

TABLA PERIÓDICA

PROPIEDADES PERIÓDICAS

COMISIONES 3 y 4- PROF. VERÓNICA DAIER

1

Tabla periódica

La tabla periódica de los elementos químicos los clasifica, organiza y distribuye, conforme a sus propiedades y características.

Su función principal es establecer grupos de elementos que compartan propiedades químicas similares.

Ordena los elementos químicos según su número atómico, los clasifica por filas (períodos) y columnas (grupos)

Los elementos de un mismo grupo comparten propiedades fisicoquímicas, de modo que se puede predecir su reactividad.

Los elementos de un mismo período tienen masas parecidas pero propiedades fisicoquímicas diferentes.

2

Dimitri Mendeléev (1871) → ordenó los elementos basándose en sus masas atómicas

Esta clasificación es la mas conocida y elaborada de todas las primeras clasificaciones periódicas.

Clasificó a los 63 elementos conocidos hasta ese momento utilizando el criterio de masa atómica

Un inconveniente de la tabla de Mendeleiev era que algunos elementos debían colocarse con su masa atómica desordenada para que coincidieran las propiedades.

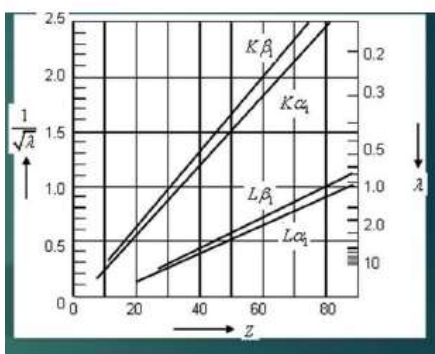
Él lo atribuyó a que las masas atómicas estaban mal medidas.

3

H. G. J. Moseley (1913)→ordenó los elementos basándose en sus números atómicos

Descubrió que los átomos emiten Rayos X de frecuencias (o longitudes de onda) características de cada elemento que se relacionan con el número atómico (carga nuclear)

“Las propiedades semejantes se repiten periódicamente cuando los elementos se organizan en orden creciente de sus números atómicos”



Ley de Moseley

$$\sqrt{\nu} = C(Z - \sigma)$$

4

Contribuciones de Moseley

* Ordenó los elementos de la tabla periódica usando como criterio de clasificación el número atómico.

* Enunció la "ley periódica": "Si los elementos se ordenan según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades físicas y químicas".

* Al ordenar los elementos por número atómico logró eliminar las irregularidades de la tabla de Mendeleiev basada en la masa atómica y definir con exactitud los huecos en donde debían encontrarse elementos aún no descubiertos.

* Predijo nuevos elementos (43 (Tc), 61 (Pm) y 75 (Re)) que se descubrieron posteriormente

5

Los elementos de la tabla periódica se clasifican en cuatro bloques:

- Bloque "s": (A la izquierda de la tabla) ns^{1-2}
- Bloque "p": (A la derecha de la tabla) $ns^2 np^{1-6}$
- Bloque "d": (En el centro de la tabla) $(n-1) d^{1-10} ns^2$
- Bloque "f": (En la parte inferior de la tabla) $(n-2) f^{1-14} ns^2$

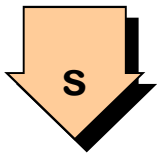
Período: determinado por el valor de n más alto

Grupo: determinado por el número de electrones de la capa externa

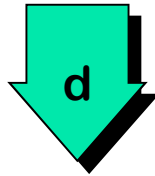
6

Clasificación por subniveles

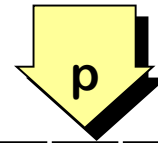
ns^{1-2}



$(n-1) d^{1-10} ns^2$

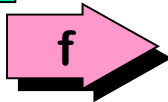


$ns^2 np^{1-6}$



$ns^2 np^6$

H																			He
Li	Be											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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn
Fr	Ra	Lr																	



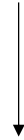
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

$(n-2) f^{1-14} ns^2$

7

Columna

GRUPO



Fila

PERIODO



H																			He
Li	Be											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	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn
Fr	Ra	Lr																	

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

8

GRUPOS

DESIGNACIONES

1) IUPAC: 1 AL 18

2) EEUU: A Representativos

B Transición

1) Europa: 1A hasta 8A y despues B

} N° arábigos o
romanos

9

Previo IUPAC. Europa

IUPAC

EEUU

	IA	IIA											IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	
	1	2											13	14	15	16	17	18	
	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0	
1	H																		He
2	Li	Be	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	IB	IIB		B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B	IB	IIB		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	

<https://ptable.com/?lang=es#>

10

GRUPO	IUPAC	
1A	1	Metales alcalinos Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	2	Metales alcalinos terreos Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	16	Calcógenos O, S, Se, Te, Po
7A	17	Halógenos F, Cl, Br, I, At
8A	18	Gases Nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Metales: LADO IZQUIERDO

Lustre, conductividad eléctrica y térmica. Todos (excepción Hg) sólidos a T ambiente

No Metales: LADO DERECHO

Algunos gases, líquidos y otros sólidos

Se separan unos de otros por línea escalonada del B al At.

Junto a la línea **Metaloides**

11

Determinación de período y grupo de un elemento

Se determina según la configuración electrónica :

Período, determinado por el valor de n **más alto**

Grupo , determinado por el número de electrones de la capa externa

Elementos de un mismo grupo

-Tienen el mismo número de electrones en la última capa electrónica

(capa de valencia); que están distribuidos en orbitales del mismo tipo

-Tienen propiedades químicas semejantes. Las propiedades químicas de los elementos se relacionan con la configuración electrónica de su capa de valencia

12

A) Elementos Representativos

La configuración electrónica de la capa de valencia es:
 ns^x ($x = 1, 2$) (metales alcalinos y alcalinotérreos)
 ns^2np^x ($x = 1, 2, \dots, 6$) (grupos 13-18)

B) Metales de transición

La configuración electrónica de la capa de valencia es:
 $(n-1) d^x ns^2$ ($x = 1, 2, \dots, 10$) (grupos 3-12)

C) Metales de transición interna

La configuración electrónica de la capa de valencia es:
 $(n-2) f^x (n-1) d^0 ns^2$ ($x = 1, 2, \dots, 14$) (lantánidos y actínidos)

13

ns^1 y $ns^2 \rightarrow$ pertenecen al bloque principal s

Capa externa ns^1 o ns^2	Período n	Grupo 1 a 2
${}_3\text{Li} = 1s^2 2s^1$	2	1
${}_4\text{Be} = 1s^2 2s^2$	2	2

ns^2np^1 a $6 \rightarrow$ pertenecen al bloque principal p

Capa externa ns^2np^1 a 6	Período n	Grupo 13 a 18	
${}_9\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$	2	17	} Hay que sumar 10
${}_{10}\text{Ne} = 1s^2 2s^2 2p^6$	2	18	

Elementos que completan orbitales p y tienen Z menor o igual que 18...₁₄
 Sumo 10 para sacar el grupo

$ns^2 (n-1)d^{1a10}$ → pertenecen al bloque d, elementos de transición.

