

TEMA 1. 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
G 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)

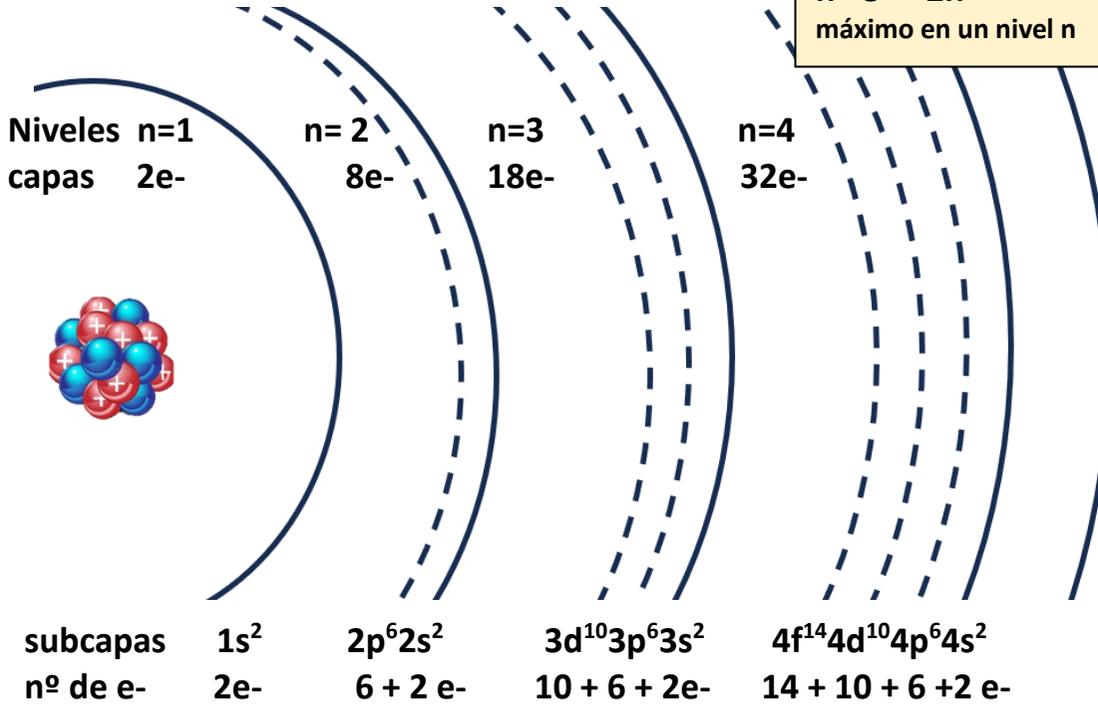
SERIES	ZERO GROUP	GROUP I R ₂ O	GROUP II RO	GROUP III R ₂ O ₃	GROUP IV RH ₄ RO ₂	GROUP V RH ₅ RO ₃	GROUP VI RH ₂ RO ₃	GROUP VII RH RO ₂	GROUP VIII RO ₄
0									
1		Hydrogen H = 1.008							
2	Helium He = 4.00	Lithium Li = 6.94	Gluicium (Beryllium) Gl = 9.1	Boron B = 11.0	Carbon C = 12.00	Nitrogen N = 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 A = 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	
8	Xenon Xe = 130.2	Caesium Cs = 132.81	Barium Ba = 137.37	Lanthanum La = 139.0	Cerium Ce = 140.25	Praesodymium Pr = 140.9	Neodymium Nd = 144.3		
9		Samarium Sa = 150.4		Gadolinium Gd = 157.3	Terbium Tb = 159.2		Erbium Er = 167.7		
10		Thulium Tm = 168.5		Ytterbium (Neoytterbium) 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 tardes y cuyas propiedades predijo con asombrosa aproximación.

