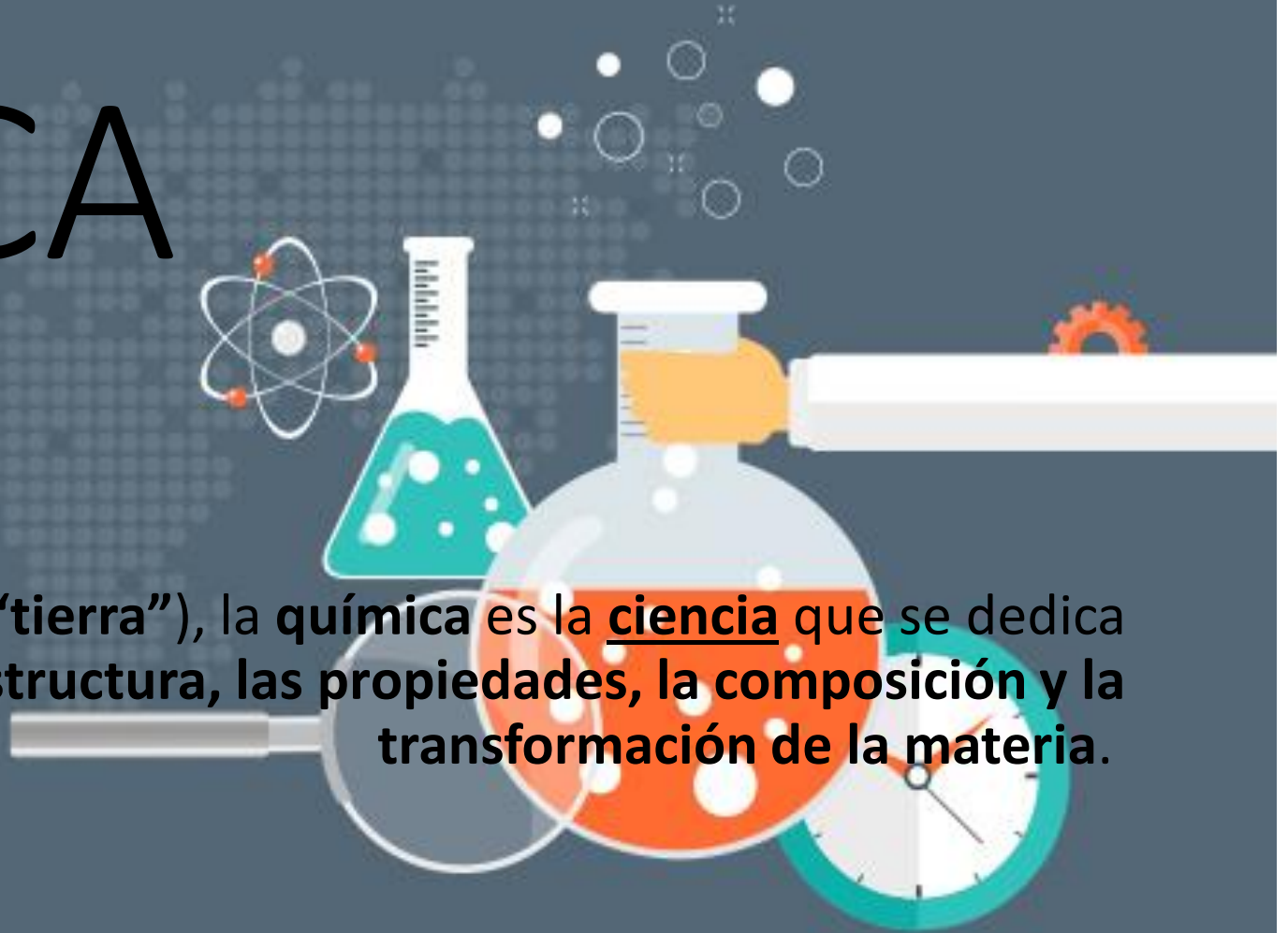
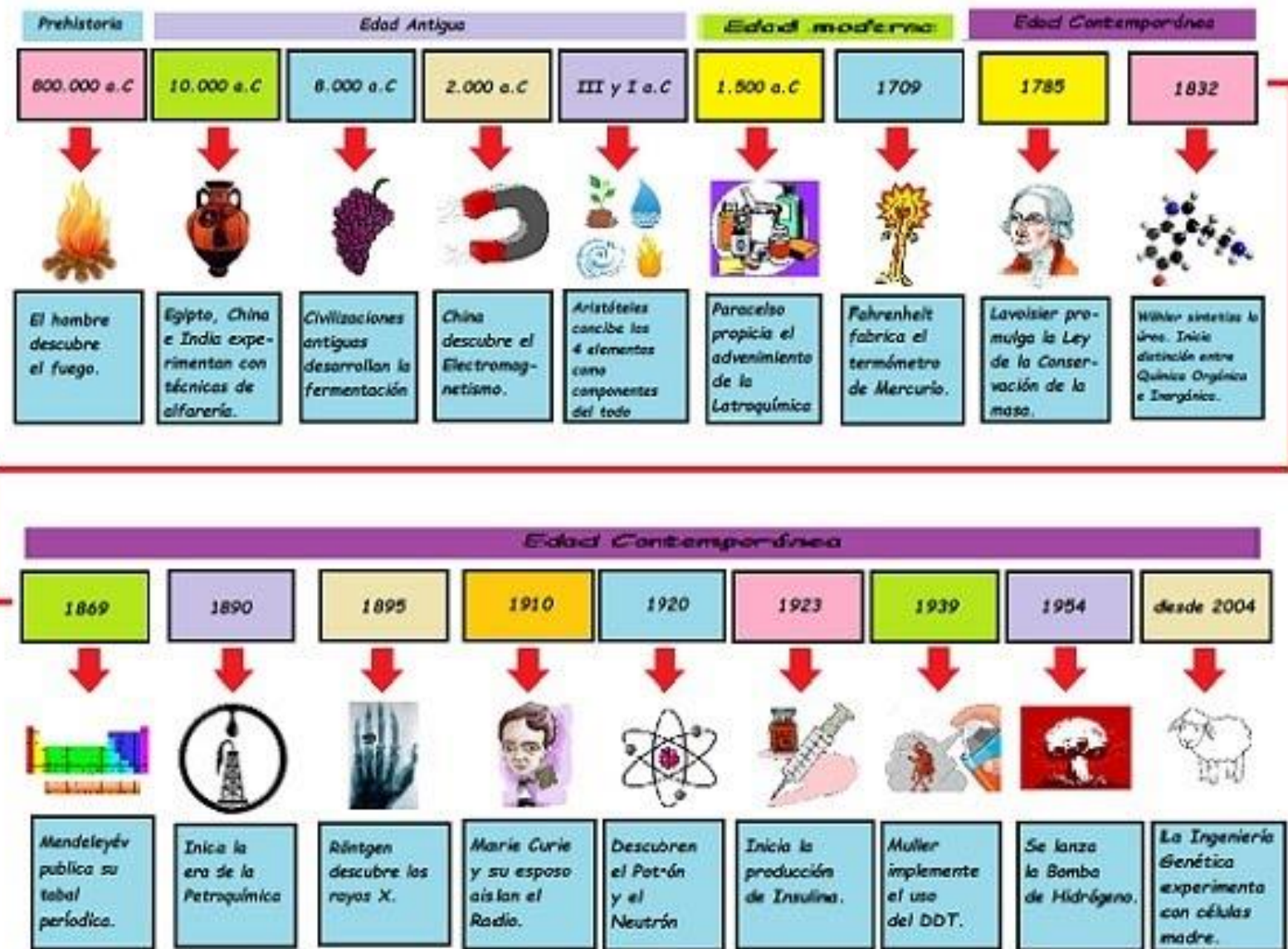


QUÍMICA

Del egipcio *keme* (“tierra”), la química es la ciencia que se dedica al estudio de la estructura, las propiedades, la composición y la transformación de la materia.



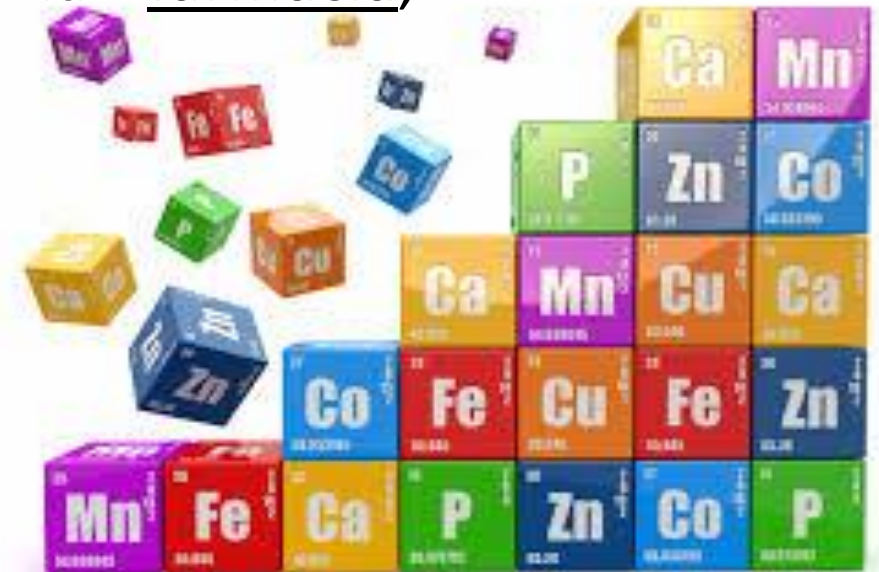
Línea del Tiempo de la Química



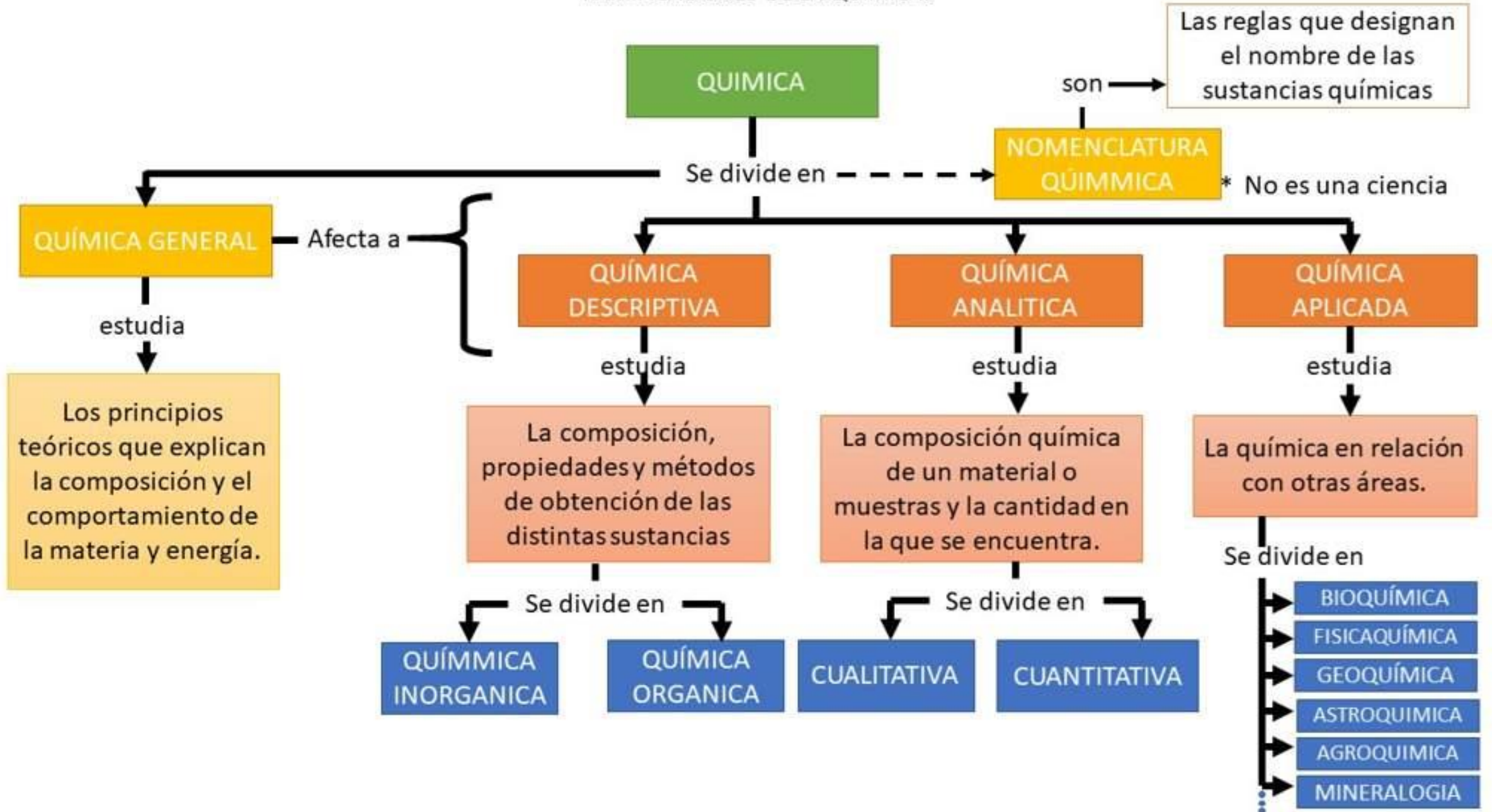


- Existen diversas disciplinas dentro de la química, que se agrupan según el tipo de estudio que realizan o la clase de materia que estudian. Cabe destacar que la química también analiza los cambios que suceden en la materia durante las llamadas **reacciones químicas**.
- Se divide en dos grupos bien definidos, la química orgánica y la química inorgánica.

- Existen otras clasificaciones más precisas como las de **bioquímica** (que se especializa en la investigación de las sustancias presentes en entidades biológicas), la **físico-química** (destinada al estudio de cuestiones energéticas de los sistemas químicos), la **química analítica** y la **neuroquímica**, entre otras.
- La química es considerada la Ciencia Central dentro de las ciencias naturales, dada su ubicuidad que la vuelve imprescindible para la resolución de problemas o inquietudes en varios campos de conocimiento (como la **biología**, la **medicina**, la **farmacia**, la **geología**, la **astronomía** y la **ingeniería**).



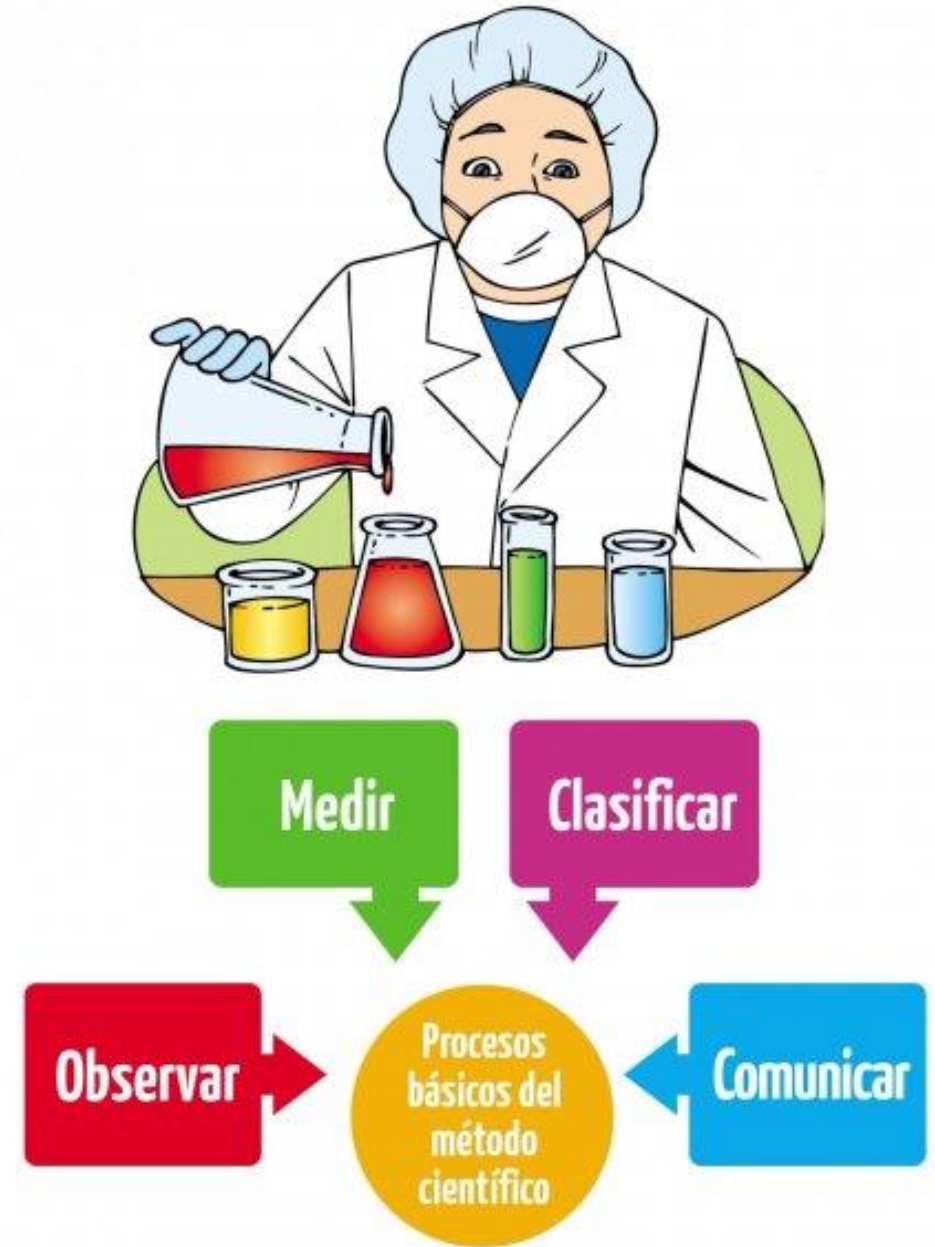
RAMIFICACIONES DE LA QUIMICA:

