

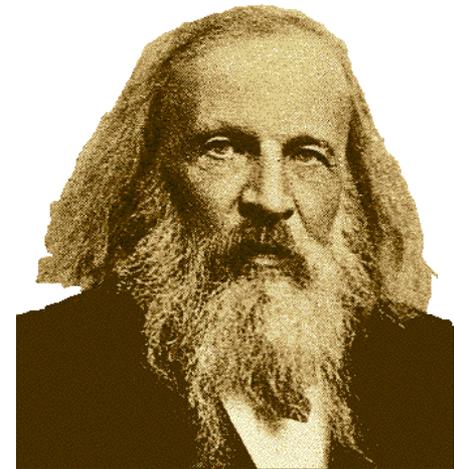
Tema 3. Sistema Periódico

1. Origen del Sistema Periódico.
2. Sistema Periódico actual.
3. Propiedades periódicas de los elementos.

1. Origen del Sistema Periódico

El estudio del Sistema Periódico comenzó hace más de 200 años, modificándose gracias al avance de la ciencia y al descubrimiento de nuevos elementos.

El nacimiento de la tabla periódica moderna fue realizada por **Mendeleev** en 1869: ***“las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos”***





Reihen	Gruppe I. — R ² O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² O ⁷	Gruppe 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	—	—

- Existían espacios en blanco para elementos todavía por descubrir que correspondían a los pesos atómicos 44, 68, 72 y 100, elementos que ahora conocemos como Sc, Ga, Ge y Tc, entre otros.
- Corrigió algunos pesos atómicos mal determinados.

El éxito más relevante de Mendeleev:

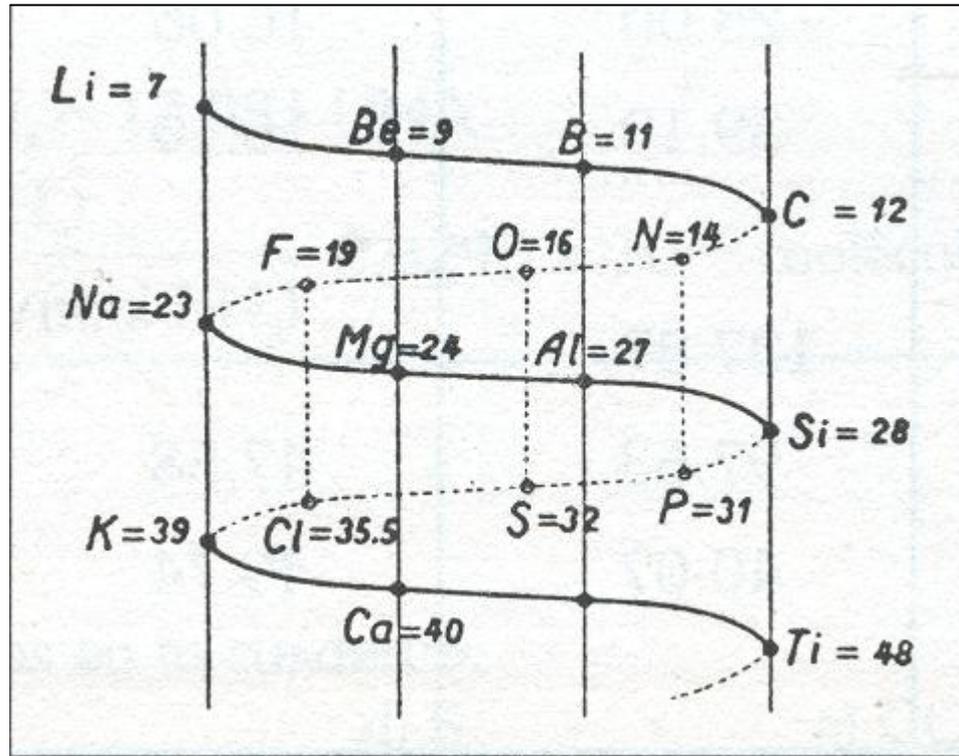
Predecir la existencia y propiedades de elementos “desconocidos” en su época.

Predicciones de Mendeleev (1871)

	PREDICTED PROPERTIES Ekasilicon (Es)	ACTUAL PROPERTIES Germanium(Ge)
ATOMIC WEIGHT	72	72.59
DENSITY	5.5 g/cm ³	5.35 g/cm ³
VALENCE	4	4
MELTING POINT	high	937.4°C
COLOR OF METAL	dark gray	gray-white
FORM OF OXIDE	EsO ₂	GeO ₂
DENSITY OF OXIDE	4.7 g/cm ³	4.23 g/cm ³
FORM OF CHLORIDE	EsCl ₄	GeCl ₄
DENSITY OF CHLORIDE	1.9 g/cm ³	1.84 g/cm ³
B.P. OF CHLORIDE	<100°C	84°C

Limitaciones de la tabla de Mendeleev:

Varios elementos químicos quedaban “fuera de sitio”:
Co, Ni, Fe, I, debido a errores en la determinación de
los pesos atómicos



2. Sistema Periódico actual

1894: Ramsay y Raylergh → Ar, He, Ne, Kr y Xe
 1900: Dorn → Rn

} Gases nobles

Moseley → determinación de un n° de orden (n° atómico) de las masas atómicas



se pasó a ordenar los elementos mediante su número atómico.

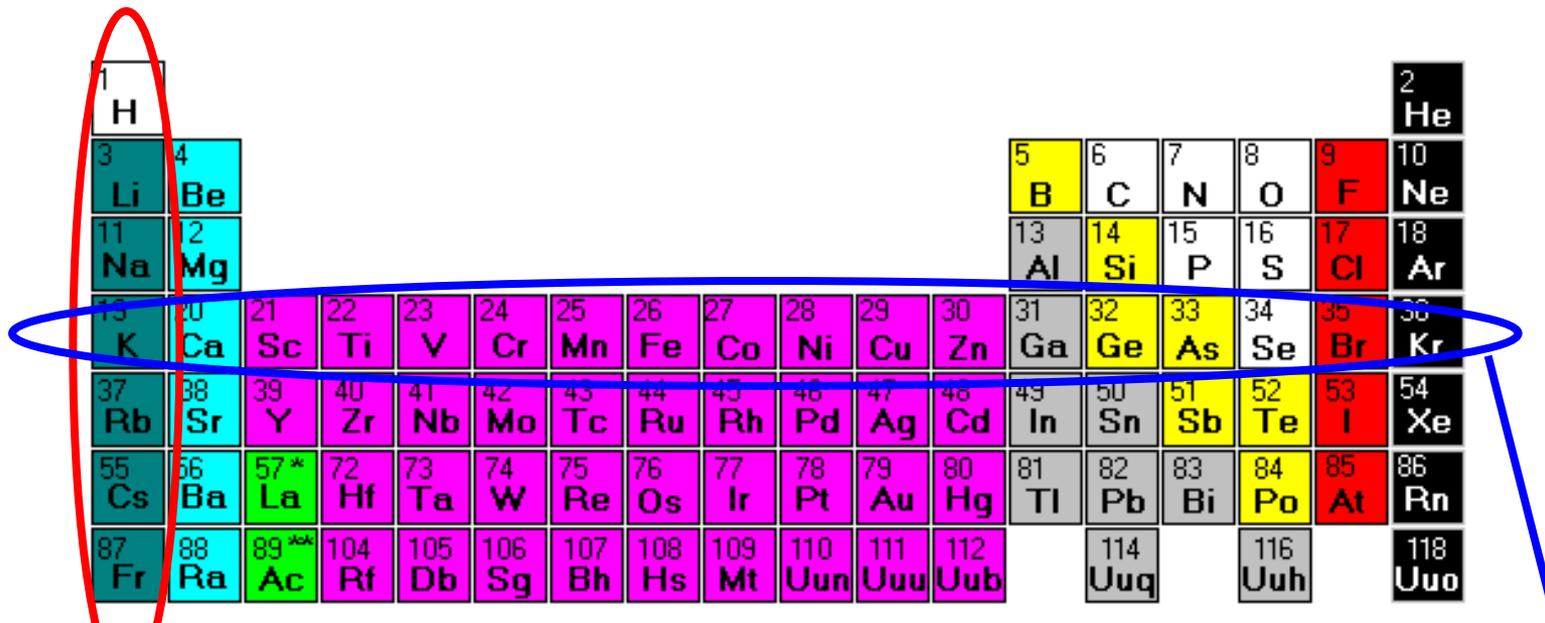
1904: Thomson → periodicidad de los elementos.

