



QUÍMICA

**4° AÑO (Divisiones 1°, 2°, 3°, 4°, 5° y 6°)
y 3° AÑO (División 7°)**

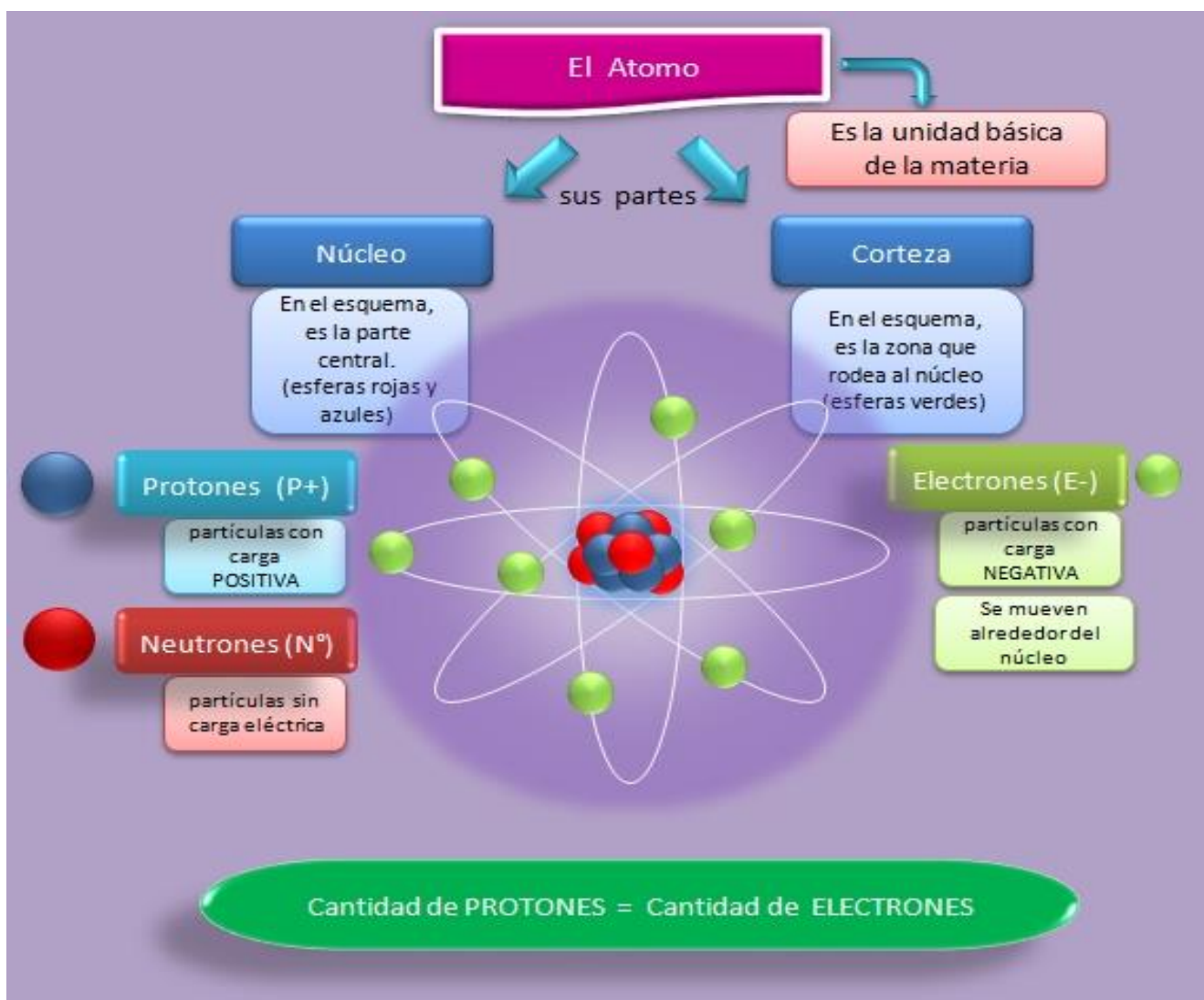
Unidad I: Estructura atómica y tabla periódica.

El átomo

En el átomo distinguimos dos partes: el núcleo y la corteza.

El núcleo es la parte central del átomo y contiene partículas con carga positiva, los protones, y partículas que no poseen cargas eléctricas, es decir son neutras, los neutrones. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón. Todos los átomos de un elemento químico tienen en el núcleo el mismo número de protones. Este número, que caracteriza a cada elemento y lo distingue de los demás, es el número atómico y se representa con la letra Z.

La corteza es la parte exterior del átomo. En ella se encuentran los electrones, con carga negativa. Estos, ordenados en distintos niveles, giran alrededor del núcleo. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón.



Los átomos son eléctricamente neutros, debido a que tiene igual número de protones que electrones. Así, el número atómico también coincide con el número de electrones.

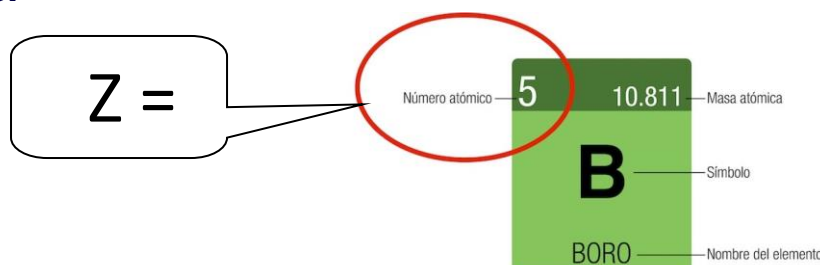
Números importantes.

La estructura de los átomos se puede reconocer a través de los números atómicos y másicos.

Cada elemento químico (H, He, Li, O, Na, Cl, Fe, Ag, Au, U, etc.) tiene un determinado número de protones en el núcleo de sus átomos que le es propio y característico. Ese número se denomina número atómico y se representa con la letra Z.

En consecuencia:

El número atómico es la cantidad de protones (p^+) que tiene un átomo en su núcleo.



Como los átomos neutros tienen igual número de protones que de electrones, el Z también indica el número de electrones que los átomos tienen en su corteza.

Por lo tanto

El número atómico indica el número de protones del núcleo o de electrones de la corteza y permite identificar los elementos químicos.

La masa de un átomo está concentrada en el núcleo formado por protones y neutrones, porque la masa de los electrones es tan pequeña que no puede tenerse en cuenta. Por esta razón, se ha establecido que la suma de protones y neutrones de un átomo se denomine número de masa o número másico y se representa con la letra A.

Número de masa o número másico es igual a la suma del número de protones y de neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

Entonces, conociendo el número atómico y el número de masa de un átomo, se puede establecer cuántos protones, electrones y neutrones lo constituye.



$$Z = P$$

$$A = Z + n$$

$$n = A - Z$$

<https://www.youtube.com/watch?v=m010CRd5w2Q>

Representación de los átomos.

La representación de la estructura de los átomos de un elemento cualquiera (X), en forma simplificada, se suele realizar del siguiente modo:



X = Símbolo del elemento

A = Número de masa

Z = Número atómico

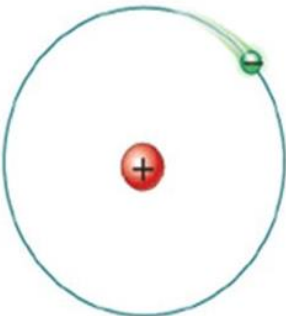
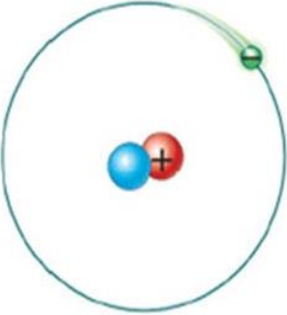
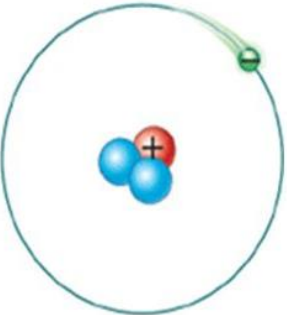
Así, por ejemplo:

${}^{12}_6\text{C}$ Indica que el átomo de carbono tiene A = 12 y Z = 6, es decir, protones = 6, Electrones = 6 y neutrones = 12 - 6 = 6

