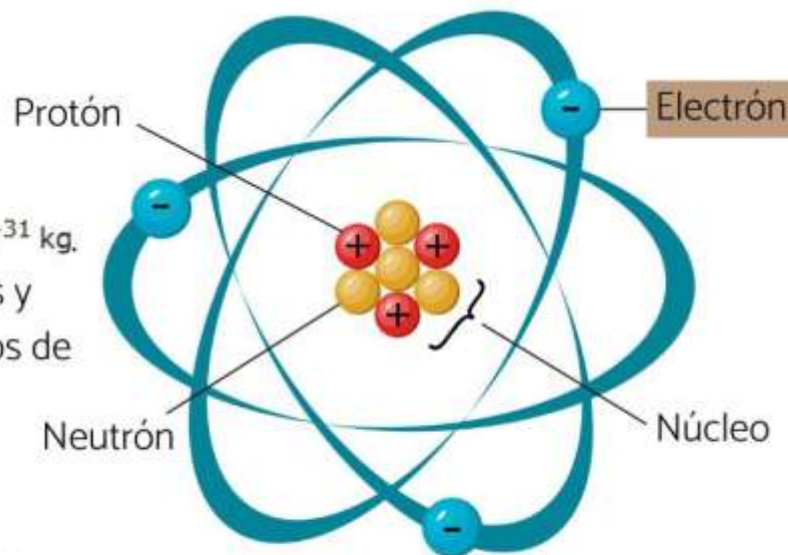
- Los protones son partículas subatómicas con carga positiva ubicados en el núcleo atómico.
- Determinan la identidad atómica del elemento.
- La carga eléctrica del protón es de $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ y su masa es mayor que el electrón y similar al neutrón.
- Ernest Rutherford fue quien descubrió el protón en el año 1918.



ELECTRÓN:

QUÉ ES, CARGA, MASA Y DESCUBRIMIENTO

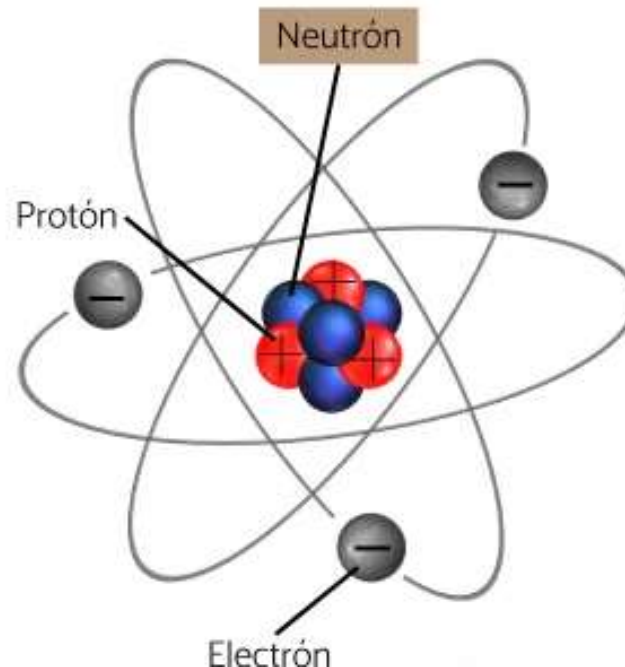
- Partícula subatómica con carga negativa dispuesta en orbitales alrededor del núcleo atómico, asegurando su estabilidad electromagnética.
- La masa de un electrón es $9,11 \times 10^{-31}$ kg.
- Determinan las propiedades físicas y químicas de los átomos, dotándolos de características únicas que los diferencian del resto.
- Se atribuye el descubrimiento del electrón a Joseph John Thomson en 1898.



NEUTRÓN:

QUÉ ES, CARGA, MASA Y DESCUBRIMIENTO

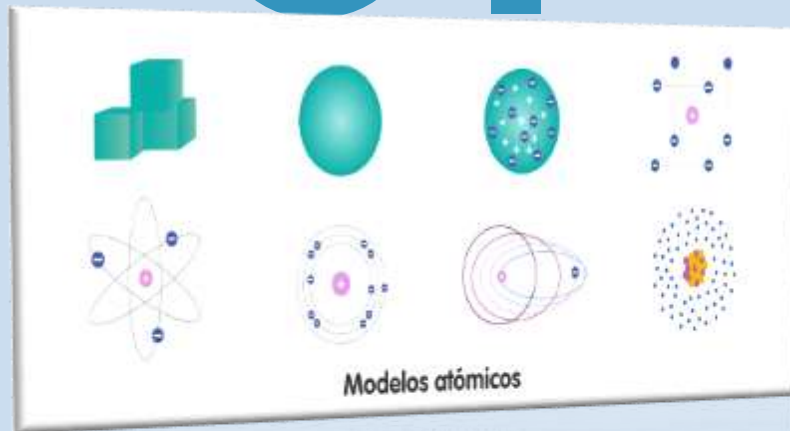
- Los neutrones son partículas subatómicas sin carga reunidas en el núcleo de los átomos.
- Su papel es primordial para conservar la estabilidad electrostática del elemento en cuestión.
- La carga eléctrica del neutrón está equilibrada, es decir no tiene carga, y su masa llega a $1,67 \times 10^{-27}$ kg, que es ligeramente mayor que la del protón.
- El físico James Chadwick fue quien descubrió el neutrón en el año 1932.



Observaciones Importantes

- El núcleo concentra casi toda la masa del átomo y es de carga positiva, debido a la presencia de los protones.
- Al protón y neutrón se les denomina nucleones fundamentales.
- El neutrón no tiene carga eléctrica, por lo tanto se le denomina partícula neutra.
- Al protón, neutrón y electrón se les denomina partículas subatómicas fundamentales.
- Todas las partículas subatómicas son iguales para cualquier elemento químico.
- El tipo de carga que tiene el núcleo es positiva.
- Los átomos con carga se llaman iones.

OI



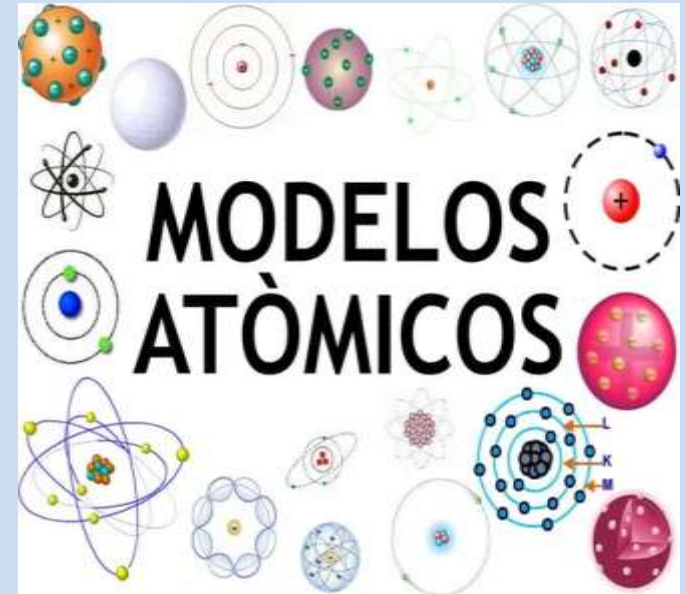
MODELOS ATÓMICOS

Se conoce como modelo atómico a las distintas representaciones gráficas de la estructura y funcionamiento de los átomos. Los modelos atómicos han sido desarrollados a lo largo de la historia de la humanidad a partir de las ideas que en cada época se manejaban respecto a la composición de la materia.

Modelos Atómicos a través de la historia

Existen siete modelos atómicos a través de la historia. Aunque entre ellos aparecen algunas modificaciones o "modelos alternativos".

1. Modelo de Dalton
2. Modelo de Thomson
3. Modelo de Rutherford
4. Modelo de Bohr
5. Modelo de Sommerfeld
6. Modelo de Schrödinger
7. Modelo de Dirac-Jordan
8. Modelo Atómico Actual



I. Modelo Atómico de Dalton



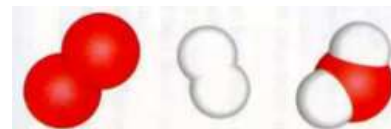
Fue el primer modelo atómico con bases científicas, formulada en 1808 por John Dalton.

Imaginaba a los átomos como diminutas esferas.

- ❑ Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas indestructibles e invisibles llamadas átomos.
- ❑ Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades.
- ❑ Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes.

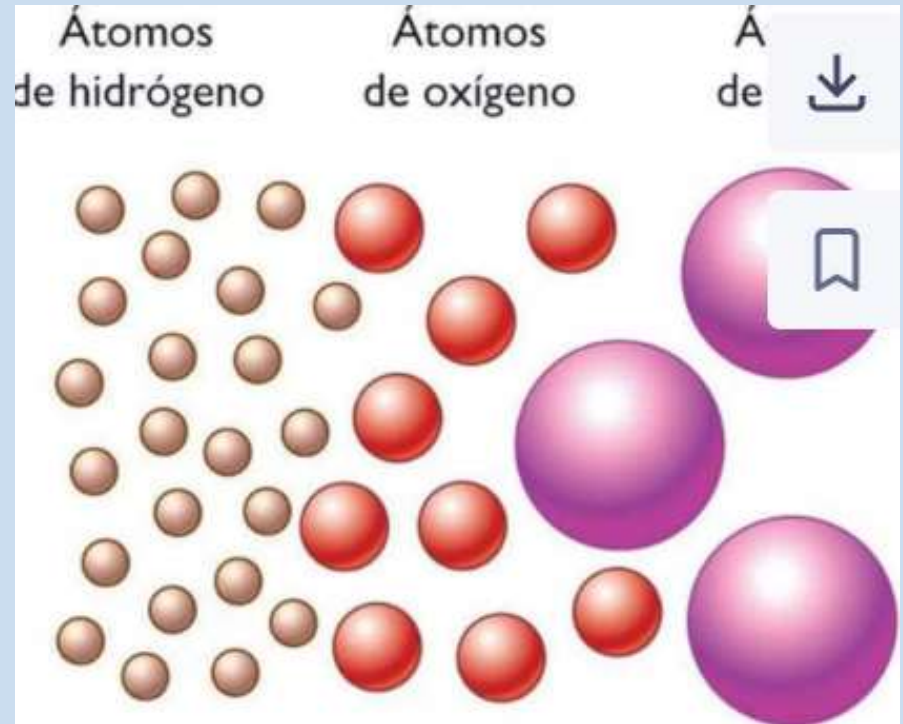


Tres años mas tarde, en 1811, el químico Italiano Amadeo Avogadro denominó moléculas a los átomos compuestos en Dalton.



MOLÉCULAS

Con el descubrimiento del electrón en 1898 por Joseph J. Thomson, el modelo de Dalton muestra sus primeras debilidades, ya que se determinó que la materia está construida por dos partes: una positiva y una negativa.



