

DESARROLLO DE LA TABLA PERIÓDICA. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS.

Origen de la Tabla Periódica. Se conocen 118 elementos según la tabla periódica actual. Hasta la nonagésima segunda posición son naturales (se han formado naturalmente en nuestro Universo, supernovas y estrellas masivas), salvo tecnecio y prometio que junto con el resto son elementos artificiales (generados en los laboratorios).

En los comienzos, se fueron conociendo estos elementos poco a poco:

Antes de 1500 (Edad antigua, Edad de los metales...): Fe, Cu, Ag, Au, Zn, Pb, C...

Entre 1500-1800 ("Siglo de las Luces", los primeros alquimistas): O, N, P, H, Uranio...

Entre 1800-1900 (revolución científica; revolución industrial): metales alcalinos (Li, Na, K...); boro, aluminio, silicio, gases nobles, flúor, lantanoides (tierras raras) ...

Lo que llevó a la racionalización o a los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos

a) Triadas de Döbereiner. Químico alemán que obtuvo conjuntos de tres elementos donde la masa del elemento intermedio era aproximadamente la media aritmética de las masas de los extremos.

Ejemplos: (Li-Na-K); (Ca-Sr-Ba); (Fe-Co-Ni); (S-Se-Te); (Cl-Br-I)

b) Octavas de Newlands. Químico inglés que ordenó en orden creciente de masas atómicas varios elementos, donde los siete primeros tenían propiedades distintas, pero a partir del octavo, se repetían las propiedades del primero.

H	1	F	8	Cl	15
Li	2	Na	9	K	16
Be	3	Mg	10	Ca	17
B	4	Al	11	Cr	18
C	5	Si	12	Ti	19
N	6	P	13	Mn	20
O	7	S	14	Fe	21

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44
B 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	Te 43	Au 49

También se conocía con carácter general la clasificación de los elementos hasta entonces conocidos en: metales, no metales, semimetales, gases nobles.

c) Las investigaciones de Dimitri Mendeléiev, químico ruso que estudió las propiedades químicas de los elementos con la variación de las masas atómicas; y de **Lothar Meyer,** químico alemán que estudió las propiedades físicas de los elementos con la variación de las masas atómicas. El ruso se adelantó a la comunicación de sus resultados y en 1869 publicó su primera tabla periódica de los elementos por orden creciente de masas atómicas (no número atómico Z).

PERIODIC ARRANGEMENT OF THE ELEMENTS — MENDELEJEFF'S (REVISED TO 1917)

SERIES	ZERO GROUP	GROUP I R ₂ O	GROUP II RO	GROUP III R ₂ O ₃	GROUP IV RH ₄ RO ₂	GROUP V RH ₅ R ₂ O ₅	GROUP VI RH ₂ RO ₃	GROUP VII RH R ₂ O ₇	GROUP VIII RO ₄
	0								
1		Hydrogen H = 1.008							
2	Helium He = 4.00	Lithium Li = 6.94	Beryllium (Beryllium) Be = 9.1	Boron B = 11.0	Carbon C = 12.00	Nitrogen N = 14.01	Oxygen O = 16.00	Fluorine F = 19.0	
3	Neon Ne = 20.2	Sodium Na = 23.00	Magnesium Mg = 24.32	Aluminum Al = 27.1	Silicon Si = 28.3	Phosphorus P = 31.04	Sulphur S = 32.06	Chlorine Cl = 35.46	
4	Argon Ar = 39.88	Potassium K = 39.10	Calcium Ca = 40.07	Scandium Sc = 44.1	Titanium Ti = 48.1	Vanadium V = 51.0	Chromium Cr = 52.0	Manganese Mn = 54.93	Iron Fe = 55.84
5		Copper Cu = 63.57	Zinc Zn = 65.37	Gallium Ga = 69.9	Germanium Ge = 72.5	Arsenic As = 74.96	Selenium Se = 79.2	Bromine Br = 79.92	Cobalt Co = 58.97
6	Krypton Kr = 82.92	Rubidium Rb = 85.45	Strontium Sr = 87.63	Yttrium Yt = 88.7	Zirconium Zr = 90.6	Columbium (Niobium) Cb = 93.5	Molybdenum Mo = 96.0		Nickel Ni = 58.68
7		Silver Ag = 107.88	Cadmium Cd = 112.40	Indium In = 114.8	Tin Sn = 118.7	Antimony Sb = 120.2	Tellurium Te = 127.5	Iodine I = 126.92	Ruthenium Ru = 101.7
8	Xenon Xe = 130.2	Caesium Cs = 132.81	Barium Ba = 137.37	Lanthanum La = 139.0	Cerium Ce = 140.25	Praseodymium Pr = 140.9	Neodymium Nd = 144.3		Rhodium Rh = 102.9
9		Samarium Sa = 150.4		Gadolinium Gd = 157.3	Terbium Tb = 159.2		Erbium Er = 167.7		Palladium Pd = 106.7
10		Thulium Tm = 168.5		Ytterbium (Neodymium) Yb = 173.5		Tantalum Ta = 181.5	Tungsten W = 184.0		Osmium Os = 190.9
11		Gold Au = 197.2	Mercury Hg = 200.6	Thallium Tl = 204.0	Lead Pb = 207.2	Bismuth Bi = 208.0			Iridium Ir = 193.1
12	Niton Nt = 222.4	Radium Ra = 226.0			Thorium Th = 232.4		Uranium U = 238.2		Platinum Pt = 195.2