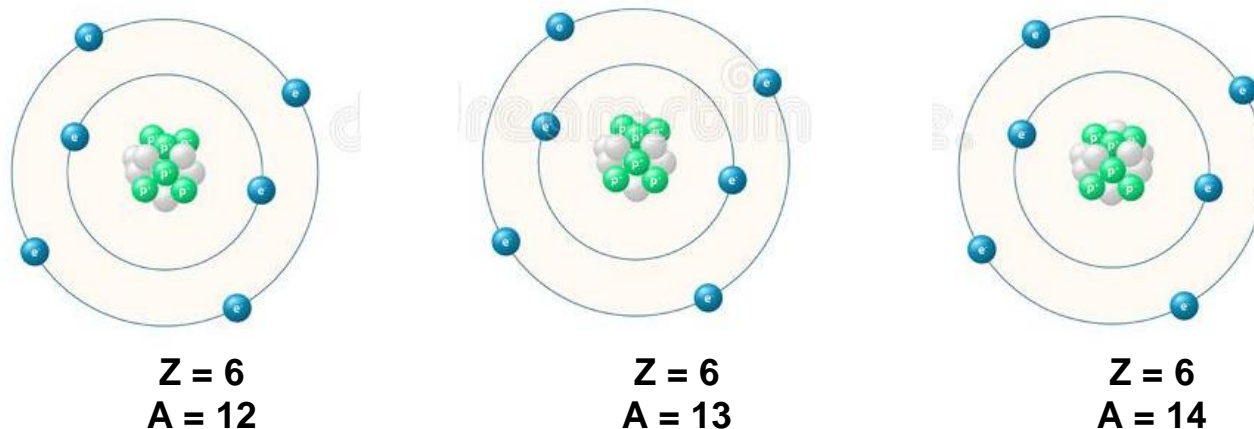
${}^{23}_{11}\text{Na}$ Significa que un átomo de sodio está constituido por protones = 11, Electrones = 11 y neutrones = 23 - 11 = 12

Semejantes pero no iguales: los isótopos

Al estudiar los átomos de hidrógeno (H) se encontraron estas tres clases:

		
Protio Z = 1 A = 1	Deuterio Z = 1 A = 2	Tritio Z = 1 A = 3

Los tres átomos corresponden al elemento hidrogeno (H) porque tiene un solo protón en su núcleo ($Z = 1$). Sin embargo, tiene diferente número de neutrones por lo cual su número másico es distinto ($A = 1$; $A = 2$; $A = 3$). A estos átomos que tiene igual número de protones pero diferentes número de neutrones se los denomina isótopos. Veamos el caso del carbono (C):



Los tres átomos son de carbono porque su $Z = 6$, pero tienen diferente A . En consecuencia:

Isótopos son átomos que tienen igual número atómico pero distinto número de masa.

Estos átomos pertenecen a un mismo elemento químico pero presentan distinta masa. Todos los elementos químicos tienen isótopos y algunos de ellos son radiactivos. Estos últimos son muy importantes por sus aplicaciones en arqueología, en diagnósticos y tratamientos médicos, en la agricultura, en la producción de electricidad, en la esterilización de material quirúrgico, en la radiopreservación de alimentos, etc.

El isótopo carbono 14 es utilizado para calcular la antigüedad de los restos fósiles.

La existencia de los isótopos explica por qué los valores de las masas atómicas que se encuentran en la tablas no son números enteros.

Formación de iones.

Un ión es un átomo que adquiere carga eléctrica positiva ó negativa, por pérdida ó ganancia de electrones. Existen dos tipos de iones:

cation: ión con carga positiva.

anión: ión con carga negativa.

Recordemos que un átomo neutro es aquel que presenta carga eléctrica nula, por tener el mismo número de protones (carga positiva) y de electrones (carga negativa).

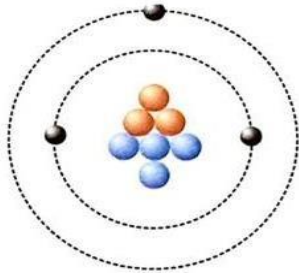
Un ión en cambio, es un átomo que presenta diferente número de protones y electrones.

La Teoría de Lewis, ó Teoría del octeto electrónico establece que los átomos de los metales y no metales, buscan parecerse al gas inerte más cercano (en número atómico) en la Tabla periódica para lograr así su estabilidad.

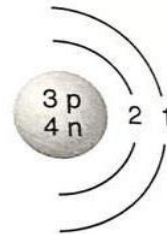
La cantidad máxima de electrones que se pueden ganar ó perder es hasta tres.

Entre los elementos químicos se encuentran los metales y los no metales.

- Los átomos de los **metales** tienen menos de cuatro electrones en su órbita externa y tienden a perderlos. Así, por ejemplo, el átomo de litio (Li), cuyo $Z = 3$ y su $A = 7$, presenta la siguiente estructura:

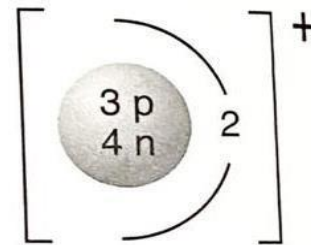


Esta representación se puede simplificar así:



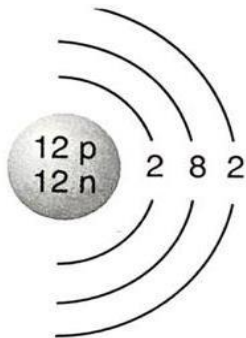
Átomo de litio (Li).

Este átomo trata de perder el electrón de su última órbita. Cuando ello sucede queda con 3 protones y 2 electrones y, por lo tanto, ya no es eléctricamente neutro sino que manifiesta una carga positiva:



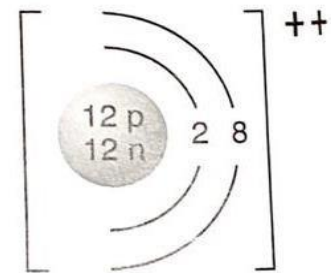
Catión de litio (Li⁺).

Otro ejemplo se puede ver en el caso del magnesio (Mg):



Átomo de magnesio (Mg).

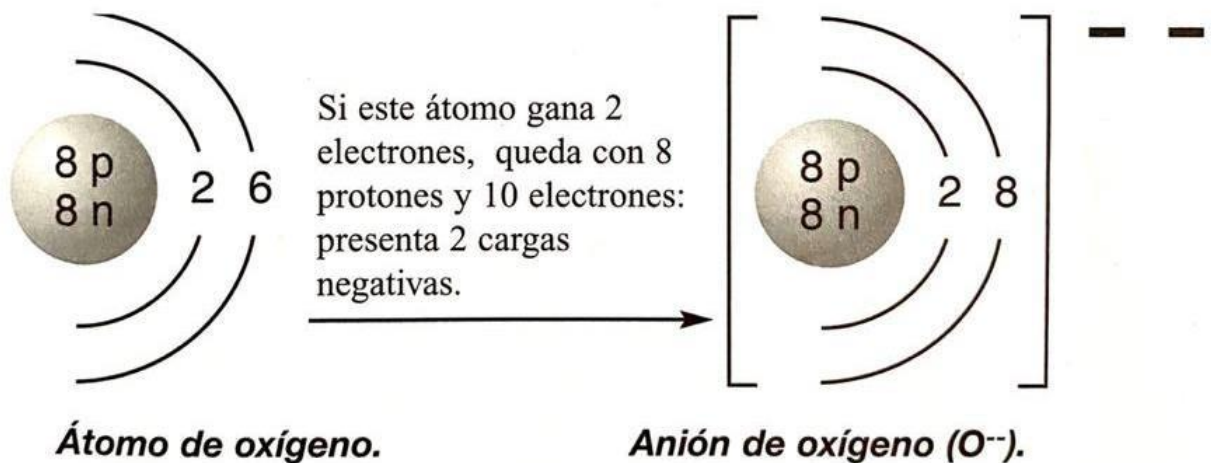
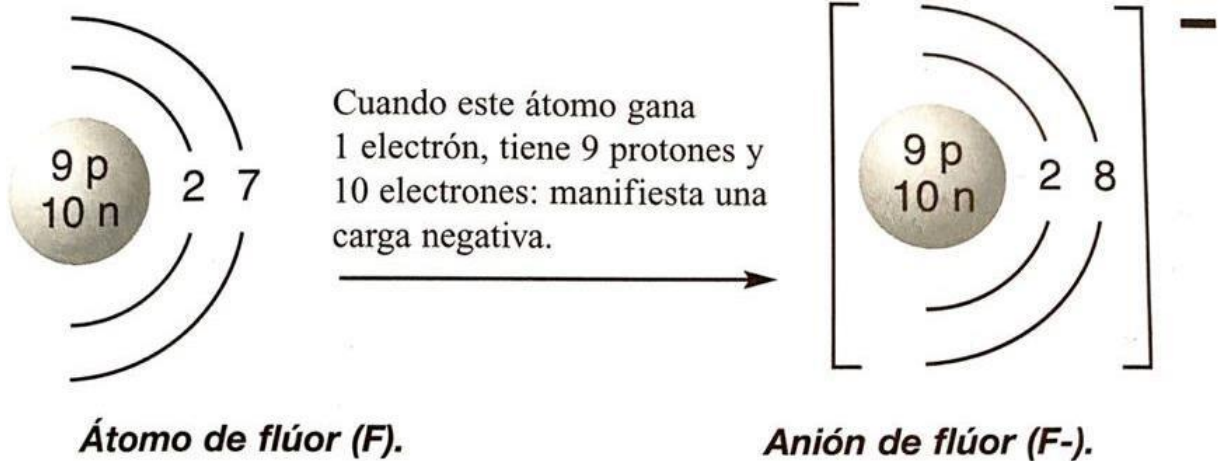
En este caso, si pierde 2 electrones, queda con 12 protones y 10 electrones: presenta 2 cargas positivas.