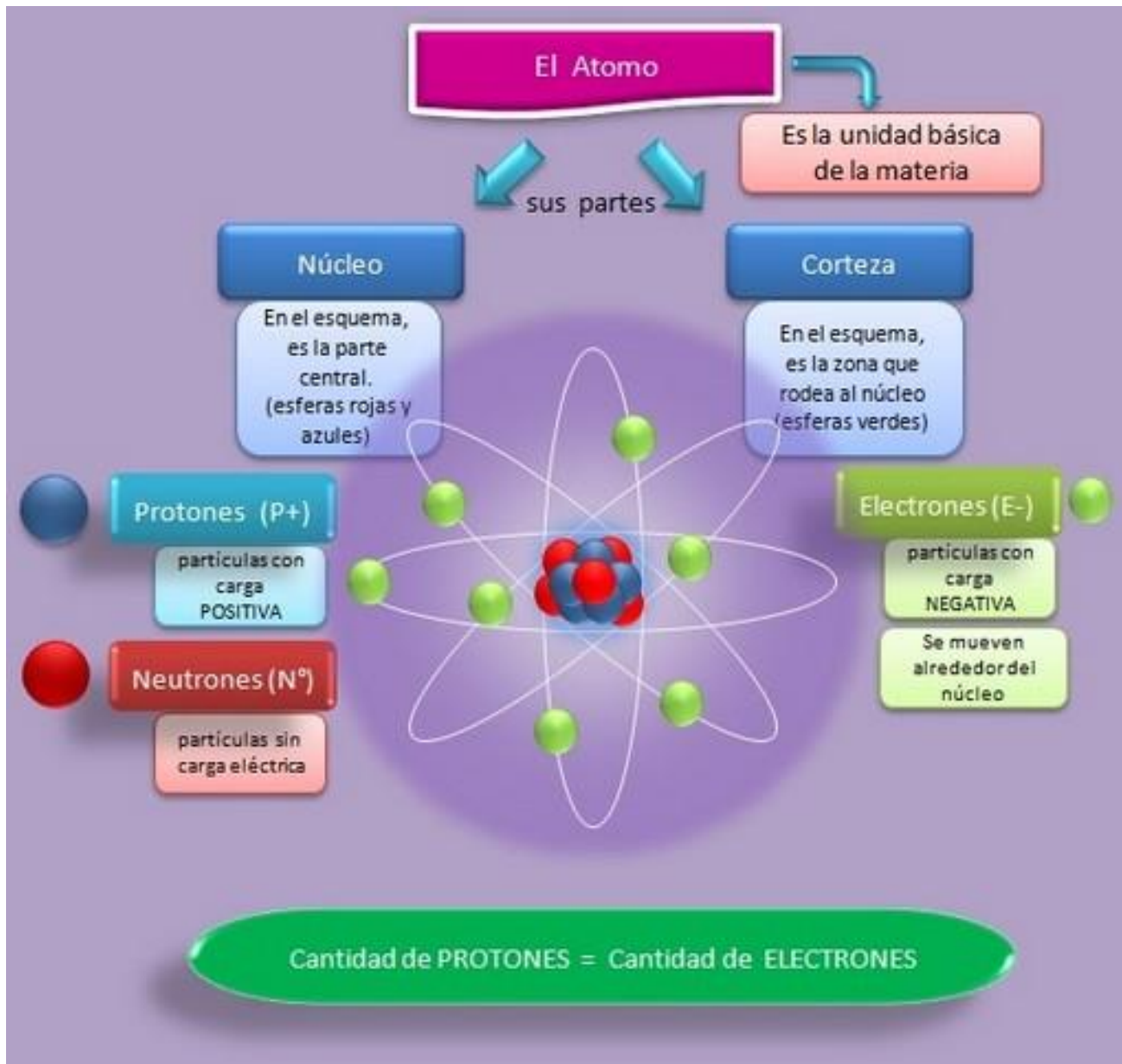




¿Qué es el método científico?

- Cabe destacar, de todos modos, que la química es una **ciencia empírica**, que apela al **método científico** para crear conocimiento. Sus hallazgos nacen a partir de la observación, los experimentos y la cuantificación de los resultados.
- Los procesos que estudia la química involucran entes fundamentales, llamados **partículas simples** (electrones, protones o neutrones), o **partículas compuestas** (núcleos atómicos, moléculas y átomos).



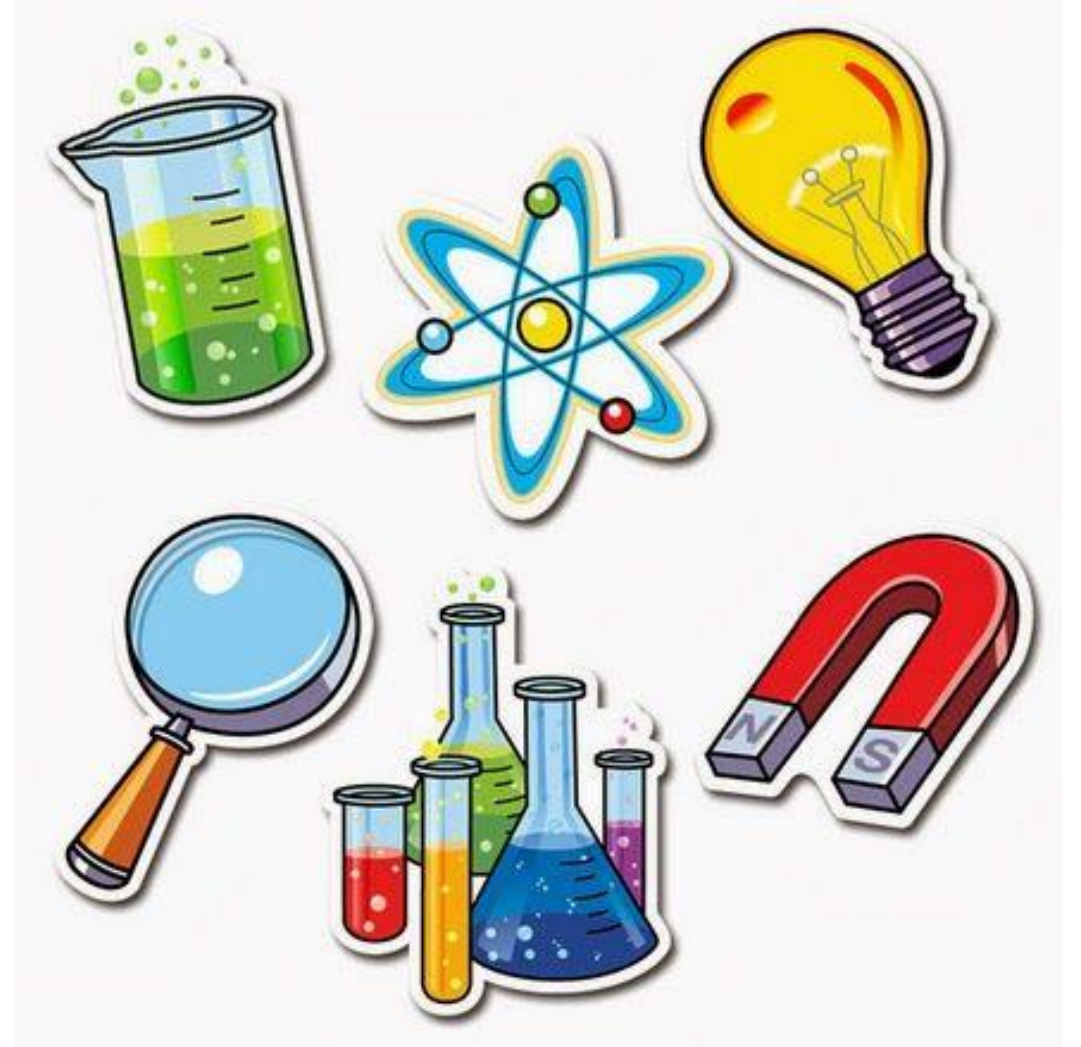


- Dichas partículas si son analizadas desde un punto de vista microscópico pueden ser tomadas como un sistema cerrado que se caracteriza por **intercambiar energía** con aquello que le rodea. Si estamos ante la presencia de procesos exotérmicos, el sistema liberará energía, mientras que si se trata de un proceso endotérmico, el sistema absorberá energía de su entorno. Este último caso sólo es posible si el entorno libera energía que pueda ser atrapada por el sistema que reacciona. Ambos procesos de intercambio de energía reciben el nombre de **reacción química**.

MÉTODO CIENTIFICO

- **Método** es una palabra que proviene del término griego *methodos* (“camino” o “vía”) y que se refiere al **medio utilizado para llegar a un fin**. Su significado original señala el camino que conduce a un lugar.

- **Método científico**, es la serie de pasos que sigue una **ciencia** para obtener **saberes válidos** (es decir, que pueden verificarse a través de un instrumento fiable). Gracias al respeto por un método científico, un investigador logra apartar su subjetividad y obtiene resultados más cercanos a la objetividad o a lo empírico.



- Según el filósofo inglés **Francis Bacon**, las distintas etapas del método científico son la **observación** (que permite analizar un fenómeno según se aparece ante la realidad); la **inducción** (para distinguir los principios particulares de cada una de las situaciones observadas); la **hipótesis** (la planteada a partir de la observación y de acuerdo a ciertos criterios); la prueba de la hipótesis **mediante la experimentación**; la **demonstración o refutación de la hipótesis**; y el establecimiento de la **tesis o teoría científica** (las conclusiones).



Método Científico

Fases



Observación

1º Etapa

Cuando un científico encuentra un hecho o fenómeno interesante lo primero que hace es observarlo con atención.

Examinar atentamente los hechos y fenómenos que tienen lugar en la naturaleza y que pueden ser percibidos por los sentidos.



Formulación de Hipótesis

2ª Etapa

El científico se plantea el cómo y el porqué de lo que ha ocurrido y formula una hipótesis.

El científico elabora una explicación provisional de los hechos observados y de sus posibles causas.



Experimentación

3ª Etapa

El científico debe comprobar si es cierta. Para ello realizará múltiples experimentos modificando las variables que intervienen en el proceso y comprobará si se cumple su hipótesis.

Consiste en reproducir y observar varias veces el hecho o fenómeno que se quiere estudiar, modificando las circunstancias que se consideren convenientes.



Conclusiones

4ª Etapa

El análisis de los datos experimentales permite al científico comprobar si su hipótesis era correcta y dar una explicación científica al hecho o fenómeno observado.

Consiste en la interpretación de los hechos observados de acuerdo con los datos experimentales.



NO

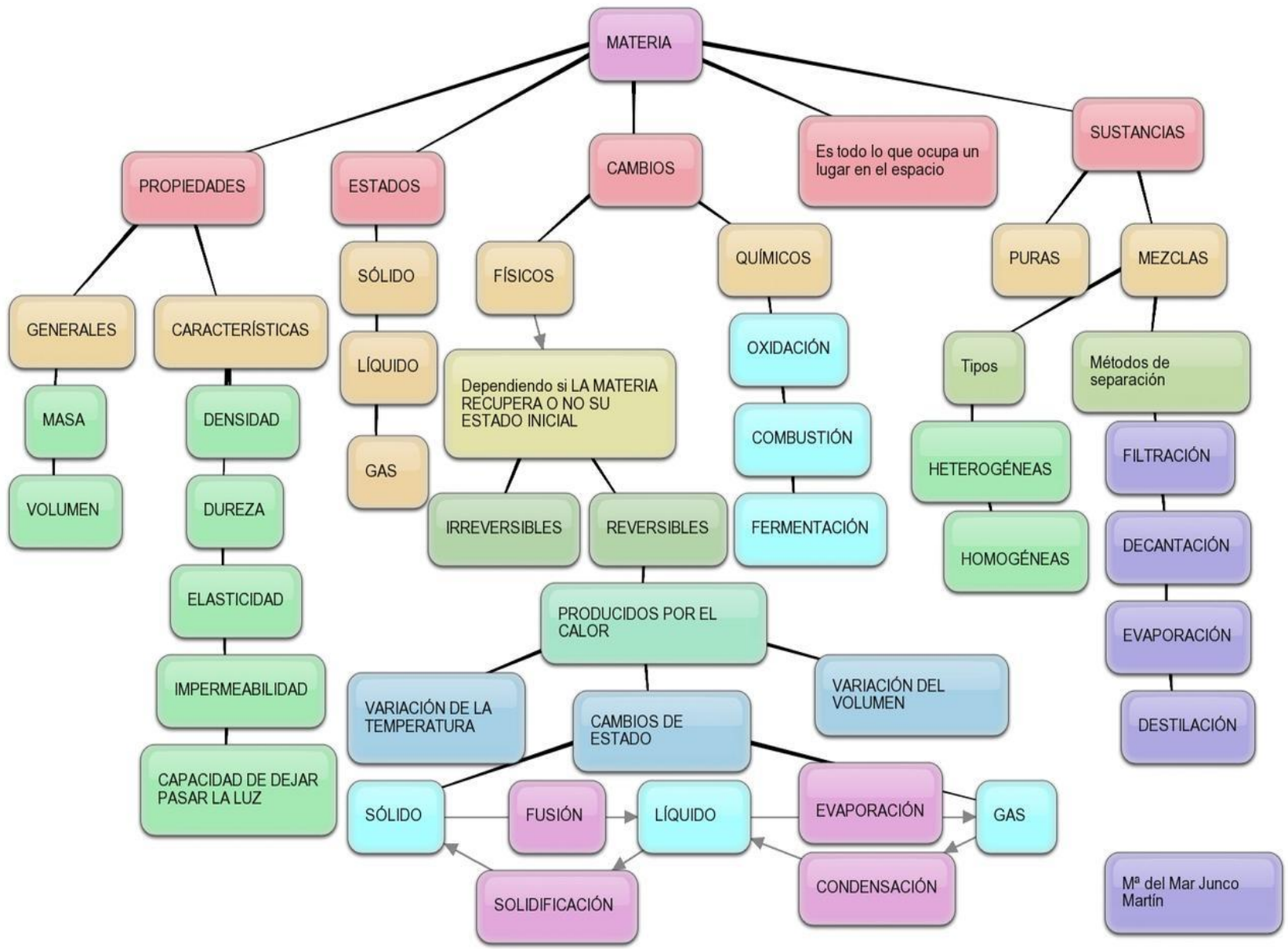
¿Hipótesis comprobada?

SI





Materia, estructura y propiedades



M^o del Mar Junco Martín

- » Las propiedades físicas de la materia son aquellas características de las sustancias, que al ser observadas o medidas no producen nuevas especies químicas, por ejemplo:
- » Olor, color, sabor, forma cristalina, temperatura de fusión, temperatura de ebullición, densidad, viscosidad, tensión superficial, presión de vapor, solubilidad, dureza, brillo, maleabilidad, conductividad.

Propiedades físicas



químicas

- » Las propiedades químicas de la materia son aquellas que al ser observadas o medidas producen nuevas especies químicas, por ejemplo:
 - » La oxidación
 - » El cocimiento de los alimentos
 - » La respiración
 - » La fotosíntesis



¿Qué propiedades permiten diferenciar una sustancia de otra?

- » **Las propiedades extensivas** dependen de la cantidad de masa, se cuantifican para toda la cantidad de materia en el sistema, es decir, cambian de valor al cambiar la extensión. Ejemplos: el volumen, la masa, la energía, la cantidad de sustancia.
- » **Las propiedades Intensivas**, no dependen del tamaño del cuerpo que se esté observando. Son características independientes de la cantidad de materia que se trate, no dependen de la masa. Ejemplos: temperatura, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, la solubilidad, índice de refracción.



- » Los procesos físicos y químicos se diferencian fundamentalmente en los siguientes aspectos:
- » Los cambios químicos van acompañados por una modificación profunda de las propiedades del cuerpo o cuerpos reaccionantes; los cambios físicos dan lugar a una alteración muy pequeña y muchas veces parcial de las propiedades del cuerpo.
- » Los cambios químicos tienen casi siempre carácter permanente mientras que, en general, los cambios físicos persisten únicamente mientras actúa la causa que los origina.

Cambios físicos y químicos



Estados de agregación de la materia

- » Los antiguos griegos fueron los primeros en identificar tres clases (lo que hoy llamamos estados) de materia, basados en sus observaciones del agua. Pero estos mismos griegos, en particular el filósofo Thales, sugirió, incorrectamente, que puesto que el agua podía existir como un “elemento” sólido, líquido, o hasta gaseoso bajo condiciones naturales, debía ser el único y principal elemento en el universo. De donde surgía el resto de sustancias. Hoy sabemos que el agua no es la sustancia fundamental del universo, en realidad, no es ni siquiera un elemento.

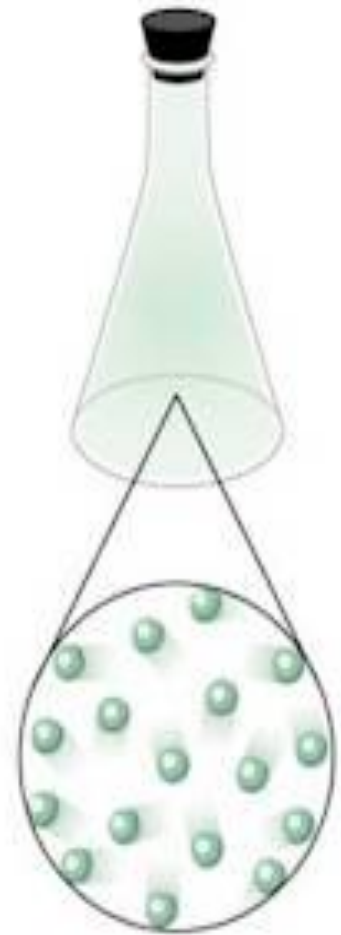




Solido



Liquido



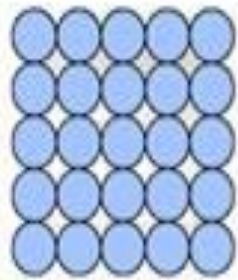
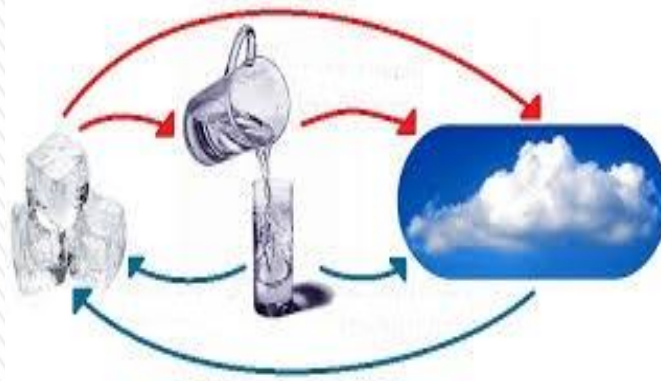
Gaseoso



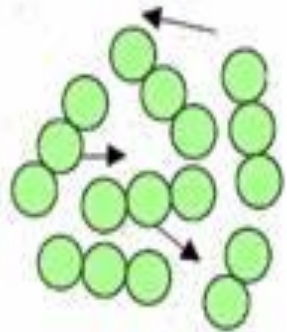
Los diferentes estados en los que la materia existe, se definen a partir de la *Teoría cinético-molecular de la Materia*. Uno de los conceptos básicos de esta teoría argumenta que la materia posee una energía de movimiento, que percibimos como temperatura. En otras palabras, los átomos y moléculas están en movimiento constante y medimos la energía de estos movimientos como la temperatura de esa sustancia.

