

Tema 2

La Tabla Periódica

TEMA 2

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

1. Períodos y grupos. La clasificación de Mendeléev.
2. Periodicidad de las estructuras electrónicas.
3. Periodicidad de las propiedades

Volumen atómico y radio atómico

Energía de ionización

Afinidad electrónica

Electronegatividad



2.1.

Periodos y grupos: La clasificación de Mendeléev

Antecedentes de la Clasificación

La clasificación de Döbereiner (1817)

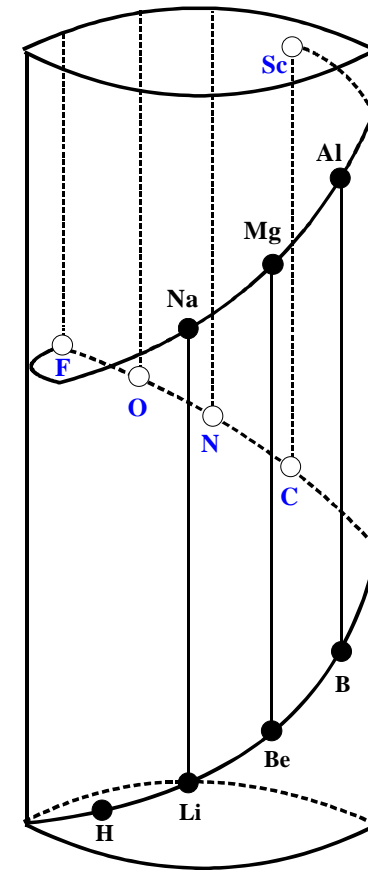
Agrupó en triadas algunos elementos de propiedades parecidas

La clasificación de Chancourtois (1862)

Dispuso los elementos según el orden creciente de sus pesos atómicos sobre una curva helicoidal en el espacio

La clasificación de Newlans (1868)

LEY DE LAS OCTAVAS: Si se clasifican los elementos por sus pesos atómicos, cada 8 se repiten elementos con propiedades semejantes



Tornillo telúrico

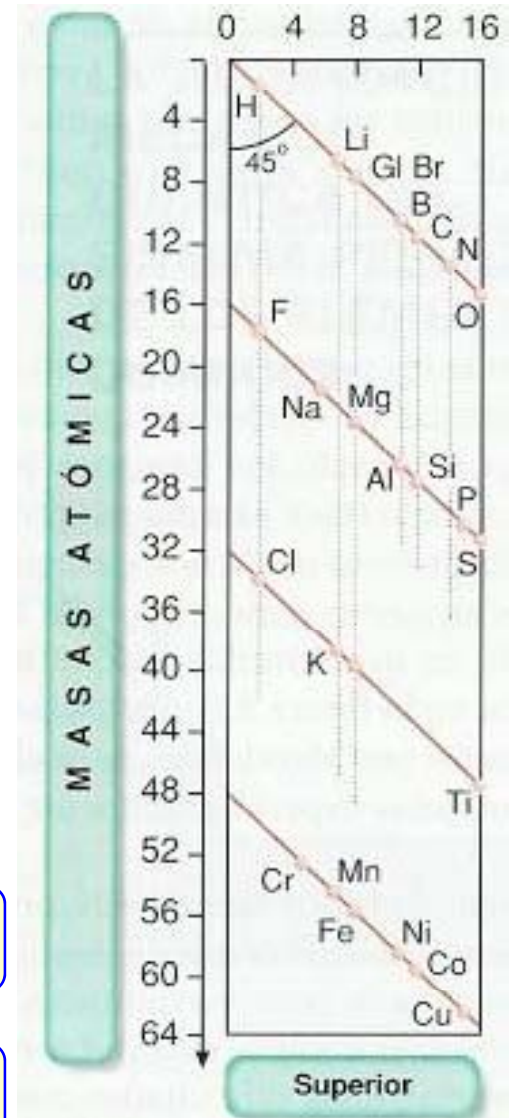
Anillo de Chancourtois



Octavas de Newlands



H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe



Clasificación de los elementos

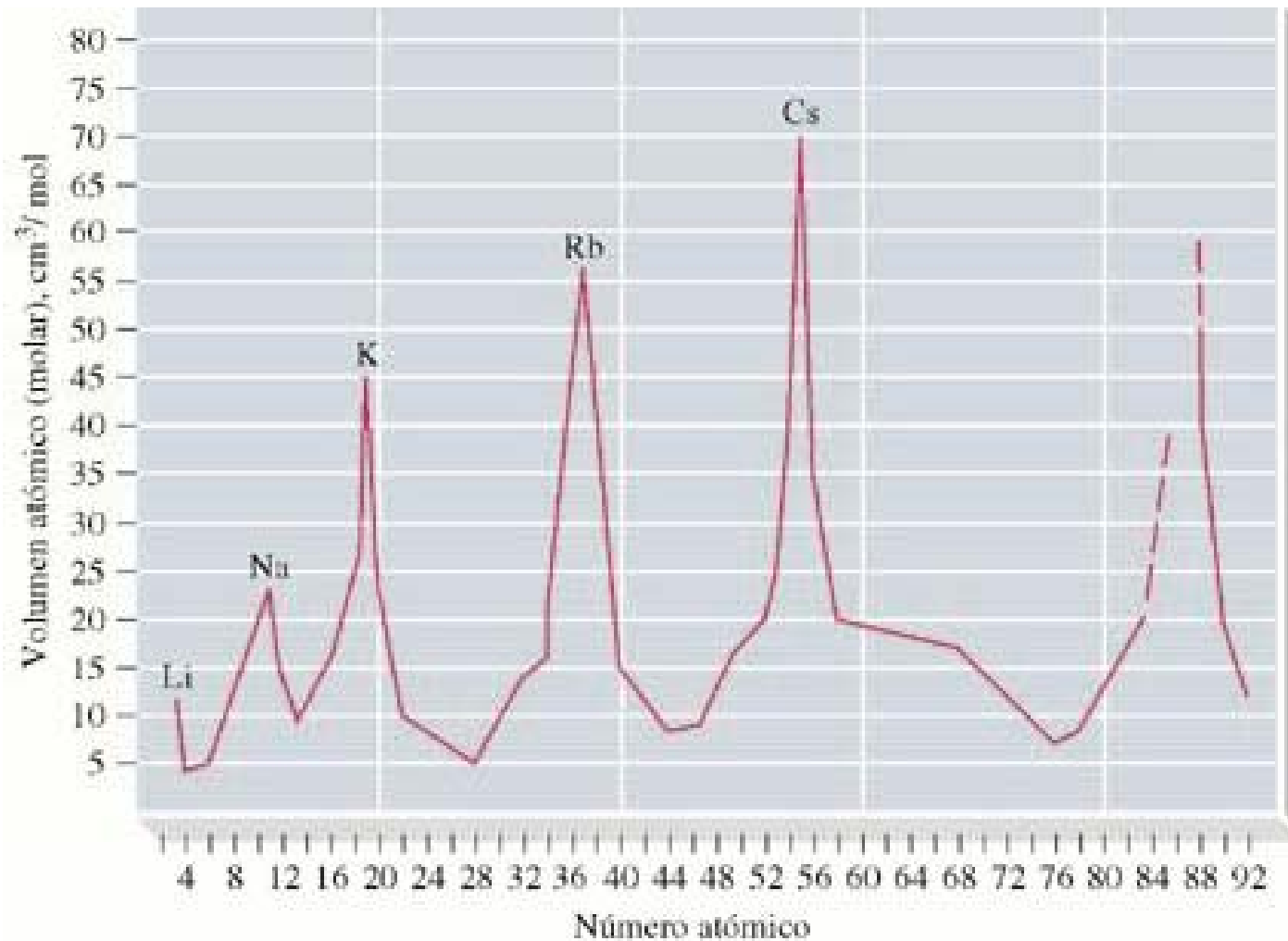
- 1869, Dimitri Mendeleev
Lothar Meyer



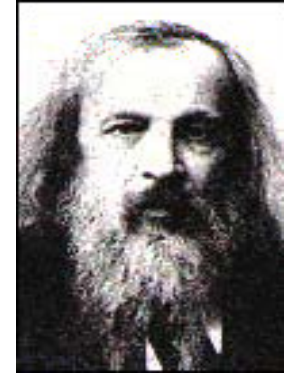
La ley periódica y la tabla periódica

Quando los elementos se organizan en orden creciente de sus masas atómicas, algunos conjuntos de propiedades se repiten periódicamente.

La ley periódica



Clasificación de Mendeléev



- La clasificación de Mendeléev es la mas conocida y elaborada de todas las primeras clasificaciones periódicas.
- Clasificó lo 63 elementos conocidos hasta entonces utilizando el criterio de masa atómica usado.
- Hasta bastantes años después no se definió el concepto de número atómico puesto que no se habían descubierto los protones.
- Dejaba espacios vacíos, que él consideró que se trataba de elementos que aún no se habían descubierto.