Catión de magnesio (Mg⁺⁺).

Los átomos de los metales que tienen en su órbita externa 1, 2 ó 3 electrones tienden a perderlos, transformándose en cationes.

- Los átomos de los **no metales** tienen más de cuatro y menos de ocho electrones en su última órbita y procuran ganar electrones para tener ocho electrones en dicha órbita. Así, por ejemplo, el átomo de flúor (F), cuyo $Z = 9$ y $A = 19$, presenta la siguiente estructura:



Los átomos de los no metales que tienen en su órbita externa 5, 6 ó 7 electrones, tienden a ganar electrones transformándose en aniones.

Los Elemento Químico

Los átomos de una misma especie corresponden a un determinado elemento químico: hidrogeno, carbono, aluminio, hierro, calcio, etc.

Los elementos químicos son las unidades químicas fundamentales a partir de las cuales se forman las sustancias simples y compuestas. Los elementos químicos conocidos son unos 114, de los cuales 92 son naturales y los restantes artificiales, es decir, obtenidos por el hombre en el laboratorio.

Los átomos de los 92 elementos químicos naturales se combinan entre si de muy diversas formas, a punto tal que llegan a producir varios millones de sustancias químicas diferentes.

Los elementos químicos se representan por medio de abreviaturas, denominadas símbolos. Estas abreviaturas están formadas por **la inicial en mayúscula de su nombre** en griego o en latín como por ejemplo, Hidrógeno: H; oxígeno O; Nitrógeno: N Azufre: S. Muchas veces se le **agrega una letra minúscula** para distinguirlos de otros con la misma inicial. Así por ejemplo, calcio: Ca; cadmio: Cd; cobalto: Co ; cesio: Cs; cobre: Cu.

Elemento	Símbolo	Origen	Nombre
Aluminio	Al	Latín	Alumen
Azufre	S	Latín	Sulphurium
Cinc	Zn	Alemán	Zink
Hierro	Fe	Latín	Ferrum
Fósforo	P	Griego	Phosphoros
Platino	Pt	Español	Platina
Oro	Au	Latín	Aurum

¿Cómo se deben escribir los símbolos?

<https://www.youtube.com/watch?v=qCyxDc-9Ins>

Tabla Periódica

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Esta tabla periódica muestra los elementos químicos organizados en 7 periodos y 18 grupos. Incluye una leyenda de propiedades físicas y químicas:

- Metales:** Metales alcalinos, Metales alcalinotérreos, Metales de transición, Metales pesados, Metales de tierras raras.
- Semi metales:** Boro, Silicio, Germanio, Antimonio, Teluro, Plomo.
- No metales:** Carbono, Nitrógeno, Fósforo, Azufre, Selenio, Bromo, Iodo, Xenón.
- Gas noble:** Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón, Radón.
- Alcalinos:** Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio, Francio.
- Alcalinotérreos:** Berilio, Magnesio, Calcio, Estroncio, Bario, Radium.
- Actínidos:** Actinio, Torio, Protactinio, Uranio, Neptunio, Plutonio, Americio, Curcio, Berkelio, Californio, Einsteinio, Fermio, Mendelevio, Nobelio, Lawrencio.
- Lantánidos:** Lantano, Cerio, Praseodimio, Neodimio, Prometio, Samario, Europio, Gadolinio, Terbio, Dismidio, Holmio, Erbio, Tmulo, Ytterbio, Lutecio.

Además, indica el estado de agregación a 25°C: Sólido (S), Líquido (L), Gaseoso (G), y Radiactivo (R).

También denominado **Sistema Periódico**, es un esquema de todos los elementos químicos dispuestos por **orden de número atómico creciente** y en una forma que refleja la estructura de los elementos. Los elementos están ordenados en **7 hileras horizontales**, llamadas **períodos**, y en **18 columnas verticales**, llamadas **grupos**.

Los grupos o columnas verticales de la tabla periódica fueron clasificados tradicionalmente de izquierda a derecha utilizando números romanos seguidos de las letras “A” o “B”, en donde la “B” se refiere a los elementos de transición. En la actualidad ha ganado popularidad otro sistema de clasificación, que ha sido adoptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, siglas en inglés). Este nuevo sistema enumera los grupos consecutivamente del 1 al 18 a través de la tabla periódica.

Ley periódica

Esta ley es la base de la tabla periódica y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico. Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos.

Clasificación Periódica

El procedimiento para clasificar los elementos colocándolos por orden de su número atómico y el comportamiento químico de los elementos llevó a dividirla en:

- 7 renglones horizontales llamados “períodos”, que corresponden a cada una de las 7 capas o niveles de energía: K, L, M, N, O, P, Q.
- El número de columnas verticales se denomina “grupos”: Contiene 18 grupos y los elementos presentan propiedades semejantes y tienen como común denominador, la última capa orbital llena.

La importancia de la tabla periódica radica en determinar:

- Número atómico
- Masa atómica
- Símbolo
- Actividad Química
- Características del elemento por su grupo y período
- Tipo o forma del elemento (gas, líquido, sólido, metal o no metal)

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

LEYENDA:

- Metales
- Semimetales
- No metales
- Metales alcalinos
- Halógenos
- Metales alcalinotérreos
- Gases nobles
- Elementos de transición
- Lantánidos
- Actínidos

ESTADO DE AGREGACIÓN N (25 °C)

- Na - gaseoso
- Fe - sólido
- Hg - líquido
- Te - sintético

LEYENDA DE LA TABLA PERIÓDICA:

- GRUPO
- PERÍODO
- MASA ATÓMICA RELATIVA (A)
- GRUPO IUPAC
- GRUPO CAS
- NÚMERO ATÓMICO (Z)
- SÍMBOLO
- NÚMERO DEL ELEMENTO

LANTÁNIDOS: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

ACTÍNIDOS: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

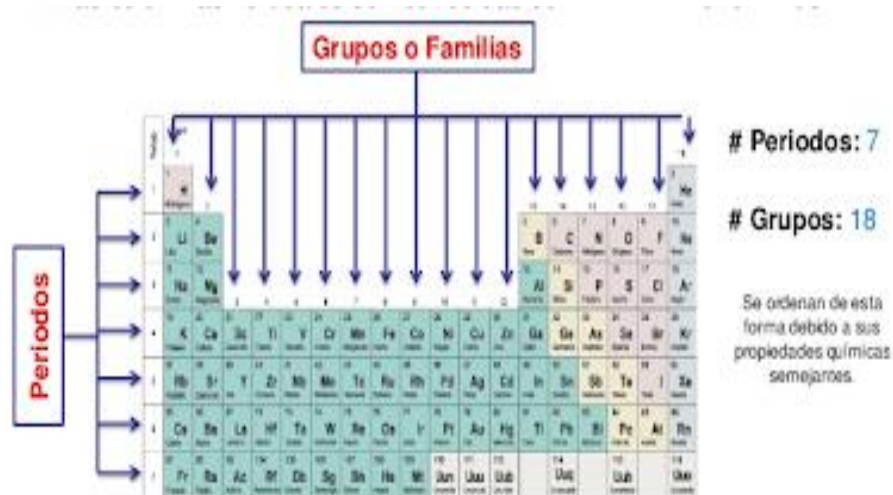
Períodos

- **1er período:** tiene únicamente 2 elementos (H y He).

- **2do período:** se le llama período corto por tener únicamente 8 elementos.
- **3er período:** también es un período corto de 8 elementos.
- **4to período:** contiene 18 elementos.
- **5to período:** contiene 18 elementos.
- **6to período:** contiene 32 elementos.
- **7mo período:** contiene 19 elementos.
- El número de período indica la cantidad de niveles de energía que tienen los átomos que se ubican en él. Así el H y el He que se ubican en el período 1, tienen un solo nivel de energía. En cambio el Li está en el período 2 y cuenta con 2 niveles de energía.

