

La Tabla Periódica de los Elementos.

Propiedades periódicas atómicas.

Contenidos

Descubrimiento de los elementos químicos.

Desarrollo de la Tabla Periódica.

Tabla Periódica y configuraciones electrónicas. Carga nuclear efectiva.

Propiedades Periódicas.

- Carga nuclear efectiva.
- Radio atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Radio iónico.
- Carácter metálico: metales, no metales y metaloides.
- Electronegatividad.



La Tabla Periódica de los Elementos.

Propiedades periódicas atómicas.

Contenidos

Descubrimiento de los elementos químicos.

Desarrollo de la Tabla Periódica.

Tabla Periódica y configuraciones electrónicas. Carga nuclear efectiva.

Propiedades Periódicas.

- Carga nuclear efectiva.
- Radio atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Radio iónico.
- Carácter metálico: metales, no metales y metaloides.
- Electronegatividad.



Descubrimiento de los elementos químicos.

No existe una regularidad en el descubrimiento de los elementos.

El descubrimiento de los elementos fue una tarea de siglos.

Desde la antigüedad
Edad Media

Desarrollo de la Química (S. XVIII-XIX)

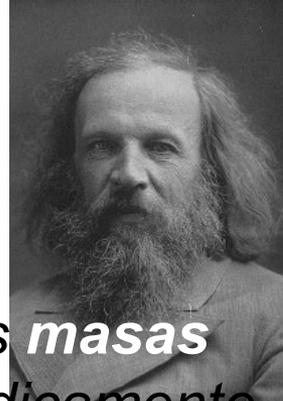
Siglo XX

Sintéticos

1 H 1766																	2 He 1868				
3 Li 1817	4 Be 1798															5 B 1808	6 C antient	7 N 1772	8 O 1774	9 F 1800	10 Ne 1868
11 Na 1807	12 Mg 1795															13 Al 1827	14 Si 1824	15 P 1669	16 S antient	17 Cl 1774	18 Ar 1864
19 K 1807	20 Ca 1808	21 Sc 1876	22 Ti 1791	23 V 1801	24 Cr 1797	25 Mn 1774	26 Fe antient	27 Co 1736	28 Ni 1751	29 Cu antient	30 Zn 1200	31 Ga 1875	32 Ge 1868	33 As 1649	34 Se 1817	35 Br 1826	36 Kr 1868				
37 Rb 1861	38 Sr 1808	39 Y 1794	40 Zr 1789	41 Nb 1801	42 Mo 1779	43 Tc 1907	44 Ru 1827	45 Rh 1803	46 Pd 1803	47 Ag antient	48 Cd 1817	49 In 1863	50 Sn antient	51 Sb 1800	52 Te 1782	53 I 1811	54 Xe 1898				
55 Cs 1860	56 Ba 1808	57 La 1839	72 Hf 1923	73 Ta 1802	74 W 1783	75 Re 1925	76 Os 1803	77 Ir 1803	78 Pt 1785	79 Au antient	80 Hg antient	81 Tl 1861	82 Pb antient	83 Bi 1783	84 Po 1841	85 At 1940	86 Rn 1900				
87 Fr 1939	88 Ra 1898	89 Ac 1890	104 Rf 1954	105 Db 1967	106 Sg 1974	107 Bh 1981	108 Hs 1994	109 Mt 1982	110	111	112		114		116		118				

58 Ce 1803	59 Pr 1838	60 Nd 1829	61 Pm 1914	62 Sm 1879	63 Eu 1901	64 Gd 1880	65 Tb 1843	66 Dy 1866	67 Ho 1878	68 Er 1842	69 Tm 1879	70 Yb 1907	71 Lu 1879
90 Th 1828	91 Pa 1913	92 U 1789	93 Np 1940	94 Pu 1940	95 Am 1944	96 Cm 1944	97 Bk 1949	98 Cf 1950	99 Es 1952	100 Fm 1952	101 Md 1955	102 No 1958	103 Lr 1961

Desarrollo de la Tabla Periódica.



La ley periódica de Mendeleev (1869).

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

Los elementos con propiedades químicas semejantes se colocan en la misma columna.

La tabla periódica de Mendeleev (1871)

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	—	

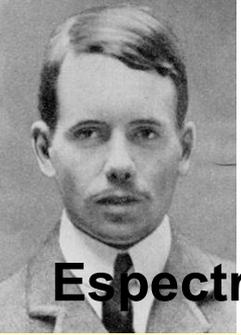
Corrigió algunos **pesos atómicos** mal determinados.

Predijo la existencia y propiedades de **elementos** desconocidos (Ge, U)

Propiedad	Predicción Eka-silicio (1871)	Observación Germanio (1886)
Masa atómica	72	72,6
Densidad, g/cm ³	5,5	5,47
Color	gris sucio	blanco grisáceo
Densidad del óxido, g/cm ³	EsO ₂ : 4,7	GeO ₂ : 4,703
Punto de ebullición del cloro	EsCl ₄ : menos de 100 °C	GeCl ₄ : 86 °C
Densidad del cloruro, g/cm ³	EsCl ₄ : 1,9	GeCl ₄ : 1,887

Varios elementos químicos quedaban “fuera de sitio” (Co, Ni, Fe, I) !

Los elementos hay que ordenarlos por su **NUMERO ATÓMICO**
(número de protones del núcleo que coincide con el de
electrones en los átomos neutros).

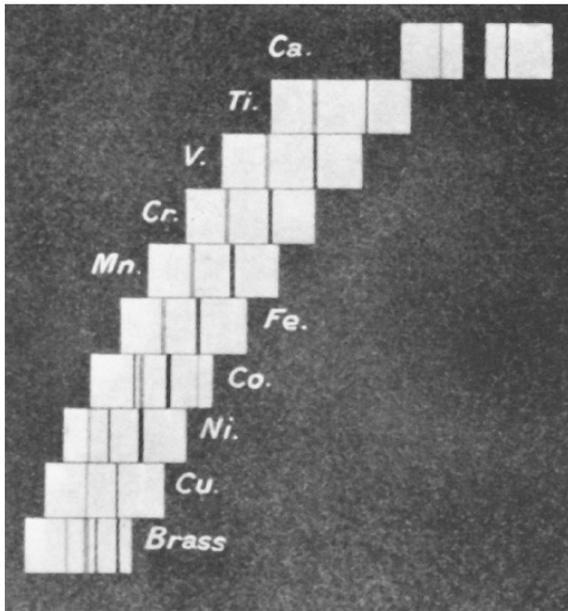
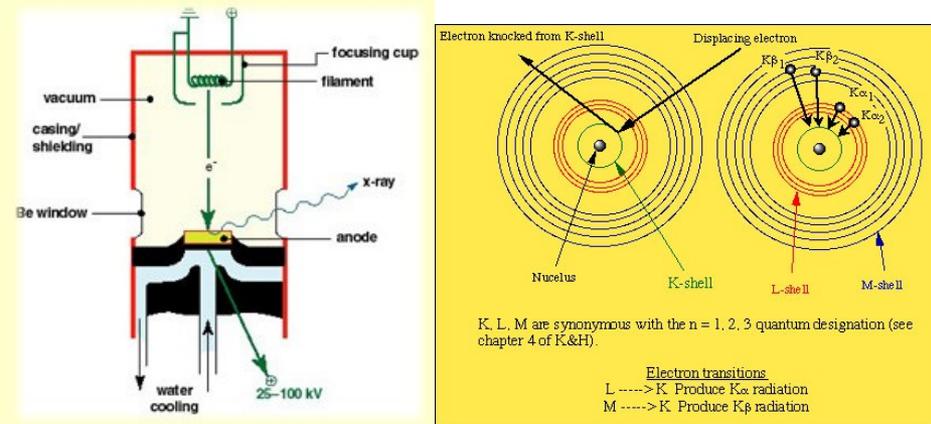