Teoría cinético-molecular





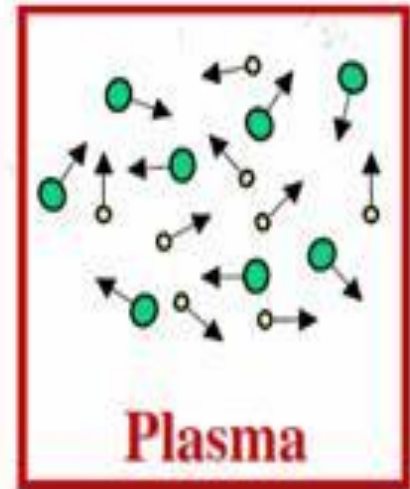
Sólido



Líquido



Gas

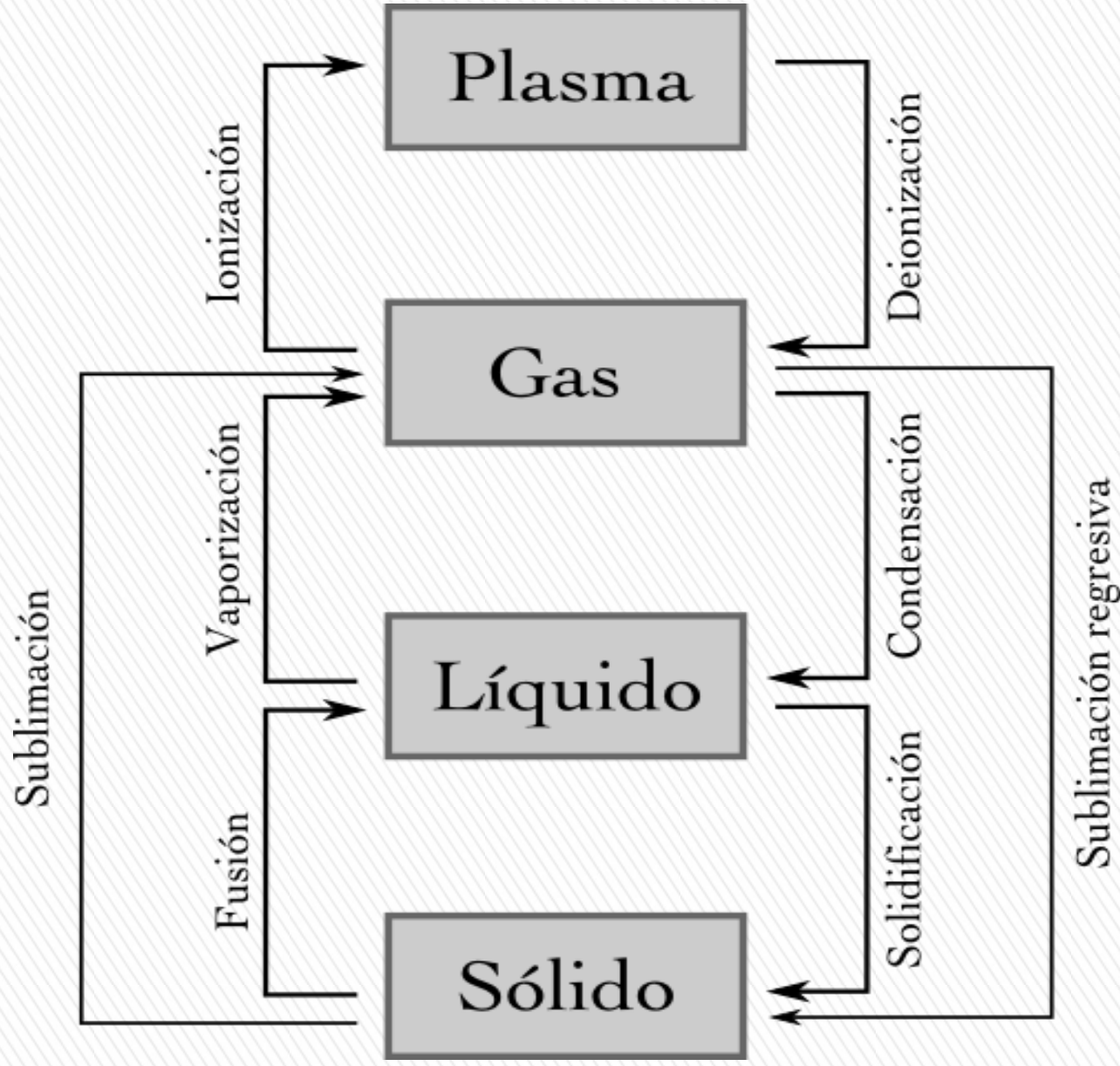


Plasma

Frío



Caliente



Estados de agregacion de la Materia

La materia se presenta en muchas fases o estados, todos con propiedades y características diferentes pero los más conocidos y observables son los siguientes:

Solido

Este estado se caracteriza por su resistencia a cambios de forma y de volumen debido a que sus átomos se encuentran fuertemente unidos formando estructuras cristalinas generalmente.

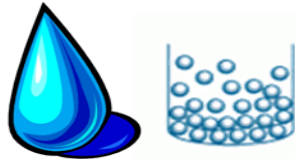
Ejemplo: hielo



Liquido

Su principal característica es su capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene debido a que tiene menor cohesión que los sólidos. Este estado se alcanza cuando se incrementa la temperatura de un sólido hasta que este se descompone.

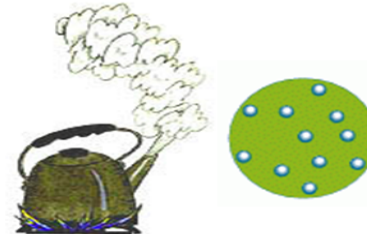
Ejemplo: agua



Gaseosa

Está compuesto por moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción haciendo que no tenga forma definida. Este estado se alcanza cuando se incrementa la temperatura de un líquido hasta que evapora.

Ejemplo: gas



Plasma

Gas constituido por partículas cargadas (iones) libres y cuya dinámica presenta efectos colectivos dominados por las interacciones electromagnéticas.

Ejemplo: estrellas



Estructura atómica

HISTORIA (AÑO 400 A.C)

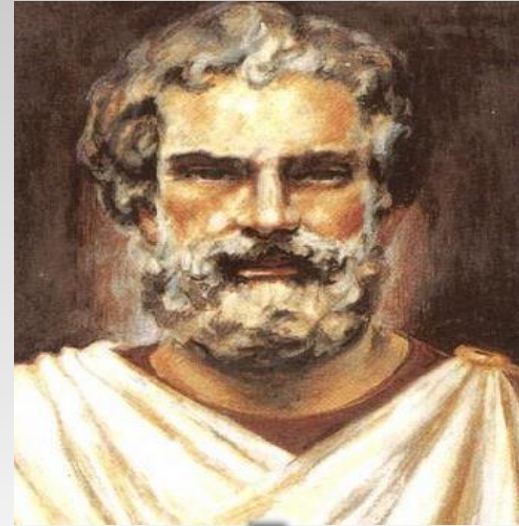
Leucipo y Demócrito



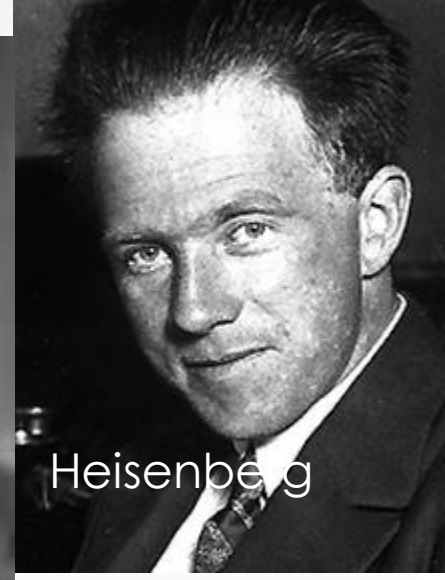
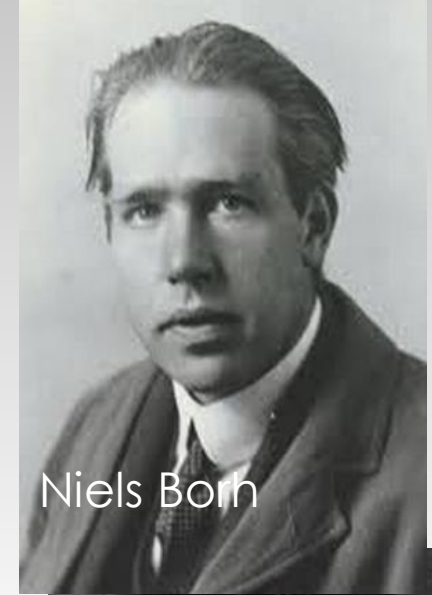
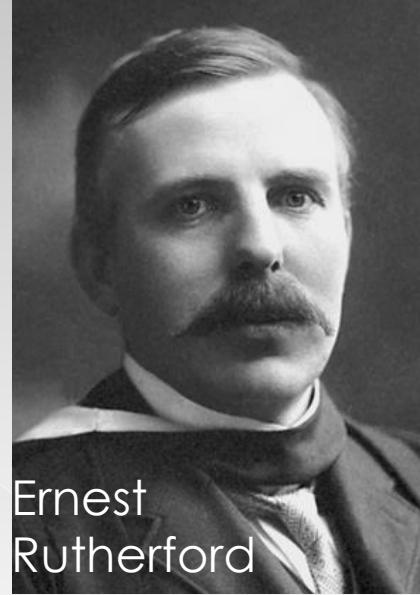
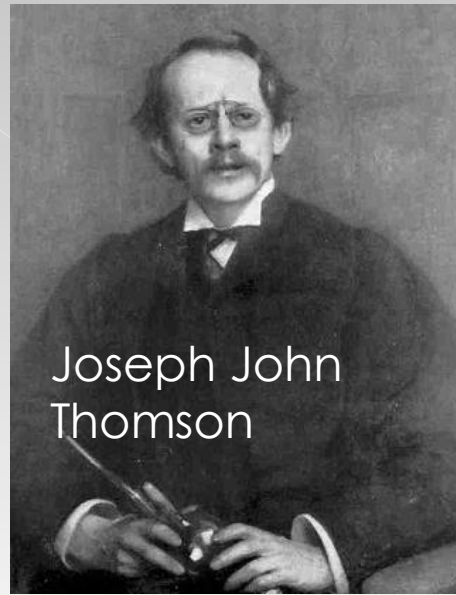
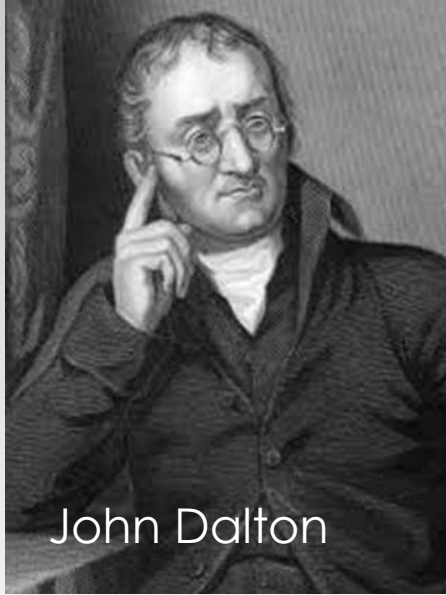
Átomos

MATERIA

Aristóteles



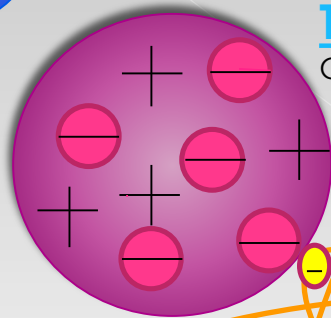
Científicos que cambiaron la concepción del universo



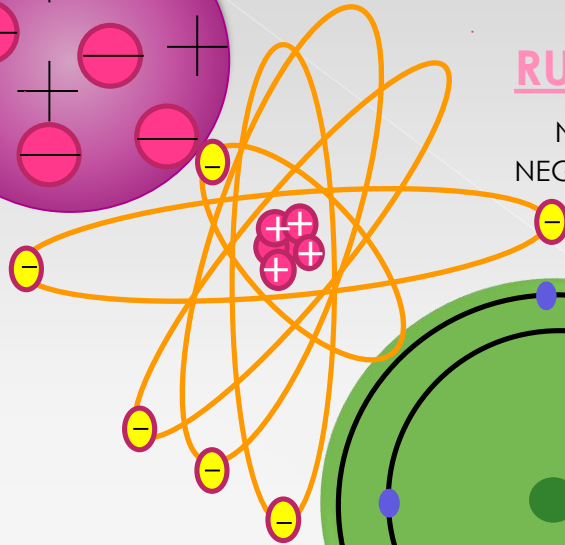
1.2.1 Modelos atómicos



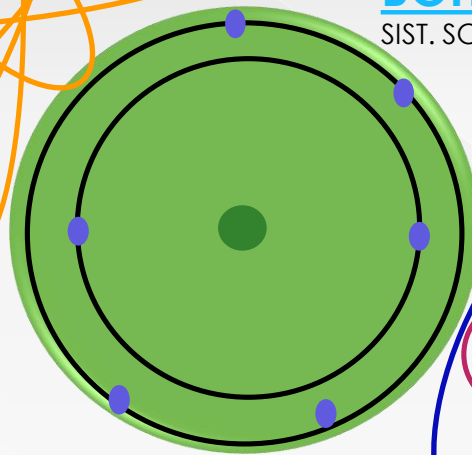
DALTON (1808)



THOMSON (1904)
CARGAS POSITIVAS Y NEGATIVAS



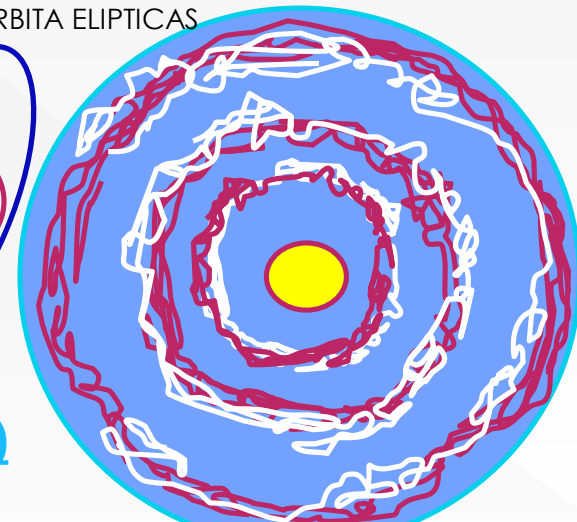
RUTHERFORD (1808)
NUCLEO PEQUEÑO CON CARGAS
NEG, DESCRIBIENDO DIF. TRAYECT.



BOHR (1913)
SIST. SOLAR EN MINIATURA



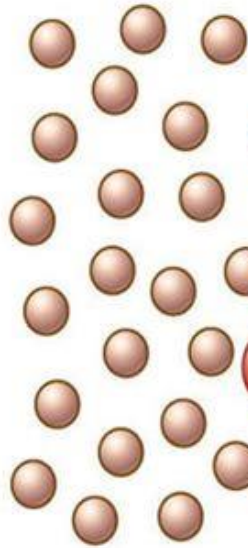
SOMMERFELD Y ZEEMAN
ORBITA ELIPTICAS



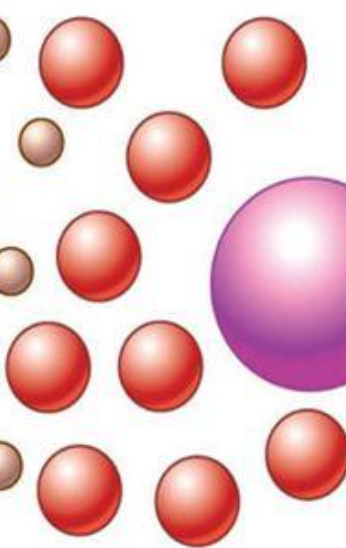
HEISENBERG Y SCHRODINGER(1925)
NUBES ELECTRONICAS

Los Átomos

Átomos
de hidrógeno



Átomos
de oxígeno



Átomos
de bromo

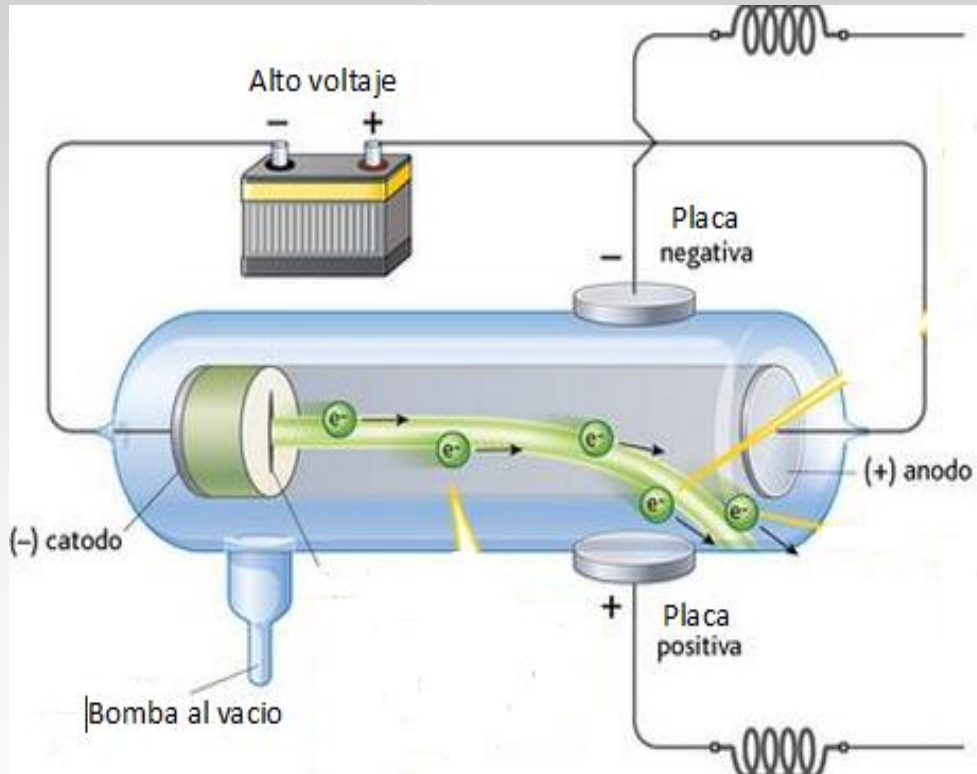


- Al modelo atómico de Dalton se le considera como la primera teoría moderna del átomo, que postula lo siguiente:
 - ✓ La materia está formada por pequeñas partículas rígidas, esféricas e indivisibles llamadas átomos.
 - ✓ Los átomos son iguales para un mismo elemento pero diferentes para otros, tanto en forma, tamaño y masa como en propiedades.
 - ✓ Los átomos no se crean ni se destruyen ni se transforman en otros tipos de átomos durante las reacciones químicas, sino simplemente se reordenan.
 - ✓ Los átomos se pueden combinar para formar moléculas de dos o más átomos y siempre lo hacen en proporciones fijas de números enteros positivos.