Clasificación de Mendeléev

“Las propiedades de los cuerpos simples, tales como la forma y las propiedades de sus combinaciones, son una función periódica de su peso

Reihen	Grupo I — R ² O	Grupo II — RO	Grupo III — R ² O ³	Grupo IV RH ⁴ RO ²	Grupo V RH ³ R ² O ⁵	Grupo VI RH ² RO ³	Grupo VII RH R ² O ⁷	Grupo VIII — RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	

Property	Predicted: Eka-Silicon (1871)	Observed: Germanium (1886)
atomic mass	72	72.6
density, g/cm ³	5.5	5.47
color	dirty gray	grayish white
density of oxide, g/cm ³	EsO ₂ : 4.7	GeO ₂ : 4.703
boiling point of chloride	EsCl ₄ : below 100 °C	GeCl ₄ : 86 °C
density of chloride, g/cm ³	EsCl ₄ : 1.9	GeCl ₄ : 1.887

La Tabla Periódica

	IA	IIA																		GN	
1	H																				He
2	Li	Be																			Ne
3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl					Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db																

■ Metales
■ No Metales
■ Predom. No Metales
■ Predom. No Metal
■ Anfótero
■ Inerte

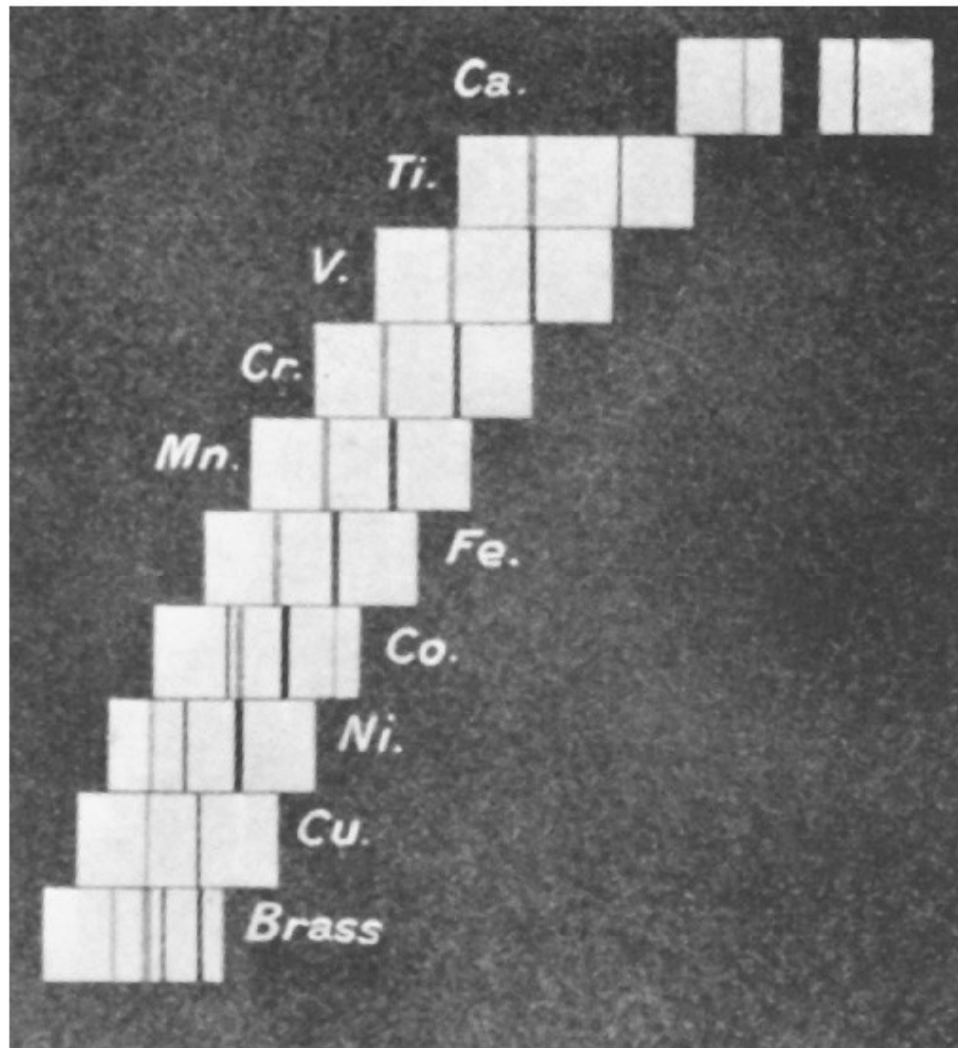
6	*
7	**

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

2.2.

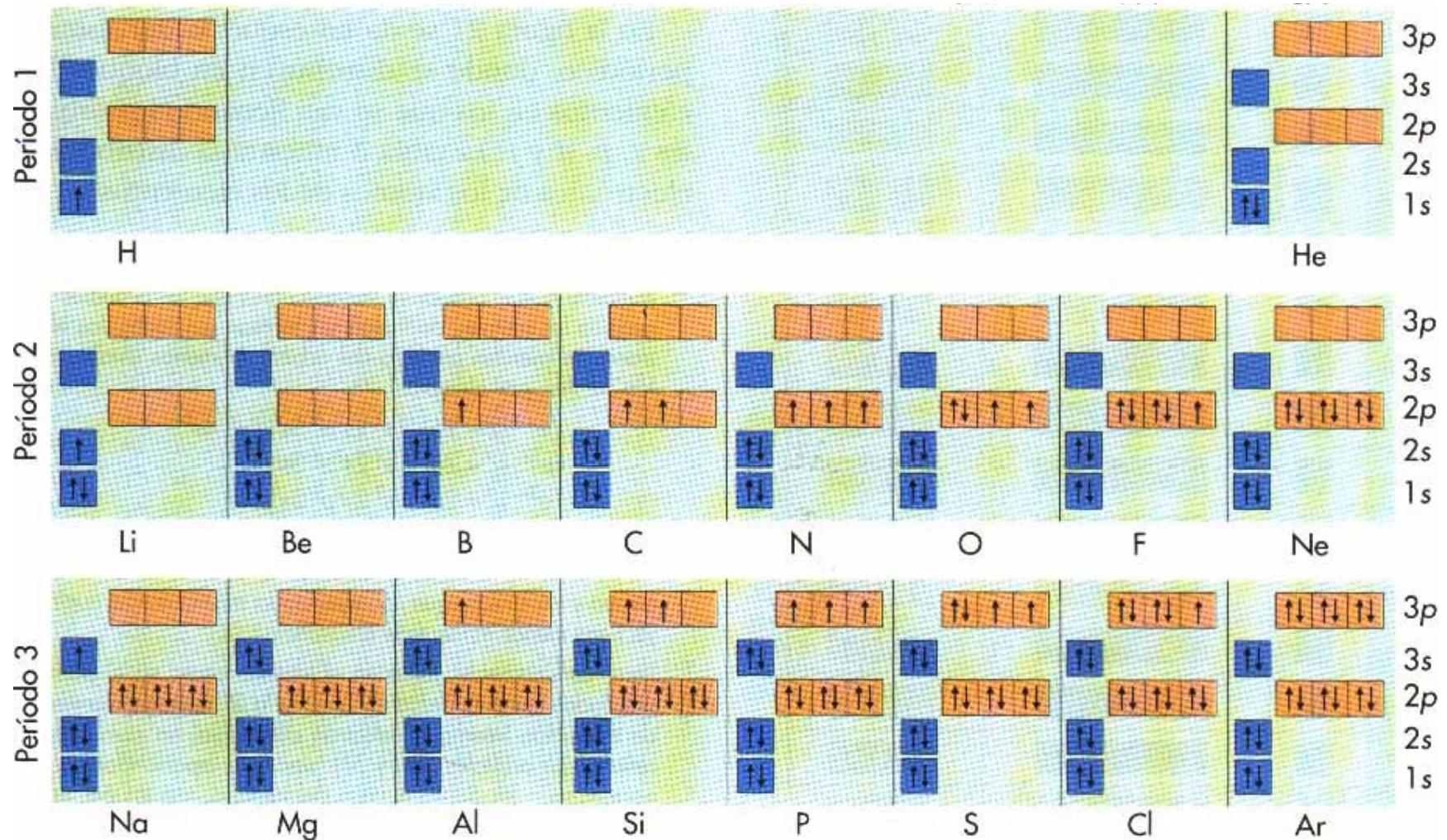
Periodicidad de las estructuras electrónicas