1913: Böhr → capa externa de e^{-} propiedades del elemento.

1924: Pauli → números cuánticos.
 + Heisenberg y Schrödinger

Sistema Periódico actual

Definición: Es la ordenación de los elementos según su número atómico creciente haciendo coincidir elementos con igual configuración electrónica externa. Consta de 18 columnas o **grupos** y 7 filas o **periodos**



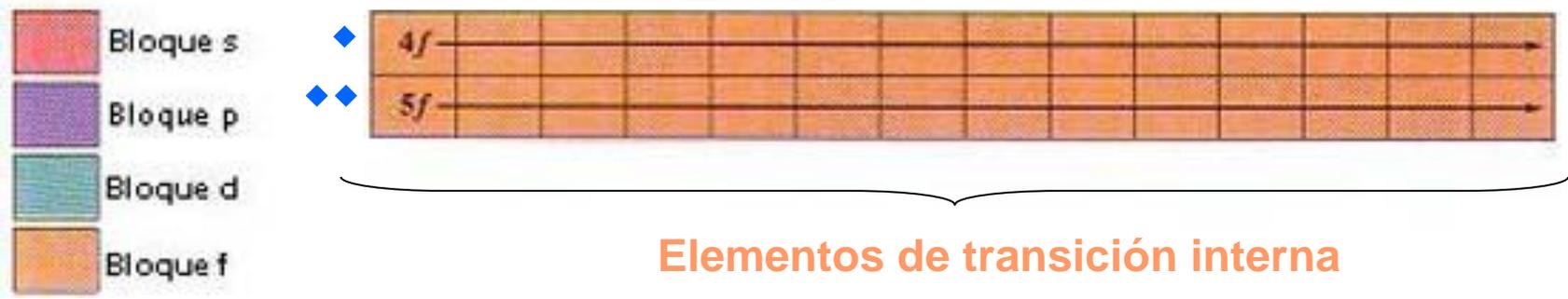
1 H																	2 He																												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																												
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																												
55 Cs	56 Ba	57* La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																												
87 Fr	88 Ra	89 ^{act} Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	114 Uuq	116 Uuh	118 Uuo																															
<table border="1"> <tr> <td>58 Ce</td> <td>59 Pr</td> <td>60 Nd</td> <td>61 Pm</td> <td>62 Sm</td> <td>63 Eu</td> <td>64 Gd</td> <td>65 Tb</td> <td>66 Dy</td> <td>67 Ho</td> <td>68 Er</td> <td>69 Tm</td> <td>70 Yb</td> <td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td> <td>91 Pa</td> <td>92 U</td> <td>93 Np</td> <td>94 Pu</td> <td>95 Am</td> <td>96 Cm</td> <td>97 Bk</td> <td>98 Cf</td> <td>99 Es</td> <td>100 Fm</td> <td>101 Md</td> <td>102 No</td> <td>103 Lr</td> </tr> </table>																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																

Grupo (indicated by a red arrow pointing to the first column)

Periodo (indicated by a blue arrow pointing to the fourth row)

Gases nobles

Elementos representativos



Elementos de transición interna

PERIODOS

El número de un período coincide con el valor de n de la capa externa de los átomos

Primer periodo → **subcapa 1s** → 2 elementos
(muy corto)

Segundo y tercer periodo → **subcapas ns y np** → 8 elementos
(cortos) (n=2 y 3)

Cuarto y quinto periodo → **subcapas ns, (n-1)d y np** → 18 elementos
(largos) (n=4 y 5)

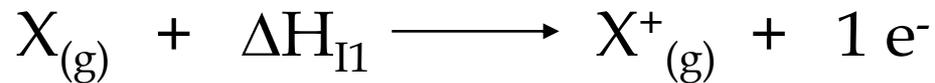
Sexto y séptimo periodo → **subcapas ns, (n-2)f, (n-1)d y np** → 32 elementos
(muy largos) (n=6 y 7)

3. Propiedades periódicas

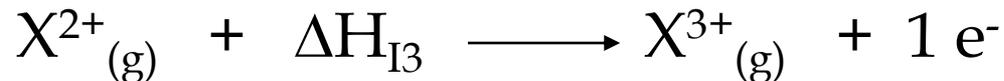
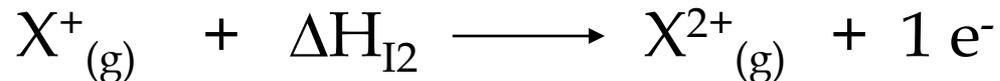
- ❑ Energía de Ionización
- ❑ Afinidad electrónica
- ❑ Radio atómico
- ❑ Carácter metálico
- ❑ Electronegatividad

Energía de Ionización (ΔH_I)

Mínima energía que hay que suministrar a un átomo en estado libre y gaseoso para “arrancarle” un electrón convirtiéndose en catión.



En átomos polielectrónicos se pueden considerar sucesivas energías de ionización:



$$\Delta H_{I1} < \Delta H_{I2} < \Delta H_{I3} < \dots$$

+ ΔH_I siempre \longrightarrow E^a aportada

Unidades: **kJ / mol** (cuando se mide en **eV** se llama **Potencial de Ionización**)

Primera Energía de Ionización

ΔH_{I1}
(Kj/mol)



Z = Número atómico

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

Variación de la Energía de Ionización

PERIODOS:

ΔH_{I1} aumenta al aumentar el número atómico (Z)

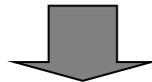
$$Z^* = Z - \sigma$$

Al aumentar Z aumenta Z^* (carga nuclear efectiva) debido a un apantallamiento imperfecto, aumentando así la atracción del electrón más externo por el núcleo.

Irregularidades:

	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
n=2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
ΔH (Kj/mol)	520	899	799	1090	1400	1310	1680	2080

Un orbital completo o semicompleto es especialmente estable



hay que aplicar más energía de la prevista

GRUPOS:

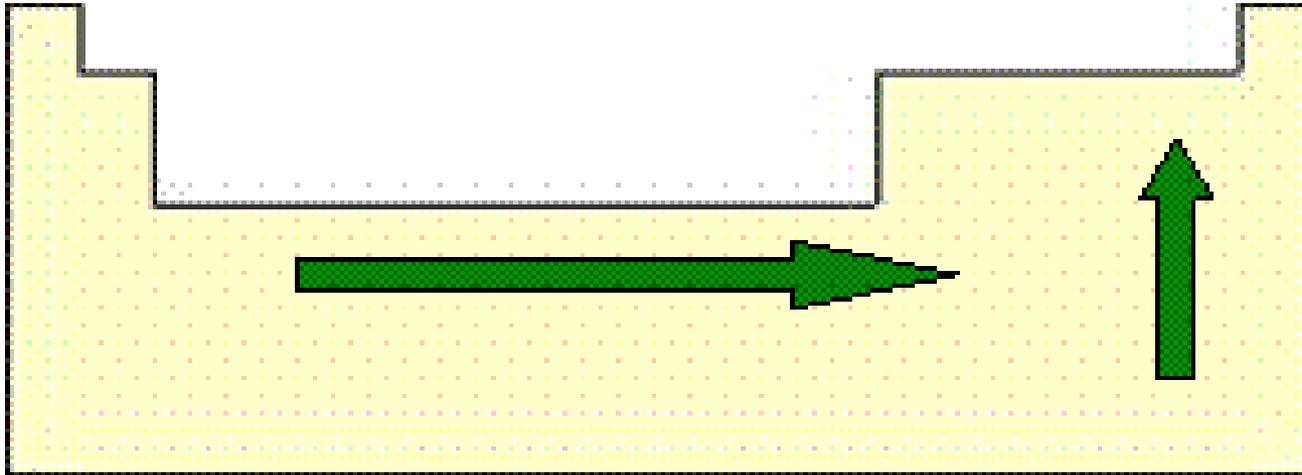
ΔH_{I1} disminuye al aumentar el número atómico (Z)

La Energía de Ionización varía al descender en el grupo, dado que va aumentando la distancia al núcleo del electrón o electrones más externos, por lo que se debilita la atracción.