JOHN DALTON

J.J. THOMSON

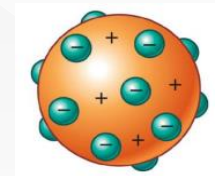
RAYOS CATODICOS



Los electrones (partículas subatómicas) son partículas más pequeñas que el átomo.

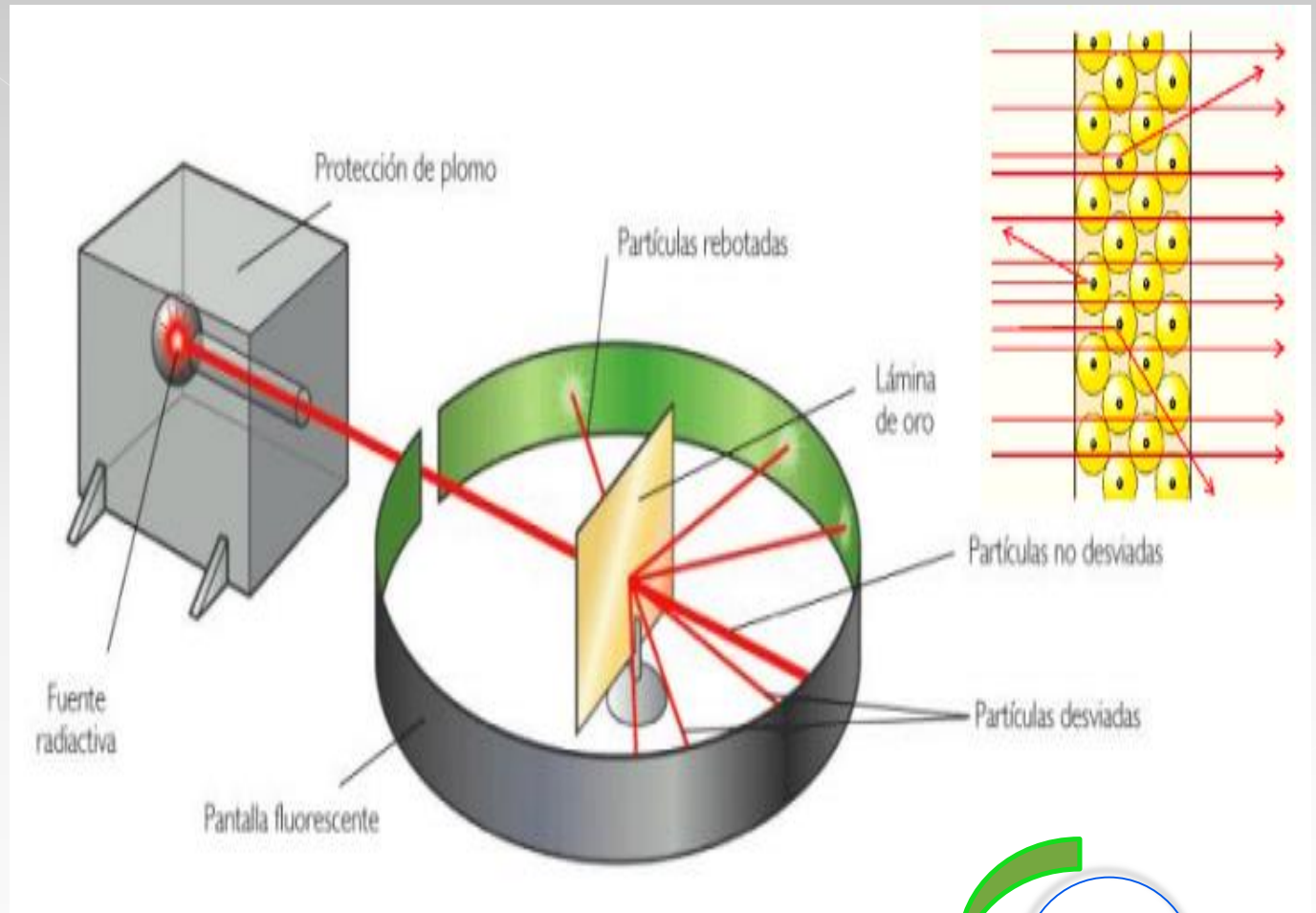
Los átomos son divisibles, ya que los electrones son partículas que forman parte de los átomos. Hay partículas con carga negativa llamadas electrones. La materia debe ser eléctricamente neutra, propio modelo

Masa fluida de baja densidad con carga positiva, en la que se hallaban incrustados los electrones



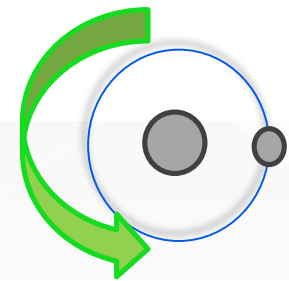
RUTHERFORD

La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo: núcleo
Fuera del núcleo debe haber un no. de electrones igual al no. de unidades de carga nuclear.



Núcleo

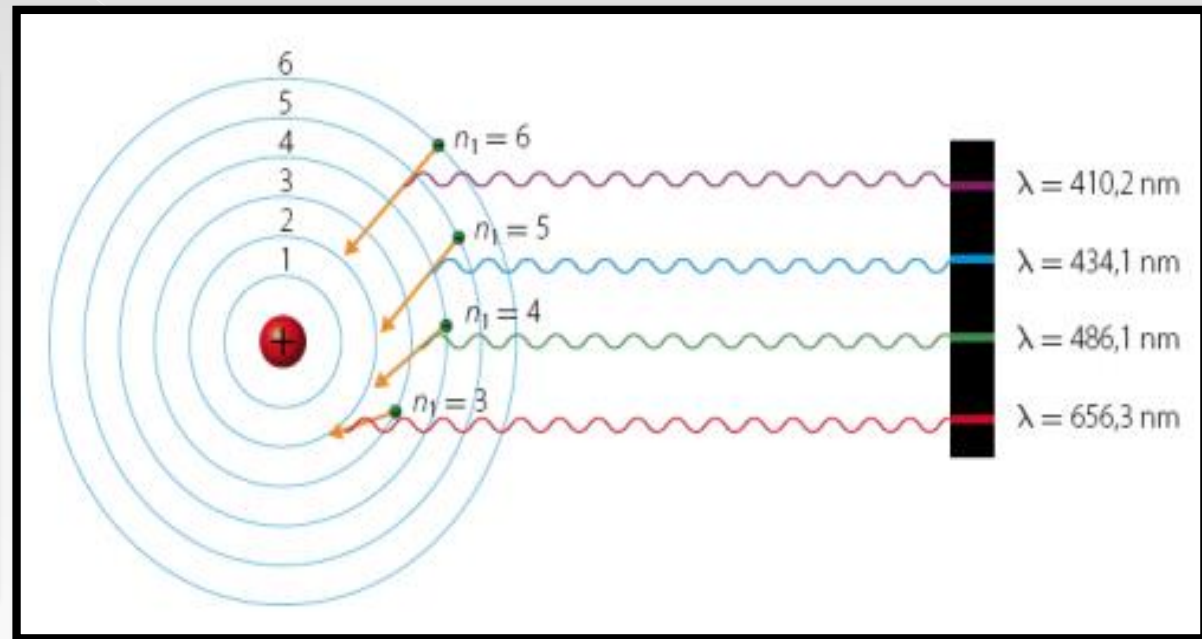
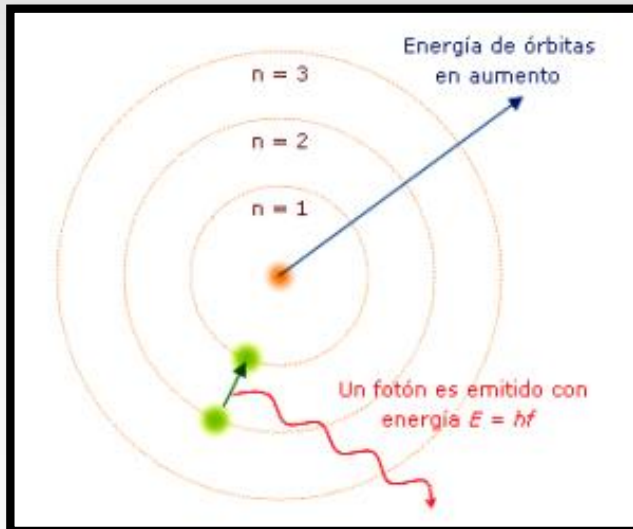
Una partícula cargada y acelerada



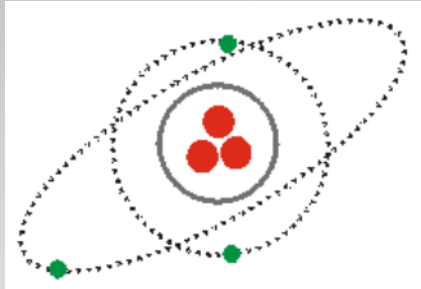
BORH

Un modelo acertado no solo debía explicar la evidente estabilidad de los átomos, también debía poder describir como emitían luz los átomos.

Determino que las propiedades químicas vendrían fuertemente determinadas por la organización de los electrones en las orbitas.



SOMMERFELD Y ZEEMAN



Con átomos polielectrónicos
El modelo de Bohr no resultaba.

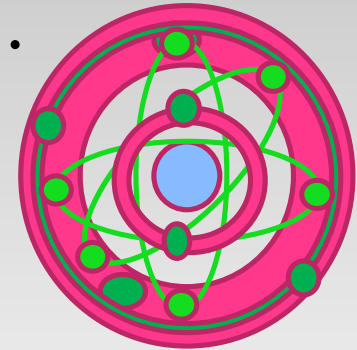


Tabla 1. orbitas elípticas de Sommerfeld

NIVEL Valor n	Valores de l	Tipo de orbita	SUBNIVELES Nombre
1	0	Circular	1s
2	0	Circular	2s
	1	Elíptica	2p
3	0	Circular	3s
	1	Elíptica	3p
	2	Elíptica	3d
4	0	Circular	4s
	1	Elíptica	4p
	2	Elíptica	4d
	3	Elíptica	4f

Tabla 2. Orientación en el espacio de Zeeman

Valor n	Valor de l	Valor de m	Nombre de órbita	
1	0	0	1s	
2	0	0	2s	
	1	-1	2p _x	
		0	2p _y	
1	1	2p _z		
3	0	0	3s	
	1	-1	3p _x	
		0	3p _y	
		1	3p _z	
	2	-2	-2	3d _{xy}
			-1	3d _{xz}
		0	3d _{z²}	
		1	3d _{yz}	
		2	3d _{x²-y²}	

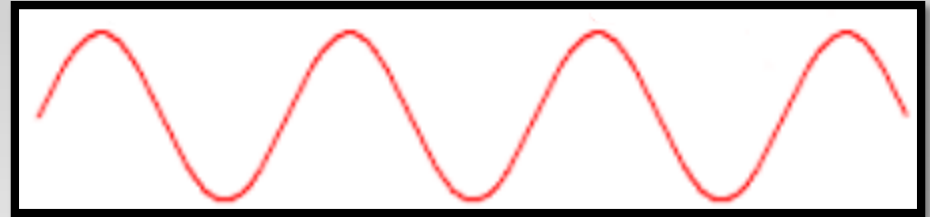
MODELO DE HEISENBERG Y SCHRÖDINGER



Broglie

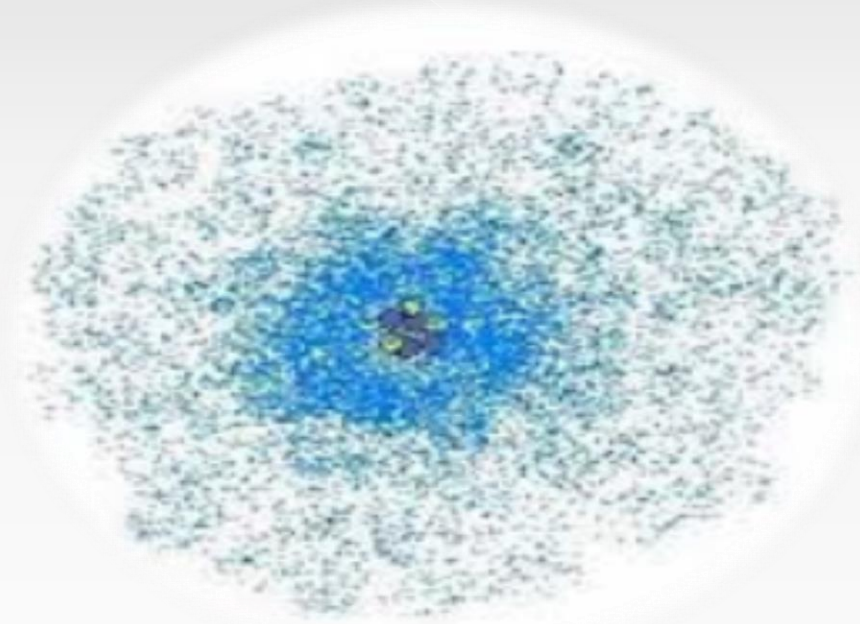
Electrón

Partícula

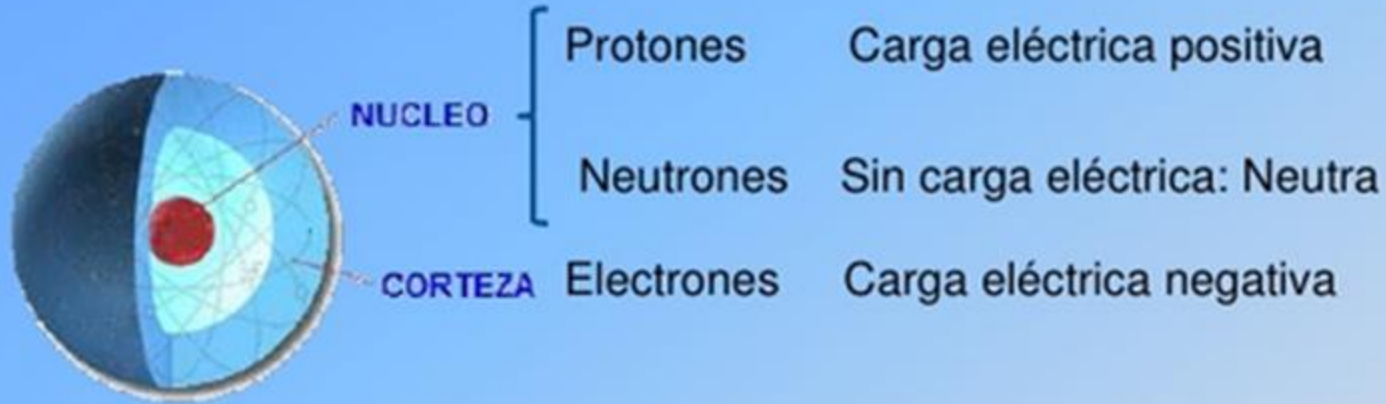


Onda

REEMPE



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



1
H
Hidrógeno
1.008

Atómico
Sím
Nombre
Peso

Peso de protones +neutrones +electrones = peso atómico
No. protones = no. atómico.
No. Protones= no. electrones

- La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón.
- En condiciones normales
- **La identidad de un átomo y sus propiedades químicas**

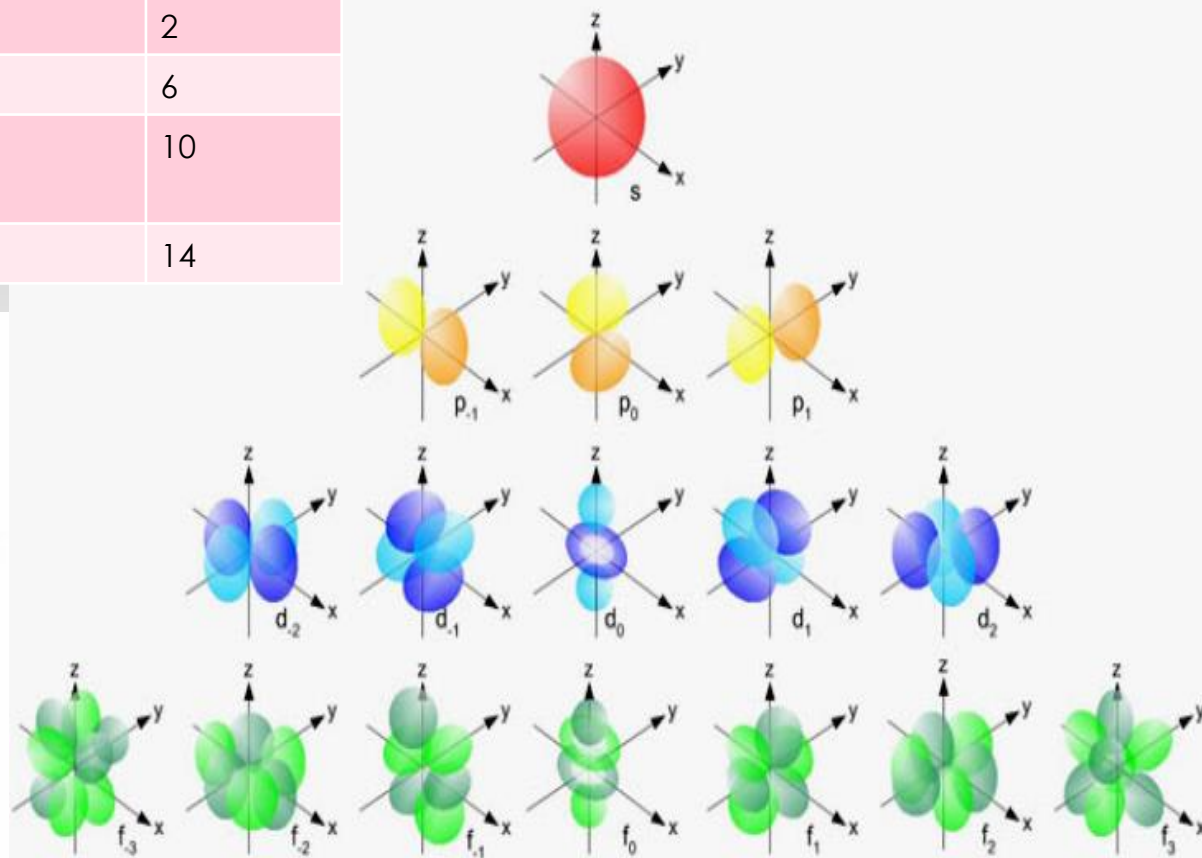
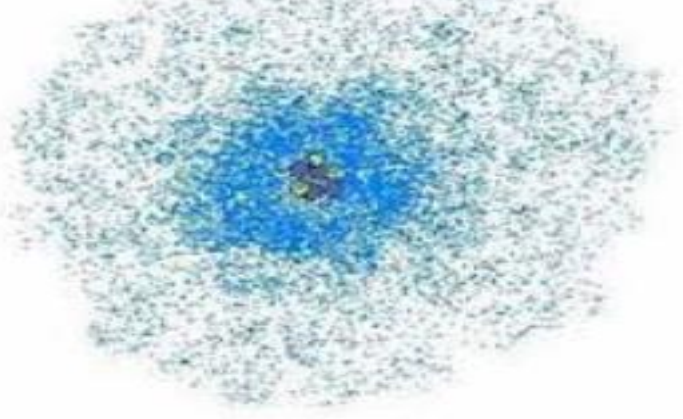
¿Qué es la configuración electrónica?