Espectros de rayos X

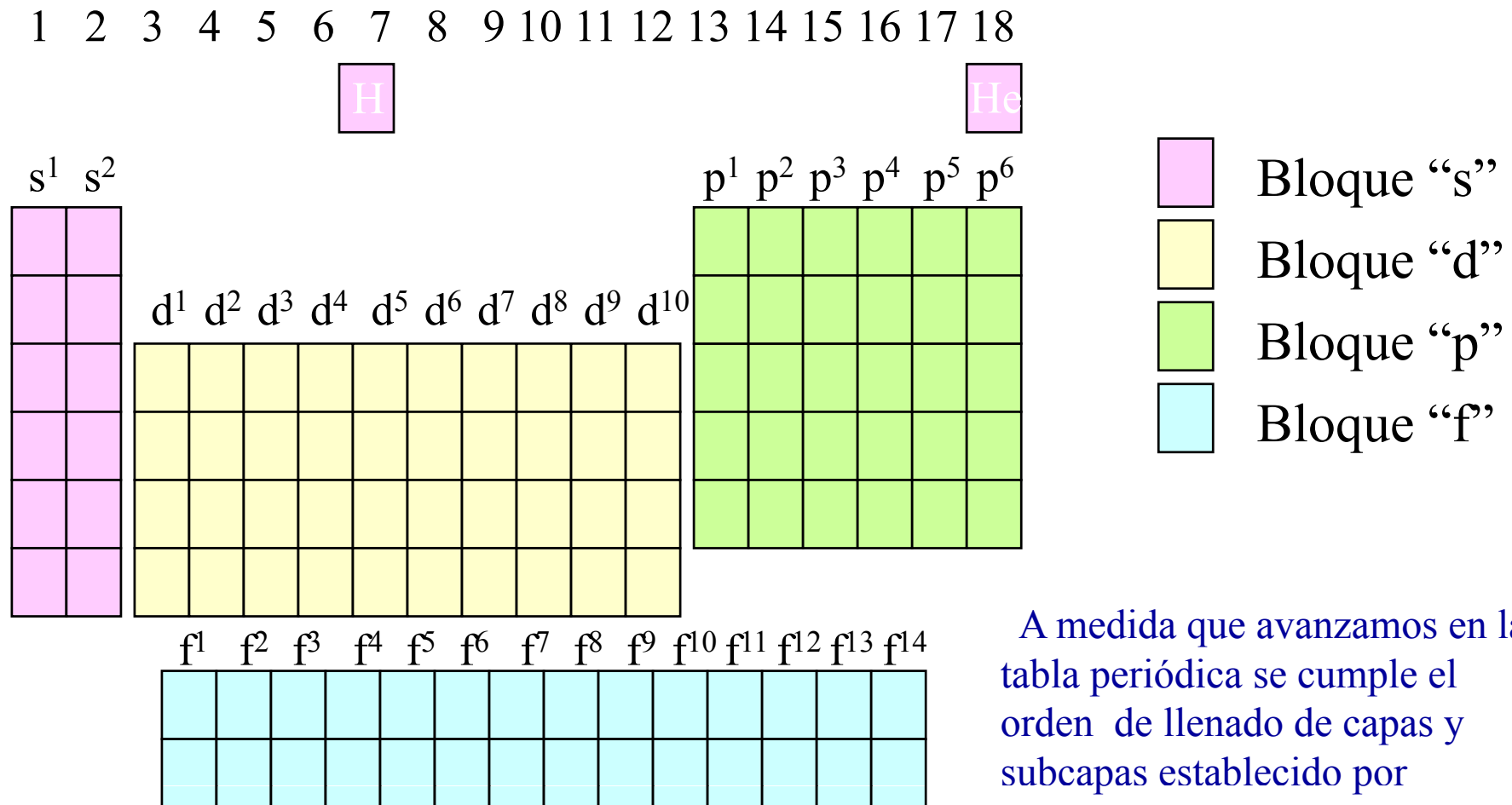


- Moseley 1913:
 - La emisión de rayos X se explica en términos de transiciones en las que los electrones caen a órbitas más próximas al núcleo atómico.
 - Las frecuencias de los rayos X emitidos deberían depender de las cargas de los núcleos en los átomos del blanco.
- $\nu = A (Z - b)^2$
 - Esta relación se utilizó para predecir tres nuevos elementos (43, 61, 75) que fueron descubiertos después.

Estructura electrónica y tabla periódica



Tipos de orbitales en la tabla periódica



A medida que avanzamos en la tabla periódica se cumple el orden de llenado de capas y subcapas establecido por Klechkowski

TABLA PERIÓDICA DE ELEMENTOS

Período	Grupo																	
	1																	18
1	1																	2
	H																	He
	Hidrógeno																	Helio
2	3	4											5	6	7	8	9	10
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Litio	Berilio											Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
3	11	12											13	14	15	16	17	18
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Sodio	Magnesio											Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel	Cobre	Cinc	Galio	Germanio	Arsénico	Selenio	Bromo	Criptón
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Rubidio	Estroncio	Itrio	Circonio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio	Plata	Cadmio	Indio	Estaño	Antimonio	Teluro	Yodo	Xenón
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Cesio	Bario	Lantano	Hafnio	Tántalo	Volframio	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Plomo	Bismuto	Polonio	Astato	Radón
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112		114		116		118
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq		Uuh		Uuo
	Francio	Radio	Actinio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Meitnerio	Ununnilio	Ununonio	Ununbio		Ununquadro		Ununhexio		Ununoctio

Lantánidos

6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promecio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iturbio	Lutecio

Actínidos

7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio

Notas:

- Metales
- Metaloides
- No metales
- Gases nobles

(1) Base en peso atómico carbono de 12 (1) indica el más estable o el de isótopo más conocido.

Grupos de la Tabla

Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13	Térreos	$n s^2 p^1$
	14	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16	Anfígenos	$n s^2 p^4$
	17	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2(n-1)d^{1-10}$
f		El. de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$

La tabla periódica

Metales alcalinos

Gases nobles

1 1A 1 H 1.00794	2 2A 4 Be 9.00918	Alcalinotérreos										13 3A 13 Al 26.981538	14 4A 14 Si 28.085584	15 5A 15 P 30.973762	16 6A 16 S 32.06	17 7A 17 Cl 35.453	18 8A 18 Ar 39.948
3 3A 11 Na 22.989769	4 4A 12 Mg 24.304	3 3B 21 Sc 44.955912	4 4B 22 Ti 47.867	5 5B 23 V 50.9415	6 6B 24 Cr 51.9961	7 7B 25 Mn 54.938045	8 8B 26 Fe 55.845	9 8B 27 Co 58.933195	10 8B 28 Ni 58.6934	11 1B 29 Cu 63.546	12 2B 30 Zn 65.39	13 3A 31 Ga 69.723	14 4A 32 Ge 72.61	15 5A 33 As 74.9216	16 6A 34 Se 78.96	17 7A 35 Br 79.904	18 8A 36 Kr 83.8
19 1A 39 K 39.0983	20 2A 40 Ca 40.078	39 3B 21 Sc 44.955912	40 4B 22 Ti 47.867	41 5B 23 V 50.9415	42 6B 24 Cr 51.9961	43 7B 25 Mn 54.938045	44 8B 26 Fe 55.845	45 8B 27 Co 58.933195	46 8B 28 Ni 58.6934	47 1B 29 Cu 63.546	48 2B 30 Zn 65.39	49 3A 31 Ga 69.723	50 4A 32 Ge 72.61	51 5A 33 As 74.9216	52 6A 34 Se 78.96	53 7A 35 Br 79.904	54 8A 36 Kr 83.8
37 1A 85 Rb 85.4678	38 2A 86 Sr 87.62	39 3B 21 Sc 44.955912	40 4B 22 Ti 47.867	41 5B 23 V 50.9415	42 6B 24 Cr 51.9961	43 7B 25 Mn 54.938045	44 8B 26 Fe 55.845	45 8B 27 Co 58.933195	46 8B 28 Ni 58.6934	47 1B 29 Cu 63.546	48 2B 30 Zn 65.39	49 3A 31 Ga 69.723	50 4A 32 Ge 72.61	51 5A 33 As 74.9216	52 6A 34 Se 78.96	53 7A 35 Br 79.904	54 8A 36 Kr 83.8
55 1A 132.905	56 2A 137.327	57 3B 21 Sc 44.955912	58 4B 22 Ti 47.867	59 5B 23 V 50.9415	60 6B 24 Cr 51.9961	61 7B 25 Mn 54.938045	62 8B 26 Fe 55.845	63 8B 27 Co 58.933195	64 8B 28 Ni 58.6934	65 1B 29 Cu 63.546	66 2B 30 Zn 65.39	67 3A 31 Ga 69.723	68 4A 32 Ge 72.61	69 5A 33 As 74.9216	70 6A 34 Se 78.96	71 7A 35 Br 79.904	72 8A 36 Kr 83.8
87 1A 223.019	88 2A 226.025	89 3B 21 Sc 44.955912	90 4B 22 Ti 47.867	91 5B 23 V 50.9415	92 6B 24 Cr 51.9961	93 7B 25 Mn 54.938045	94 8B 26 Fe 55.845	95 8B 27 Co 58.933195	96 8B 28 Ni 58.6934	97 1B 29 Cu 63.546	98 2B 30 Zn 65.39	99 3A 31 Ga 69.723	100 4A 32 Ge 72.61	101 5A 33 As 74.9216	102 6A 34 Se 78.96	103 7A 35 Br 79.904	104 8A 36 Kr 83.8
*Serie de lantánidos		58 Ce 140.12	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm 144.91	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.254	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967		
†Serie de actínidos		90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	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		

Alcalinotérreos

Halógenos

Grupo principal

Metales de transición

Grupo principal

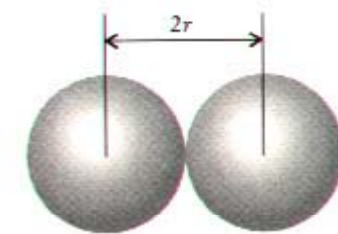
Lantánidos y actínidos

2.3.