(261)

Tabla de los elementos químicos de Mendeléiev (en inglés: Mendeleev) ordenados por "valencias" o grupos I, II, III, IV, V, VI, VII y VIII. El mérito no solo fue porque se anticipó a Meyer, sino porque no tuvo dudas en dejar huecos para elementos que serían descubiertos más tarde y cuyas propiedades predijo con asombrosa aproximación.

Entre 1900-2000 (con el desarrollo de la teoría cuántica y las técnicas de bombardeo): plutonio, tecnecio, prometio... (la mayoría radiactivos y con tiempos de poca estabilidad).

d) El estudio de los espectros de rayos X 1912 llevó finalmente a la ordenación de los elementos por su número atómico Z (nº de protones). Moseley observó que la frecuencia de la radiación X absorbida era función del número Z,

$$v = a(Z-b)^2$$

(ecuación empírica, con a y b constantes)



La tabla se organiza en 18 grupos (1,2,3... hasta el 18) y 7 filas o períodos:

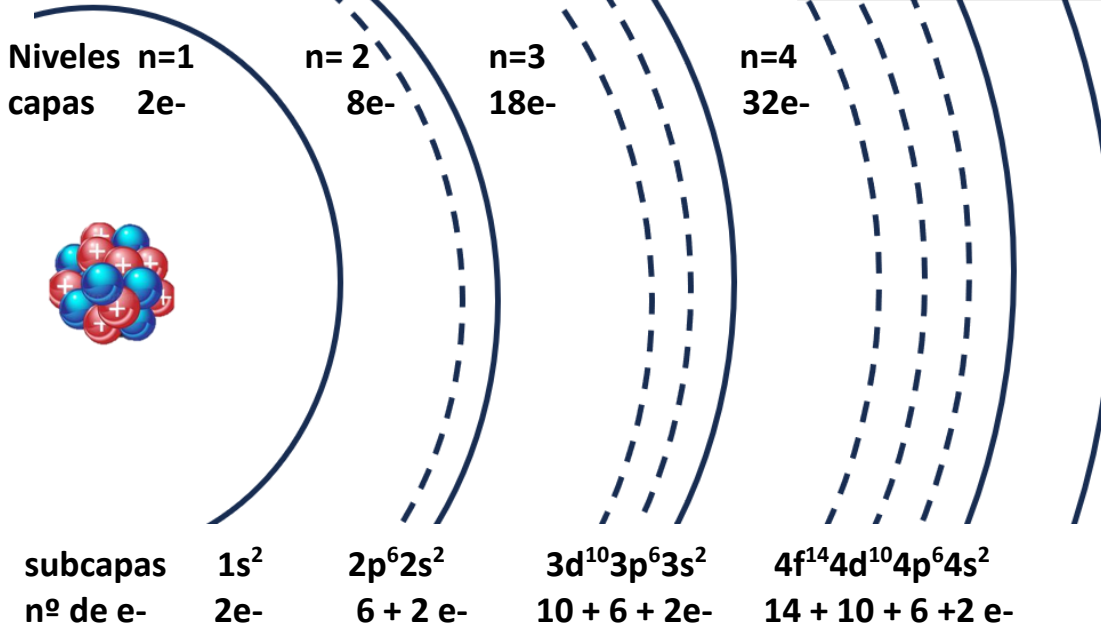
- Grupo 1.** Los alcalinos, **un** electrón en su envoltura final o capa de valencia. E.O. más común (1+).
- Grupo 2.** Los alcalinotérreos, **dos** electrones en su envoltura final o capa de valencia. E.O. más común (2+).
- Grupo 3.** Sc, Y, Lu y Lr. **Tres** electrones disponibles para su reactividad: d¹, s² E.O. más común (1+, 3+).
- Grupo 4.** Ti, Zr, Hf... **Cuatro** electrones disponibles para su reactividad: d², s² E.O. más común (2+, 4+).
- Grupo 5.** V, Nb, Ta... **Cinco** electrones disponibles para su reactividad: d³, s² E.O. más común (1+, 3+, 5+).
-
- Grupo 8.** Fe, Ru, Os... **Ocho** electrones disponibles para su reactividad, por ello pertenecen al grupo 8: d⁶, s² De los ocho e- posibles de valencia, suele emplear normalmente 2 o 3e-. E.O. más común: Fe (2+, 3+); Ru, Os (...hasta 8+).
- Grupo 10.** Diez electrones disponibles para su reactividad, por ello pertenecen al grupo 10, d⁸s². Generalmente tienen **ceros** e- para participar en su reactividad y se dicen que son metales nobles muy poco reactivos, aunque se conocen varios estados de oxidación común. De los 10 e- posibles de valencia, suelen implicar a 2, 3 o 4 e-, de ahí Ni (2+, 3+); Pd y Pt (2+,4+).
- Grupo 11.** Cu, Ag, Au. Comportamiento químico similar al grupo 1, con 11 electrones disponibles para su reactividad. De los 11 electrones posibles de valencia: d⁹s², suelen participar con 1, 2 o 3e-. E.O. más común: Cu (1+, 2+); Ag (1+); Au (1+,3+).
- Grupo 12.** Zn, Cd, Hg. Comportamiento químico similar al grupo 2, con 12 electrones disponibles (d¹⁰s²) para su reactividad. De los 12 electrones posibles, suele emplear uno o **dos** electrones de valencia. E.O. más común: Zn y Cd se consideran constantes con 2+; Hg (1+, 2+). El catión Hg(1+) se presenta normalmente como diatómico (Hg₂⁺¹)²⁺
- Grupo 13, 14, 15, 16, 17 y 18.** Con 3, 4, 5, 6, 7 y 8 electrones, respectivamente, en su capa final capa de valencia (ns²np¹⁻⁶). Boroideos, carbonoideos, nitrogenoideos, anfígenos, halógenos y gases nobles. Salvo los gases nobles (poco reactivos) cuando estos elementos comparten sus electrones con átomos más electronegativos presentan estados de oxidación positivos. Sin embargo, cuando se combinan con elementos electropositivos actúan con estados de oxidación negativos y completan su capa con 8 electrones (regla del octeto).