Capa externa	Período	Grupo
$ns^2 (n-1)d^{1a10}$	n	3 a 12
${}_{21}\text{Sc} = [\text{Ar}] 3d^1 4s^2$	4	3 } electrones de la capa de valencia más los (n-1)d 9 }
${}_{27}\text{Co} = [\text{Ar}] 3d^7 4s^2$	4	

15

$ns^2 (n-2)f^{1 a 14}$
 si $n = 6$ Grupo de los Lantánidos
 si $n = 7$ Grupo de los Actínidos.

${}_{59}\text{Pr} = [\text{Xe}] 4f^3 6s^2$	período 6	lantánidos
${}_{94}\text{Pu} = [\text{Rn}] 5f^6 7s^2$	período 7	actínidos

A los elementos **lantánidos** se los suele denominar tierras raras.

Los elementos **actínidos** son radiactivos , y la mayoría no se encuentra en la naturaleza.

16

Elementos de un mismo grupo

* Tienen el mismo número de electrones en la capa de valencia, que **están distribuidos en orbitales del mismo tipo**

Sus propiedades químicas son semejantes

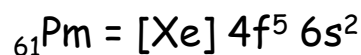
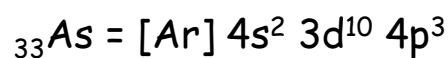
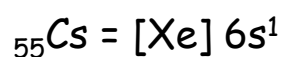
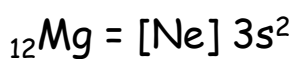
Las propiedades químicas de los elementos se relacionan con la configuración electrónica de su capa de valencia

Elemento	Configuración electrónica de los elementos del grupo 17: HALÓGENOS	Capa de valencia
${}_{9}\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5 = [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^5$	$ns^2 np^5$
${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	
${}_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 = [{}_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	
${}_{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5 = [{}_{36}\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$	

17

Ejercicio 1: Indique el período y el grupo al cual pertenecen los siguientes elementos:

${}_{12}\text{Mg}$; ${}_{55}\text{Cs}$; ${}_{25}\text{Mn}$; ${}_{33}\text{As}$; ${}_{14}\text{Si}$; ${}_{61}\text{Pm}$; ${}_{94}\text{Pu}$



Ejercicio 2: Indique el período y el grupo al cual pertenecen los siguientes elementos:

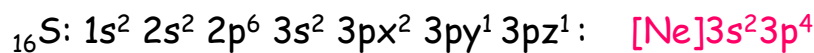
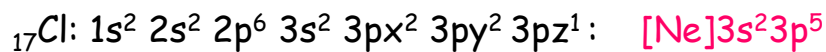
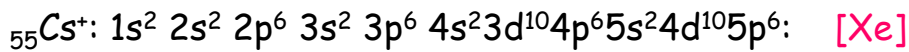
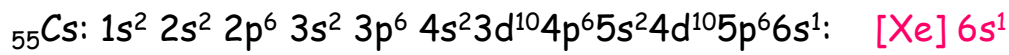
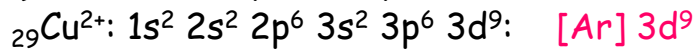
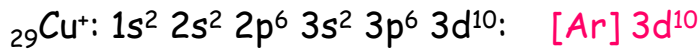
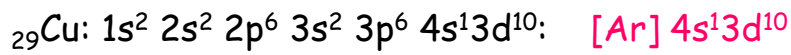
${}_{18}\text{Ar}$; ${}_{19}\text{K}$; ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{16}\text{S}$; ${}_{20}\text{Ca}$;

Ejercicio 3: Escribir configuración electrónica, el ion mas estable y sacar grupo y período de los elementos:

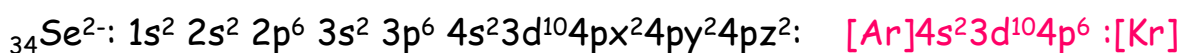
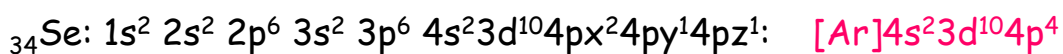
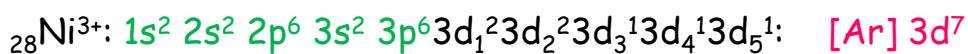
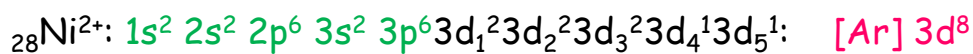
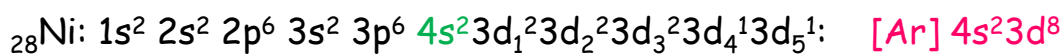
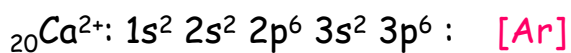
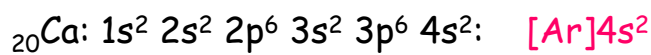
Cu ; Cs ; Cl ; S ; Ca ; Ni ; Se

Ejercicio 3: Escribir configuración electrónica, el ion mas estable y sacar grupo y período de los elementos:

Cu; Cs; Cl; S; Ca; Ni, Se



19



20

PROPIEDADES PERIODICAS

RADIO ATÓMICO

ENERGÍA DE IONIZACIÓN E_i o I

AFINIDAD ELECTRÓNICA E_A o A

Propiedades
físicas del átomo

ELECTRONEGATIVIDAD X

Propiedades en el compuesto

21

CARGA NUCLEAR EFECTIVA: Z_{ef} o Z^*

Los electrones del último nivel si estuvieran solos, **serían atraídos por las cargas positivas del núcleo**. Pero esto no ocurre, éstos electrones **están protegidos por una pantalla de cargas negativas proveniente de los electrones de los niveles más bajos** → esto se conoce como **APANTALLAMIENTO**

La **carga nuclear efectiva (Z_{ef})**, es definida como la diferencia entre el **número atómico (Z)**, (que representa a los protones con carga positiva), menos el número de electrones que producen el **APANTALLAMIENTO**.