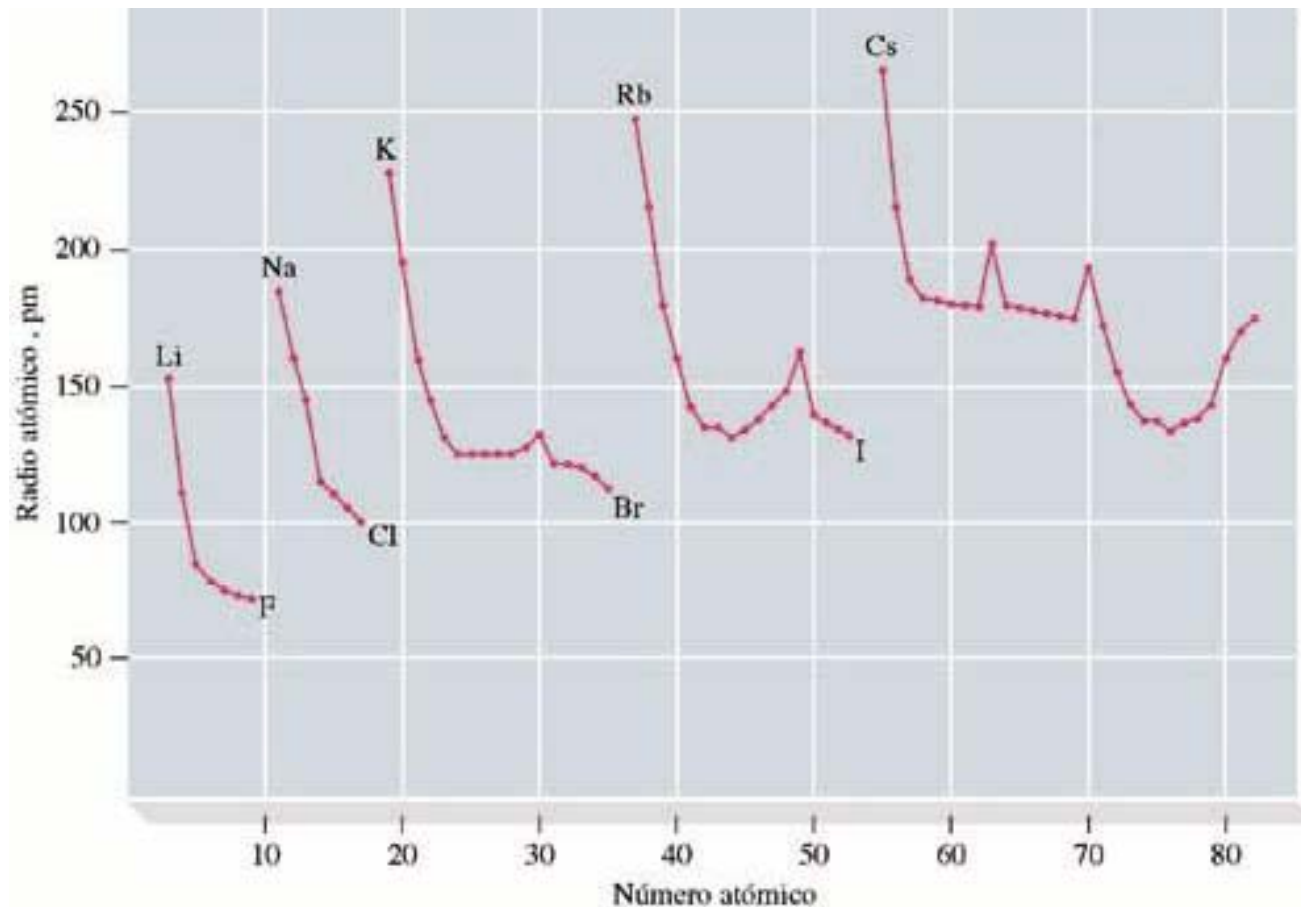
Periodicidad de las propiedades

RADIO ATÓMICO (ra)

Radio Atómico: Es la mitad de la distancia entre dos átomos adyacentes



15 Radio atómico



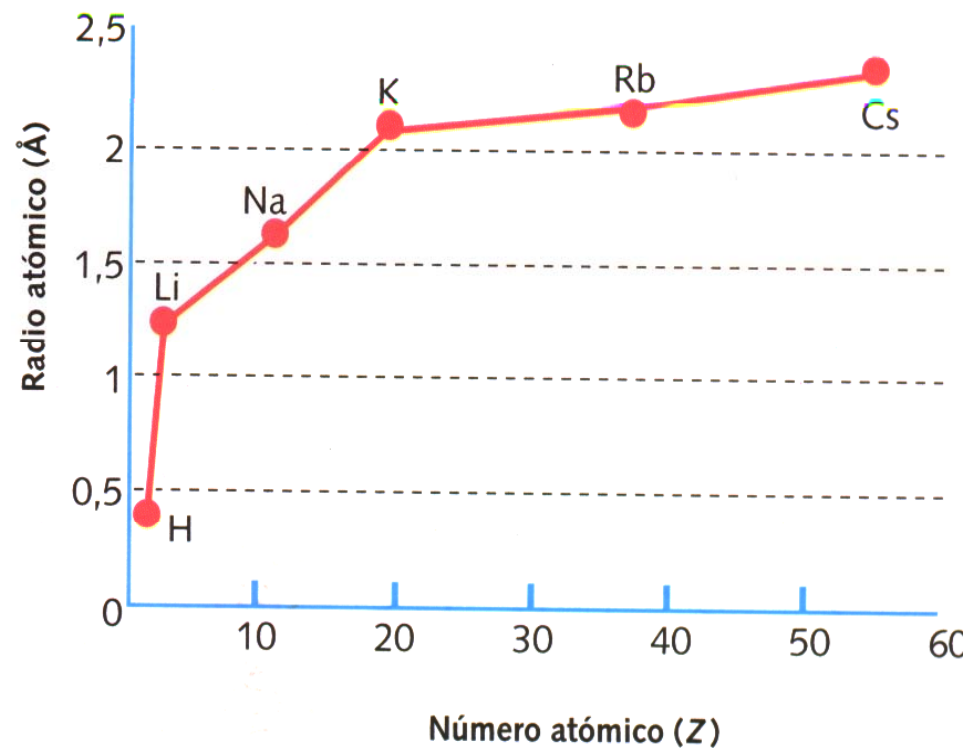
En un PERIODO disminuye a medida que lo hace Z

En un GRUPO aumenta a medida que lo hace Z

Variación del radio atómico en un grupo

- En un grupo, el radio aumenta al aumentar el periodo, pues existen más capas de electrones.

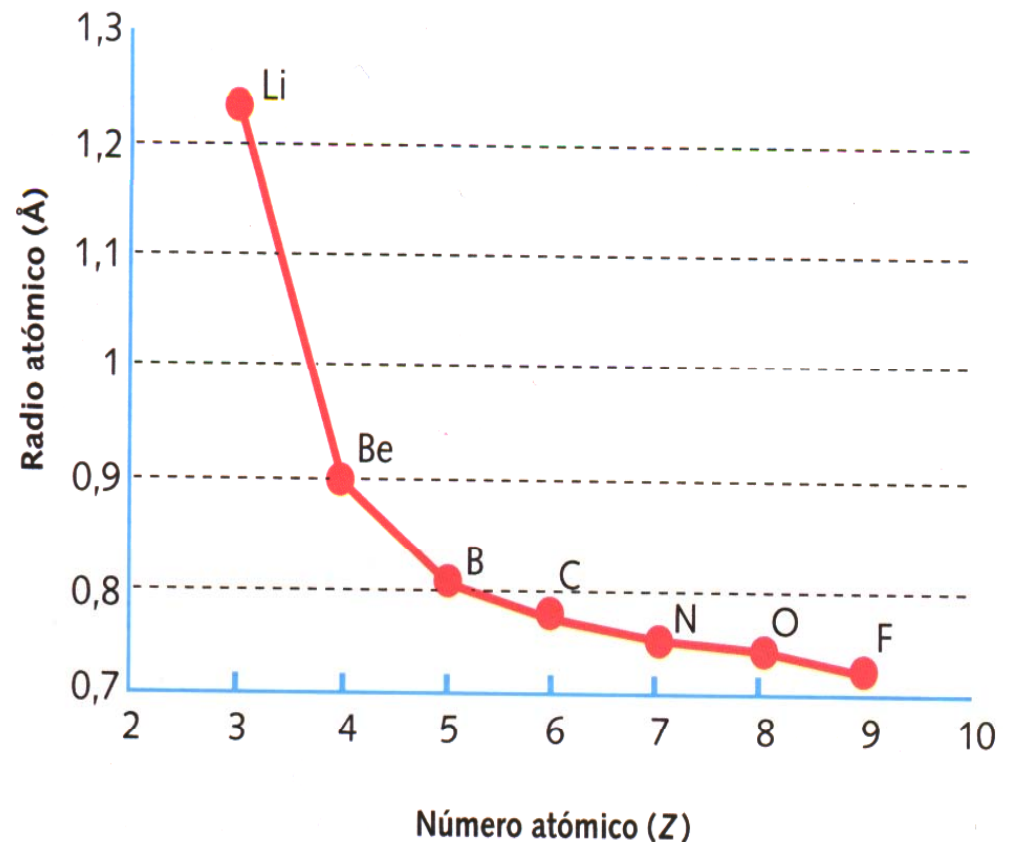
Grupo 1



Variación del radio atómico en un periodo

- En un mismo periodo disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva (hacia la derecha).
- Es debido a que los electrones de la última capa estarán más fuertemente atraídos.

