



Módulo 12865- Enlace Químico y Estructura de la Materia
Responsable: Juan José Borrás (juan.j.borras@uv.es)
Curso 2007-08
Grupo D- Aula F-11
<http://www.uv.es/~borrasj>

Tema 4 Propiedades atómicas

Bibliografía

- Tema 10 del Petrucci (pag. 356-387)

Objetivos del tema

Debes entender lo siguiente:

- Entender la evolución a lo largo y ancho de la tabla periódica de las principales propiedades atómicas
 - ◆ Radio atómico
 - La definición de tamaño atómico
 - La variación del tamaño atómico en un periodo y en un grupo
 - La variación en el tamaño de los iones
 - ◆ La periodicidad de las primeras energías de ionización de los elementos
 - ◆ La variación en las sucesivas energías de ionización
 - ◆ La periodicidad en las afinidades electrónicas
- Concepto de paramagnetismo y diamagnetismo

Contenido del tema

1. El tamaño de los átomos
 1. Concepto de radio atómico
 2. Variación de los radios atómicos
2. Energías de ionización
 1. Definición, determinación y unidades.
 2. Variación de la primera energía de ionización.
 3. Energías de ionización sucesivas y variación.
 4. Carácter metálico de los elementos.
3. Afinidad electrónica
 1. Definición, criterio de signos, determinación y unidades.
 2. Variación de la afinidad electrónica
4. Propiedades magnéticas de los átomos

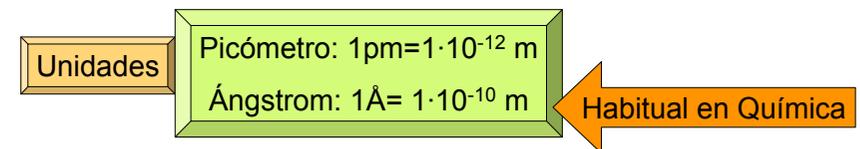
El tamaño de los átomos

¿Cómo definimos el tamaño?

- No es fácil de definir
- Concepto de **radio atómico** carece de sentido estricto en el ámbito de la mecánica cuántica
 - ◆ La función de distribución radial disminuye gradualmente al aumentar la distancia al núcleo ($\psi \rightarrow 0$, cuando $r \rightarrow \infty$). La función de onda tiende asintóticamente a cero
 - ◆ “No es posible determinar el radio atómico en átomos aislados”
 - ◆ **No hay límites precisos para el átomo**
- Se necesita una definición más práctica
 - ◆ del volumen atómico dependen muchas propiedades físicas y químicas
 - ◆ lo único que podemos medir experimentalmente es la **distancia internuclear**
- Hay varios modos diferentes de asignar el tamaño a un átomo en particular dependiendo de cómo están enlazados los átomos:
 - ◆ radio covalente
 - ◆ radio metálico
 - ◆ radio iónico
 - ◆ radio de van der Waals

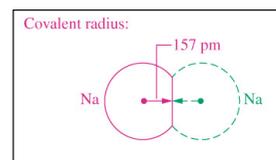
Radio atómico

- La heterogeneidad de situaciones de enlace diversas hace que sea necesario ser cauto cuando se comparan radios atómicos de diferentes elementos.
- Ejemplos:
 - ◆ Fe en su estado metálico: radio metálico
 - ◆ moléculas como el Cl_2 : radio covalente
 - ◆ ¿qué pasa en moléculas con enlaces múltiples como O_2 , N_2
- Conviene limitar las comparaciones a situaciones con enlaces similares



