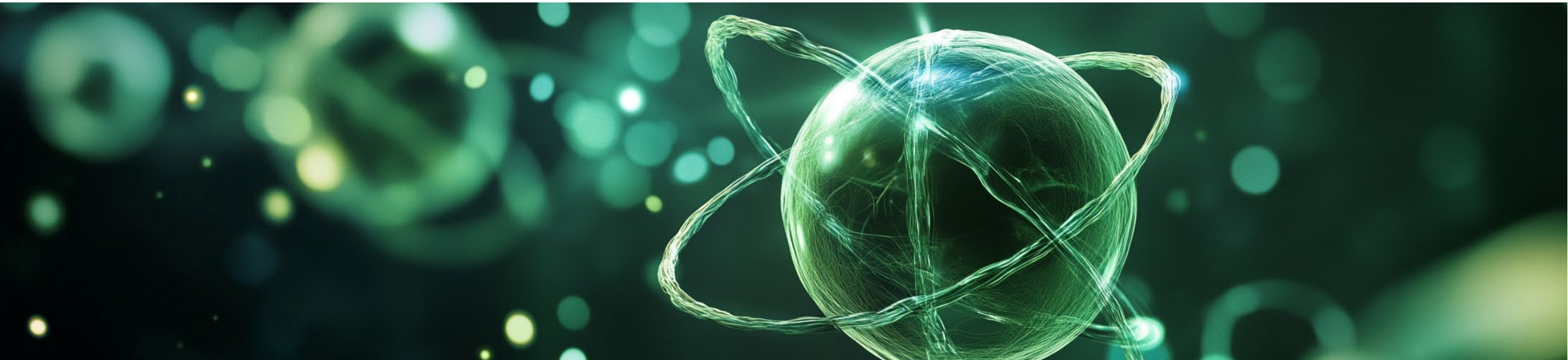


ESTRUCTURA DE LA MATERIA

TABLA PERIÓDICA

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



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.

ELEMENTS					
	Hydrogen	1^{wz}		Strontian	46^{we}
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	$5\frac{1}{2}$		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.

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.



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?



Li Litio 6.94 u	Ca Calcio 40.08 u	Cl Cloro 35.45 u gas	S Azufre 32.06 u
↓	↓	↓	↓
Na Sodio 22.99 u $\approx (6.94 + 39.10)/2 = 23.02$	Sr Estroncio 87.62 u $\approx (40.08 + 137.33)/2 = 88.71$	Br Bromo 79.90 u líquido	Se Selenio 78.96 u $\approx (32.06 + 127.60)/2 = 79.83$
↓	↓	↓	↓
K Potasio 39.10 u	Ba Bario 137.33 u	I Yodo 126.90 u sólido	Te Teluro 127.60 u

Buscó otras infructuosamente.

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

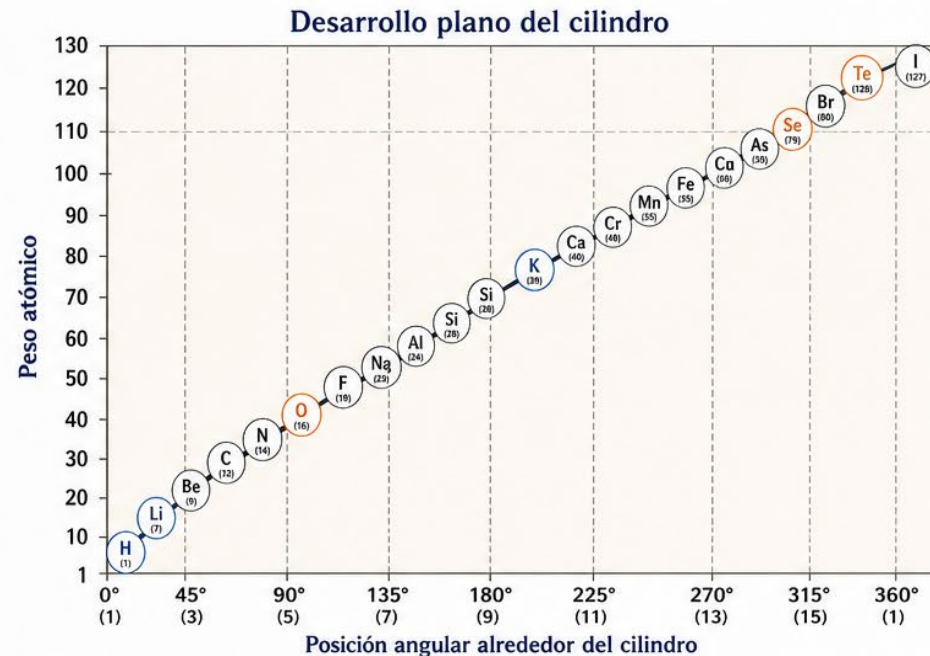
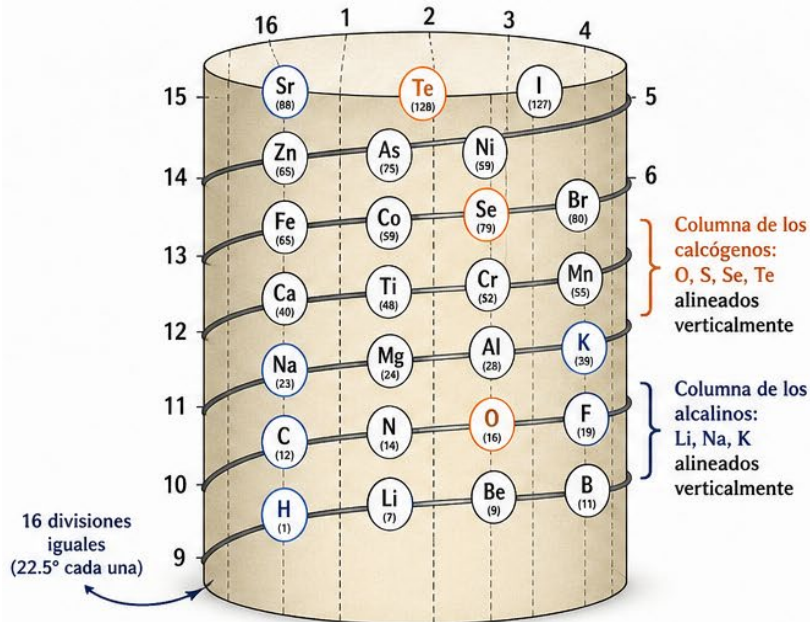
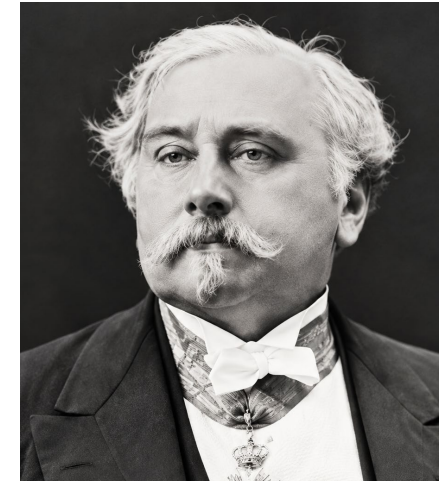
Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois

(1820-86, francés)

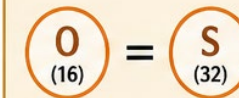
Ordenó los elementos según su peso atómico creciente y los distribuyó en un gráfico cilíndrico.

Los elementos semejantes se acomodaban en columnas verticales.

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



Ordenó 62 elementos por peso atómico creciente en una hélice cilíndrica. Cada vuelta = 16 unidades de masa.



Elementos de propiedades similares caían en la misma línea vertical — anticipando la periodicidad química.



Publicó el texto en 1862, pero omitió el gráfico cilíndrico. Su trabajo pasó inadvertido hasta que Mendeleev publicó su tabla en 1869.

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**

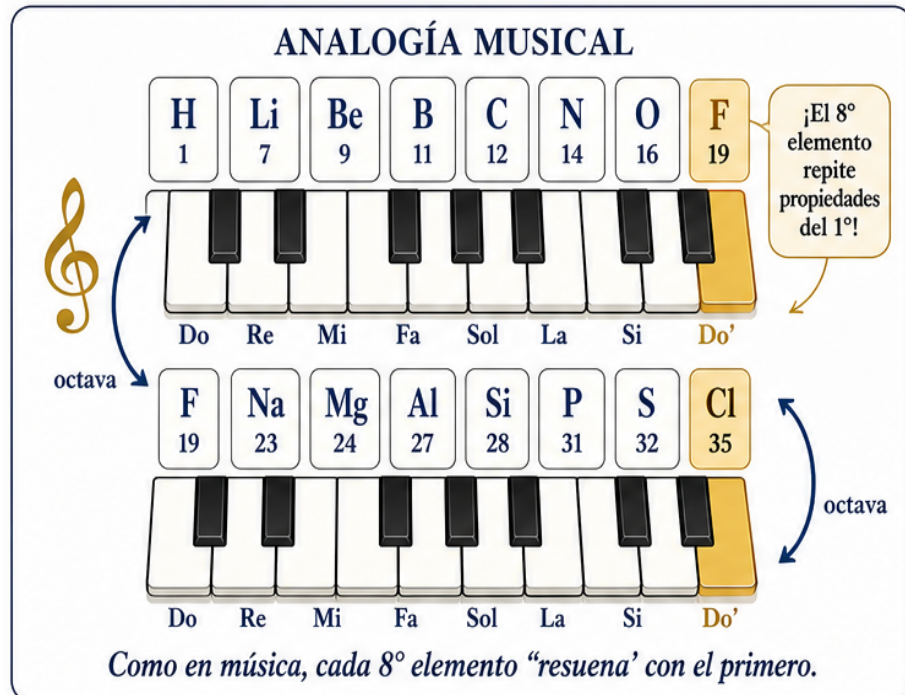
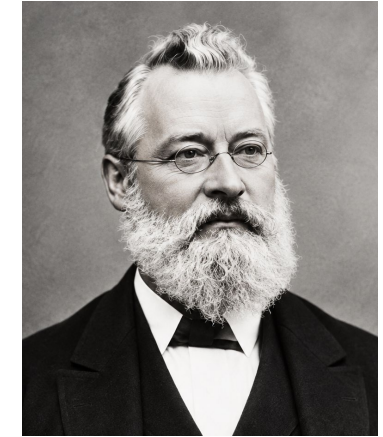


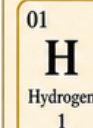
TABLA DE NEWLANDS (1865)

No.	1	2	3	4	5	6	7
1	H (1)	Li (7)	Be (9)	B (11)	C (12)	N (14)	O (16)
2	F (19)	Na (23)	Mg (24)	Al (27)	Si (28)	P (31)	S (32)
3	Cl (35)	K (39)	Ca (40)	Cr (52)	Ti (48)	Mn (55)	Fe (56)
4	Co/Ni (59)	Cu (63)	Zn (65)	Y (68)	In (75)	As (75)	Se (79)
5	Br (80)	Rb (85)	Sr (88)	Ce/La (92)	Zr (90)	Di/Mo (96)	Ro/Ru (104)
6	Pd (106)	Ag (108)	Cd (112)	U (116)	Sn (118)	Sb (122)	Te (128)
7	I (127)	Cs (133)	Ba/V (137)	Ta (182)	W (184)	Nb (94)	Au (197)

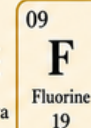
Elementos similares en la misma columna.