Tipos de átomos de diferentes dimensiones representadas a partir de tamaños diferentes de esferas

2. Modelo Atómico de Thomson

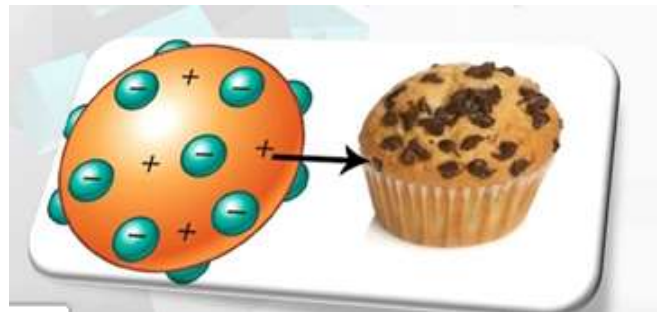
El modelo atómico de Thomson es un modelo de estructura atómica propuesto en 1904 por Thomson, quien también había descubierto el electrón en 1898.

- ❑ Propuso un modelo muy elemental: el átomo está constituido por una esfera de materia con carga positiva, en la que se encuentran encajados los electrones en número suficiente para neutralizar su carga.
- ❑ A partir de esta composición del átomo en dos partes: Thomson propuso un modelo en el cual los electrones de carga negativa estaban inmersos en una masa de carga, como una especie de pastel de pasas.

Este modelo puede explicar muy bien la formación de iones positivos y negativos.

Son dos las consecuencias importantes de este modelo:

- ✓ La **materia** es neutra por lo cual debe haber igual cantidad de carga positiva y negativa.
- ✓ Los **electrones** pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.





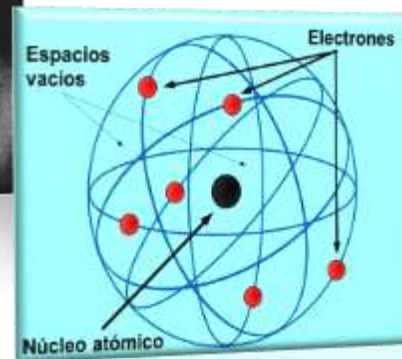
Esquema del modelo atómico de Thomson (ilustración izquierda) de electrones suspendidos en el interior de una masa atómica de carga positiva. Posteriormente Jean Perrin trabajaría sobre este modelo proponiendo a los electrones en una posición externa (ilustración derecha)

3. Modelo Atómico de Rutherford

- ❑ El modelo atómico de Rutherford es un modelo atómico o teoría sobre la estructura interna del átomo propuesto por Rutherford para explicar los resultados de su experimento de la “lámina de oro, realizado en 1911”.
- ❑ El átomo esta formado por dos partes: núcleo y corteza.
- ❑ El modelo atómico de Rutherford, también conocido como modelo planetario, describe al átomo como un núcleo con carga positiva rodeado de electrones que orbitan a su alrededor. Este modelo se asemeja a un sistema solar a escala pequeña.

A diferencia del modelo anterior, postulas dos modificaciones esenciales:

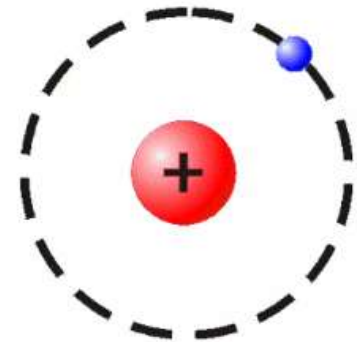
- I. La parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo.
- II. Los electrones se ubican orbitando al núcleo en orbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos (similitud al sistema solar)

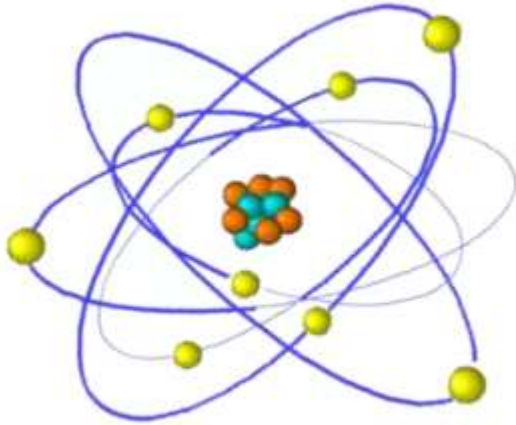
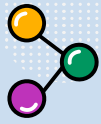


4. Modelo Atómico de Bohr

El físico Niels Bohr postula que los electrones giran a grandes velocidades alrededor del núcleo atómico.

- ❑ Los electrones se disponen en diversas órbitas circulares, las cuales determinan diferentes niveles de energía. El electrón puede acceder a un nivel de energía superior, para lo cual necesita “absorber” energía. Para volver a sus nivel de energía original es necesario que el electrón emita la energía absorbida.
- ❑ Este modelo si bien se ha perfeccionado con el tiempo, ha servido de base a la moderna física nuclear.
- ❑ Este modelo propuso una Teoría para describir la estructura atómica del Hidrógeno, que explicaba el espectro de líneas de este elemento.





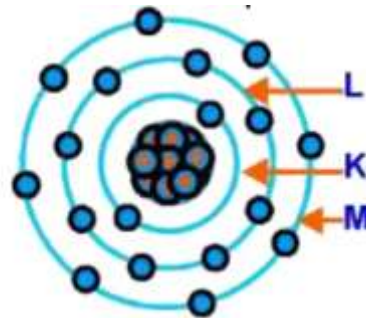
Niels Bohr se basó en el átomo de hidrógeno para realizar el modelo que lleva su nombre. Describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón. Debido a su simplicidad el modelo de Bohr es todavía utilizado frecuentemente como una simplificación de la estructura de la materia.

5. Modelo Atómico de Sommerfeld

En 1916, Arnold Sommerfeld con la ayuda de la teoría de la reactividad de Albert Einstein hizo las siguientes modificaciones al modelo de Bohr.

- a) Los electrones se mueven alrededor del núcleo en orbitas circulares o elípticas.
- b) A partir del segundo nivel energético existen dos o mas subniveles en el mismo nivel.

El modelo atómico de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. Sin embargo, en los espectros realizados para átomos de otros elementos se observaba que electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía, mostrando que algo andaba mal en el modelo, pero se concluyo que fue dentro de un mismo nivel energético existían subniveles.



6. Modelo Atómico de Schrödinger

El modelo atómico Schrödinger es un modelo cuántico no relativista, este modelo deja claro el carácter ondulatorio a partir de la propuesta de **modelo orbital** para poder intuir un pequeño sector o región dentro del átomo donde sea mas probable encontrar un electrón.

En 1916, Arnold Sommerfeld modifica el modelo atómico de Bohr, en el cual los electrones sólo giraban en órbitas circulares, al decir que también podían girar en órbitas elípticas.

Sin embargo introduce algunos cambios que lo diferencian sustancialmente del modelo precedente:

- ✓ Características de los orbitales.
- ✓ En el modelo de Bohr se determina la posición del electrón exactamente, en este nuevo modelo, en cambio, se presume una mayor o menor probabilidad de este en el espacio

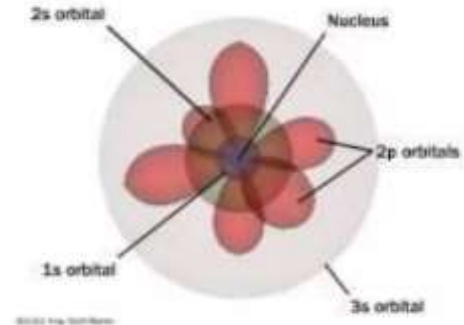


7. Modelo Atómico de Dirac-Jordan

El modelo atómico de Dirac-Jordan, es el que desarrollo Schrodinger, basado en el descrubimiento de los cientificos anteriores.

Una de las consecuencias que se puede deducir de la ecuación Schrodinger, es el principio de incertidumbre.

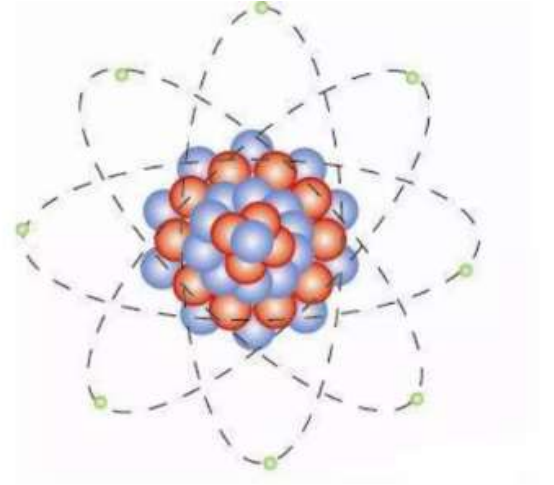
Este principio establece limites para la precisión con que se pueden medir ciertos parámetros.



8. Modelo Atómico Actual

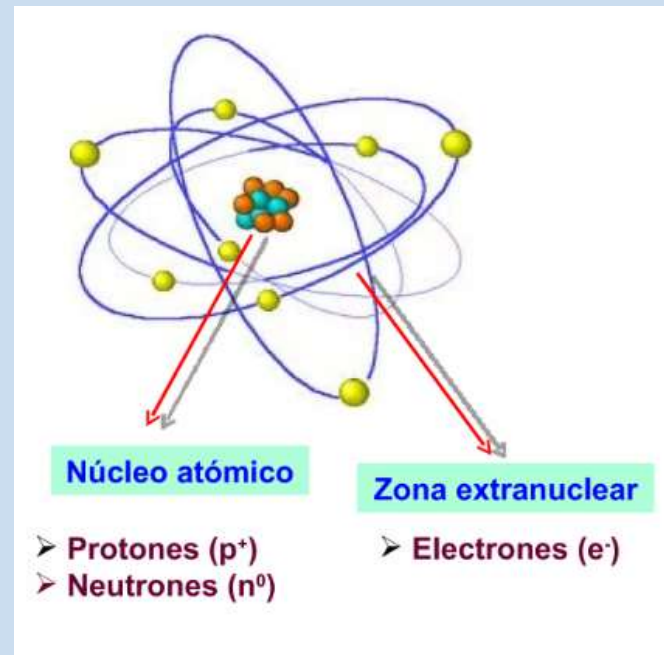
Fue Erwin Schrödinger, quien ideó el modelo atómico actual, llamado “Ecuación de onda”, una fórmula matemática que considera los aspectos anteriores. La solución de esta ecuación, es la función de onda (Ψ), y es una medida de la probabilidad de encontrar al electrón en el espacio.

En este modelo, el área donde hay mayor probabilidad de encontrar el electrón se denomina orbital.



¿ Qué es el átomo?

Es la mínima porción representativa de un elemento químico. Se define como un sistema energético dinámico en equilibrio electrostático. Antiguamente se pensaba que era indivisible, pero hoy en día se sabe que es divisible en diversos procesos. Consta de dos partes núcleo atómico y zona extranuclear.