Moseley (1913) introdujo el concepto de número atómico (Z) y lo identificó como el número de protones del núcleo atómico.

Espectros de emisión de rayos-X

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 dependen 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.

La Tabla Periódica de los Elementos.

Propiedades periódicas atómicas.

Contenidos

Descubrimiento de los elementos químicos.

Desarrollo de la Tabla Periódica.

Tabla Periódica y configuraciones electrónicas. Carga nuclear efectiva.

Propiedades Periódicas.

- Carga nuclear efectiva.
- Radio atómico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Radio iónico.
- Carácter metálico: metales, no metales y metaloides.
- Electronegatividad.



Tabla Periódica y configuraciones electrónicas.

Carga nuclear efectiva.

Se define la **carga nuclear efectiva (Z_{ef} o Z^*)** que experimenta un electrón en un orbital determinado de un átomo como la fracción de la carga nuclear que efectivamente experimenta el electrón como consecuencia del apantallamiento que le hacen el resto de los electrones del átomo.

La **carga nuclear efectiva (Z_{ef} o Z^*)** permite describir tanto la estructura electrónica como las propiedades periódicas de átomos polielectrónicos.

Se calcula:

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

donde:

Z = número atómico (número de protones del núcleo)

σ = constante de apantallamiento



σ representa el **efecto de pantalla** que sobre la carga nuclear ejercen los electrones más internos que el que estamos considerando.

Reglas de Slater para determinar constantes de pantalla σ .

1. Cuando se escriba la **configuración electrónica** de un elemento, **agrupar** los orbitales y **ordenarlos** de la siguiente manera:

(1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s,4p) (4d) (4f) (5s,5p)....

2. Para establecer la **constante de pantalla** para cualquier electrón se suman las siguientes **contribuciones**:

(a) **Cero** para cualquier **electrón** en los grupos **exteriores** (a la derecha) al que se considera.

(b) Una contribución de **0.35** para cualquiera de los otros electrones dentro del **mismo grupo** (excepto en el grupo **1s**, donde la contribución es de **0.30**).

(c) Si el **electrón** dado está en un grupo (**ns,np**), una contribución de **0.85** para cada uno de los **electrones en el grupo inmediatamente más próximo** (inmediatamente a la izquierda del grupo que contiene el electrón dado).

(d) Si el **electrón** dado está en un grupo (**nd**) o (**nf**), una contribución de **1.00** para cada uno de los electrones en el **grupo inmediatamente más cercano**.

(e) Una contribución de **1.00** para cada electrón en los **grupos más bajos** o más lejanos.

Carga nuclear efectiva que actúa sobre un electrón **1s** y **2p** del átomo de Ne:

Ne ($1s^2$) ($2s^2, 2p^6$); $Z_{Ne} = 10$

$$Z_{ef}(1s) = 10 - [(8 \times 0.0) + (1 \times 0.30)] = 9.7$$

$$Z_{ef}(2p) = 10 - [(7 \times 0.35) + (2 \times 0.85)] = 5.85$$

Energías de los orbitales atómicos en función del número atómico. Explicación de la regla de aufbau.

Al aumentar Z la energía de los orbitales disminuye.

Orbitales con el mismo n pero con distinto valor de l tienen distinta energía.

Al ir aumentando Z los electrones se introducen en los orbitales de más baja energía disponible; respetando el principio de exclusión de Pauli.

Aparece periodicidad en las configuraciones electrónicas que explica la estructura de la Tabla Periódica.