Observaciones:

- Grupo 1** → valores **mínimos** de ΔH_{I1}
(El electrón ns^1 está muy apantallado)
- Grupo 2** → valores de ΔH_{I1} **>** metales alcalinos = periodo
(configuración ns^2 Z^* es mayor)
- Grupo 15** → valores **altos** de ΔH_{I1}
(configuración ns^2np^3 bastante estable)
- Grupo 16** → valores de ΔH_{I1} **≤** ΔH_{I1} (Grupo 15)
(configuración ns^2np^4 menos estable que ns^2np^3)
- Gases nobles** → valores **máximos** de ΔH_{I1}
(configuración ns^2np^6 completa)

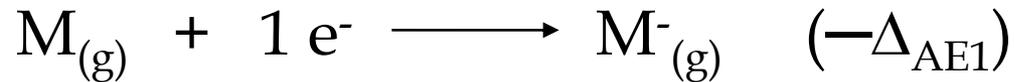
VARIACIÓN DE LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN



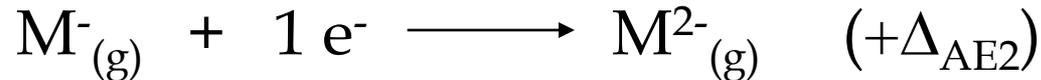
Los valores de ΔH_{I1} permiten predecir si un determinado elemento químico tendrá mayor o menor tendencia a formar compuestos de tipo iónico o covalente.

Afinidad electrónica (Δ_{AE})

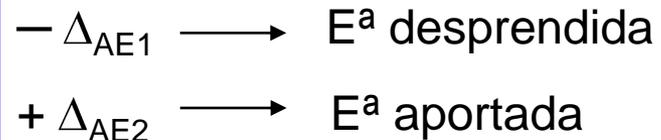
Mínima energía que se desprende cuando un átomo en estado libre y gaseoso “**capta**” un **electrón** convirtiéndose en anión.



La entrada del segundo electrón se realiza con aporte de energía debido a la interacción interelectrónica.

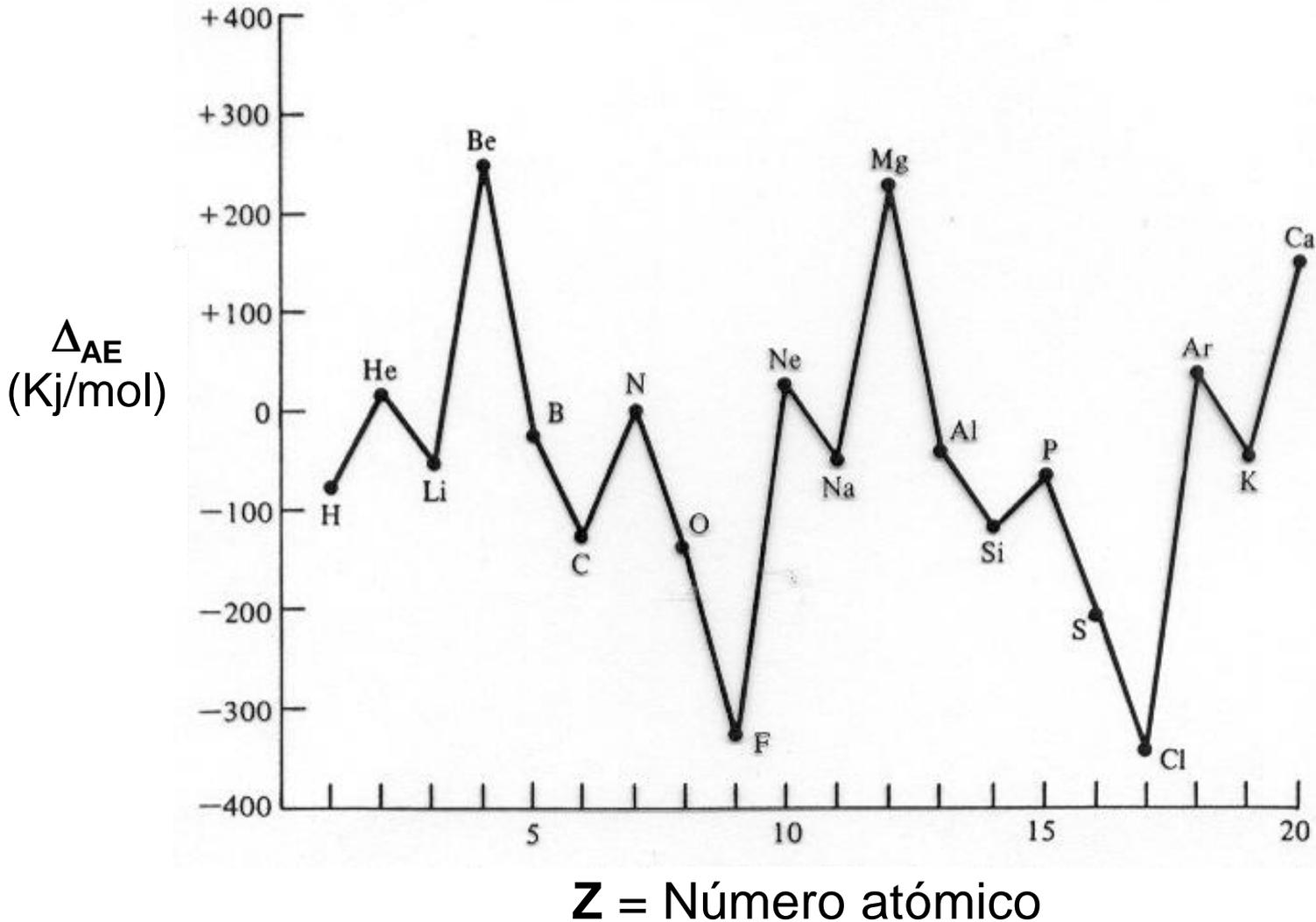


$$\Delta_{AE1} < \Delta_{AE2} < \dots$$



Unidades: **kJ / mol**

Afinidad electrónica



Variación de la Afinidad electrónica

PERIODOS:

Δ_{AE} aumenta al aumentar el número atómico (Z)

$A > Z > Z^* >$ atracción electrón - núcleo

Es **máxima** para las configuraciones s^2p^5 y **mínima** para los s^2p^6

Irregularidades:

	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
n=2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Δ_{AE} (Kj/mol)	- 59,6	—	- 26,7	- 153,9	- 7	- 141	- 328	—

El **Be** y el **N** tienen una Δ_{AE} menor que la que les correspondería por tener el orbital s lleno y el p semilleno.

Para el **Ne** es mínima la Δ_{AE} por tener orbitales s y p completos.