Notación de un Núclido

Notación de un núclido:

Para un átomo neutro:



Número Atómico (Z)

- Llamado también carga nuclear.
- Es aquel parámetro que nos indica la cantidad de protones de un átomo y es característico para cada elemento.
- Permite identificar a un elemento químico.

$$Z = \# \text{ protones} = \# p^+$$

$$\text{En un átomo neutro: } \# p^+ = \# e^-$$

${}_{11}\text{Na}$: N° Protones 11
N° Electrones 11

Número de Masa (A)

- Llamado también número de nucleones fundamentales.
- Nos indica el número total de protones y neutrones que están presentes en el núcleo del átomo.

$$A = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones}$$



$$A = Z + N$$

$$N = A - Z$$

IONES

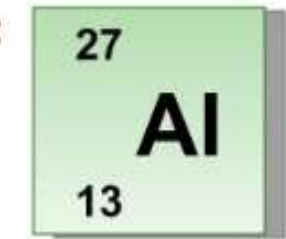
Los iones pueden ser átomos individuales (ión monoatómico) o grupo de átomos (iones poliátomicos) que poseen carga eléctrica neta diferente de cero debido a la pérdida o ganancia de electrones.

Pueden ser: cationes y aniones

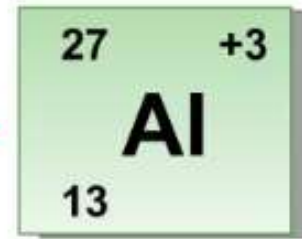
1. CATIÓN

Un catión es un ion (sea átomo o molécula) con carga eléctrica positiva, debido a la pérdida de electrones. Los cationes se describen con estado de oxidación positivo.

Ejemplo:



Átomo neutro



Catión trivalente

#p⁺ = 13
#e⁻ = 10
#n⁰ = 14

IONES

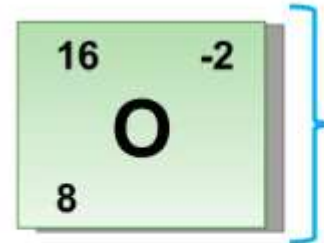
2. ANIÓN

Un anión es un ión (sea átomo o molécula) con carga eléctrica negativa, esto es, con exceso de electrones. Los aniones se describen con un estado de oxidación negativa.

Ejemplo:

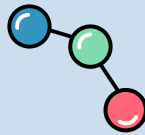


Átomo neutro

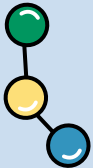


Anión divalente

#p⁺ = 8
#e⁻ = 10
#n⁰ = 8



La **carga de un ion** se determina comparando el número de **protones (positivos)** y **electrones (negativos)**:
Carga neta = Protones – Electrones



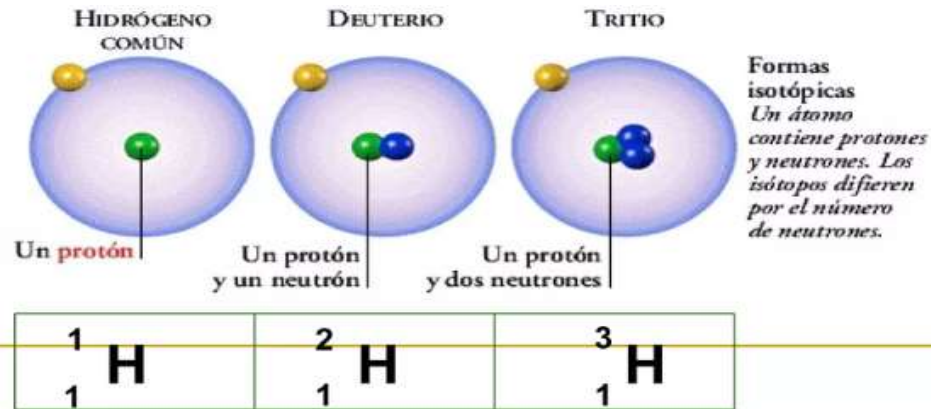
Tipos de Núclidos

1. ISÓTOPOS

También llamados hílidos, son átomos de un mismo elemento químico, por tanto poseen igual número de protones, diferente número de neutrones y diferente número de masa. Los isótopos poseen propiedades químicas iguales y propiedades físicas diferentes.

El nombre de isotopos se debe a que ocupan el mismo lugar en la tabla periódica porque pertenecen al mismo elemento.

Iso= Igual **Topo**= Lugar.



Tipos de Núclidos

2. ISÓBAROS

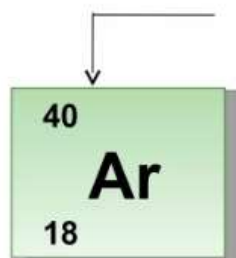
Son núclidos que pertenecen a elementos diferentes, poseen igual número de masa, diferente número atómico y diferente número de neutrones, es decir igual número de nucleones fundamentales.

Iso= Igual; Baro= Masa

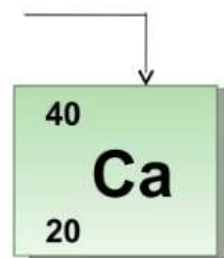
Son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:

ISÓBAROS



18 protones
22 neutrones
40 nucleones



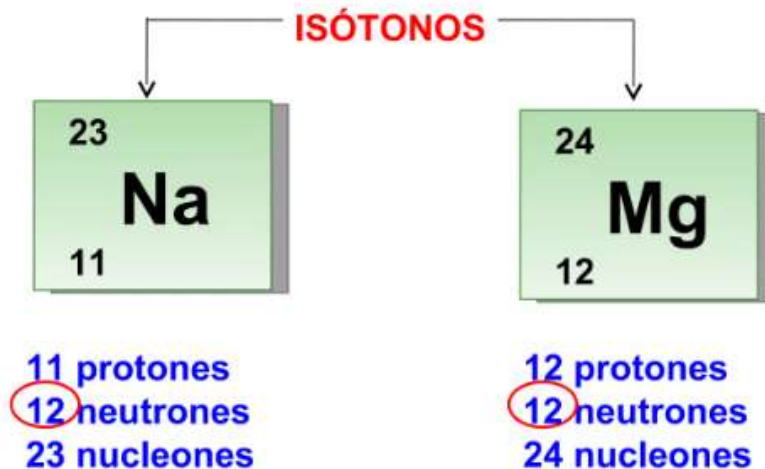
20 protones
20 neutrones
40 nucleones

Tipos de Núclidos

3. ISÓTONOS

Son núclidos pertenecientes a elementos diferentes. Poseen diferente número de protones e igual número de neutrones; por lo tanto tienen diferentes números de masa: También son núclidos con propiedades físicas y químicas diferentes.

Ejemplo:

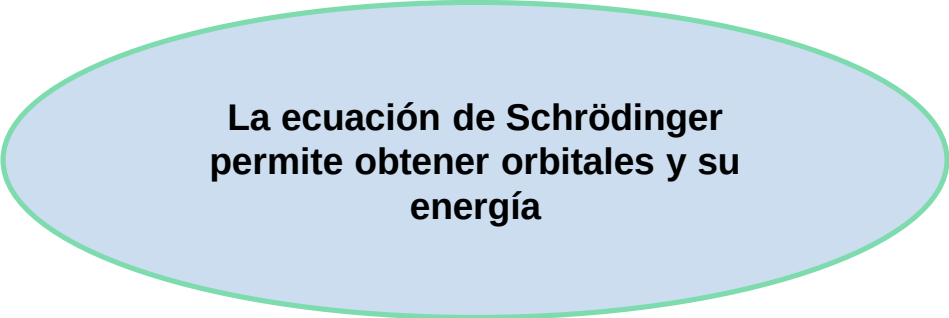




NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

INTRODUCCIÓN

- **Schrödinger** propuso una ecuación que contiene términos de ondas y partículas para los electrones.
- Resolviendo la ecuación se obtiene **funciones de onda**, que indican la **probabilidad** de que los **electrones** se encuentren en una región delimitada del espacio.
- Las variables de la ecuación son los **números cuánticos**.



La ecuación de Schrödinger
permite obtener orbitales y su
energía

NÚMEROS CUÁNTICOS

De la ecuación Schrödinger emergen naturalmente cuatro números:

1. **Número cuántico principal o energético, n**

- Indica la energía de los orbitales.
- Cuanto más pequeño el número, más cerca del núcleo.

2. **Número cuántico secundario o azimutal, l**

- Indica la forma de los orbitales.
- Depende del valor de n , desde 0 hasta $(n-1)$.

3. **Número cuántico magnético, m**

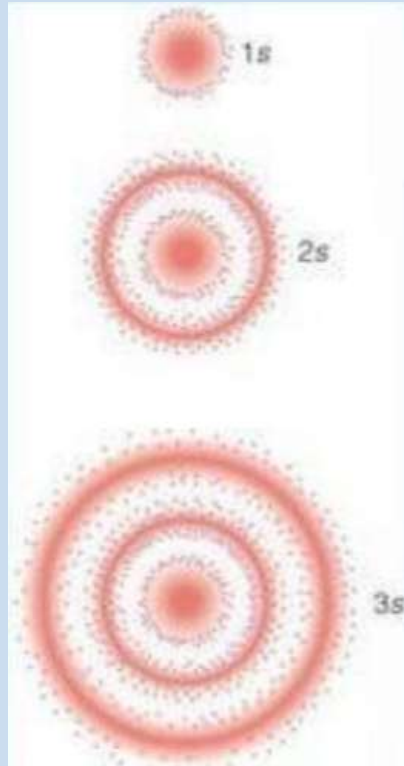
- Indica la orientación espacial de los orbitales.
- Presenta valores enteros desde $-l$ hasta $+l$, incluyendo el 0.

4. **Número cuántico de espín, s**

- Indica el sentido de rotación del electrón en torno a su eje.
- Puede tomar valores $+1/2$ o $-1/2$.

Valor l	0	1	2	3
Tipo orbital	s	p	d	f

I. NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL



Número principal o energético (n)



Indica la distancia entre el núcleo y el electrón.

Permite establecer el tamaño del orbital.

Se visualiza en la forma de *capas* alrededor del núcleo



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

2. NÚMERO CUÁNTICO SECUNDARIO

Número secundario o
azimutal (ℓ)



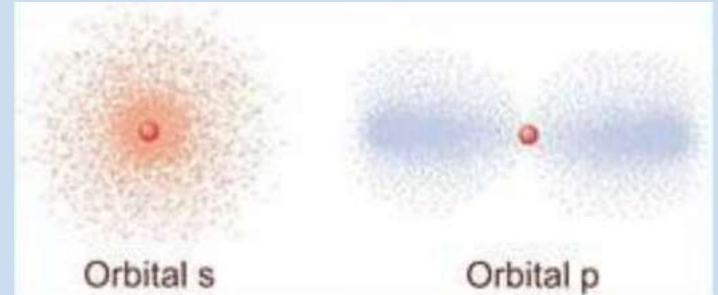
Indica la forma tridimensional de los
orbitales.

Se visualiza en la forma de *subcapas*
dentro de cada nivel energético.