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 Möller, 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 $\frac{A}{Z}X$ $\frac{12}{6}C$ $\frac{13}{6}C$ $\frac{14}{6}C$ 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

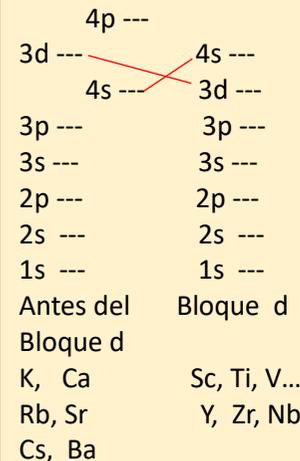
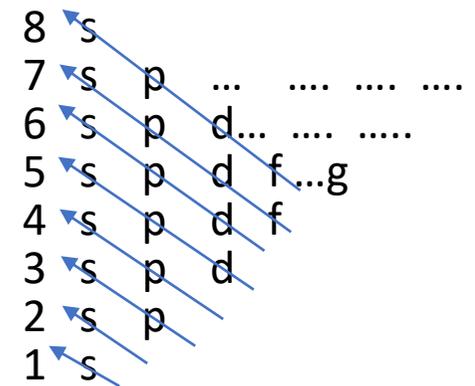


Diagrama de Möller.

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. $\uparrow\uparrow$ $\uparrow\downarrow$

3) **Regla de Hund**. En una subcapa p, d o f, los electrones se colocan lo más alejado posible entre ellos (mínima repulsión). no sí

Subcapa pp⁴ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow Subcapa dd⁶ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Determine la configuración electrónica de los siguientes especies, determinando grupo y período al que pertenecen, electrones de valencia y nº 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, M³⁺ se observa la participación de los orbitales f. Por ello se localizan en el bloque f. (f⁰, f¹, f² ...f¹⁴)

PROPIEDADES PERIÓDICAS.

DOS PARÁMETROS PARA EXPLICAR LA PERIODICIDAD: CARGA NUCLEAR EFECTIVA Y APANTALLAMIENTO

A) Variación en un período

Efecto del núcleo sobre los **electrones externos**

El más grande del período

.....4s²

Möller4s² 3d¹

Exper.3d¹ 4s²

Protón + e- Protón + e- Protón + e-

Electrones internos apantallan (σ) la carga del núcleo

La carga real que les llega a los e- externos es menor

$Z_{ef} = Z - \sigma$

Como los electrones internos se sitúan sobre la misma subcapa, se observa que no apantallan con mucha efectividad y la carga del núcleo se va notando cada vez más.

↓ Z_{ef} (disminuye) (disminuye) Z_{ef} ↑

En un período, de izquierda a derecha, **aumenta la carga nuclear efectiva (Z_{ef})** al aumentar el nº de protones, los electrones internos apantallan con poca efectividad **y, en consecuencia, los electrones externos son más atraídos por el núcleo, es decir,...**

(mucho) (menos)

- la nube de electrones se contrae y el tamaño del átomo disminuye (radio atómico)
- se necesita más energía para arrancar un electrón (energía de ionización) EI
- se atrae con más fuerza los electrones del enlace (electronegatividad); electronegativo/electropositivo $\chi_A > \chi_B$
- al ganar un electrón (para formar el anión) se hace más estable y se libera más energía (afinidad electrónica) AE
- no cede con facilidad los electrones y tiene un carácter metálico muy débil (es decir, se comporta como no metal)

B) Variación en un grupo

Efecto del núcleo sobre los **electrones externos**

3s² 3s² 3p¹⁻⁶

e- internos incorporados hasta llegar a 4s

4s² 4s² 3d¹⁻¹⁰ 4p¹⁻⁶

e- internos incorporados hasta llegar a 5s

5s² Los electrones internos se sitúan en subcapas distintas. Esta distribución hace que el apantallamiento sea más efectivo, por lo que la carga real del núcleo se va notando menos. La carga va aumentando pero el efecto del apantallamiento es mucho más notable.