Periodo 2



RADIO ATÓMICO (ra)

Radio Atómico: Es la mitad de la distancia entre dos átomos adyacentes

RADIO ATÓMICO DECRECIENTE

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H	H							He
Li	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

RADIO ATÓMICO CRECIENTE

Carga nuclear efectiva (Z^*)

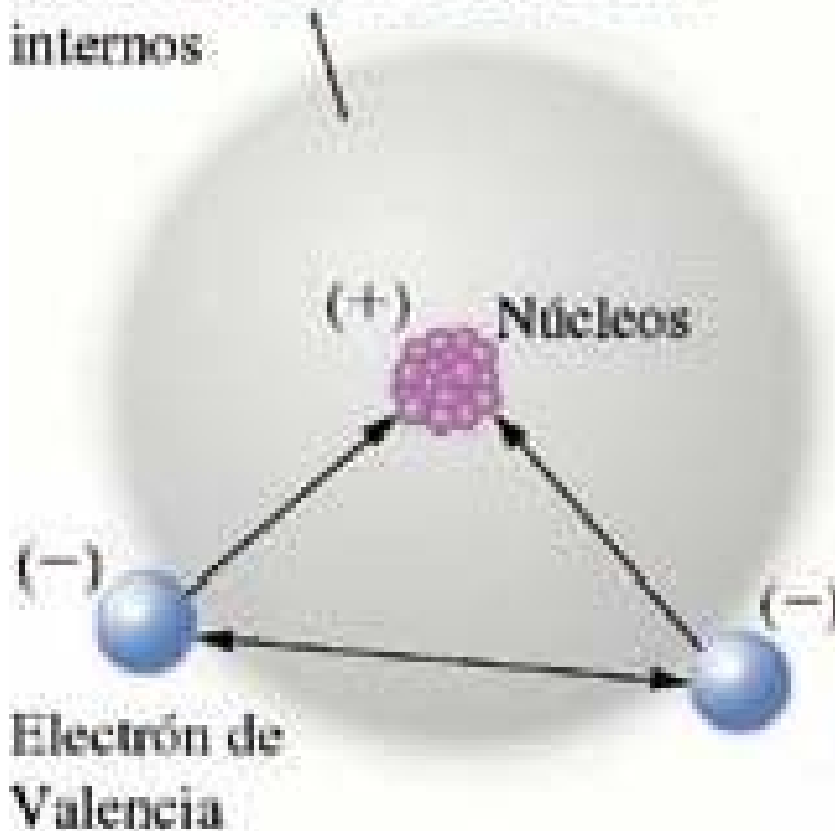
Es la carga real que mantiene unido a un e^- al núcleo.

- Depende de:
 - Carga nuclear (Z)
 - Efecto pantalla (apantallamiento) (a) de e^- interiores o repulsión electrónica.
- Ambos efectos son contrapuestos:
 - A mayor Z mayor Z^* .
 - A mayor apantallamiento menor Z^* .
- Así consideraremos que:

$$Z^* = Z - a$$

Apantallamiento

Pantalla debida a la carga electrónica de dos electrones internos



$$Z_{\text{ef}} = Z - a$$

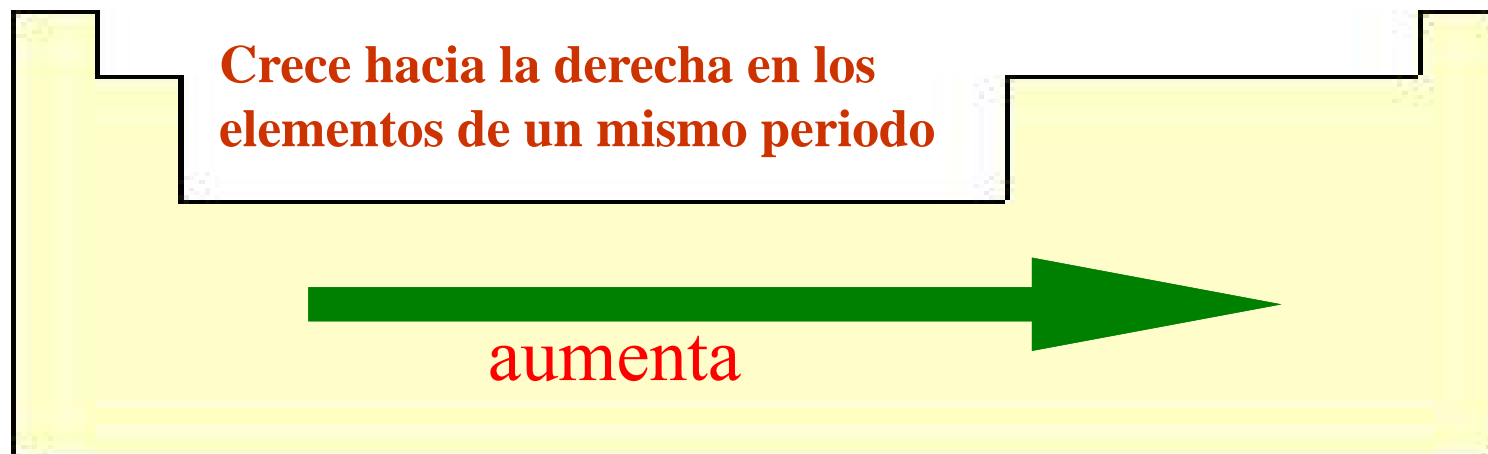
$$E_n = - R_H \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2}$$

Consideraremos que en la práctica:

- Cada e^- de capa interior es capaz de contrarrestar el efecto de un protón
- Los electrones de la capa externa no se apantallan unos a otros

Variación de Z^* en la tabla

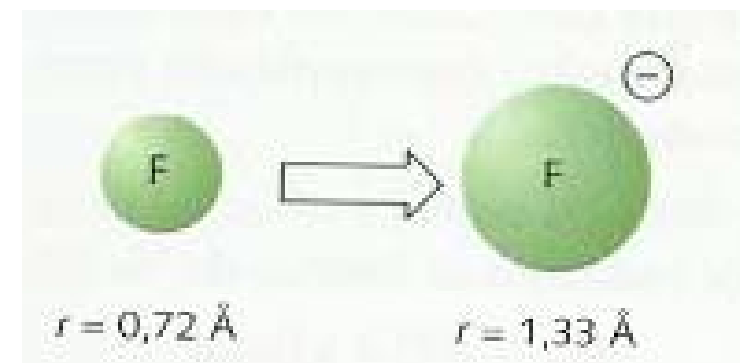
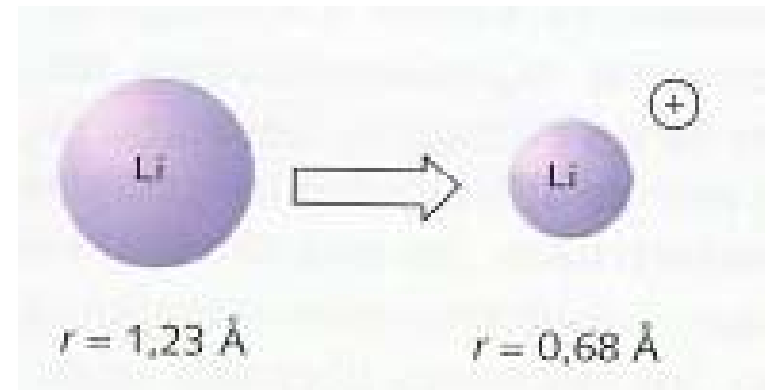
- Varía poco al aumentar Z en los e^- de valencia de un mismo grupo
 - Aunque hay una mayor carga nuclear también hay un mayor apantallamiento.
 - Debido al menor efecto pantalla de los e^- de la última capa y al mayor Z .



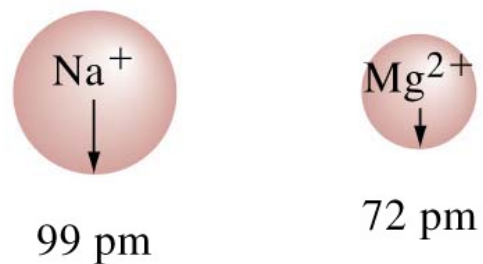
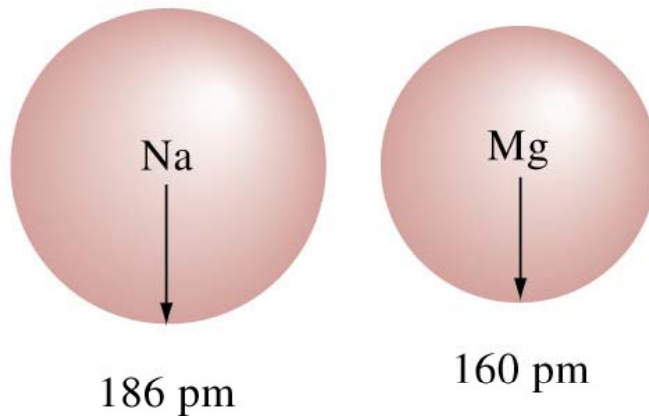
Radio iónico

Es el radio que tiene un átomo que ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.