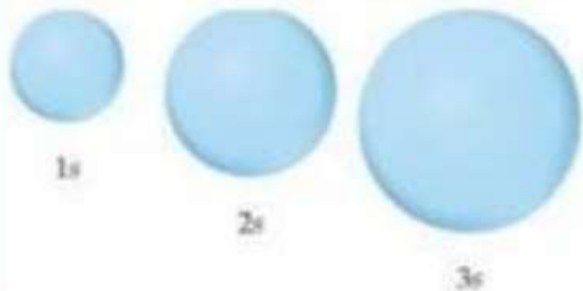
Puede existir más de un ℓ por nivel
energético.



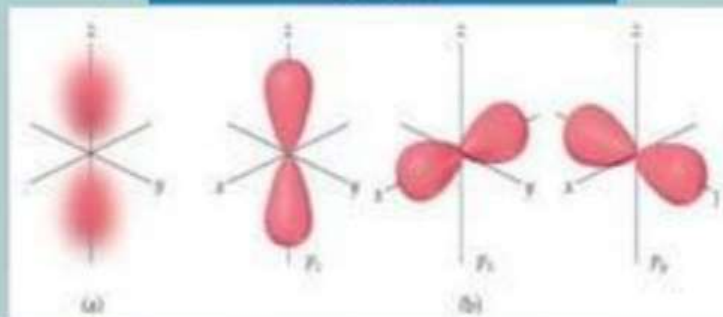
$\ell = 0$ (s), 1 (p), 2 (d)....($n-1$)



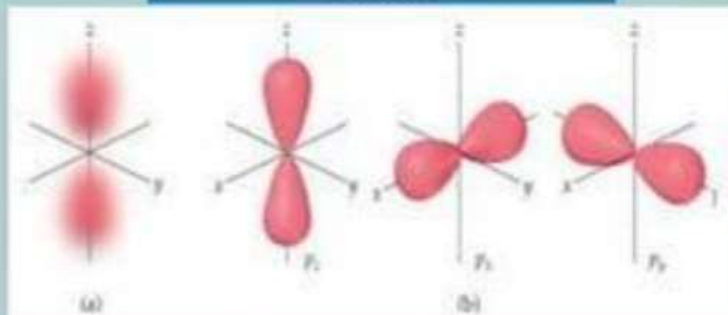
Orbital s



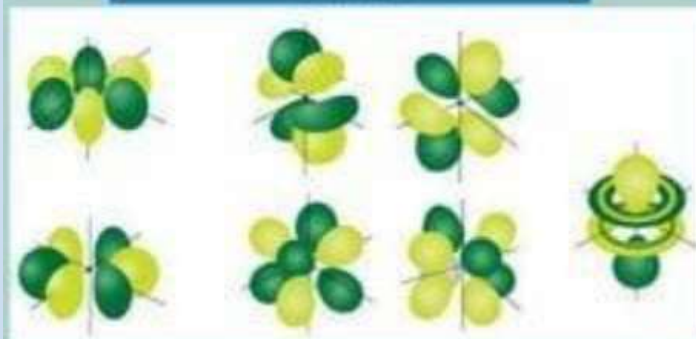
Orbital p



Orbital p



Orbital f



3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO

Número magnético (m)

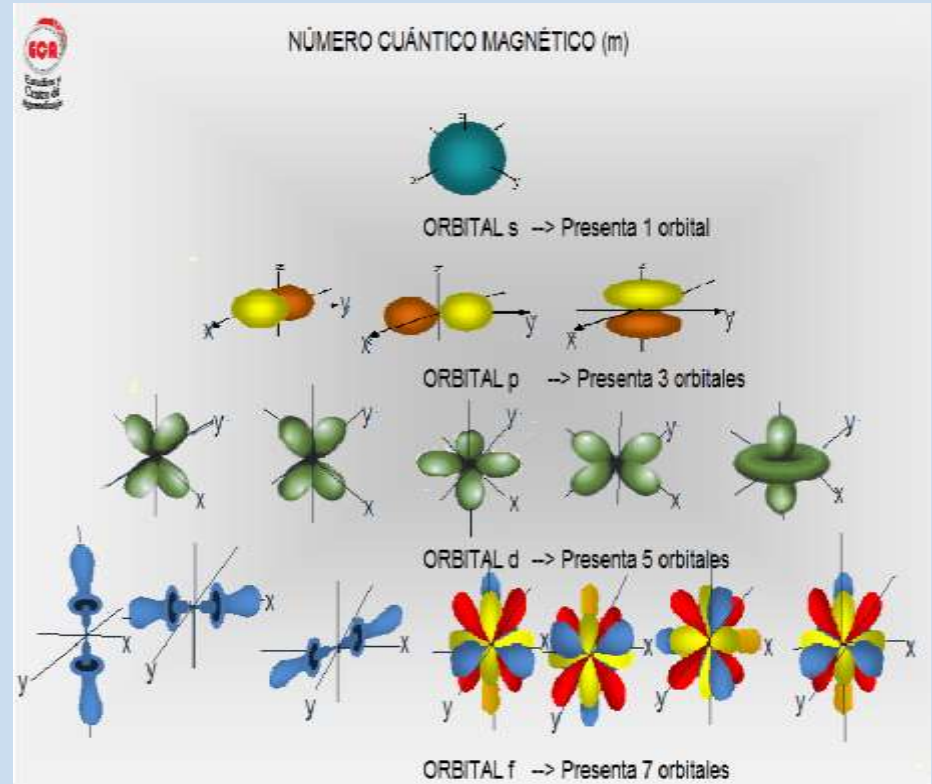


Indica la **orientación** en el espacio del orbital.

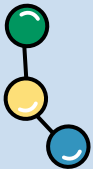
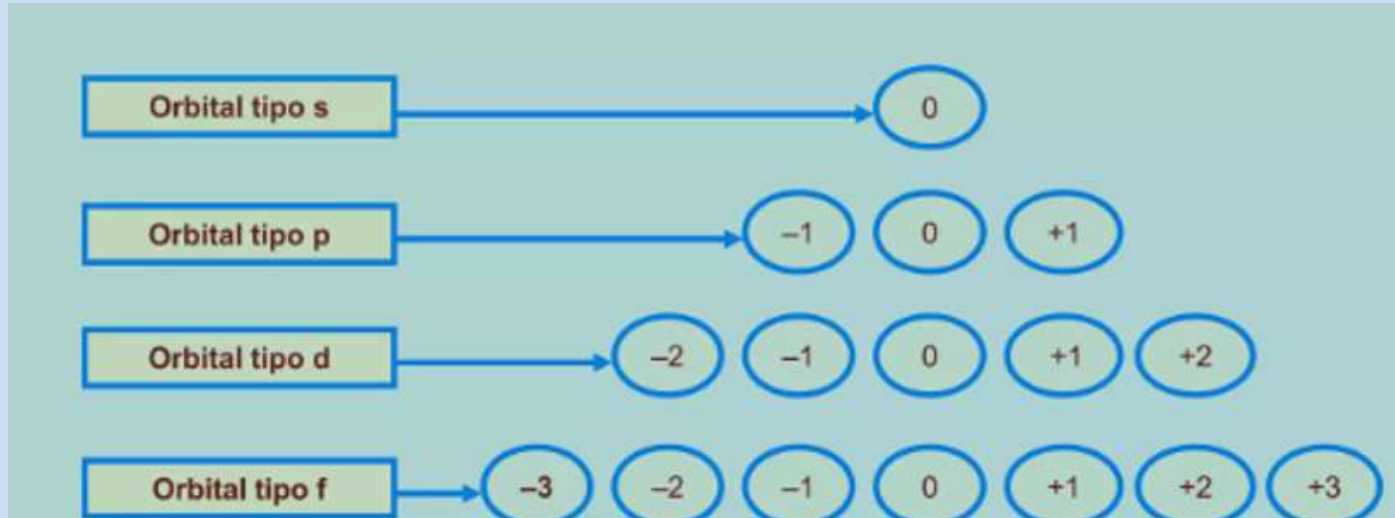
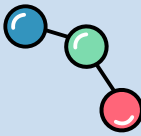
Se establece sobre un eje de coordenadas.



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



3. NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO



4. NÚMERO CUÁNTICO ESPÍN

Número de espín (s)



Indica el **sentido de rotación** del electrón sobre su eje.

Es **independiente** de los otros números cuánticos.

Puede adoptar **dos** valores.



$$s = +1/2 \text{ o } -1/2$$



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Permite la completa **descripción** de la estructura de la nube electrónica.

Corresponde a una versión resumida de los números cuánticos de todos los electrones presentes en un átomo.

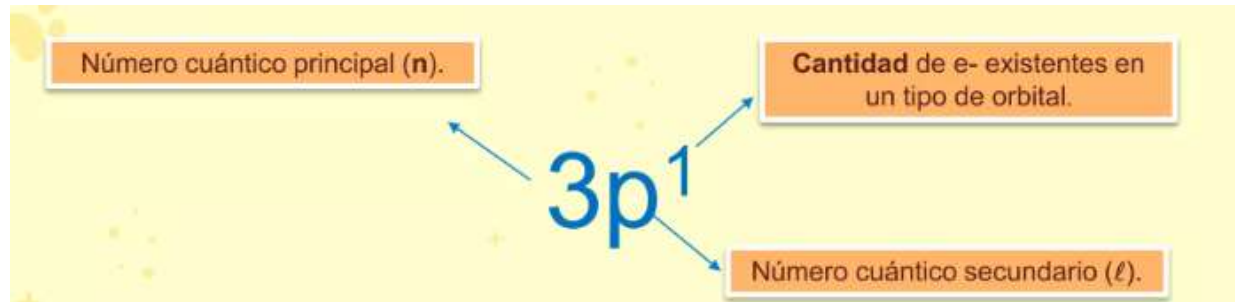
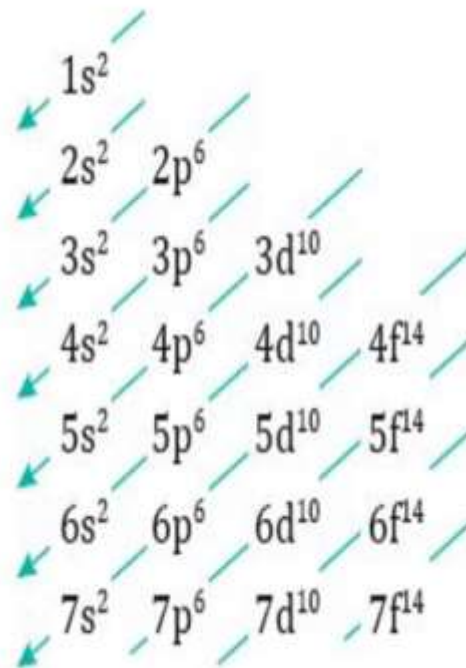


DIAGRAMA DE MÖELLER

El diagrama de Möeller, también conocido como la regla de las diagonales o método de la lluvia, es una herramienta gráfica utilizada en química para determinar la configuración electrónica de un átomo a partir de su número atómico.