Ordenó 62 elementos conocidos por peso atómico creciente en filas de 7. Cada 8º elemento repetía las propiedades del primero, como las notas de la escala musical.



≡
octava



La periodicidad era real, aunque imperfecta. Newlands fue el primero en enunciar formalmente la repetición periódica de propiedades.

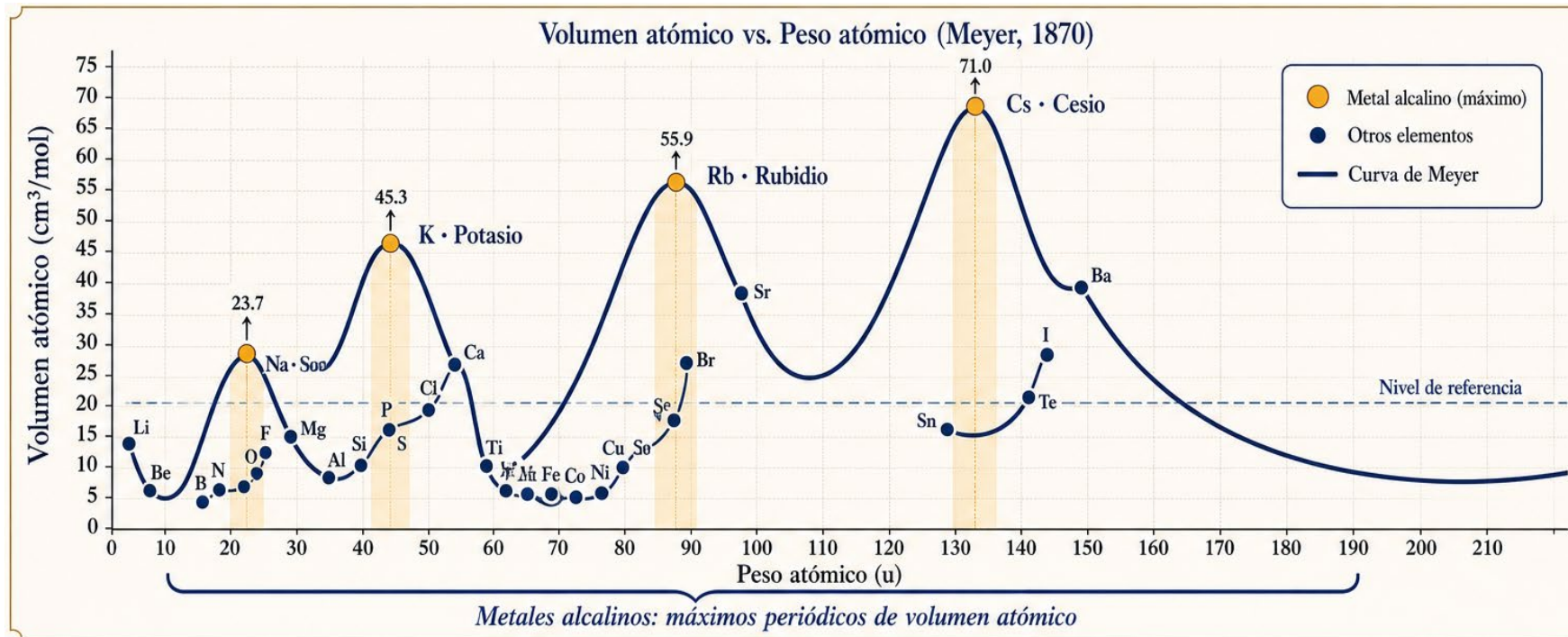
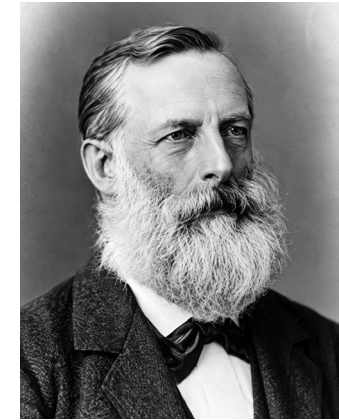


En 1866 la Chemical Society rechazó publicar su trabajo y un colega le preguntó irónicamente si había probado ordenarlos alfabéticamente. Fue reconocido en 1887 con la Medalla Davy.

Julius Lothar Meyer (1830-95, alemán)

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

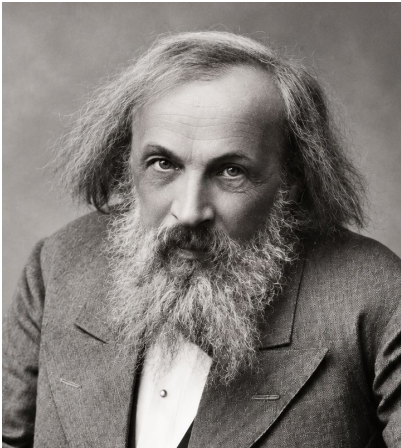
Al graficarlos en función de los pesos atómicos, se obtenían una serie de ondas que alcanzaban valores máximos en los metales alcalinos: sodio, potasio, rubidio y cesio y que se correspondían con el incremento en sus propiedades.



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.

Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1834-1907, ruso)

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



Períodos cortos: 7 elementos

Períodos largos: 17 elementos

Cambio en la longitud de los períodos → clave de la estructura

Período	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A				0	
1	H hidrógeno 1											— desconocidos en 1871	
2	Li litio 7	Be berilio 9,4	B boro 11	C carbono 12	N nitrógeno 14	O oxígeno 16	F flúor 19					— desconocidos en 1871	
3	Na sodio 23	Mg magnesio 24,3	Al aluminio 27,3	Si silicio 28	P fósforo 31	S azufre 32	Cl cloro 35,5					— desconocidos en 1871	
4	K potasio 39,1	Ca calcio 40,1	?=44 (eka-boro)	Ti titanio 48	V vanadio 51,2	Cr cromo 52,0	Mn manganeso 54,9	Fe hierro 55,9	Co cobalto 58,9	Ni níquel 58,7	Cu cobre 63,5	Br bromo 79,9	— desconocidos en 1871
5	Rb rubidio 85,5	Sr estrancio 87,6	?=68 (eka-aluminio)	Zr circonio 90	Nb niobio 94	Mo molibdeno 96	Tc tecnecio (97)	Ru rutenio 101,1	Rh rodio 102,9	Pd paladio 106,2	Ag plata 107,9	I yodo 126,9	— desconocidos en 1871
6	Cs cesio 132,9	Ba bario 137,3		?=72 (eka-silicio)	Ta tántalo 182	W tungsteno 184							— desconocidos en 1871
7		(La) lantano 138											— desconocidos
8		Ce cerio 140											— desconocidos
9		? (Di) didimio											— desconocidos
10													— desconocidos
11		? (Er) erbio											— desconocidos
12		? (Yb) iterbio											— desconocidos

Huecos =
elementos aún
no descubiertos

Huecos = elementos aún no descubiertos

Ordenó 63 elementos conocidos en 1869 por peso atómico creciente y agrupó los de propiedades similares en columnas verticales (grupos), enunciando la Ley Periódica.

Descubrió que los períodos cambian de longitud: los primeros son cortos (7 elementos) y los siguientes son largos (17 elementos), revelando la estructura profunda de la materia.

Cuando un elemento no encajaba en su lugar lógico, Mendeleev dejaba un hueco. Consideró esos huecos no como errores, sino como predicciones de elementos todavía no descubiertos.

01 Eka-Boro → Escandio (Sc)

Predicho: 1871 · Descubierto: 1879 (L. F. Nilson, Suecia)

Propiedad	Predicción (Mendeléiev)	✓	Descubrimiento (experimental)
Peso atómico	~44	✓	44.96
Densidad (g/cm³)	~3.5		2.99
Fórmula óxido	Eb ₂ O ₃		Sc ₂ O ₃
Carácter	Metálico		Metálico
Color	Gris claro		Gris plateado



Nilson lo descubrió en minerales escandinavos de euxenita.



1869

Mendeléiev publica su tabla



1871

Predice eka-boro, eka-aluminio, eka-silicio

02 Eka-Aluminio → Galio (Ga)

Predicho: 1871 · Descubierto: 1875
(P. E. Lecoq de Boisbaudran, Francia)

Propiedad	Predicción (1871)	✓	Descubrimiento (experimental)
Peso atómico	~68	✓	69.72
Densidad (g/cm³)	~5.9		5.91
Punto de fusión	Bajo		29.8 °C
Fórmula óxido	Ea ₂ O ₃		Ga ₂ O ₃
Soluble en ác./base	Sí		Sí



Lecoq lo descubrió por espectroscopía en la blenda de zinc.