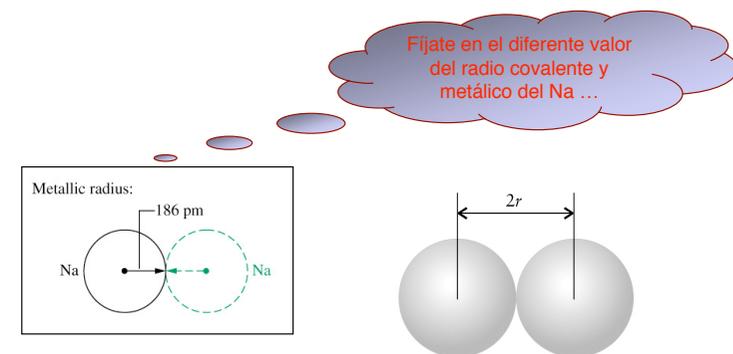
Radio covalente

- Moléculas diatómicas: H_2 , Cl_2
- **Radio covalente** se define como la **mitad de la distancia internuclear**.
 - ◆ Los datos de radios atómicos se refieren a enlaces sencillos (ni dobles ni triples)
 - Se obtienen radios covalentes diferentes para diferentes órdenes de enlace ya que los átomos no son esferas indeformables
 - ✓ O_2 : $d(\text{O-O}) = 1,21 \text{ Å}$
 - ✓ H_2O_2 : $d(\text{O-O}) = 1,47 \text{ Å}$
 - ◆ Se conocen valores de radio covalente razonablemente buenos de casi todos los elementos químicos



Radio metálico

- La mayor parte de los metales son sólidos cristalinos formados por empaquetamiento compacto de átomos.
- **Radio metálico**: La mitad de la distancia internuclear entre dos átomos contiguos en el cristal.



Radio de van der Waals

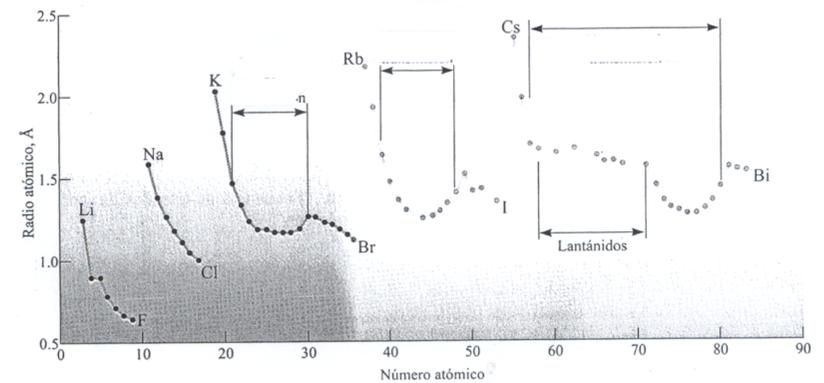
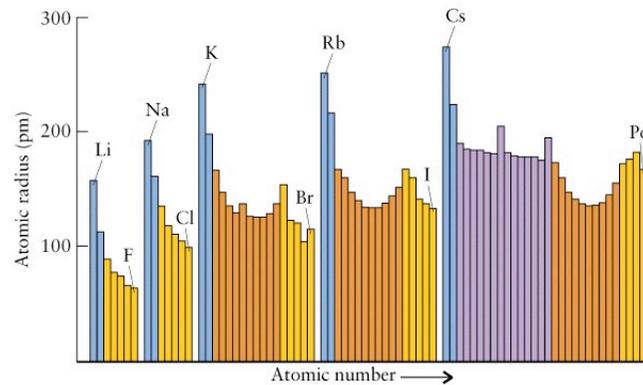
- Es la mitad de la distancia entre dos átomos de un elemento de modo que estén tan cerca como sea posible sin estar enlazados mas que a través de las fuerzas de Van der Waals
- Se utiliza para los elementos del grupo 18 (gases nobles).
 - ◆ Estos elementos no presentan mucha reactividad
- Esta magnitud es importante en la discusión de los propiedades de sistemas moleculares