Boroideos	Carbonoideos	Nitrogenoideos	Anfígenos	Halógenos
G13 (3-)	G14 (4-)	G15 (3-)	G16 (2-)	G17 (1-)
1+, 3+ (B, Al solo 3+)	2+, 4+	1+, 3+, 5+	2+, 4+, 6+	1+, 3+, 5+, 7+

Entre 2000-presente (por procedimientos de fusión: núcleo grande + núcleo pequeño): Nh, Fl, Mc, Lv, Ts y Og. Estudios teóricos previos indican, el colapso de la materia, es decir, que la materia dejaría de ser inestable a partir de Z=135 (cálculo teórico con tres núcleos de calcio fusionados sobre una superficie de grafeno), en otras palabras, una combinación de protones y neutrones que ya deja de ser estable.

Configuración electrónica. Modelo atómico de Bohr.

Niveles o capas donde orbitan los electrones



Dado un número atómico Z o sabiendo la localización de un elemento en la tabla, podemos determinar su configuración electrónica. En caso de cationes hay que eliminar electrones, y en caso de aniones hay que añadir electrones según indique su carga. Hasta el Z=38 (Sr, estroncio, ...5s²) se puede hacer sin usar el diagrama de Moeller, sabiendo que después de un p le sigue un s. A partir del 38, Z=39, 40, 41... es necesario seguir el diagrama. Ej.: Z= 15 1s²2s²2p⁶3s²3p³

Determine la configuración electrónica de: Ca y Ca²⁺ ; S y S²⁻

Recordatorio: A = Z + N $\frac{A}{Z}X$ $^{12}_6C$ $^{13}_6C$ $^{14}_6C$ isótopos de carbono 12, 13...
 A= nº másico (protones + neutrones)
 Z= nº atómico (posición en la tabla), nº de protones p= nº de e- (si el átomo es neutro)
 N= nº de neutrones (n); núcleos estables aprox. nº(n)=nº(p)

- Las configuraciones son un código de números y letras que indican cómo están colocados los electrones alrededor del átomo: 1s²2s²2p⁶3s²...
- El último elemento conocido, el oganesón, tiene 118 electrones (Z=118) que se distribuyen desde la capa más baja de energía, más estable, muy atraído por el núcleo (nivel 1) hasta la capa de más alta energía, menos estable, menos atraído por el núcleo (hasta el nivel 8).

