

Tabla periódica de los elementos

grupo 1																	18																	
1	2											13	14	15	16	17	18																	
1.00794 1.008 1 H Hidrógeno [1s ¹]																	4.002602 4.003 2 He Helio [1s ²]																	
6.941 6.941 3 Li Litio [1s ² 2s ¹]	9.012182 9.012 4 Be Berilio [1s ² 2s ²]											10.811 10.811 5 B Boro [1s ² 2s ² 2p ¹]	12.0107 12.011 6 C Carbono [1s ² 2s ² 2p ²]	14.0067 14.007 7 N Nitrógeno [1s ² 2s ² 2p ³]	15.9994 16.000 8 O Oxígeno [1s ² 2s ² 2p ⁴]	18.998403 19.000 9 F Flúor [1s ² 2s ² 2p ⁵]	20.1797 20.180 10 Ne Neón [1s ² 2s ² 2p ⁶]																	
22.98976 22.990 11 Na Sodio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹]	24.3050 24.305 12 Mg Magnesio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²]											26.98153 26.982 13 Al Aluminio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹]	28.0855 28.086 14 Si Silicio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²]	30.97396 30.974 15 P Fósforo [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³]	32.065 32.065 16 S Azufre [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴]	35.453 35.453 17 Cl Cloro [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵]	39.948 39.950 18 Ar Argón [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶]																	
39.0983 39.098 19 K Potasio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹]	40.078 40.078 20 Ca Calcio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²]	44.95591 44.956 21 Sc Escandio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹]	47.867 47.867 22 Ti Titanio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ²]	50.9415 50.942 23 V Vanadio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ³]	51.9962 51.996 24 Cr Cromo [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ⁵]	54.93804 54.938 25 Mn Manganeso [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵]	55.845 55.845 26 Fe Hierro [Ar] 3d ⁶ 4s ²	58.93319 58.933 27 Co Cobalto [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁷]	58.6934 58.693 28 Ni Níquel [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁸]	63.546 63.546 29 Cu Cobre [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ¹⁰]	65.38 65.38 30 Zn Zinc [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰]	69.723 69.723 31 Ga Galio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹]	72.64 72.64 32 Ge Germanio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²]	74.92160 74.922 33 As Arsénico [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³]	78.96 78.96 34 Se Selenio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴]	79.904 79.904 35 Br Bromo [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵]	83.798 83.798 36 Kr Kriptón [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶]																	
85.4678 85.468 37 Rb Rubidio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹]	87.62 87.62 38 Sr Estroncio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ²]	88.90585 88.906 39 Y Itrio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ² 4f ¹]	91.224 91.224 40 Zr Zirconio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ² 4f ²]	92.90638 92.906 41 Nb Niobio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ² 4f ⁴]	95.96 95.96 42 (98) Mo Molibdeno [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹ 4f ⁵]	101.07 101.07 43 Ru Rutenio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹ 4f ⁶]	102.9055 102.906 44 Rh Rodio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹ 4f ⁷]	106.42 106.42 45 Pd Paladio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ⁹]	107.8682 107.868 46 Ag Plata [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁰]	112.411 112.411 47 Cd Cadmio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁰]	114.818 114.818 48 In Indio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ¹]	118.710 118.710 49 Sn Estanio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ²]	121.760 121.760 50 Sb Antimonio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ³]	127.60 127.60 51 Te Teluro [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁴]	126.9044 126.904 52 I Yodo [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁵]	131.293 131.293 53 Xe Xenón [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶]	132.9054 132.905 54 Cs Cesio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹]	137.327 137.327 55 Ba Bario [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ²]	174.9668 174.967 71 Lu Lutecio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴]	178.49 178.49 72 Hf Hafnio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ²]	180.9478 180.948 73 Ta Tantalio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ³]	183.84 183.84 74 W Wolframio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴]	186.207 186.207 75 Re Renio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵]	190.23 190.23 76 Os Osmio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶]	192.22 192.22 77 Ir Iridio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷]	195.084 195.084 78 Pt Platino [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹]	196.9665 196.967 79 Au Oro [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰]	200.59 200.59 80 Hg Mercurio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰]	204.3833 204.383 81 Tl Talio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ¹]	207.2 207.2 82 Pb Plomo [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ²]	208.9804 208.980 83 Bi Bismuto [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ³]	(210) 210 84 Po Polonio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁴]	(210) 210 85 At Astato [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁵]	(220) 220 86 Rn Radón [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶]
(223) 223 87 Fr Francio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ¹]	(226) 226 88 Ra Radio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ²]	(262) 262 103 Lr Lawrencio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹]	(261) 261 104 Rf Rutherfordio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ²]	(262) 262 105 Db Dubnio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ³]	(266) 266 106 Sg Seaborgio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁴]	(264) 264 107 Bh Bohrio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁵]	(277) 277 108 Hs Hassium [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁶]	(288) 288 109 Mt Meitnerio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁷]	(271) 271 110 Ds Darmstadtio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁸]	(272) 272 111 Rg Roentgenio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ⁹]	(285) 285 112 Cn Copernicio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹⁰]	(284) 284 113 Nh Nihonio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹¹]	(289) 289 114 Fl Flerovio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹²]	(288) 288 115 Mc Moscovio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹³]	(292) 292 116 Lv Livermorio [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹⁴]	(294) 294 117 Ts Teneso [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹⁵]	(294) 294 118 Og Oganesson [1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹⁶]																	