Table 1.5
Covalent- and Single-Bonded Metallic Radii of the Elements

Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 (III)	14 (IV)	15 (V)	16 (VI)	17 (VII)	18 (VIII)																																										
Period																																																												
1	H 37																		He 32																																									
2	Li 134 122	Be 125 89																B 90 80	C 77	N 75	O 73	F 71 (54) ^a	Ne 69																																					
3	Na 154 157	Mg 145 136																Al 130 125	Si 118 117	P 110 110	S 102 104	Cl 99	Ar 97																																					
4	K 196 202	Ca 174	Sc 144	Ti 136 132	V 122	Cr 119	Mn 139 118	Fe 125 117	Co 126 116	Ni 121 115	Cu 135 120	Zn 120 125	Ga 120 124	Ge 122 121	As 122 121	Se 117 117	Br 114	Kr 110																																										
5	Rb 216	Sr 191	Y 162	Zr 148 145	Nb 134	Mo 130	Tc 127	Ru 133 125	Rh 132 125	Pd 131 128	Ag 152 134	Cd 148 138	In 144 142	Sn 140 142	Sb 143 146	Te 135 137	I 133	Xe 130																																										
6	Cs 235	Ba 198	Lu 156	Hf 144 134	Ta 130	W 128	Re 126	Os 126	Ir 129	Pt 134	Au 140 139	Hg 148 144	Tl 147 150	Pb 146 151	Bi 146	Po 146	At 145	Rn 145																																										
6	<table border="0"> <tr> <td>3F</td><td>4F</td><td>5F</td><td>6F</td><td>7F</td><td>8F</td><td>9F</td><td>10F</td><td>11F</td><td>12F</td><td>13F</td><td>14F</td><td>15F</td><td>16F</td> </tr> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td> </tr> <tr> <td>169</td><td>165</td><td>164</td><td>164</td><td>163</td><td>162</td><td>185</td><td>162</td><td>161</td><td>160</td><td>158</td><td>158</td><td>158</td><td>170</td> </tr> </table>																		3F	4F	5F	6F	7F	8F	9F	10F	11F	12F	13F	14F	15F	16F	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	169	165	164	164	163	162	185	162	161	160	158	158	158	170
3F	4F	5F	6F	7F	8F	9F	10F	11F	12F	13F	14F	15F	16F																																															
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb																																															
169	165	164	164	163	162	185	162	161	160	158	158	158	170																																															
7	<table border="0"> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td> </tr> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> <tr> <td></td><td></td><td></td><td>165</td><td></td><td></td><td>143</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>																		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No																		165			143							
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No																																															
			165			143																																																						

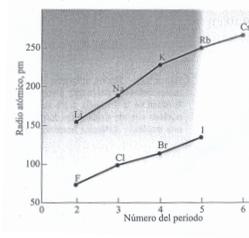
SOURCES: Covalent radii are listed in the first row under the symbol for each element; these are taken from J. E. Huheey, E. A. Keiter, and R. C. Keiter, *Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity*, 4th ed., Harper-Collins, New York, 1993, p. 292, or, if not available there, from M. C. Ball and A. H. Norbury, *Physical Data for Inorganic Chemists*, Longman, London, 1974, pp. 139-144. Single-bonded metallic radii are listed in the second row under the symbol for each element; these are taken from Ball and Norbury, op. cit.
^aValue in parentheses was suggested by R. J. Gillespie and E. A. Robinson, *Inorg. Chem.*, 31, 1960 (1992); see also Section 3.1 of this text.

Variación de los radios atómicos



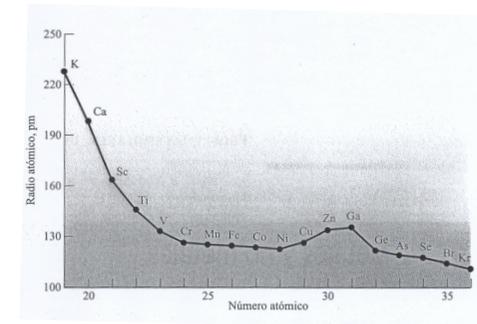
Variación de los radios en un grupo

- El radio atómico aumenta al descender en un grupo
- ¿Razón?: Los electrones de valencia se encuentran en orbitales de número cuántico principal mayor
 - los electrones de la capa de valencia están cada vez mejor apantallados y por tanto percibiendo menos la carga nuclear



Variación en un periodo

- Hechos:
 - Disminución gradual de izquierda a derecha (bloques s y p)
 - Los elementos de transición no presentan una disminución. El radio es mas o menos igual



Variación de los radios atómicos en un periodo

- Disminución gradual de izquierda a derecha (bloques s y p), como resultado del aumento progresivo de la **carga nuclear efectiva** Z_{ef} .
 - En cada periodo, el elemento alcalino tiene el mayor radio y el gas noble, el más pequeño.
 - El número de electrones internos, los responsables en mayor grado del apantallamiento, permanece constante mientras que la carga nuclear aumenta.
 - Los electrones que se añaden, son practicamente ineficaces en su labor de apantallamiento mútuo
- En la series de transición: el radio disminuye muy ligeramente de izquierda a derecha, con ligeros repuntes al final
 - se van llenando electrones 3d que son muy efectivos para apantallar electrones 4s. La carga nuclear efectiva cambia poco para los electrones 4s. Por eso los radios varían tan poco