El modo en que los electrones se disponen alrededor del núcleo

subnivel	no. de orbitales por subnivel	Representación de los Subniveles con letras	no. de electrones por orbital	No. max. De electrones por subnivel
s	1	S	2	2
p	3	px,py,pz	2	6
d	5	$d_{xy}, d_{xz}, d_z^2, d_{yz}, d_x^2 - y^2$	2	10
f	7		2	14

REEMPE: la región donde es mas probable que se encuentre el ELECTRÓN

ATOMO



n: se relaciona con el VOLUMEN ocupado por Reempes (1,2,3,4)

l: se relaciona con los SUBNIVELES y la FORMA de la Reempe. Se designa con las letras s,p,d,f. Se representan con formas de esferas, campanas, lazos y tréboles (n-1)=

m: se relaciona con la ORIENTACION de la Reempe en un eje de coordenadas.

S: spin, es el giro del electrón, valor es +1/2 y -1/2.

n, l, m, s

Configuraciones electrónicas

Color



Punto de ebullición



Tabla periódica de los elementos



Valencias



Capacidad de unión con los compuestos



Fusión

La configuración electrónica se basa en unos principios básicos:

- 1) El principio de Pauli: el número de electrones en cada capa de la corteza siempre será 2.
- 2) La regla del octeto indica que en la última capa del átomo sólo puede haber un máximo de 8 electrones, salvo si es la primera, que está limitada a 2 electrones. En la última capa habrá de 1 a 8 electrones.



C Carbono

Z = 6



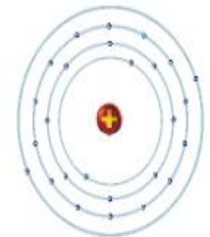
P Fósforo

Z = 15



Ar Argón

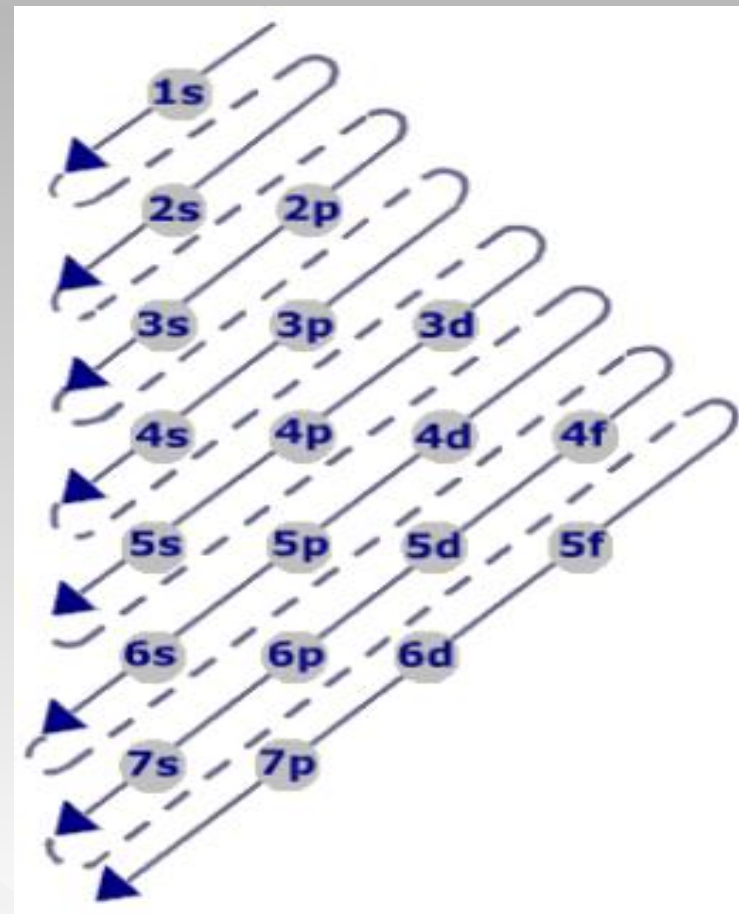
Z = 18



Fe Hierro

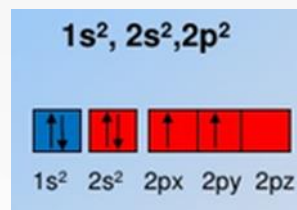
Z = 26

3) El principio de Auhbau: dice que la energía de un orbital será mayor cuando mayor sea la suma de los números cuánticos principal (n) y azimutal (l) (n+1). Si la energía es igual, tendrá menor energía el orbital con menor numero cuántico principal.



4) El principio de Hunt establece que un segundo electrón no entra en un orbital si existen otros orbitales desocupados en el mismo nivel de energía.

Número atómico del carbono 6:



Configuración estándar

Configuración desarrollada

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Tabla Etimológica de los Elementos

1 GRIEGO Hydro (Agua) 1766 Cavendish	3 GRIEGO Lithos (Piedra) 1817 A. Arfvedson	4 GRIEGO Beryllium (Esmeralda) 1878 L. Vauquelin	<p>Número atómico: 101 ANTR. Etimología: Mendeleiev (Científico) 1955 Año del descubrimiento: A. Ghiorso</p> <p>Procedencia: ANTR.: Antropónimo; TOP.: Topónimo</p> <p>Significado: —</p> <p>Descubridor: —</p>														5 ÁRABE Biaaq (Blanco) 1808 H. Davy	6 GRIEGO Carbonis (Carbón) — Prehistoria	7 GRIEGO Nitron-gen (Genera-salitre) 1772 D. Rutherford	8 GRIEGO Oxys-gen (Genera-ácidos) 1774 J. Priestley	9 LATÍN Fluere (Fluido) 1886 H. Moissan	10 GRIEGO Neos (Nuevo) 1898 W. Ramsey	11 LATÍN Natrium (Nitrato) 1807 H. Davy	12 GRIEGO Magnesia (Grecia) 1808 H. Davy	13 LATÍN Alumen (Alumina) 1827 F. Wöhler	14 LATÍN Silix (Pederal) 1824 Berzelius	15 GRIEGO Phosphorus (Portador luz) 1669 H. Brand	16 LATÍN Sulphur (Azufre) — Prehistoria	17 GRIEGO Chloros (Verdoso) 1774 K. Scheele	18 GRIEGO Argos (Inerte) 1894 J. Rayleigh
19 LATÍN Kalium (Cenizas) 1807 A. Arfvedson	20 LATÍN Calcium (Cal) 1808 A. Arfvedson	21 GRIEGO Scandia (Escandinavia) 1876 L. Nilson	22 LATÍN Titanium (Piedra) 1817 A. Arfvedson	23 NÓRDICO Vanadis (Diosa) 1801 A. M. del Río	24 GRIEGO Chroma (Color) 1797 L. Vauquelin	25 LATÍN Magnesium (Imán) 1774 J. G. Gahn	26 LATÍN Ferrium (Hierro) — Prehistoria	27 GRIEGO Cobaltus (Mina) 1735 G. Brandt	28 GRIEGO Nickel (Satanas) 1751 A. Cronstedt	29 LATÍN Cuprum (Chipre) — Prehistoria	30 ALEMÁN Zinc (Pua) 1746 A. Margraf	31 LATÍN Gallia (Francia) 1875 L. Boissaudran	32 LATÍN Germania (Alemania) 1886 C. Winkler	33 GRIEGO Asenikyn (Oropimente) 1250 A. Magno	34 GRIEGO Selene (Luna) 1817 J. Berzelius	35 GRIEGO Bromos (Hedor) 1826 A. Balard	36 GRIEGO Kryptos (Oculto) 1898 W. Ramsey													
37 LATÍN Rubidius (Rojo) 1861 R. Bunsen	38 TOP. Serontian (Escocia) 1808 H. Davy	39 TOP. Ytterby (Suecia) 1794 J. Gadolin	40 ÁRABE Za'gun (Dorado) 1789 M. Klaproth	41 GRIEGO Nobe (Mitología) 1801 C. Hatchett	42 GRIEGO Molybdos (Plomo) 1778 K. Scheele	43 GRIEGO Tecnetos (Artificial) 1937 E. Segré	44 LATÍN Ruthenia (Rusia) 1844 K. Klaus	45 GRIEGO Rhodon (Rosa) 1803 Wollaston	46 GRIEGO Palladium (Diosa) 1803 Wollaston	47 LATÍN Argentum (Brillante) — Prehistoria	48 GRIEGO Cadmia (Calamina) 1817 F. Stromeyer	49 LATÍN Indicum (Indigo) 1863 T. Richter	50 GRIEGO Stannum (Gotea) — Prehistoria	51 LATÍN Stibium (Marca) 1604 B. Valenti	52 LATÍN Tellus (Tierra) 1782 F. Müller	53 GRIEGO Iodes (Violeta) 1811 B. Courtois	54 GRIEGO Xenon (Extraño) 1898 W. Ramsey													
55 LATÍN Caesius (Azul) 1860 R. Bunsen	56 GRIEGO Barys (Pesado) 1808 H. Davy	57 GRIEGO Lanthano (Oculta) 1817 C. Mosander	72 LATÍN Hafnia (Copenhague) 1802 D. Costér	73 GRIEGO Tantalos (Mitología) 1802 A. Ekeberg	74 ALEMÁN Wolf-rahm (Lobo-sucio) 1783 J. y F. Elhuyar	75 LATÍN Rhenus (Rhin) 1925 W. Noddack	76 GRIEGO Osme (Olor) 1803 S. Tennant	77 LATÍN Iris (Arco Iris) 1803 S. Tennant	78 ESPAÑOL Platina (Plata) 1735 A. de Ulloa	79 LATÍN Aurum (Aurora) — Prehistoria	80 LATÍN Hydragrum (Plata líquida) 1817 A. Arfvedson	81 GRIEGO Thallos (Retorño) 1861 W. Crookes	82 LATÍN Plumbum (Plomo) — Prehistoria	83 ALEMÁN Beisse Muth (Masa Blanca) — Medieval	84 TOP. Polonia (Polonia) 1898 P. y M. Curie	85 GRIEGO Astutos (Inestable) 1940 E. Segré-Equipo	86 LATÍN Radium (Radio) 1900 E. Dorn													
87 TOP. Francio (Francia) 1939 M. Perery	88 LATÍN Radium (Rayo) 1898 P. y M. Curie	89 GRIEGO Actinos (Rayo) 1899 A. Debiere	104 ANTR. Rutherford (Científico) 1964 Eq. Dubna	105 TOP. Dubna (Rusia) 1967 Eq. Dubna (Rusia)	106 ANTR. Seaborg (Científico) 1974 y Berkeley (EEUU)	107 ANTR. Berkeley (Científico) 1976 ←	108 TOP. Hs (Alemania) 1984 ←	109 ANTR. Mendelevium (Científico) 1982 Equipo GSI Darmstadt (Alemania)	110 TOP. Darmstadt (Alemania) 1994 →	111 ANTR. Röntgenium (Científico) 1994 →	112 Uub (IUPAC) 1996 →	113 Uut (IUPAC) 2004 ← Equipo Dubna (Rusia) →	114 Uuq (IUPAC) 1999 →	115 Uup (IUPAC) 2004 →	116 Uuh (IUPAC) 2000 Varios equipos	117 Uus (IUPAC)	118 Uuo (IUPAC)													

LANTÁNIDOS 6

58 LATÍN Ceres (Asteroide) 1803 J. Berzelius	59 GRIEGO Praseos-didymos (Verde-gemelo) en 1885 A. von Welsbach	60 GRIEGO Neos-didymos (Nuevo-gemelo) von Welsbach	61 GRIEGO Prometeo (Mitología) 1945 J. Marinsky	62 RUSO Semarskita (Mineral) 1879 L. Boissaudran	63 TOP. Europa (Continente) 1901 E. Dermalcay	64 ANTR. Gadolin (Científico) 1880 J. Marignac	65 TOP. Ytterby (Suecia) 1843 C. Mosander	66 GRIEGO Dysprositos (Inalcanzable) 1886 L. Boissaudran	67 LATÍN Holmia (Estocolmo) 1878 J. Soret	68 TOP. Ytterby (Suecia) 1842 C. Mosander	69 INGLÉS Thullium (Escandinavia) 1879 P. Cleve	70 TOP. Ytterby (Suecia) 1879 C. Marignac	71 LATÍN Lutetia (París) 1907 G. Urbain
---	--	--	--	---	--	---	--	---	--	--	--	--	--

ACTÍNIDOS 7

90 NÓRDICO Therium (Mitología) 1828 J. Berzelius	91 GRIEGO Protactinos (Primer rayo) 1913 K. Fajans	92 GRIEGO Uranos (Planeta) 1789 M. Klaproth	93 LATÍN Neptuno (Planeta) 1940 E. McMillan	94 LATÍN Puñón (Planeta) 1940 ← G. Seaborg y equipo →	95 TOP. América (Continente) 1944 ← J. Thompson y equipo →	96 ANTR. Curium (Científico) 1944 ←	97 TOP. Berkeley (U. California) 1949 ←	98 TOP. California (EE UU) 1950 ←	99 ANTR. Einsteinium (Científico) 1952 ←	100 ANTR. Fermium (Científico) 1952 ← A. Ghiorso y equipo de colaboradores →	101 ANTR. Mendelevium (Científico) 1955 ←	102 ANTR. Nobelium (Científico) 1958 ←	103 ANTR. Lawrenceium (Científico) 1961 ←
---	---	--	--	--	---	--	--	--	---	---	--	---	--

Números cuánticos

El primer número cuántico, o **número cuántico principal**, n , designa el nivel de energía principal. Este número toma valores enteros naturales a partir de la unidad. Cuanto mayor sea n , mayor será la energía del electrón y se localizará a mayor distancia del núcleo.

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

Números cuánticos

El **número cuántico secundario**, l , indica el número de subniveles de energía que existen dentro de un nivel principal n , e indica la forma de los mismos. Este número toma valores enteros naturales desde 0 hasta $n-1$, luego en cada nivel n hay l subniveles.

$n = 1$	$l = 0$
$n = 2$	$l = 0, 1$
$n = 3$	$l = 0, 1, 2$
$n = 4$	$l = 0, 1, 2, 3$

Para este número l no suelen emplearse cifras sino letras para denominar los subniveles:

valor de l	0	1	2	3
Subnivel	s	p	d	f

sharp principal difuse fundamental

Números cuánticos

Para el átomo de hidrógeno, la energía de cada subnivel sólo depende de n .

Para los átomos con más de un electrón, la energía depende tanto de n como de l .

n	1	2		3			4			
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
<i>subnivel</i>	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f

Números cuánticos

Dentro de cada subnivel definido por n y l aparecen distintos orbitales, que se diferencian en el valor del tercer número cuántico m_l . Este número informa sobre la orientación de la nube electrónica alrededor del núcleo. Los valores de m_l van desde $-l$ hasta $+l$ de unidad en unidad:

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

Para un subnivel l dado, existen $2l + 1$ subniveles:

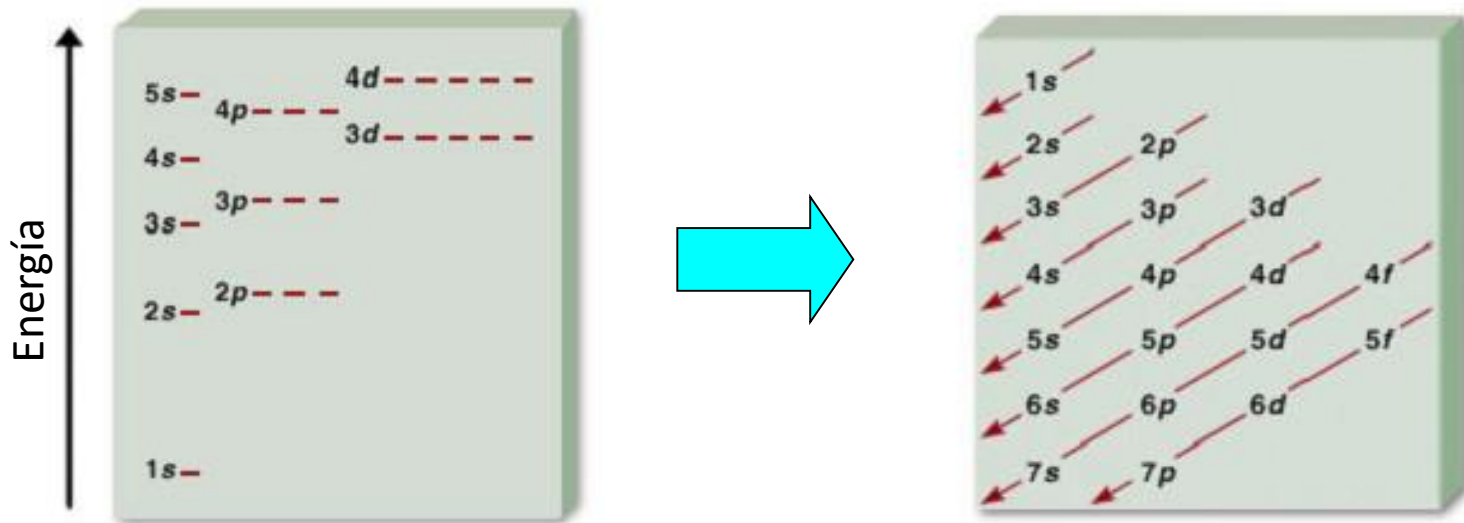
n	1		2			3			4			
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3		
m_l	0	0	+1,0,-1	0	+1,0,-1	+2,+1,0,-1,-2	0	+1,0,-1	+2,+1,0,-1,-2	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3		
	1s	2s	2p (3)	3s	3p (3)	3d (5)	4s	4p (3)	4d (5)	4f (7)		

Capacidad y energía de los niveles

n	1	2		3			4			
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3
m_l	0	0	+1,0,-1	0	+1,0,-1	+2,+1,0,-1,-2	0	+1,0,-1	+2,+1,0,-1,-2	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3
m_s	↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓	↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
	2e ⁻	2e ⁻	6e ⁻	2e ⁻	6e ⁻	10e ⁻	2e ⁻	6e ⁻	10e ⁻	14e ⁻

Configuraciones electrónicas

La configuración electrónica de un átomo es una manera de describir la disposición de los electrones de dicho átomo. Esta configuración indica el número de electrones que existe en cada nivel y tipo de subnivel.



