

TEMA 3

LA TABLA PERIÓDICA

M^a PILAR RUIZ OJEDA
BORJA MUÑOZ LEUZ



Contenidos:

- 1. Antecedentes de la Tabla Periódica**
- 2. La TP y las configuraciones electrónicas**
- 3. Radio atómico. Radio iónico**
- 4. Energía de ionización**
- 5. Afinidad electrónica**
- 6. Electronegatividad**
- 7. Metales, no metales y semimetales**
- 8. Valencias iónicas y covalentes**
- 9. Resumen del tema**

Bibliografía

Libros de Teoría y Problemas

- Chang R. Química. McGraw Hill. México, 2010. Cap. 8
- Petrucci R. H., Harwood W.S. Química General. Prentice Hall. Madrid, 2011. Cap. 9
- Reboiras M.D. Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2005.

Libros de Problemas Resueltos

- Fernández M.R., Fidalgo J.A. 1000 Problemas de Química General. Everest. León, 1996.
- Reboiras M.D. Problemas Resueltos de Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2007.

Webs de Interés

Tabla Periódica:

- http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html
- <http://www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm>
- www.fundacionquimica.org/tabla_periodica.php

Ejercicios de Química:

- http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb_la/

Vídeos de Estructura Atómica:

- <http://www.educaplus.org/games.php?cat=76&page=2&page=1>

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

- A principios del siglo **XVIII** se conocían **14 elementos**.
- A comienzos del siglo **XIX** se conocían **51**.
- Al inicio del siglo **XX** se habían identificado unos **80 elementos** (la espectroscopía permitió reconocer muchos elementos a finales del XIX).
- En la actualidad se investiga la creación de nuevos elementos mediante **transmutaciones nucleares**.
- Resultaba, pues, necesario **ordenarlos** en algún tipo de clasificación.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

5

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Ancient times		1735–1843		1894–1918	
Middle Ages–1700		1843–1886		1923–1961	
				1965–	

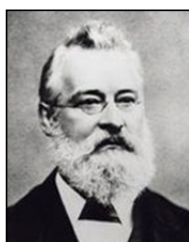
1 H																	2 He																												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 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 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118																												
<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																																

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

En 1864, **Newlands** observó que cuando los elementos conocidos se ordenaban según su masa atómica, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes. A esta relación la llamó la **Ley de las Octavas**.



Newlands, 1864

Ley de las octavas de Newlands						
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

7

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

Dimitri Mendeleev
(1869)



“Cuando los elementos se organizan en orden creciente de sus masas atómicas, algunos conjuntos de propiedades químicas y físicas se repiten periódicamente”.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

8

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

Tabla Periódica de Mendeleev (1869)

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

- Mendeleev incluyó los 66 elementos conocidos hasta entonces en grupos (filas verticales) y periodos (filas horizontales).
- Dejó huecos para elementos (ekasilicio) cuya existencia intuyó y cuyas propiedades anticipó con bastante precisión.

TABLA 10.1 Predicciones y valores experimentales de las propiedades del germanio

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

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

10

1. Antecedentes de la Tabla Periódica

- La Clasificación de Mendeleev tuvo un gran éxito, pero tenía algunas incongruencias.
- Debía haber, por tanto, otra propiedad diferente de la masa atómica para clasificar a los elementos.

Finalmente, Moseley, basándose en los espectros de rayos X, estableció en 1913 como criterio de clasificación:

Orden creciente del Número Atómico, Z

2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

En la TP actual los elementos se colocan en 7 filas horizontales (**períodos**) y 18 filas verticales (**grupos**).