Bloques de configuración electrónica

• 1 kJ/mol = 96.485 eV.
 • Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
 • Los estados de oxidación de los elementos 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.
 • Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones.

138.9054 138.905 57 La Lantano [Xe] 5d ¹ 6s ²	140.116 140.116 58 Ce Cerio [Xe] 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	140.9076 140.908 59 Pr Praseodimio [Xe] 4f ³ 6s ²	144.242 144.242 60 Nd Neodimio [Xe] 4f ⁴ 6s ²	(145) 145 61 Pm Prometio [Xe] 4f ⁵ 6s ²	150.36 150.36 62 Sm Samario [Xe] 4f<
--	---	--	--	--	---

Establecer la configuración electrónica de un átomo consiste en dar la repartición de los electrones en las diferentes subcapas. Para ello se debe aplicar el Principio de Pauli y la regla de construcción progresiva

El Principio de Pauli estipula que dos electrones no pueden ser descritos por un mismo espín-orbital.

“Dos electrones en un átomo difieren en al menos un número cuántico”.

Regla de construcción progresiva para la configuración electrónica fundamental :

"Las subcapas se llenan por valores crecientes de $n+l$. Para dos valores iguales de $n+l$, se llena primero la subcapa con el menor valor de n ".

De esta manera la ordenación de los niveles de energía queda :

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < \dots$

Regla de Hund

Por ejemplo en el C ($1s^2 2s^2 2p^2$) los dos electrones de la subcapa 2p pueden ocupar el mismo OA o repartirse en dos OA diferentes. La regla de Hund permite determinar la situación más estable.

"Cuando varios electrones ocupan OA degenerados, la configuración más estable se obtiene cuando es máximo el número de electrones con espines idénticos".

DIAMAGNETISMO : los electrones tienen todos los espines apareados. Ej. Mg.

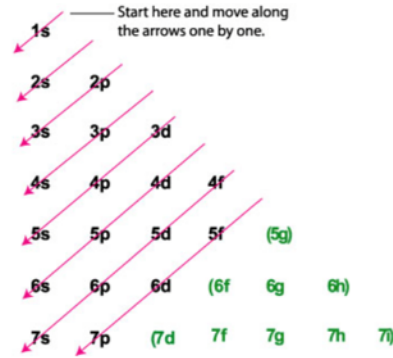
PARAMAGNETISMO : los electrones no están apareados y el momento magnético total es diferente de cero. Ej. P.