Grupos o familias

- **Grupo 1:** son los **metales alcalinos**: litio, sodio, potasio, rubidio y cesio. Su número de valencia es **+1**.
- **Grupo 2:** son los **metales alcalinos-térreos**: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio. Su número de valencia es **+2**.
- **Grupo 13:** son los **metales térreos**: boro y aluminio. Su número de valencia es **+3**.
- **Grupo 14:** familia del **carbono**; los primeros son dos no metales (carbono y silicio), y los tres últimos son metales (germanio, estaño, y plomo). Sus valencias más comunes son **+2** y **+4**.
- **Grupo 15:** familia del **nitrógeno**: nitrógeno y fósforo (no metales), arsénico, antimonio y bismuto (metales). Su número de valencia más común es **+1,+3,+5,-1** y **-3**.
- **Grupo 16:** familia del **oxígeno**: oxígeno, azufre, selenio y telurio (no metales). Valencias **-2, +2, +4** y **+6**.
- **Grupo 17:** familia de los **halógenos**: flúor, cloro, bromo y yodo. Son no metales. Valencias **-1, +1, +3, +5** y **+7**.
- **Grupo 3 al 12:** son los **elementos de transición**: todos ellos metales, entre los que destacan están: níquel, cobre, zinc, oro, plata, platino y mercurio. Su número de valencia varía según el elemento.
- **Grupo 18:** son los **gases nobles**: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón. Su número de valencia es **0**.



METALES

De los 118 elementos son 94 metales, se encuentran en la naturaleza combinados con otros elementos, el oro, la plata, el cobre y platino se encuentran libres en la naturaleza. Son elementos metálicos.

Algunas de las propiedades físicas de estos elementos son:

- Son sólidos, menos el mercurio.
- Estructura cristalina.

- Brillo metálico y reflejan la luz.
- Dúctiles y maleables.
- Conductibilidad (calor y electricidad).
- Punto de fusión y ebullición alto.

Entre sus propiedades químicas se encuentran:

- Sus átomos tienen 1,2 o 3 electrones en su última capa electrónica.
- Sus átomos generalmente siempre pierden dichos electrones formando iones positivos.
- Sus moléculas son monoatómicas.
- Se combinan con los *no metales* formando **sales**.
- Se combinan con el *oxígeno* formando **óxidos**, los cuales, al reaccionar con el *agua*, forman **hidróxidos**.
- Se combinan con otros metales formando “*aleaciones*”.

NO METALES

Entre sus propiedades físicas podemos encontrar:

- Son sólidos y gaseosos a temperatura ambiente, excepto el **bromo** que es **líquido**.
- No tienen brillo y no reflejan la luz.
- Son malos conductores de calor y electricidad.
- Son sólidos quebradizos, por lo que no son dúctiles no maleables.

GASES NOBLES:

- Sumamente estables.
- Difícilmente forman compuestos con otros elementos.
- Son malos conductores de calor y electricidad.
- Son moléculas monoatómicas.
- Su última capa de electrones está completa.



Luces de neón en ciudad de China.

NO METALES

- Sus átomos tienen en la última capa **4, 5, 6 o 7** electrones.
- Aceptan electrones en su última capa, formando iones negativos.
- Son moléculas diatómicas.
- Forman **sales** en combinación con los *metales*.
- Forman en combinación con el *oxígeno*, los **óxidos** y con el *hidrógeno* los **hidruros**.
- Los **anhídridos** al reaccionar con el agua forman **ácidos**.
- Algunos elementos presentan el fenómeno de alotropía.

Número e periodo	1	2	Elementos de transición										13	14	15	16	17	18								
	Grupo 1A	Grupo 2A	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Grupo 3A	Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A	Grupo 8A								
1	H	He											B	C	N	O	F	Ne								
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar								
3	Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	31	32	33	34	35	36								
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	49	50	51	52	53	54								
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	81	82	83	84	85	86								
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	111	112	113	114	115	116	117	118						
			*Lantánidos										58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
			†Actínidos										90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

■ Metales
 ■ Metaloides
 ■ No metales



https://www.youtube.com/watch?v=YJ-XDj_KrHY

<https://www.youtube.com/watch?v=PsW0sGF5EBE>

¿Cuáles son las propiedades periódicas?

En la tabla periódica, donde los elementos están ordenados por sus números atómicos (Z) crecientes, se observa una variación sistemática de ciertas propiedades, denominadas Propiedades periódicas, tales como el radio atómico, el radio iónico, la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

Nosotros solo veremos algunas de esas propiedades.

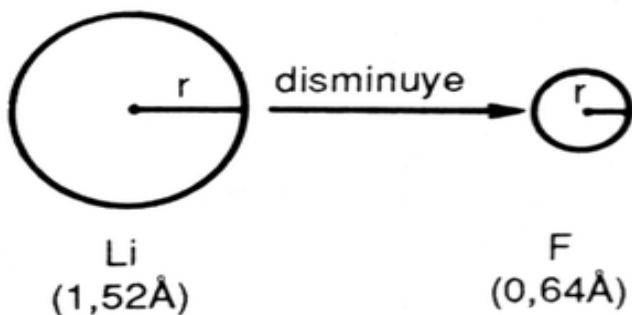
En razón que los átomos tienen forma esférica se ha establecido que:

Radio atómico: es la distancia que hay desde el centro del núcleo hasta el electrón más externo del mismo.

Al observar los radios atómicos de los elementos en la tabla periódica se observa que:

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

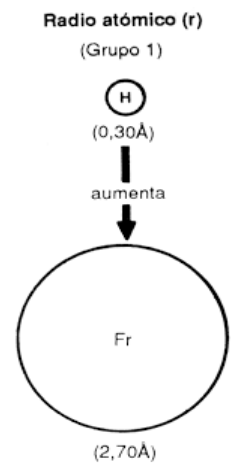
Radio atómico (r) (Período 2)



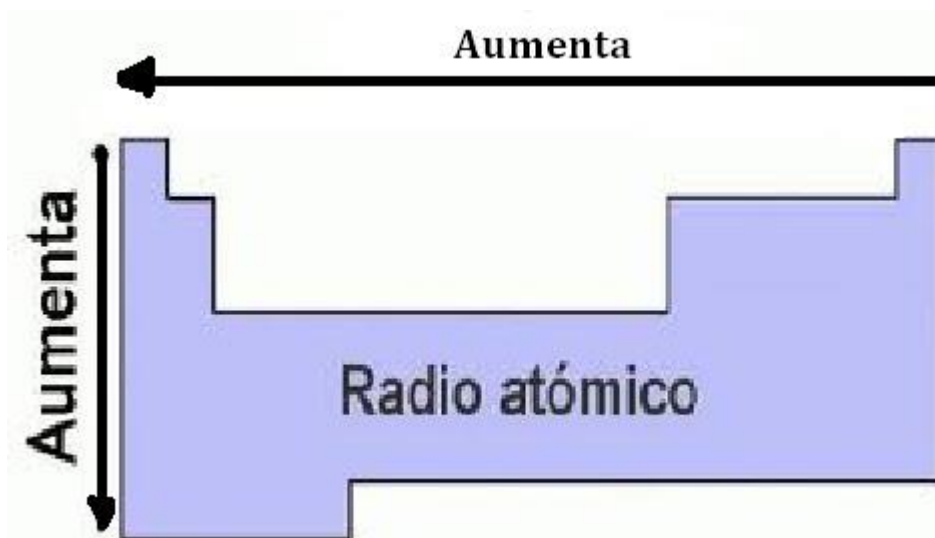
a) En un mismo período, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha. Esta variación se atribuye al aumento de la carga nuclear. Así por ejemplo, el núcleo de Li con +3 atrae menos a los electrones que el F con +9 y, por lo tanto, este tiene átomo de diámetro menor.

Los gases inertes constituyen una excepción a este comportamiento, pues al tener un número mayor de electrones en su última órbita, la repulsión eléctrica que se establece entre ellos por ser todos negativos, produce un incremento del radio atómico.

- b) En un mismo grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo. El incremento del radio atómico es consecuencia del aumento del número de orbitas. Si bien la carga nuclear aumenta de +1 en el H a +87 en el Fr, las capas electrónicas producen un “efecto pantalla” que reduce la atracción que ejerce sobre los electrones el núcleo positivo.



La variación del radio atómico en la Tabla Periódica puede esquematizarse así:

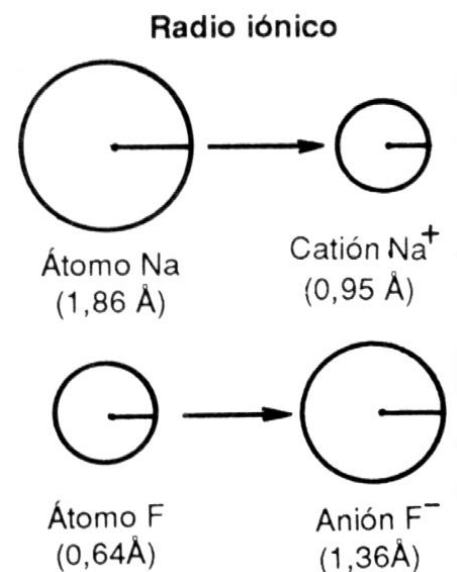


Radio iónico:

Es la distancia que hay entre el centro de núcleo y la órbita electrónica externa.