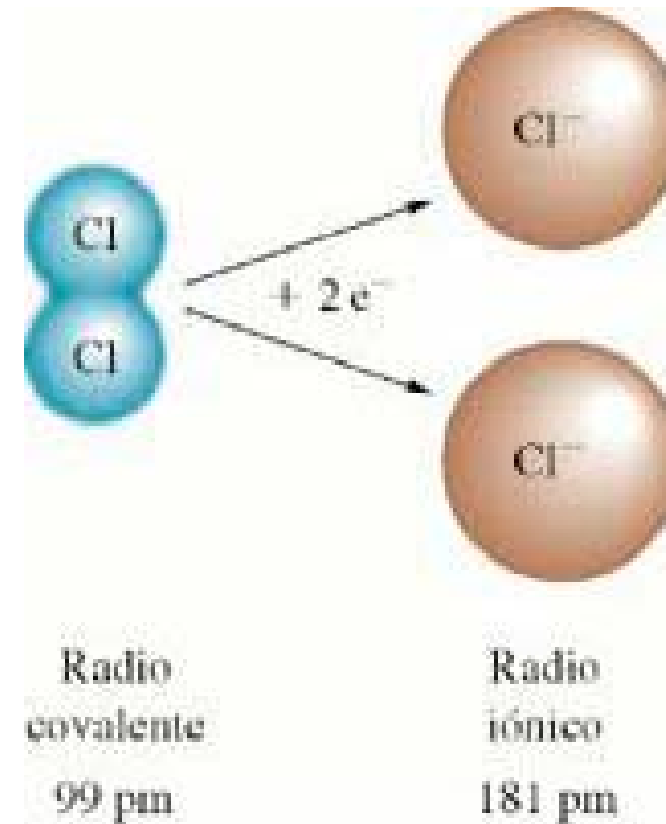
- Los **cationes** son menores que los átomos neutros por la mayor carga nuclear efectiva (menor apantallamiento o repulsión de e^-)
- Los **aniones** son mayores que los átomos neutros por la disminución de la carga nuclear efectiva (mayor apantallamiento o repulsión electrónica).



Radio iónico



Radios Catiónicos



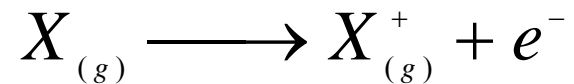
Radios Aniónicos

COMPARACIÓN DE LOS RADIOS ATÓMICOS CON LOS RADIOS IÓNICOS (pm)

<p>Li 152 Li⁺ 59</p>	<p>Be 111 Be²⁺ 27</p>	<p>Tamaño del anión > Tamaño del átomo neutro</p> <p>Tamaño del catión < Tamaño del átomo neutro</p> <p>El tamaño del anión aumenta con su carga</p> $M^{n-} > M^{m-} \quad n > m$ <p>El tamaño del catión disminuye con su carga</p> $M^{n+} > M^{m+} \quad n < m$										<p>B 88</p>	<p>C 77</p>	<p>N 75 N³⁻ 171</p>	<p>O 73 O²⁻ 140</p>	<p>F 71 F⁻ 133</p>
<p>Na 186 Na⁺ 99</p>	<p>Mg 160 Mg²⁺ 72</p>	<p>Al 143 Al³⁺ 53</p>	<p>Si 117</p>	<p>P 110 P³⁻ 212</p>	<p>S 104 S²⁻ 184</p>	<p>Cl 99 Cl⁻ 181</p>										
<p>K 227 K⁺ 138</p>	<p>Ca 197 Ca²⁺ 100</p>	<p>Sc 161 Sc³⁺ 75</p>	<p>Ti 145 Ti²⁺ 86</p>	<p>V 132 V²⁺ 79 V³⁺ 64</p>	<p>Cr 125 Cr²⁺ 82 Cr³⁺ 62</p>	<p>Mn 124 Mn²⁺ 83</p>	<p>Fe 124 Fe²⁺ 77 Fe³⁺ 65</p>	<p>Co 125 Co²⁺ 75 Co³⁺ 61</p>	<p>Ni 125 Ni²⁺ 70</p>	<p>Cu 128 Cu⁺ 96 Cu²⁺ 73</p>	<p>Zn 133 Zn²⁺ 75</p>	<p>Ga 122 Ga³⁺ 62</p>	<p>Ge 122</p>	<p>As 121</p>	<p>Se 117 Se²⁻ 198</p>	<p>Br 114 Br⁻ 196</p>
<p>Rb 248 Rb⁺ 149</p>	<p>Sr 215 Sr²⁺ 113</p>									<p>Ag 144 Ag⁺ 115</p>	<p>Cd 149 Cd²⁺ 95</p>	<p>In 163 In³⁺ 79</p>	<p>Sn 141 Sn²⁺ 93</p>	<p>Sb 140 Sb³⁺ 76</p>	<p>Te 137 Te²⁻ 221</p>	<p>I 133 I⁻ 220</p>

Energía de ionización, (EI)

Energía necesaria para arrancar un electrón del átomo en estado aseoso



$$I_1 = 738 \text{ kJ}$$

Primera energía de ionización (EI₁)



$$I_2 = 1451 \text{ kJ}$$

Segunda energía de ionización (EI₂)

En general se cumple que: $\text{EI}_1 < \text{EI}_2 < \text{EI}_3$

$$I = R_H \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2}$$

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

I_2 (Mg) vs. I_3 (Mg)

I_1 (Mg) vs. I_1 (Al)

I_1 (P) vs. I_1 (S)

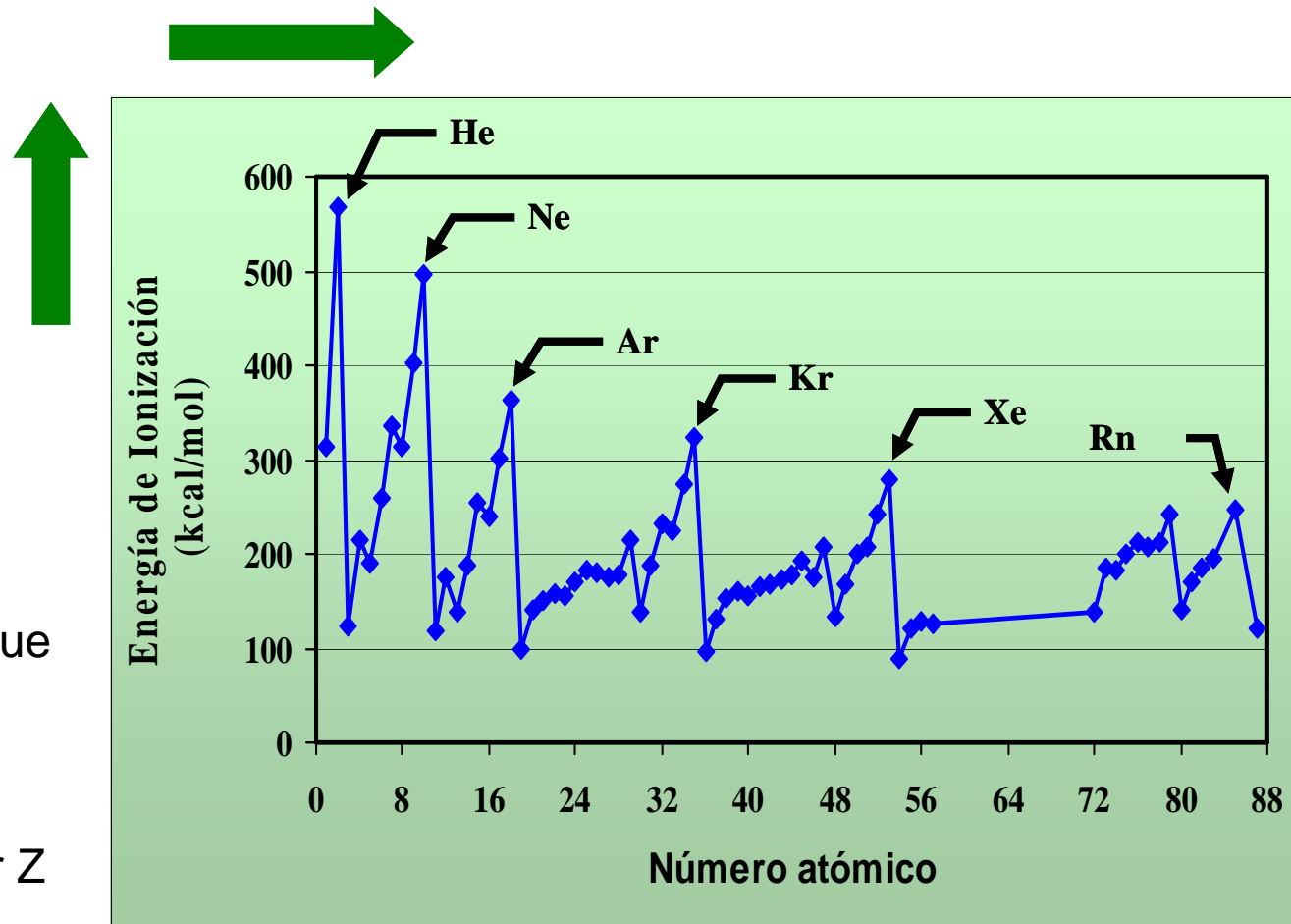
Energía de ionización, (EI)