Configuraciones electrónicas

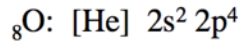
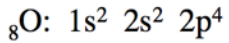
$$H\Psi = E\Psi$$

Configuración electrónica del estado basal (E_0)

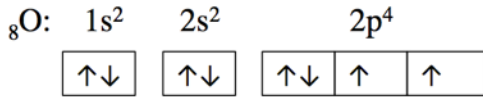
- Principio de exclusión de Pauli
 - Regla de Hund (máxima multiplicidad)
- $$M_s = 2s + 1$$



- Configuración electrónica completa
- Configuración electrónica compacta (Kernel)



- Configuración electrónica desarrollada



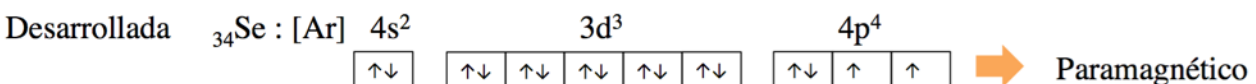
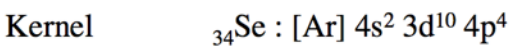
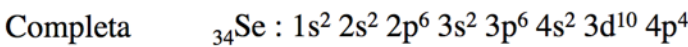
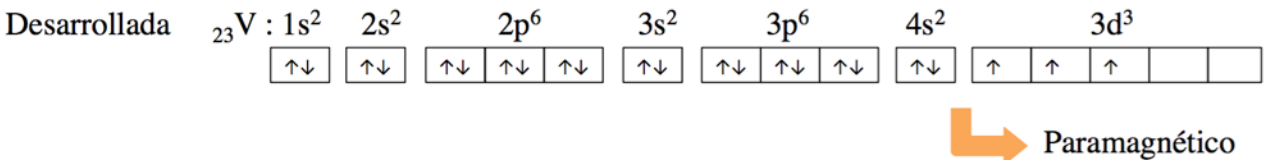
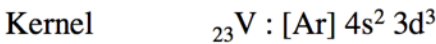
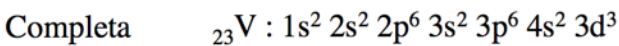
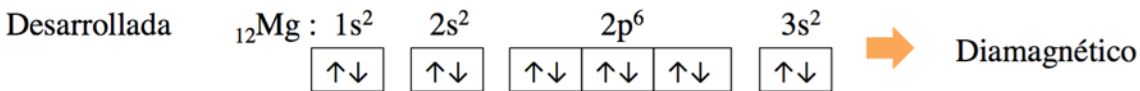
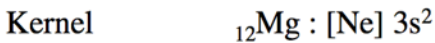
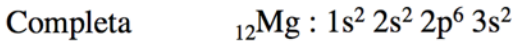
Diamagnético: No tiene electrones desapareados

$$M_s = 1$$

Paramagnético: Tiene electrones desapareados

$$M_s > 1$$

Ejemplos (Mg, V, Se):



Principales características electrónicas

El primer período solo contiene a los elementos H, He configuración : $1s, 1s^2$.

En el segundo período tiene ocho elementos, del Li (valencia : $2s^1$) al Ne (valencia : $2s^2 2p^6$).

En el tercer período se llenan sucesivamente los orbitales $3s, 3p$, del Na al Ar.

El cuarto período comienza con el llenado de la subcapa $4s$ (K y Ca) y se termina con el llenado de la subcapa $4p$ (Ga a Kr). Entre estos dos grupos se sitúa una serie de transición donde se llenan progresivamente los orbitales $3d$. Esta primera serie de transición comprende diez elementos.

La estructura del quinto período es análoga a la de la cuarta. Se llenan las subcapas $5s, 5p$ y en medio hay otra serie de transición, que corresponde al llenado progresivo de la subcapa $4d$.

El sexto período contiene dos series de transición. Las subcapas $4f$ corresponden a los lantánidos.

Familias (grupos).

Columna 18 : Tienen configuración $ns^2 np^6$ (gases raros).

Tienen capas llenas, son químicamente inertes.

