



Continuación Tema 2
Prof[ta]: María Angélica Sánchez Palacios

TEMÀ 2. CONTENIDO

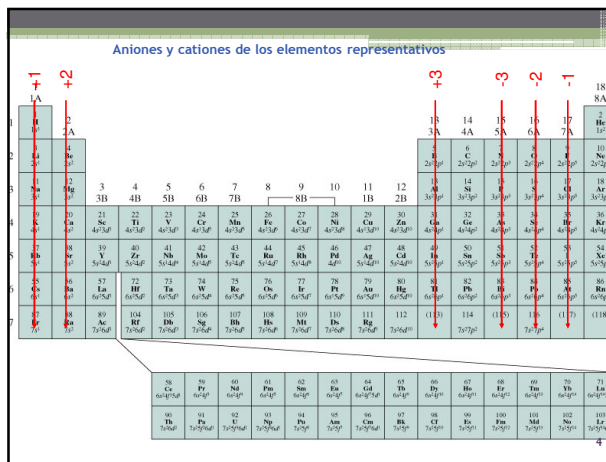
- Introducción a la forma y características de la tabla periódica.
- Introducción a los modelos atómicos. El Método Científico.
- Introducción a la teoría cuántica. Concepto de orbital. Números cuánticos y llenado de la tabla periódica.
- Propiedades periódicas: radio, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.
- Enlace químico. Tipos de enlace según relación a la tabla periódica. Enlace iónico, enlace metálico.
- Enlace covalente. Energía de enlace y orden de enlace. Enlace covalente polar.
- Orbitales híbridos.
- Repulsión entre pares de electrones y forma de las moléculas.
- Polaridad de las moléculas.
- Propiedades de los estados agregados y su relación con el tipo de enlaces: iónicos, metálicos, Van Der Waals, ion dipolo y puente de hidrógeno.

Configuración electrónica de cationes y aniones de elementos representativos

Na [Ne]3s ¹	Na ⁺ [Ne]	Los átomos ceden electrones de modo que los cationes adquieren la configuración electrónica de un gas noble.
Ca [Ar]4s ²	Ca ²⁺ [Ar]	
Al [Ne]3s ² 3p ¹	Al ³⁺ [Ne]	


Los átomos aceptan electrones de modo que los aniones adquieren la configuración electrónica de un gas noble.

H 1s ¹	H ⁻ 1s ² ó [He]
F 1s ² 2s ² 2p ⁵	F ⁻ 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]
O 1s ² 2s ² 2p ⁴	O ²⁻ 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]
N 1s ² 2s ² 2p ³	N ³⁻ 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]



Na ⁺ : [Ne]	Al ³⁺ : [Ne]	F ⁻ : 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]
O ²⁻ : 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]	N ³⁻ : 1s ² 2s ² 2p ⁶ ó [Ne]	

Na⁺, Al³⁺, F⁻, O²⁻, y N³⁻ son todos **isoelectrónicos con Ne**

 ¿Qué átomo neutro es isoelectrónico con H⁻ ?

H: 1s² La misma configuración electrónica que el He.

Configuración electrónica de cationes de metales de transición

Cuando un átomo metálico se transforma en un catión los electrones primeramente son retirados del orbital ns y después de los orbitales (n - 1)d.

Fe: [Ar]4s ² 3d ⁶	Mn: [Ar]4s ² 3d ⁵
Fe ²⁺ : [Ar]4s ⁰ 3d ⁶ ó [Ar]3d ⁶	Mn ²⁺ : [Ar]4s ⁰ 3d ⁵ ó [Ar]3d ⁵
Fe ³⁺ : [Ar]4s ⁰ 3d ⁵ ó [Ar]3d ⁵	

Propiedades Periódicas

Carga nuclear efectiva (Z_{efectiva}) es la "carga positiva" que siente un electrón.

$Z_{\text{efectiva}} = Z - \sigma$ $0 < \sigma < Z$ (σ = constante de shielding ó apantallamiento)

$Z_{\text{efectiva}} \approx Z - \text{número de electrones internos o de base}$

Z	Base	Z_{efectiva}	Radio (pm)
Na	10	1	186
Mg	10	2	160
Al	10	3	143
Si	10	4	132

1s²2s¹, 1s²2p¹

Los electrones 2s ó 2p están "apantallados" de la atracción del núcleo por electrones 1s

Carga nuclear efectiva (Z_{efectiva})

Diagrama de la tabla periódica que muestra la tendencia de la carga nuclear efectiva. Una flecha roja horizontal apunta de izquierda a derecha, etiquetada como "incrementando Z_{efectiva} ". Una flecha roja vertical apunta de abajo hacia arriba, etiquetada como "incrementando Z_{efectiva} ". Las columnas están etiquetadas como 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, y 8A.