22

$$Z_{ef}: Z - S$$

Z: nº de protones en el núcleo

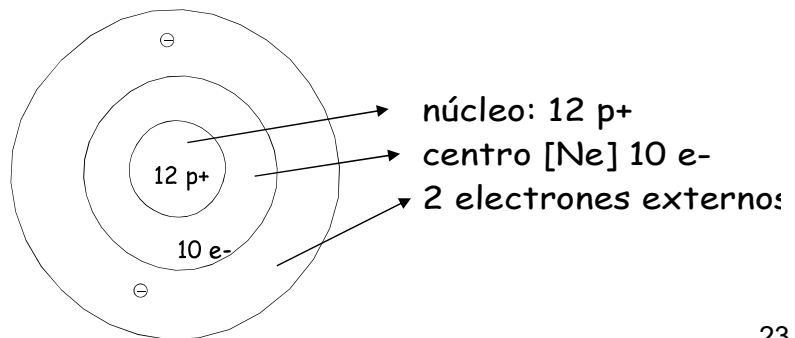
S: electrones entre el núcleo y el electrón en cuestión

La densidad electrónica de los electrones internos escuda a los electrones externos de la carga del núcleo

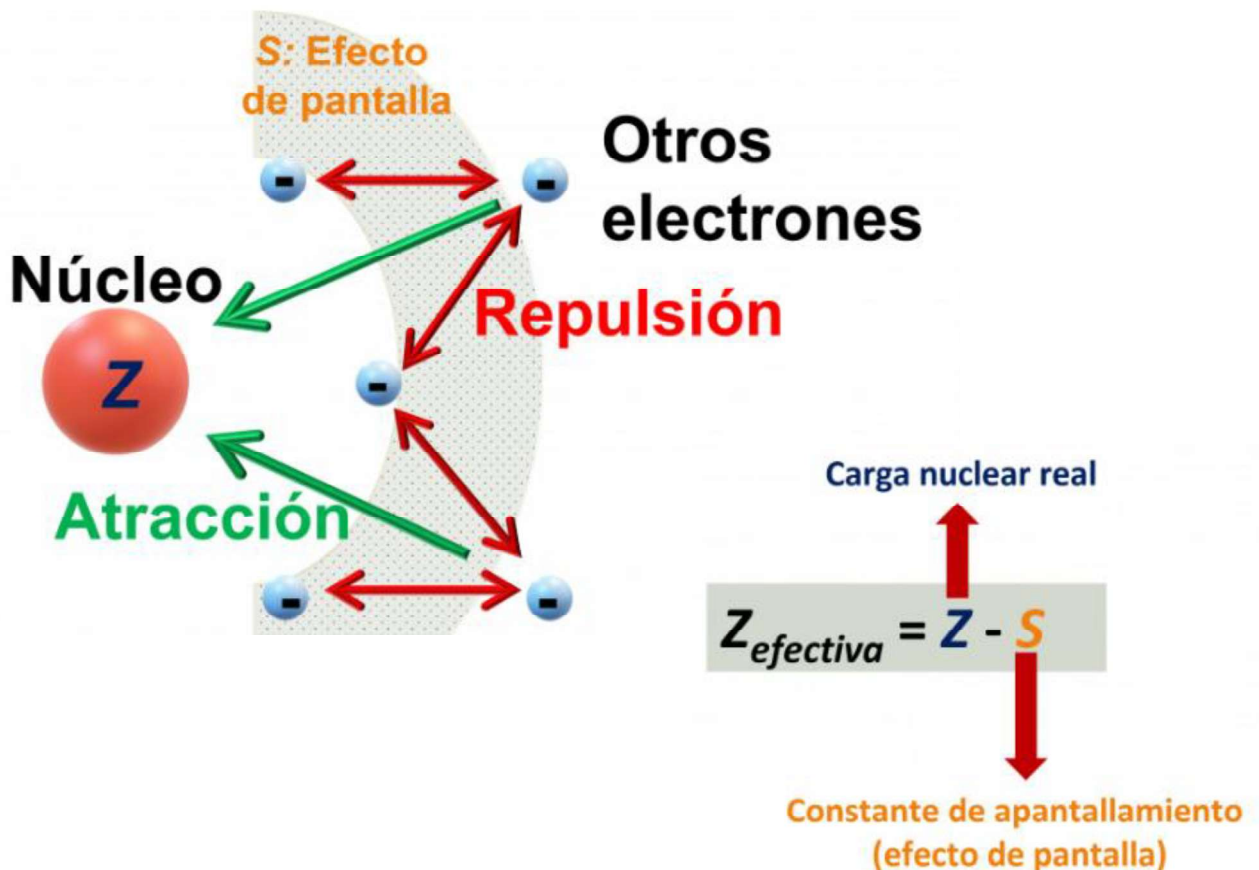
Los electrones de la misma capa no se escudan entre sí