Variación de los radios atómicos

- Variación en los grupos del bloque d: **Contracción lantánida**
 - Se observa el aumento esperado al pasar del elemento de la 1ª ST a la segunda
 - Los elementos de la 2ª y 3ª ST tienen radios muy semejantes
 - Mo: 1,40Å — W: 1,41 Å
 - ¿Razón? Previamente a la 3ª ST se han llenado los orbitales f muy poco apantallantes

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
164	147	135	129	137	126	125	125	128	137
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
182	160	147	140	135	134	134	137	144	152
La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
188	159	147	141	137	135	136	139	144	155



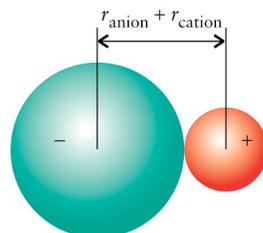
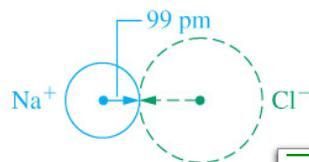
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
183	182	181	181	180	199	179	176	175	174	173	173	194	172

Radio iónicos

- La carga influye notablemente en el tamaño de la especie.
- Es una magnitud difícil de medir ya que, aunque se puede medir con exactitud la distancia entre los núcleos, no hay una regla universal para dividir esta distancia entre los dos iones

¿por donde partimos la distancia?

Ionic radius:



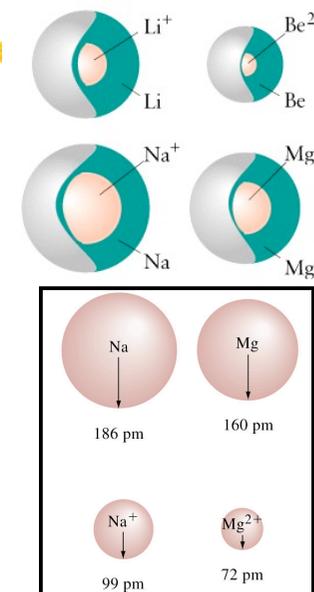
18 Ionic radius

	Covalent radius / pm	+2 ionic radius / pm	+4 ionic radius / pm
Ge	122	90	
Sn	140	93	74
Pb	154	132	84

Radios de los cationes

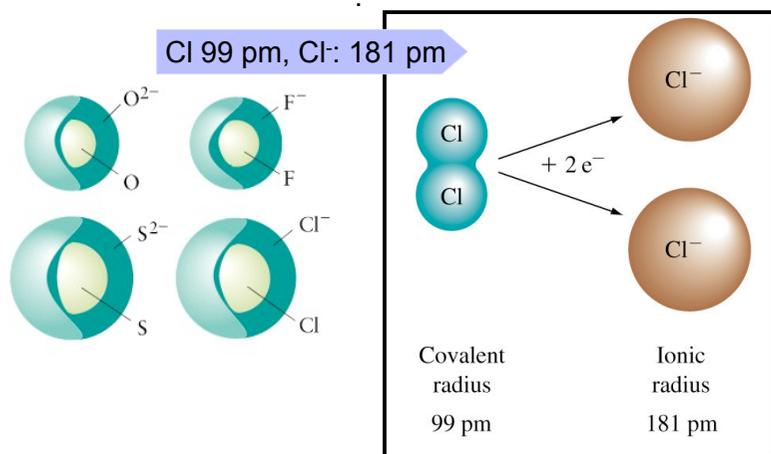
- Los radios de los **cationes son más pequeños** que los de los átomos neutros por dos razones:

- normalmente se ioniza la capa exterior más externa de forma completa
- cuando se forma un catión, la carga nuclear efectiva que sienten los electrones más externos aumenta notablemente; dichos electrones están más fuertemente atraídos por el núcleo comprimiendo el volumen del catión



Radios de los aniones

Los **aniones son mayores** que los átomos neutros:



Ejercicio

- Ordena en orden de tamaño creciente las especies: Ar, K⁺, Cl⁻, S²⁻ y Ca⁺².

