

TABLA PERIÓDICA

- Capas electrónicas
- Electrones de valencia
- Aniones y cationes
- Propiedades periódicas
 - Carga nuclear efectiva
 - Radio atómico
 - Energía de ionización
 - Afinidad electrónica
 - Electronegatividad
- Metales, no metales y metaloides
- Tendencias en familias de elementos

Símbolos químicos:

Jöns Jacob von Berzelius (1779 - 1848, sueco)

Se dedicó a determinar la constitución elemental exacta de distintos compuestos.

Mediante cientos de análisis, proporcionó tantos ejemplos de la ley de las proporciones definidas que el mundo de la química no podría dudar más de su validez.

*Uno de sus mayores logros fue el de determinar **pesos atómicos**. La primera tabla de pesos atómicos de Berzelius, publicada en **1828**, puede confrontarse favorablemente con los valores aceptados hoy día, excepto en dos o tres elementos.*

Encontró que los pesos atómicos de los distintos elementos no son números enteros ni múltiplos enteros del peso atómico del hidrógeno.

Durante el siglo siguiente se publicaron cada vez mejores tablas de pesos atómicos, que confirmaron este hallazgo.



Estructura

Símbolos químicos:

ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Nitrogen	5	Barytes	68
Carbon	5	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Dalton

Berzelius vio que los círculos eran *superfluos* y que *bastaban las iniciales solas*.

Sugirió que cada elemento tuviese un **símbolo** válido tanto para representar el elemento en general como para un átomo del elemento, y que éste consistiese en principio en la inicial del nombre latino del elemento.

Si dos o más elementos poseían la misma inicial, podía añadirse una de las letras siguientes del nombre. Así se constituyeron los **símbolos químicos de los elementos**, y hoy día hay consenso sobre ellos y son **aceptados internacionalmente**.

Periodicidad

Estructura

Hacia 1830 se conocían 55 elementos diferentes.

Variaban extensamente en sus propiedades y parecía existir poco orden entre ellos.

¿Por qué había tantos? ¿cuántos más quedaban todavía por descubrir? ¿Diez? ¿Cien? ¿Mil? ¿Un número infinito?

Parecía importante buscar un orden en el conjunto de los elementos ya conocidos.

Quizá de esta manera podría encontrarse alguna razón que explicase su número, y justificar la variación de las propiedades que poseían.

Periodicidad

Estructura

Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849, alemán)

Fue el primero en captar un atisbo de orden en los elementos químicos.

En 1829 observó que el elemento **bromo** parecía tener propiedades que estaban justo a mitad de camino entre las del **cloro** y las del **yodo**, estos 3 elementos no sólo mostraban un orden progresivo en propiedades como color y reactividad, sino que el peso atómico del bromo parecía estar justo a medio camino entre los del cloro y el yodo. ¿Sería una coincidencia?



Triadas de Döbereiner

Cloro		Litio	Calcio	Azufre
Bromo		Sodio	Estroncio	Selenio
Yodo		Potasio	Bario	Teluro

Buscó otras infructuosamente.

Cinco sextas partes de los elementos conocidos no pudieron colocarse en ninguna triada. Esto hizo que los químicos decidieran que los hallazgos de Döbereiner eran mera coincidencia.

Periodicidad

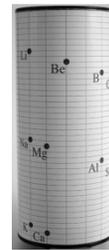
Estructura

Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois (1820-86, francés)

Ordenó los elementos según su peso atómico creciente y los distribuyó en un gráfico cilíndrico.

Los elementos semejantes se acomodaban en columnas verticales.

Publicó su trabajo, pero no su gráfico, y sus estudios pasaron inadvertidos



1862

John Alexander Reina Newlands

(1837-98, inglés)

Ordenó los elementos conocidos según sus pesos atómicos crecientes, y observó que este orden coincidía con el de las propiedades, al menos parcialmente.

Llamó a este ordenamiento la **ley de las octavas**



	N ^o							
H	1	F	8	Cl	15	Co	22	Br
Li	2	Na	9	K	16	Ca	23	Rb
Ga	3	Mg	10	Cu	17	Zn	24	Sr
B	4	Al	11	Cr	18	Y	24	Ce
C	5	Si	12	Ti	18	La	33	U
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Bi
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Po

1864

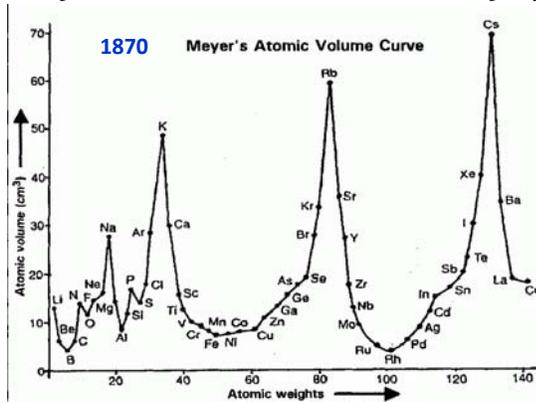
Periodicidad

Estructura

Julius Lothar Meyer (1830-95, alemán)

Se centró en los volúmenes atómicos, en lugar de en los pesos atómicos.

Al graficarlos en función de los pesos atómicos, se obtenían una serie de ondas que alcanzaban valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio y que se correspondían con el incremento en sus propiedades.



Cada descenso y subida correspondería a un período en la tabla de elementos. El segundo y tercer periodos comprendían siete elementos cada uno, y repetían la ley de las octavas de Newlands. Sin embargo, las dos ondas siguientes comprendían más de siete elementos, y esto demostraba claramente que Newlands había cometido un error.

Periodicidad

Estructura

Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907, ruso)

Había descubierto también el cambio en la longitud de los periodos de los elementos, pasando luego a demostrar las consecuencias de manera particularmente espectacular.



ОПЫТ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ВѢСѢ АТОМНОМЪ ВСѢХЪ И ЗНАЧЕНОМЪ СХОДСТВѢ.

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
		Ni = 59	Pd = 106,4	O = 198.
		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
		Zn = 65,2	Cd = 112	
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
	B = 11	Al = 27,1	? = 68	U = 116
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128,7
	F = 19	Cl = 35,4	Br = 80	I = 127
	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4
			Ca = 40	Sr = 87,4
			Ba = 137	Pb = 207.
			? = 45	Cs = 92
			?Er = 56	La = 94
			?Yt = 60	Di = 95
			?In = 75,4	Th = 118?

Д. Менделѣевъ

1869 1 año antes que Meyer

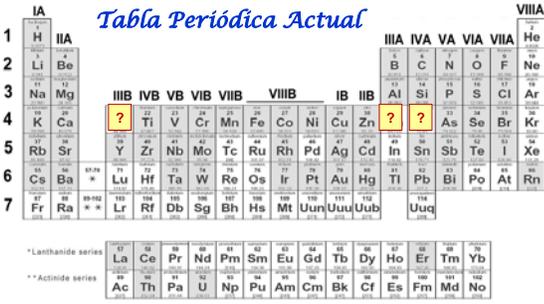
Estaba escribiendo su tesis en Alemania en la época en que se celebró el Congreso de Karlsruhe. Comenzó a estudiar la lista de elementos según su peso atómico creciente. Incluyó en su análisis el punto de vista de la valencia.