Cuando un átomo neutro cede electrones, transformándose en catión, su radio disminuye. Así por ejemplo, el átomo de sodio cuyo radio es $1,86 \text{ \AA}$, al convertirse en catión reduce su radio a $0,95 \text{ \AA}$.

En cambio, si un átomo gana electrones completando su última orbita con ocho electrones, se transforma en anión y su radio aumenta. Este aumento se explica por la repulsión eléctrica entre los electrones. En el flúor, por ejemplo, el radio atómico es de $0,64 \text{ \AA}$, mientras que el radio iónico de su anión aumenta a $1,36 \text{ \AA}$.



Electronegatividad:

Es una propiedad periódica que mide la tendencia que tiene un átomo, dentro de una molécula, para atraer a los electrones.

El **flúor** es el elemento de mayor electronegatividad. La electronegatividad del flúor es igual a **3.98**, y atrae a los electrones de valencia de otros átomos con mayor fuerza que los átomos de cualquier otro elemento. Las medidas de electronegatividad para los demás elementos son relativas a este valor.

Se puede observar esta tendencia desde los **metales alcalinos**, que presentan la menor electronegatividad de toda la tabla periódica, hasta los **halógenos**, que presentan los mayores valores de electronegatividad. El flúor es el elemento más electronegativo de todos (EN = 3.98), y el cesio el menos electronegativo (E = 0.79).

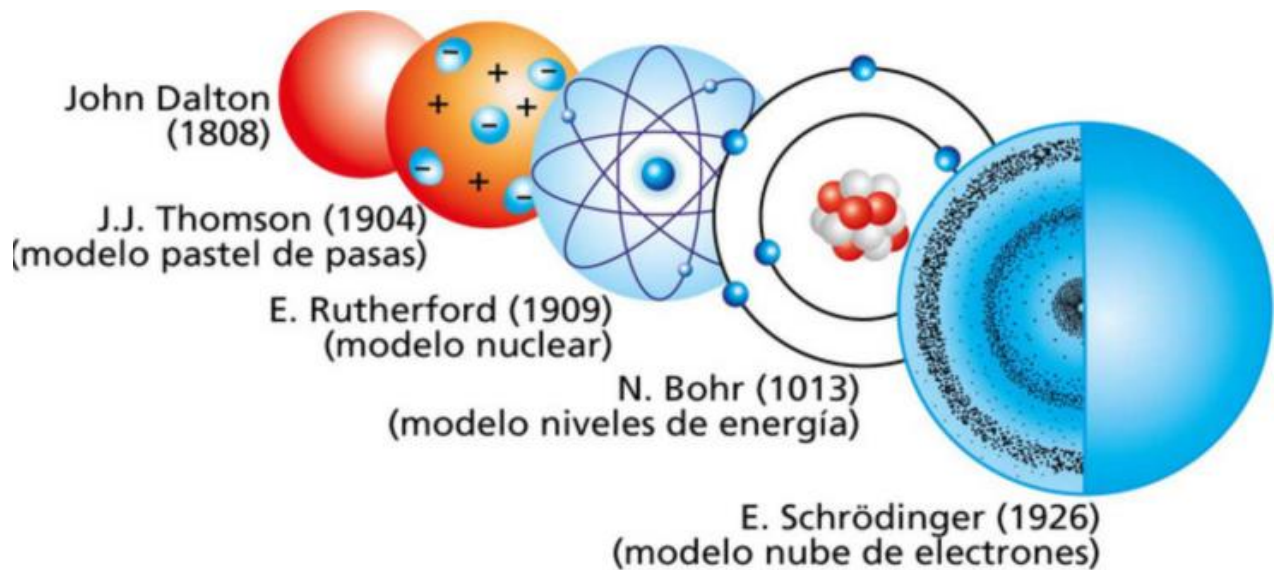
AUMENTO DE ELECTRONEGATIVIDAD

→																					
1 H Hydrogen 1.00794																	2 He Helium 4.003				
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182															5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050															13 Al Aluminum 26.981538	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973761	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955910	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933200	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80				
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.750	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.29				
55 Cs Cesium 132.90545	56 Ba Barium 137.327	57 La Lanthanum 138.9055	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.9479	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.078	79 Au Gold 196.96655	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)				
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (262)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (266)	110 (269)	111 (272)	112 (277)										

↑
AUMENTO DE ELECTRONEGATIVIDAD

<https://www.youtube.com/watch?v=4UexqPIlao>

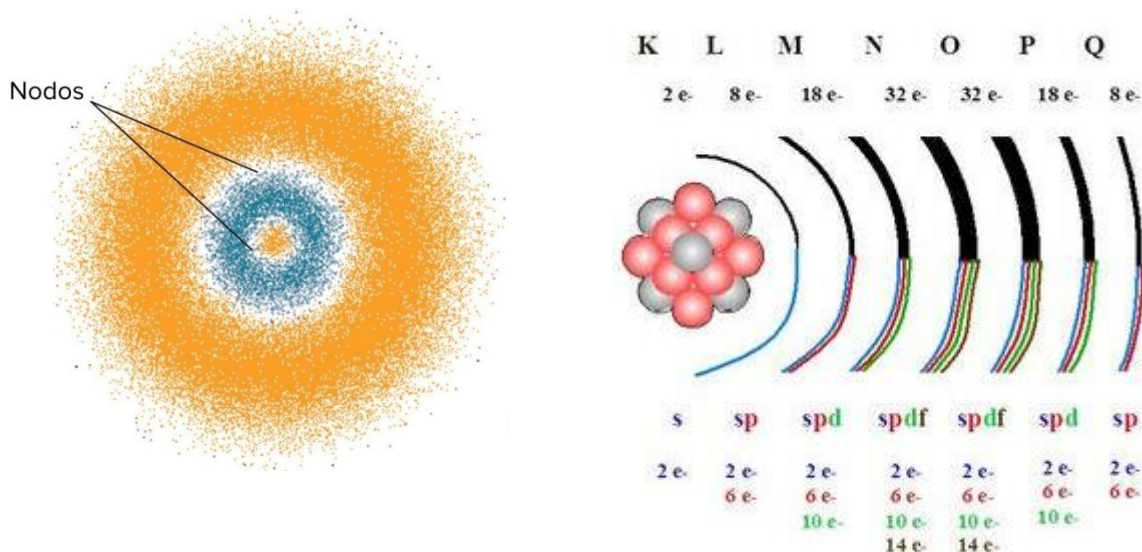
Evolución de los modelos atómicos



Niels Bohr basándose en el análisis de los espectros del átomo de hidrógeno ideó el modelo atómico muy bien explicado en la que describía que el electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas y con un nivel de energía característico, incluso pueden los electrones pasar de un nivel energético a otro de energía superior o inferior.

Pero ese modelo no pudo ser explicado para otros átomos que contengan más de un electrón donde las líneas del espectro muchas veces se desdoblán.

El modelo atómico actual contempla los estudios de **Louis de Broglie** que postuló que toda partícula en movimiento está asociada a una onda, de **Werner Heisenberg** cuyo principio de incertidumbre demuestra que no puede medirse al mismo tiempo la velocidad y la posición de un electrón, y del físico **Erwin Schoringer** a través de la ecuación de ondas; con todos ellos, el modelo atómico nuevo invalidó el concepto de órbita como un lugar definido donde encontrar al electrón en un momento determinado e instaló en cambio el concepto de **ORBITAL** y el de **NÚMEROS CUÁNTICOS**, relacionados con los niveles y subniveles de energía, la forma y la orientación espacial de los orbitales y el movimiento del electrón.



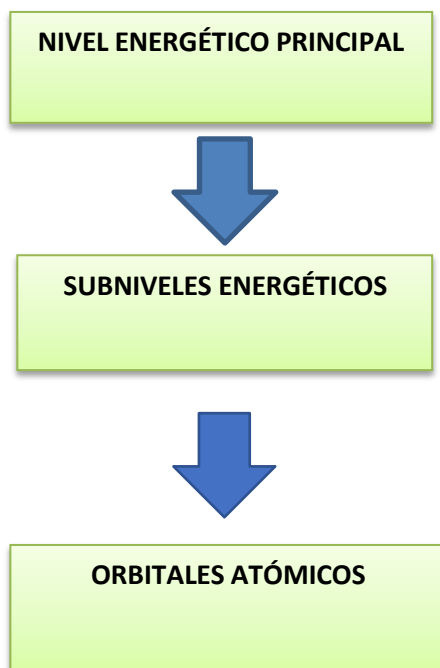
¿QUÉ ES UN ORBITAL ATÓMICO?