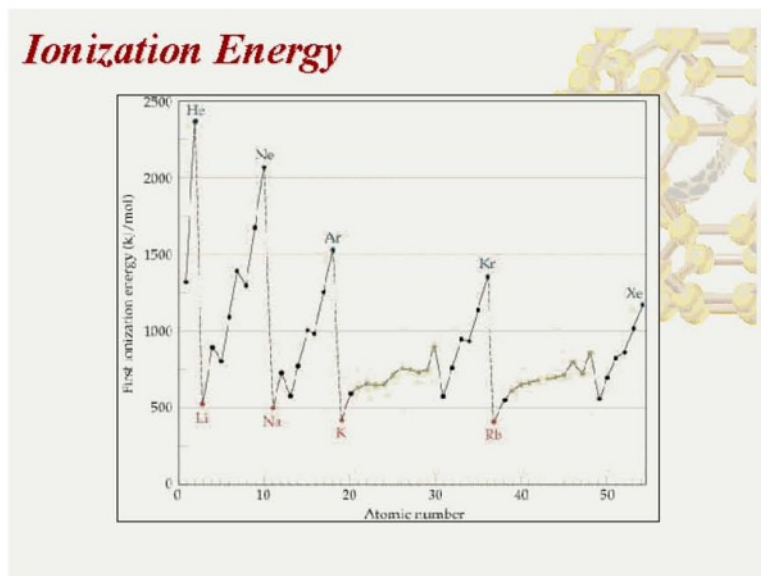
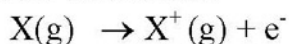
Columna 17 : Halógenos (F, Cl, Br, I, At). Tienen configuración $ns^2 np^5$.

Todos los dímeros (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) son moléculas estables. Se asocian con H para formar los halogenuros de hidrógeno (HF, HCl, HBr, HI). Captan fácilmente un electrón para formar un anión (F^-, Cl^-, \dots).

Columna 1 : metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs).

Tienen configuración ns^1 , forman con los halógenos sales solubles en agua. Se desprende fácilmente su electrón externo.

La energía de ionización es la cantidad de energía mínima necesaria para expulsar (ionizar) un electrón de un átomo.



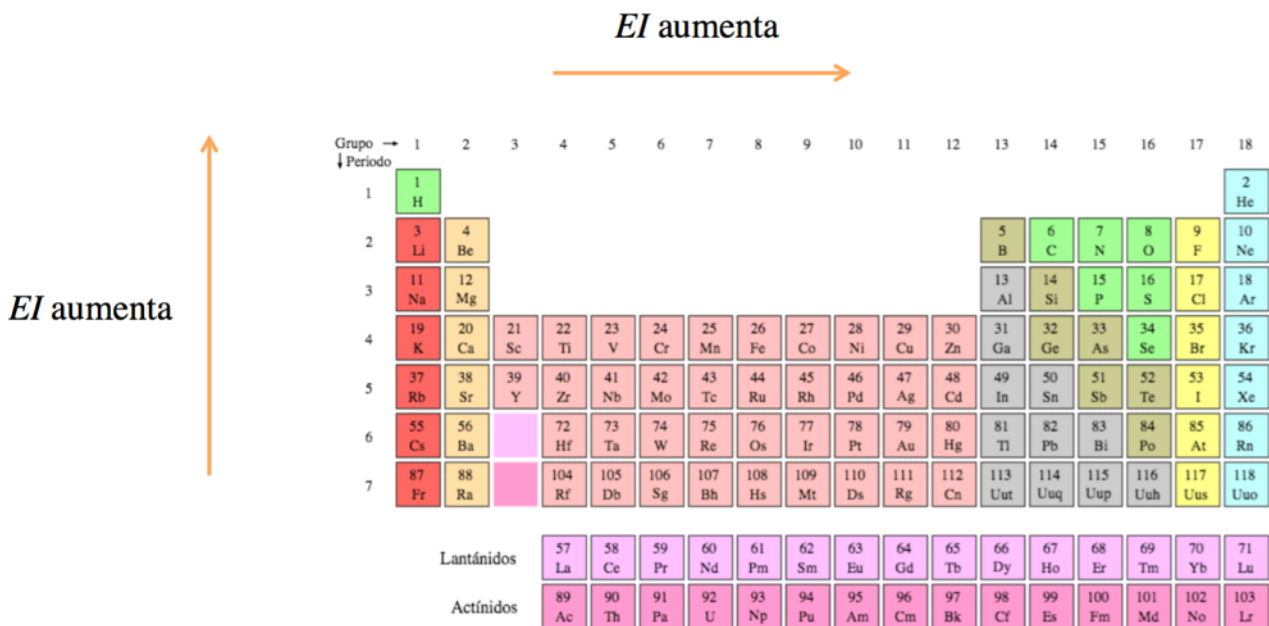
La energía (o potencial) de ionización aumenta de izquierda a derecha sobre un mismo período y decrece de arriba hacia abajo en una misma columna. Pequeña energía de ionización : **comportamiento metálico**; elevada energía de ionización : **no metales**.