Orden de llenado por energía

Principio de construcción

Para construir la configuración electrónica de un átomo se siguen las siguientes reglas:

1) Principio de energía mínima.

Los electrones se irán añadiendo a orbitales en el sentido de menor a mayor energía de los mismos.

2) Principio de exclusión de Pauli.

Sólo se permite un máximo de dos electrones por cada orbital.

3) Principio de máxima multiplicidad de Hund.

Cuando exista más de una posibilidad para colocar los electrones en un mismo nivel energético, se colocarán los electrones de forma que se ocupe el mayor número de orbitales. De esta forma el espín será el máximo posible.

Configuraciones electrónicas

Elemento	Nº Electrones	Diagrama de orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
Li	3					$1s^2 2s^1$
Na	4					$1s 2s^2$
B	5					$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6					$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7					$1s^2 s^2 2p^3$
Ne	10					$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11					$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Electrón ¹⁰
de valencia

Electrones de valencia.

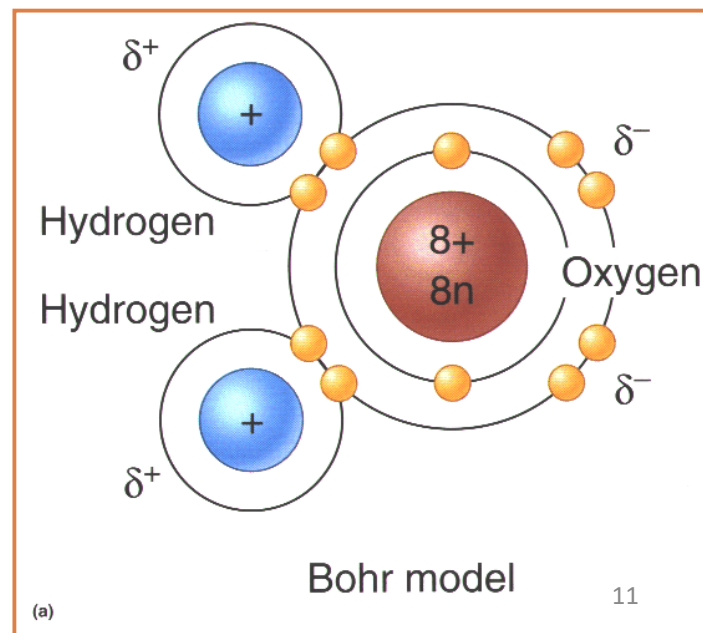
Configuraciones electrónicas

Los *electrones de valencia* son los que se encuentran alojados en el último nivel de energía. Son los que un átomo utiliza para combinarse con otros. Para visualizar rápidamente estos electrones se pueden colocar como puntos alrededor del símbolo del elemento (Lewis).

TABLE 8.1 Electron-Dot Symbols

Element	Electron Configuration	Electron-Dot Symbol
Li	[He]2s ¹	Li •
Be	[He]2s ²	•Be•
B	[He]2s ² 2p ¹	•B•
C	[He]2s ² 2p ²	•C•
N	[He]2s ² 2p ³	•N•
O	[He]2s ² 2p ⁴	•O•
F	[He]2s ² 2p ⁵	•F•
Ne	[He]2s ² 2p ⁶	•Ne•

Nos sirven para explicar el enlace covalente



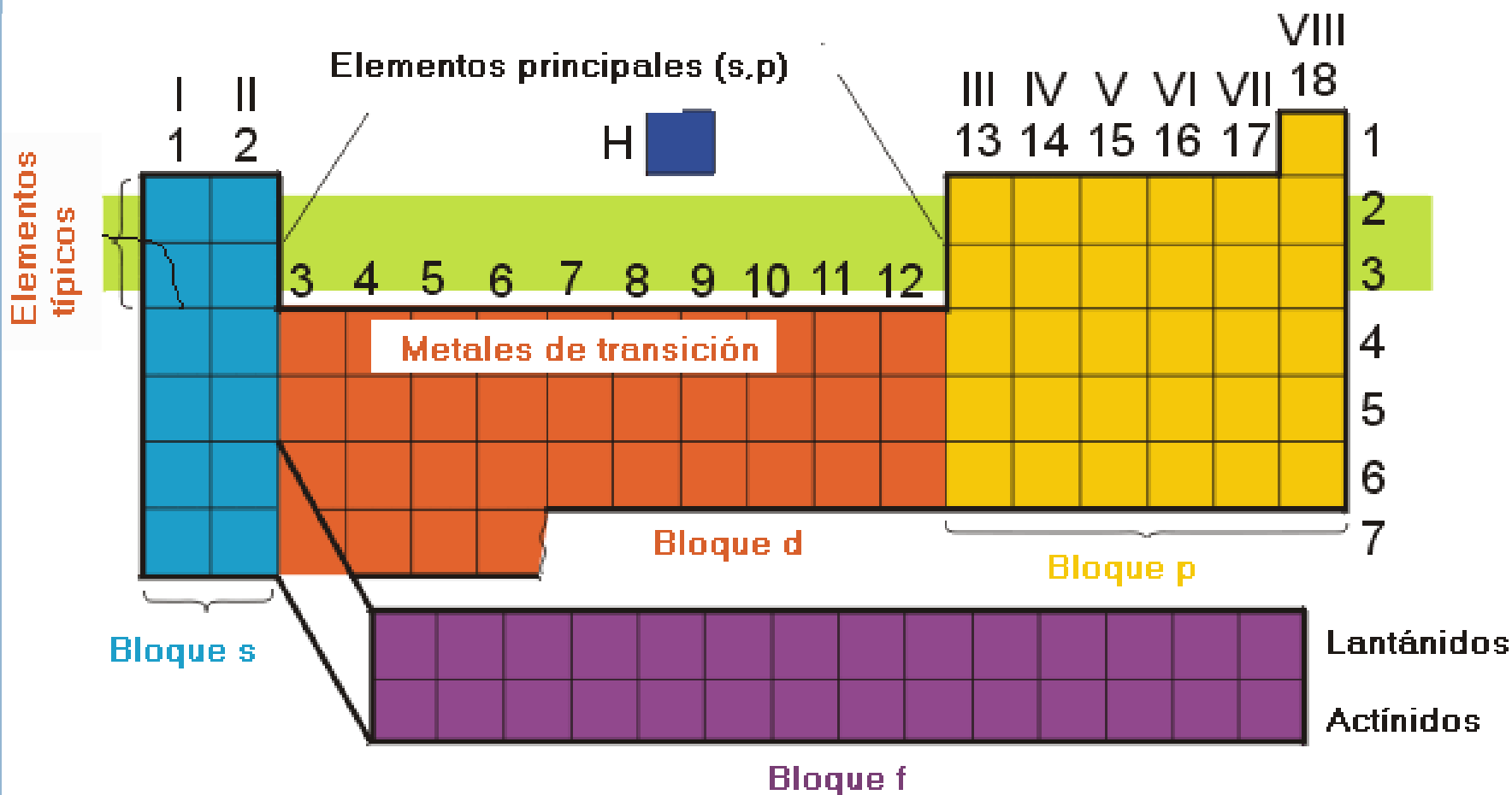
¿Cómo se relacionan las configuraciones electrónicas con la tabla periódica?

LOS ELEMENTOS

Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period																		
1	1 <u>H</u> 1.008																	2 <u>He</u> 4.003
2	3 <u>Li</u> 6.941	4 <u>Be</u> 9.012											5 <u>B</u> 10.81	6 <u>C</u> 12.01	7 <u>N</u> 14.01	8 <u>O</u> 16.00	9 <u>F</u> 19.00	10 <u>Ne</u> 20.18
3	11 <u>Na</u> 22.99	12 <u>Mg</u> 24.31											13 <u>Al</u> 26.98	14 <u>Si</u> 28.09	15 <u>P</u> 30.97	16 <u>S</u> 32.07	17 <u>Cl</u> 35.45	18 <u>Ar</u> 39.95
4	19 <u>K</u> 39.10	20 <u>Ca</u> 40.08	21 <u>Sc</u> 44.96	22 <u>Ti</u> 47.88	23 <u>V</u> 50.94	24 <u>Cr</u> 52.00	25 <u>Mn</u> 54.94	26 <u>Fe</u> 55.85	27 <u>Co</u> 58.93	28 <u>Ni</u> 58.69	29 <u>Cu</u> 63.55	30 <u>Zn</u> 65.39	31 <u>Ga</u> 69.72	32 <u>Ge</u> 72.64	33 <u>As</u> 74.92	34 <u>Se</u> 78.96	35 <u>Br</u> 79.90	36 <u>Kr</u> 83.79
5	37 <u>Rb</u> 85.47	38 <u>Sr</u> 87.62	39 <u>Y</u> 88.91	40 <u>Zr</u> 91.22	41 <u>Nb</u> 92.91	42 <u>Mo</u> 95.94	43 <u>Tc</u> (98)	44 <u>Ru</u> 101.1	45 <u>Rh</u> 102.9	46 <u>Pd</u> 106.4	47 <u>Ag</u> 107.9	48 <u>Cd</u> 112.4	49 <u>In</u> 114.8	50 <u>Sn</u> 118.7	51 <u>Sb</u> 121.8	52 <u>Te</u> 127.6	53 <u>I</u> 126.9	54 <u>Xe</u> 131.3
6	55 <u>Cs</u> 132.9	56 <u>Ba</u> 137.3	*	72 <u>Hf</u> 178.5	73 <u>Ta</u> 180.9	74 <u>W</u> 183.9	75 <u>Re</u> 186.2	76 <u>Os</u> 190.2	77 <u>Ir</u> 192.2	78 <u>Pt</u> 195.1	79 <u>Au</u> 197.0	80 <u>Hg</u> 200.5	81 <u>Tl</u> 204.4	82 <u>Pb</u> 207.2	83 <u>Bi</u> 209.0	84 <u>Po</u> (209)	85 <u>At</u> (210)	86 <u>Rn</u> (222)
7	87 <u>Fr</u> (223)	88 <u>Ra</u> (226)	**	104 <u>Rf</u> (261)	105 <u>Db</u> (262)	106 <u>Sg</u> (266)	107 <u>Bh</u> (264)	108 <u>Hs</u> (277)	109 <u>Mt</u> (268)	110 <u>Ds</u> (271)	111 <u>Rg</u> (272)	112 <u>Cn</u> (277)	113 <u>Uut</u> (?)	114 <u>Uuq</u> (285)	115 <u>Uup</u> (?)	116 <u>Uuh</u> (289)	117 <u>Uus</u> (?)	118 <u>Uuo</u> (?)

Lanthanide Series*	57 <u>La</u> 138.9	58 <u>Ce</u> 140.1	59 <u>Pr</u> 140.9	60 <u>Nd</u> 144.2	61 <u>Pm</u> (145)	62 <u>Sm</u> 150.4	63 <u>Eu</u> 152.0	64 <u>Gd</u> 157.2	65 <u>Tb</u> 158.9	66 <u>Dy</u> 162.5	67 <u>Ho</u> 164.9	68 <u>Er</u> 167.3	69 <u>Tm</u> 168.9	70 <u>Yb</u> 173.0	71 <u>Lu</u> 175.0
Actinide Series**	89 <u>Ac</u> (227)	90 <u>Th</u> 232	91 <u>Pa</u> 231	92 <u>U</u> 238	93 <u>Np</u> (237)	94 <u>Pu</u> (244)	95 <u>Am</u> (243)	96 <u>Cm</u> (247)	97 <u>Bk</u> (247)	98 <u>Cf</u> (251)	99 <u>Es</u> (252)	100 <u>Fm</u> (257)	101 <u>Md</u> (258)	102 <u>No</u> (259)	103 <u>Lr</u> (262)

La tabla periódica de los elementos



Los elementos del mismo grupo tienen la misma configuración electrónica del último nivel energético.

Configuración electrónica de los elementos en su estado natural

	ns^1												ns^2np^1		ns^2np^2		ns^2np^3		ns^2np^4		ns^2np^5		ns^2np^6	
1	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A						
2	1s ¹	2s ¹											2s ² 2p ¹	2s ² 2p ²	2s ² 2p ³	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁶						
3	3s ¹	3s ²	3d ¹	4	5	6	7d ⁵	8	9	10	11	12d ¹⁰	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶						
4	4s ¹	4s ²	4s ² 3d ¹	4s ² 3d ²	4s ² 3d ³	4s ² 3d ⁴	4s ² 3d ⁵	4s ² 3d ⁶	4s ² 3d ⁷	4s ² 3d ⁸	4s ² 3d ⁹	4s ² 3d ¹⁰	4s ² 4p ¹	4s ² 4p ²	4s ² 4p ³	4s ² 4p ⁴	4s ² 4p ⁵	4s ² 4p ⁶						
5	5s ¹	5s ²	5s ² 4d ¹	5s ² 4d ²	5s ² 4d ³	5s ² 4d ⁴	5s ² 4d ⁵	5s ² 4d ⁶	5s ² 4d ⁷	5s ² 4d ⁸	5s ² 4d ⁹	5s ² 4d ¹⁰	5s ² 5p ¹	5s ² 5p ²	5s ² 5p ³	5s ² 5p ⁴	5s ² 5p ⁵	5s ² 5p ⁶						
6	6s ¹	6s ²	6s ² 5d ¹	72	73	74	75	76	77	78	79	80	6s ² 6p ¹	6s ² 6p ²	6s ² 6p ³	6s ² 6p ⁴	6s ² 6p ⁵	6s ² 6p ⁶						
7	7s ¹	7s ²	7s ² 6d ¹	104	105	106	107	108	109	110	111	112	(1, 3)	7s ² 7p ²	(1, 5)	7s ² 7p ⁴	(1, 7)	(1, 8)	(1, 10)	(1, 11)				

4f

5f

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
6s ² 4f ¹ 5d ¹	6s ² 4f ³	6s ² 4f ⁴	6s ² 4f ⁵	6s ² 4f ⁶	6s ² 4f ⁷	6s ² 4f ⁷ 5d ¹	6s ² 4f ⁹	6s ² 4f ¹⁰	6s ² 4f ¹¹	6s ² 4f ¹²	6s ² 4f ¹³	6s ² 4f ¹⁴	6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
7s ² 6d ²	7s ² 5f ² 6d ¹	7s ² 5f ³ 6d ¹	7s ² 5f ⁴ 6d ¹	7s ² 5f ⁶	7s ² 5f ⁷	7s ² 5f ⁶ 6d ¹	7s ² 5f ⁸	7s ² 5f ¹⁰	7s ² 5f ¹¹	7s ² 5f ¹²	7s ² 5f ¹³	7s ² 5f ¹⁴	7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹

Configuraciones electrónicas de los iones

Las configuraciones electrónicas del tipo gas noble ($n s^2 p^6$) son las más estables, por lo que los iones tienden a poseer tal configuración.

$n s^2 p^6$	18 8A
	2 He
	10 Ne
	18 Ar
	36 Kr
	54 Xe
	86 Rn

Diagrama de la tabla periódica que muestra la configuración electrónica de los iones. Una línea roja indica que el sodio (Na) pierde un electrón (pierde 1 e) para alcanzar la configuración de gas noble del argón (Ar). Otra línea roja indica que el flúor (F) gana siete electrones (gana 7 e) para alcanzar la configuración de gas noble del neón (Ne).

1 1A	2 2A	3	4	5 3A	6 4A	7 5A	8 6A	9 7A	10 8A																						
1 H	2 He																														
3 Li	4 Be			5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	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	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uuq	114 Uuq	115 Uuh	116 Uuh	117 Uuo	118 Uuo

Legenda:

- Metales
- Metaloides
- No metales

Cuando un átomo se ioniza, gana o pierde electrones en el orbital de mayor energía para alcanzar una configuración de gas noble. El sodio tiene que perder un electrón o ganar siete electrones para conseguir tal configuración. Por ello, el ión Na^+ es el estado de oxidación más frecuente (y único) de este metal.

Configuraciones electrónicas de los iones

The periodic table is color-coded by groups: Metals (green), Metalloids (pink), and Non-metals (blue). A red oval highlights the path from Chlorine (Cl, atomic number 17) to Neon (Ne, atomic number 10) and from Chlorine (Cl, atomic number 17) to Argon (Ar, atomic number 18). A box labeled "pierde 7 e" is placed above the path to Ne, and a box labeled "gana 1 e" is placed below the path to Ar.

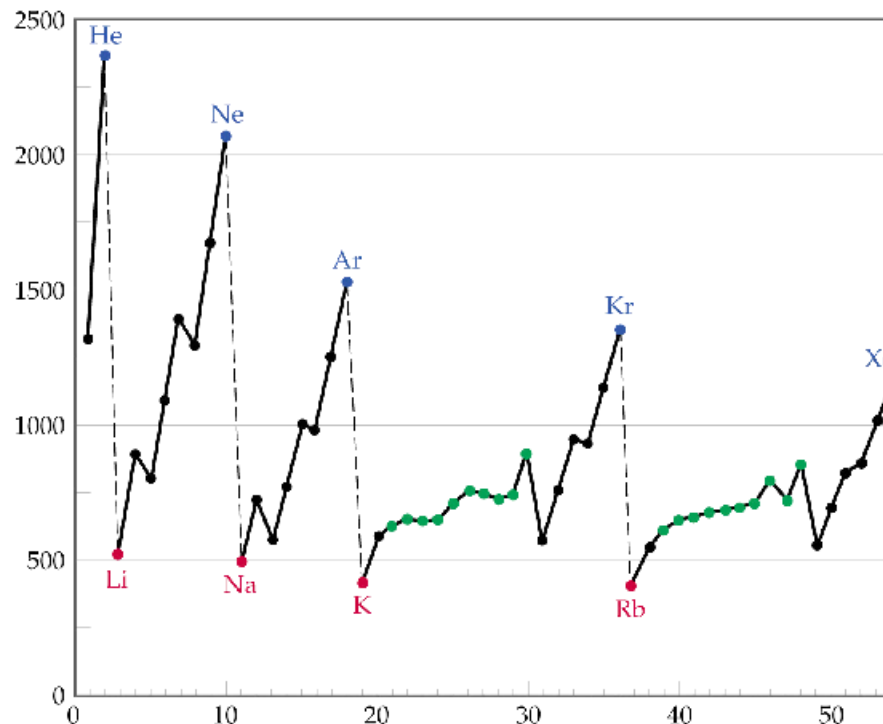
1 1A	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H																		2 He
3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O		10 Ne
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S							17 Cl	18 Ar					
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	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	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	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	(113)	114 Uuq	(115)	116 Uuh	(117)	118 Uuo	

Metals	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
Metalloids	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
Non-metals														

En el caso del Cl, la consecución de la configuración de gas noble requeriría perder siete electrones o ganar uno. Ello explica que el estado de oxidación más frecuente sea -1 , correspondiente al ión cloruro.