Variación de la energía de ionización a lo largo de la tabla periódica

En general:

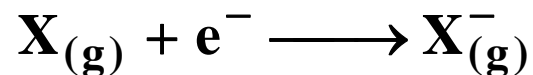
En un **PERIODO**
aumenta a medida que
lo hace Z

En un **GRUPO**
aumenta al disminuir Z



Afinidad Electrónica, (AE)

Energía que se libera cuando un átomo neutro en estado gaseoso gana un electrón



⊕ Segunda afinidad electrónica (AE_2): Energía necesaria para que el átomo gane un 2º electrón



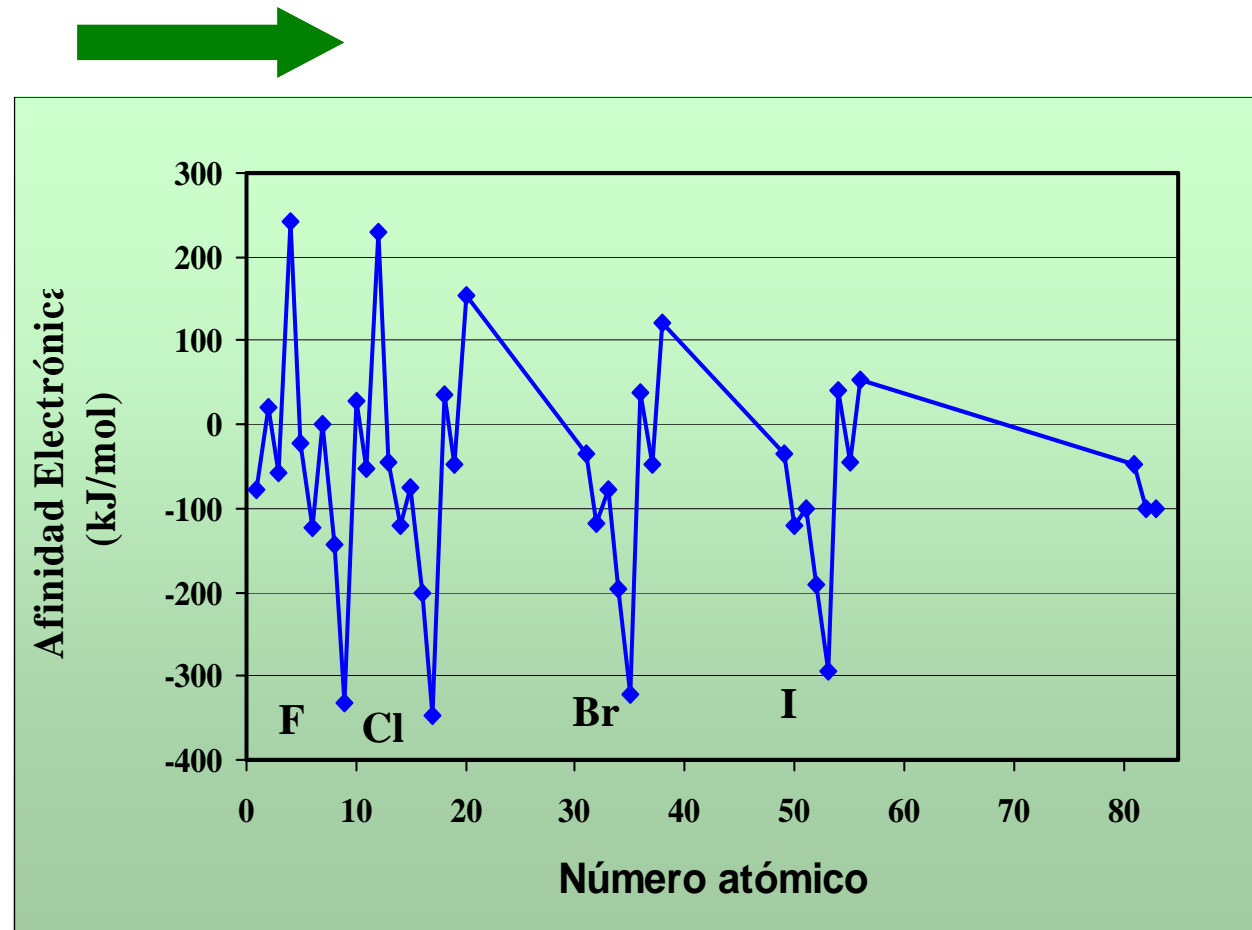
Variación de la Afinidad Electrónica a lo largo de la Tabla Periódica

Cuanto mayor sea la tendencia de un átomo a ganar electrones, mayor será la energía liberada y la afinidad electrónica será más negativa (en valor real disminuye)

En general:

En un **PERIODO** la tendencia a ganar electrones aumenta a medida que lo hace Z

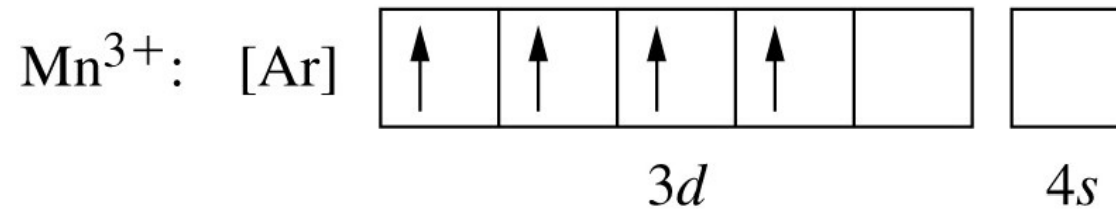
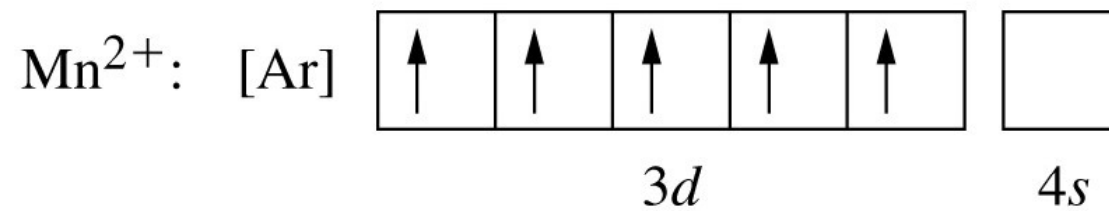
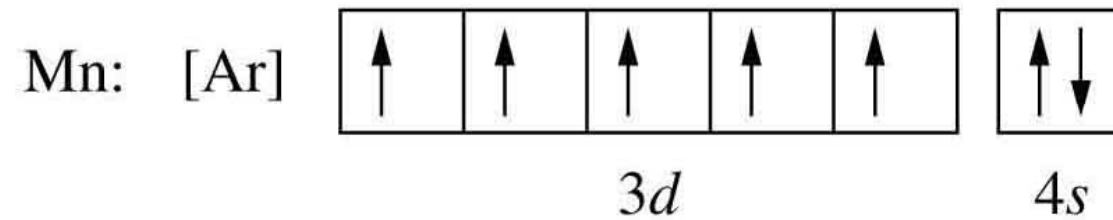
En un **GRUPO** la tendencia a ganar electrones aumenta al disminuir Z



Propiedades magnéticas

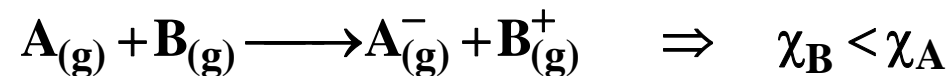
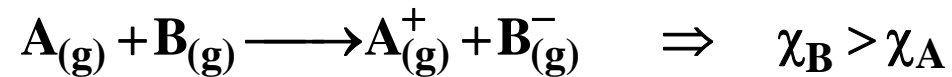
- Átomos o iones diamagnéticos:
 - Todos los electrones están apareados.
 - Una especie diamagnética es débilmente repelida por un campo magnético.
- Átomos o iones paramagnéticos:
 - Tienen electrones *desapareados*.
 - Los electrones desapareados inducen un campo magnético que hace que el átomo o ion sea atraído por un campo magnético externo.