Grupo 1	(1A)	Metales alcalinos
Grupo 2	(2A)	Metales alcalinotérreos
Grupo 3-12	(3B-2B)	Metales de transición
Grupo 13	(3A)	Grupo del Boro
Grupo 14	(4A)	Grupo del Carbono
Grupo 15	(5A)	Grupo del Nitrógeno
Grupo 16	(6A)	Grupo del Oxígeno o Anfígenos
Grupo 17	(7A)	Grupo del Flúor o Halógenos
Grupo 18	(8A)	Grupo de los gases nobles

La Tabla Periódica

Metal alcalinos

Gases nobles

Alcalinotérreos (Group 2): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

Metales de transición (Groups 3-10): 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, Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

Halógenos (Group 17): F, Cl, Br, I, At

Lantánidos y actínidos (Groups 14-16): Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

*Serie de lantánidos

†Serie de actínidos

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería 13

2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

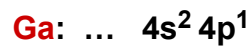
TABLE 8.1
Electron Configurations of Group 1A and Group 2A Elements

Group 1A	Group 2A
Li [He]2s ¹	Be [He]2s ²
Na [Ne]3s ¹	Mg [Ne]3s ²
K [Ar]4s ¹	Ca [Ar]4s ²
Rb [Kr]5s ¹	Sr [Kr]5s ²
Cs [Xe]6s ¹	Ba [Xe]6s ²
Fr [Rn]7s ¹	Ra [Rn]7s ²

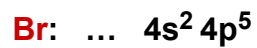
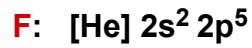
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería 14

2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

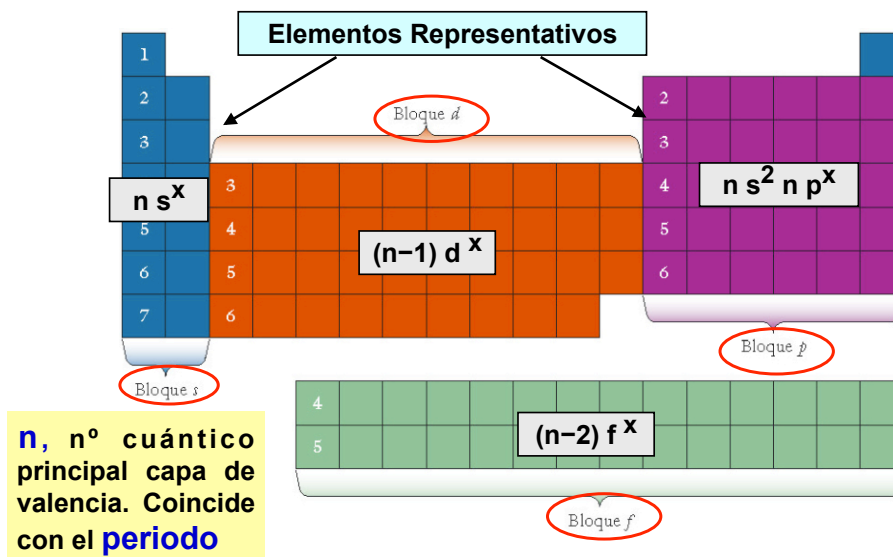
Configuración del grupo del Boro:



Configuración de los halógenos:

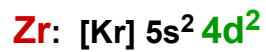


2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

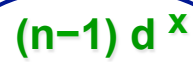


2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

Configuración del grupo 4 (4B):



Configuración del grupo 12 (2B):



2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1s		1s
2s		2p
3s		3p
4s	3d	4p
5s	4d	5p
6s	5d	6p
7s	6d	7p
	4f	
	5f	

2. La TP y las Configuraciones Electrónicas

Las **ventajas** de esta clasificación son:

- Relaciona la posición de un elemento con la distribución electrónica de sus átomos.
- Refleja semejanzas, diferencias y tendencias en las propiedades químicas.

Los **defectos** son:

- No sugiere una posición definida para el **H**.
- No es capaz de incluir a los elementos de las series de transición interna (lantánidos y actínidos).

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

Las Propiedades Periódicas de los Elementos

- La importancia y utilidad de la tabla periódica reside en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias dentro de un grupo o de un periodo, se pueden **predecir** con bastante exactitud las propiedades de cualquier elemento.
- Estudiamos a continuación, pues, las propiedades periódicas y sus variaciones en los grupos y periodos.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

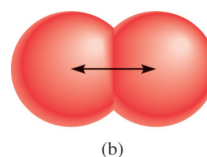
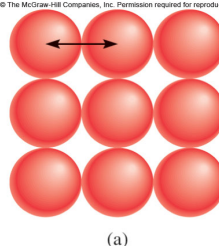
20

3. Radio Atómico. Radio Iónico

Definición Radio Atómico

Radio atómico es la mitad de la longitud entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes (a) o de una molécula diatómica (b).