Las cinco especies son **isoelectrónicas**. Todas tienen la configuración electrónica del Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Los cationes isoelectrónicos son más pequeños cuanto mayor sea su carga.

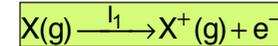
Los aniones isoelectrónicos son mayores cuanto mayor sea su carga

ORDEN: $Ca^{+2} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$

Energías de ionización

Energía de Ionización

Definición: Cantidad de energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado fundamental, en fase gaseosa y a presión y temperatura estándar. Son siempre valores positivos. La ionización es un **proceso endotérmico**.

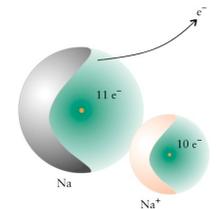
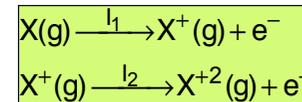


Determinación: mediante análisis de los espectros atómicos. Se determinan con gran precisión. Diferencia de energía entre el nivel ocupado más externo y el correspondiente a $n=\infty$

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Unidad: Electron-volt (eV) o $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $1\text{eV}=96,49 \text{ kJ/mol}$

Energías de ionización sucesivas:
aumento del valor de I_p



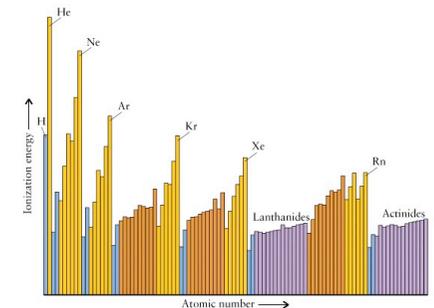
$\text{Mg}(g) \rightarrow \text{Mg}^+(g) + e^-$	$I_1 = 738 \text{ kJ}$
$\text{Mg}^+(g) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(g) + e^-$	$I_2 = 1451 \text{ kJ}$

Energía de Ionización

- En los procesos de formación de cationes:
 - ◆ Los electrones que primero se desprenden son los que tienen el mayor número cuántico principal
 - ◆ A igual n se desprenden antes los de mayor valor de l
- Factores que influyen en la EI
 - ◆ El tamaño del átomo: distancia del núcleo al electrón
 - ◆ La carga del núcleo
 - ◆ El tipo de electrón que se ioniza
 - ◆ Cómo de eficazmente apantallan las capas internas la carga nuclear
- Estos factores están inter-relacionados: **carga nuclear efectiva**

Evolución de la Energía de Ionización

Recordar que la energía orbital viene dada, aproximadamente, por $E_n \approx -R_H (Z_{ef}^2/n^2)$.
Consecuentemente: $I \approx R_H (Z_{ef}^2/n^2)$.



- a) Variación de I_1 en un grupo o familia
 I_1 Disminuye al descender en un grupo
 efecto combinado del aumento de tamaño (aumenta n) y aumento del apantallamiento
- b) Variación de I_1 en un período
 I_1 Aumenta gradualmente a lo largo de un período
 aumento progresivo de la carga nuclear efectiva Z_{ef} .

Evolución de la Energía de Ionización



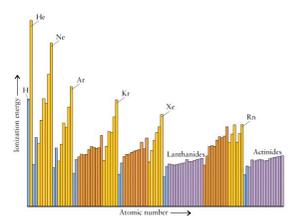
I₁ (eV): Elementos representativos

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
13,6	5,39	9,32	8,30	11,26	14,53	13,61	17,42	24,58
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
5,14	7,64	5,98	8,15	10,48	10,36	13,01	15,76	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
4,34	6,11	6,00	8,13	9,81	9,75	11,84	14,00	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
4,18	5,69	5,79	7,34	8,64	9,01	10,45	12,13	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
3,89	5,21	6,11	7,42	7,29	8,43	10,75	10,74	

Variación de la EI

- Los gases nobles presentan la máxima EI de sus respectivos periodos
 - debido a la gran energía necesaria para arrancar un electrón de una capa completa.
- El grupo 1 (alcalinos) tienen la EI más baja de sus respectivos periodos
- Hay un aumento general en la EI conforme nos movemos en el grupo. Sin embargo este aumento no es continuo