Li	Na	K	Ca	Rb	Ag	Cs	—	Tl
7	23	39	63,4	85,4	108	133	—	204
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba	—	Pb
B	Al	—	—	—	—	—	—	Bi?
C	Si	Ti	—	Zr	Sn	—	—	—
N	P	Y	As	Nb	Sb	—	—	—
O	S	—	Se	—	Te	—	—	—
F	Cl	—	Br	—	I	—	—	—
19	35,5	58	80	137	160	190	200.	

Descubrió que era necesario dejar huecos. En lugar de considerarlo como imperfecciones de la tabla, los tomó como representantes de elementos todavía no descubiertos.

Periodicidad
Estructura

Tabla Periódica Actual



*Lanthanide series
**Actinide series

En **1871** Mendeleiev se fijó de modo especial en tres **huecos** y predijo varias propiedades de tales elementos, estimando que la predicción debía hacerse a partir de las propiedades de los elementos situados encima y debajo de los huecos de la tabla.

El mundo de la química seguía siendo escéptico, y quizá hubiese continuado siéndolo si sus audaces predicciones no se hubiesen verificado de modo espectacular.

Paul Emile Lecoq de Boisbaudran
(1838-1912, francés)
Descubre el **Galio** en **1875**.



Lars Fredrick Nilson
(1840-1999, sueco)
Descubre el **Escandio** en **1879**.



Clemens Alexander Winkler
(1838-1904, alemán)
Descubre el **Germanio** en **1886**.



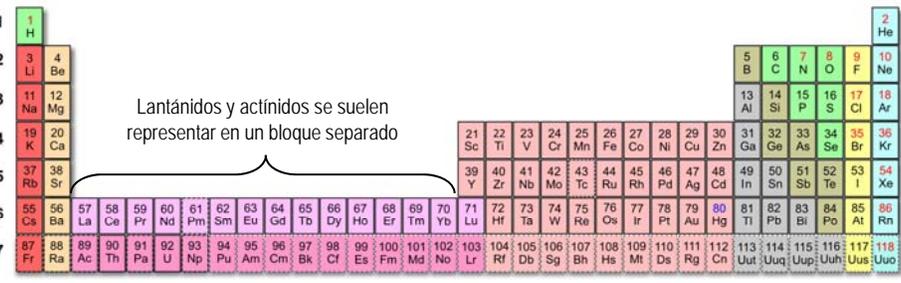
Después de esto nadie volvió a dudar de la validez de la tabla Periódica.

Periodicidad
Estructura

Forma larga de la Tabla Periódica

En general se encuentra en desuso

Lantánidos y actínidos se suelen representar en un bloque separado





State at standard temperature and pressure

Atomic number in red: gas
Atomic number in blue: liquid
Atomic number in black: solid

solid border: at least one isotope is older than the Earth (Primordial elements)
dashed border: at least one isotope naturally arise from decay of other chemical elements and no isotopes are older than the earth
dotted border: only artificially made isotopes (synthetic elements)
no border: undiscovered

Periodicidad **Estructura**

Tabla Periódica de los Elementos

1A-7A: Elementos representativos

Periodos = filas
Grupos (o familias) = columnas

1A-7A: Elementos representativos

- No metales
- Metales
- Metaloides
- Gases Nobles
- Halógenos
- Metales alcalinos
- Metales alcalino-térreos
- Metales de transición

1 H 1.00794	2 He 4.003																
3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.81	6 C 12.0107	7 N 14.00674	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797	11 Na 22.989770	12 Mg 24.3050	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948		
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938049	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.29
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93032	68 Er 167.26	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03588	92 U 238.0289	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	

Tierras raras Lantánidos Actínidos

Electrones de valencia **Estructura**

Configuraciones electrónicas de los elementos en el estado fundamental

Electrones de valencia

1 H 1.00794	2 He 4.003																
3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.81	6 C 12.0107	7 N 14.00674	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797	11 Na 22.989770	12 Mg 24.3050	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948		
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938049	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.29
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93032	68 Er 167.26	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03588	92 U 238.0289	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	

Electrones de valencia

Estructura

Electrones de valencia:

Son los electrones en el nivel electrónico más externo de un átomo (en el nivel con mayor valor de n).

Estos electrones son los que participan en los enlaces químicos

Elementos Representativos:

Grupo	Configuración	# de e- de valencia
1A	ns ¹	1
2A	ns ²	2
3A	ns ² np ¹	3
4A	ns ² np ²	4
5A	ns ² np ³	5
6A	ns ² np ⁴	6
7A	ns ² np ⁵	7
8A	ns ² np ⁶	8

Electrones de valencia

Estructura



Ejercicio

¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el átomo con la configuración de la capa de valencia ns²np⁴?

El total de electrones de valencia es de 6 (4 electrones p y 2 electrones s) por lo que pertenece al grupo 6A o grupo 16

Si n = 4, ¿qué elemento es?

n=4

1 H 1.00794																	2 He 4.003														
3 Li 6.941	4 Be 9.012182											5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0064	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797														
11 Na 22.98976928	12 Mg 24.304											13 Al 26.9815386	14 Si 28.0855	15 P 30.9737615	16 S 32.06	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948														
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938044	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80														
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc 98.90625	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.29														
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	58 Ce 140.90764	59 Pr 140.90764	60 Nd 144.242	61 Pm 144.91288	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.5001	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93032	70 Yb 173.054	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.078	79 Au 196.96655	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98038	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 Ds (269)	111 Rg (272)	112 Cn (277)	113 Nh (284)	114 Fl (289)	115 Mc (290)	116 Lv (293)	117 Ts (294)	118 Og (294)	119 Uue (295)	120 Uub (296)	121 Uut (297)	122 Uuq (298)	123 Uuq (299)	124 Uuq (301)	125 Uuq (302)	126 Uuq (303)	127 Uuq (304)	128 Uuq (305)	129 Uuq (306)	130 Uuq (307)	131 Uuq (308)	132 Uuq (309)

Aniones y cationes **Estructura**

Para los cationes de los metales de transición, siempre se pierden primero los electrones del orbital ns y después los electrones de los orbitales $(n-1)d$.
 Los metales de transición pueden adquirir varios estados de oxidación.

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 54.938040	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 121.760	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	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.242	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92534	66 Dy Dysprosium 162.5001	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93032	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967	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 192.222	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 (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (266)	110	111	112	113	114																					

$ns^2(n-1)d^1$

$ns^2(n-1)d^2$

$ns^2(n-1)d^3$

$ns^1(n-1)d^5$

$ns^2(n-1)d^5$

$ns^2(n-1)d^6$

$ns^2(n-1)d^7$

$ns^2(n-1)d^8$

$ns^1(n-1)d^{10}$

$ns^2(n-1)d^{10}$

Escriba la estructura electrónica de Ti^{3+} .