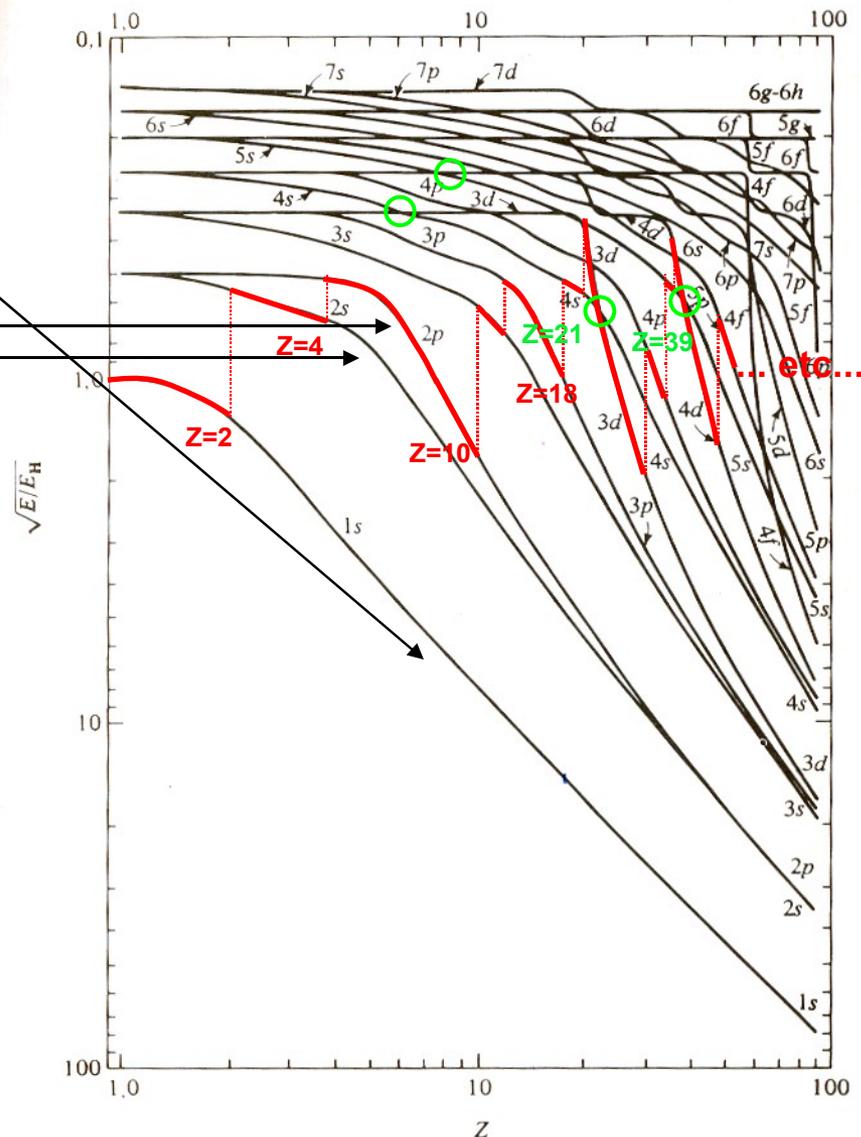


Tabla Periódica

Existen algunas variantes de la Tabla Periódica; básicamente aquellas que emplean OCHO, DIECIOCHO o TREINTAIDOS columnas (correspondientes a la capacidad de las capas electrónicas de 8, 18 o 32 electrones).

Representativos

Tabla Periódica de 32 columnas

2s			1s		Representativos	1s
3s				Transición		2p
4s				3d		3p
5s				4d		4p
6s	4f	Lantanoides		5d		5p
7s	5f	Actinoides		6d		6p

Diferente longitud de los períodos debido al distinto orden de llenado de las subcapas:

1º periodo: subcapa (capa) 1s caben 2 electrones (2 grupos)

2º y 3º periodos: subcapas ns y np (n=2 y 3) caben 2+6= 8 electrones (8 grupos)

4º y 5º: subcapas ns, n-1 d y np (n=4 y 5) caben 2+10+6= 18 e⁻ (18 grupos)

6º y 7º: subcapas ns, n-2 f n-1 d y np (n=6 y 7) caben 2+14+10+6= 32 e⁻ (32 grupos)

La mas común es la de 18 columnas

Consta de:

siete filas (**PERIODOS**): un período los forman una serie de **elementos que tienen el mismo número de capas electrónicas** (aunque NO estén completas).

El **número de un período** coincide con el valor de **n de la capa externa** que tienen los átomos en él.

Diferente longitud de los períodos debido al distinto orden de llenado de las subcapas:

1º periodo: subcapa 1s caben 2 electrones (2 grupos)

2º y 3º periodos: subcapas ns y np (n=2 y 3) caben 2+6= 8 electrones (8 grupos)

4º y 5º: subcapas ns, n-1 d y np (n=4 y 5) caben 2+10+6= 18 e⁻ (**18 grupos**)

6º y 7º: subcapas ns, n-2 f n-1 d y np (n=6 y 7) caben 2+14+10+6= 32 e⁻ (32 grupos)
pero **los elementos f se representan fuera de la Tabla**

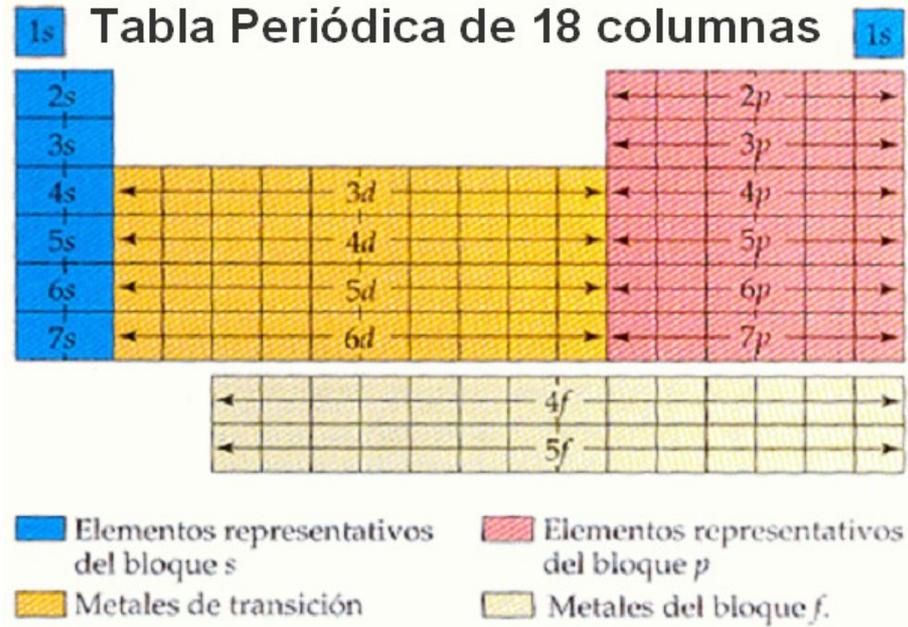


Tabla Periódica

Gases nobles

Metales alcalinos

Elementos de los grupos principales

Halógenos

Alcalinotérreos

Metales de transición

Bloque s		Elementos de los grupos principales										Bloque p					
1	2											13	14	15	16	17	18
(1s)	(1s)											(2p)	(2p)	(2p)	(2p)	(2p)	(1s)
H	He											B	C	N	O	F	Ne
3	4	Elementos de transición										13	14	15	16	17	18
(s)	(s)											(3p)	(3p)	(3p)	(3p)	(3p)	(s)
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
11	12	Bloque d										31	32	33	34	35	36
(s)	(s)											(4p)	(4p)	(4p)	(4p)	(s)	
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
(s)	(s)	Elementos de transición interna										49	50	51	52	53	54
(s)	(s)											(5p)	(5p)	(5p)	(5p)	(s)	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
(s)	(s)	Bloque f										81	82	83	84	85	86
(s)	(s)											(6p)	(6p)	(6p)	(6p)	(s)	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48						
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd						
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80						
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg						
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112						
(s)	(s)	Elementos de transición interna															
(s)	(s)																
Fr	Ra	Ac†	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

Lantánidos y actínidos

Elementos de transición interna

Bloque f

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
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

H es peculiar $1s^1$ pero NO es metal alcalino.

Metales alcalinos ns^1 : pérdida del electrón.

Metales alcalino-térreos ns^2 : pérdida de electrones.