1875

Lecoq descubre el Galio ✓



1879

Nilson descubre el Escandio ✓

03 Eka-Silicio → Germanio (Ge)

Predicho: 1871 · Descubierto: 1886
(C. A. Winkler, Alemania)

Propiedad	Predicción (1871)	✓	Descubrimiento (experimental)
Peso atómico	~72	✓	72.63
Densidad (g/cm³)	~5.5		5.35
Fórmula óxido	EsO ₂		GeO ₂
Densidad óxido	~4.7		4.70
Color	Gris		Gris metálico



Winkler lo descubrió en el mineral argirodita.



1886

Winkler descubre el Germanio ✓



1907

Muerte de Mendeléiev



Mendeléiev no solo describió los elementos conocidos: predijo con exactitud las propiedades físicas y químicas de tres elementos desconocidos, que fueron confirmados experimentalmente en un plazo de 15 años.



La verificación del Galio en 1875 convenció a la comunidad científica: su densidad real (5.91) coincidía casi exactamente con la predicha (5.9). La Ley Periódica era correcta.



Paradójicamente, Mendeléiev no recibió el Premio Nobel de Química. En 1906 perdió la votación por un solo voto frente a Henri Moissan. Murió en 1907.



NOTA:

«Eka» proviene del sánscrito y significa «uno» o «el primero más allá de». Eka-X designa el elemento situado inmediatamente debajo de X en la tabla, que debería comportarse de forma similar pero con mayor peso atómico.

एक

En general se encuentra en desuso

Lantánidos y actínidos se suelen representar en un bloque separado

Alkali metals	Alkaline earth metals	Lanthanides	Actinides	Transition metals
Poor metals	Metalloids	Nonmetals	Halogens	Noble gases

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

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

Tabla Periódica de los Elementos

Períodos = filas
Grupos (o familias) = columnas

1 1A	2 2A	1A-7A: Elementos representativos										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H Hydrogen 1.00794	4 Be Beryllium 9.012182	No metales Metales Metaloides Gases Nobles Halógenos Metales alcalinos Metales alcalino-térreos Metales de transición										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 Necn 20.1797
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	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 121.760	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	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)	113	114				
Tierras raras		Lantánidos															
		Actínidos															
		58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.24	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 162.50	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93421	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.967		
		90 Th Thorium 232.0381	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)		

Electrones de valencia

[illegible]

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:

<u>Grupo</u>	<u>Configuración</u>	<u># de e- de valencia</u>
1A	ns^1	1
2A	ns^2	2
3A	ns^2np^1	3
4A	ns^2np^2	4
5A	ns^2np^3	5
6A	ns^2np^4	6
7A	ns^2np^5	7
8A	ns^2np^6	8

EJERCICIO:



¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el átomo con la configuración de la capa de valencia ns^2np^4 ?

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?

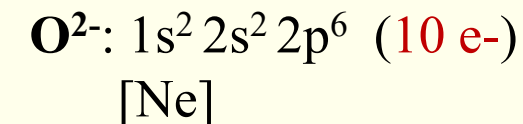
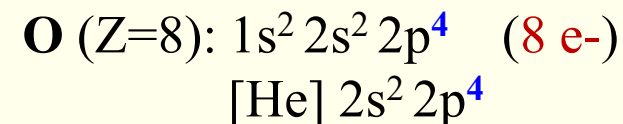
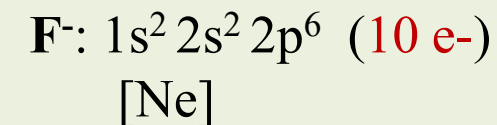
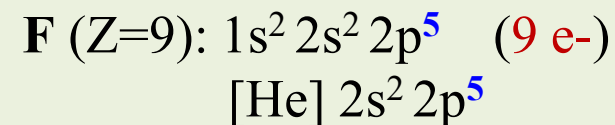
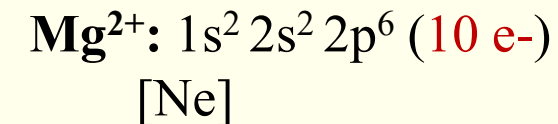
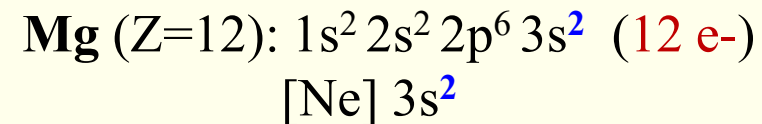
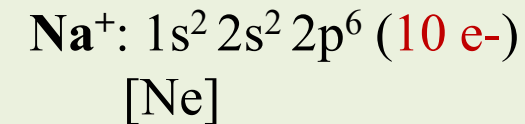
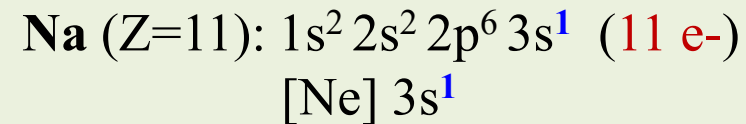
n=4	1 H Hydrogen 1.00794																	2 He Helium 4.003				
	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182															5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797
	11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050															13 Al Aluminum 26.981538	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973761	16 S Sulfur 32.06	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 121.760	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	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)	113	114								

Regresando a los iones ...

Catión (X^+): se forma cuando un átomo en su estado basal pierde un electrón. El más favorable (el catión de menor energía) es el que se forma al perder al electrón más externo.

Anión (X^-): se forma cuando un átomo en su estado basal gana un electrón. El más favorable (el anión de menor energía) es en el que este electrón extra ocupa el nivel y subnivel de menor energía que esté disponible.

Ejemplos:



Cationes y aniones más comunes de los elementos representativos:

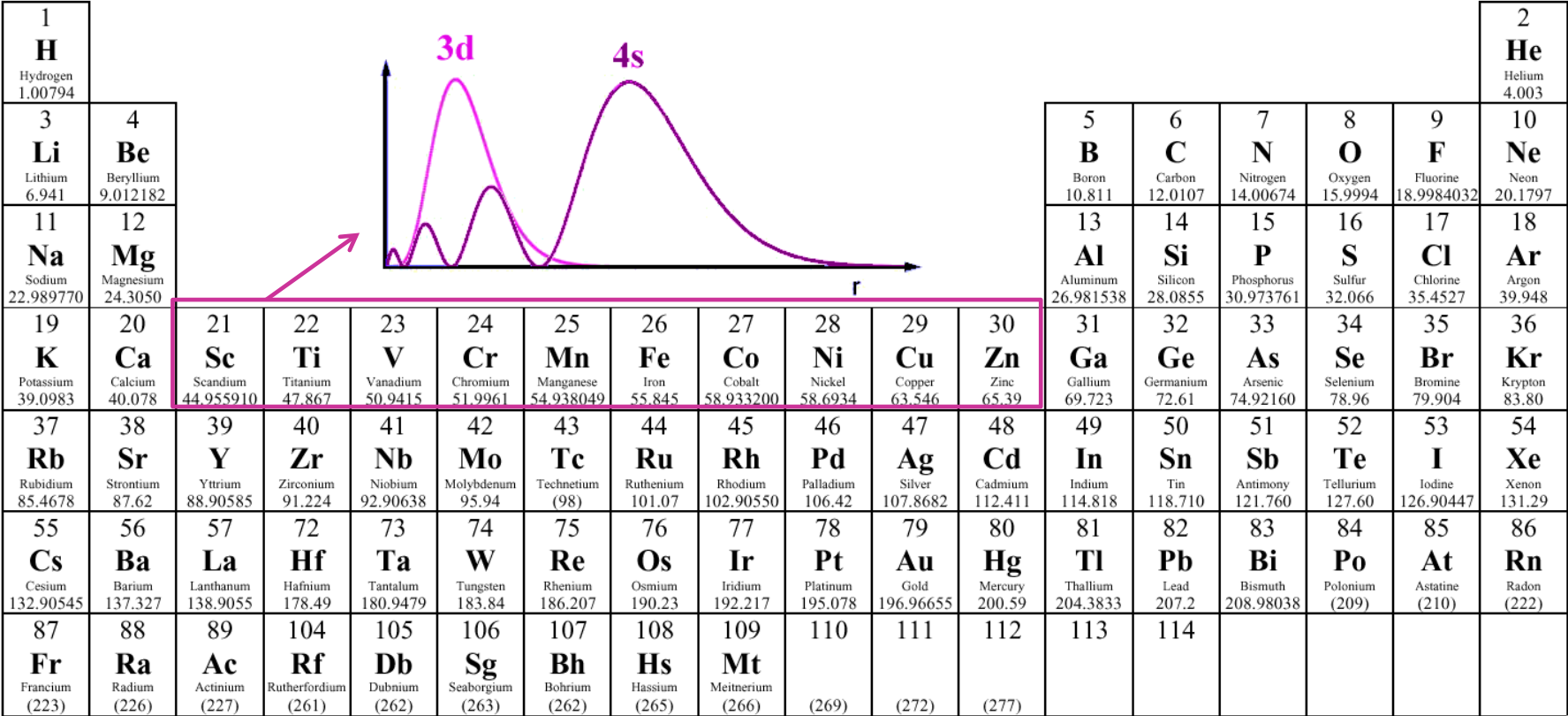
+1		Na⁺: [Ne] Mg²⁺: [Ne] Al³⁺: [Ne] N³⁻: [Ne] O²⁻: [Ne] F⁻: [Ne] Estos iones son isoelectrónicos con el Ne (10 e-)										+3		-3		-2		-1		2							
1 H Hydrogen 1.00794											4 Be Beryllium 9.012182											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797
3 Li Lithium 6.941											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
11 Na Sodium 22.989770	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 121.760	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	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)	113	114														
ns ¹		ns ²												ns ² np ¹		ns ² np ²		ns ² np ³		ns ² np ⁴		ns ² np ⁵		ns ² np ⁶			

EJERCICIO:

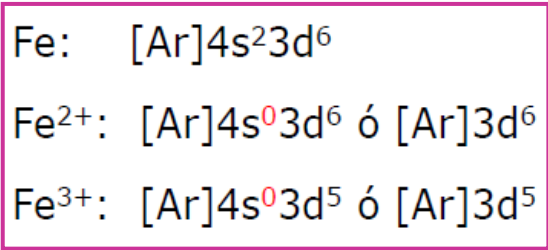


Escriba la estructura electrónica de Ca²⁺ y Cl⁻. ¿con que elementos son isoelectrónicos?