Estructura

Problemario

UNIDAD 1

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

105.- Para el átomo de Mg (12 electrones):

- Indicar la configuración electrónica en su estado basal.
- ¿Es paramagnético o diamagnético el átomo?
- Indicar un conjunto completo de números cuánticos (n, ℓ, m_ℓ, m_s) para cada uno de los electrones externos (de valencia).

106.- A partir de la configuración electrónica de B, Br, B^{3+} , Br^{-1} diga:

- ¿Cuál de las especies es paramagnética?
- ¿Cuántos electrones no apareados tiene cada uno de los átomos e iones anteriores?
- ¿Cuáles tienen configuración de gas noble? ¿De qué gas noble son isoelectrónicos?

107.- De los siguientes elementos señala cuáles de ellos son paramagnéticos y el número de electrones no apareados que contiene cada uno de ellos:

- Mg,
- P,
- Cl,
- Mn.

108.- Escriba el símbolo del gas noble que sea isoelectrónico con cada una de las siguientes especies:

- Br^- ,
- Mg^{2+} .

Estructura



Problematario

UNIDAD 1

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

109.- Dadas las configuraciones electrónicas de ciertos elementos identifique a que periodo de la tabla periódica (sin consultarla) pertenecen:

- $[\text{Xe}]6s^2$,
- $[\text{Ar}]4s^23d^1$,
- $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$.

110.- Dadas las configuraciones electrónicas de ciertos elementos identifique, sin consultar la tabla periódica, cuál es un gas noble, cuál es un halógeno, cuál es un elemento de transición y cuál es un alcalino:

- $[\text{Ar}]4s^1$,
- $1s^22s^22p^6$,
- $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$,
- $[\text{Ar}]4s^23d^2$.

111.- Escribe la fórmula (símbolo y carga) para cuatro átomos o iones que sean isoelectrónicos con cada uno de los siguientes iones:

- Br^- ,
- S^{2-} ,
- Xe ,
- Mg^{2+} ,

Estructura



Problematario

UNIDAD 1

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

112.- Agrupa las configuraciones electrónicas de los electrones de valencia de ciertos elementos dadas en cada inciso, de acuerdo a la similitud en sus propiedades químicas:

- $1s^2, 2s^22p^6, 4s^23d^{10}, 5s^24d^{10}, 5s^25p^4$.
- $2s^2, 2s^22p^4, 2s^22p^5, 4s^24p^4, 5s^2$.
- $1s^2, 2s^22p^6, 4s^24p^3, 6s^26p^3, 3s^23p^3$.
- $2s^1, 3s^23p^3, 3s^23p^4, 5s^25p^3, 4s^1$.

113.- Para cada uno de los siguientes elementos nuevos o no descubiertos, indica en qué grupo estarían y cuál sería la configuración electrónica para los electrones más externos (de valencia):

- 106,
- 114,
- 118.

114.- El elemento con $Z=110$ será:

- Un halógeno.
- Un actínido.
- Un gas inerte.
- Un metal de transición.

Propiedades periódicas**Estructura****Radio atómico:**

Es una medida del tamaño de los átomos, o también de los iones (*radio iónico*)

Como las nubes electrónicas son difusas también lo son los radios atómicos.

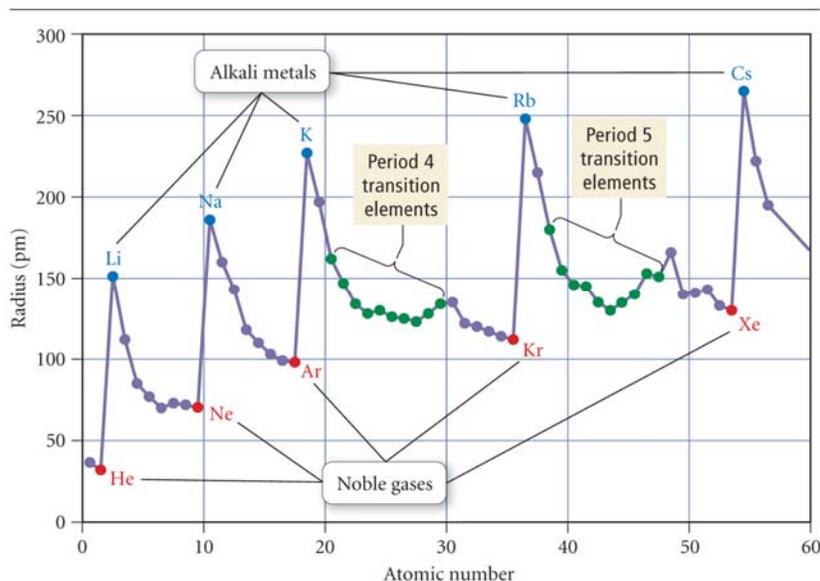
Por eso se han definido diferentes convenios para dar esta medida.

Los valores dependen del convenio utilizado.