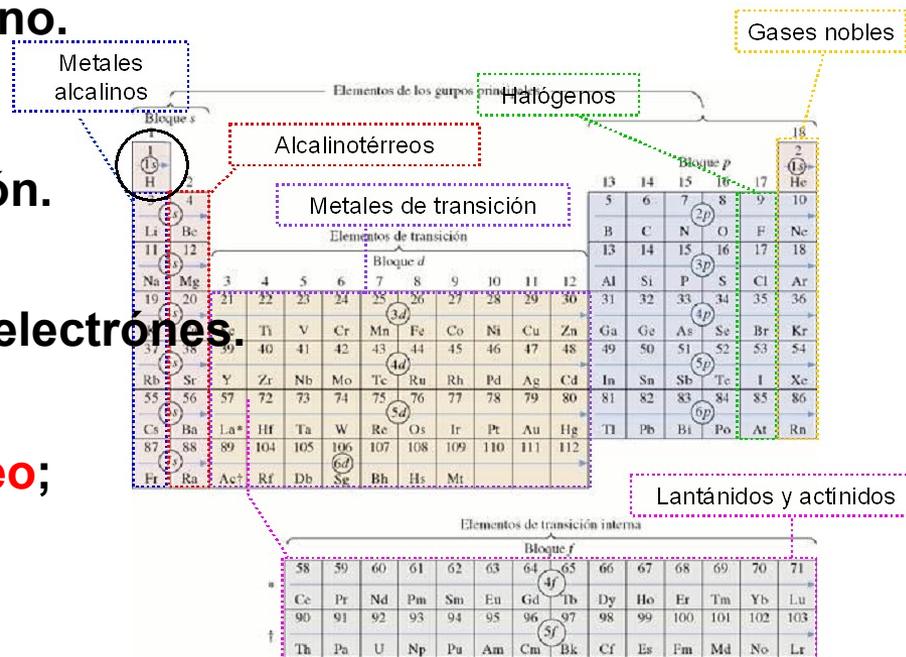
He es $1s^2$ pero NO es metal alcalino-térreo;

es GAS NOBLE: capas completas.

Elementos bloque p: $ns^2 np^m$ ($m = 1..6$); configuración $ns^2 np^6$ especialmente estable (capas completas) propia de los Gases Nobles.

Elementos bloque d (transición): $ns^2 (n-1)d^m$ ($m = 1...10$); química similar.

Elementos f (transición interna): $ns^2 (n-2)f^m$ ($m = 1...14$); química muy similar.



Periodic Properties

Propiedades Periódicas.

Variación de la Carga Nuclear Efectiva en la Tabla Periódica.

Muchas propiedades atómicas dependen de la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones; de la **CARGA NUCLEAR EFECTIVA sobre los electrones de valencia**:

Energía del electrón $E_n \propto \frac{-Z_{ef}^2}{n^2}$ la **energía de ionización** $E_{ionización} \propto E_{\infty} - E_n$

el **radio atómico** $r \propto \frac{n^2}{Z_{ef}^2}$

Es importante conocer como varía Z_{ef} en la Tabla Periódica

Z_{ef} AUMENTA al avanzar en un período (izquierda a derecha):

apantallamiento incompleto de los protones por los electrones.

Z_{ef} AUMENTA LIGERAMENTE al descender en un grupo:

apantallamiento menos eficaz por electrones más difusos.

Radio atómico.

El tamaño atómico es una magnitud difícil de definir; las funciones de onda se anulan en el infinito y los átomos no tendrían un tamaño definido.

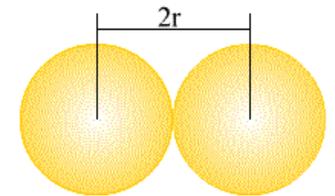
En la práctica, el tamaño de un átomo depende de su “interacción” con átomos circundantes. Además sólo es posible medir distancias entre núcleos atómicos.

Diferentes definiciones de radio atómico:

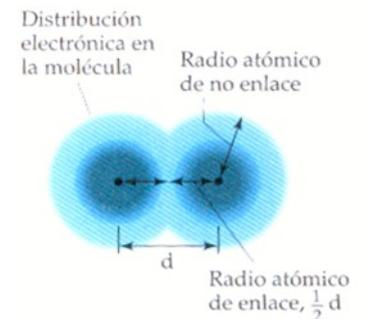
Radio covalente: la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos por un enlace covalente sencillo.



Radio metálico: (metales) se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos contiguos del metal sólido cristalino.



Radio de van der Waals: (de no enlace) la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos contiguos no enlazados.



Variación del radio atómico en la Tabla Periódica.

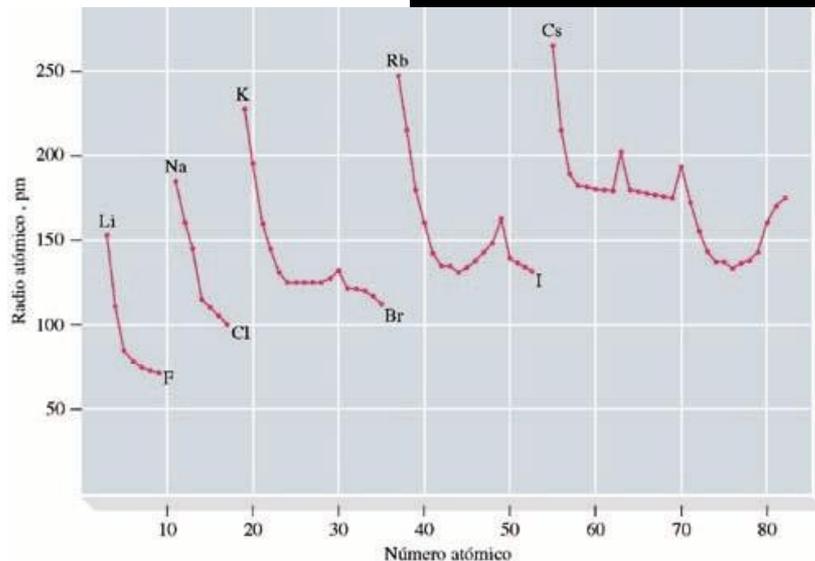
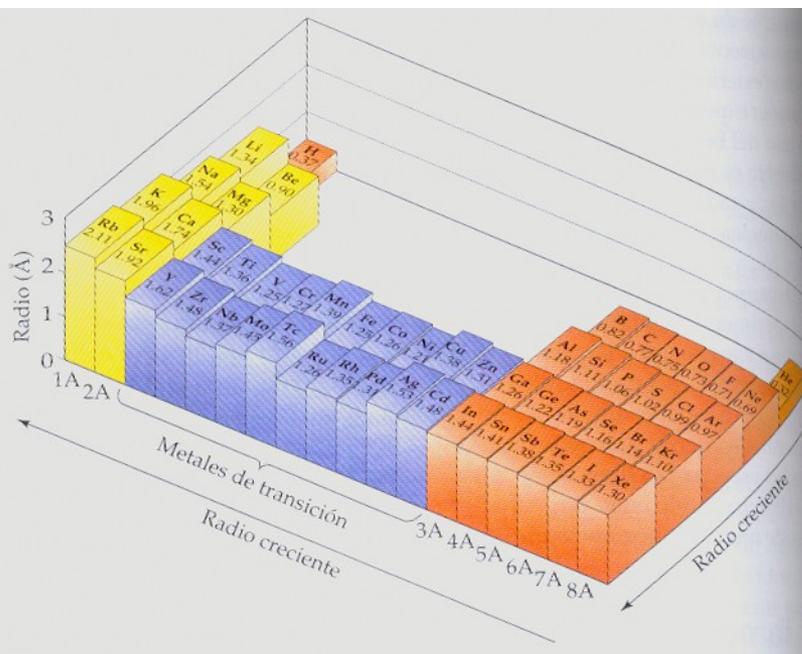
El **radio atómico** depende de:

el **número de capas de electrones (n)**

y de la **fuerza con la que son atraídos los electrones por el núcleo (Z_{ef})**

1.- Al descender en un grupo aumenta el número de capas y el **radio atómico aumenta.**

2.- Al avanzar en un período aumenta (Z_{ef}) y el radio atómico disminuye; en los metales de transición hay que considerar otros aspectos.



ds:
i

Radii

Pérdida y Ganancia de electrones por los átomos: Energía de Ionización y Afinidad Electrónica.