Paramagnetismo



Electronegatividad, (χ)

Tendencia de un átomo a ganar electrones en presencia de otro átomo



Un átomo será tanto más electronegativo cuanto mayor sea su energía de ionización y más negativa sea su afinidad electrónica

Escala de **MULLIKEN**: $\chi = \frac{1}{2}(\text{EI} + \text{AE}) \Rightarrow$ Limitación por los valores de AE

Escala de **PAULING**: $\chi_{\text{H}} = 2,1$ (arbitrario) $\Rightarrow |\chi_{\text{A}} - \chi_{\text{B}}| = 0,208 \cdot [(D_{\text{AB}} - (D_{\text{AA}} D_{\text{BB}})^{1/2})^{1/2}]^{1/2}$

Definición de **ALLRED y ROCHOW**: $\chi \equiv$ fuerza $e \leftrightarrow$ núcleo a la distancia del radio covalente

$$\mathbf{F} = \frac{\mathbf{Z}_{\text{eff}} e^2}{r_{\text{a}}^2} \Rightarrow \chi = \frac{0,359 \mathbf{Z}_{\text{eff}}^2}{r_{\text{a}}^2} + 0,744$$

Electronegatividad, (χ)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	
H 2,1													B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Li 1,0	Be 1,5											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
Na 0,9	Mg 1,2																
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,8	Ba 0,9	La [*] 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac [†] 1,1	[*] Lantánidos: 1,1–1,3 [†] Actínidos: 1,3–1,5														

Variación de la Electronegatividad a lo largo de la Tabla Periódica

En general:

En un **PERIODO** aumenta a medida que lo hace Z

En un **GRUPO** aumenta al disminuir Z

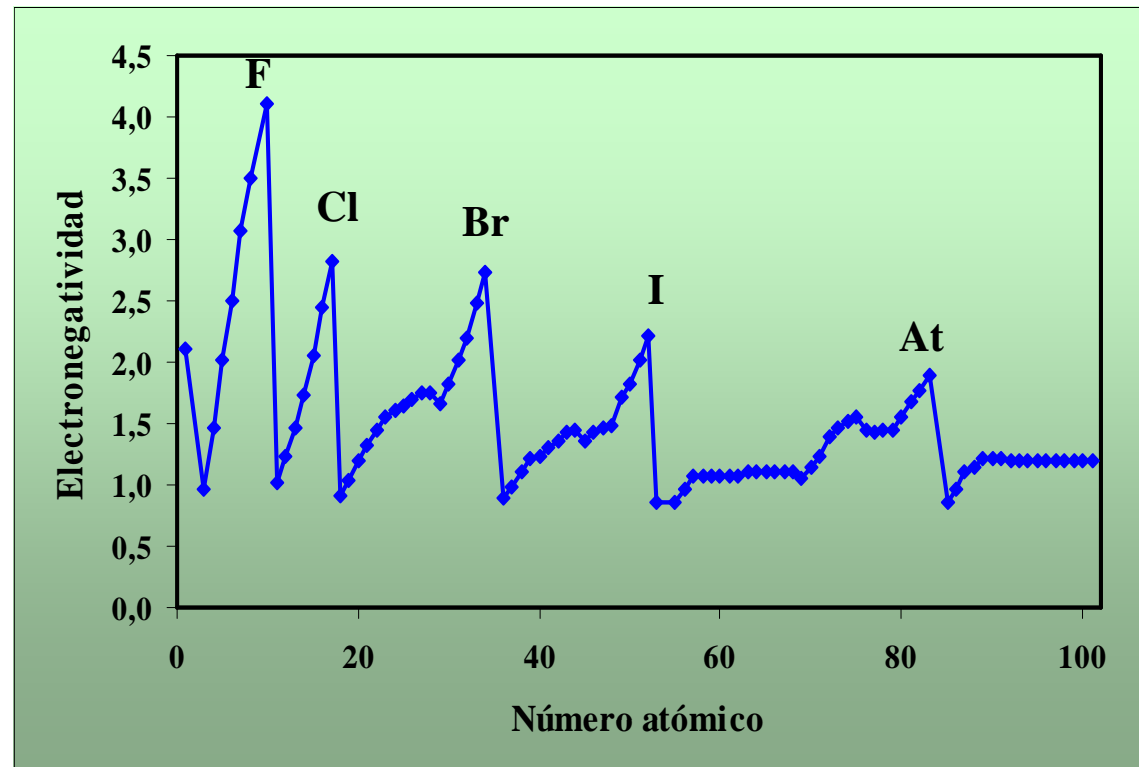


Relación entre la electronegatividad y el carácter metálico de los elementos

Metales: $\chi < 1,8$ (aprox)

Intermedios: $1,8 < \chi < 2,1$ (aprox)

No metales: $\chi > 2,1$



Carácter Metálico

H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	V	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
Fr	Ra																	

Labels in the diagram:

- Metals:** Elements from Li to Ra.
- Intermedios:** Elements from B to Zn.
- Non metais:** Elements from C to I.
- Gases nobres:** Elements He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

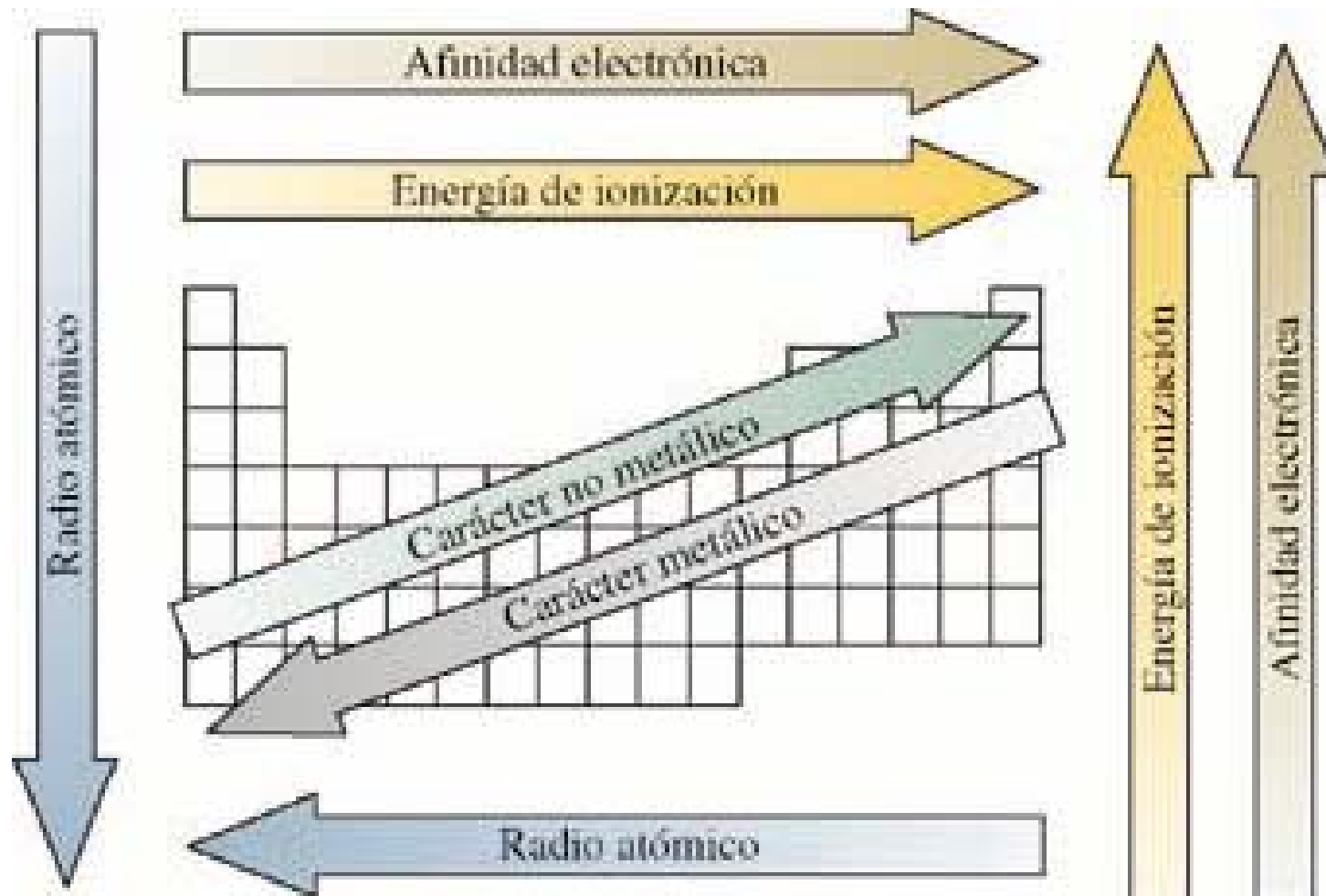
Metales:

- ◆ Electropositivos: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^{-}$
- ◆ Buenos conductores del calor y de la electricidad
- ◆ Buen poder reflector de la luz (brillo metálico)
- ◆ Dúctiles y maleables
- ◆ En general sólidos a temperatura ambiente

No Metales

- ◆ Electronegativos: $\text{O} + 2e^{-} \rightarrow \text{O}^{2-}$
- ◆ No conductores
- ◆ Pobre poder reflector
- ◆ Poco maleables y poco dúctiles
- ◆ En general, gases o sólidos a T^a ambiente

Propiedades periódicas de los elementos





Fin del Capítulo