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.



$ns^2(n-1)d^1$
 $ns^2(n-1)d^2$
 $ns^2(n-1)d^3$
 $ns^1(n-1)d^5$
 $ns^2(n-1)d^5$
 $ns^2(n-1)d^6$
 $ns^2(n-1)d^7$
 $ns^2(n-1)d^8$
 $ns^1(n-1)d^{10}$
 $ns^2(n-1)d^{10}$



EJERCICIO:



Escriba la estructura electrónica de Ti³⁺.

EJERCICIOS:



UNIDAD 1

TABLA PERIÓDICA Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

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

- a) Indicar la configuración electrónica en su estado basal.
- b) ¿Es paramagnético o diamagnético el átomo?
- c) 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:

- a) ¿Cuál de las especies es paramagnética?
- b) ¿Cuántos electrones no apareados tiene cada uno de los átomos e iones anteriores?
- c) ¿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:

- a) Mg,
- b) P,
- c) Cl,
- d) Mn.

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

- a) Br^- ,
- b) Mg^{2+} .

EJERCICIOS:



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:

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

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:

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

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

- a) Br^- ,
- b) S^{2-} ,
- c) Xe ,
- d) Mg^{2+} ,

EJERCICIOS:



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:

- a) $1s^2, 2s^2 2p^6, 4s^2 3d^{10}, 5s^2 4d^{10}, 5s^2 5p^4$.
- b) $2s^2, 2s^2 2p^4, 2s^2 2p^5, 4s^2 4p^4, 5s^2$.
- c) $1s^2, 2s^2 2p^6, 4s^2 4p^3, 6s^2 6p^3, 3s^2 3p^3$.
- d) $2s^1, 3s^2 3p^3, 3s^2 3p^4, 5s^2 5p^3, 4s^1$.

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):

- a) 106,
- b) 114,
- c) 118.

114.- El elemento con $Z=110$ será:

- a) Un halógeno.
- b) Un actínido.
- c) Un gas inerte.
- d) Un metal de transición.

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.

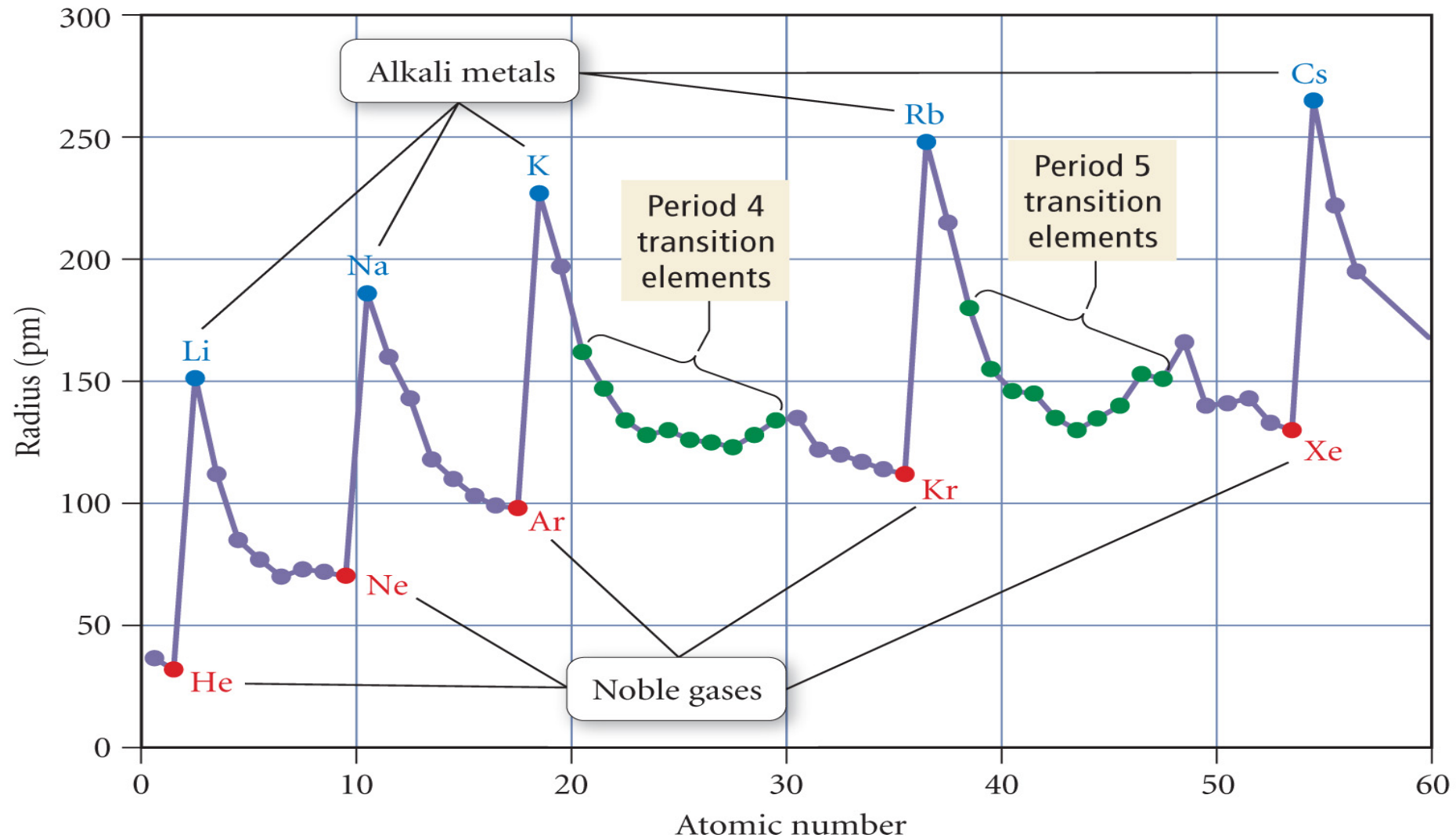
Los valores dependen del convenio utilizado.

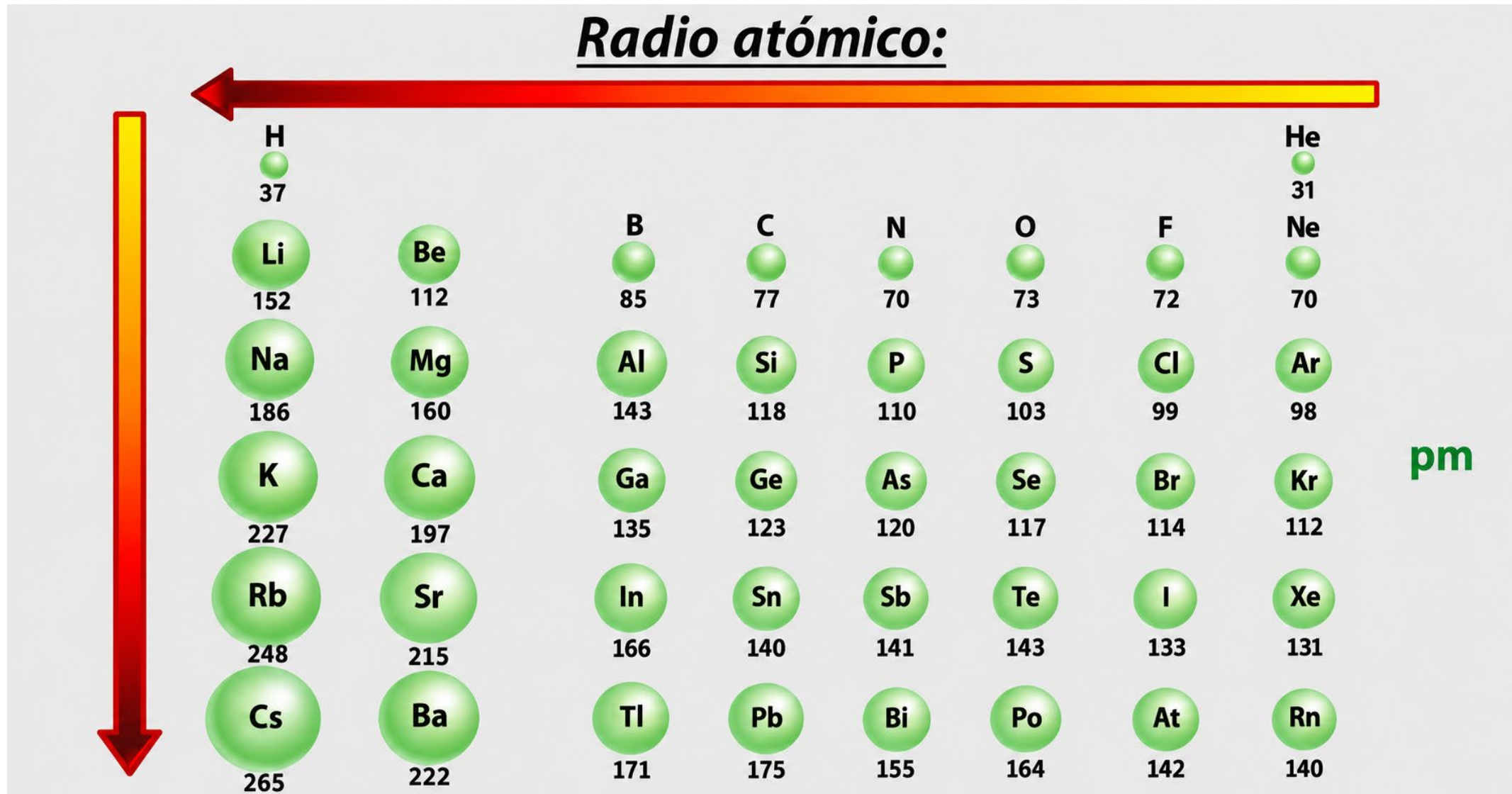
Los más comunes son: covalente, van der Waals y metálico.