Ej: ${}_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

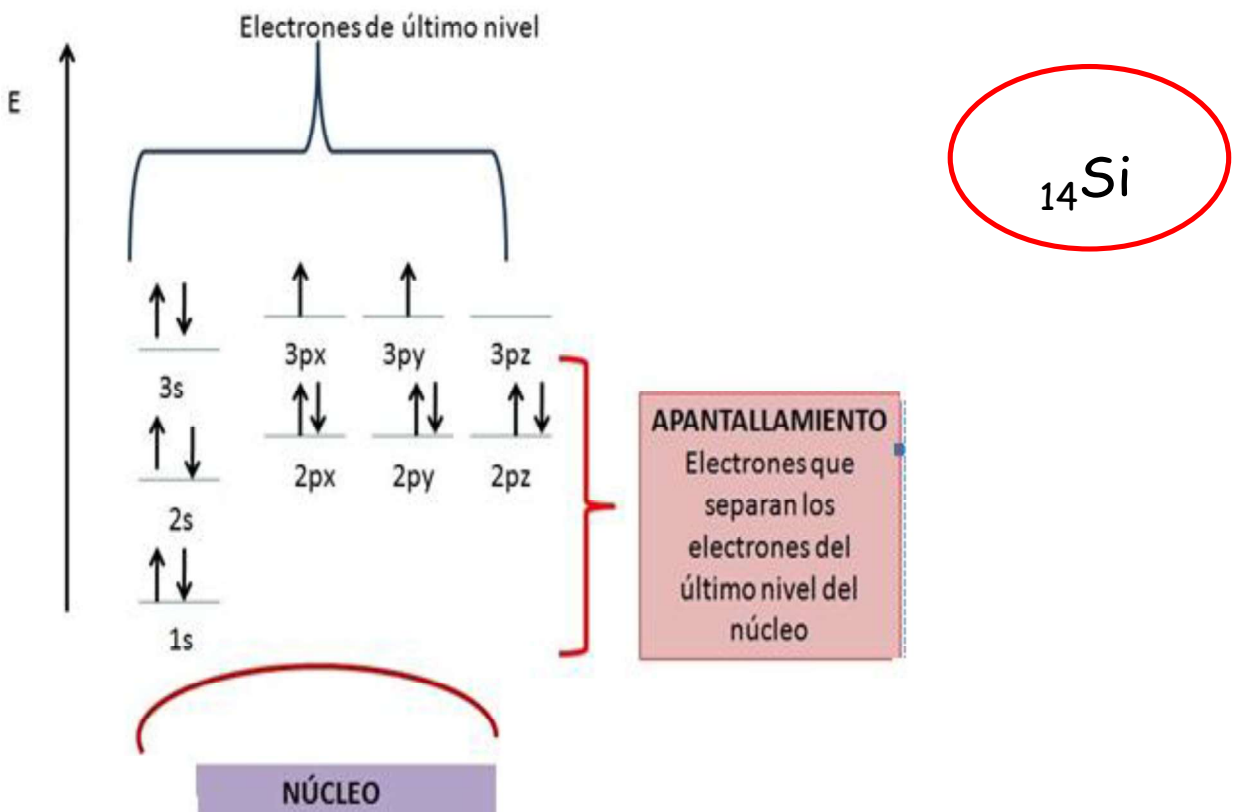
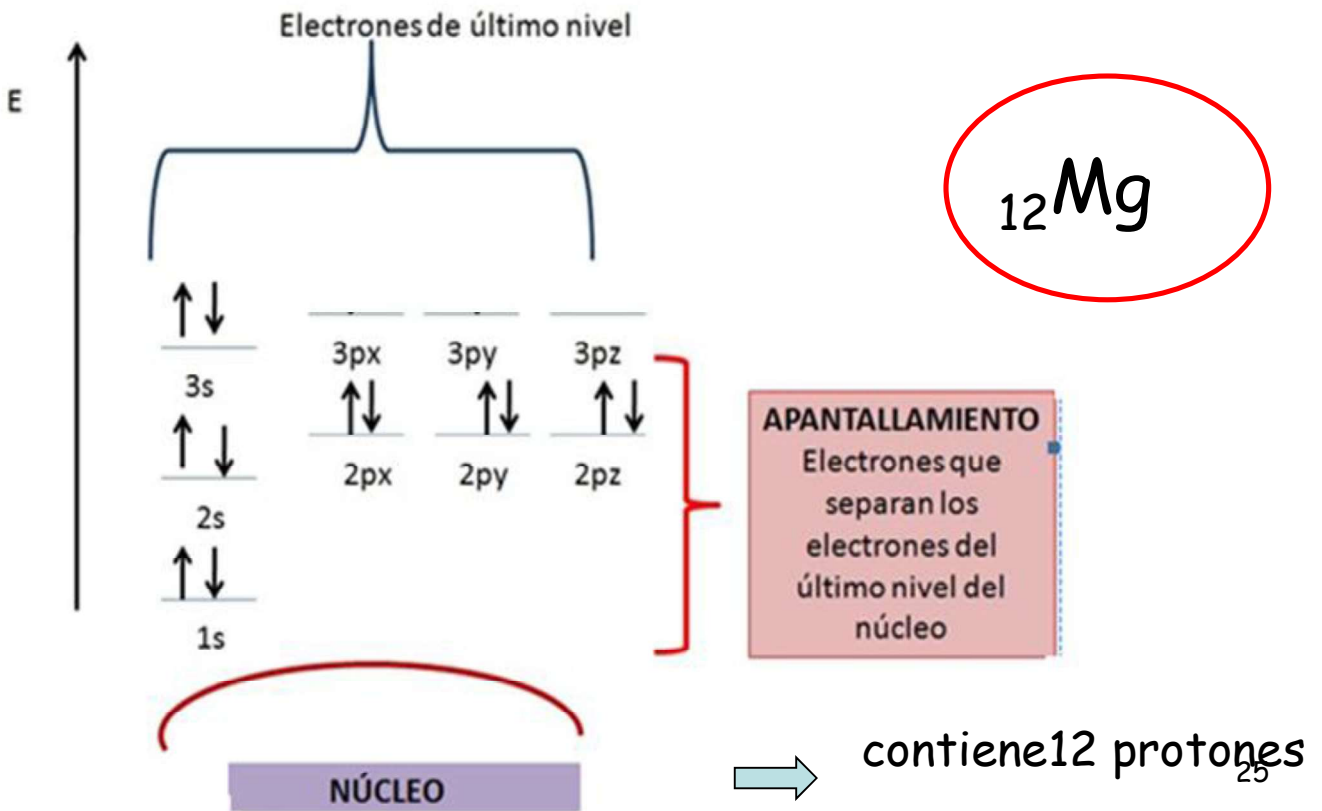
$$Z_{ef} = 12 - 10 = 2+$$



23



24



Si calculamos el Z_{ef} para el átomo de ^{14}Si , tenemos que el átomo tiene un $Z = 14$ y un $S = 10$

$Z_{ef} = 14 - 10 = +4$



contiene 14 protones 26

Reglas de Slater para un electrón en un orbital ns o np

- a) Los electrones que se encuentren en el nivel (n + 1) o superior no contribuyen.
- b) Los electrones del mismo nivel electrónico contribuyen en 0,35 cada uno
- c) Los electrones en el nivel (n-1) (orbitales s, p o d) contribuyen con 0,85 cada uno.
- d) Los electrones en el nivel (n-2) o inferiores contribuyen con 1,00 cada uno.

Reglas de Slater para el cálculo de la constante de protección S para un electrón en un orbital nd

- a) Los electrones que se encuentren en el nivel (n + 1) o superior no contribuyen.
- b) Los electrones del mismo nivel electrónico contribuyen en 0,35 unidades cada uno.
- c) Todos los electrones en el nivel (n-1) o inferiores contribuyen con 1,00 unidad cada uno.

27

Ejemplo 1: Calcular la carga nuclear efectiva en el zinc para un electrón en el orbital 4s.

Configuración electrónica del $_{30}\text{Zn}$: $(1s^2) (2s^2, 2p^6) (3s^2, 3p^6) (3d^{10}) (4s^2)$

Para el electrón 4s del $_{30}\text{Zn}$:

$$S = (0,35 \times 1) + (0,85 \times 18) + (1 \times 10) = 25,65$$

$$Z_{\text{ef}} = Z - S = 30 - 25,65 = 4,35$$

Ejemplo 2: Calcular la carga nuclear efectiva en el zinc para un electrón en el orbital 3d.