La facilidad con que un átomo pierde o gana electrones es un indicador de su comportamiento químico.

Ambos procesos suceden en la **capa electrónica más externa** y hay que tener en cuenta:

1.- La fuerza de **atracción por el núcleo** del electrón perdido o ganado.

2.- La **contribución** de ese **electrón** (ganado o perdido) **al apantallamiento** y las repulsiones inter-electrónicas.



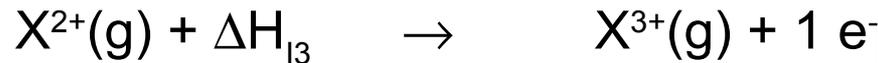
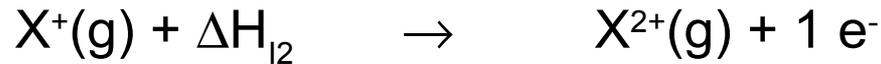
Energía de ionización (ΔH_i).

Mínima energía que es necesario suministrar a un átomo en estado gaseoso para “arrancarle” un electrón:

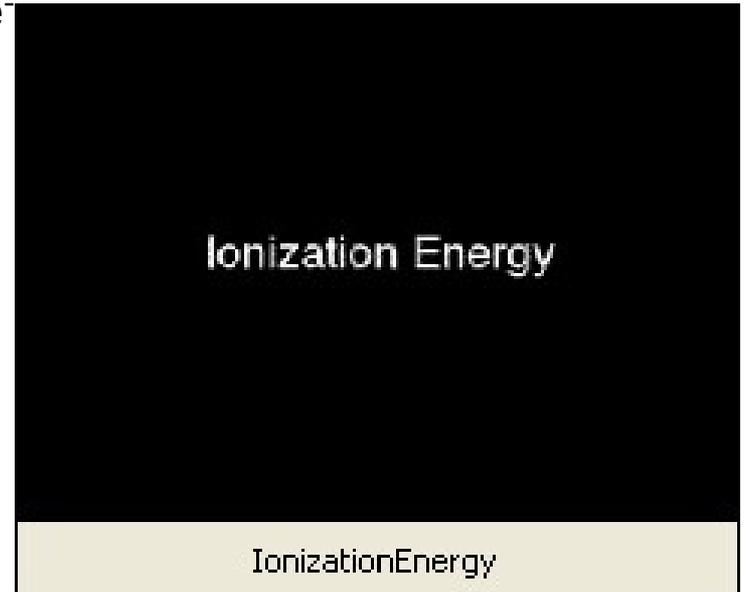
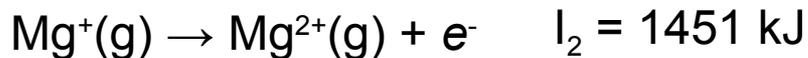
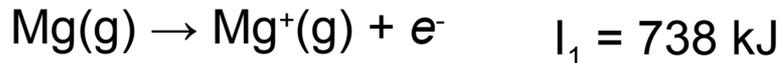


Mide la fuerza de “ligadura” del electrón al átomo:

En átomo polielectrónicos se pueden considerar sucesivas energías de ionización:



Ejemplo:



Tendencias periódicas de la Energía de ionización (ΔH_{I1}).

1- En general, ΔH_{I1} aumenta al aumentar el número atómico (Z) a lo largo de un período (aumento de Z^* sobre el electrón externo).

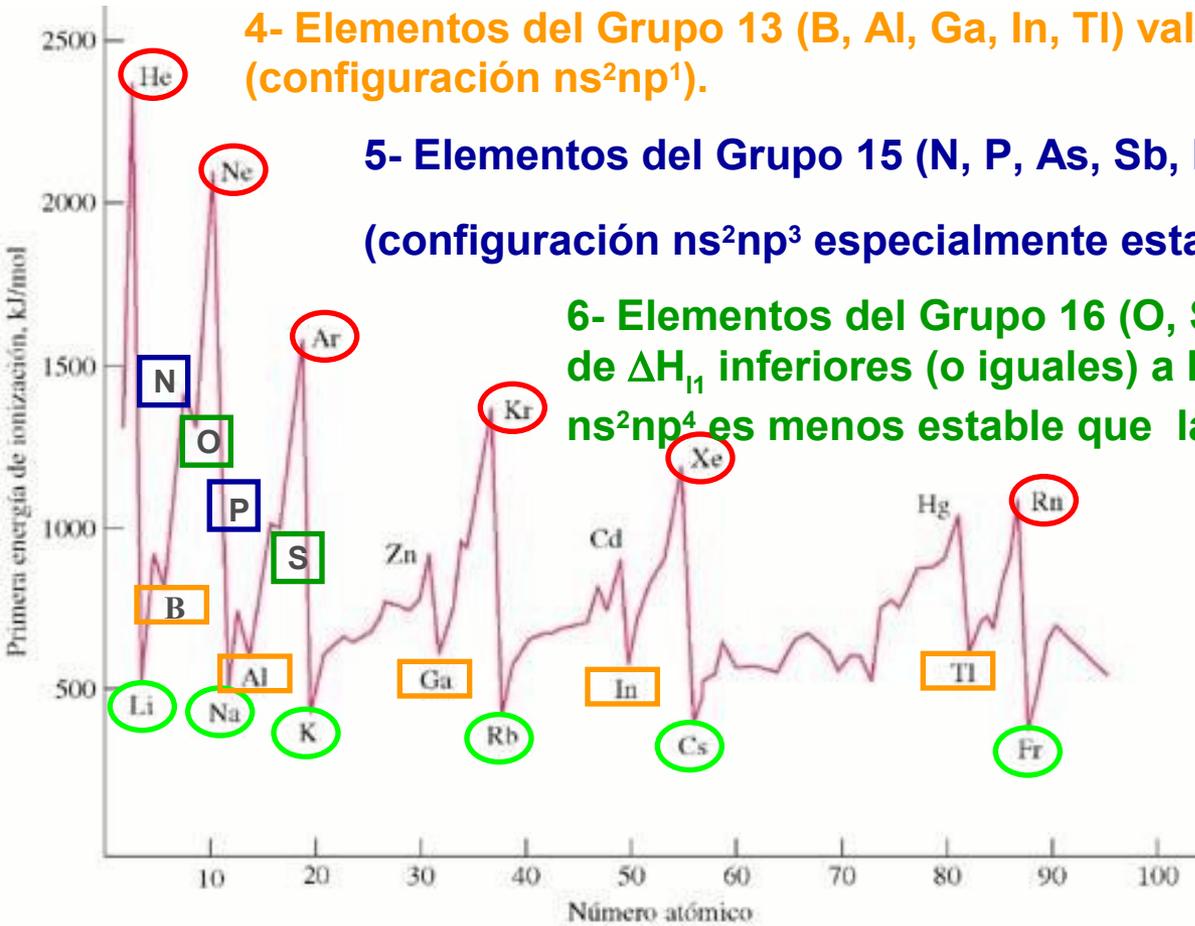
2- Los valores máximos para los gases nobles (capas completas). Inercia Química.