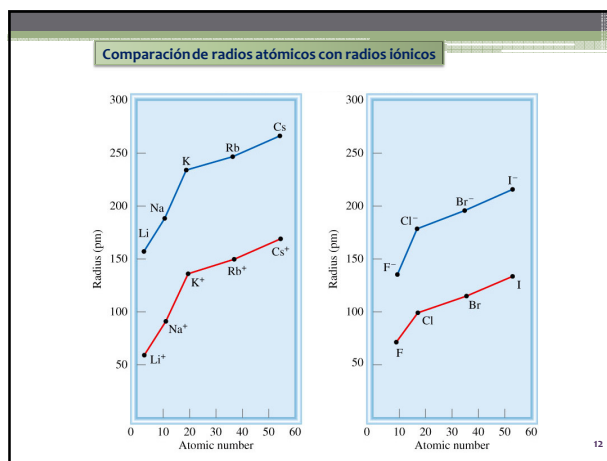
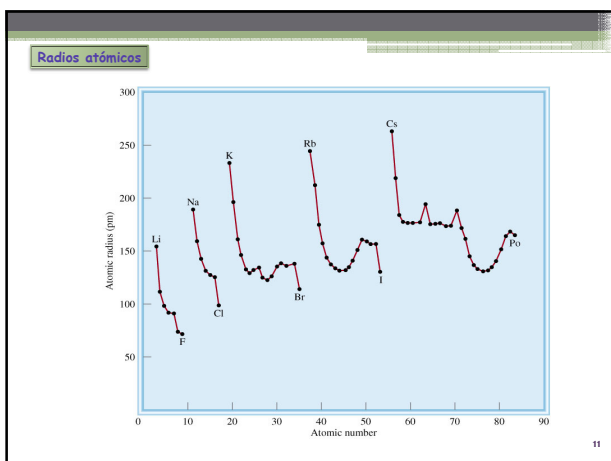
Radio atómico

(a) Diagrama que muestra tres átomos de litio (Li) representados como esferas rojas. Una línea horizontal con flechas en ambos extremos indica el radio atómico.

(b) Diagrama que muestra dos átomos de litio (Li) representados como esferas rojas que se están fusionando. Una línea horizontal con flechas en ambos extremos indica el radio atómico.

Incrementando el radio atómico

Tabla periódica donde el tamaño de las esferas verdes que representan los átomos aumenta de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo, indicando un aumento del radio atómico. Una flecha roja horizontal apunta de izquierda a derecha, etiquetada como "incrementando el radio atómico". Una flecha roja vertical apunta de abajo hacia arriba, etiquetada como "incrementando el radio atómico".



Li + F → Li⁺ + F⁻

El catión siempre es más pequeño que el átomo a partir del cual se formó.
El anión siempre es más grande que el átomo a partir del cual se formó.

Radios de iones (en pm) de elementos comunes

La **energía de ionización** es la energía mínima (kJ/mol) requerida para remover un electrón de un átomo gaseoso, en su estado natural.

$$I_1 + X_{(g)} \longrightarrow X^+_{(g)} + e^- \quad I_1 \text{ primera energía de ionización}$$

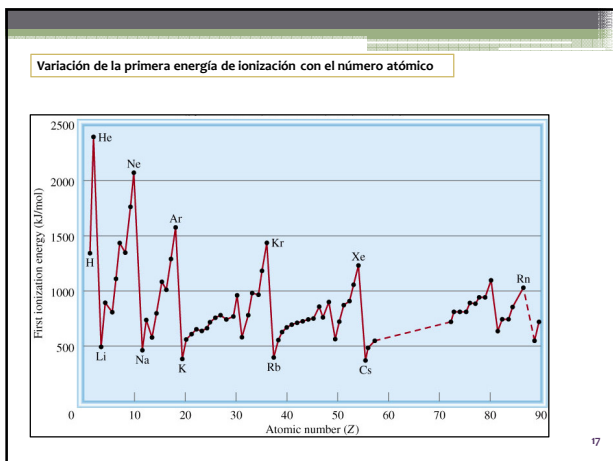
$$I_2 + X^+_{(g)} \longrightarrow X^{2+}_{(g)} + e^- \quad I_2 \text{ segunda energía de ionización}$$

$$I_3 + X^{2+}_{(g)} \longrightarrow X^{3+}_{(g)} + e^- \quad I_3 \text{ tercera energía de ionización}$$

$I_1 < I_2 < I_3$

Energías de ionización de los primeros 20 elementos

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




Tendencia general en la primera energía de ionización de Elementos Representativos

2A: ns²ns² > 3A: ns²ns²2p¹
5A: ns²np³ > 6A: ns²np⁴

Afinidad electrónica (AE): es el cambio de energía que ocurre cuando un electrón es aceptado por un átomo, en estado gaseoso, para formar un anión. Capacidad de aceptar electrones