$_{30}\text{Zn}$: $(1s^2) (2s^2, 2p^6) (3s^2, 3p^6) (3d^{10}) (4s^2)$

$$S = (0,35 \times 9) + (1 \times 18) = 21,15$$

$$Z_{\text{eff}} = Z - S = 30 - 21,15 = 8,85$$

28

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

Z_{ef} aumenta a lo largo de un período

Período 2	₃ Li	₄ Be	₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne
	1s ² 2s ¹	1s ² 2s ²	1s ² 2s ² 2p ¹	1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p ³	1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶
Z	3	4	5	6	7	8	9	10
S	1,7	2,05	2,40	2,75	3,10	3,45	3,80	4,15
Z_{ef} (2s o 2p)	1,3	1,95	2,60	3,25	3,90	4,55	5,20	5,85

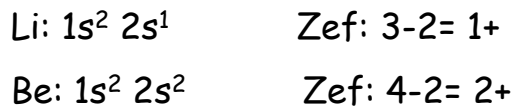
Contribución de los electrones al efecto pantalla (S)


29

Grupo 1 Alcalinos	Configuración	n	Z	S	Z _{ef}
₁ H	1s ¹	1	1	0	1
₃ Li	[He] 2s ¹	2	3	1,7	1,3
₁₁ Na	[Ne] 3s ¹	3	11	8,8	2,2
₁₉ K	[Ar] 4s ¹	4	19	16,8	2,2
₃₇ Rb	[Kr] 5s ¹	5	37	34,8	2,2
₅₅ Cs	[Xe] 6s ¹	6	55	52,8	2,2
₈₇ Fr	[Rn] 7s ¹	7	87	84,8	2,2

Z_{ef} aumenta poco en un grupo


30



H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Grupo
 Menor
 Cambio

 Li: 3-2:1
 Na: 11-10:1



CARGA NUCLEAR EFECTIVA

31

Radio atómico (r): es la distancia desde el núcleo al último electrón del átomo

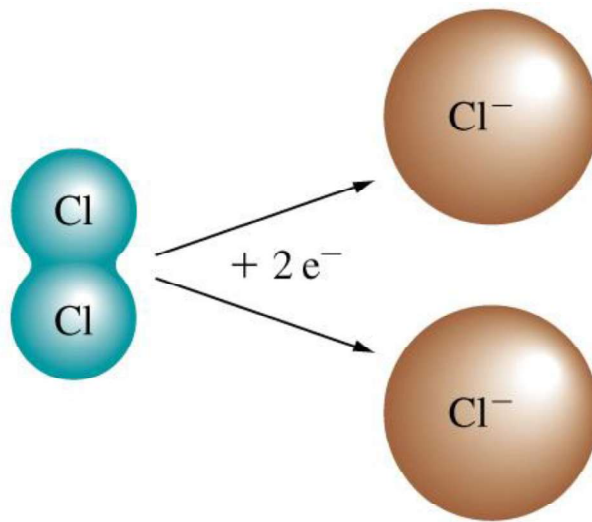
Sabemos que $r \propto n$

Al aumentar el valor de n el último electrón estará más alejado del núcleo.

En un grupo n aumenta hacia abajo \longrightarrow r aumenta de arriba hacia abajo

En un período $\left\{ \begin{array}{l} n \text{ es constante} \\ \text{Aumenta } Z \\ \text{Aumenta el } N^\circ \text{ de electrones en la misma capa} \\ \text{Mayor fuerza de atracción} \end{array} \right. \longrightarrow r \text{ disminuye de izquierda a derecha}$