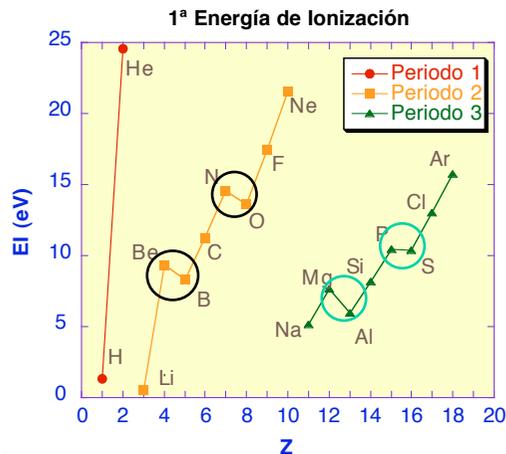
Las gráficas de la energía de ionización muestran los siguientes hechos:



Variación en los periodos

1: Aumento sustancial al pasar de H al He

Variación poco uniforme



Cada electrón 1s del He apantalla escasamente al otro. Por tanto el electrón que se ioniza tiene que vencer una atracción casi dos veces superior a la experimentada por el electrón ionizable del H.

2: Descenso Be → B
Cambio del tipo de orbital (2s → 2p)

Los electrones s apantallan eficazmente al p. El Be tiene una configuración de capa llena particularmente estable



3: Descenso N → O

El 4º electrón del oxígeno genera repulsiones interelectrónicas que facilitan su ionización

Capas semillenas (N) confieren una especial estabilidad. **Energía de canje**



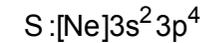
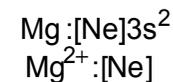
TABLE 10.4 Ionization Energies of the Third-Period Elements (in kJ/mol)

	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

I₂ (Mg) vs. I₃ (Mg)

I₁ (Mg) vs. I₁ (Al)

I₁ (P) vs. I₁ (S)



Variación en el bloque d

- I_1 Disminución al descender en un grupo no es regular
 - ◆ Sólo en el grupo 3 la I_1 disminuye coherentemente
 - ◆ En todos los grupos hay un aumento claro de I_1 al pasar del elemento de la 2ª serie al de la 3ª serie
 - debido a que en la 3ª serie ha tenido lugar el llenado previo de los orbitales f (*poco efecto pantalla de los electrones f*)

Datos en eV:

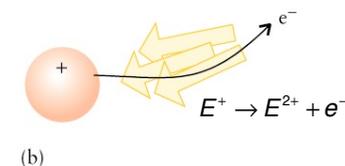
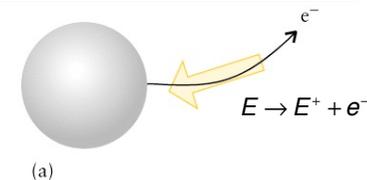
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
6,54	6,82	6,74	6,77	7,44	7,87	7,86	7,64	7,73	9,39
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
6,38	6,84	6,88	7,10	7,28	7,37	7,46	8,34	7,58	8,99
La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
5,61	7,0	7,88	7,98	7,87	8,5	9,1	9,0	9,22	10,43

Energías de ionización sucesivas

Se produce un gran incremento en la energía de ionización al intentar arrancar electrones de la capa interna (n-1) ya que sienten una Z_{ef} mucho mayor que los electrones de valencia



$$I_1 < I_2 < I_3 \dots$$



Energías de ionización sucesivas (eV)							
H							He
13,6							24,58
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
5,39	9,32	8,30	11,26	14,53	13,61	17,42	21,56
75,62	18,21	25,15					
	153,85	37,92					
		259,30					
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
5,14	7,64	5,98	8,15	10,48	10,36	13,01	15,76
47,29	15,03	18,82					
	80,12	28,44					
		119,96					
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
4,34	6,11	6,00	8,13	9,81	9,75	11,84	14,00
31,81	11,87						
	51,21						
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
4,18	5,69	5,79	7,34	8,64	9,01	10,45	12,13
27,5	11,03						