Un orbital atómico es la zona alrededor del núcleo donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón.

Esta idea como se mencionó anteriormente, surgió del “Principio de incertidumbre y de probabilidad”, donde se sostenía al decir que es imposible conocer con certeza en forma simultánea la velocidad y la posición de una partícula en movimiento.

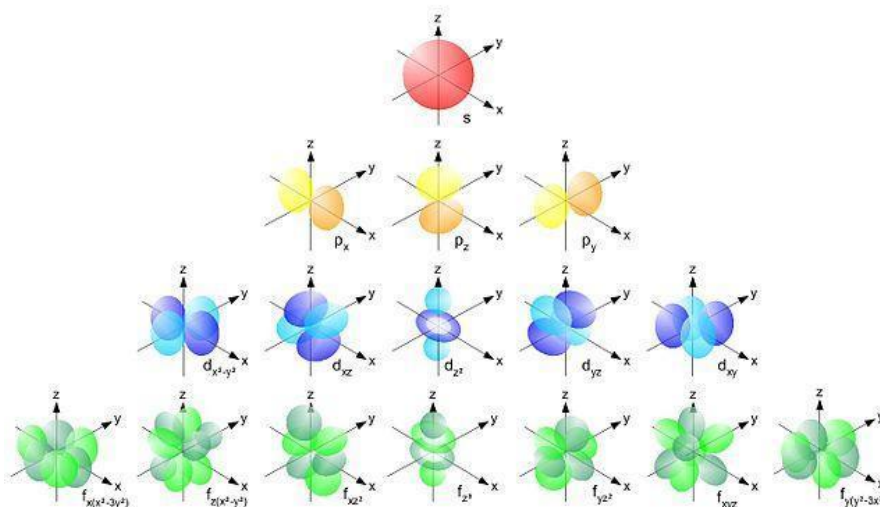
Por lo tanto la idea de **órbita** definida por un movimiento giratorio alrededor del núcleo fue reemplazada por **ORBITAL**.

Para ir teniendo idea, alrededor del núcleo del átomo se distribuyen los electrones en Niveles energéticos, Subniveles y Orbitales.



El nivel 1 es el más cercano al núcleo y a medida que el átomo posea más electrones, más niveles se necesitarán para albergarlos, que estarán a una distancia mayor del núcleo; pero entre cada nivel las distancias se hacen más cortas. Además esos niveles se dividen en subniveles de distribución y estos a su vez comprenden a los orbitales.

Como se dijo, los orbitales son zonas probables de encontrar electrones, y presentan distintas formas y orientaciones, según los estudios que hicieron los científicos anteriormente mencionados. Sólo para que tengas idea, te mostramos algunos de ellos, en el siguiente link.



<https://www.lifeder.com/orbitales-atomicos/>

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Existe una simbología para cada átomo de los elementos químicos llamados **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**. La misma es un modo de representar en forma abreviada la distribución de los electrones en niveles y subniveles energéticos.

Cada nivel principal de energía contiene subniveles que se caracterizan por un tipo de orbital y acepta como máximo un cierto número de electrones. La distribución particular de los electrones en los distintos niveles y subniveles determina la configuración electrónica del átomo.

Recuerda: cada nivel se designa con un coeficiente (número); contiene subniveles y cada subnivel se designa o nombra con letras minúsculas s, p, d o f, que se elevan a un superíndice que indica la cantidad de electrones que le corresponden.

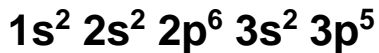
Se estableció que cada nivel tiene una cantidad de subniveles igual a su número cuántico principal, es decir al número de nivel.

Por ello, el nivel 1 acepta o tiene un subnivel, llamado "s" que se corresponde con el orbital "s".

El nivel 2 tiene dos subniveles, llamados "s" y "p" que se corresponden con los orbitales respectivos "s" y "p".

El nivel 3 tiene tres subniveles energéticos cada uno con los nombres "s", "p" y "d". Y así sucesivamente. Recuerda que cada uno de esos subniveles se los representa como orbitales que tienen una determinada forma en el espacio alrededor del núcleo del átomo, según esta nueva teoría del átomo actual.

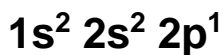
Si observas la tabla periódica, para cada elemento químico aparece la configuración electrónica precisamente como habíamos dicho una representación de la distribución de los electrones en los niveles y subniveles por ejemplo, fíjate para el **cloro**:



El átomo de cloro tiene en total 17 electrones distribuidos como te indica la configuración electrónica:

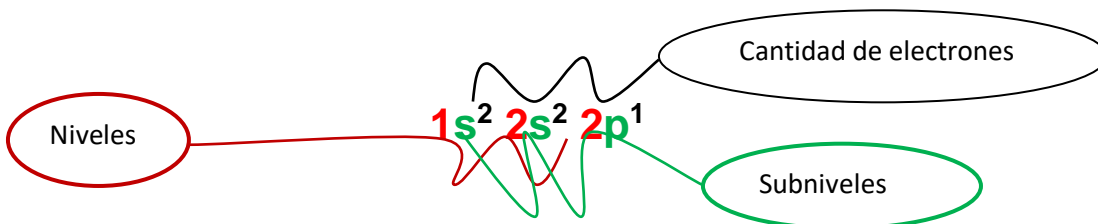
- Hay dos electrones en el nivel 1 subnivel s.
- Ocho electrones en el nivel 2, distribuidos dos en el orbital s y seis en el orbital p.
- Siete electrones en el nivel 3 distribuidos dos en el s y cinco en el p.

Vamos a otro ejemplo más sencillo, si te fijas el elemento **boro** su configuración electrónica es



¿Qué información da esto?

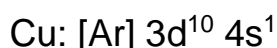
- Hay dos electrones en el nivel 1 subnivel s.
 - Tres electrones en el nivel 2, dos en el subnivel s y uno en el subnivel p. Por lo tanto:



Todo esto es importante y tiene que ver con la organización de los elementos en la tabla periódica, puesto que el orden de ellos está en función del número atómico y por supuesto de la configuración electrónica.

En la tabla periódica verás cada uno de los elementos con sus configuraciones electrónicas, pero seguramente habrás notado que no se escriben de manera completa a partir del tercer período. Esto es lógico de que sea así; imagínate escribir las configuraciones electrónicas de los elementos que posean 17, 49 o hasta más de 80 electrones ¡Sería una escritura larguísima!

Para estos casos, se escribe primero entre corchetes el símbolo químico del gas noble que antecede al período, seguido de la configuración electrónica adicional del elemento, queriendo decir que ese elemento posee toda la configuración de ese gas más el resto detallado. Por ejemplo para el cobre.



Significa que el cobre posee una configuración interna igual a la del argón con el agregado del subnivel 3d con diez electrones más el subnivel 4s con un electrón.

¿Cuántos electrones aceptan como máximo cada nivel?

Eso depende de la cantidad de subniveles de cada nivel. Porque cada subnivel representa uno o más orbitales y cada orbital sólo puede tener dos electrones como máximo.

Haremos una tabla para que te quede más claro.

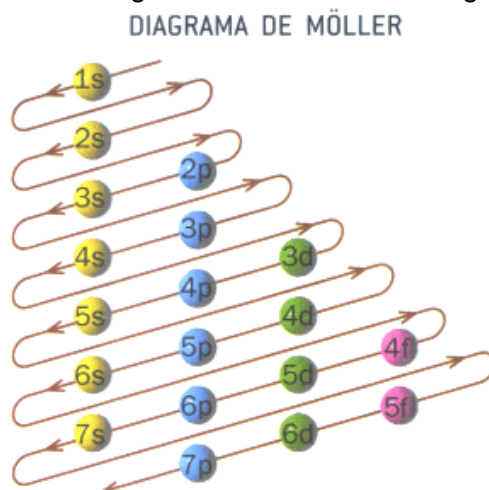
NIVEL	SUBNIVELES	ORBITALES	CANTIDAD MÁXIMA DE ELECTRONES						
1	s	s (uno)	2						
2	s	s (uno)	2						
	p	p _x p _y p _z (son tres)	6						
3	s	s (uno)	2						
	p	p _x p _y p _z (son tres)	6						
	d	d ² d _z d _{xz} d _{yz} ² d _{xy} d _{x²-y²} (son cinco)	10						
4	s	s (uno)	2						
	p	p _x p _y p _z (son tres)	6						
	d	d ² d _z d _{xz} d _{yz} ² d _{xy} d _{x²-y²} (son cinco)	10						
	f	<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>f_z³</td> <td>f_{xz}²</td> <td>f_{yz}²</td> <td>f_{xyz}</td> <td>f_{z(x²-y²)}</td> <td>f_{x(x²-3y²)}</td> <td>f_{y(3x²-y²)}</td> </tr> </table> <p>(son siete)</p>	f _z ³	f _{xz} ²	f _{yz} ²	f _{xyz}	f _{z(x²-y²)}	f _{x(x²-3y²)}	f _{y(3x²-y²)}
f _z ³	f _{xz} ²	f _{yz} ²	f _{xyz}	f _{z(x²-y²)}	f _{x(x²-3y²)}	f _{y(3x²-y²)}			

Fíjate que los subniveles son s, p, d, f, etc., mientras que los orbitales tienen algunas denominaciones que te pueden resultar extrañas, pero eso no es lo importante; lo importante es saber que cada nivel y subnivel acepta un máximo en cantidad de electrones; completado un subnivel se pasa al siguiente, pero....