32

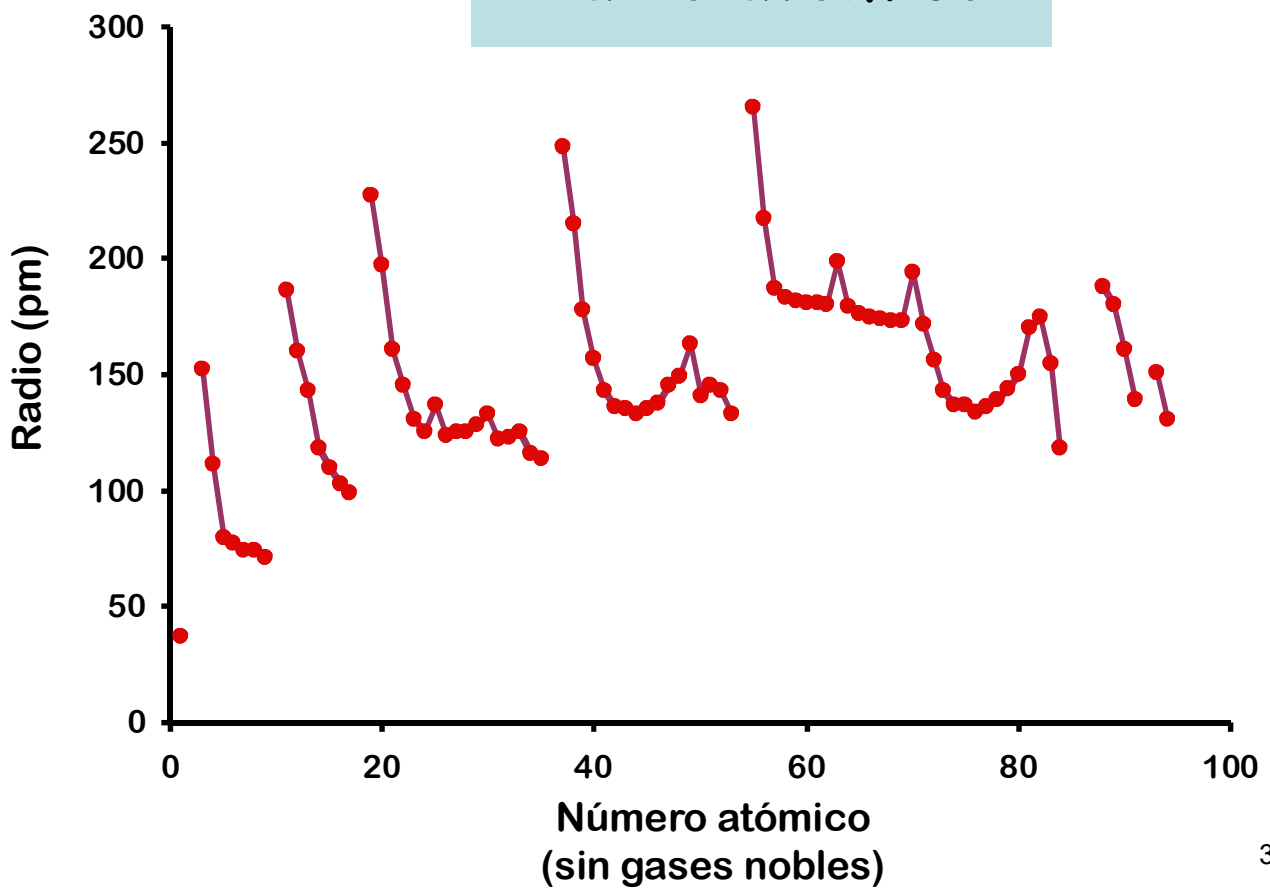


Covalent
radius
99 pm

Ionic
radius
181 pm

33

Radio atómico



34

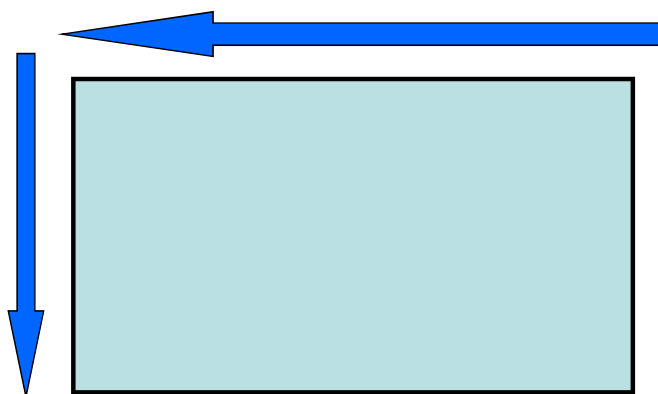
Periodo: **aumenta Z_{ef}** . Como Z_{ef} atrae los e^- \Rightarrow **disminuye el radio**

Grupo:

Aumenta el número
cuántico principal



Aumentan e^- externos



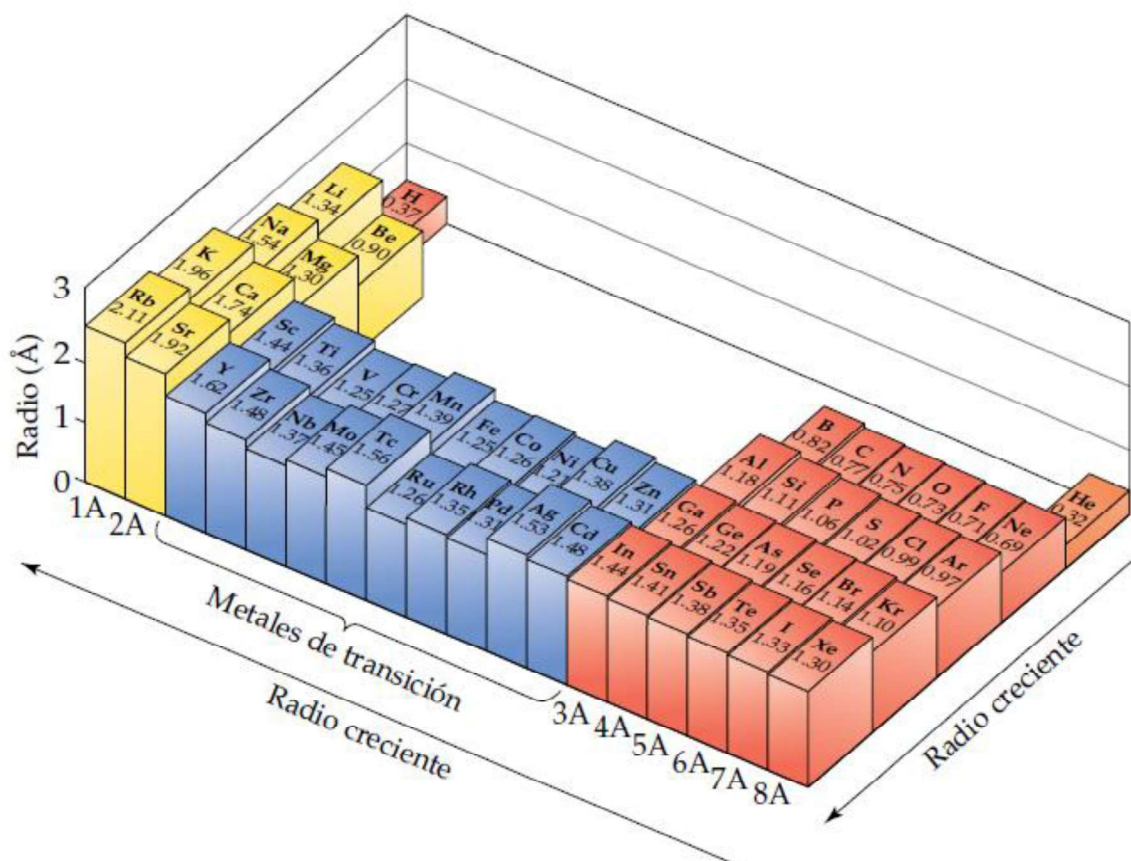
RADIO ATÓMICO

35

Radio Atómico para los elementos representativos

Bloque s		Bloque p				
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		

36



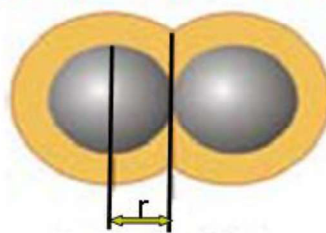
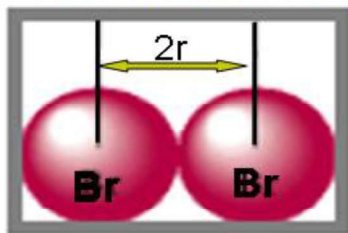
37

Radios Iónicos (pm)

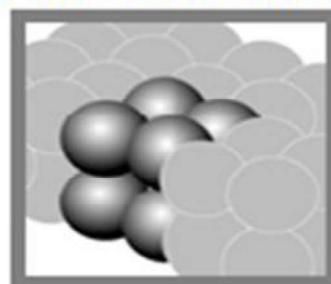
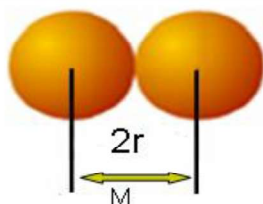
• Li	Li ⁺	Be	Be ²⁺	O	O ²⁻	F	F ⁻
• 152	74	111	35	74	140	71	133
• Na	Na ⁺	Mg	Mg ²⁺	S	S ²⁻	Cl	Cl ⁻
• 186	102	160	72	103	184	99	181
• K	K ⁺	Ca	Ca ²⁺			Br	Br ⁻
• 227	138	197	100			114	195
• Rb	Rb ⁺	Sr	Sr ²⁺			I	I ⁻
• 248	149	215	116			133	216
• Cs	Cs ⁺	Ba	Ba ²⁺				
• 265	170	217	136				

38

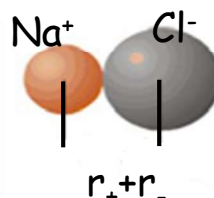
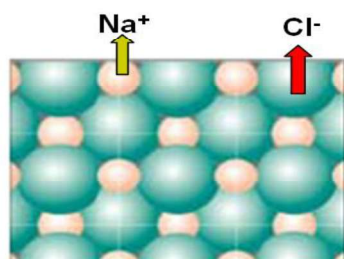
Radio covalente: es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace simple



Radio metálico: es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos en un sólido metálico



Radio ionico



39

RADIOS IÓNICOS

Cationes

- Son menores que los átomos de los que provienen. Para la mayoría de los grupos, los electrones que se remueven son los de la capa externa.
- La carga positiva del ion puede atraer aun mejor los electrones remanentes.