Propiedades periódicas

- Son propiedades mensurables para los elementos.
- Son propiedades que, al analizar sus valores en función del número atómico, tienen un comportamiento que se repite periódicamente.



Ley periódica

Las propiedades de los elementos varían en función de sus números atómicos.

Propiedades periódicas relacionadas con reactividad

Ciertas propiedades periódicas, en particular el **tamaño** y las **energías asociadas con la eliminación o adición de electrones**, son de importancia para poder explicar las **propiedades químicas** de los elementos. El conocimiento de la variación de estas propiedades permite poder racionalizar las observaciones y predecir un comportamiento químico o estructural determinado.

- **Radio atómico y radio iónico.**
- **Energía de ionización.**
- **Afinidad electrónica.**
- **Electronegatividad.**

Relaciones periódicas entre los elementos

Las propiedades de los elementos están relacionadas con su configuración electrónica y con su posición en la tabla periódica.



Elementos del Grupo 1 (ns^1 , $n \geq 2$)

Familia 1A

Incremento de la reactividad ↓

1A	2A	3A 4A 5A 6A 7A					8A
Li							
Na							
K							
Rb							
Cs							

Elementos del Grupo 1 (ns^1 , $n \geq 2$)

Familia 1A



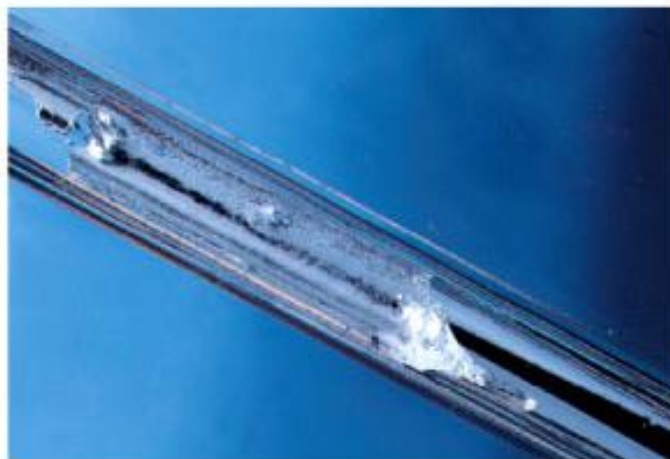
Lithium (Li)



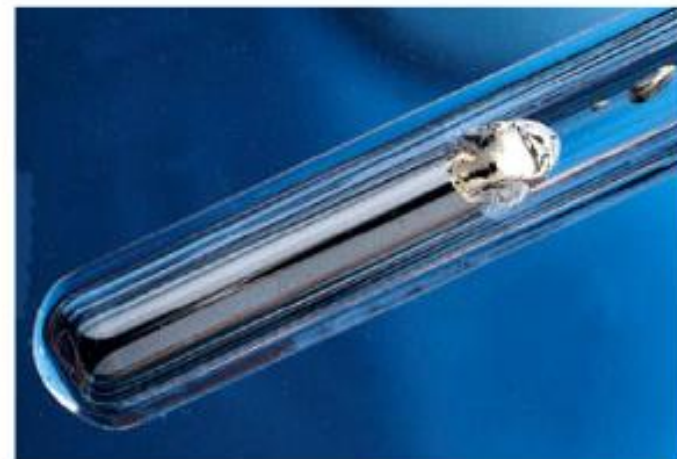
Sodium (Na)



Potassium (K)



Rubidium (Rb)



Cesium (Cs)

Elementos del Grupo 2 (ns^2 , $n \geq 2$)

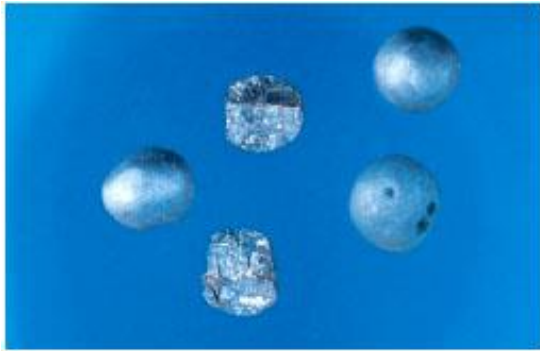
Familia 2A

Incremento de la reactividad
↓

1A	2A						3A	4A	5A	6A	7A	8A
	Be											
	Mg											
	Ca											
	Sr											
	Ba											

Elementos del Grupo 2 (ns^2 , $n \geq 2$)

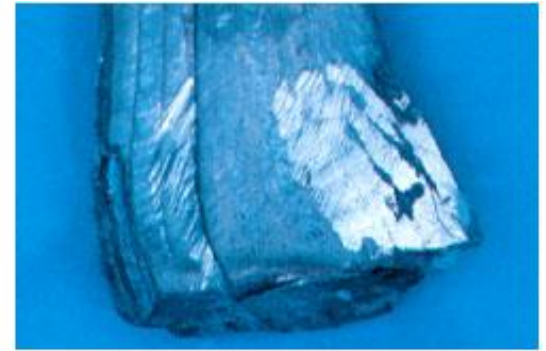
Familia 2A



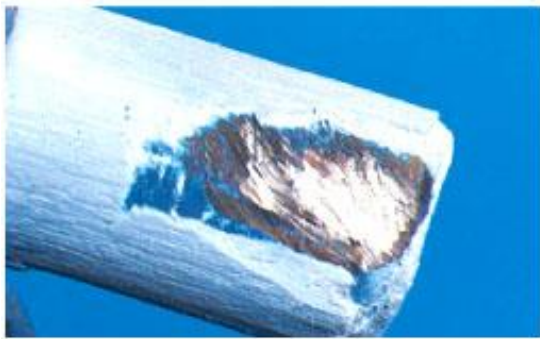
Beryllium (Be)



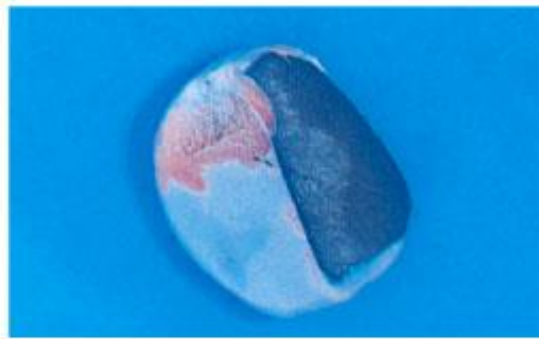
Magnesium (Mg)



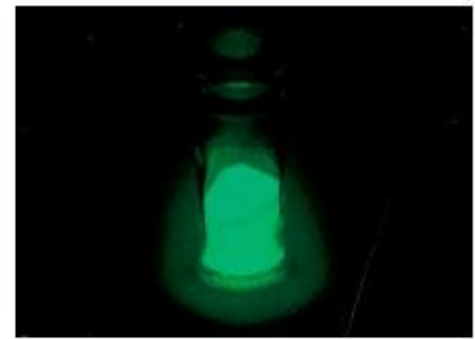
Calcium (Ca)



Strontium (Sr)



Barium (Ba)



Radium (Ra)

Elementos del Grupo 3 (ns^2np^1 , $n \geq 2$)

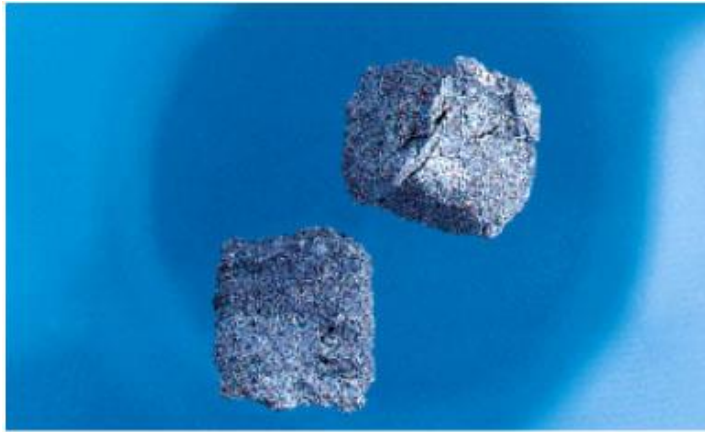
Familia 3A

Elementos del Grupo 3A (ns^2np^1 , $n \geq 2$)

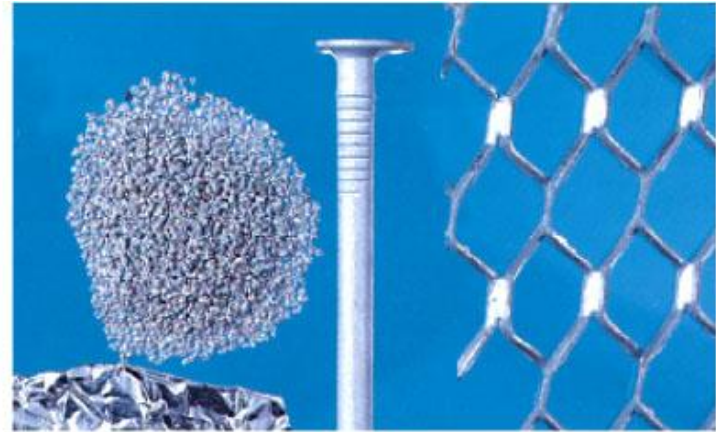
1A	2A															3A	4A	5A	6A	7A	8A	
																B						
																Al						
																Ga						
																In						
																Tl						

Elementos del Grupo 3 (ns^2np^1 , $n \geq 2$)

Familia 3A



Boron (B)



Aluminum (Al)



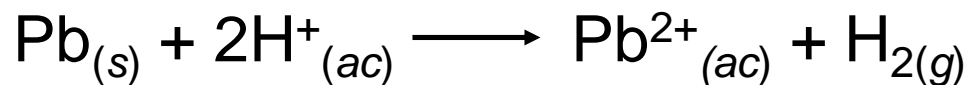
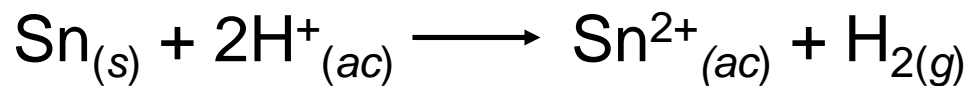
Gallium (Ga)



Indium (In)

Elementos del Grupo 4 (ns^2np^2 , $n \geq 2$)

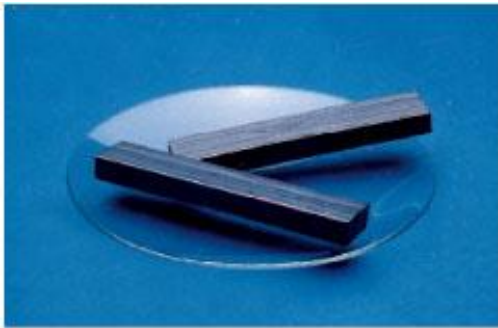
Familia 4A



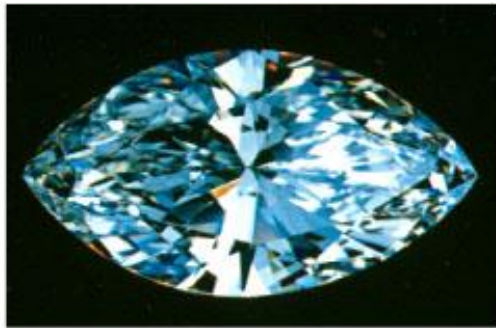
1A	2A																			3A	4A	5A	6A	7A	8A
																					C				
																					Si				
																					Ge				
																					Sn				
																					Pb				

Elementos del Grupo 4 (ns^2np^2 , $n \geq 2$)

Familia 4A



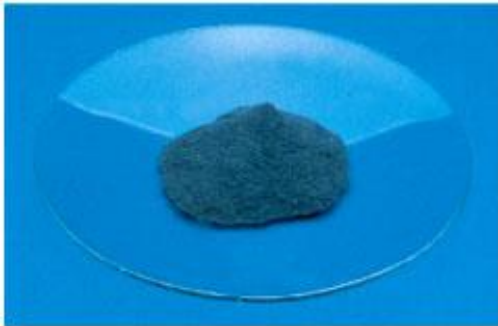
Carbon (graphite)



Carbon (diamond)



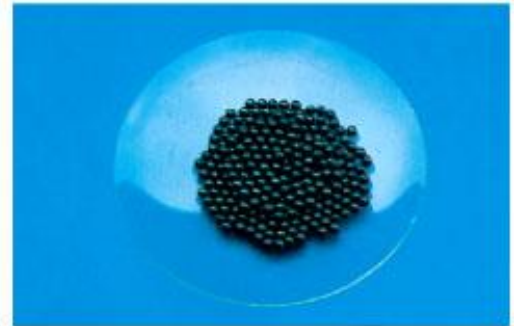
Silicon (Si)



Germanium (Ge)



Tin (Sn)



Lead (Pb)

Elementos del Grupo 5 (ns^2np^3 , $n \geq 2$)

Familia 5A

A simplified periodic table diagram showing the layout of elements. The table is organized into columns labeled 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The 5A column is highlighted in grey and contains the elements Nitrogen (N), Phosphorus (P), Arsenic (As), Antimony (Sb), and Bismuth (Bi). The rest of the table cells are empty.

1A	2A										3A	4A	5A	6A	7A	8A
													N			
													P			
													As			
													Sb			
													Bi			

Elementos del Grupo 5 (ns^2np^3 , $n \geq 2$)

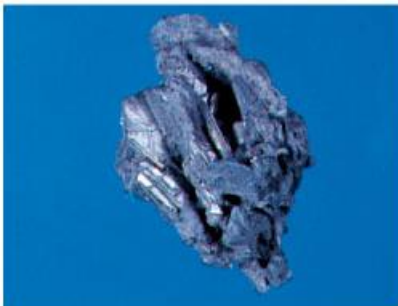
Familia 5A



Nitrogen (N_2)



White and red phosphorus (P)



Arsenic (As)



Antimony (Sb)



Bismuth (Bi)

Elementos del Grupo 6 (ns^2np^4 , $n \geq 2$)

Familia 6A

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
															O		
															S		
															Se		
															Te		
															Po		

Elementos del Grupo 6 (ns^2np^4 , $n \geq 2$)

Familia 6A



Sulfur (S₈)



Selenium (Se₈)



Tellurium (Te)

Elementos del Grupo 7 (ns^2np^5 , $n \geq 2$)

Familia 7A

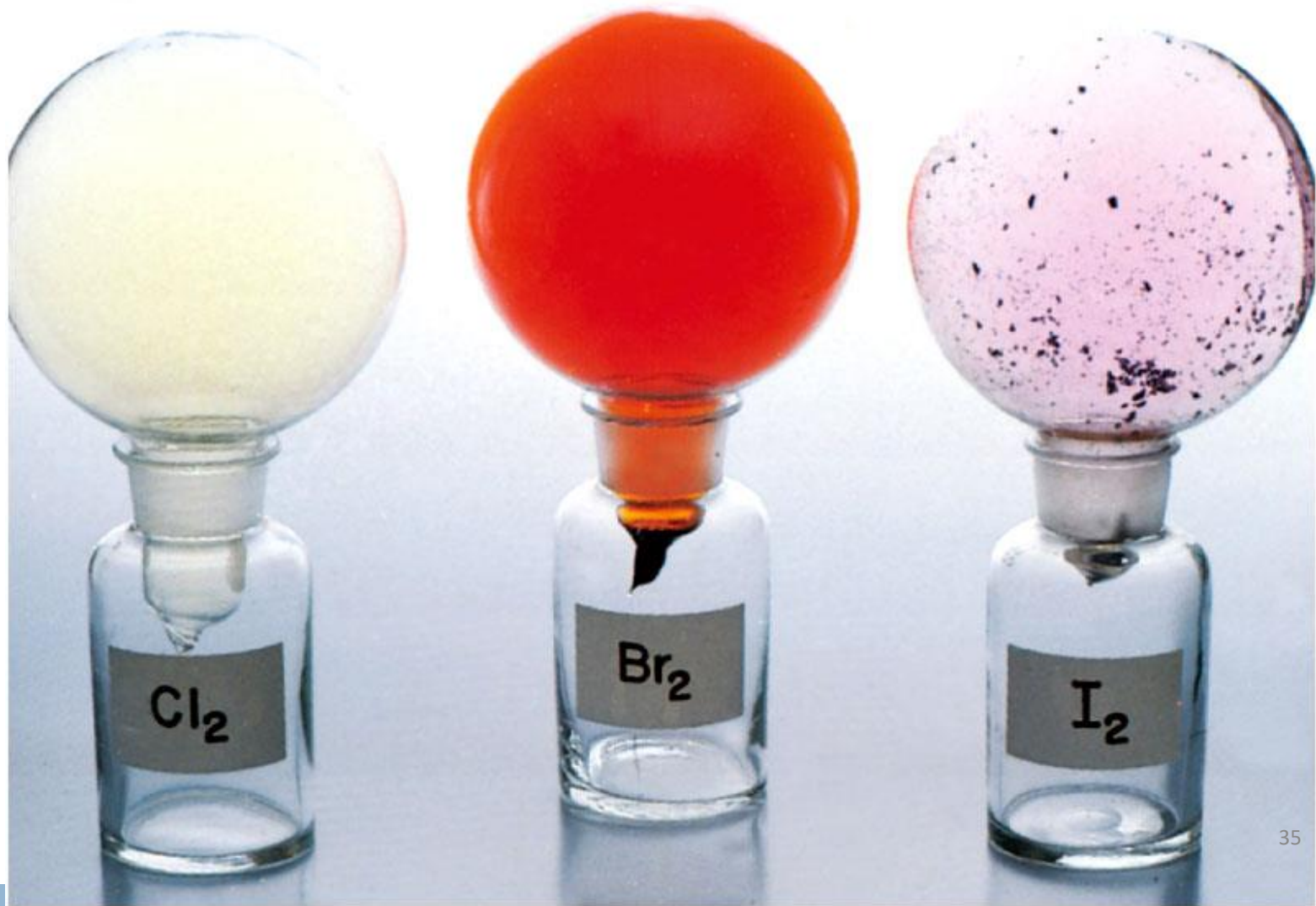
A simplified periodic table diagram showing the layout of elements. The groups are labeled at the top: 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, and 8A. The elements Fluorine (F), Chlorine (Cl), Bromine (Br), Iodine (I), and Astatine (At) are listed vertically in the 7A column. The table consists of 8 rows and 18 columns, with the first two columns (1A and 2A) and the last two columns (7A and 8A) being filled with elements, and the middle six columns (3A to 6A) being empty.