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



3. Radio Atómico. Radio Iónico

Variación en el Grupo y Periodo

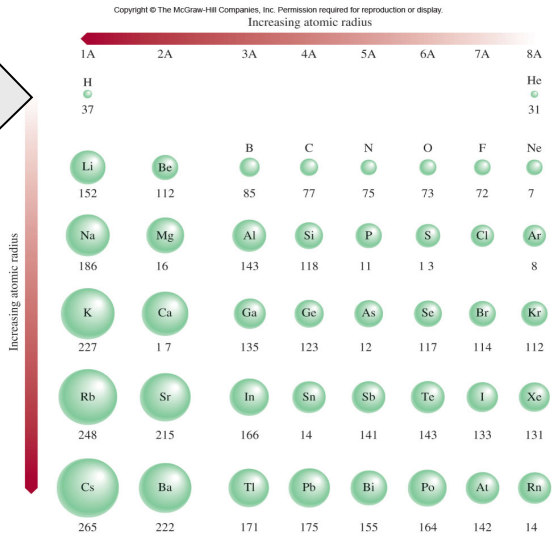
Grupo: Al descender en un grupo aumenta el tamaño ya que aumenta el número de capas cuánticas en la configuración del átomo.

Periodo: Al avanzar en un período disminuye el radio atómico, ya que aumenta el número de cargas + en el núcleo y el de electrones en la corteza electrónica, y el átomo se contrae.

En los períodos largos, hacia la mitad del periodo comienza una expansión debida a la repulsión de los electrones “d” que están muy próximos.

3. Radio Atómico. Radio Iónico

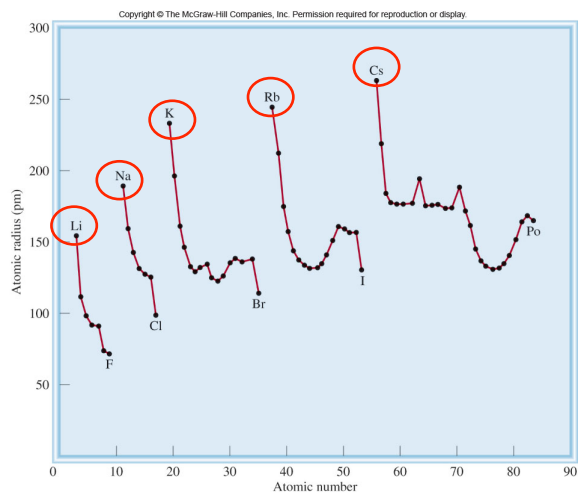
Radio Atómico en picómetros (10⁻¹² m)



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

3. Radio Atómico. Radio Iónico

Como se observa, los elementos que inauguran un periodo (alcalinos) tienen un tamaño bastante mayor que el elemento anterior, porque tienen una capa cuántica más.

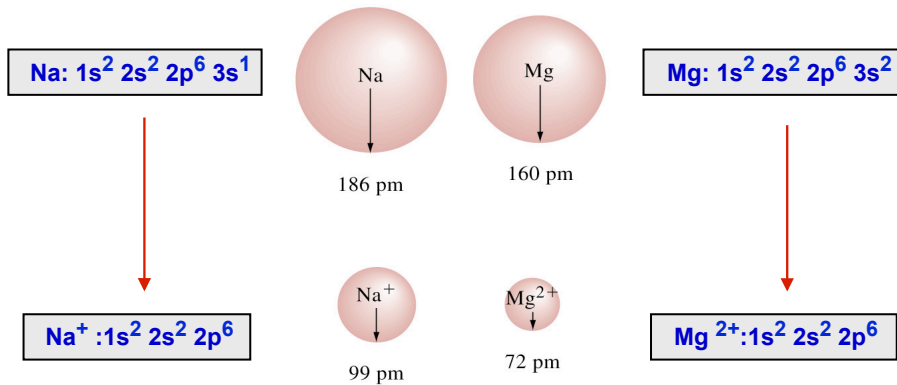


OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

3. Radio Atómico. Radio Iónico

Iones Positivos

Los iones + tienen menor tamaño que los átomos neutros porque al restar los e^- de la capa de valencia pierde una capa cuántica y, además, el núcleo atrae con más intensidad a los e^- que quedan.