Aniones

- Son mayores que los átomos de los que se forman.
- Adicionar electrones incrementa la repulsión entre los mismos.
- Para el anion es mas difícil mantener los otros electrones.

41

Tabla Periódica									
Grupo 1A		Grupo 2A		Grupo 3A		Grupo 6A		Grupo 7A	
Li ⁺	Li	Be ²⁺	Be	B ³⁺	B	O	O ²⁻	F	F ⁻
0.90	1.34	0.59	0.90	0.41	0.87	0.73	1.26	0.71	1.19
Na ⁺	Na	Mg ²⁺	Mg	Al ³⁺	Al	S	S ²⁻	Cl	Cl ⁻
1.16	1.54	0.86	1.30	0.68	1.18	1.02	1.70	0.99	1.67
K ⁺	K	Ca ²⁺	Ca	Ga ³⁺	Ga	Se	Se ²⁻	Br	Br ⁻
1.52	1.96	1.14	1.74	0.76	1.26	1.16	1.84	1.14	1.82
Rb ⁺	Rb	Sr ²⁺	Sr	In ³⁺	In	Te	Te ²⁻	I	I ⁻
1.66	2.11	1.32	1.92	0.94	1.44	1.35	2.07	1.33	2.06

Color gris: átomo neutro
Color rojo: catión
Color azul: anión

42

<p>Li 152 Li⁺ 59</p> <p>Be 111 Be²⁺ 27</p>											<p>B 88</p> <p>C 77</p> <p>N 75 N³⁻ 171</p> <p>O 73 O²⁻ 140</p> <p>F 71 F⁻ 133</p>				
<p>Na 186 Na⁺ 99</p> <p>Mg 160 Mg²⁺ 72</p>											<p>Al 143 Al³⁺ 53</p> <p>Si 117</p> <p>P 110 P³⁻ 212</p> <p>S 104 S²⁻ 184</p> <p>Cl 99 Cl⁻ 181</p>				
<p>K 227 K⁺ 138</p> <p>Ca 197 Ca²⁺ 100</p>	<p>Sc 161 Sc³⁺ 75</p>	<p>Ti 145 Ti²⁺ 86</p>	<p>V 132 V²⁺ 79 V³⁺ 64</p>	<p>Cr 125 Cr²⁺ 82 Cr³⁺ 62</p>	<p>Mn 124 Mn²⁺ 83</p>	<p>Fe 124 Fe²⁺ 77 Fe³⁺ 65</p>	<p>Co 125 Co²⁺ 75 Co³⁺ 61</p>	<p>Ni 125 Ni²⁺ 70</p>	<p>Cu 128 Cu⁺ 96 Cu²⁺ 73</p>	<p>Zn 133 Zn²⁺ 75</p>	<p>Ga 122 Ga³⁺ 62</p>	<p>Ge 122</p>	<p>As 121</p>	<p>Se 117 Se²⁻ 198</p>	<p>Br 114 Br⁻ 196</p>
<p>Rb 248 Rb⁺ 149</p> <p>Sr 215 Sr²⁺ 113</p>											<p>Ag 144 Ag⁺ 115</p> <p>Cd 149 Cd²⁺ 95</p> <p>In 163 In³⁺ 79</p> <p>Sn 141 Sn²⁺ 93</p> <p>Sb 140 Sb³⁺ 76</p> <p>Te 137 Te²⁻ 221</p> <p>I 133 I⁻ 220 43</p>				

Radio iónico de cationes isoelectrónicos

Los cationes son más pequeños que los átomos de los que provienen.

Elemento	Configuración electrónica	$Z_{ef} = Z - S^*$	Radio atómico (pm)	Radio iónico r_+ pm
₁₁Na	[Ne] 3s ¹	11-10 = +1	186	
₁₁Na⁺	[Ne]	-----		99
₁₂Mg	[Ne] 3s ²	12-10 = +2	160	
₁₂Mg²⁺	[Ne]	-----		72

S^* = constante de apantallamiento = número de electrones internos. $_{10}[\text{Ne}]$

Los radios iónicos de los cationes isoelectrónicos son tanto menores cuanto mayor sea su carga positiva.

Radio iónico de aniones isoelectrónicos

Los aniones son mayores que los átomos de los que provienen. Los radios iónicos de los aniones isoelectrónicos son tanto mayores cuanto mas negativa es la carga

Elemento	Configuración electrónica	Radio atómico (pm)	Radio iónico r. pm
$_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	99	
$_{17}\text{Cl}^-$	$[\text{Ar}]$	-----	181
$_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	102	
$_{16}\text{S}^{2-}$	$[\text{Ar}]$	-----	184

45

Ejercicio: ordene de mayor a menor los radios iónicos de las siguientes especies:



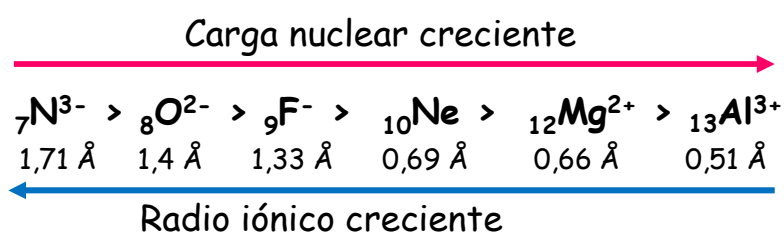
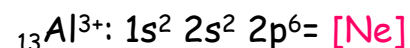
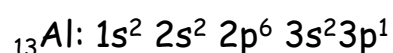
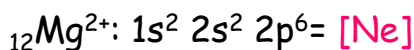
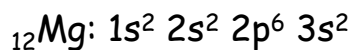
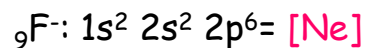
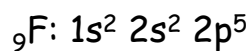
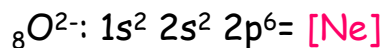
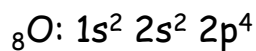
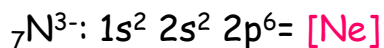
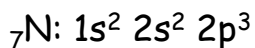
Para resolver el ejercicio: 1) escriba la configuración electrónica de los elementos;

2) escriba la configuración electrónica de las especies iónicas;

3) compare la configuración electrónica de las especies iónicas

46

Ejercicio: ordene de mayor a menor los radios iónicos de las siguientes especies:



47

Energía de ionización

- Primera energía de ionización

La energía para remover un electrón de un átomo neutro en fase gaseosa.