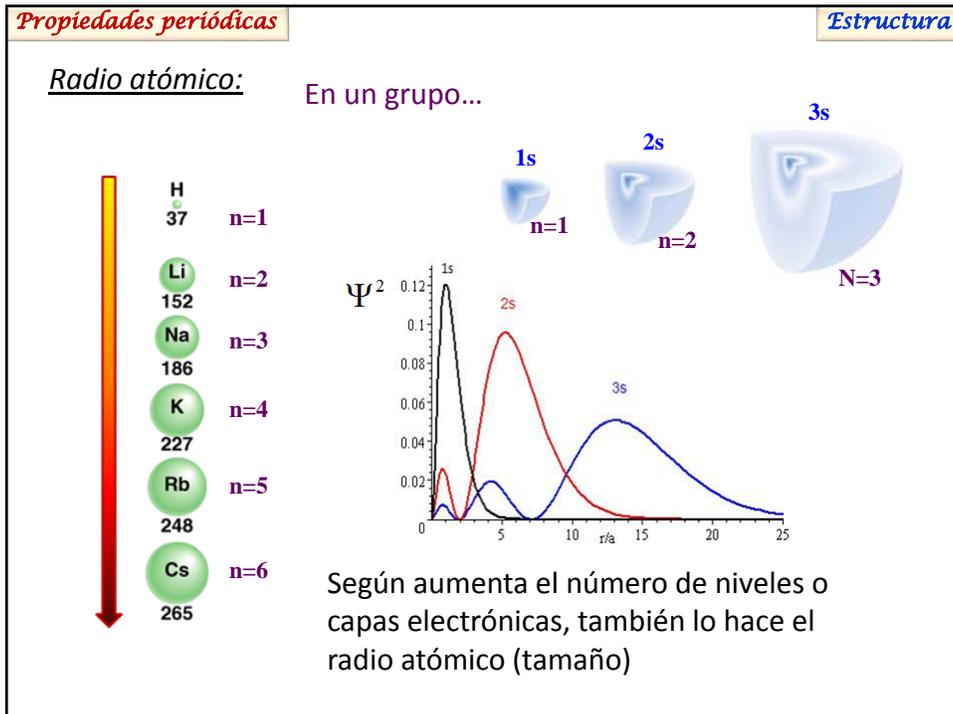
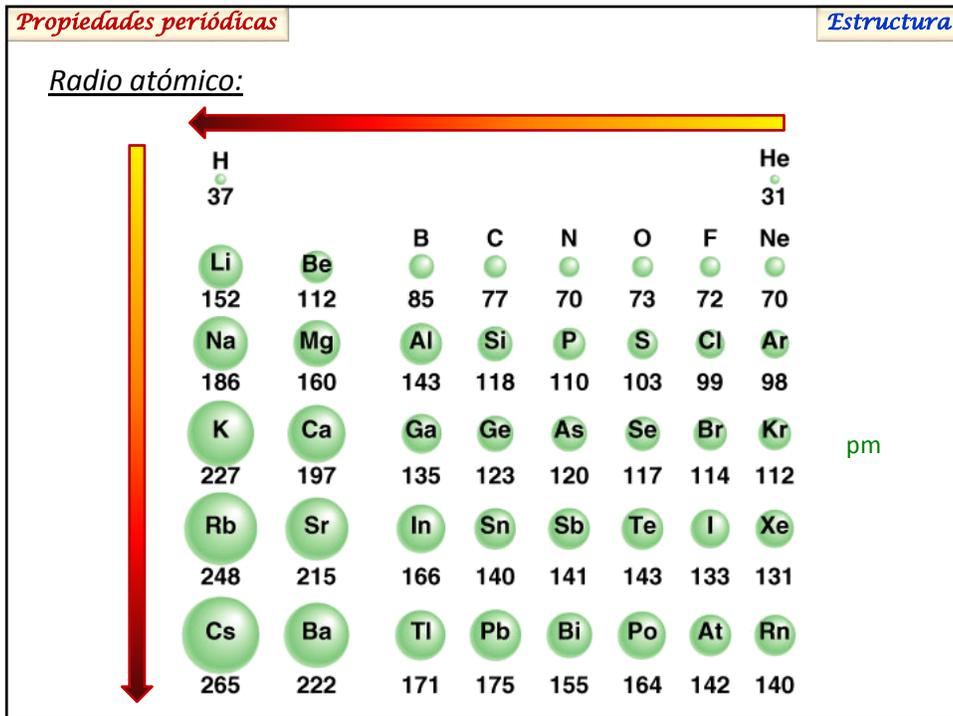
Los más comunes son: covalente, van der Waals y metálico.

Z	simbolo	van der Waals	Covalente (simple enlace)	Covalente (triple enlace)	Metálico
1	H	120	38	no data	
2	He	140	32	no data	
3	Li	182	134	no data	152
4	Be	153	90	85	112
5	B	192	82	73	
6	C	170	77	60	
7	N	155	75	54	
8	O	152	73	53	
9	F	147	71	53	
10	Ne	154	69	no data	
11	Na	227	154	no data	186
12	Mg	173	130	127	160
13	Al	184	118	111	143
14	Si	210	111	102	
15	P	180	106	94	
16	S	180	102	95	
17	Cl	175	99	93	
18	Ar	188	97	96	

pm

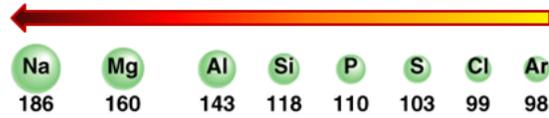
Propiedades periódicas**Estructura****Radio atómico:**

Copyright © 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.



Propiedades periódicasEstructuraRadio atómico:

En un periodo o fila...

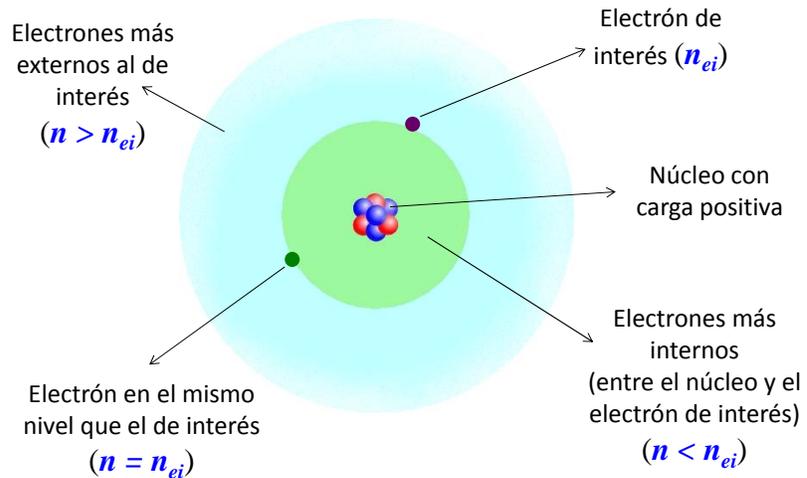


n del electrón más externo es el mismo, entonces ... ???

Carga nuclear efectiva

$$Z_{efec} = Z - \delta$$

↘ Constante de apantallamiento
↘ Carga nuclear

Propiedades periódicasEstructuraCarga nuclear efectiva

Propiedades periódicas

Estructura

Carga nuclear efectiva**REGLAS DE SLATER (Aproximación)**

- (1) $\delta=0$ por cada electrón más externo ($n > n_{ei}$)
- (2) $\delta=0.35$ por cada electrón en la misma capa ($n = n_{ei}$), excepto para el orbital 1s. En ese caso $\delta=0.30$
- (3) $\delta=0.85$ por cada electrón *s* ó *p* del nivel inmediato inferior ($n = n_{ei} - 1$)
- (4) $\delta=1.00$ por cada electrón más interno ($n \leq n_{ei} - 2$)
- (5) Si el electrón de interés es *d* ó *f*, $\delta=1.00$ por cada electrón más interno ($n < n_{ei}$)

J. C. Slater "Atomic shielding constants", *Phys. Rev.* 1930, 36, 57-64.

Propiedades periódicas

Estructura

Carga nuclear efectiva

Para los electrones más externos
En los elementos representativos

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H 1.00							2 He 1.69
3 Li 1.28	4 Be 1.91	5 B 2.42	6 C 3.14	7 N 3.83	8 O 4.45	9 F 5.10	10 Ne 5.76
11 Na 2.51	12 Mg 3.31	13 Al 4.07	14 Si 4.29	15 P 4.89	16 S 5.48	17 Cl 6.12	18 Ar 6.76

$$F_{el} = \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

A mayor carga nuclear efectiva, más fuertemente atraído está el electrón más externo y menor es el radio atómico