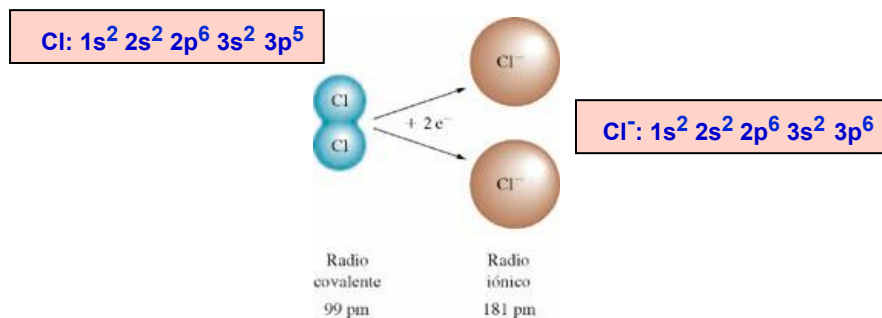
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

25

3. Radio Atómico. Radio Iónico

Iones Negativos

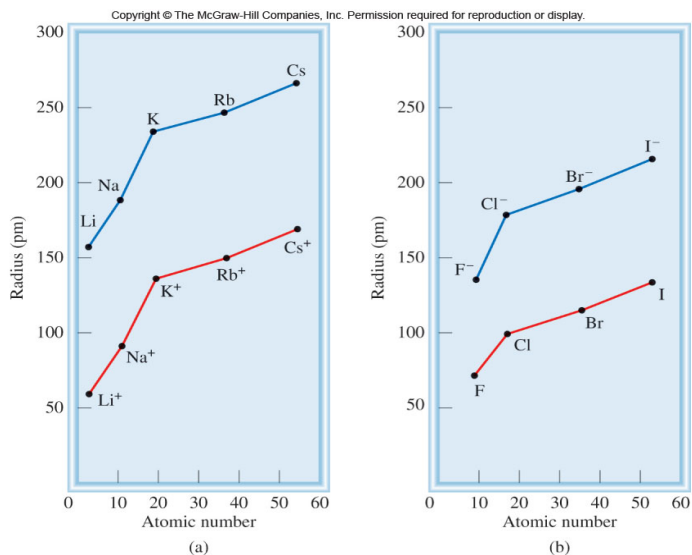
Los iones negativos tienen mayor tamaño que los átomos neutros debido a que agregan un electrón a la capa de valencia que está poco atraído por el núcleo.



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

26

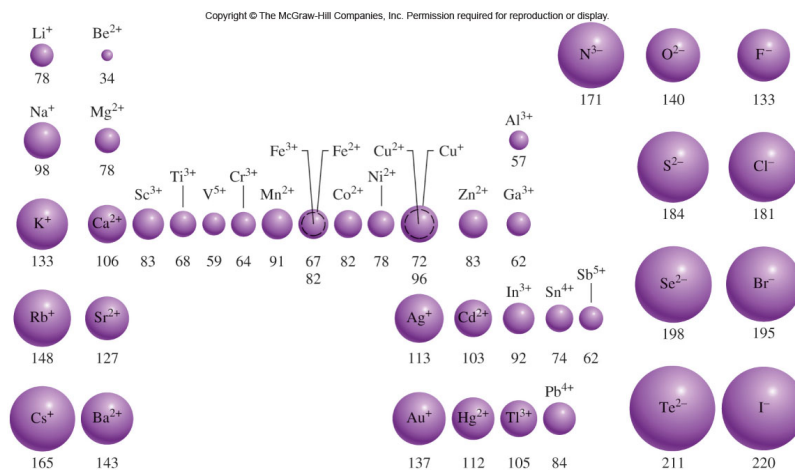
3. Radio Atómico. Radio Iónico



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

27

3. Radio Atómico. Radio Iónico



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

28

4. Energía de Ionización

Definición Energía de Ionización

Energía de ionización (EI) es la energía mínima necesaria para arrancar un e⁻ de un átomo gaseoso en su estado fundamental y formar un ión positivo, quedando el ión y el electrón con energía cinética nula.