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X_{(g)}^-$$

$$F_{(g)} + e^- \rightarrow F_{(g)}^- \quad \Delta H = -328 \text{ kJ/mol}$$

$$F_{(g)} \rightarrow F_{(g)} + e^- \quad \Delta H = +328 \text{ kJ/mol}$$


Reacción exotérmica AE (+) > Afinidad e
Reacción endotérmica AE (-) < Afinidad e

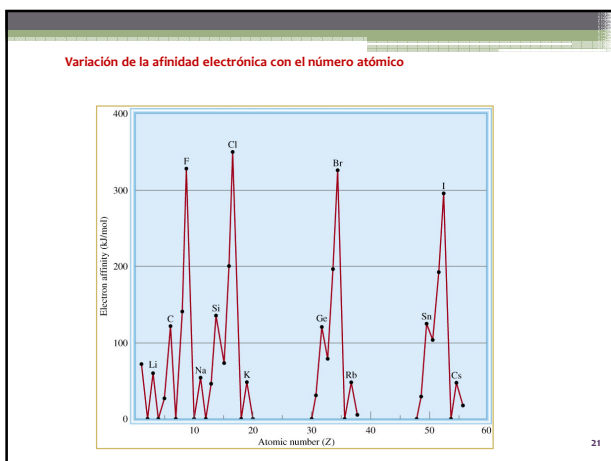
19

Afinidades electrónicas (kJ/mol) de algunos elementos representativos y de los gases nobles

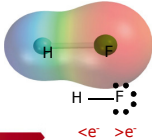
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							<0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	<0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	<0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	<0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	<0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	<0

*The electron affinities of the noble gases, Be, and Mg have not been determined experimentally, but are believed to be close to zero or negative.

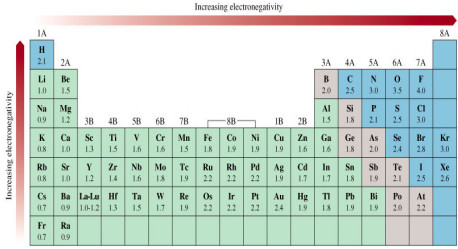
20



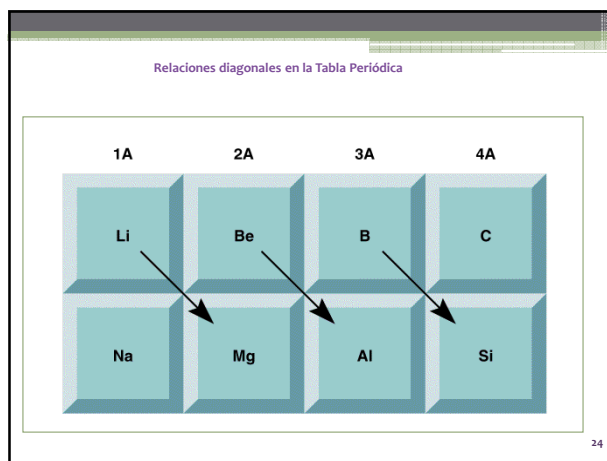
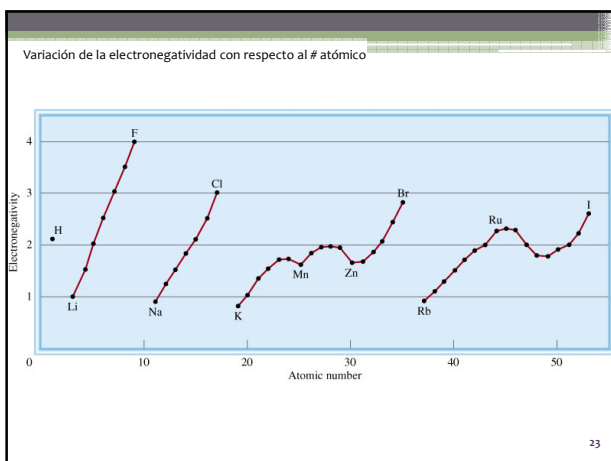
La **electronegatividad** es la capacidad de un átomo para atraer los electrones de otro átomo en un enlace químico.