• **Energías de Ionización:**

Energía que se ha de suministrar al primer catión de un átomo para eliminar su siguiente electrón más externo

TABLA 10.4 Energías de ionización de los elementos del tercer período (en kJ/mol)

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
I_1	495,8	737,7	577,6	786,5	1012	999,6	1251,1	1520,5
I_2	4562	1451	1817	1577	1903	2251	2297	2666
I_3		7733	2745	3232	2912	3361	3822	3931
I_4			11580	4356	4957	4564	5158	5771
I_5				16090	6274	7013	6542	7238
I_6					21270	8496	9362	8781
I_7						27110	11020	12000



La energía de ionización es una medida de la fuerza con la que un átomo retiene sus electrones:

EI bajas → los e⁻ se pierden fácilmente → formación de iones positivos

Ejemplos:

Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su primer energía de ionización:

Si, Cl, Na → Na < Si < Cl

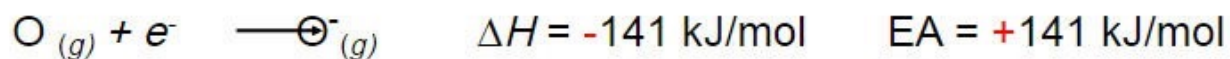
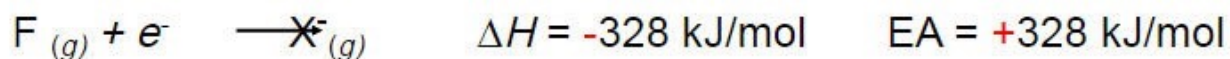
Sr, Se, S, Sb → Sr < Sb < Se < S

Ordena los siguientes elementos en orden decreciente de su segunda energía de ionización:

Ca, I, Rb, Kr → Rb > Kr > I > Ca

¿Porqué la primer energía de ionización del azufre es menor que la del fósforo?

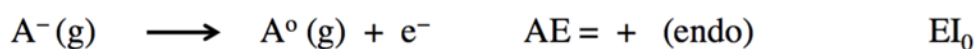
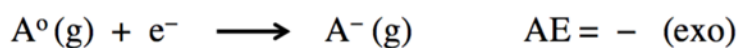
Afinidad electrónica es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.