3- Los valores mínimos de ΔH_{I1} corresponden a metales alcalinos (electrón ns^1 está muy apantallado). Los metales alcalino-térreos presentan valores de ΔH_{I1} mayores que los metales alcalinos del mismo periodo (Z^* mayor).

4- Elementos del Grupo 13 (B, Al, Ga, In, Tl) valores excepcionalmente bajos (configuración ns^2np^1).

5- Elementos del Grupo 15 (N, P, As, Sb, Bi) presentan valores altos de ΔH_{I1} (configuración ns^2np^3 especialmente estable).

6- Elementos del Grupo 16 (O, S, Se, Te, Po) presentan valores de ΔH_{I1} inferiores (o iguales) a los del Grupo 15. Configuración ns^2np^4 es menos estable que la ns^2np^3



Energía de ionización (ΔH_i).

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)

Afinidad Electrónica.

Energía involucrada en el proceso de captura de un electrón por un átomo o ion en estado gaseoso.



$$AE = + 241 \text{ kJmol}^{-1}$$



$$AE = - 349 \text{ kJmol}^{-1}$$

Sucesivas afinidades electrónicas:

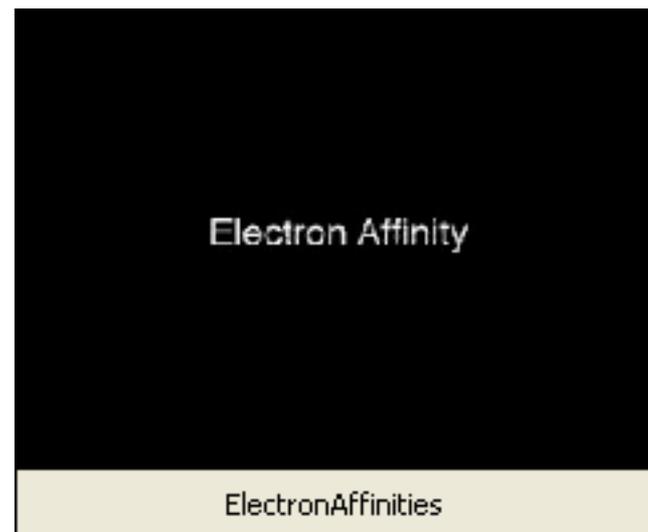


$$AE_1 = - 142 \text{ kJmol}^{-1}$$



$$AE_2 = + 710 \text{ kJmol}^{-1}$$

La segunda y sucesivas afinidades electrónicas suelen ser positivas



Tendencias periódicas de la Afinidad Electrónica (AE_1).

H -73						He >0	
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

En general la **AE es negativa** y se vuelve **más negativa al avanzar en un período** hasta los halógenos.

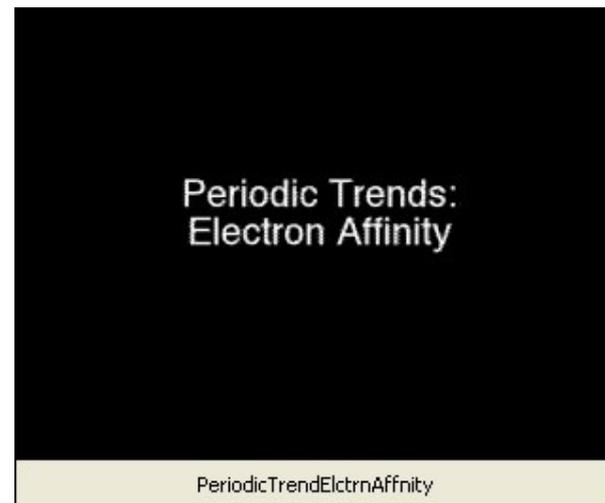
La adición de un electrón a un **gas noble** supone un aporte de energía (**$AE \geq 0$**) porque el electrón adicional entra en una nueva capa.

En los casos en que **AE es positiva** se deben a que el electrón adicional entra en una nueva capa (gases nobles) o subcapa (Be, Mg) o implica la ruptura de una subcapa semillena (N) (**EFFECTO DE CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA**).

La **AE no cambia mucho al bajar en un grupo**, se compensan dos efectos contrapuestos:

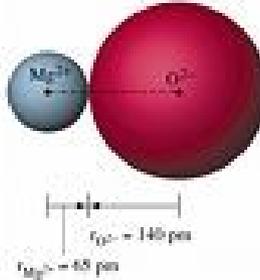
La distancia al núcleo del electrón adicional aumenta $AE \downarrow$

Los orbitales son más difusos, menos repulsiones inter-electrónicas $AE \uparrow$



Radio iónico.

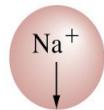
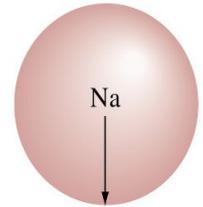
Los átomos pueden ganar y perder electrones; la energía del proceso se mide por AE o ΔH_f , pero también tiene implicaciones geométricas: **Radio iónico**.



El tamaño de los iones se basa en las distancias entre los núcleos en compuestos iónicos.

La formación de un catión (ión positivo) desocupa orbitales externos (extensos), reduce las repulsiones inter-electrónicas:

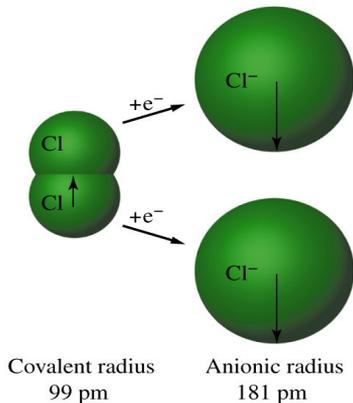
un catión es más pequeño que el átomo neutro del que se forma.