Electronegatividades en la tabla periódica



22



Elementos del Grupo 1A ($ns^1, n \geq 2$)

$M \longrightarrow M^+ + 1e^-$

$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

$4M_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2M_2O_{(s)}$

Incremento de la reactividad

25

Elementos del Grupo 1A ($ns^1, n \geq 2$)

Lithium (Li) Sodium (Na)

Potassium (K) Rubidium (Rb) Cesium (Cs)

26

Elementos del Grupo 2A ($ns^2, n \geq 2$)

$M \longrightarrow M^{2+} + 2e^-$

$Be_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow$ No hay reacción

$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(g)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(ac)} + H_{2(g)}$

$M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow M(OH)_{2(ac)} + H_{2(g)}$ M = Ca, Sr, ó Ba

Incremento de la reactividad

27

Elementos del Grupo 2A ($ns^2, n \geq 2$)

Beryllium (Be) Magnesium (Mg) Calcium (Ca)

Strontium (Sr) Barium (Ba) Radium (Ra)

28

Elementos del Grupo 3A ($ns^2np^1, n \geq 2$)

$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

$2Al_{(s)} + 6H^+_{(ac)} \longrightarrow 2Al^{3+}_{(ac)} + 3H_{2(g)}$

B: Metaloides
No Rx O_2 ni H_2O

Incremento de la reactividad

29

Elementos del Grupo 3A ($ns^2np^1, n \geq 2$)

Boron (B) Aluminum (Al)

Gallium (Ga) Indium (In)

30

Elementos del Grupo 4A ($ns^2np^2, n \geq 2$)

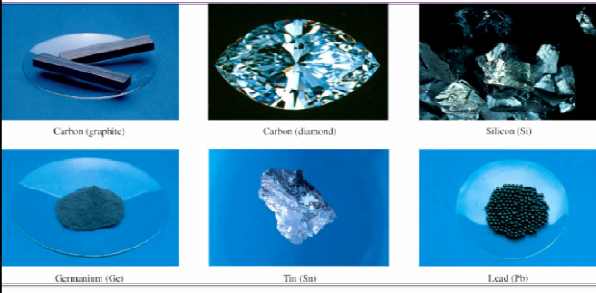
$\text{Sn}_{(s)} + 2\text{H}^+_{(ac)} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}_{(ac)} + \text{H}_2_{(g)}$
 $\text{Pb}_{(s)} + 2\text{H}^+_{(ac)} \longrightarrow \text{Pb}^{2+}_{(ac)} + \text{H}_2_{(g)}$

C: No metal
Si, Ge: Metaloides
Sn, Pb: Metales

1A	2A				3A	4A	5A	6A	7A	8A
						C				
						Si				
						Ge				
						Sn				
						Pb				

31

Elementos del Grupo 4A ($ns^2np^2, n \geq 2$)



Carbon (graphite) Carbon (diamond) Silicon (Si)

Germanium (Ge) Tin (Sn) Lead (Pb)

32

Elementos del Grupo 5A ($ns^2np^3, n \geq 2$)


$\text{N}_2\text{O}_{5(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2\text{HNO}_3_{(ac)}$
 $\text{P}_4\text{O}_{10(s)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4_{(ac)}$

N, P: No metales
As, Sb: Metaloides
Bi: Metal

1A	2A				3A	4A	5A	6A	7A	8A
							N			
							P			
							As			
							Sb			
							Bi			

33

Elementos del Grupo 5A ($ns^2np^3, n \geq 2$)



Nitrogen (N₂) White and red phosphorus (P)

Arsenic (As) Antimony (Sb) Bismuth (Bi)

34

Elementos del Grupo 6A ($ns^2np^4, n \geq 2$)


$\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4_{(ac)}$

O, S, Se: No metales
Te, Po: Metaloides

1A	2A				3A	4A	5A	6A	7A	8A
								O		
								S		
								Se		
								Te		
								Po		

35

Elementos del Grupo 6A ($ns^2np^4, n \geq 2$)



Sulfur (S₈) Selenium (Se) Tellurium (Te)

36

Elementos del Grupo 7A ($ns^2np^5, n \geq 2$)

$X + 1e^- \longrightarrow X^{-1}$ No metales

$X_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HX_{(g)}$

37

Elementos del Grupo 7A ($ns^2np^5, n \geq 2$)

38

Elementos del Grupo 8A ($ns^2np^6, n \geq 2$)

Niveles ns y subniveles np completamente llenos. Energías de ionización más altas que todos los elementos.
No tienden a aceptar electrones extras.

39

Propiedades de los óxidos a través de un periodo

básicos ácidos

$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)}$
 $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$

Algunas propiedades de los óxidos del tercer periodo

	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Type of compound	← Ionic	←	←	←	←	←	← Molecular
Structure	← Extensive three-dimensional	←	←	←	←	←	← Discrete molecular units
Melting point (°C)	1275	2800	2045	1610	580	16.8	-91.5
Boiling point (°C)	?	3600	2980	2230	?	44.8	82
Acid-base nature	Basic	Basic	Amphoteric	←	←	← Acidic	←

40

La química en acción:
El descubrimiento de los gases nobles

Helium (He) Neon (Ne) Argon (Ar) Krypton (Kr) Xenon (Xe)

Sir William Ramsay

41

La química en acción:
¿El 3^{er} elemento líquido?

114 elementos, 11 gases, 2 son líquidos a 25°C - Br₂ y Hg

42