Energía de ionización y carácter metálico

- Las mayores EI se presentan en los elementos situados a la derecha de la TP (gases nobles), y las menores EI en los de la izquierda (alcalinos).
- Los elementos de baja EI presentan comportamiento **metálico** (grupos 1, 2 y bloques *d* y *f*, así como algunos elementos más pesados del bloque *p*).
- Los **no metales** (los más ligeros del bloque *p*) presentan una elevada energía de ionización
- Es difícil establecer la línea nítida de separación metal/no metal en el bloque *p*

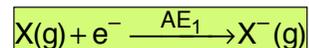
Carácter metálico de los elementos

Li	Be	Metales, Semimetales y no-Metales										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	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Afinidad electrónica

Afinidad electrónica

Definición: Energía mínima necesaria para la formación de un ion uninegativo a partir el átomo neutro en su estado fundamental, en fase gaseosa y a P y T estándar



Unidades: Electron-volt (eV) o kJ/mol

1eV=96,49 kJ/mol

Determinación: Es una magnitud difícil de determinar experimentalmente. Se suele calcular indirectamente a partir de ciclos termodinámicos (por ejemplo Born-Haber). Por tanto tiene una menor precisión que la energía de ionización

Factores de los que depende: De la distancia al núcleo (número cuántico n) y de la carga nuclear efectiva

Afinidad electrónica



Criterio de signos para la AE

Criterio de signos: La formación de un ión uninegativo, a partir de un átomo neutro puede ser un proceso exotérmico o endotérmico.

En la mayoría de los casos, el electrón que se incorpora resulta fuertemente atraído por el núcleo siendo por tanto un proceso exotérmico.

Nosotros adoptamos el **criterio termodinámico** (signo negativo cuando se libera energía). En algunos textos se adopta un criterio de signos opuesto

Los átomos de haluros se transforman en halogenuros exotérmicamente



$$\Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{AE} = -328 \text{ kJ/mol} = -3,4 \text{ eV}$$

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

Afinidades electrónicas de algunos átomos

Elemento	AE ₁ (kJ/mol)	AE ₂ (kJ/mol)	AE ₃ (kJ/mol)
H	-72		
F	-333		
Cl	-349		
Br	-324		
I	-295		
O	-136	+780	
S	-200	+590	
Se	-210	+420	
N	-58	+800	+1300

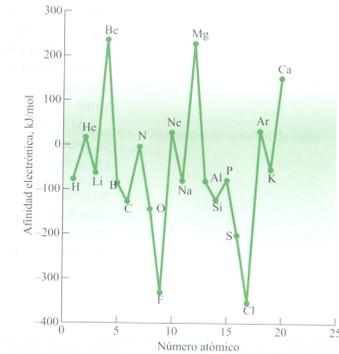


Figura 9.7. Afinidad electrónica de los veinte primeros elementos en función de su número atómico.

Afinidad electrónica

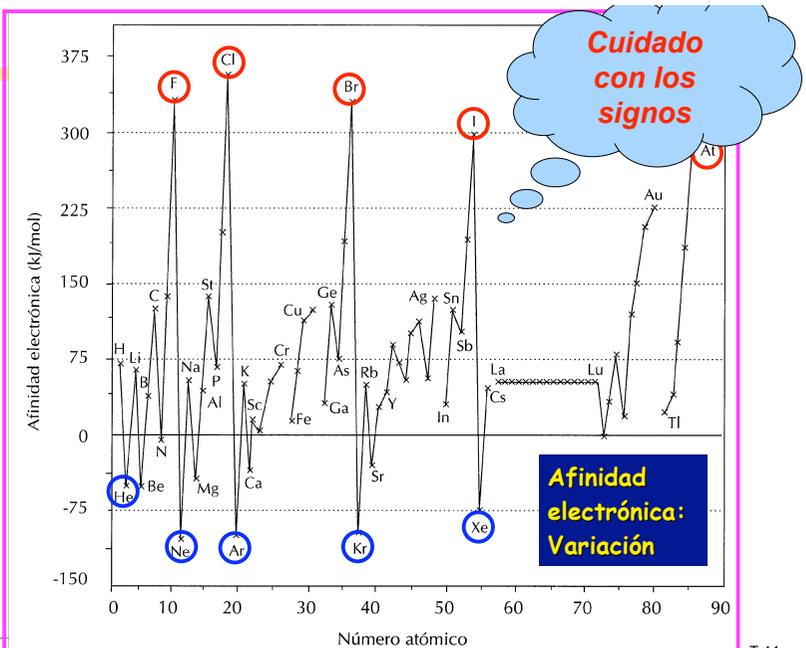
El flúor gana muy fácilmente un electrón adicional