99 pm

La formación de un anión (ión negativo) aumenta las repulsiones inter-electrónicas:

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



Comparación de radios atómicos e iónicos

Li 152	Be 111											B 88	C 77	N 75	O 73	F 71		
Li ⁺ 59	Be ²⁺ 27													N ³⁻ 171	O ²⁻ 140	F ⁻ 133		
Na 186	Mg 160											Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99		
Na ⁺ 99	Mg ²⁺ 72											Al ³⁺ 53		P ³⁻ 212	S ²⁻ 184	Cl ⁻ 181		
K 227	Ca 197	Sc 161	Ti 145	V 132	Cr 125	Mn 124	Fe 124	Co 125	Ni 125	Cu 128	Zn 133	Ga 122	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114		
K ⁺ 138	Ca ²⁺ 100	Sc ³⁺ 75	Ti ²⁺ 86	V ²⁺ 79	Cr ²⁺ 82	Mn ²⁺ 83	Fe ²⁺ 77	Co ²⁺ 75	Ni ²⁺ 70	Cu ⁺ 96	Zn ²⁺ 75	Ga ³⁺ 62		Se ²⁻ 198	Br ⁻ 196			
				V ³⁺ 64	Cr ³⁺ 62		Fe ³⁺ 65	Co ³⁺ 61		Cu ²⁺ 73								
Rb 248	Sr 215											Ag 144	Cd 149	In 163	Sn 141	Sb 140	Te 137	I 133
Rb ⁺ 149	Sr ²⁺ 113											Ag ⁺ 115	Cd ²⁺ 95	In ³⁺ 79	Sn ²⁺ 93	Sb ³⁺ 76	Te ²⁻ 221	I ⁻ 220

Los radios de cationes isoelectrónicos son tanto más pequeños cuanto mayor sea la carga.

Los radios de aniones isoelectrónicos son tanto más grandes cuanto mayor sea la carga.

Los radios de cationes del mismo elemento son tanto más pequeños cuanto mayor sea la carga.

Carácter metálico: metales, no metales y metaloides.

Propiedades Físicas:

Metales son buenos conductores de la electricidad, del calor, son dúctiles y maleables, sólidos a temperatura ambiente con puntos de fusión moderados o altos y color y brillo característicos.



No Metales en general no conducen la electricidad ni el calor; son gases, líquidos o sólidos a temperatura ambiente con puntos de fusión más bien bajos; tienen aspectos muy distintos.



Metaloides tienen propiedades intermedias entre metales y no metales: presentan algunas metálicas pero otras claramente no-metálicas.



Propiedades Químicas:

Metales tienen energías de ionización relativamente bajas, tienden a formar cationes.

Entre ellos forman aleaciones o compuestos intermetálicos.

Con elementos no-metálicos forman compuestos iónicos.

No Metales debido a sus afinidades electrónicas tienden a ganar electrones (y formar aniones) al reaccionar con los metales.

Compuestos formados por no metales son sustancias moleculares.

Con elementos metálicos forman compuestos iónicos.

A small periodic table showing trends. Red arrows point from right to left across the top, indicating that ionization energy increases in this direction. Blue arrows point from bottom to top, indicating that electronegativity increases in this direction.

Another small periodic table showing trends. Red arrows point from right to left across the top, indicating that ionization energy increases in this direction. Blue arrows point from bottom to top, indicating that electronegativity increases in this direction.

Metallic character decreases

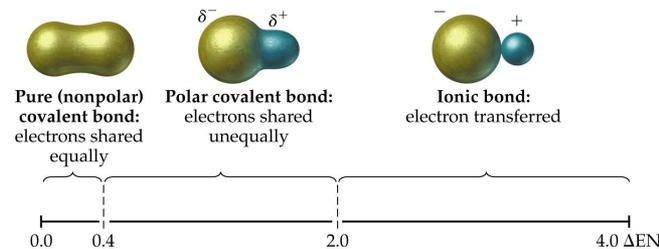
A large periodic table with color-coded regions: Metals (yellow), Metalloids (purple), and Nonmetals (green). A red arrow on the left points downwards, labeled "Metallic character increases". A red arrow at the top points to the right, labeled "Metallic character decreases".

	1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
1	H	He																	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	10	11B	12B		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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										

Lanthanides	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
Actinides	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

Electronegatividad.

Se utiliza la electronegatividad para estimar si un enlace va a ser iónico, covalente apolar o covalente polar.

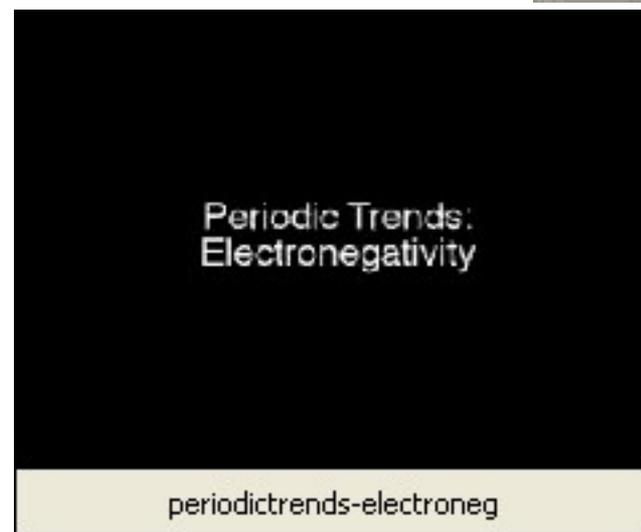
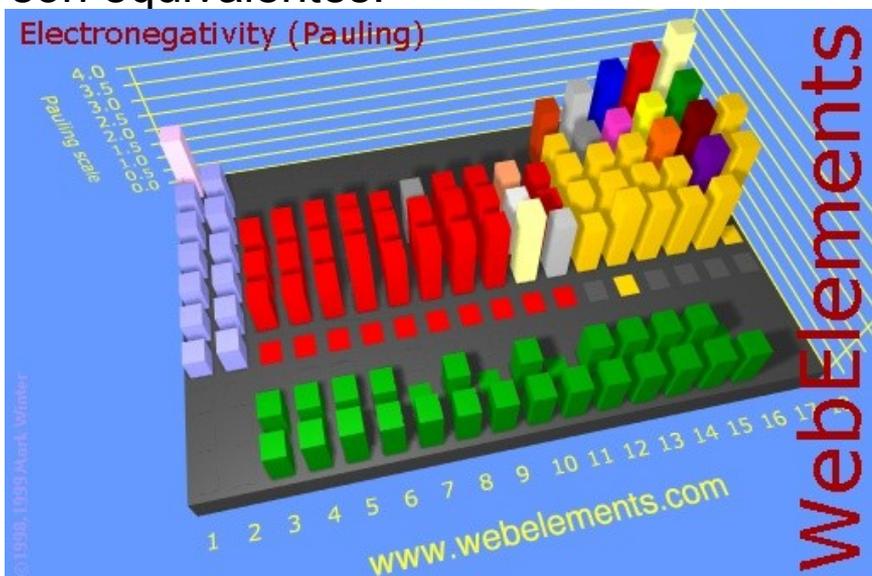