GRUPOS:

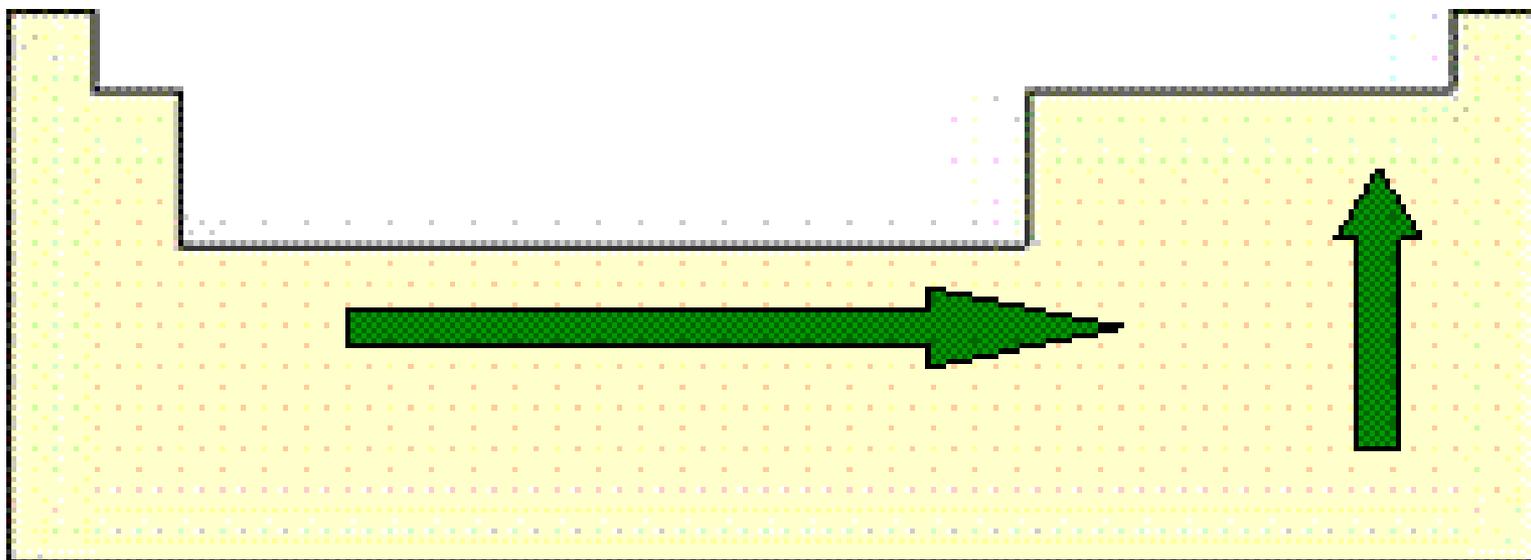
Δ_{AE} aumenta al disminuir el número atómico (Z)

La Afinidad Electrónica varía al ascender en el grupo, dado que va disminuyendo la distancia al núcleo del electrón o electrones más externos, por lo que aumenta la atracción.

1							18
H -72.8							He --
2	13	14	15	16	17		
Li -59.6	Be --	B -26.7	C -153.9	N -7	O -141.0	F -328.0	Ne --
Na -52.9	Mg --	Al -42.5	Si -133.6	P -72	S -200.4	Cl -349.0	Ar --
K -48.4	Ca --	Ga -28.9	Ge -119.0	As -78	Se -195.0	Br -324.6	Kr --
Rb -46.9	Sr --	In -28.9	Sn -107.3	Sb -103.2	Te -190.2	I -295.2	Xe --
Cs -45.5	Ba --	Tl -19.2	Pb -35.1	Bi -91.2	Po -186	At -270	Rn --

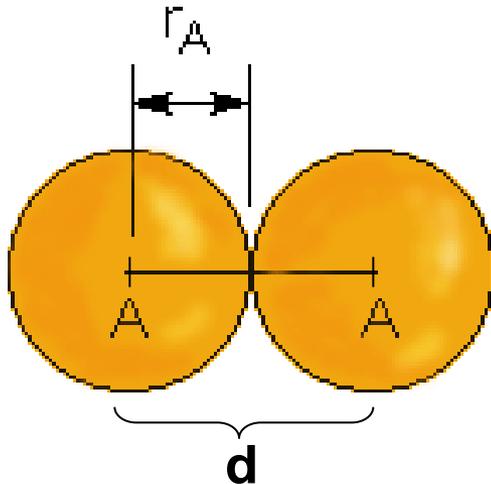
El **F** presenta menor Δ_{AE} que el **Cl** debido a la repulsión interelectrónica

VARIACIÓN DE LA AFINIDAD ELECTRÓNICA



Radio atómico

El radio atómico es una magnitud **difícil de definir**, y en términos de la mecánica ondulatoria se puede decir que es: la **distancia del núcleo a la zona de máxima probabilidad de encontrar el electrón más externo**.



$$r_A = \frac{d}{2}$$

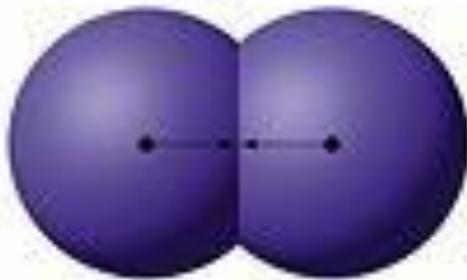
Unidades: Å

Por la técnica de difracción de rayos X se obtiene la distancia internuclear y aceptando que en una red formada por átomos iguales, éstos se tocan, el radio atómico **es la mitad de la distancia internuclear**.

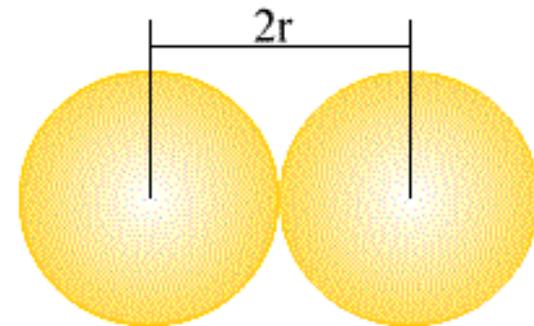
El tamaño de un átomo va a depender de la “interacción” con los átomos circundantes

Radio covalente: la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos por un enlace covalente sencillo.

Radio metálico: la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos contiguos del metal sólido cristalino.



Radio covalente



Radio metálico

Variación del Radio Atómico

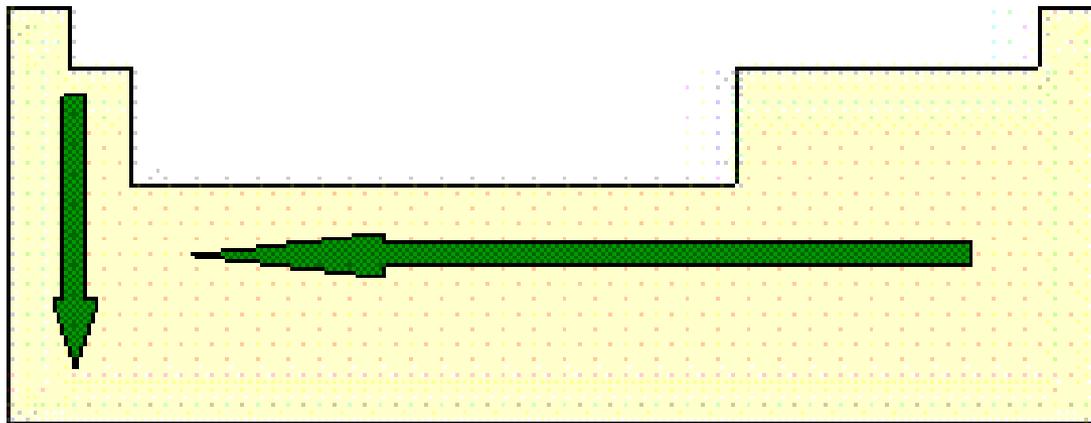
PERIODOS:

r_A disminuye al aumentar el número atómico (Z)