El diagrama de Möeller se compone de:

1. **Columnas:** Representan los orbitales atómicos (s, p, d, f) y sus subniveles.
2. **Diagonales:** Las diagonales indican el orden en que se deben llenar los orbitales, comenzando por el de menor energía.
3. **Numeración:** Cada orbital tiene un número que indica el nivel energético principal (n) y el subnivel (l).



PRINCIPIOS QUE RIGEN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Principio de Exclusión de Pauli

En un átomo no puede existir dos electrones con el mismo conjunto de números cuánticos.

Ejemplo:

Se tienen dos elementos: Na y Mg.

Na ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

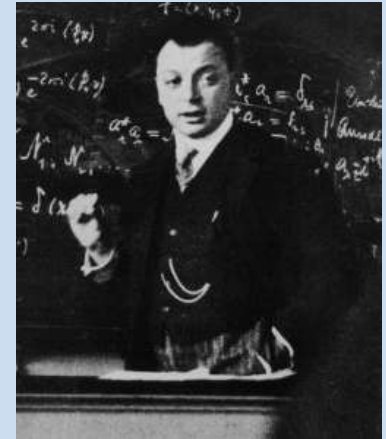
Los cuatro números cuánticos son:

n	l	m	s
3	0	0	+1/2
3	0	0	-1/2

Mg ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Los cuatro números cuánticos son:

Se cumple el principio de exclusión de Pauli"



Wolfgang Pauli

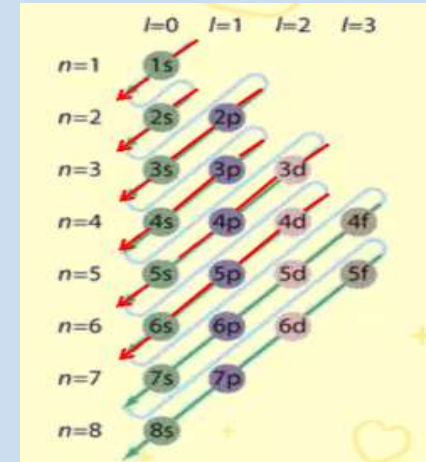
PRINCIPIOS QUE RIGEN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

2. Principio de Aufbau o Mínima Energía

Los electrones ocupan los orbitales de **menor energía** y, progresivamente, se van llenando los orbitales de mayor energía.

De acuerdo a este principio, la configuración electrónica de un átomo se establece de acuerdo a la secuencia:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d
5p 6s...



PRINCIPIOS QUE RIGEN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

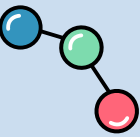
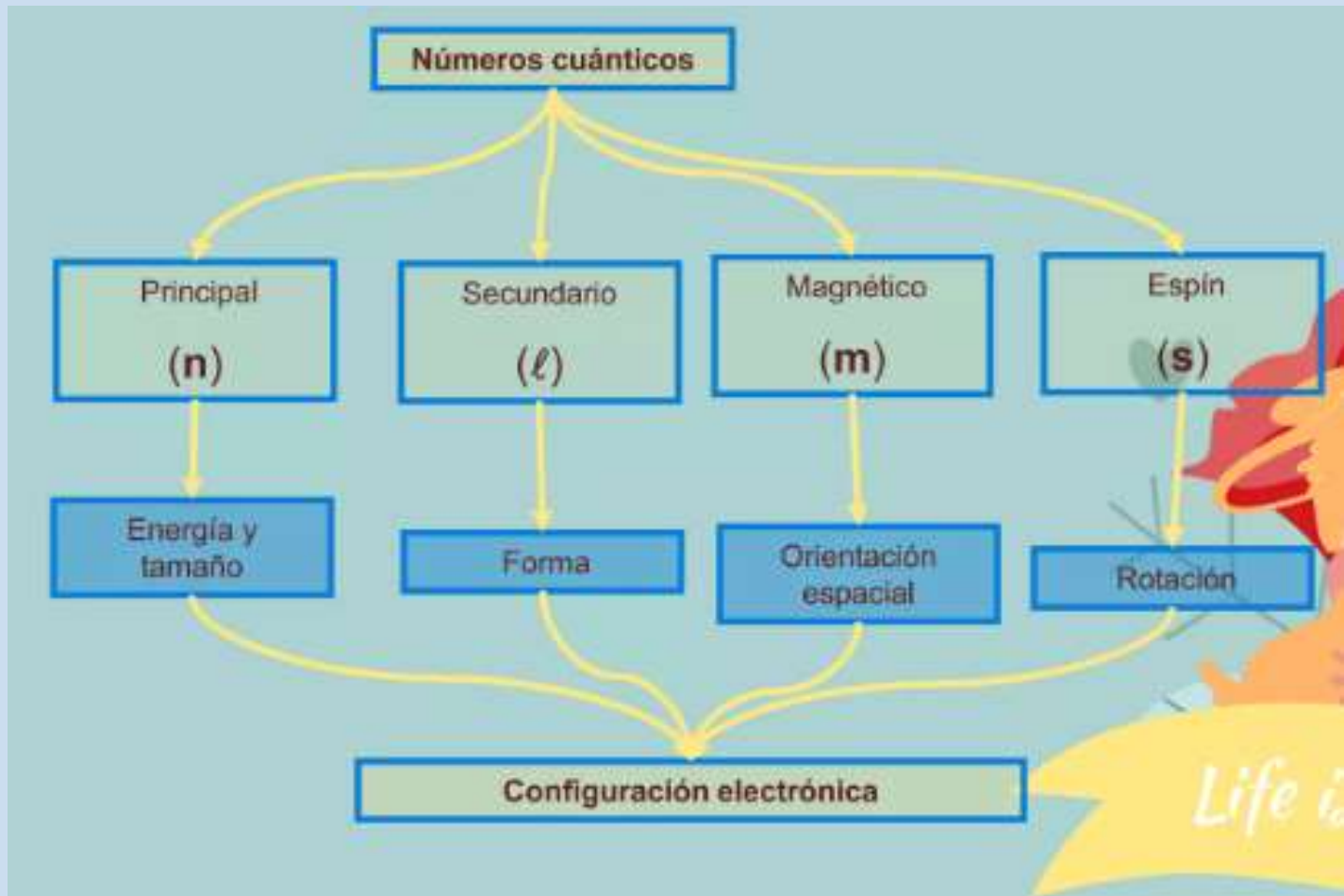
3. Regla de Máxima Multiplicidad de Hund

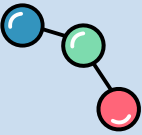
Las partículas subatómicas son más estables (tienen menor energía) cuando presentan electrones desapareados (espines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (espines opuestos o antiparalelos).



Friedrich Hund
Físico Alemán

Elementos	Nº electrones	Diagrama orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
Li	3	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$			$1s^2 2s^1$
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$			$1s^2 2s^2$
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p_x^1$
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow$		$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow$		$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Ne	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$





ANÁLISIS DIMENSIONAL, SISTEMA DE UNIDADES Y FACTORES DE CONVERSIÓN



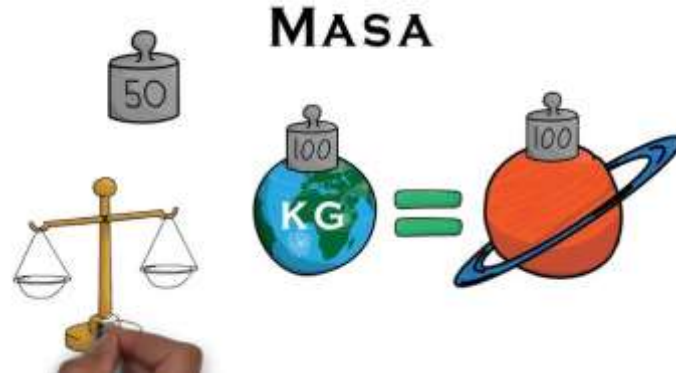
CONVERSIÓN DE UNIDADES DE MASA



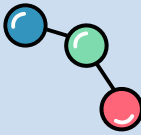
MASA

La masa es una magnitud escalar, que expresa la cantidad de materia que hay en un objeto o un cuerpo. Todos los cuerpos poseen una masa, ya sea que estén en estado sólido, líquido o gaseoso, y dicha masa está compuesta por átomos, unidos mediante enlaces químicos para formar estructuras más complejas. Mientras más átomos haya en un cuerpo, mayor será entonces su masa.

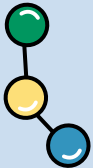
Las unidades de masa más comunes son el gramo (g), el kilogramo (kg), y el miligramo (mg), siendo el gramo la unidad base en el Sistema Internacional de Unidades (SI).



FACTORES DE CONVERSIÓN DE MASA



1 Kilogramo (kg)	1000g
1 Miligramo (mg)	0.001 g
1 onza (oz)	28.35g
1 tonelada (ton)	1000 kg
1 gramo (g)	$1 \cdot 10^6$ (ug) microgramos
1 libra (lb)	0.454 kg

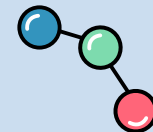


VOLUMEN

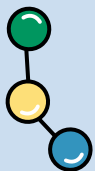
El volumen es una medida de la cantidad de espacio que ocupa una sustancia u objeto. La unidad básica de SI para volumen es el metro cúbico (m^3), pero los volúmenes más pequeños pueden medirse en cm^3 , y los líquidos pueden medirse en litros (L) o mililitros (mL). La forma en que se mide el volumen de materia depende de su estado.



FACTORES DE CONVERSIÓN DE VOLUMEN



1 galón (gal)	3.785 L
1 Litro (L)	1000 cm³
1 pie cúbico (ft³)	28.316 L
1 mililitro (ml)	0.001 L
1 m³	1000 L



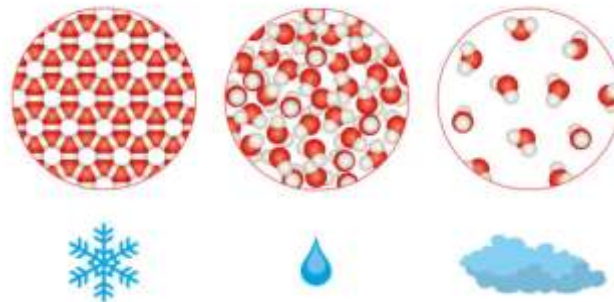
DENSIDAD

Tanto la masa como el volumen son propiedades de la materia que describen cómo se distribuye la materia en el espacio, entonces el volumen se refiere a la cantidad de espacio que ocupa un objeto, mientras que la densidad relaciona la masa de ese objeto con su volumen.

Si combinamos las dos propiedades anteriores, masa y volumen, obtenemos una tercera propiedad, muy útil para describir a las diferentes sustancias químicas.

Densidad:

1. La densidad es una propiedad que relaciona la masa con el volumen de un objeto.
2. Su fórmula es $\text{Densidad} = \text{Masa} / \text{Volumen}$.
3. Es una propiedad intensiva, lo que significa que no cambia con la cantidad de materia.
4. Se expresa en g/cm^3 o g/mL para sólidos y líquidos, y en g/L para gases.