E. Clementi, D. L. Raimondi "Atomic Screening Constants from SCF functions"
J. Chem. Phys. 1963, 38, 2686-2689.

Propiedades periódicas

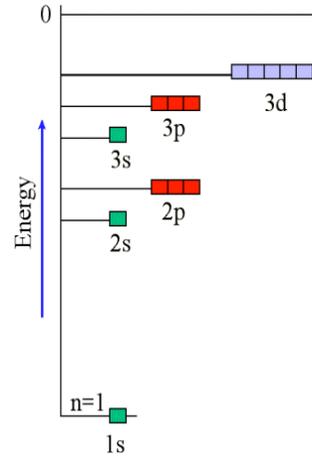
Estructura

Carga nuclear efectiva

Para los electrones en diferentes niveles y subniveles

Relación con la energía de los subniveles (o subcapas)

Z	n	1	2	2	3	3
		1s	2s	2p	3s	3p
1	H	1.00				
2	He	1.69				
3	Li	2.69	1.28			
4	Be	3.68	1.91			
5	B	4.68	2.58	2.42		
6	C	5.67	3.22	3.14		
7	N	6.66	3.85	3.83		
8	O	7.66	4.49	4.45		
9	F	8.65	5.13	5.10		
10	Ne	9.64	5.76	5.76		
11	Na	10.63	6.57	6.80	2.51	
12	Mg	11.61	7.39	7.83	3.31	
13	Al	12.59	8.21	8.96	4.12	4.07
14	Si	13.57	9.02	9.94	4.90	4.29
15	P	14.56	9.82	10.96	5.64	4.89
16	S	15.54	10.63	11.98	6.37	5.48
17	Cl	16.52	11.43	12.99	7.07	6.12
18	Ar	17.51	12.23	14.01	7.76	6.76



E. Clementi, D. L. Raimondi "Atomic Screening Constants from SCF functions" J. Chem. Phys. 1963, 38, 2686-2689.

Propiedades periódicas

Estructura

Radio iónico:

Grupo 1A		Grupo 2A		Grupo 3A		Grupo 6A		Grupo 7A	
Ion	Átomo	Ion	Átomo	Ion	Átomo	Ion	Átomo	Ion	Átomo
Li ⁺ 76	Li 152	Be ²⁺ 45	Be 112	B ³⁺ 23	B 85	O ²⁻ 140	O 73	F ⁻ 133	F 72
Na ⁺ 102	Na 186	Mg ²⁺ 66	Mg 160	Al ³⁺ 51	Al 143	S ²⁻ 184	S 103	Cl ⁻ 181	Cl 100
K ⁺ 151	K 227	Ca ²⁺ 100	Ca 197	Ga ³⁺ 62	Ga 135	Se ²⁻ 198	Se 119	Br ⁻ 196	Br 114
Rb ⁺ 161	Rb 248	Sr ²⁺ 126	Sr 215	In ³⁺ 80	In 167	Te ²⁻ 207	Te 142	I ⁻ 220	I 133

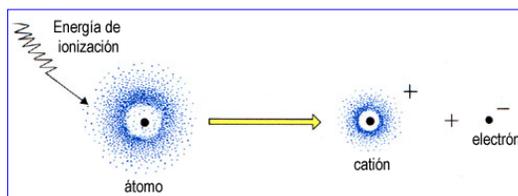
Los cationes son más pequeños que los átomos neutros, los aniones son más grandes que el átomo neutro

Propiedades periódicas

Estructura

Energía de ionización:

Energía mínima necesaria para remover un electrón de un átomo. (estado gaseoso y condiciones estándar de presión y temperatura, kJ/mol)



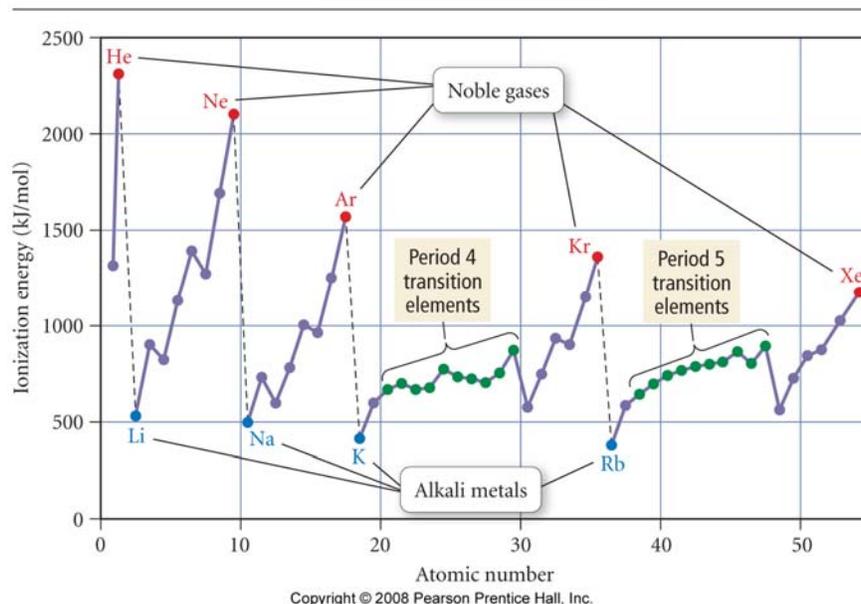
La primera energía de ionización se refiere al electrón más externo, la segunda al siguiente, y así sucesivamente.



Propiedades periódicas

Estructura

Energía de ionización:



Propiedades periódicas

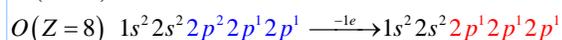
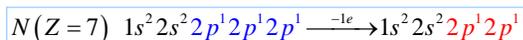
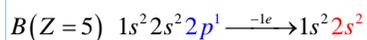
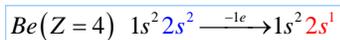
Estructura

Energía de ionización:

Mientras mayor sea la fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón que se quiere remover, mayor será la energía de ionización (a menor radio atómico mayor IE)

1A 1 H 1312	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A 2 He 2372
3 Li 520	4 Be 899	5 B 801	6 C 1086	7 N 1402	8 O 1314	9 F 1681	10 Ne 2081
11 Na 496	12 Mg 738	13 Al 578	14 Si 787	15 P 1012	16 S 1000	17 Cl 1251	18 Ar 1521

Tendencia general
Pero hay excepciones

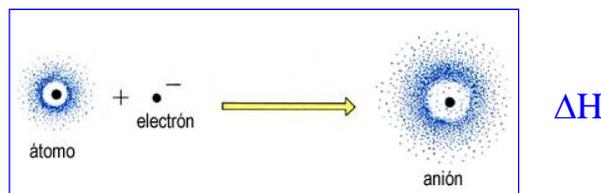


Propiedades periódicas

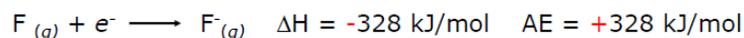
Estructura

Afinidad electrónica:

La energía absorbida o emitida para para formar un ión negativo a partir del átomo neutro (estado gaseoso y condiciones estándar de presión y Temperatura, kJ/mol).