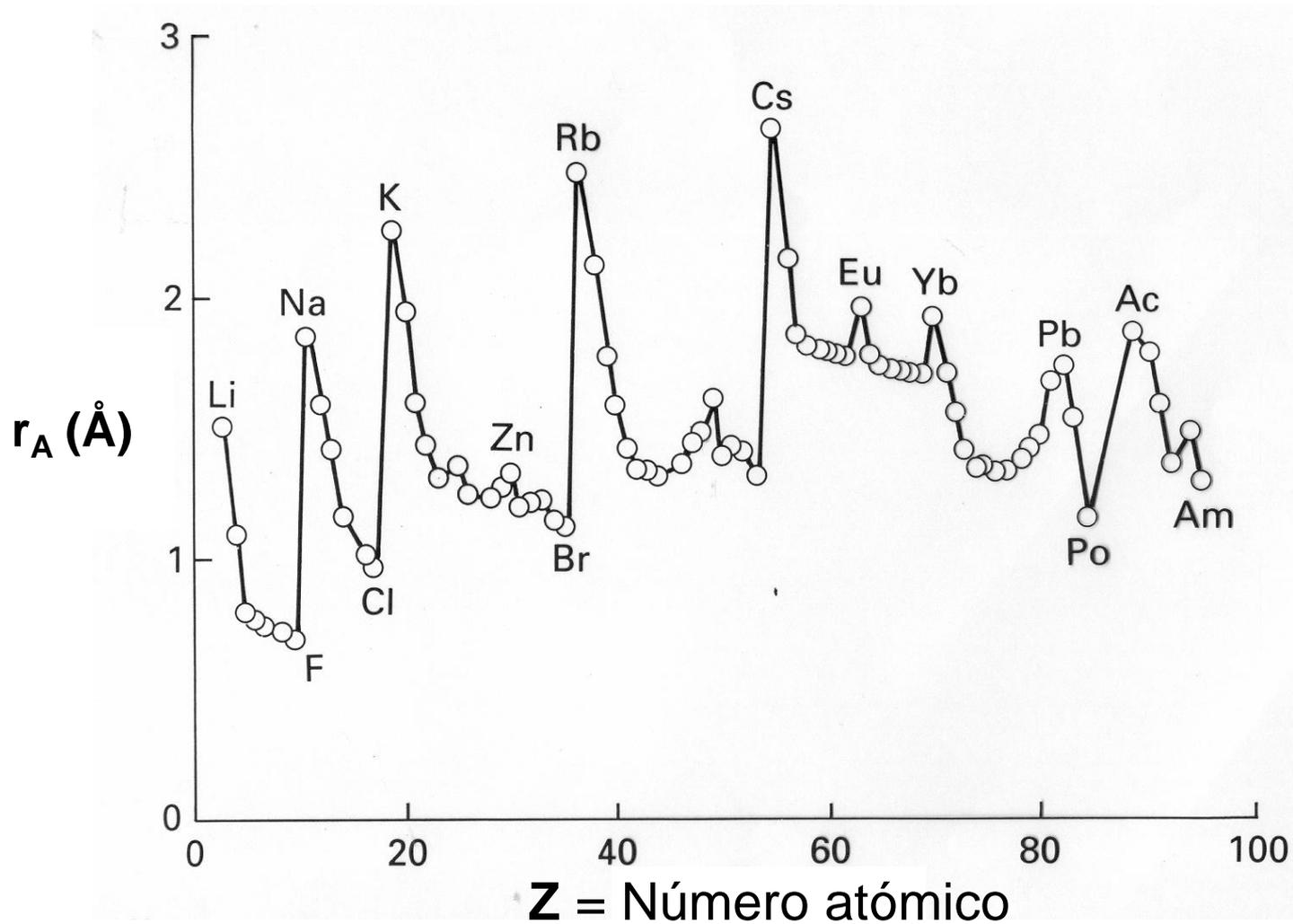
$A > Z > Z^* > \text{atracción electrón - núcleo} \longrightarrow < \text{radio atómico}$

GRUPOS:

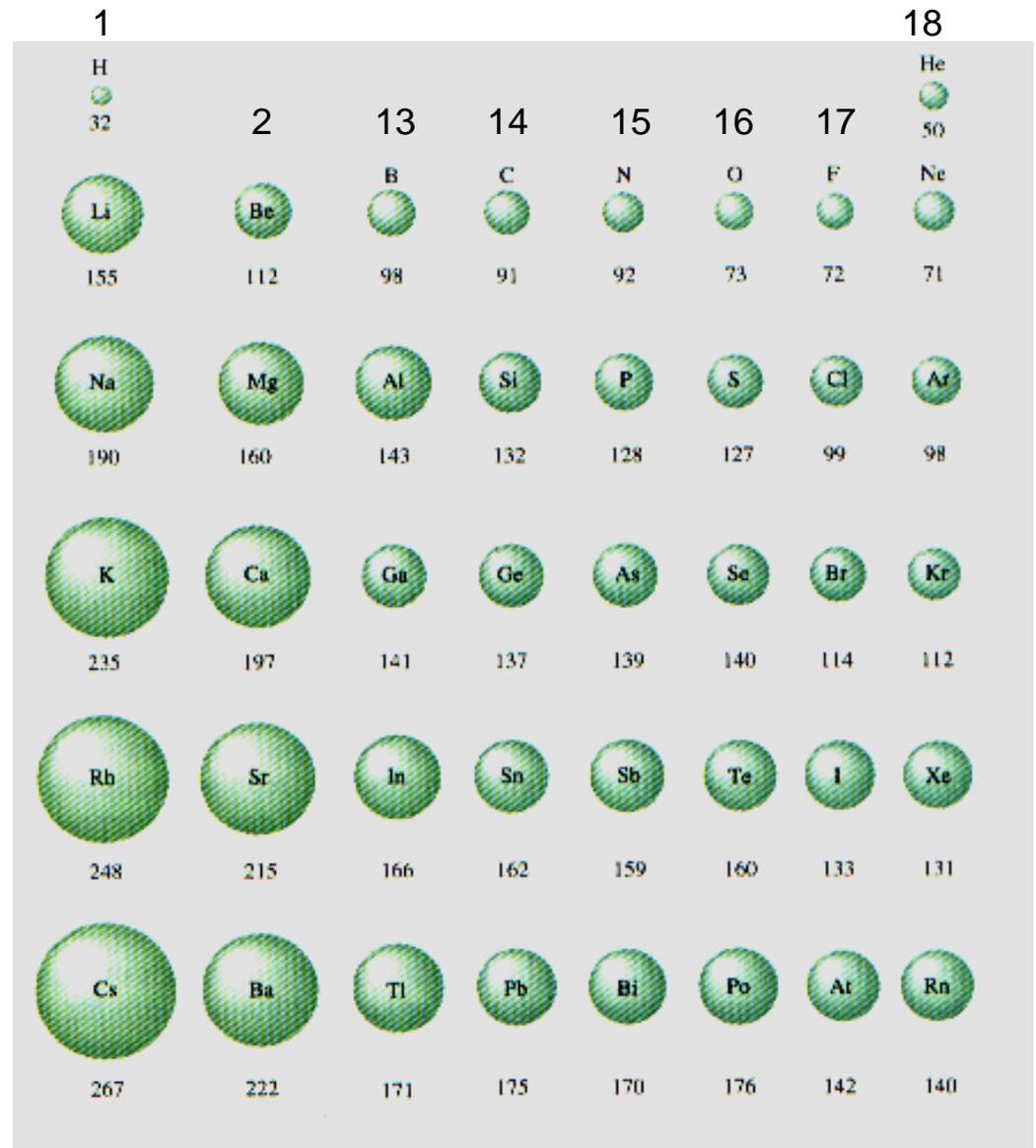
$r_A \uparrow$ al descender en el grupo pues \uparrow el n° de capas del átomo