TEMPERATURA

Es una medida de la energía cinética interna, es decir, de la energía producida por el movimiento de las partículas que forman un cuerpo. El instrumento de medida de la Temperatura es el Termómetro, en cualquiera de sus clases.

Unidades o Escalas de Temperaturas

Unidades Relativas:

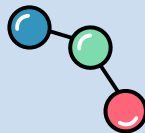
- Grados Celsius (Grados centígrados), °C
- Grados Fahrenheit, °F

Unidades Absolutas:

- Kelvin, K
- Rankine, R

Los Kelvin son los mas utilizados. Tanto los grados Kelvin como los Celsius pertenecen al sistema internacional de unidades . Los grados Kelvin es la unidad principal y los Celsius se considera unidades accesorias.

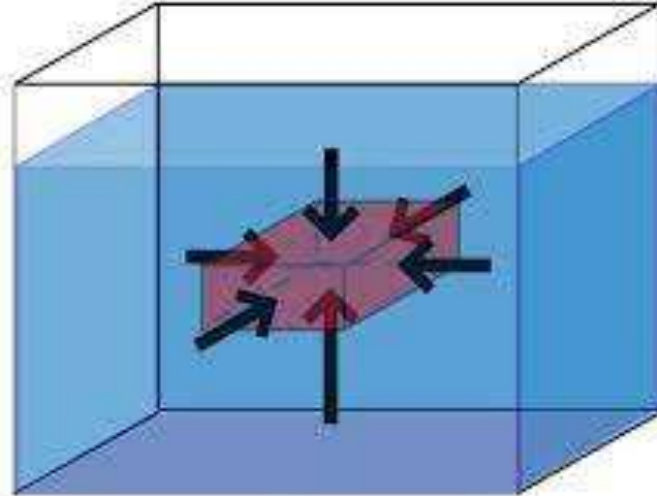




CONVERSIONES	ECUACIÓN
°C a °F	$^{\circ}\text{F} = 9/5 \text{ } ^{\circ}\text{C} + 32$
°F a °C	$^{\circ}\text{C} = 5/9 (^{\circ}\text{F} - 32)$
°C a K	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$
K a °C	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.15$
°C a R	$\text{R} = (1.8 \times ^{\circ}\text{C}) + 491.67$
R a °C =	$^{\circ}\text{C} = (\text{R} - 491.67) \times 5/9$



CONVERSIÓN DE UNIDADES DE PRESIÓN

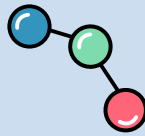


PRESIÓN

La presión en química se refiere a la fuerza ejercida por una sustancia sobre una superficie, y se mide típicamente en pascales (Pa) o atmósferas (atm). La unidad del Sistema Internacional para la presión son los Pascales.

Instrumento	Tipo de presión que mide	Descripción breve	
Manómetro	Presión de gases contenidos (presión relativa o manométrica)	Tubo cerrado o abierto que contiene mercurio o agua; mide la diferencia de presión entre el gas y la atmósfera.	
Barómetro	Presión atmosférica	Mide la presión del aire ambiente. El más clásico usa mercurio (barómetro de Torricelli).	

$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
 $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$
 $1 \text{ atm} = 14,6959 \text{ psi}$
 $1 \text{ bar} = 100000 \text{ Pa}$



LEY COMBINADA DE LOS GASES:

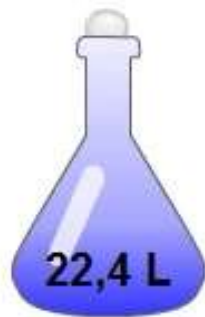
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$



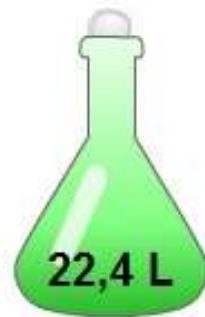
**CONVERSIÓN
DE UNIDADES
DE CANTIDAD
DE SUSTENCIA
(MOL)**



1 mol H_2



1 mol N_2



1 mol Cl_2



1 mol I_2

CONVERSIÓN DE UNIDADES DE CANTIDAD DE SUSTENCIA (MOL)

El mol es una unidad de medida que indica la cantidad de sustancia. Magnitud que expresa el número de unidades elementales, como moléculas, átomos, electrones, etcétera, contenidas en un sistema material. La unidad de medida en el Sistema Internacional de Unidades (SI) es el mol.

- Un mol equivale a 6.022×10^{23} unidades elementales, conocido como el número de Avogadro.

TABLA PERIÓDICA

Grupo 1

Periodo 1

2

Número atómico: 8

15.9

Masa atómica

Simbolo químico: O

Oxígeno

Nombre

Legend:

- Gases nobles
- Metales de transición
- Halógenos
- Alcalinotérreos
- No metales
- Metales alcalinos
- Metaloides
- Lantánidos
- Otros metales
- Actínidos

Periodo 2

Periodo 3

Periodo 4

Periodo 5

Periodo 6

Periodo 7

Periodo 8

Periodo 9

Periodo 10

Periodo 11

Periodo 12

Periodo 13

Periodo 14

Periodo 15

Periodo 16

Periodo 17

Periodo 18

Periodo 19

Periodo 20

Periodo 21

Periodo 22

Periodo 23

Periodo 24

Periodo 25

Periodo 26

Periodo 27

Periodo 28

Periodo 29

Periodo 30

Periodo 31

Periodo 32

Periodo 33

Periodo 34

Periodo 35

Periodo 36

Periodo 37

Periodo 38

Periodo 39

Periodo 40

Periodo 41

Periodo 42

Periodo 43

Periodo 44

Periodo 45

Periodo 46

Periodo 47

Periodo 48

Periodo 49

Periodo 50

Periodo 51

Periodo 52

Periodo 53

Periodo 54

Periodo 55

Periodo 56

Periodo 57

Periodo 58

Periodo 59

Periodo 60

Periodo 61

Periodo 62

Periodo 63

Periodo 64

Periodo 65

Periodo 66

Periodo 67

Periodo 68

Periodo 69

Periodo 70

Periodo 71

Periodo 72

Periodo 73

Periodo 74

Periodo 75

Periodo 76

Periodo 77

Periodo 78

Periodo 79

Periodo 80

Periodo 81

Periodo 82

Periodo 83

Periodo 84

Periodo 85

Periodo 86

Periodo 87

Periodo 88

Periodo 89

Periodo 90

Periodo 91

Periodo 92

Periodo 93

Periodo 94

Periodo 95

Periodo 96

Periodo 97

Periodo 98

Periodo 99

Periodo 100

Periodo 101

Periodo 102

Periodo 103

Periodo 104

Periodo 105

Periodo 106

Periodo 107

Periodo 108

Periodo 109

Periodo 110

Periodo 111

Periodo 112

Periodo 113

Periodo 114

Periodo 115

Periodo 116

Periodo 117

Periodo 118

Periodo 119

Periodo 120

Periodo 121

Periodo 122

Periodo 123

Periodo 124

Periodo 125

Periodo 126

Periodo 127

Periodo 128

Periodo 129

Periodo 130

Periodo 131

Periodo 132

Periodo 133

Periodo 134

Periodo 135

Periodo 136

Periodo 137

Periodo 138

Periodo 139

Periodo 140

Periodo 141

Periodo 142

Periodo 143

Periodo 144

Periodo 145

Periodo 146

Periodo 147

Periodo 148

Periodo 149

Periodo 150

Periodo 151

Periodo 152

Periodo 153

Periodo 154

Periodo 155

Periodo 156

Periodo 157

Periodo 158

Periodo 159

Periodo 160

Periodo 161

Periodo 162

Periodo 163

Periodo 164

Periodo 165

Periodo 166

Periodo 167

Periodo 168

Periodo 169

Periodo 170

Periodo 171

Periodo 172

Periodo 173

Periodo 174

Periodo 175

Periodo 176

Periodo 177

Periodo 178

Periodo 179

Periodo 180

Periodo 181

Periodo 182

Periodo 183

Periodo 184

Periodo 185

Periodo 186

Periodo 187

Periodo 188

Periodo 189

Periodo 190

Periodo 191

Periodo 192

Periodo 193

Periodo 194

Periodo 195

Periodo 196

Periodo 197

Periodo 198

Periodo 199

Periodo 200

Periodo 201

Periodo 202

Periodo 203

Periodo 204

Periodo 205

Periodo 206

Periodo 207

Periodo 208

Periodo 209

Periodo 210

Periodo 211

Periodo 212

Periodo 213

Periodo 214

Periodo 215

Periodo 216

Periodo 217

Periodo 218

Periodo 219

Periodo 220

Periodo 221

Periodo 222

Periodo 223

Periodo 224

Periodo 225

Periodo 226

Periodo 227

Periodo 228

Periodo 229

Periodo 230

Periodo 231

Periodo 232

Periodo 233

Periodo 234

Periodo 235

Periodo 236

Periodo 237

Periodo 238

Periodo 239

Periodo 240

Periodo 241

Periodo 242

Periodo 243

Periodo 244

Periodo 245

Periodo 246

Periodo 247

Periodo 248

Periodo 249

Periodo 250

Periodo 251

Periodo 252

Periodo 253

Periodo 254

Periodo 255

Periodo 256

Periodo 257

Periodo 258

Periodo 259

Periodo 260

Periodo 261

Periodo 262

Periodo 263

Periodo 264

Periodo 265

Periodo 266

Periodo 267

Periodo 268

Periodo 269

Periodo 270

Periodo 271

Periodo 272

Periodo 273

Periodo 274

Periodo 275

Periodo 276

Periodo 277

Periodo 278

Periodo 279

Periodo 280

Periodo 281

Periodo 282

Periodo 283

Periodo 284

Periodo 285

Periodo 286

Periodo 287

Periodo 288

Periodo 289

Periodo 290

Periodo 291

Periodo 292

Periodo 293

Periodo 294

Periodo 295

Periodo 296

Periodo 297

Periodo 298

Periodo 299

Periodo 300

Periodo 301

Periodo 302

Periodo 303

Periodo 304

Periodo 305

Periodo 306

Periodo 307

Periodo 308

Periodo 309

Periodo 310

Periodo 311

Periodo 312

Periodo 313

Periodo 314

Periodo 315

Periodo 316

Periodo 317

Periodo 318

Periodo 319

Periodo 320

Periodo 321

Periodo 322

Periodo 323

Periodo 324

Periodo 325

Periodo 326

Periodo 327

Periodo 328

Periodo 329

Periodo 330

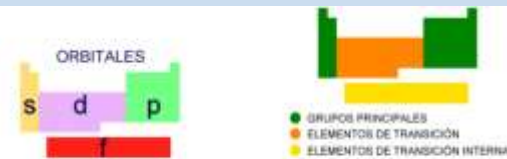
GENERALIDADES

En principio, toda la materia conocida del universo está compuesta por diversas combinaciones de los 118 elementos, registrados en la Tabla Periódica.