4. Energía de Ionización

Variación en el Grupo y Periodo

Grupo: En un grupo o familia, las energías de ionización disminuyen al aumentar el número atómico, porque el último electrón se coloca en orbitales cada vez más alejados del núcleo, y porque la carga negativa de los otros electrones más internos, cada vez más numerosos, hace de pantalla a los últimos electrones respecto de la acción del núcleo.

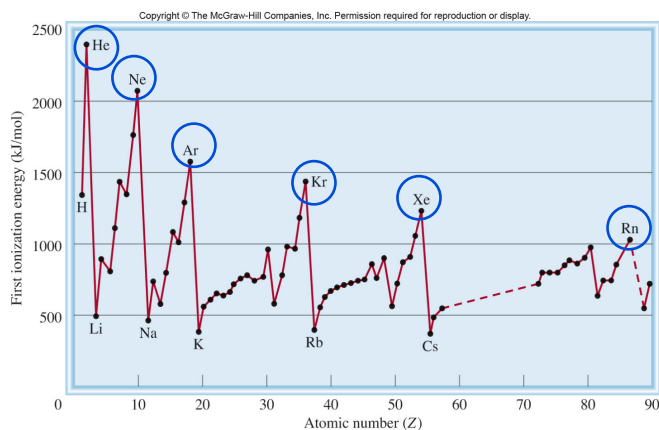
4. Energía de Ionización

Variación en el Grupo y Periodo

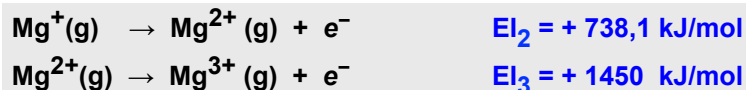
Periodo: En un periodo, la EI aumenta desde el primer elemento hasta el último. Esto se debe a que el último electrón de todos los elementos de un periodo se instala en la misma capa cuántica, pero la carga positiva del núcleo es cada vez más grande y, por tanto, también es más grande la atracción sobre los electrones.

4. Energía de Ionización

Las EI de los gases nobles (figura) son las mayores de todas, porque para perder un electrón deben perder la configuración del octeto completo ($ns^2 np^6$).



4. Energía de Ionización (sucesivas)



Z	Element	First	Second	Third	Fourth	Fifth	Sixth
1	H	1,312					
2	He	2,373	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	495.9	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738.1	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577.9	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786.3	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999.5	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,251	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,521	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	418.7	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	589.5	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

33

5. Afinidad Electrónica

Definición Afinidad Electrónica

La afinidad electrónica (AE) es la energía que libera un átomo neutro en estado gaseoso cuando captura un e^-

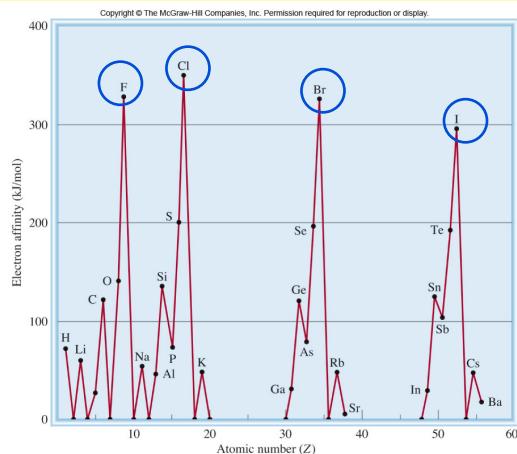


OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

34

5. Afinidad Electrónica

Las AE de los halógenos (figura) son las mayores de todas, porque al ganar un electrón adquieren la configuración estable de gas noble ($ns^2 np^6$).