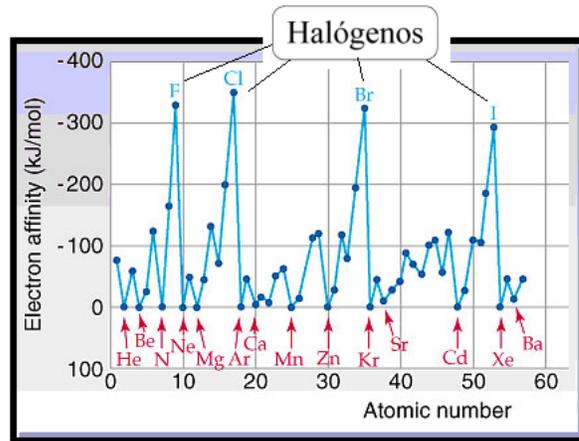
Convenio:
 $\text{EA} = -\Delta\text{H}$ Si el proceso es exotérmico ($\Delta\text{H} < 0$), $\text{EA} > 0$
 Si el proceso es endotérmico ($\Delta\text{H} > 0$), $\text{EA} < 0$



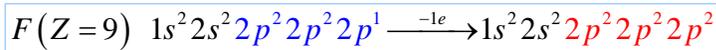
Propiedades periódicas

Estructura

Afinidad electrónica:



Convenio:
EA = ΔH



Propiedades periódicas

Estructura

Afinidad electrónica:

Mientras mayor sea la fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón adquirido, mayor será la afinidad electrónica, a menor radio atómico mayor EA (con el convenio EA = -ΔH)

→									
1A									8A
1									2
H									He
73									*
3	2A		3A	4A	5A	6A	7A		10
Li	Be		B	C	N	O	F		Ne
60	*		27	122	*	141	328		*
11	12		13	14	15	16	17		18
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl		Ar
53	*		42	134	72	200	349		*
* = 0									

Convenio:
EA = -ΔH

Para la afinidad electrónica hay abundantes excepciones a estas tendencias

Propiedades periódicas**Estructura****Electronegatividad:**

Es una medida de la atracción que ejerce un átomo sobre los electrones (densidad electrónica) de un enlace.

Hay diferentes formas de calcularla y los valores obtenidos con los diferentes métodos no son idénticos.

La electronegatividad no es estrictamente una propiedad atómica. No se refiere a un átomo aislado sino dentro de una molécula. Por tanto, puede variar ligeramente cuando varía el entorno químico de un mismo átomo en distintas moléculas.

Dos átomos con electronegatividades muy diferentes forman un enlace iónico.
Ejemplo: NaCl

Pares de átomos con diferencias pequeñas de electronegatividad forman enlaces covalentes polares, con la densidad electrónica atraída mayormente hacia átomo de mayor electronegatividad. Ejemplo: H₂O

Pares de átomos idénticos (igual electronegatividad) forman enlaces covalentes no polares, con la densidad electrónica igualmente repartida entre ambos.
Ejemplo: O₂

Propiedades periódicas**Estructura****Electronegatividad:**

1A		Pauling						8A
1	2A	3A	4A	5A	6A	7A	2	
H 2.1							He	
3 Li 1.0	4 Be 1.5	5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne	
11 Na 0.9	12 Mg 1.2	13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar	

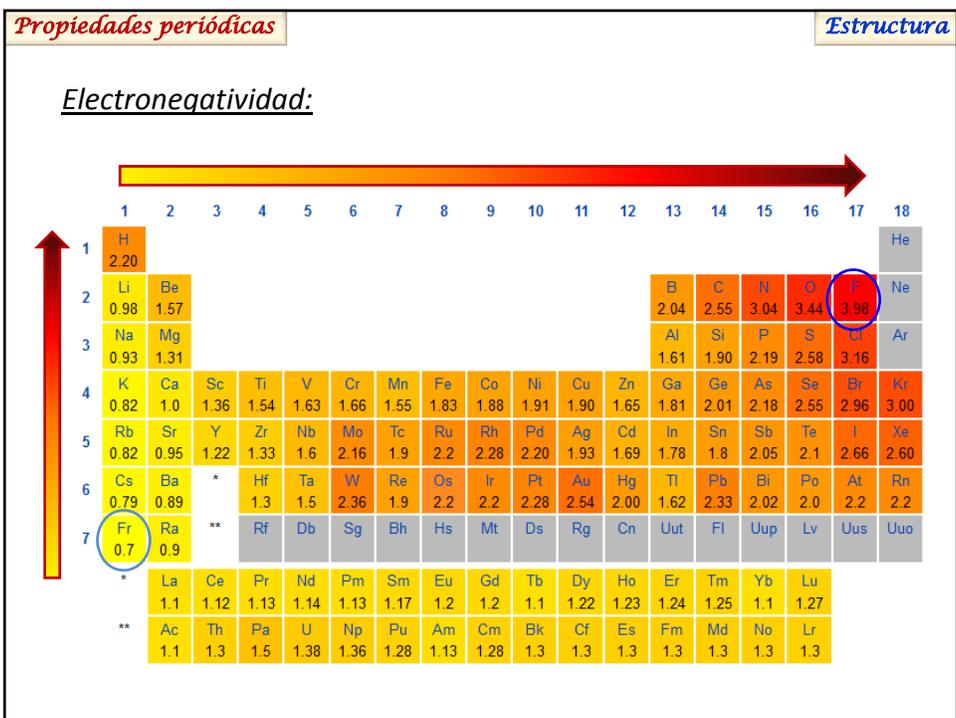
Covalente no polar:
 $\Delta EN < 0.4$

Covalente polar:
 $0.4 < \Delta EN < 1.7$

Iónico: $\Delta EN > 1.7$

1A		Mulliken						8A
1	2A	3A	4A	5A	6A	7A	2	
H 3.06							He	
3 Li 1.28	4 Be 1.99	5 B 1.83	6 C 2.67	7 N 3.08	8 O 3.21	9 F 4.42	10 Ne	
11 Na 1.21	12 Mg 1.63	13 Al 1.37	14 Si 2.03	15 P 2.39	16 S 2.65	17 Cl 3.54	18 Ar	

$EN = (EI + AE) / 2$



Propiedades periódicas *Estructura*

Resumiendo:

En un período:

- Radio atómico: Disminuye
- Carga nuclear efectiva: Aumenta
- Energía de Ionización: Aumenta
- Afinidad electrónica: Aumenta
- Electronegatividad: Aumenta

En un grupo:

- Radio atómico: Aumenta
- Carga nuclear efectiva: Disminuye
- Energía de Ionización: Disminuye
- Afinidad electrónica: Disminuye
- Electronegatividad: Disminuye

Las propiedades periódicas son el resultado de la estructura electrónica de los átomos de cada elemento

Propiedades periódicas **Estructura**

Recordando...