La tabla periódica es una herramienta que organiza los elementos químicos en función de su número atómico, su configuración electrónica y sus propiedades químicas.. La tabla está organizada en filas (periodos) y columnas (grupos). Los elementos que pertenecen a una misma columna tienen propiedades similares.

- **La primera versión de la Tabla Periódica fue publicada en 1869** por el profesor de química ruso Dmitri Mendeléyev, y contenía 63 de los 118 elementos hoy conocidos en la naturaleza y estaba organizada basándose en sus propiedades químicas.
- **Se han establecido símbolos, llamados símbolos químicos**, para representar a cada elemento de la Tabla Periódica, que además están identificados según sus estados de agregación (sólido, líquido o gas) a una temperatura de 0 °C y a una presión de 1atm.

ESTRUCTURA Y ORGANIZACIÓN



La tabla periódica actual está estructurada en siete filas (horizontales) denominadas *períodos* y en 18 columnas (verticales) llamadas *grupos* o *familias*. Los elementos químicos están ordenados en orden creciente de sus números atómicos, es decir, el número atómico aumenta de izquierda a derecha en el período y de arriba hacia abajo en el grupo.

Períodos:

Son las filas horizontales en la tabla periódica, numeradas del 1 al 7. Los elementos de un mismo periodo tienen el mismo número de niveles de energía (capas electrónicas).

Grupos:

Son las columnas verticales, también llamadas familias, y se numeran del 1 al 18. Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares debido a que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia.

Bloques:

La tabla periódica también se divide en bloques (s, p, d, f), que corresponden a los orbitales en los que se encuentran los electrones de valencia de los elementos.

Números atómicos:

Los elementos están ordenados en orden creciente de su número atómico (número de protones).

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Las propiedades periódicas son características de los elementos químicos que varían de forma sistemática según su posición en la tabla periódica, relacionadas con su número atómico. Estas propiedades, que se repiten a intervalos regulares, permiten predecir el comportamiento de los elementos y su interacción con otros.

Principales propiedades periódicas:

- **Radio atómico:**

El tamaño de los átomos. Disminuye de izquierda a derecha en un periodo y aumenta de arriba a abajo en un grupo.

- **Radio iónico:**

El tamaño de los iones. Similar al radio atómico, pero afectado por la carga del ion.

- **Energía de ionización:**

La energía necesaria para quitar un electrón a un átomo. Aumenta de izquierda a derecha en un periodo y disminuye de arriba a abajo en un grupo.

- **Afinidad electrónica:**

La energía liberada cuando un átomo gana un electrón. En general, aumenta de izquierda a derecha en un periodo.

- **Electronegatividad:**

La capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace químico. Aumenta de izquierda a derecha en un periodo y de abajo a arriba en un grupo.

- **Carácter metálico:**

La tendencia de un elemento a perder electrones y formar iones positivos. Aumenta de derecha a izquierda en un periodo y de arriba a abajo en un grupo.

- **Estructura electrónica:**

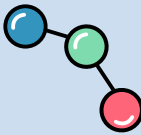
La disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía.

- **Densidad:**

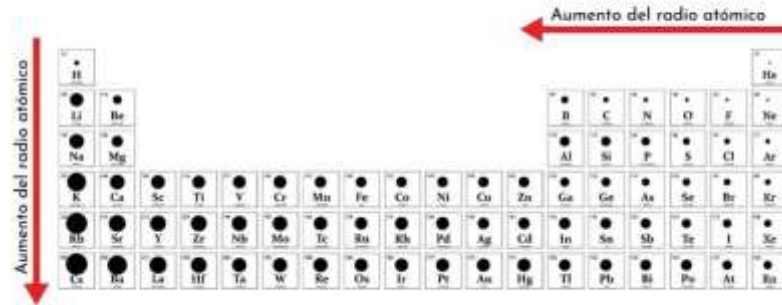
La masa de un elemento por unidad de volumen.

- **Punto de fusión y punto de ebullición:**

Las temperaturas a las que un elemento cambia de estado sólido a líquido o de líquido a gas.

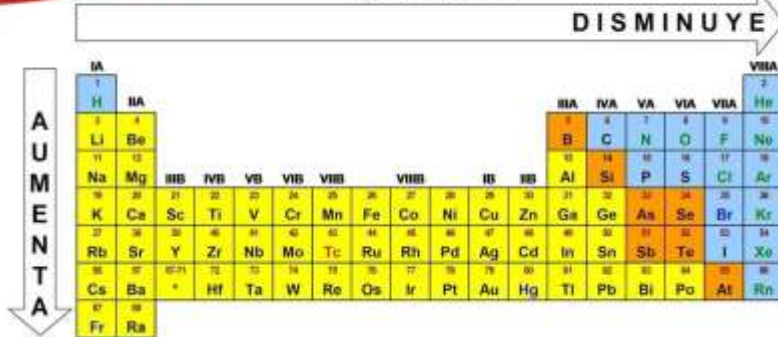


Radio atómico

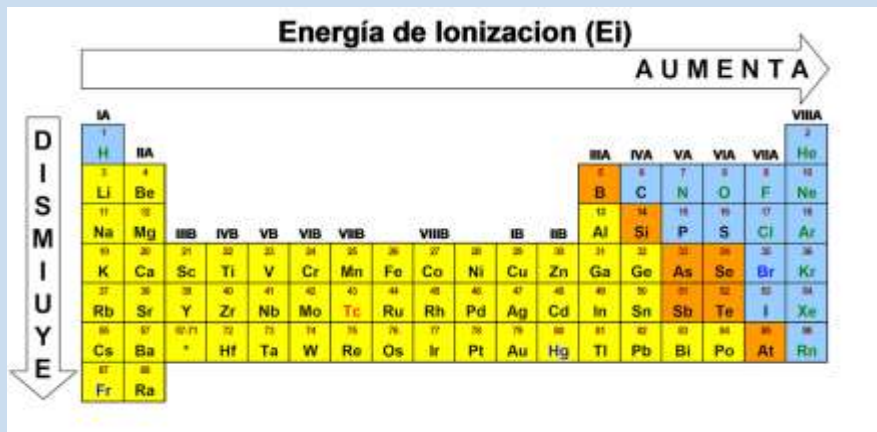
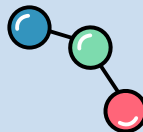


Radio Atómico: El tamaño de los átomos.

Radio iónico

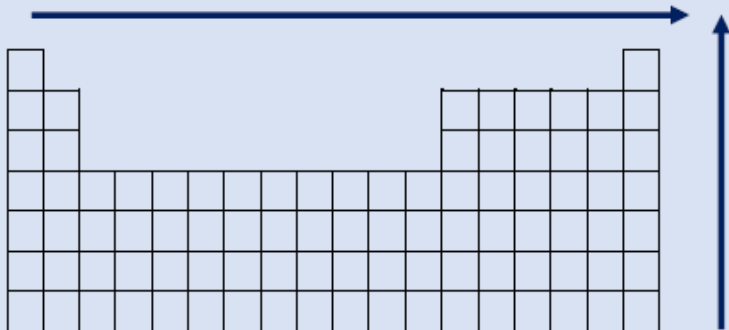


Radio iónico: El tamaño de los iones



Energía de Ionización: La energía necesaria para quitar un electrón a un átomo

Aumento
Afinidad Electrónica



Afinidad Electrónica: La energía liberada cuando un átomo gana un electrón

Diagrama de la Tabla Periódica que muestra la tendencia de la electronegatividad. Se indica que aumenta hacia la parte superior derecha y disminuye hacia la parte inferior izquierda de la tabla.

1	H																	18	Ar																																												
2	Li	3	Be																	10	Ne																																										
11	Na	12	Mg	13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar																																																
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr																												
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe																												
55	Cs	56	Ba	57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
87	Fr	88	Ra	89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt																		

Se indican las siguientes tendencias:

- Una flecha grande apunta hacia la parte superior derecha, con el texto "AUMENTA ELECTRONEGATIVIDAD".
- Una flecha grande apunta hacia la parte inferior izquierda, con el texto "DISMINUYE ELECTRONEGATIVIDAD".

Carácter metálico

Bloques de la tabla periódica

s

d

p

f

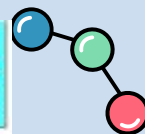
1												18																																	
H												He																																	
Li Be												B C N O F Ne																																	
Na Mg												Al Si P S Cl Ar																																	
K Ca		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																												
Rb Sr		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																												
Cs Ba		La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																												
Fr Ra		Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																												
<table> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																

La disposición de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía

$$\rho = \frac{m}{V}$$

La masa de un elemento por unidad de volumen

Tabla Periódica de los Elementos

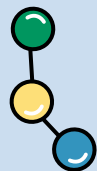


1 1A New Original		Alcalinos Alcalinotérreos Metales de transición Lantánidos Actínidos Metales del bloque p No metales Gases nobles C Solid Br Liquid H Gas Tc Synthetic																18 VIIIA								
1 H Hydrogen 1.00794	2 He Helio 4.002602																									
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012182																									
5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.0107	7 N Nitrógeno 14.00642	8 O Oxígeno 15.999	9 F Fluor 18.9984032	10 Ne Neón 20.1797																					
11 Na Sodio 22.98976928	12 Mg Magnesio 24.304											13 Al Aluminio 26.9815385	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973761998	16 S Azufre 32.06	17 Cl Cloro 35.45	18 Ar Argón 39.948									
19 K Potasio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganeso 54.938044	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933195	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsénico 74.921595	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.798									
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.90584	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technecio 98	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estado 118.710	51 Sb Antimonio 121.757	52 Te Telurio 127.603	53 I Yodo 126.90547	54 Xe Xenón 131.29									
55 Cs Cesio 132.90545196	56 Ba Bario 137.327	57 to 71										72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tántalo 180.94788	74 W Volframo 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.222	78 Pt Platina 195.078	79 Au Oro 196.966569	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.3833	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98039	84 Po Polonio (209)	85 At Astato (210)	86 Rn Radón (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103										104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (289)	117 Uus Ununseptio (289)	118 Uuo Ununoctio (294)

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

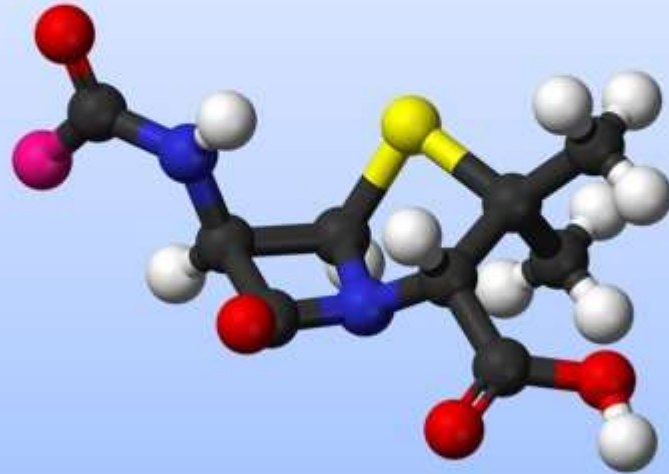
Design courtesy of Peter Medved, design.medved@univie.ac.at, <http://www.medved.com/peter>

Note: The subgroup numbers 1-10 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.