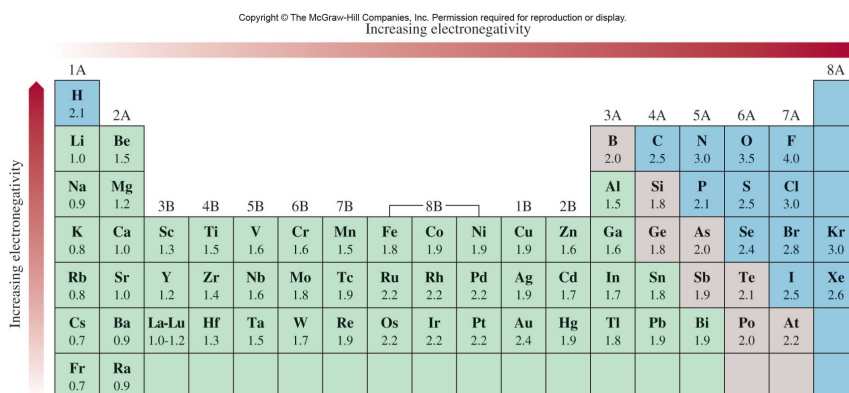


OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

35

6. Electronegatividad

- Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí e^- .
- Pauli estableció una escala relativa: el máximo valor de 4 se asigna al elemento más electronegativo, el F.



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

36

7. Elementos Metálicos, No Metálicos y Semimetales

Propiedades de los Elementos (no de los átomos)

■ Metales:

- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Son maleables y dúctiles.
- Sus $t^{\text{a}}_{\text{fusión}}$ tienen valores moderados o altos.
- Tienen aspecto lustroso y brillante.

■ No metales:

- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Algunos son gases a t^{a} ambiente: N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 .
- Otros son sólidos frágiles como el Si o el S.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

37

7. Elementos Metálicos, No Metálicos y Semimetales

- Los metales representan el **80%** de los elementos conocidos.
- Tienen pocos electrones en la capa de valencia, y **tienden a perderlos** (forman **cationes**).
- Por eso, tienen **pequeña EI, baja AE y pequeña EN**.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1 1A	2 2A		13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H			5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be		11 Al	12 Si	13 P	14 S	15 Cl	16 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge
37 Rb	38 Sr	39 Y	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn
55 Cs	56 Ba	57 La	53 I	54 Xe				
87 Fr	88 Ra	89 Ac	101 Md	102 No				

Legend:

- Metals (Green)
- Metalloids (Grey)
- Nonmetals (Blue)

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

7. Elementos Metálicos, No Metálicos y Semimetales

- Hay 22 elementos no metálicos.
- El carácter no metálico aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la TP.
- Los no metales tienen mucha **tendencia a captar electrones y formar aniones. Presentan, por ello, altas EI, AE y EN.**

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1 H	2 He											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B			10B	11B	12B	13 Ga	14 Ge	15 As	16 Se	17 Br	18 Kr
19 K	20 Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	111 Nh	112 Fl	113 Mc	114 Lv	115 Ts	116 Og	(117)	118

Metals	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
Metalloids	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
Nonmetals														

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

39

7. Elementos Metálicos, No Metálicos y Semimetales

- Conviene tener en cuenta que los gases nobles no son metales, ni no metales: no tienen tendencia ni a perder ni a ganar electrones.

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

40

7. Elementos Metálicos, No Metálicos y Semimetales

- Hay un grupo de elementos con propiedades intermedias, **semimetálicas**: B, Si, Ge, As, Te, Sb, etc.
- El número de electrones en la capa de valencia es intermedio, y presentan EI, AE y EN intermedias.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A								
1 H	2 He											3 B	4 C	5 N	6 O	7 F	8 Ne								
3 Li	4 Be											5 Al	6 Si	7 P	8 S	9 Cl	10 Ar								
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B		10B	11B	12B	13 Ga	14 Ge	15 As	16 Se	17 Br	18 Kr								
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 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116	(117)	118								
												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
												<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> <div style="width: 15%;"> <p>Metals</p> <p>Metalloids</p> <p>Nonmetals</p> </div> <div style="width: 85%; border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p style="text-align: center; background-color: yellow; border: 1px solid black; margin-bottom: 5px;">Metaloides o Semimetales</p> </div> </div>													

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

41

8. Valencias Iónicas y Covalentes

Valencia Iónica

- Es el número de electrones que le faltan (no metal) o sobran (metal) a un átomo para convertirse en un ión estable ($ns^2 np^6$).
- Pueden ser valores **positivos** (metal) o **negativos** (no metal).