Regla de las diagonales o Moller

Conociendo el número atómico de un elemento químico, se puede hallar la distribución que sus electrones toman en los subniveles, según el orden ascendente de energía. Para realizar la distribución electrónica de un elemento, se debe tener en cuenta que los electrones ocupan primero los subniveles de menor energía, en orden ascendente.

Para ello, lo mejor es utilizar la regla mnemotécnica del diagrama de Moller:



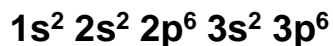
<https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:estructura-atomica/xa105e22a677145a0:numeros-cuanticos-y-configuracion-electronica/a/236-configuracion-electronica>

El fenómeno de entrecruzamiento de subniveles.

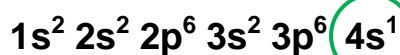
¿Qué subnivel comenzaría a llenarse con electrones, una vez completo el 3p? Supondríamos que le sigue el 3d, sin embargo se antepone el 4s, es decir el primer subnivel del nivel superior. Esto se conoce como entrecruzamiento de subniveles energéticos.

Veamos un ejemplo:

La configuración electrónica del argón es:



Quien le sigue en la tabla es el potasio, donde uno pensaría que el subnivel que le sigue para llenar con electrones es el 3d, sin embargo la configuración de este elemento es:



Se antepone el 4s al 3d

Una vez que se complete el 4s (con el calcio), recién ahí le sigue el subnivel 3d que falta. Tal como se demuestra con el escandio, donde se agrega un electrón más en el subnivel 3d.

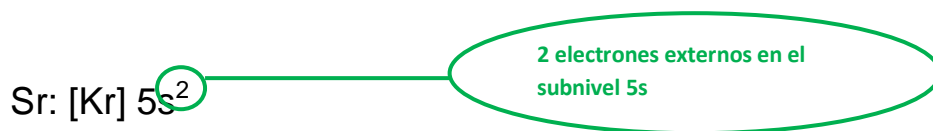


La diferencia de energía entre los niveles es cada vez menor a medida que se alejan del núcleo, es

decir que el nivel 1 está más separado del 2 que éste del 3 y así sucesivamente.

Entonces a medida que aumenta el número de nivel, estos niveles están más próximos entre sí, que sumado a la cantidad de subniveles, hace que en los niveles superiores se produzcan entrecruzamientos entre ellos. El primer entrecruzamiento que se produce es entre los subniveles 4s y 3d. Este fenómeno es aún mayor en los niveles 5, 6 y 7.

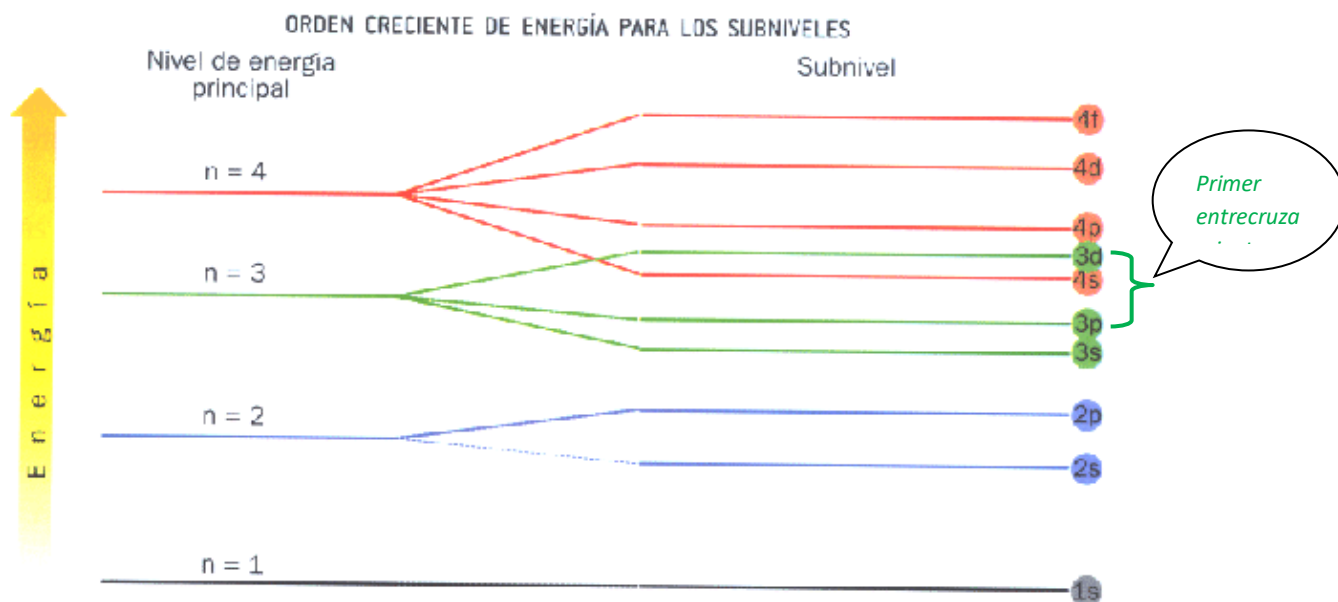
Otro ejemplo: el átomo de estroncio posee 2 electrones externos completando el subnivel 5s



El elemento que le continúa es el itrio, que tiene un electrón más incorporado en el subnivel 4d (no en el 5p).



Luego, a lo largo del período se van completando los subniveles d hasta completarlos con 10 electrones, y recién después aparece en subnivel 5p, como en el caso del indio



Recuerda que fue el químico ruso **Dimitri Mendeleiev** uno de los primeros en organizar el orden y la ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica por orden creciente de sus masas atómicas quedándole grupos y períodos.

La tabla periódica actual se basa en el número atómico creciente de los elementos y los grupos y períodos formados guardan muy estrecha relación con la estructura atómica, es decir con la configuración electrónica.

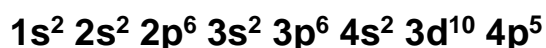
La configuración electrónica nos permite predecir el comportamiento de un elemento químico, por eso es importante tener noción de ella.

Al final de cada período (fila) de elementos, significa que hay un nivel energético externo que se completa con 8 electrones, correspondiente a un gas noble. La cantidad de niveles del átomo está dada por el número del período. Fila 1, un nivel, fila 2 dos niveles, fila 3 tres niveles, etc.

Mientras que cada grupo tendrá la misma configuración electrónica externa, es decir la misma cantidad de electrones más externos y en el mismo tipo de orbital.

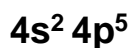
Por eso, así como identificamos grupos, períodos y clases de elementos en la tabla, también podemos identificar los **BLOQUES** de la tabla periódica. Cada bloque de elementos se relaciona a la configuración electrónica externa de los mismos, es decir a la distribución de los electrones en los niveles y subniveles más externos de sus átomos.

Por ejemplo, la configuración electrónica del bromo es:



Su último nivel es el 4 con siete electrones externos (dos en el 4s y cinco en 4p), el subnivel 3d es el que se antepone al 4s y está completo de electrones (que son 10) por eso no forman parte de los electrones externos. Los electrones externos juegan un papel muy importante en las propiedades químicas de los elementos.

La configuración electrónica externa del bromo es la que corresponde al último nivel, es decir:



Esto se traduce en decir que el átomo de bromo posee siete electrones externos.