ENLACE QUÍMICO

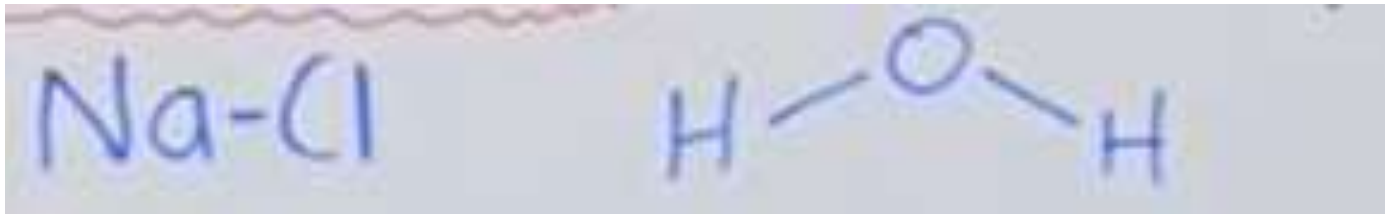
Enlace Químico



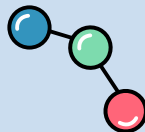
Penicilina

ENLACE QUÍMICO

Es la fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos en una molécula o compuesto.



REGLA DEL OCTETO: Los átomos tienden a formar enlaces para alcanzar una configuración estable (regla del octeto), lo que generalmente implica tener 8 electrones en su capa de valencia (excepto el hidrógeno y helio que se estabilizan con 2).



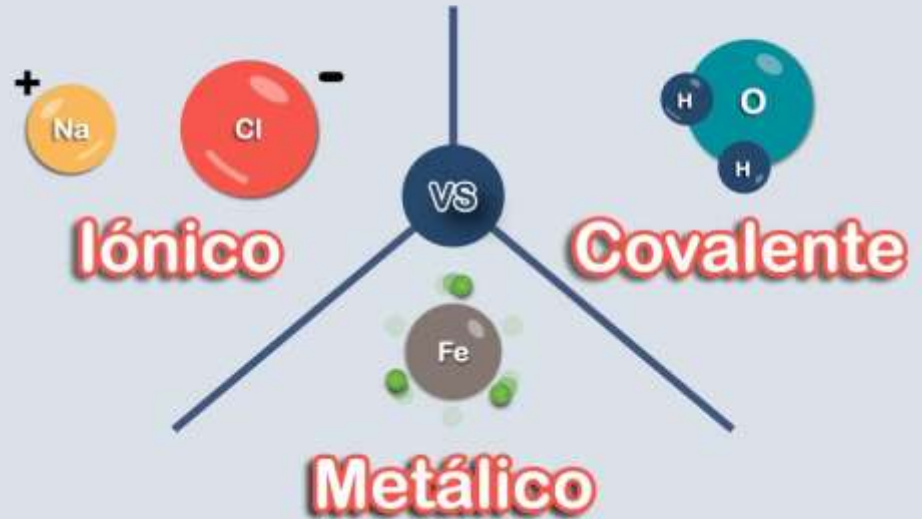
EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

1. Esta regla solo puede ser cumplida por la mayoría de los elementos **representativos** (es decir, los de los grupos A), ya que los elementos de transición (B) pueden tener más de 8 electrones en su capa externa.
2. Algunos elementos de los grupos A también hacen parte de dichas excepciones, debido a que pueden albergar más o menos de los 8 electrones.
Por ejemplo, **boro** (B) que se puede rodear de 4 o 6 electrones, el **fósforo** (P), puede tener 10 electrones y el **azufre** (S) 12.
3. Tanto el **hidrógeno** (H) como el **helio** (He), no pueden alcanzar dicha regla ya que por poseer solamente un orbital de tipo **S** solo pueden albergar 2 electrones en su capa exterior.



TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

Enlaces Químicos



ENLACE IÓNICO

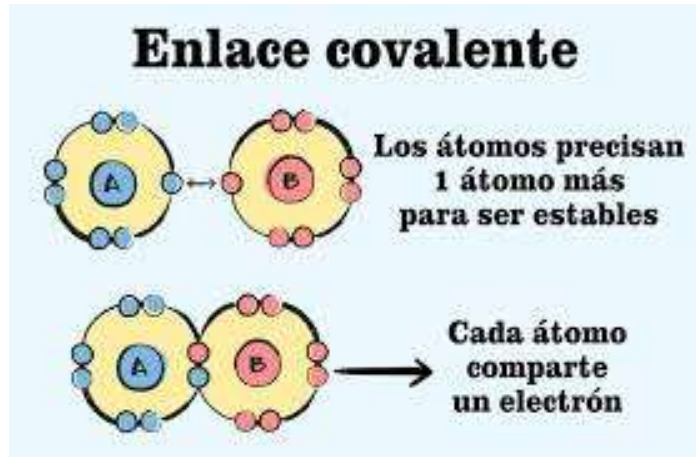
Este tipo de enlace se da por la transferencia de electrones de un átomo a otro. Es la unión de 2 iones de carga opuesta: un anión (carga negativa), y un catión (carga positiva).



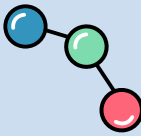
Un enlace iónico se forma por la combinación de un metal y un no metal debido a la transferencia de electrones

ENLACE COVALENTE

Es una fuerza que une a dos átomos de elementos no metálicos para formar una molécula. Este tipo de enlace se da por la compartición de electrones para que ambos átomos cumplan con la regla del octeto.



El enlace
Covalente se
forma entre no
metales.



Enlace Covalente Simple:

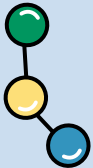
- Dos átomos comparten un par de electrones.
- Se representa con una línea entre los símbolos de los átomos.

Enlace Covalente Doble:

- Dos átomos comparten dos pares de electrones.
- Se representa con dos líneas entre los símbolos de los átomos.

Enlace Covalente Triple:

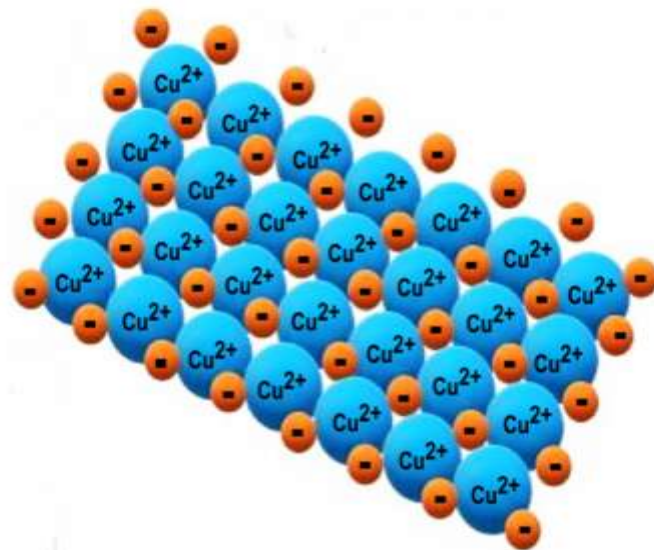
- Dos átomos comparten tres pares de electrones.
- Se representa con tres líneas entre los símbolos de los átomos.



ENLACE METÁLICO

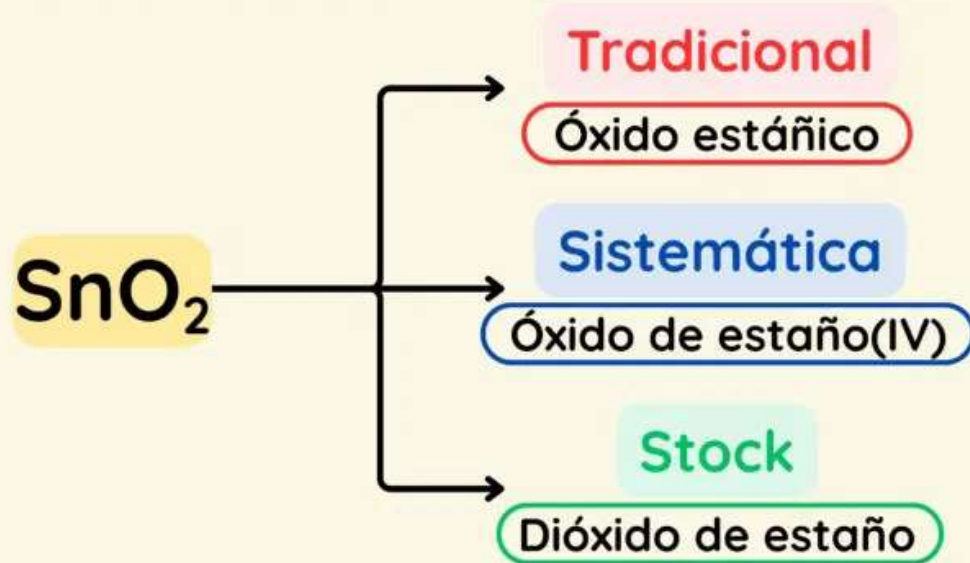
Se produce únicamente entre los átomos de un mismo elemento metálico. Gracias a este tipo de enlace los metales logran estructuras moleculares sumamente compactas, sólidas y resistentes, dado que los núcleos de sus átomos se juntan a tal extremo, que comparten sus electrones de valencia.

- Alta conductividad eléctrica
- Alta conductividad térmica
- Maleabilidad
- Ductilidad
- Brillo metálico
- Altos puntos de fusión y ebullición



NOMENCLATURA QUÍMICA

Nomenclatura química



GENERALIDADES

La nomenclatura química es el sistema de reglas que se utiliza para nombrar y representar los diversos compuestos químicos, conocidos por el Ser Humano, dependiendo de los elementos que los componen y de la proporción en cada elemento.

La importancia de la nomenclatura química radica en la posibilidad de nombrar, organizar y clasificar los diversos tipos de compuestos químicos, de manera tal que solamente **con su término identificativo se pueda tener una idea de qué tipo de elementos los componen** y, por lo tanto, qué tipo de reacciones pueden esperarse de estos compuestos.



TIPOS DE NOMENCLATURA

1. **Sistema funcional, clásico o tradicional.** Emplea diversos sufijos y prefijos (como -oso, -ico, hipo-, per-) según la valencia atómica de los elementos del compuesto. Este sistema de nomenclatura se encuentra mayormente en desuso. Por ejemplo: El compuesto Ni_2O_3 se llama óxido níquelico.
2. **Sistema estequiométrico o sistemático (recomendado por la IUPAC).** Nombra los compuestos en base al número de átomos de cada elemento que los forman. Por ejemplo: El compuesto Ni_2O_3 se llama trióxido de níquel.
3. **Sistema STOCK.** En este sistema el nombre del compuesto incluye en números romanos (y a veces como subíndice) la valencia de los átomos presentes en la molécula del compuesto. Por ejemplo: El compuesto Ni_2O_3 se llama óxido de níquel (III).