Z	símbolo	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

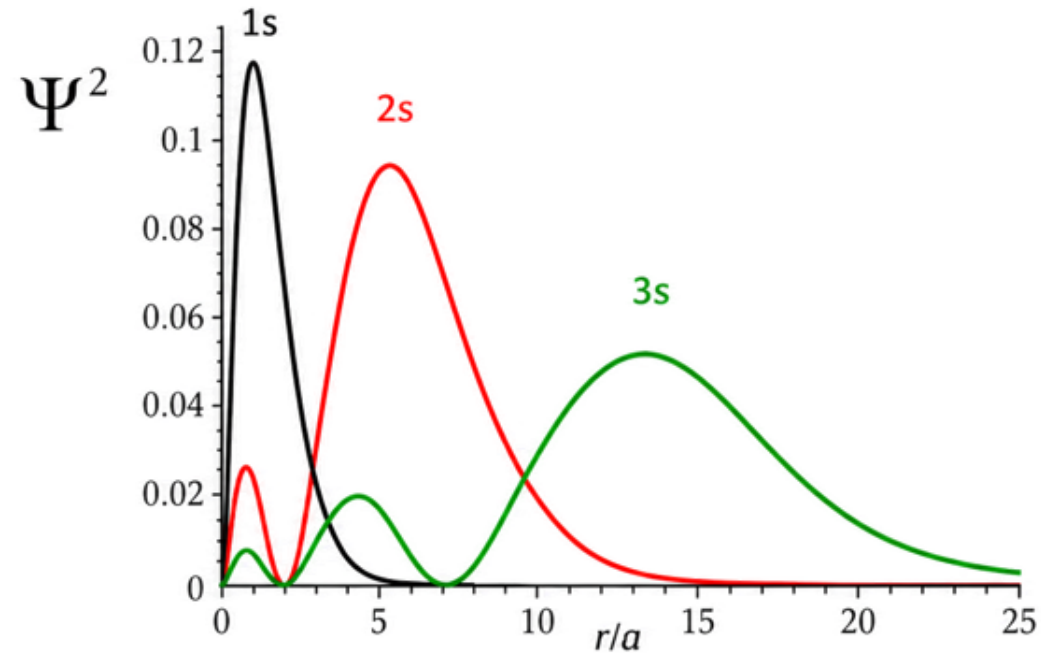
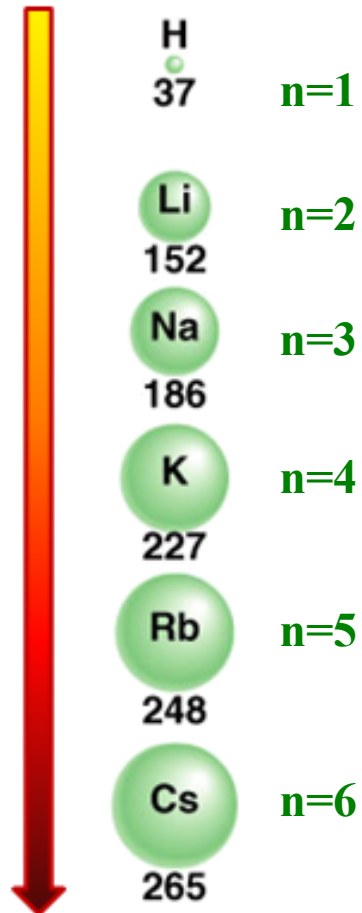
Radio atómico:



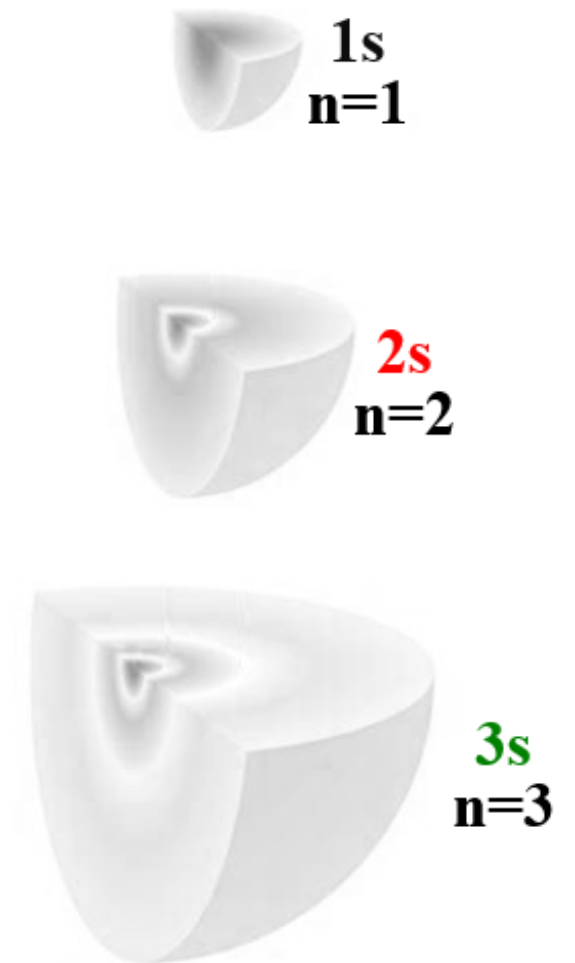


Radio atómico:

En un grupo...

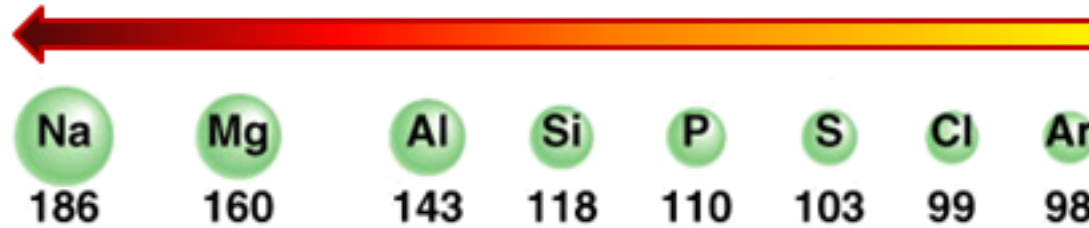


Según aumenta el número de niveles o capas electrónicas, también lo hace el radio atómico (tamaño)



Radio atómico:

En un periodo o fila...



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

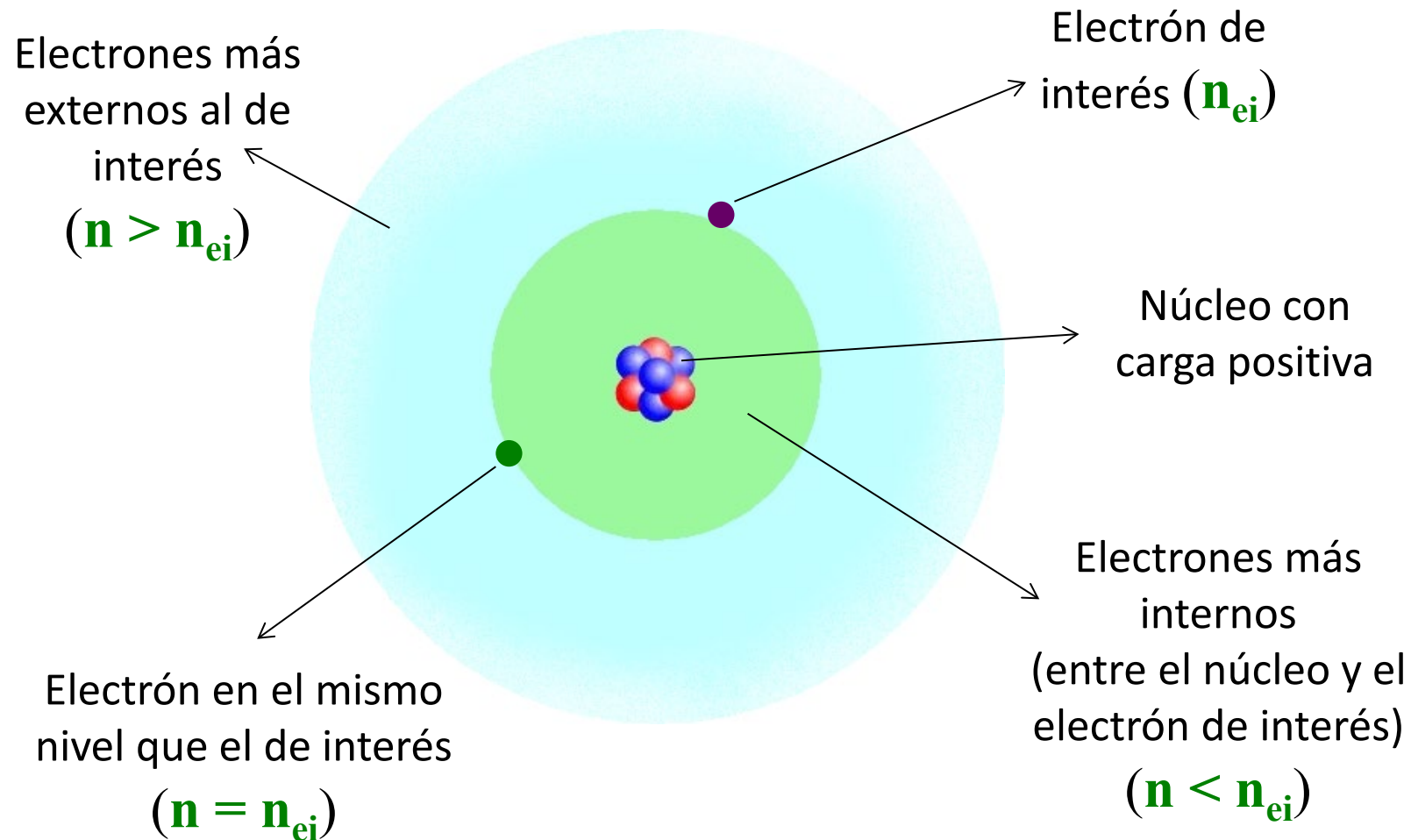
Carga nuclear efectiva

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

→ Constante de apantallamiento

→ Carga nuclear

Carga nuclear efectiva



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 ($n < n_{ei}$)