- Ejemplos:
 - Na → + 1
 - Mg → + 2
 - S → - 2
 - Cl → - 1

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

42

8. Valencias Iónicas y Covalentes

Valencias Iónicas

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ⁺												Al ³⁺	C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺ Ni ³⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺			P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺									Au ⁺ Au ³⁺	Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺				

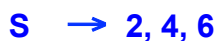
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

43

8. Valencias Iónicas y Covalentes

Valencia Covalente

- Es el número de electrones desapareados que tiene un átomo bien en su configuración **fundamental** o en una configuración **excitada**.
- Un elemento puede tener varias valencias covalentes.
- **Ejemplo: Valencias covalentes del**



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

44

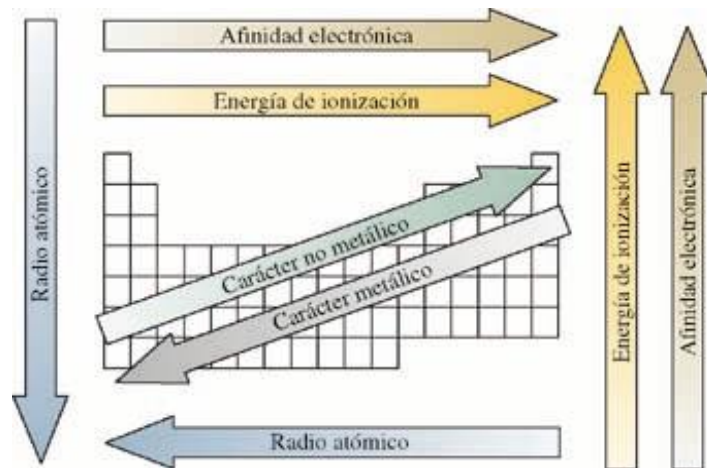
9. Resumen del Tema

- Los químicos del siglo XIX desarrollaron la Tabla Periódica ordenando los elementos por orden creciente de pesos atómicos.
- La configuración electrónica determina las propiedades de los elementos. La Tabla Periódica moderna clasifica los elementos por orden creciente de nº atómico, es decir según su configuración electrónica. La configuración electrónica de la capa de valencia afecta de manera directa las propiedades de los átomos de los elementos representativos.

9. Resumen del Tema

- Los gases nobles tienen configuraciones muy estables debido a que sus subniveles externos (ns np) están llenos.
- Los metales de los grupos representativos (grupos 1, 3 y 13) tienden a perder electrones hasta que sus cationes se vuelven isoelectrónicos con el gas noble que les precede en la TP.
- Los no metales de los grupos 15, 16 y 17 tienden a aceptar electrones hasta que sus iones son isoelectrónicos con el gas noble que les sigue en la TP.

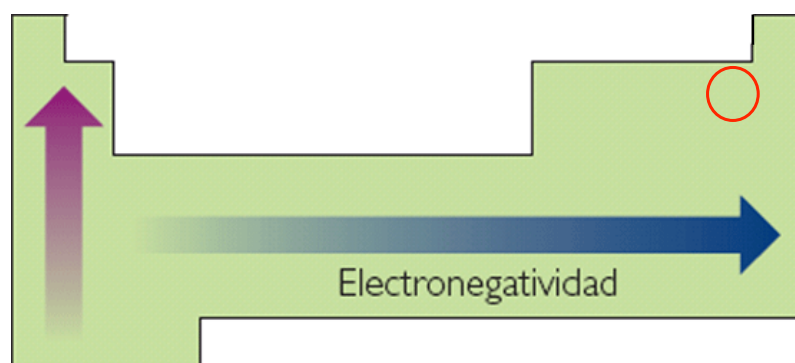
9. Resumen del Tema



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

47

9. Resumen del Tema



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda y Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

48