Tabla Periódica de los Elementos

1A-7A: Elementos representativos

- No metales
- Metales
- Metaloides
- Gases Nobles
- Halógenos
- Metales alcalinos
- Metales alcalino-térreos
- Metales de transición

1 1A H 1.00794	2 2A Li 6.941	3 3B Be 9.012182	4 4B B 10.811	5 5B C 12.0107	6 6A N 14.00674	7 7A O 15.9994	8 8A F 18.9984032	9 9A Ne 20.1797	10 10A Na 22.989770	11 11A Mg 24.3050	12 12A Al 26.981538	13 3A Si 28.0855	14 4A P 30.973761	15 5A S 32.066	16 6A Cl 35.4527	17 7A Ar 39.948	18 8A K 39.0983	19 1 Ca 40.078	20 2 Sc 44.955910	21 3 Ti 47.867	22 4 V 50.9415	23 5 Cr 51.9961	24 6 Mn 54.938049	25 7 Fe 55.845	26 8 Co 58.933200	27 9 Ni 58.6934	28 10 Cu 63.546	29 11 Zn 65.39	30 12 Ga 69.723	31 13 Ge 72.61	32 14 As 74.92160	33 15 Se 78.96	34 16 Br 79.904	35 17 Kr 83.80	36 18 Rb 85.4678	37 1 Sr 87.62	38 2 Y 88.90585	39 3 Zr 91.224	40 4 Nb 92.90638	41 5 Mo 95.94	42 6 Tc 98	43 7 Ru 101.07	44 8 Rh 102.90550	45 9 Pd 106.42	46 10 Ag 107.8682	47 11 Cd 112.411	48 12 In 114.818	49 13 Sn 118.710	50 14 Sb 121.760	51 15 Te 127.60	52 16 I 126.90447	53 17 Xe 131.29	54 18 Cs 132.90545	55 1 Ba 137.327	56 2 La 138.9055	57 3 Ce 140.116	58 4 Pr 140.90765	59 5 Nd 144.24	60 6 Pm 145	61 7 Sm 150.36	62 8 Eu 151.964	63 9 Gd 157.25	64 10 Tb 158.92534	65 11 Dy 162.50	66 12 Ho 164.93032	67 13 Er 167.26	68 14 Tm 168.93421	69 15 Yb 173.04	70 16 Lu 174.967	71 17 Fr 223	72 1 Ra 226	73 2 Ac 227	74 3 Th 232.0381	75 4 Pa 231.03888	76 5 U 238.0289	77 6 Np 237	78 7 Pu 244	79 8 Am 243	80 9 Cm 247	81 10 Bk 247	82 11 Cf 251	83 12 Es 252	84 13 Fm 257	85 14 Md 258	86 15 No 259	87 16 Lr 262
-------------------------	------------------------	---------------------------	------------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------	----------------------------	--------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------	---------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------	----------------------------	-------------------------	-------------------------	--------------------------	----------------------------	-------------------------	----------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------	----------------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------	-------------------------	----------------------------	-------------------------	----------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	--------------------------	----------------------------	--------------------------	-----------------------------	--------------------------	---------------------------	--------------------------	----------------------------	-------------------------	----------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------	----------------------	----------------------	---------------------------	----------------------------	--------------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------

Tierras raras: Ce-Lu
Lantánidos: Ce-La
Actínidos: Th-Lr

Propiedades periódicas **Estructura**

METALES:

- La mayoría tiene una apariencia brillante (brillo metálico)
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad
- En general son dúctiles (se pueden formar alambres) y maleables (se pueden formar láminas)
- Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, Hg)
- Suelen tener energías de ionización bajas y por eso tienden a formar cationes con facilidad. Como resultado en sus reacciones químicas se oxidan (pierden electrones)
- Los compuestos de metales con no metales tienden a ser sustancias iónicas.
- Los óxidos metálicos (se forman por la reacción de los metales con oxígeno) son básicos: forman hidróxidos en sus reacciones con el agua:

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(ac)} \quad \text{Ec. Neta: } O_{(ac)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2OH_{(ac)}^{-}$$
- Los óxidos metálicos reaccionan con los ácidos formando sal y agua:

$$NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O \quad \text{Ec. Neta: } OH_{(ac)}^{-} + H_{(ac)}^{+} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

Propiedades periódicas **Estructura**

CARÁCTER METÁLICO:

1 H Protio (1.00794)																	2 He Helio (4.003)
3 Li Litio (6.941)	4 Be Berilio (9.012182)											5 B Boro (10.811)	6 C Carbono (12.0107)	7 N Nitrógeno (14.00674)	8 O Oxígeno (15.9994)	9 F Flúor (18.9984032)	10 Ne Neón (20.1797)
11 Na Sodio (22.98976928)	12 Mg Magnesio (24.3050)											13 Al Aluminio (26.9815386)	14 Si Silicio (28.0855)	15 P Fósforo (30.973761)	16 S Azufre (32.066)	17 Cl Cloro (35.4527)	18 Ar Argón (39.948)
19 K Potasio (39.0983)	20 Ca Calcio (40.078)	21 Sc Escandio (44.9559109)	22 Ti Titanio (47.867)	23 V Vanadio (50.9415)	24 Cr Cromo (51.9961)	25 Mn Manganeso (54.938045)	26 Fe Hierro (55.845)	27 Co Cobalto (58.933200)	28 Ni Níquel (58.6934)	29 Cu Cobre (63.546)	30 Zn Zinc (65.39)	31 Ga Gallio (69.723)	32 Ge Germanio (72.61)	33 As Arsénico (74.92160)	34 Se Selenio (78.96)	35 Br Bromo (79.904)	36 Kr Kriptón (83.80)
37 Rb Rubidio (85.4678)	38 Sr Estroncio (87.62)	39 Y Yttrio (88.90585)	40 Zr Zirconio (91.224)	41 Nb Niobio (92.90638)	42 Mo Molibdeno (95.94)	43 Tc Technecio (98.9062)	44 Ru Rutenio (101.07)	45 Rh Rodio (102.90550)	46 Pd Paladio (106.42)	47 Ag Plata (107.8682)	48 Cd Cadmio (112.411)	49 In Indio (114.818)	50 Sn Estaño (118.710)	51 Sb Antimonio (121.760)	52 Te Teluro (127.60)	53 I Yodo (126.90447)	54 Xe Xenón (131.29)
55 Cs Cesio (132.90545)	56 Ba Bario (137.327)	57 La Lantano (138.9055)	58 Ce Cerio (140.12)	59 Pr Praseodimio (140.90765)	60 Nd Neodimio (144.24)	61 Pm Prometio (144.9128)	62 Sm Samario (150.36)	63 Eu Europio (151.964)	64 Gd Gadolinio (157.25)	65 Tb Terbio (158.92534)	66 Dy Dysprosio (162.50)	67 Ho Holmio (164.93033)	68 Er Erbio (167.26)	69 Tm Terencio (168.93421)	70 Yb Ytterbio (173.04)	71 Lu Lutecio (174.967)	
87 Fr Francio (223)	88 Ra RADIOACTIVO (226)	89 Ac ACTINOIDES (227)	90 Th Torio (232.0381)	91 Pa Protactinio (231.03688)	92 U Uranio (238.02891)	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curcio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)	