Carga nuclear efectiva

Para los electrones más externos
En los elementos representativos

En los elementos representativos

1A								8A
1 H 1.00								2 He 1.69
2A		- # -	3A	4A	5A	6A	7A	
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
		- # -						

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

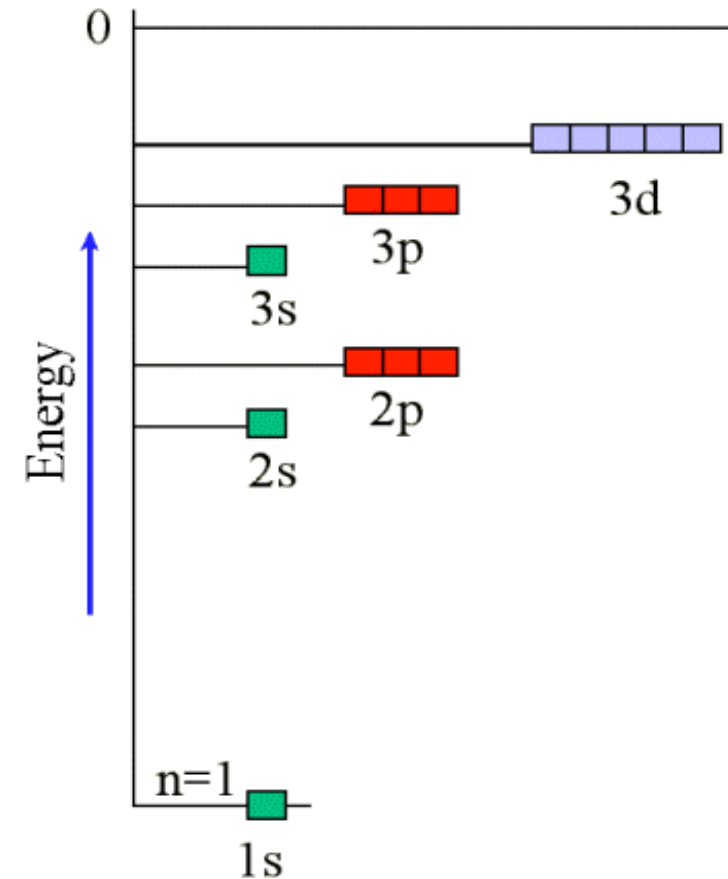
A mayor carga nuclear efectiva, más fuertemente atraído está el electrón más externo y menor es el radio atómico

Carga nuclear efectiva

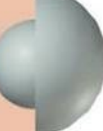
Para los electrones en diferentes niveles y subniveles

Relación con la energía de los subniveles (o subcapas)

	n	1	2	2	3	3
Z		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



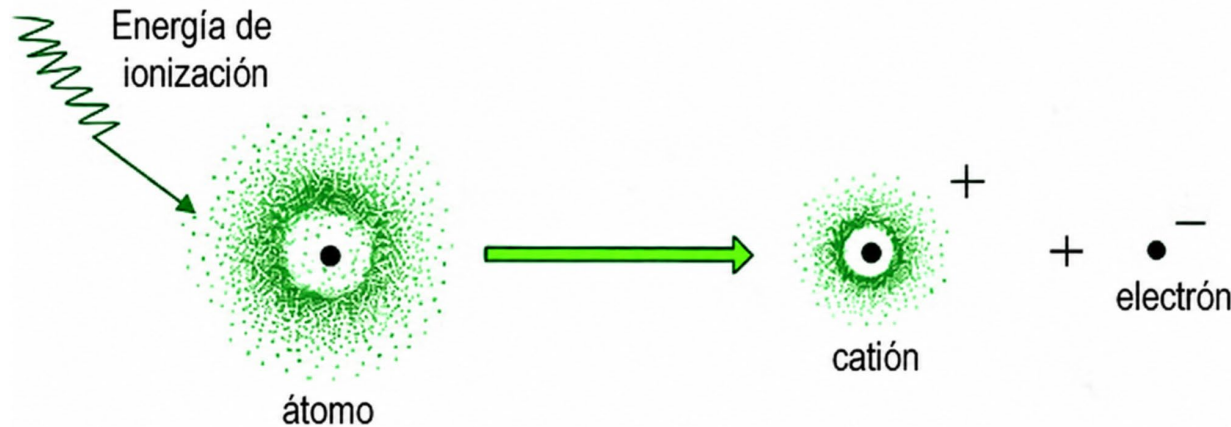
Radio iónico:

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

Energía de ionización:

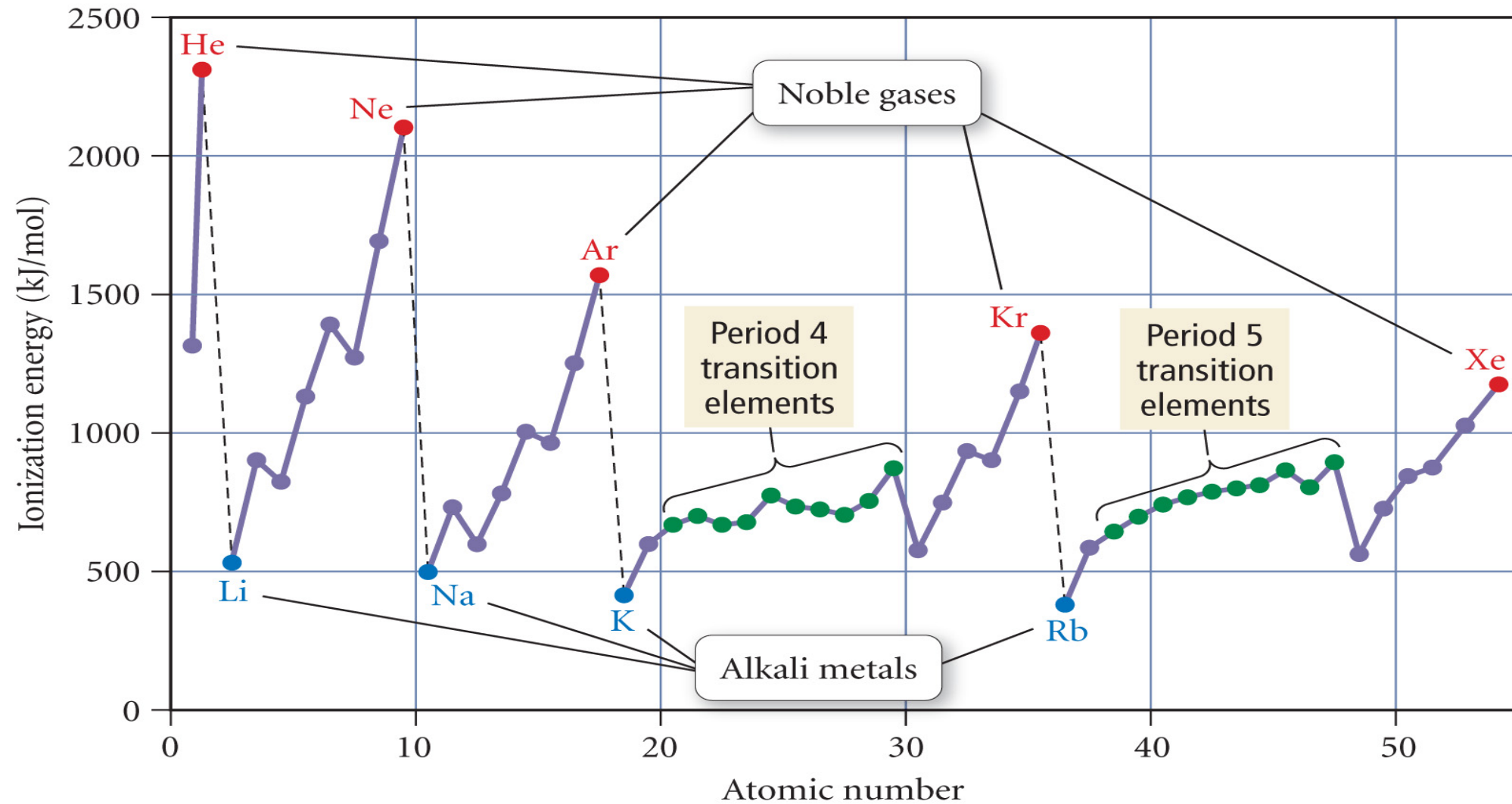
Energía mínima necesaria para remover un electrón de un átomo, en estado gaseoso y condiciones estándar de presión y temperatura (kJ/mol)