Nivel o capa 1 indica una subcapa: s

Nivel o capa 2, indica dos subcapas: s y p

Nivel o capa 3, indica tres subcapas: s, p y d.

Nivel o capa 4, indica cuatro subcapas: s, p, d y f.

Nivel o capa 5, indica cinco subcapas: s, p, d, f y g.

...

Después de un p se llena un s del siguiente nivel

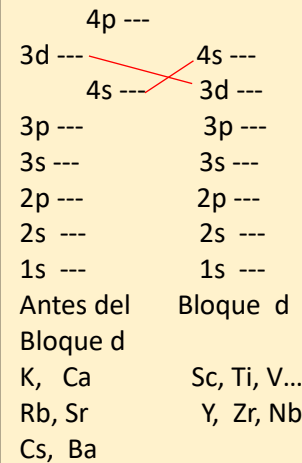
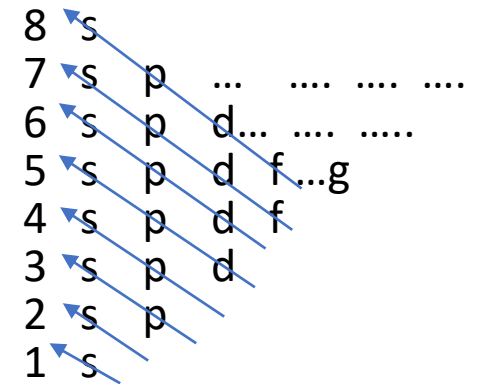


Diagrama de Moeller.

Orden de llenado y orden aproximado de energía.



Orden de energía aproximado. Se llena antes el orbital con menor valor de n+l

****Regla de Madelung**, el orbital con mayor valor de n+l, tendrá mayor energía. A igual valor de n+l, el mayor n tendrá más energía.

Reglas de construcción:

1) **Principio de Aufbau** (building up o de mínima energía). Los electrones se colocan desde los niveles más bajos de energía hasta los niveles más altos. Un nivel superior ocupado que no corresponde daría lugar a una configuración excitada, muy poco estable, con el tiempo el electrón decaerá hasta el nivel inferior.

2) **Principio de exclusión de Pauli**. No puede localizarse en un mismo orbital dos electrones con el mismo estado de espín.



3) **Regla de Hund**. Dentro de una subcapa *p, d* o *f*, los electrones se colocan lo más alejado posible entre ellos (mínima repulsión).



Subcapa pp⁴

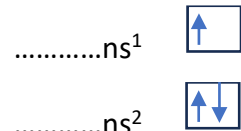


Subcapa dd⁶

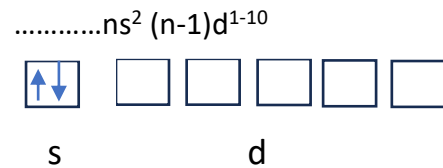


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Configuración. Grupo I y II

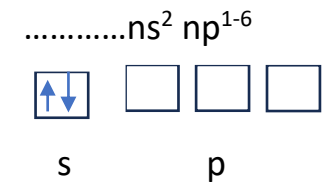


Configuración. Bloque d



*Excepciones: configuración semillena/llena

Configuración. Bloque p



Para practicar:

Determine la configuración electrónica de los siguientes especies, determinando grupo y período al que pertenecen, electrones de valencia y n^o de electrones desapareados (nota: para los elementos del bloque *d*, los orbitales de valencias son *s* y *d*; para los elementos del bloque *p* son *s* y *p*. Recuerda que no tienes la tabla periódica delante y que no siempre se indica el número atómico. Ejemplos: Z= 17, Z= 25, Z=29; Mg, Rb, Cr, Fe²⁺, Ge, La

Nota: el lantano (similar con actinio) por su configuración pertenece al bloque d (d1). Pero en su comportamiento químico, tanto para la especie M y M³⁺, se observa la participación de los orbitales *f*. Por ello se localizan en el bloque f, por comportamiento químico similar al resto de elementos del bloque f. (f⁰, f¹, f² ...f¹⁴)

Números cuánticos: parámetros de una función matemática (obtenidas en la resolución de la ecuación de Schrödinger) que dan como resultado una función de onda que representa en 3Dimensiones la zona donde hay una alta probabilidad de encontrar el electrón. **Electrón diferenciador*** (e- último en incorporarse al átomo). Electrones de valencia: e- disponibles para su reactividad o que el átomo pone en juego cuando se combina con otros átomos.