Radio atómico

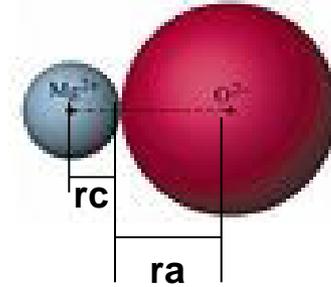


Variación del radio atómico en los elementos representativos

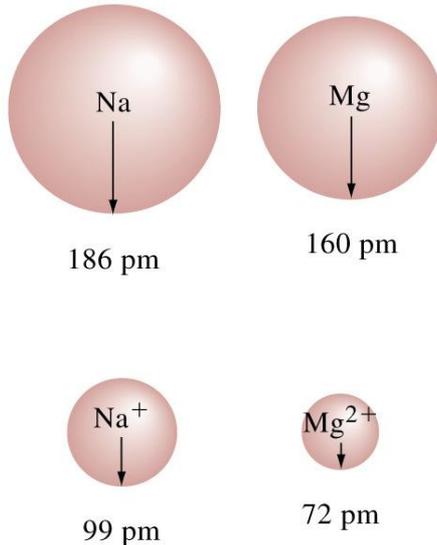


Radio iónico

Los átomos pueden ganar y perder electrones : **Radio Iónico.**

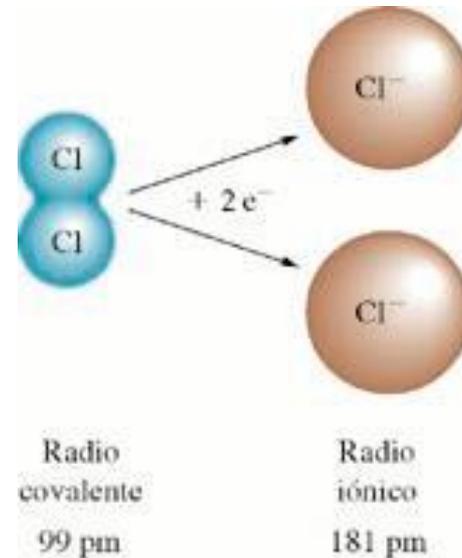


La formación de un catión reduce las repulsiones inter-electrónicas.



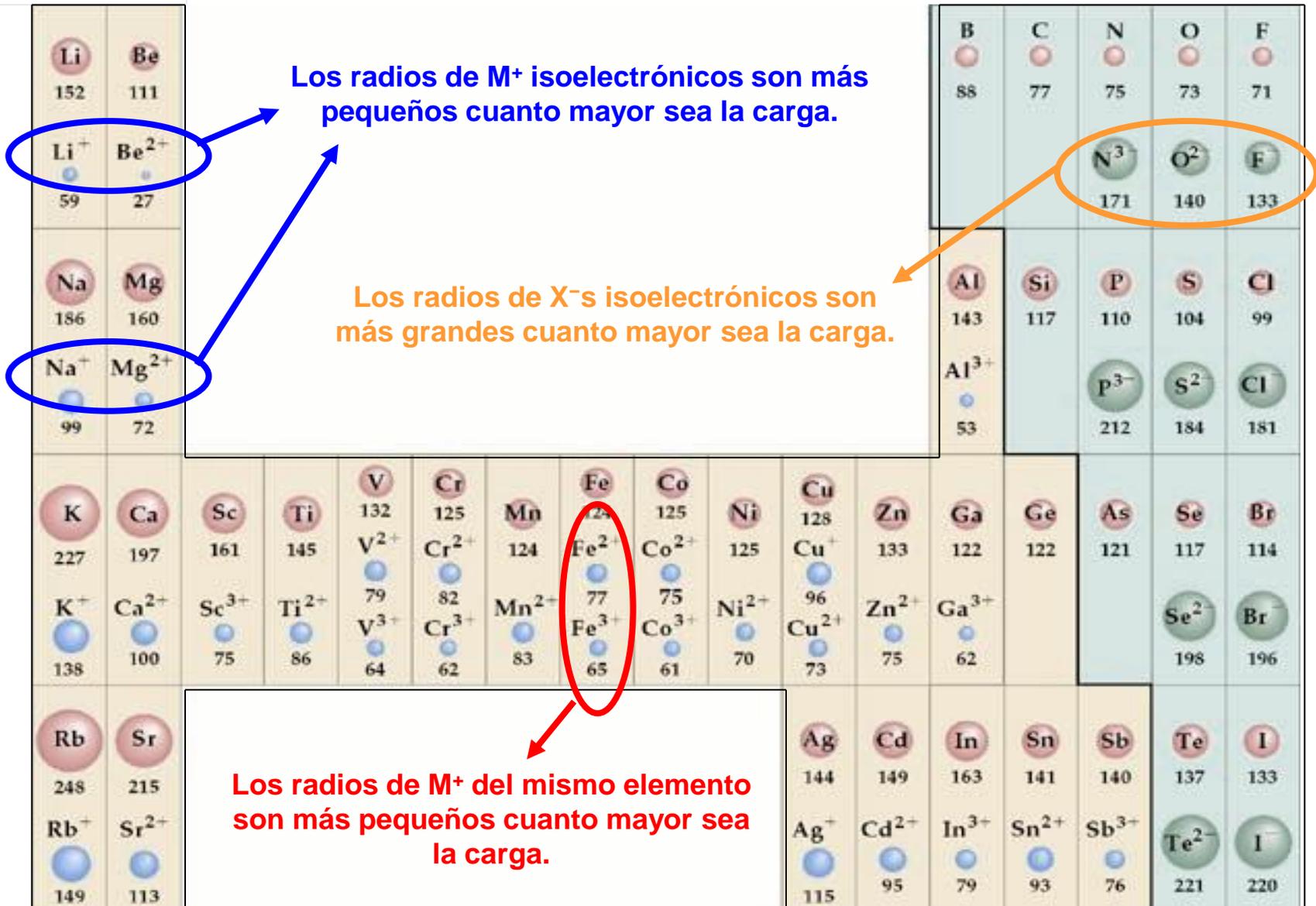
Un **catión** es más pequeño que el átomo neutro del que se forma.