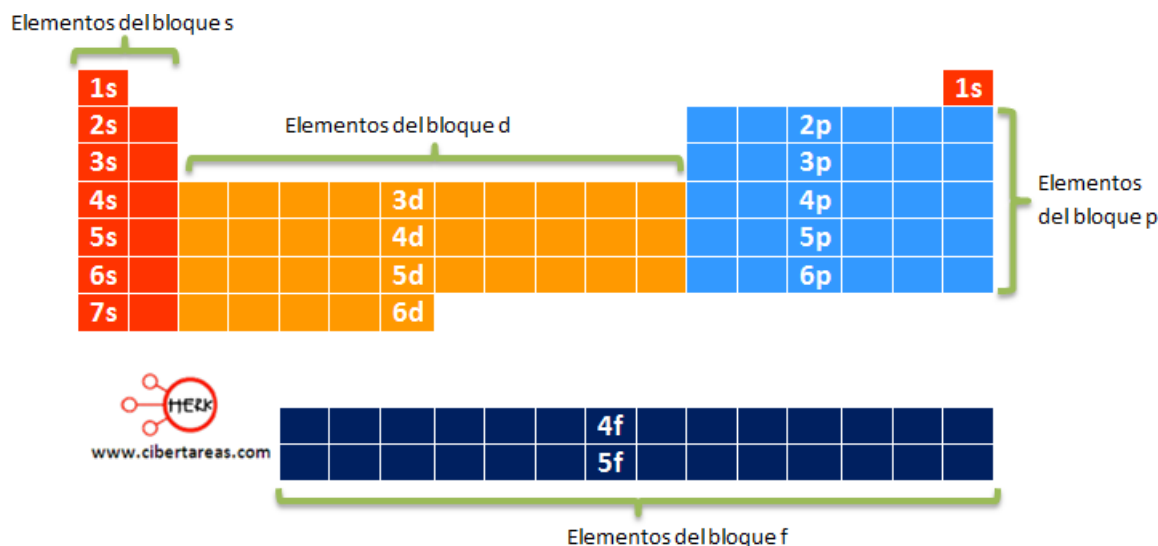
Si te fijas en otros elementos del mismo grupo, verás que sus configuraciones electrónicas externas son del mismo tipo, terminan en $s^2 p^5$, para el nivel correspondiente. Por ejemplo el flúor.



Para tener más ideas acerca de esto puedes acceder al siguiente link.

<https://www.youtube.com/watch?v=A31qpY8A0J0>

Volviendo a los bloques, estos son los siguientes:



En **ROJO**: Bloque s: comprende a los elementos que completan los subniveles s, ellos son del grupo 1 y del grupo 2, metales alcalinos y alcalinos térreos respectivamente, incluido el Helio (del grupo 18).

En **ANARANJADO**: Bloque d: comprende a los elementos que van completando los subniveles d, abarca desde el grupo 3 al grupo 12; son los llamados elementos metálicos de transición.

En **CELESTE**: Bloque p: comprende desde el grupo 13 al 18; son los elementos que van completando los subniveles p. En el grupo 13 hay un electrón en el subnivel p, hasta el grupo 18 donde hay seis electrones que completan el subnivel. Se exceptúa el helio.

En **AZUL**: Bloque f: comprende a los elementos de los períodos 6 y 7 que comienzan después del Lantano (los lantánidos) y después del Actinio (los actínidos), respectivamente. Se los llama en su conjunto **elementos de transición interna** o elementos del **bloque f** (por tener sus electrones de valencia en el orbital f). Aunque en la tabla periódica de los elementos tendrían que estar después de esos dos elementos, se suelen representar separados del resto. También se conocen los Lantánidos como tierras raras.

Actividades

Problema n° 1) Indicar los símbolos de los siguientes elementos:

Calcio	
Plata	
Sodio	
Hierro	
Aluminio	

Radio	
Mercurio	
Silicio	
Oro	
Estroncio	

Problema n° 2) Dados los siguientes símbolos, indicar el nombre del elemento que representan:

Li	
F	
Be	
Pb	
Mn	

O	
Zn	
Cu	
S	
H	

Problema n° 3) Completar la siguiente tabla:

Elemento	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones
Cl	17	35			
B		11	5		
Ne		20		10	

Mo				54	42
Bi		209		126	
Cs	55	133			
P				16	15
Co			27	31	
Mg		24	12		

Problema n° 4) Indicar cuántos protones, neutrones y electrones tiene cada uno de los siguientes átomos:

${}_{28}^{59}\text{Ni}$	${}_{33}^{75}\text{As}$	${}_{24}^{52}\text{Cr}$	${}_{35}^{80}\text{Br}$
${}_{7}^{14}\text{N}$	${}_{7}^{15}\text{N}$	${}_{6}^{12}\text{C}$	${}_{6}^{14}\text{C}$

¿Por qué hay dos átomos de nitrógeno y dos de carbono?

Problema n°5)

Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos:

- 1) Mg (Z = 12 , A = 24)
- 2) As (Z = 33, A = 75)
- 3) K (Z= 16 , A = 32)
- 4) P (z= 15, A= 31)

Problema n°6)

Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes iones:

- 1) S^{2-} (Z = 16, A= 32)
- 2) Ag^{1+} (Z = 47, A= 108)

Problema n°7)

Sabiendo que el ión de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.

Problema n°8)

Un ión del elemento aluminio (Z = 13, A = 27) contiene diez electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.

Problema n°9)

Un ion de un átomo con número de oxidación -1 contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica sus números atómicos y másicos, así como la cantidad de electrones que contiene.

Problema n°10)

- El sodio, cuyo número atómico es Z = 11, es uno de los pocos elementos que poseen solo un isótopo estable (no radiactivo). Si dicho isótopo posee 12 neutrones, ¿cuál es su número másico?

- El radón, elemento químico de número atómico $Z = 86$, es un gas radiactivo cuya inhalación prolongada puede causar cáncer de pulmón. ¿Cuántos protones y neutrones contiene un átomo de Rn-222?
- Un elemento cuyos átomos neutros poseen 34 electrones es importante para la salud si se ingiere en pequeñas cantidades. Sin embargo, en exceso puede causar pérdida del cabello. Busca en la tabla periódica cuál es el nombre, símbolo y número atómico de este elemento.

Problema n° 11)

De la siguiente nómina de elemento: Ar, C, K, Na, B, Cl, P, F, Li, Br, I, Ne, Xe, Al y As indica cuáles son:

- Metales
- Gases inertes
- No metales
- Metaloides

Problema n°12)

Dados los elementos químicos: A ($Z = 17$); B ($Z = 20$); C ($Z = 38$); D ($Z = 45$); E ($Z = 24$); F ($Z = 52$) y G ($Z = 26$), determinar: Elemento, grupo y periodo, clasificarlos.

Problema n°13)

Arma dos columnas con las propiedades de los metales y no metales:

Son quebradizos – Forman aniones – Tienen brillo metálico - Son opacos – Son dúctiles y maleables – Tiene punto de fusión bajos – Son buenos conductores del calor – Existen en los tres estados de agregación - Forman cationes.

Problema n°14)

- Un átomo perdió 3 electrones y el ion producido tiene 10 electrones. Indica nombre y símbolo del elemento, tipo de elemento y cuántos protones tiene el núcleo.
- ¿Qué tipo de ión se formó? Indica número y signo de su carga.

Problema n°15)

- Un átomo gana 2 electrones y forma un ion que contiene 10 electrones. Indica cuál es elemento, a qué tipo pertenece y cuántos protones tiene su núcleo.
- ¿Qué tipo de ion se formó? Indica número y signo de su carga.

Problema n°16)

Completar con: grupo, periodo y clasificar en metal, no metal, halógeno, metaloide y gases nobles, los siguientes elementos.

Símbolo	Grupo	Periodo	Clasificación
Ba			
Cd			
I			
	4	5	
	1	4	
V			
	15	5	

- a) El número atómico del ión Na^+ es igual al del átomo Ne.
- b) El número de electrones del ión Na^+ es igual al del átomo Ne.
- c) El radio del ión Na^+ es menor que el del átomo Ne

2) Justica por qué:

- a) El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo de la tabla periódica.
- b) El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la tabla periódica.
- c) El tamaño del ión Na^+ es menor que el del átomo de Na.

Problema n°25)

Indique el período, grupo y tipo de elemento para los átomos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $3s^2 3p^5$ / b) $[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$ / c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Problema n°26)

Para los elementos que tienen de número atómico 11, 18 y 25, respectivamente. a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento. b) Clasifica dichos elementos en los bloques s, p, d o f.

Problema n°27)

Escribe la CE y señala la CEE para los siguientes elementos:

- a) El segundo no metal del grupo 17
- b) El segundo gas inerte.
- c) El elemento del G 14 y P3.

Problema n°28)

Analicen las siguientes configuraciones electrónicas.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $6s^2 6p^5$
- d) ¿A qué elemento y bloque pertenecen, cómo se clasifican.

Problema n°29)

Escribe la configuración electrónica de los siguientes iones: a) F^{1-} b) Ca^{2+}

Problema n°30)

- A) ¿A qué bloque de la tabla pertenecen los no metales?
- B) ¿Qué elementos químicos tienen siempre completos los subniveles p?
- C) Escribe la configuración electrónica del carbono y explica su significado.
- D) Nombrar a dos elementos lantánidos y a dos del bloque s.
- E) Nombrar a dos elementos que posean una configuración electrónica externa de tres electrones en los subniveles p
- F) Escribe la configuración completa del átomo de hierro.