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

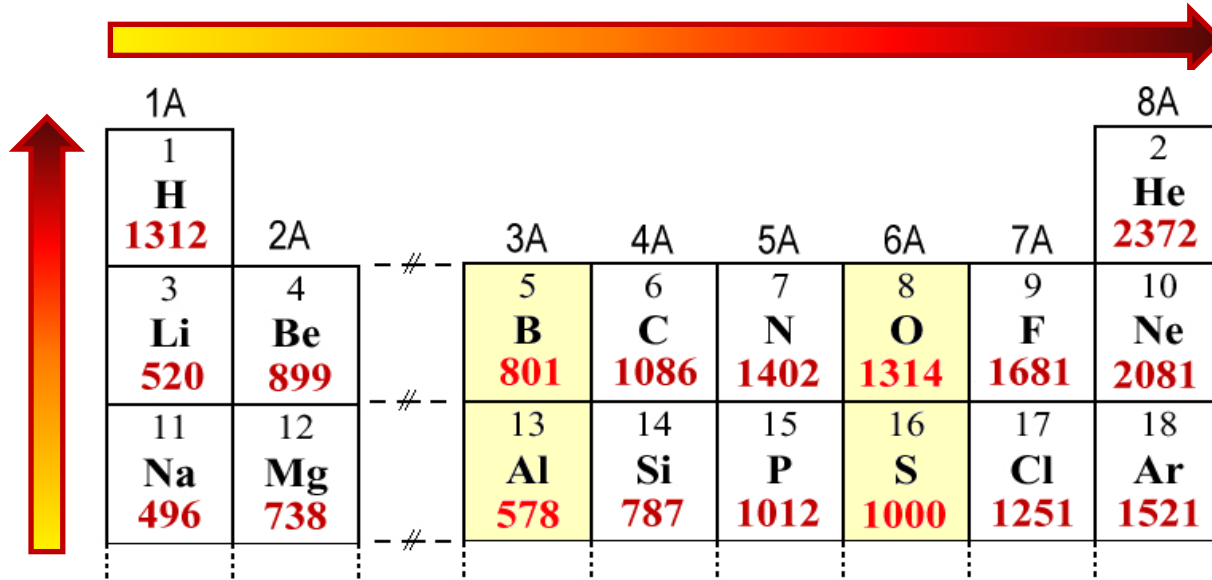


Energía de ionización:



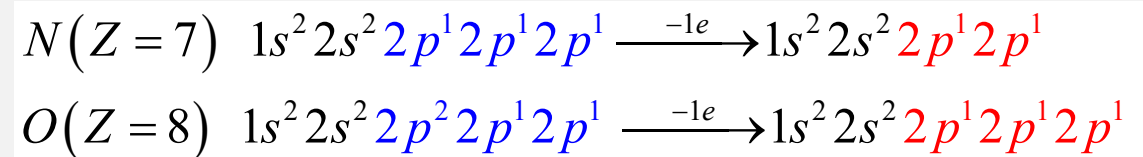
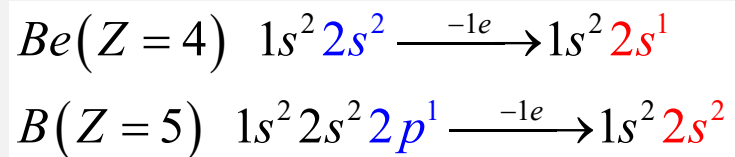
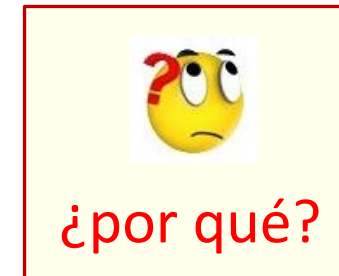
Energía de ionización:

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)



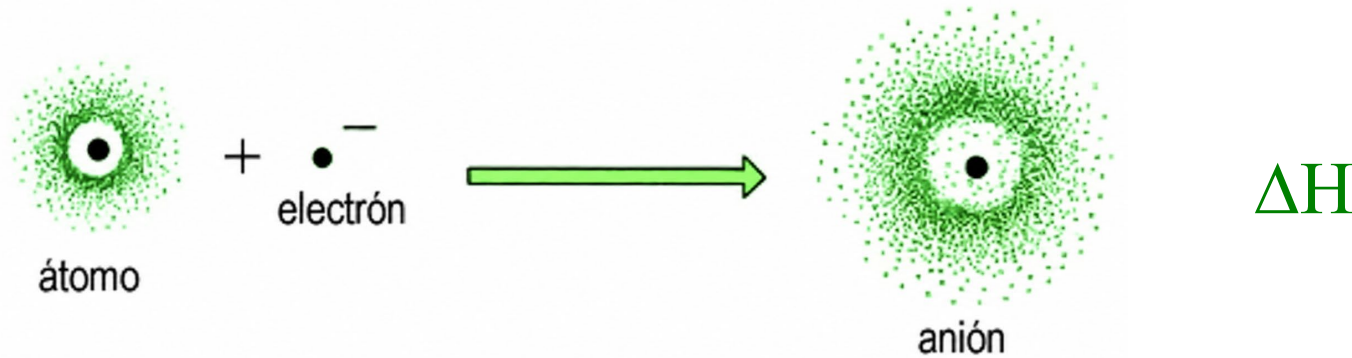
1A								8A
1 H 1312								2 He 2372
3 Li 520	4 Be 899	- # -	5 B 801	6 C 1086	7 N 1402	8 O 1314	9 F 1681	10 Ne 2081
11 Na 496	12 Mg 738	- # -	13 Al 578	14 Si 787	15 P 1012	16 S 1000	17 Cl 1251	18 Ar 1521
		- # -						

Tendencia general
Pero hay excepciones



Afinidad electrónica:

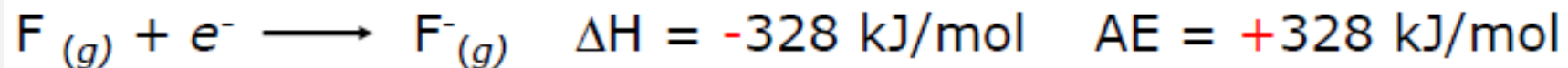
La energía absorbida o emitida para para formar un ión negativo a partir del átomo neutro (estado gaseoso y condiciones estándar de presión y Temperatura, kJ/mol).



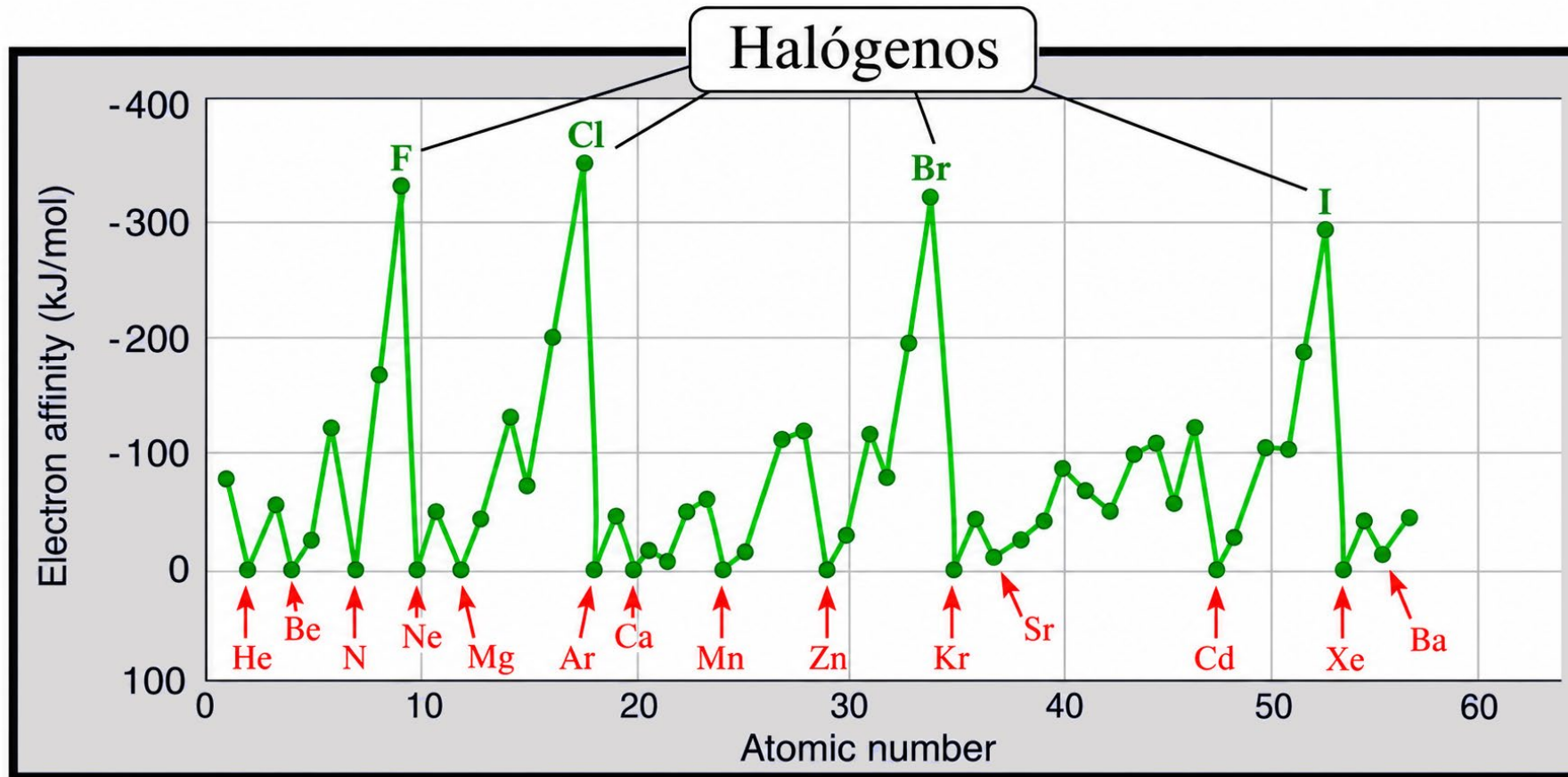
Convenio: $EA = -\Delta H$

Si el proceso es exotérmico ($\Delta H < 0$), $EA > 0$

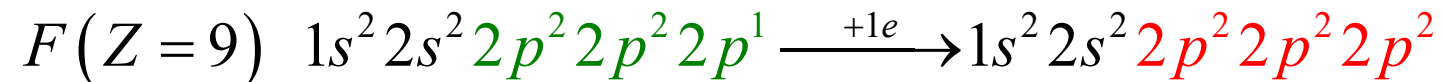
Si el proceso es endotérmico ($\Delta H > 0$), $EA < 0$



Afinidad electrónica:



Convenio:
 $EA = \Delta H$



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 $EA = -\Delta H$)

1A								8A
1 H 73								2 He *
3 Li 60	2A 4 Be *	- #-	3A 5 B 27	4A 6 C 122	5A 7 N *	6A 8 O 141	7A 9 F 328	10 Ne *
11 Na 53	12 Mg *	- #-	13 Al 42	14 Si 134	15 P 72	16 S 200	17 Cl 349	18 Ar *
		- #-						