La formación de un anión aumenta las repulsiones inter-electrónicas

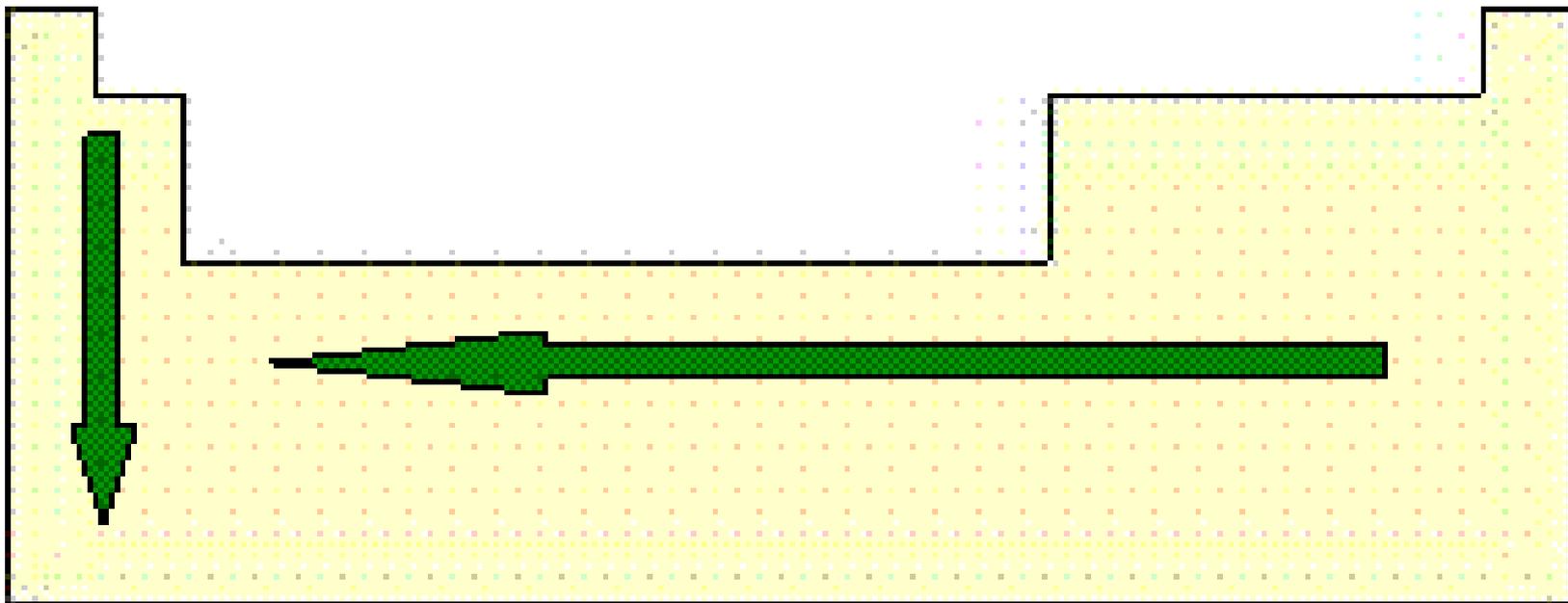


Un **anión** es más grande que el átomo neutro del que se forma.

Comparación de radios atómicos e iónicos



VARIACIÓN DEL RADIO IÓNICO



Carácter metálico

Está relacionado con la capacidad de un elemento para producir **cationes**, y por tanto baja Energía de Ionización.

A > capacidad de formar cationes > carácter metálico < ΔH_i

El Sistema Periódico se puede clasificar en cuanto al carácter metálico:

METALES

- Elementos con baja ΔH_i
- Forman cationes

NO METALES

- Elementos con alta Δ_{AE}
- Forman aniones

SEMIMETALES o METALOIDES

- Propiedades intermedias entre metales y semimetales
- Pueden formar cationes y aniones

Clasificación del S.P en base al carácter metálico

18

1 H HIDRÓGENO																	2 He HELIO
3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLÚOR	10 Ne NEÓN
11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FÓSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
19 K POTASIO	20 Ca CALCIO	21 Sc ESCANDIO	22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMO	25 Mn MANGANESO	26 Fe HIERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NIQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSÉNICO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPCIÓN
37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr CIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNOCIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTAÑO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANO	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIIO	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALO	82 Pb PLOMO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADÓN
87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUFORIDIO	105 Db DUBRIO	106 Sg SUBORGIO	107 Bh BOHNIO	108 Hs HASSIO	109 Mt METELNO	110 Uun UNUNUNIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUNUNIO		114 Uuq UNUNQUIO		116 Uuh UNUNHUIO		118 Uuo UNUNOCTO

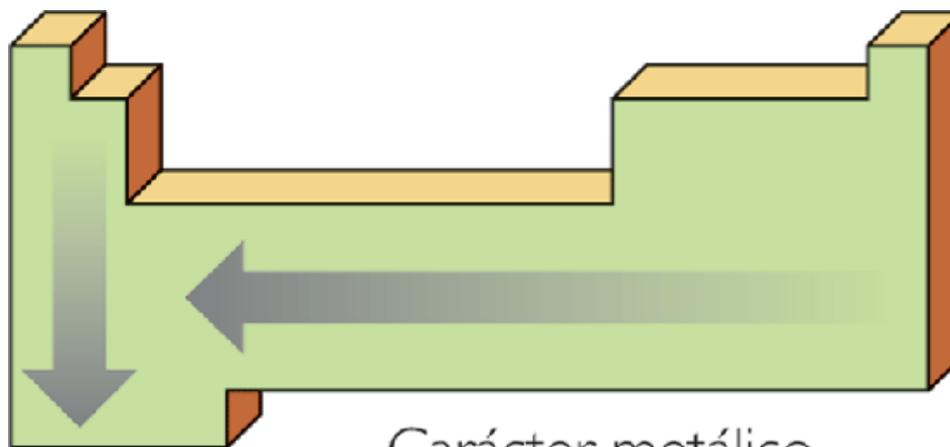
LANTÁNIDOS

58 Ce CERIO	59 Pr PRASIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLINO	65 Tb TARBIO	66 Dy DISPROSIO	67 Ho HOLMIO	68 Er ERBIO	69 Tm TULIO	70 Yb HARBIO	71 Lu LUTECIO
--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	----------------------------	----------------------------	-----------------------------	---------------------------	------------------------------	---------------------------	--------------------------	--------------------------	---------------------------	----------------------------

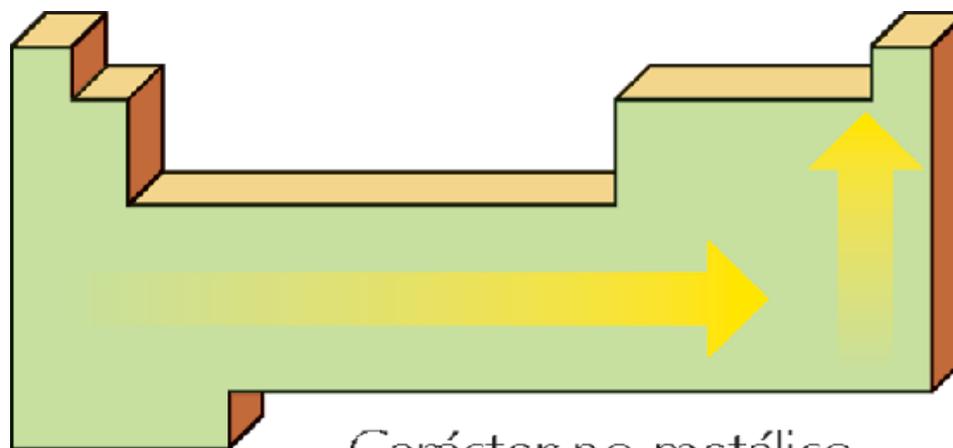
ACTÍNIDOS

90 Th TORIO	91 Pa PROTACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELIO	98 Cf CALIFORNIO	99 Es EINSTEINIO	100 Fm FERMIO	101 Md MENDELIVIO	102 Np NOBELIO	103 Lr LAURENCIO
--------------------------	--------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------	-------------------------------	-------------------------------	----------------------------	--------------------------------	-----------------------------	-------------------------------

METALES
 METALOIDES
 NO METALES
 GASES NOBLES



Carácter metálico



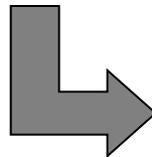
Carácter no metálico

Electronegatividad

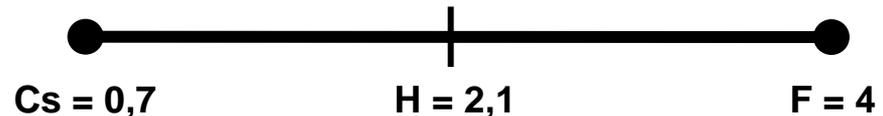
Se define como la capacidad relativa del átomo de un elemento para **atraer hacia sí** los **electrones** de un **enlace** químico.