$\text{F(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-(\text{g})$	AE = -328 kJ/mol
$\text{F}(1s^2 2s^2 2p^5)$	Exotérmico
$\text{F}^-(1s^2 2s^2 2p^6)$	

Átomos metálicos como el Li también tienen AE negativas.

$\text{Li(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}^-(\text{g})$	EA = -59.6 kJ/mol
$\text{Li}(1s^2 2s^1)$	Exotérmico
$\text{Li}^-(1s^2 2s^2)$	

Este dato es sorprendente para un metal



Afinidades electrónicas sucesivas

El electrón adicional se acerca a un ion negativo, lo cual genera una fuerte repulsión. Son siempre valores negativos. **Procesos endotérmicos**

$O(g) + e^- \rightarrow O^-(g)$	AE = - 144 kJ/mol	Exotérmico
$O^-(g) + e^- \rightarrow O^{2-}(g)$	AE = + 744 kJ/mol	Endotérmico

Aniones como $O^{2-}(g)$ no deberían existir....



... a menos que se estabilicen en una red cristalina, o por solvatación, etc.

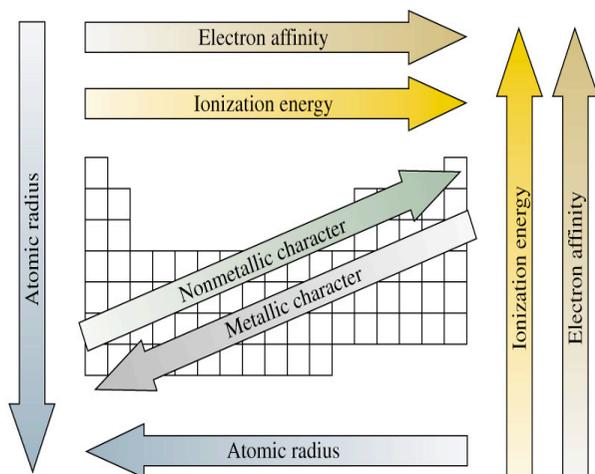
Electronegatividad

- En 1931, Pauling definió la electronegatividad como *la tendencia de un átomo a atraer sobre sí los electrones cuando se combina con otro formando un compuesto químico*.
- La electronegatividad es un concepto relativo, no una magnitud mensurable de forma directa. La escala de Pauling es una escala arbitraria en la que se asigna el máximo valor (4,0) al F.
- La consecuencia de la diferente electronegatividad es la **polarización del enlace**



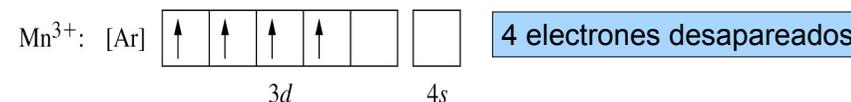
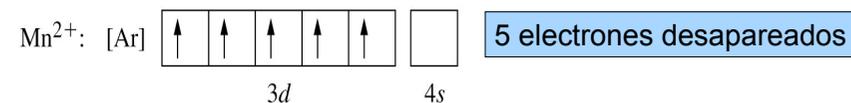
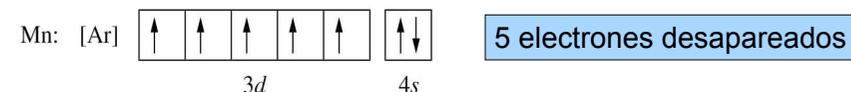
La estudiaremos
en los temas de
enlace

Resumen propiedades periódicas



Propiedades magnéticas

- Relacionado con la configuración electrónica
- Especies diamagnéticas: Todos los electrones apareados.
 - Débilmente repelidas por un campo magnético.
- Especies paramagnéticas: Algún electrón desapareado
 - Atraídas por un campo magnético externo



Paramagnetismo del O₂