1A	2A															3A	4A	5A	6A	7A	8A	
																					F	
																					Cl	
																					Br	
																					I	
																					At	

Incremento de la reactividad ↑

Elementos del Grupo 7 (ns^2np^5 , $n \geq 2$)

Familia 7A



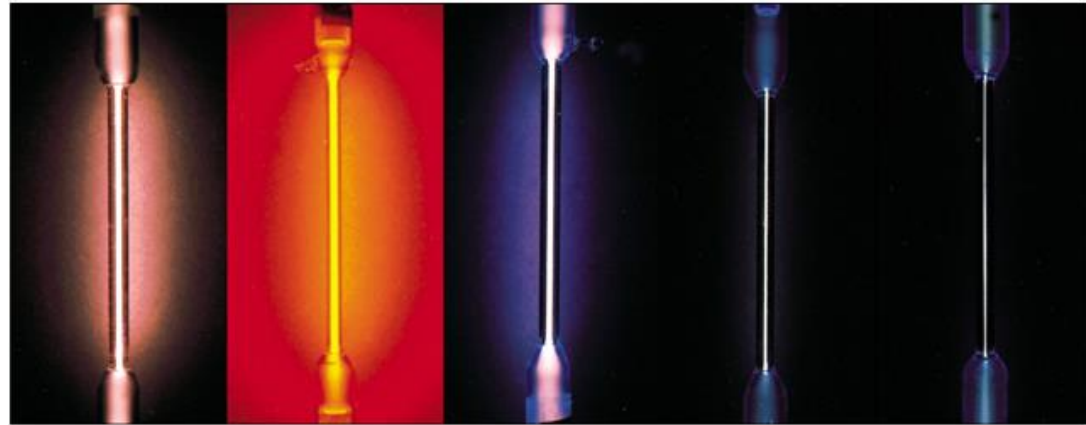
Elementos del Grupo 8 (ns^2np^6 , $n \geq 1$)

Familia 8A

Niveles ns y subniveles np completamente llenos.

Energías de ionización más altas que las de todos los elementos.

No tienden a aceptar ni a donar electrones, por lo que difícilmente reaccionan y por eso se les conoce como gases nobles



Helium
(He)

Neon
(Ne)

Argon
(Ar)

Krypton
(Kr)

Xenon
(Xe)

1A	2A		3A	4A	5A	6A	7A	8A
								He
								Ne
								Ar
								Kr
								Xe
								Rn

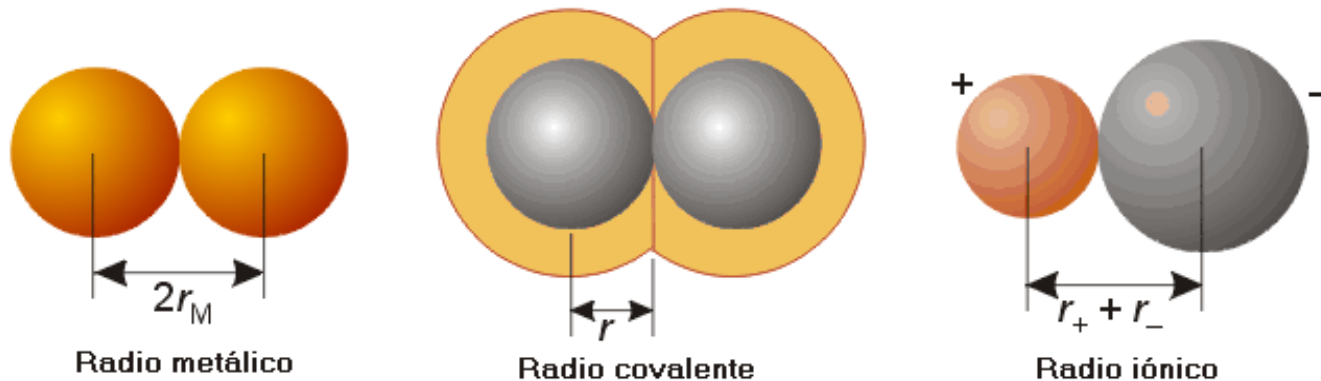
Propiedades de los óxidos

M_2O , MO , M_2O_3 , MO_2

1A		2A							3A 4A 5A 6A 7A					8A	

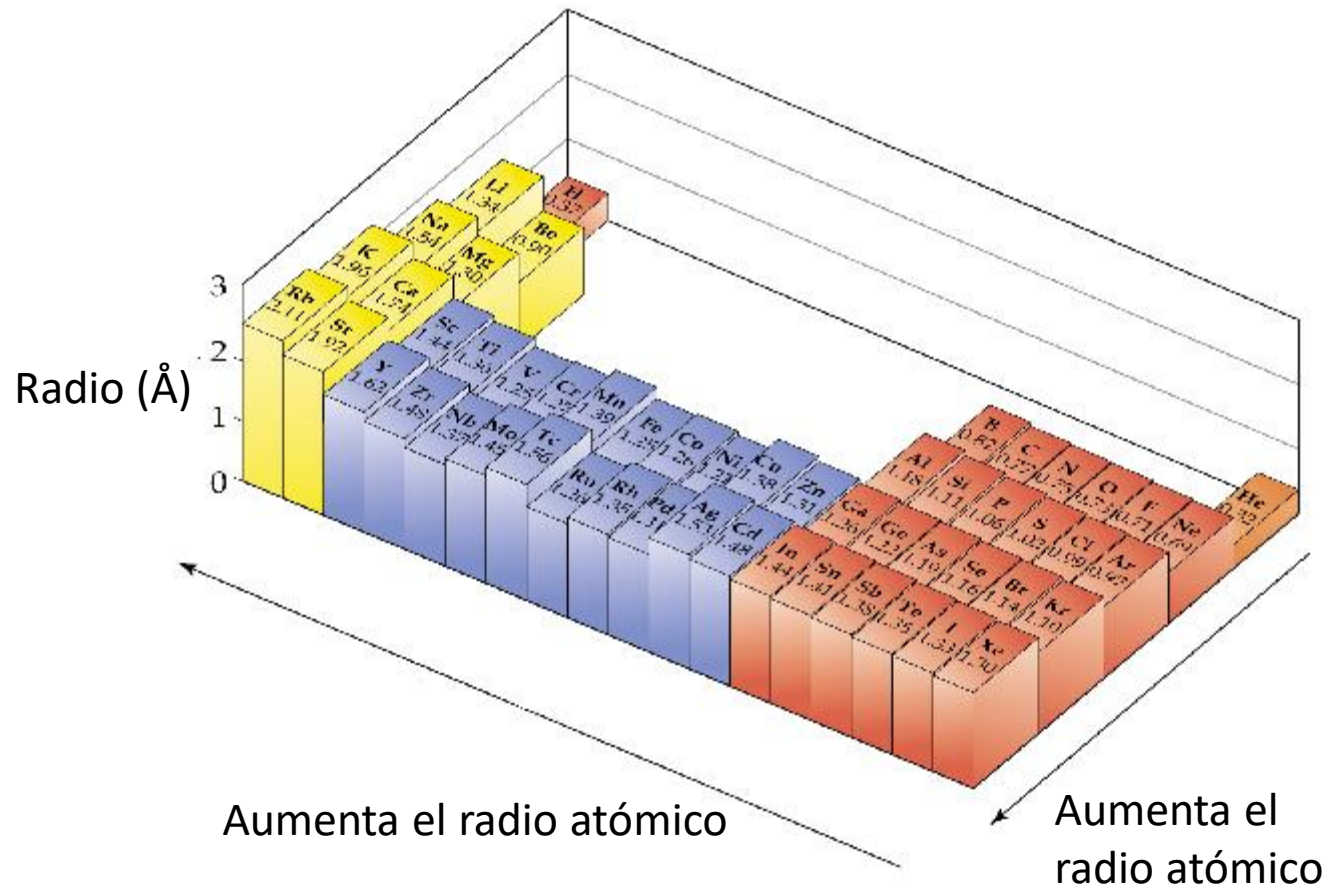
Radio atómico

Se define el **radio metálico** de un elemento metálico como la mitad de la distancia, determinada experimentalmente, entre los núcleos de átomos vecinos del sólido. El **radio covalente** de un elemento no metálico se define de forma similar, como la mitad de la separación internuclear de átomos vecinos del mismo elemento en la molécula. El **radio iónico** está relacionado con la distancia entre los núcleos de los cationes y aniones vecinos. Para repartir esta distancia hay que tomar un valor de referencia, que es el radio iónico del anión oxo, O^{2-} , con 1.40 \AA . A partir de este dato se pueden construir tablas con los radios iónicos de los distintos cationes y aniones.

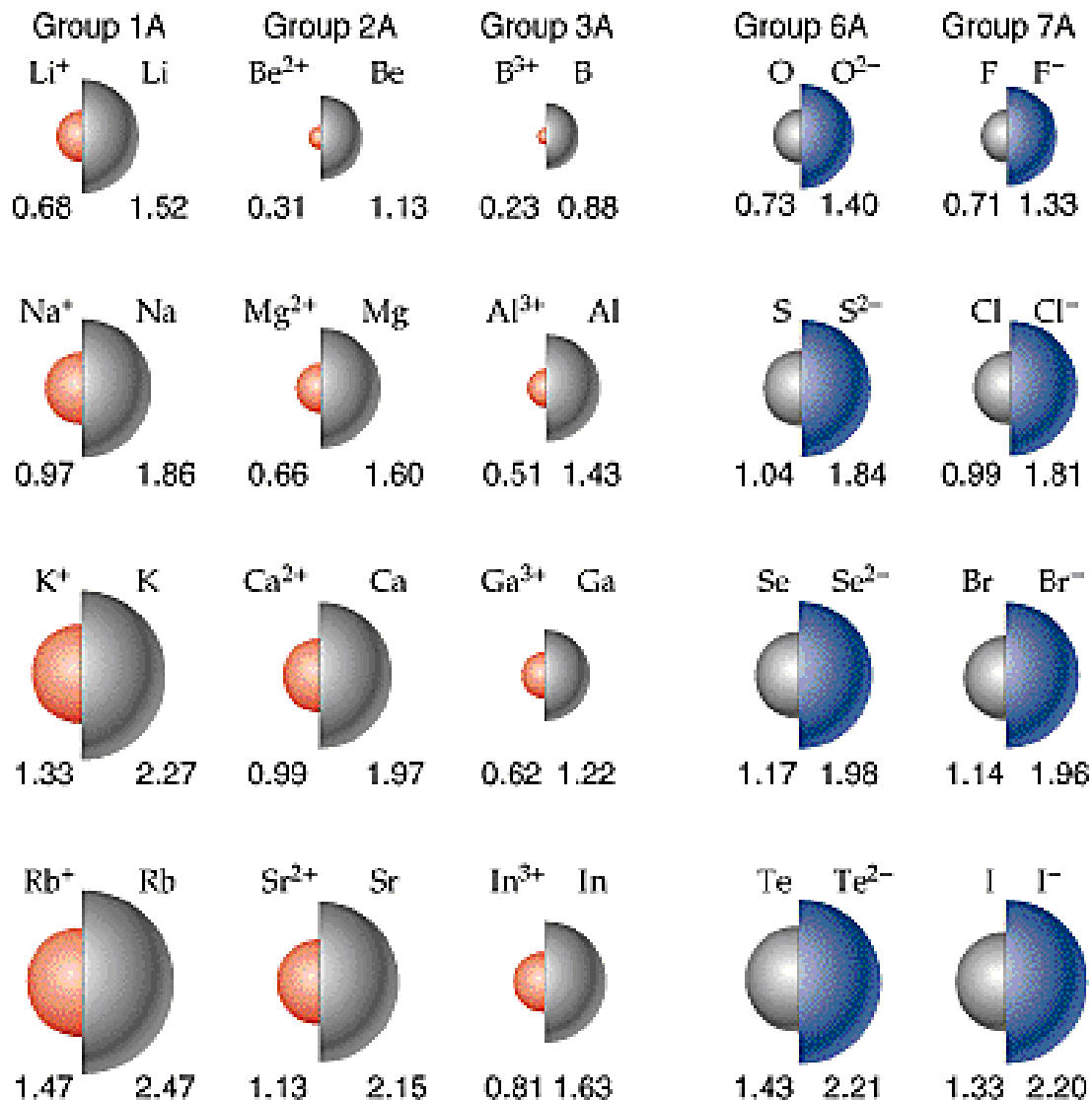


Radio atómico

Variación del radio atómico en relación al número atómico.



Radios atómicos y radios iónicos



Las variaciones de los radios iónicos a lo largo de la Tabla periódica son similares a las de los radios atómicos.

Además suele observarse que

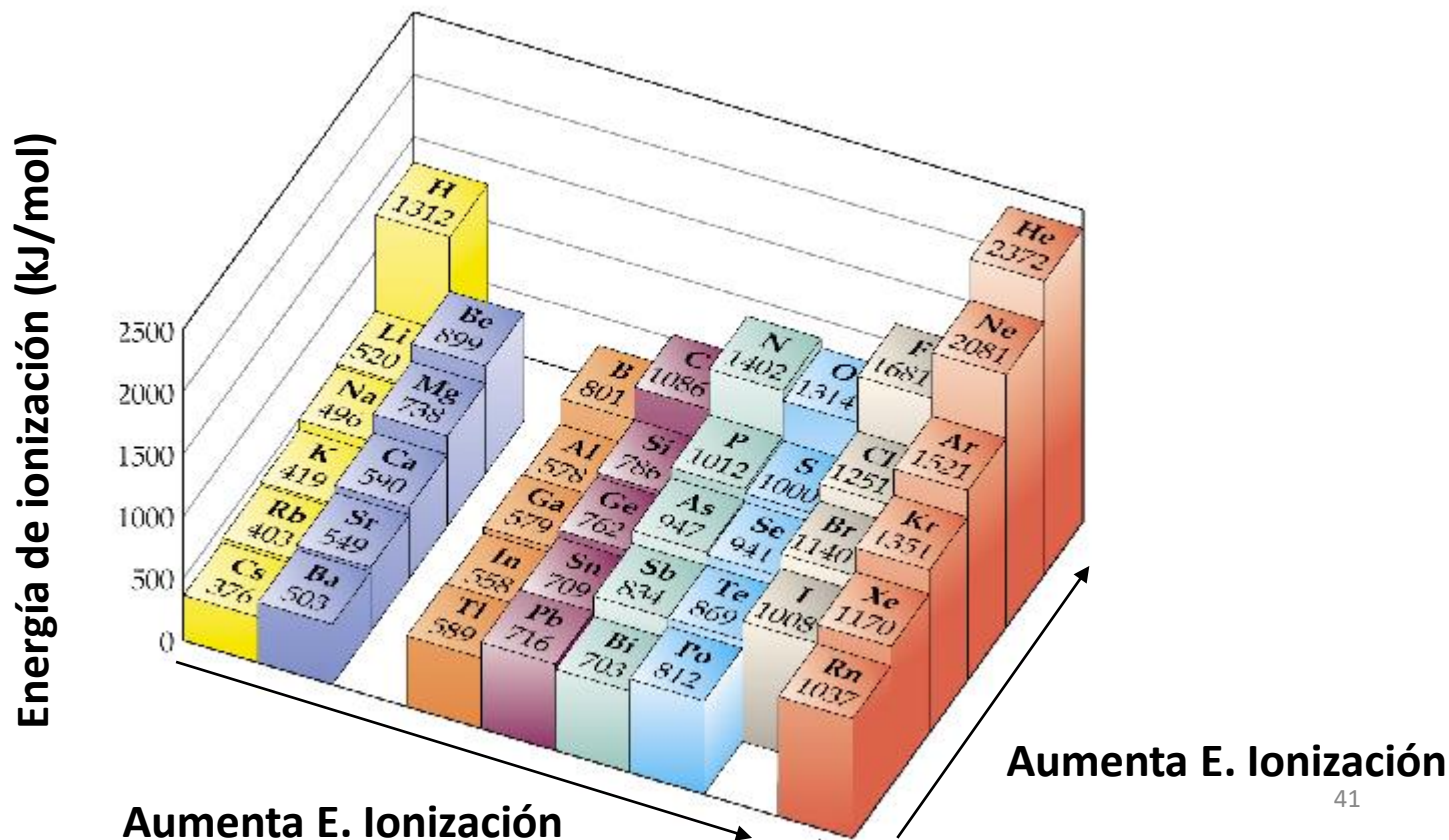
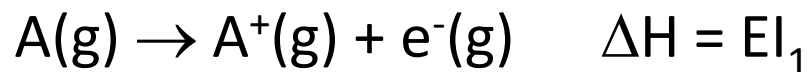
$$r_{\text{catión}} < r_{\text{átomo}}$$

Y

$$r_{\text{anión}} > r_{\text{átomo}}$$

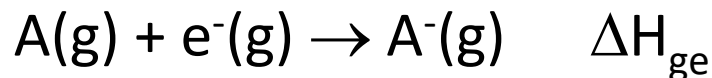
Energía de ionización

La **energía de ionización** de un elemento se define como la energía mínima necesaria para **separar un electrón del átomo** en fase gaseosa:



Afinidad electrónica

Se define la entalpía de ganancia de electrones como la variación de la energía asociada a la ganancia de un electrón por un átomo en estado gaseoso:



La afinidad electrónica (AE) se define como la magnitud opuesta a ΔH_{ge} :

Valores de ΔH_{ge}

AE = -

H -73						He >0	
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A

Electronegatividad

La electronegatividad (χ) de un elemento es la capacidad que tiene un átomo de dicho elemento para atraer hacia sí los electrones, cuando forma parte de un compuesto.

Si un átomo tiene una gran tendencia a atraer electrones se dice que es muy electronegativo (como los elementos próximos al flúor) y si su tendencia es a perder esos electrones se dice que es muy electropositivo (como los elementos alcalinos).

Electronegatividad de Pauling