Existen 3 métodos o escalas para medir la electronegatividad:

- Escala de **Mulliken**
- Escala de **Allred-Rochow**
- Escala de **Pauling** (más utilizada)



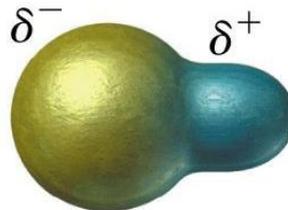
Con esta escala se han calculado todas las electronegatividades del S.P. observándose una **variación periódica análoga a la Afinidad Electrónica**.



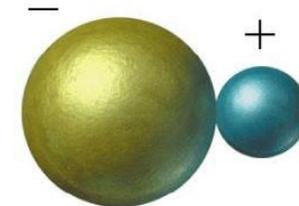
Se utiliza para predecir si un enlace va a ser iónico, covalente apolar o covalente polar:



Covalente apolar



Covalente polar

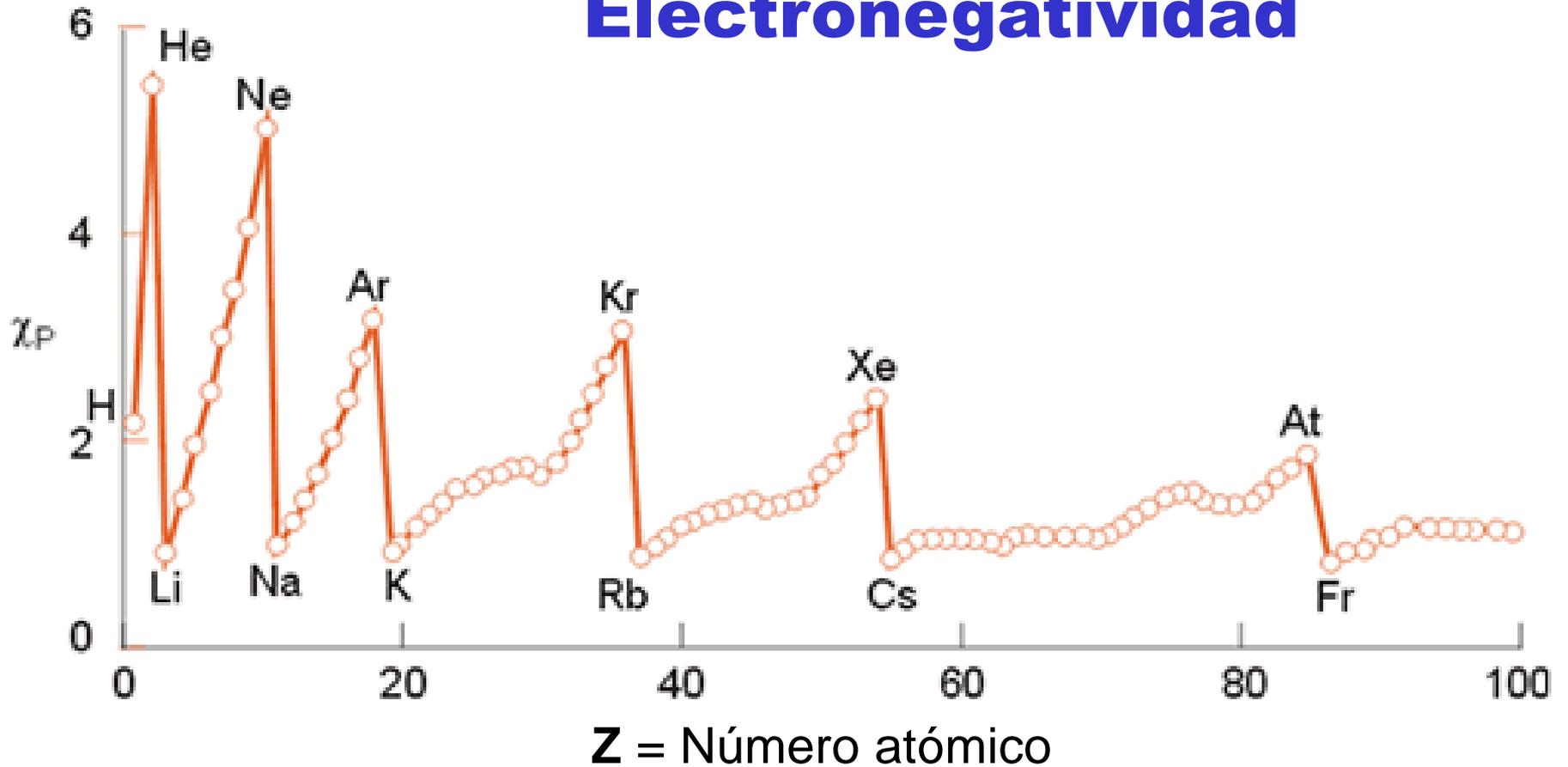


Iónico

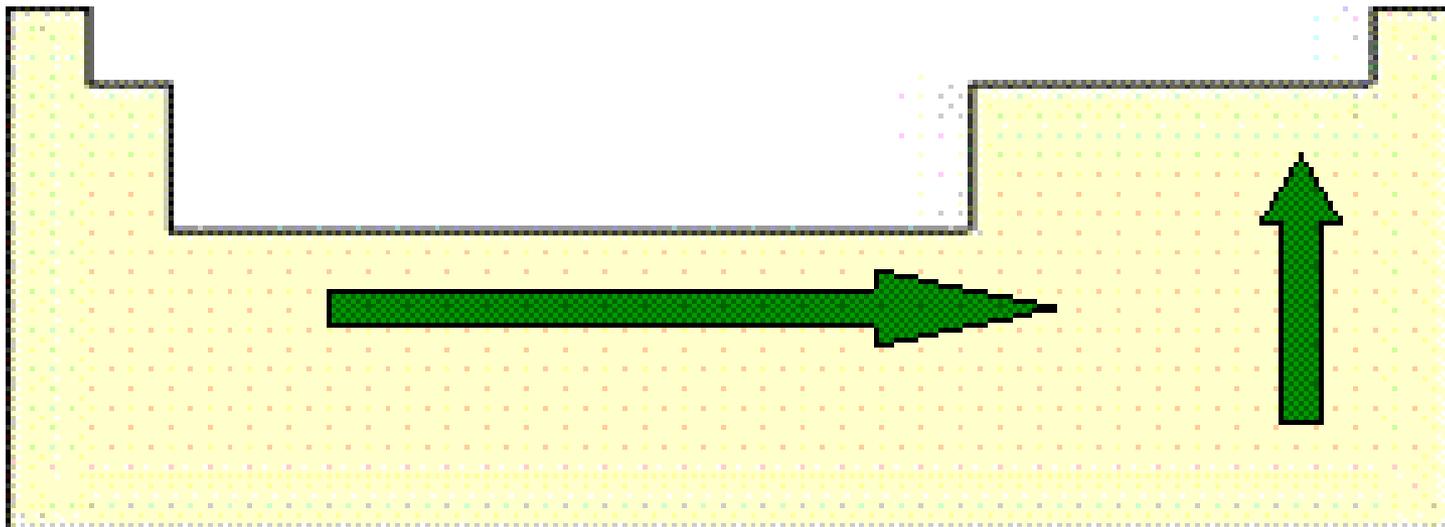
A > diferencia de electronegatividad de los elementos > carácter iónico

La unión de dos elementos con \uparrow electronegatividad		Enlace covalente
La unión de dos elementos con \downarrow electronegatividad		Enlace metálico
La unión de dos elementos con \neq electronegatividad		Enlace iónico

Electronegatividad



VARIACIÓN DE LA ELECTRONEGATIVIDAD



Variación de las propiedades periódicas