Propiedades periódicas **Estructura**

Grupo 1A $ns^1 (n \geq 2)$

Metales alcalinos

Reactividad:

Reacción con agua:

$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(ac)} + H_{2(g)}$

Reacción con oxígeno:

$4Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$
 $2Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_2_{(s)}$
 $K_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow KO_2_{(s)}$

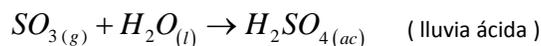
Aumenta la reactividad

Propiedades periódicas

Estructura

NO METALES:

- Varían mucho en su apariencia.
- No son brillantes y en general son malos conductores del calor y de la electricidad.
- En condiciones normales 7 no metales existen como moléculas diatómicas. De ellos 5 son gaseosos (H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂), 1 es líquido (Br₂), y 1 es un sólido volátil (I₂). Si además excluimos a los gases nobles, el resto de los no metales son sólidos.
- Sus afinidades electrónicas son altas por lo que tienden a ganar electrones (formar aniones) cuando reaccionan con los metales.
- Los compuestos formados sólo por no metales son en general sustancias moleculares (no iónicas).
- La mayoría de los óxidos no metálicos son ácidos: cuando reaccionan con agua forman ácidos:



Propiedades periódicas

Estructura

Grupo 7A ns² np⁵ (n ≥ 2)

Halógenos

Reactividad:



Cl₂ Br₂ I₂

Tienen altas afinidades electrónicas, por lo que tienden a ganar e- muy fácilmente formando aniones halogenuro.

En general mientras mayor su AE mayor su reactividad. Ej: CH₄ + X₂ → CH₃X + HX

ΔH (kcal/mol)	X= F	X=Cl	X=Br	X=I
	-103	-25	-7	+13

1 H 1.00794																	2 He 4.00260														
3 Li 6.941	4 Be 9.012182											5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.00643	8 O 15.9994	9 F 18.998403	10 Ne 20.1797														
11 Na 22.989769	12 Mg 24.3050											13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.060	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948														
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80														
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90547	54 Xe 131.29														
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	58 Ce 140.12	59 Pr 140.90766	60 Nd 144.242	61 Pm 144.91288	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92535	66 Dy 162.50033	67 Ho 164.93033	68 Er 167.259	69 Tm 168.93032	70 Yb 173.05468	71 Lu 174.96706	72 Hf 178.49	73 Ta 180.94788	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.078	79 Au 196.96657	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3871	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98039	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 264	108 Hs 265	109 Mt 266	110 Ds 271	111 Rg 272	112 Cn 277	113 Nh 284	114 Fl 289	115 Mc 290	116 Lv 293	117 Ts 294	118 Og 294

Aumenta la reactividad

Propiedades periódicas**Estructura****METALOIDES:**

- Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- Pueden tener algunas propiedades metálicas pero carecer de otras.

Metaloides				
13	14	15	16	17
3A	4A	5A	6A	7A
5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.0107	7 N Nitrógeno 14.00674	8 O Oxígeno 15.9994	9 F Fluorino 18.9984032
13 Al Aluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973761	16 S Azufre 32.066	17 Cl Cloro 35.4527
31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.61	33 As Arsénico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904
49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.60	53 I Yodo 126.90447
81 Tl Talio 204.3833	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatina (210)

Silicio



Tiene brillo metálico pero es quebradizo en vez de maleable, no conduce el calor, y la electricidad la conduce peor que los metales (semiconductor).

**PROBLEMARIO****Estructura****UNIDAD 2****CAPAS ELECTRÓNICAS Y TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS**

- 3.- ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos:
- De izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica?
 - De arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica?
- 5.- Define radio iónico. ¿Cómo cambia el tamaño de un átomo cuando se convierte en: a) un anión y b) un catión? Justifica tus respuestas.
- 7.- Ordena los siguientes elementos de acuerdo a radio atómico creciente:
- O, P, Si, Ge.
 - Mg, K, Na, Rb.
 - F, O, Ne, S.
 - Ca, Al, Mg, Ba.
- 9.- Indica el orden creciente de radio iónico para las especies O^{2-} , Na^+ , F^- y Mg^{2+} .
- 11.- En cada par de átomos ¿cuál tiene el mayor radio atómico?
- Na o K.
 - K o Ca.
 - Cl o Br.
 - Br o Cr.



PROBLEMARIO

UNIDAD 2

ENERGÍA DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA

- 28.- Dibuja un esquema de la tabla periódica y muestra las tendencias de la primera energía de ionización de los elementos en un grupo y en un periodo. ¿Qué tipo de elementos tienen las mayores energías de ionización y qué tipo de elementos tienen las menores energías de ionización?
- 30.- En general, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un determinado periodo. Sin embargo, el aluminio tiene una energía de ionización menor que el magnesio. Explica esta tendencia de comportamiento.
- 32.- Entre el Na y el Mg, ¿cuál tendrá la mayor energía de segunda ionización? Justifica tu respuesta.
- 37.- Especifica para cuál de los siguientes elementos se esperaría una mayor afinidad electrónica: He, K, Co, S, o Cl.
- 41.- Para un átomo cuyo valor de energía de ionización es elevado determina si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
- La afinidad electrónica es baja.
 - Los electrones de valencia están débilmente unidos.
 - El elemento tiene propiedades metálicas.
 - Los electrones de valencia están fuertemente unidos.
- 44.- ¿Cuál miembro de cada par tiene la mayor afinidad electrónica exotérmica?
- Ar o Cl;
 - F u O;
 - Br o Ge;
 - Al o Mg.



PROBLEMARIO

UNIDAD 2

METALES, NO METALES Y METALOIDES

- 47.- De los siguientes elementos: Li, Mg, As, O, F, Ar, V, y Nb, ¿cuáles esperarías que fueran buenos conductores del calor y la electricidad?
- 48.- El arreglo de Al, Si y P en orden de su habilidad para conducir electricidad es:
- Si>Al>P,
 - Al>Si>P,
 - Si>P>Al,
 - Al>P>Si.
- 49.- Si la configuración electrónica de un elemento es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$. ¿Cuáles de las siguientes propiedades se le pueden asociar?
- Lustre.
 - Baja conductividad eléctrica.
 - Mal conductor del calor.
 - Alta conductividad eléctrica.
- 50.- Dados tres elementos con las siguientes configuraciones
- $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$,
 - $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$
 - $[\text{Ne}]3s^2$,
- indique:
- ¿Cuál no es lustroso?
 - ¿Cuál es maleable?
 - ¿Cuál es un semiconductor eléctrico?