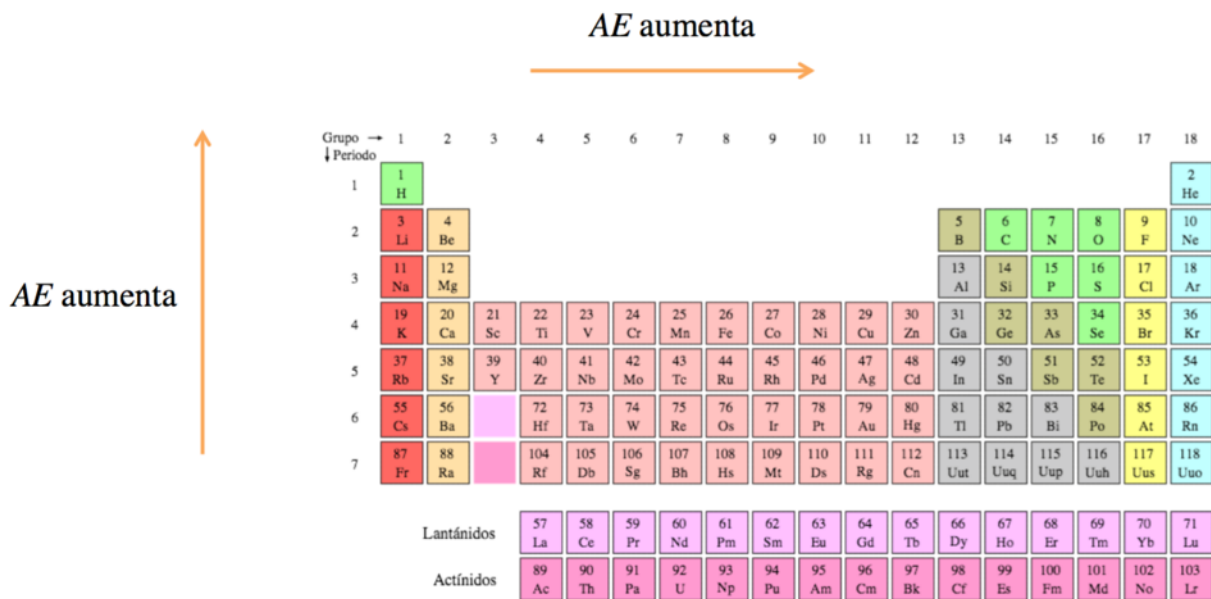
8.5

Afinidad Electrónica (AE)

“Energía necesaria para que un átomo aislado en fase gaseosa acepte un electrón”



$$AE = E_T(A^{\circ}) - E_T(A^{-}) \left\{ \begin{array}{l} AE = + \\ \text{El ion } A^{-} \text{ es más estable, hay una tendencia a aceptar un } e^{-} \\ \\ AE = - \\ \text{El ion } A^{\circ} \text{ es más estable, no se forma } A^{-} \end{array} \right.$$



La afinidad electrónica es una medida de la capacidad de un átomo para aceptar electrones:

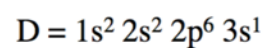
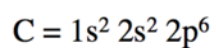
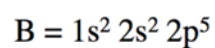
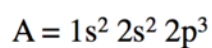
AE altas → los e⁻ se aceptan fácilmente → formación de iones negativos

Ejemplos:

Ordena los siguientes elementos de menor a mayor afinidad electrónica:

Cl, Ne, Se, As → Ne < As < Se < Cl

De las siguientes configuraciones electrónicas que corresponden a átomos neutros, ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?



Carga nuclear efectiva (Z^*)

La energía del átomo de hidrógeno:

$$E_n = \frac{-\mu Z^2 e^4}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2} = (-13.6058 \text{ eV}) \frac{Z^2}{n^2}$$

$Z =$ carga nuclear = número atómico
 $n =$ nivel de energía

Z aumenta más rápido que n:	H	He	Li	Be	...	
	1s ¹	1s ²	1s ² 2s ¹	1s ² 2s ²	...	
	Z	1	2	3	4	...
	n	1	1	2	2	...
¿La energía para quitar un electrón crece continuamente? →	E. I.	1312 kJ/mol	520 kJ/mol			

- 1) La distancia promedio para un electrón 2s es mayor que un 1s
- 2) El electrón 2s¹ siente repulsión de los electrones más internos 1s²: “Efecto pantalla”

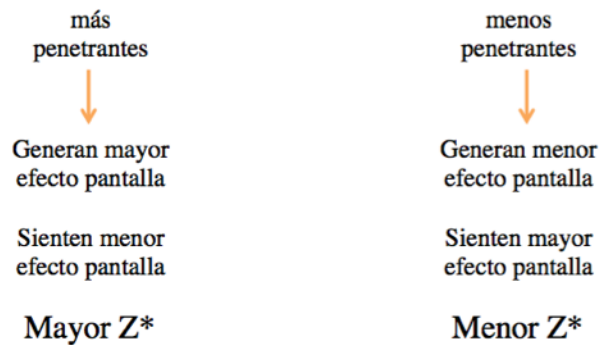
Efecto pantalla → Efecto de protección del núcleo mediante los electrones internos. Los electrones externos (de valencia) solo sienten parte de la carga total del núcleo (Carga nuclear efectiva, Z^*).