6s²

↓ σ

En un grupo, de arriba hacia abajo, el **apantallamiento de los electrones interno es muy efectivo**, la carga real del núcleo (Z_{ef}) se va notando menos **y, en consecuencia, los electrones externos son menos atraídos por el núcleo, es decir,...**

- la nube de electrones se expande y el tamaño del átomo aumenta (radio atómico)
- se necesita menos energía para arrancar un electrón (energía de ionización)
- se atrae con menos fuerza los electrones del enlace (electronegatividad); electronegativo/electropositivo $\chi_A > \chi_B$
- al ganar un electrón (para formar el anión) habrá mayor repulsión entre los electrones, por lo que se hace menos estable y se libera menos energía (afinidad electrónica)
- cede con facilidad los electrones y tiene, por tanto, un mayor carácter metálico (se comporta como un metal)

↑ σ

PROPIEDADES PERIÓDICAS (P.P.)

1º) Tamaño de un átomo: el tamaño de un átomo está definido por el volumen aproximadamente esférico que genera la nube de electrones que lo contiene. Se definen en este contexto varios términos:

Radio atómico: distancia que va desde el núcleo atómico hasta el límite de la capa más externa del átomo (neutro). Este átomo tiene que estar aislado para no distorsionar su nube de electrones, normalmente se consigue con una muestra atomizada en estado vapor (radio atómico "de van der Waals")

Radio metálico: mitad de la distancia internuclear en una red de átomos metálicos.

Radio covalente: mitad de la distancia internuclear entre dos átomos enlazados covalentemente en una molécula diatómica homonuclear A---A. En un enlace heteronuclear A---B depende de la extensión de la nube de e-, oxidación...

Radio iónico: radio de un átomo cuando gana o pierde electrones, dando lugar a un catión o anión, y que conlleva un cambio de tamaño con respecto al átomo neutro.

Catión (+): radio menor que el del átomo neutro, mayor carga nuclear efectiva que conduce a la contracción de la nube de electrones.

Anión (-): radio mayor que el del átomo neutro, una mayor repulsión de los electrones conduce a la expansión de la nube de electrones.

Iones isoelectrónicos (mismo número de e-): cuanto mayor sea Z, mayor será la carga nuclear efectiva que siente los electrones y, en consecuencia, serán más atraídos. $B^{3+} 1s^2 2s^2 2p^1$ (Z=5 protones); y $Be^{2+} 1s^2 2s^2$ (Z=4 protones); iones: $1s^2$ (2 e- para Z=4 y Z=5).

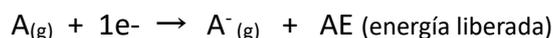
2º Electronegatividad (χ): fuerza con la que un átomo atrae los electrones del enlace en una molécula. $\chi_A > \chi_B$

A será más electronegativo (menos electropositivo) que B. El enlace está polarizado hacia A. $A \text{---} \uparrow \downarrow \text{---} B$

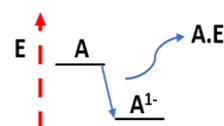
3º Energía de ionización: energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo (en su estado fundamental) en estado gaseoso y que conduce a un ion positivo. Cuanto más fuerte esté retenido el electrón, mayor será la energía que hay que aplicar para arrancarlo (ionizarlo). 1º E.I. < 2º E.I.



4º Afinidad electrónica: energía que se desprende cuando un átomo (con tendencia a ganar e-) acepta un electrón en estado gaseoso. Cuanto más fuerte se retiene, más estable se hace el anión formado y mayor será la energía liberada.



*Por definición este concepto se llama "Entalpía de ganancia electrónica", y el proceso inverso, la energía necesaria para arrancar un electrón de un anión es, realmente, la afinidad electrónica, de ahí que en los valores de AE dados en las tablas sean dados en positivos (energía que hay que aportar para arrancar un electrón a un anión en estado gas). **Aquí usaremos el convenio de arriba, AE como energía liberada.**



5º Carácter metálico: tendencia de un elemento a perder electrones. Cuanto menos atraído esté el electrón, mayor será su tendencia a cederlo. Tres categorías de elementos: metales, no metales y semimetales.