Se define electronegatividad como la capacidad relativa de un átomo de un elemento para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

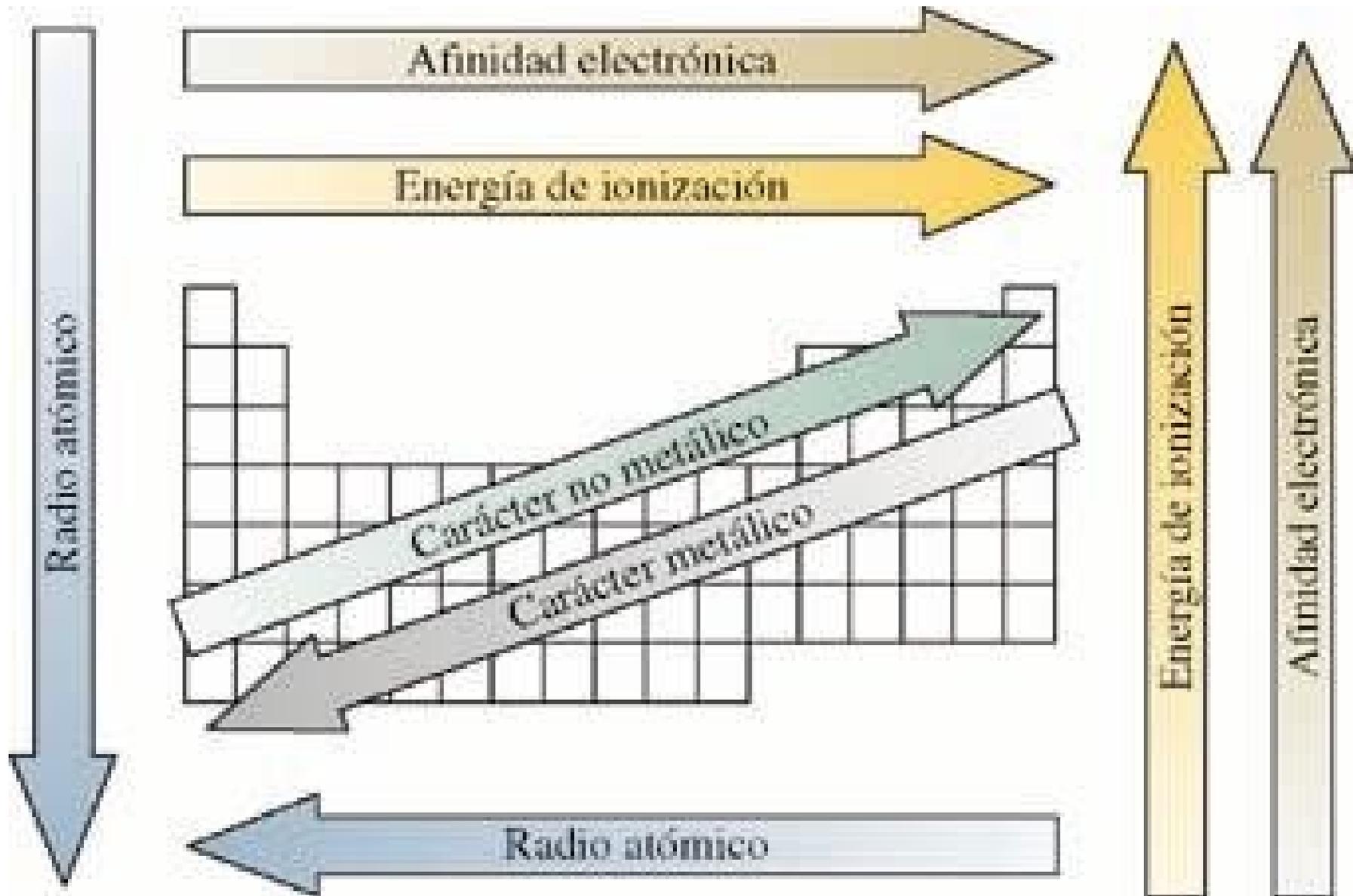
La electronegatividad de un elemento está relacionada con la energía de ionización y con la afinidad electrónica.

Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y una energía de ionización muy elevada será muy electronegativo.

Existen varias definiciones de electronegatividad (**Pauling**, Mulliken), pero son equivalentes.



Propiedades periódicas de los elementos



¿ Qué debes haber aprendido ?

- (1) De qué depende la fecha de descubrimiento de los elementos.**
- (2) Importancia de la ley periódica Mendeleev: logros y errores. Concepto de número atómico y su uso como criterio de orden de los elementos.**
- (3) Carga nuclear efectiva y su influencia en la energía de los orbitales atómicos. Qué son las reglas de Slater y cómo se usan. Relación de la regla de llenado con la energía de los orbitales atómicos en función de Z y estructura de la Tabla Periódica.**
- (4) Relación entre la periodicidad de propiedades químicas y configuraciones electrónicas en la Tabla.**
- (5) Diferentes representaciones de la Tabla Periódica: de 32 y 18 columnas.**
- (6) Estructura de la Tabla de 18 columnas: 7 periodos y 18 grupos. Número de elementos en cada periodo (2,8,8,18,18,32,32) como consecuencia de las capas y semicapas que se llenan en cada uno. Configuración de capa de valencia similar para elementos del mismo grupo.**
- (7) Elementos s, p, d y f. Características esenciales y posición en la Tabla.**

¿ Qué debes haber aprendido ?

- (8) Propiedades periódicas. Carga nuclear efectiva: Qué es, como varía en la Tabla Periódica y qué repercusiones tiene estas variaciones sobre otras propiedades periódicas.**
- (9) Radio atómico: definiciones y variación en la Tabla.**
- (10) Ganancia y pérdida de electrones por los átomos.
Energía de ionización: definición, variación en la Tabla: tendencia general y efectos de configuraciones electrónicas.
Afinidad electrónica: definición, variación en la Tabla: tendencia general y efectos de configuraciones electrónicas.**
- (11) Radio iónico: tamaño de cationes y aniones en comparación con el átomo neutro. Influencia de la carga en el tamaño.**
- (12) Carácter metálico: metales, no metales y metaloides: propiedades físicas y químicas. Variación del carácter metálico en la Tabla.**
- (13) Electronegatividad: definición, tendencias periódicas y utilidad.**