$$Z^* = Z - \sigma$$

$\sigma =$ constante de apantallamiento

De la parte radial:

$$s > p > d > f$$



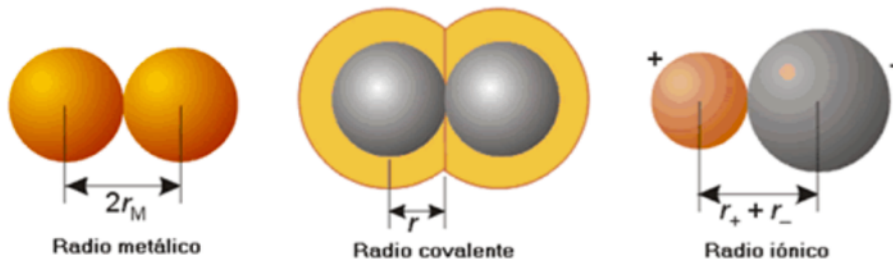
Es posible entonces describir cada electrón por medio de una función de onda hidrogenoide que está caracterizada por tres números cuánticos $\{n,l,m\}$, y la carga real Z del núcleo se reemplaza por un parámetro $Z^* < Z$ que juega el papel de carga nuclear efectiva.

TABLA 3.1 Cargas nucleares efectivas, $Z_{efectivas}$

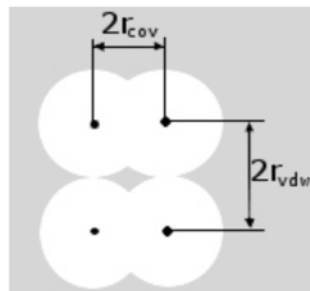
	n	1	2	2	3	3
Z		1s	2s	2p	3s	3p
1	H	1				
2	He	1,69				
3	Li	2,69	1,28			
4	Be	3,68	1,91			
5	B	4,68	2,58	2,42		
6	C	5,67	3,22	3,14		
7	N	6,66	3,85	3,83		
8	O	7,66	4,49	4,45		
9	F	8,65	5,13	5,10		
10	Ne	9,64	5,76	5,76		
11	Na	10,63	6,57	6,80	2,51	
12	Mg	11,61	7,39	7,83	3,31	
13	Al	12,59	8,21	8,96	4,12	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

Tamaño de los átomos

Radio atómico.- Mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes



Radio de van der Waals.- Mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes no enlazados