* ≈ 0

Convenio:

$$EA = -\Delta H$$

Para la afinidad electrónica hay abundantes excepciones a estas tendencias

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

Electronegatividad:

Pauling

1A 1 H 2.1	2A	-#-	3A	4A	5A	6A	7A	8A 2 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

Mulliken

1A 1 H 3.06	2A	-#-	3A	4A	5A	6A	7A	8A 2 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

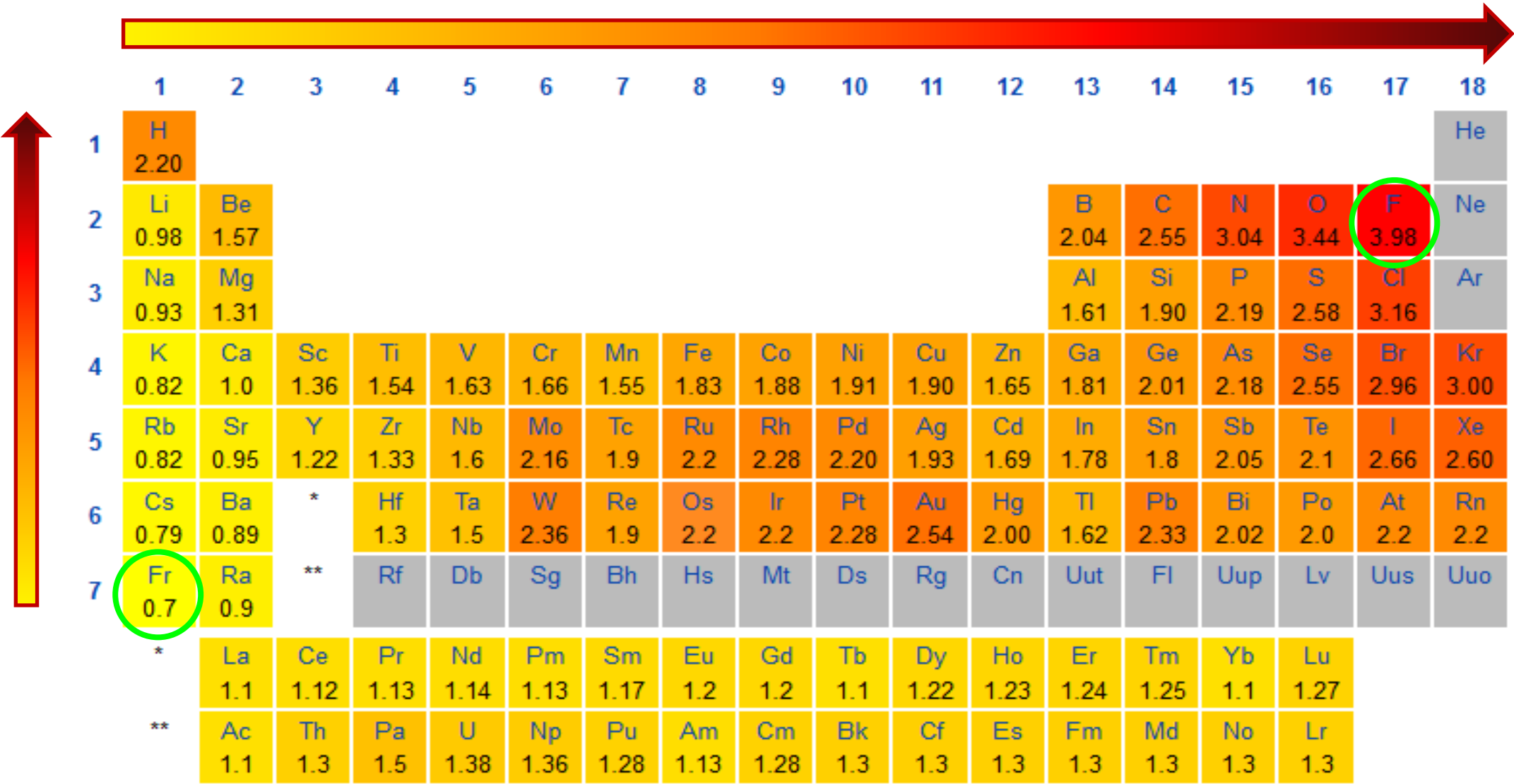
Covalente no polar: $\Delta EN < 0.4$

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

Iónico: $\Delta EN > 1.7$

$$EN = (EI + AE) / 2$$

Electronegatividad:



Resumiendo:**EN UN PERÍODO:**

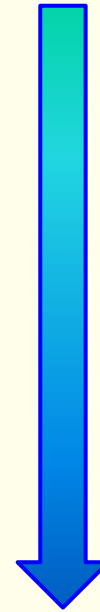
Radio atómico: Disminuye

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

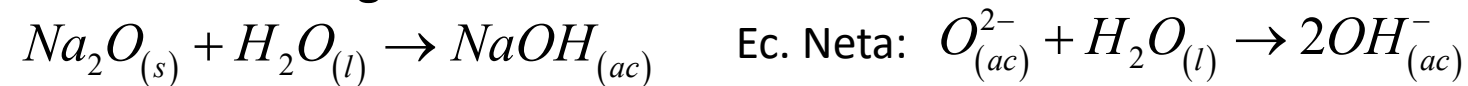
Tabla Periódica de los Elementos

Recordando...

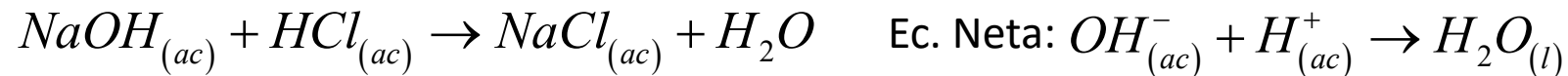
1 1A	2 2A	1A-7A: Elementos representativos										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H Hydrogen 1.00794	4 Be Beryllium 9.012182	No metales Metales Metaloides Gases Nobles 7A Halógenos Metales alcalinos Metales alcalino-térreos Metales de transición										5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Necn 20.1797
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	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 121.760	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	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)	113	114				
Tierras raras		Lantánidos															
		Actínidos															
		58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.24	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 162.50	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93421	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.967		
		90 Th Thorium 232.0381	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)		

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:



- Los óxidos metálicos reaccionan con los ácidos formando sal y agua:



Carácter metálico:

←																		2 He Helium 4.003													
1 H Hydrogen 1.00794																															
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 121.760	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	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)	113	114																		
																		58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.90765	60 Nd Neodymium 144.24	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 162.50	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93421	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.967
																		90 Th Thorium 232.0381	91 Pa Protactinium 231.03588	92 U Uranium 238.0289	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)

↓

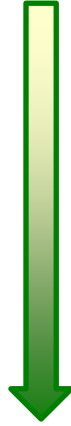
Metales, reactividad:

Grupo 1A

Metales alcalinos

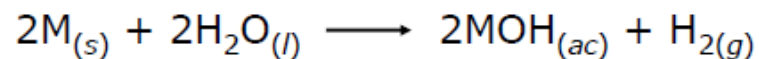
ns^1 ($n \geq 2$)

Aumenta la reactividad

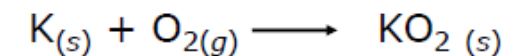
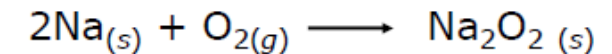
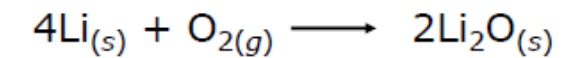


1 H Hydrogen 1.00794																	2 He Helium 4.003						
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182																	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050																	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 121.760	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	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)	113	114										

Reacción con agua:



Reacción con oxígeno:



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 (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2), 1 es líquido (Br_2) , y 1 es un sólido volátil (I_2). 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: $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(ac)}$ (lluvia ácida)

No metales, reactividad:

Grupo 7A
Halógenos
 $ns^2 np^5 (n \geq 2)$

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 121.760	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	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)	113	114				



Aumenta la reactividad

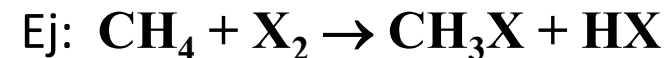


Cl₂

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.



X=F	X=Cl	X=Br	X=I
$\Delta H(\text{kcal/mol}) = -103$	-25	-7	+13

Metales:

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

Metaloides				
13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A
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
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
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
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
81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (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).



3.- ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos conforme nos movemos:

- a) De izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica?
- b) 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:

- a) O, P, Si, Ge.
- b) Mg, K, Na, Rb.
- c) F, O, Ne, S.
- d) 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?

- a) Na o K.
- b) K o Ca.
- c) Cl o Br.
- d) Br o Cr.



- 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:
- a) La afinidad electrónica es baja.
 - b) Los electrones de valencia están débilmente unidos.
 - c) El elemento tiene propiedades metálicas.
 - d) Los electrones de valencia están fuertemente unidos.
- 44.- ¿Cuál miembro de cada par tiene la mayor afinidad electrónica exotérmica?
- a) Ar o Cl;
 - b) F u O;
 - c) Br o Ge;
 - d) Al o Mg.



- 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:
- a) $\text{Si} > \text{Al} > \text{P}$,
 - b) $\text{Al} > \text{Si} > \text{P}$,
 - c) $\text{Si} > \text{P} > \text{Al}$,
 - d) $\text{Al} > \text{P} > \text{Si}$.
- 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?
- a) Lustre.
 - b) Baja conductividad eléctrica.
 - c) Mal conductor del calor.
 - d) Alta conductividad eléctrica.
- 50.- Dados tres elementos con las siguientes configuraciones
- i) $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$, ii) $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$ iii) $[\text{Ne}]3s^2$, indique:
- a) ¿Cuál no es lustroso?
 - b) ¿Cuál es maleable?
 - c) ¿Cuál es un semiconductor eléctrico?