n = número cuántico principal. Representa el nivel de energía de electrón y la capa o extensión radial máxima donde localizarlo con alta probabilidad. Siendo las valores de n=1,2,3...hasta 8 según el máximo nivel de energía encontrado en los elementos actualmente conocidos. No puede valer n=0.


l= número cuántico acimutal. Indica el tipo de orbital; l= 0,1,2,3 (orbital s, p, d, f). Orbital tipo p (contiene px,py, pz); Orbital tipo d (d1, d2, d3, d4, d5)


ml= número cuántico magnético. En presencia de imanes (magnetismo) para los orbitales p, d y f, los electrones se colocan en la orientación más estable.


ms= número cuántico de espín (spin=giro). Dos estados cuánticos de la materia (electrón) asociada con el giro del electrón sobre sí mismo. +1/2, -1/2.

Utilizar nemotécnica n= 4, l=3,2,1,0; para l=0 ml=0, para l=1 ml=-1,0,+1, para l=2 ml=-2,-1,0,+1,+2, para l=3 ml=-3,-2,-1,0,+1,+2,+3.

Escribe el conjunto de números cuánticos para el electrón diferenciador (e*), (o bien para los electrones de valencia).

Config.	Secuencia de orbitales														
...3s ²	3s ...3s ²  ml 0														
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>e-</th> <th>n</th> <th>l</th> <th>ml</th> <th>ms</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>2*</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>-1/2</td> </tr> </tbody> </table>	e-	n	l	ml	ms	1	3	0	0	+1/2	2*	3	0	0
e-	n	l	ml	ms											
1	3	0	0	+1/2											
2*	3	0	0	-1/2											

Config.	Secuencia de orbitales																																		
...3s ² 3p ⁴	3s 3p ...3s ² 3p ⁴  ml 0 -1 0 +1																																		
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>e-</th> <th>n</th> <th>l</th> <th>ml</th> <th>ms</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>-1/2</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> <td>1</td> <td>-1</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>4*</td> <td>3</td> <td>1</td> <td>-1</td> <td>-1/2</td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>3</td> <td>1</td> <td>0</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>6</td> <td>3</td> <td>1</td> <td>+1</td> <td>-1/2</td> </tr> </tbody> </table>	e-	n	l	ml	ms	1	3	0	0	+1/2	2	3	0	0	-1/2	3	3	1	-1	+1/2	4*	3	1	-1	-1/2	5	3	1	0	+1/2	6	3	1	+1
e-	n	l	ml	ms																															
1	3	0	0	+1/2																															
2	3	0	0	-1/2																															
3	3	1	-1	+1/2																															
4*	3	1	-1	-1/2																															
5	3	1	0	+1/2																															
6	3	1	+1	-1/2																															

Config.	Secuencia de orbitales																																												
...4s ² 3d ⁶	4s 3d ...4s ² 3d ⁶  ml 0 -2 -1 0 +1 +2																																												
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>e-</th> <th>n</th> <th>l</th> <th>ml</th> <th>ms</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>4</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>4</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>-1/2</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>-2</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>4*</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>-2</td> <td>-1/2</td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>-1</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>6</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>0</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>7</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>+1</td> <td>+1/2</td> </tr> <tr> <td>8</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>+2</td> <td>+1/2</td> </tr> </tbody> </table>	e-	n	l	ml	ms	1	4	0	0	+1/2	2	4	0	0	-1/2	3	3	2	-2	+1/2	4*	3	2	-2	-1/2	5	3	2	-1	+1/2	6	3	2	0	+1/2	7	3	2	+1	+1/2	8	3	2	+2
e-	n	l	ml	ms																																									
1	4	0	0	+1/2																																									
2	4	0	0	-1/2																																									
3	3	2	-2	+1/2																																									
4*	3	2	-2	-1/2																																									
5	3	2	-1	+1/2																																									
6	3	2	0	+1/2																																									
7	3	2	+1	+1/2																																									
8	3	2	+2	+1/2																																									

Indica si es correcto el siguiente conjunto de números cuánticos.

- Para n=3, l solo puede tomar valores 0,1 y 2. Por tanto, no puede ser l=3. No es correcto.
- Para n= 3, l puede valer 0,1 y 2; Para l=0 (orbital s), ml solo puede ser cero, no 1. No es correcto.

	n	l	ml	ms
a	3	3	0	+1/2
b	3	0	1	-1/2