Radios atómicos

n vs Z^*

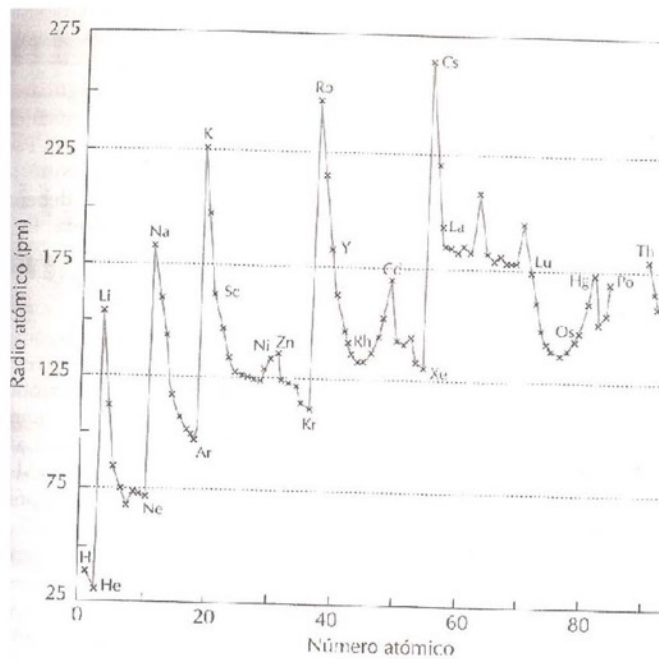
R aumenta

R aumenta

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 53																	He 31
2	Li 167	Be 112											B 87	C 67	N 56	O 48	F 42	Ne 38
3	Na 190	Mg 145											Al 118	Si 111	P 98	S 88	Cl 79	Ar 71
4	K 243	Ca 194	Sc 184	Ti 176	V 171	Cr 166	Mn 161	Fe 156	Co 152	Ni 149	Cu 145	Zn 142	Ga 136	Ge 125	As 114	Se 103	Br 94	Kr 88
5	Rb 265	Sr 219	Y 212	Zr 206	Nb 198	Mo 190	Tc 183	Ru 178	Rh 173	Pd 169	Ag 165	Cd 155	In 156	Sn 145	Sb 133	Te 123	I 115	Xe 108
6	Cs 298	Ba 253	La	Hf 208	Ta 200	W 193	Re 188	Os 185	Ir 180	Pt 177	Au 174	Hg 171	Tl 156	Pb 154	Bi 143	Po 135	At 127	Rn 120

El **radio atómico** está definido como la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes. Diferentes propiedades físicas, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, estas están relacionadas con el tamaño de los átomos. Identifica la distancia que existe entre el **núcleo** y el **orbital** más externo de un **átomo**. Por medio del radio atómico, es posible determinar el **tamaño** del átomo.

- En un **grupo** cualquiera, el radio atómico aumenta de arriba a abajo con la cantidad de **niveles de energía**. Al ser mayor el nivel de energía, el radio atómico es mayor.
- En los **períodos**, el radio atómico disminuye al aumentar el **número atómico (Z)**, hacia la derecha, debido a la atracción que ejerce el **núcleo** sobre los **electrones** de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia entre el núcleo y los electrones.



Representación del radio atómico de los elementos químicos

Ejemplo. Para el P, $Z^*_{3s,3p} = 4.8$

$$\rho_{3s,3p} = 99.5 \text{ pm}$$

Radio atómico : puede identificarse con el radio de los orbitales de valencia.

$$\text{Fórmula de Slater : } \rho = n^2 a_0 / Z^*$$

Ejemplos:

De acuerdo a su posición en la tabla periódica, ordena de mayor a menor radio atómico los siguientes conjuntos de átomos:



Propiedades del Radio Atómico:

- El Radio Atómico **disminuye a lo largo de un mismo Periodo de la Tabla Periódica** debido a que la carga nuclear va aumentando atrayendo hacia el núcleo a los electrones externos
- El Radio Atómico **aumenta hacia abajo a lo largo de un mismo Grupo o Columna de la Tabla Periódica** debido a que se van añadiendo nuevas capas o niveles energéticos
- Por lo tanto: el **Radio Atómico aumenta hacia abajo y hacia la izquierda** en la Tabla Periódica
- El Radio Atómico puede explicar diferentes propiedades de los elementos como la densidad o los puntos de fusión o ebullición entre otros

El Radio Iónico:

El Radio Iónico es un concepto relacionado con el Radio Atómico y hace referencia al Radio que presenta un átomo que ha ganado o perdido electrones.

Las propiedades más destacables del Radio Iónico son:

- Un **ion positivo** (pérdida de uno o varios electrones) tiene un Radio Iónico menor al Radio Atómico del elemento neutro debido a la mayor fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones
- Un **ion negativo** (ganancia de uno o varios electrones) tiene un Radio Iónico mayor al Radio Atómico del elemento neutro debido a la repulsión que experimentan los electrones capturados
- El Radio Atómico será tanto menor cuanto mayor sea la carga positiva del ion y tanto mayor cuanto mayor sea la carga negativa
- El Radio Iónico de iones de la misma carga aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la Tabla Periódica igual que lo hace el Radio Atómico de los elementos neutros