- Nos indica la facilidad de formar un catión.
- Los metales tienen menores energías de ionización que los no metales. **PREFIEREN ESTAR COMO CATIONES**

48

* Primera energía de ionización (I_1): es la mínima energía necesaria para arrancar el electrón más externo (el menos atraído por el núcleo) de un átomo neutro en estado gaseoso y convertirlo en un catión monopositivo gaseoso (en condiciones de presión y temperatura estandar)

* Las energías de ionización son siempre positivas

* Las energías de ionización son directamente proporcionales al cuadrado de la Z_{ef} e inversamente proporcionales al cuadrado del valor de n

$$I = R_H \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

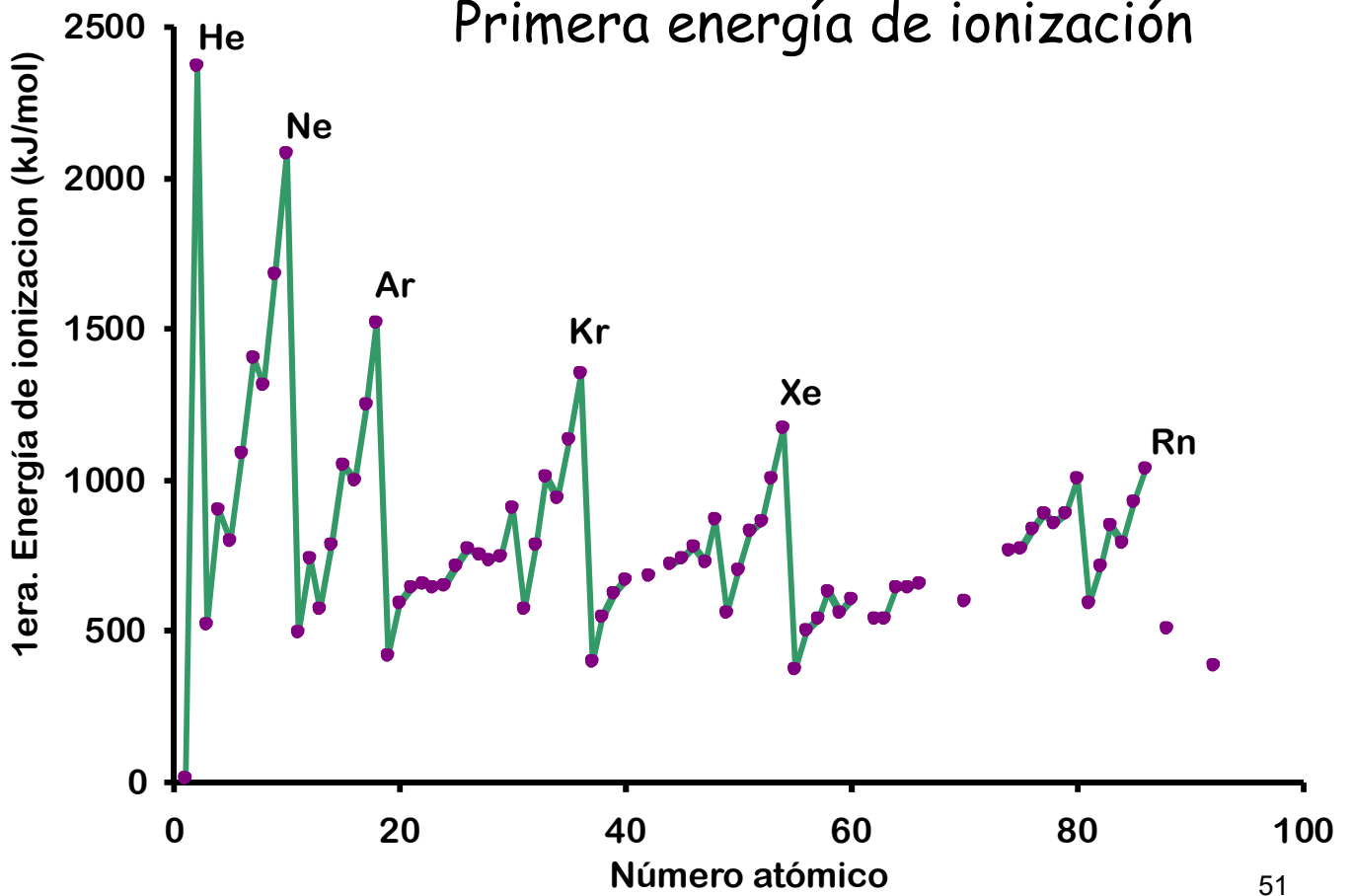
49

9. POTENCIALES DE IONIZACIÓN (kJ/mol)

N° atómico	Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6
1	H	1312,0					
2	He	2372,3	5250,4				
3	Li	520,3	7298,1				
4	Be	899,5	1757,1	14848,7			
5	B	800,6	2427,0	3659,8			
6	C	1086,4	2352,6	4620,5	6222,6		
7	N	1402,3	2856,1	4578,1	7475,1	9444,9	
8	O	1314,0	3388,2				
9	F	1681,0	3374,2				
10	Ne	2080,7	3952,3				
11	Na	495,8	4562,4				
12	Mg	737,7	1450,7	7732,8			
13	Al	577,6	1816,7	2744,8	11578,0		
14	Si	786,5	1577,1	3231,6	4355,5		
15	P	1011,8	1903,2	2912,0	4957,0	6273,9	
16	S	999,6	2251,0	3361,0	4564,0	7013,0	8495,6
17	Cl	1251,1					
19	K	418,9	3051,4				
20	Ca	589,8	1145,4	4912,0			
21	Sc	631,0	1235,0				
22	Ti	658,0	1310,0	2652,0	4176,3		
23	V	650,0	1414,0	2828,0			
24	Cr	652,8	1496,0	2987,0			
25	Mn	717,4	1509,1	3248,4			
26	Fe	759,4	1561,0	2957,4			
27	Co	758,0	1646,0	3232,0			
28	Ni	736,7	1753,0	3393,0			
29	Cu	745,5	1957,9	3554,0			
30	Zn	906,4	1733,3	3832,7			
31	Ga	578,8	1979,0	2963,0			
32	Ge	762,2	1537,2	3302,0			
33	As	944,0	1797,8	2735,5			
34	Se	940,9	2045,0	2973,7			
35	Br	1139,9					

50

Primera energía de ionización



La energía para remover un electrón de un átomo neutro en fase gaseosa.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Periodo: **aumenta Z_{ef}** . Como Z_{ef} atrae los e^- \Rightarrow **necesito mas energía para arrancar un e^-**

Grupo:

Aumenta el número cuantico principal

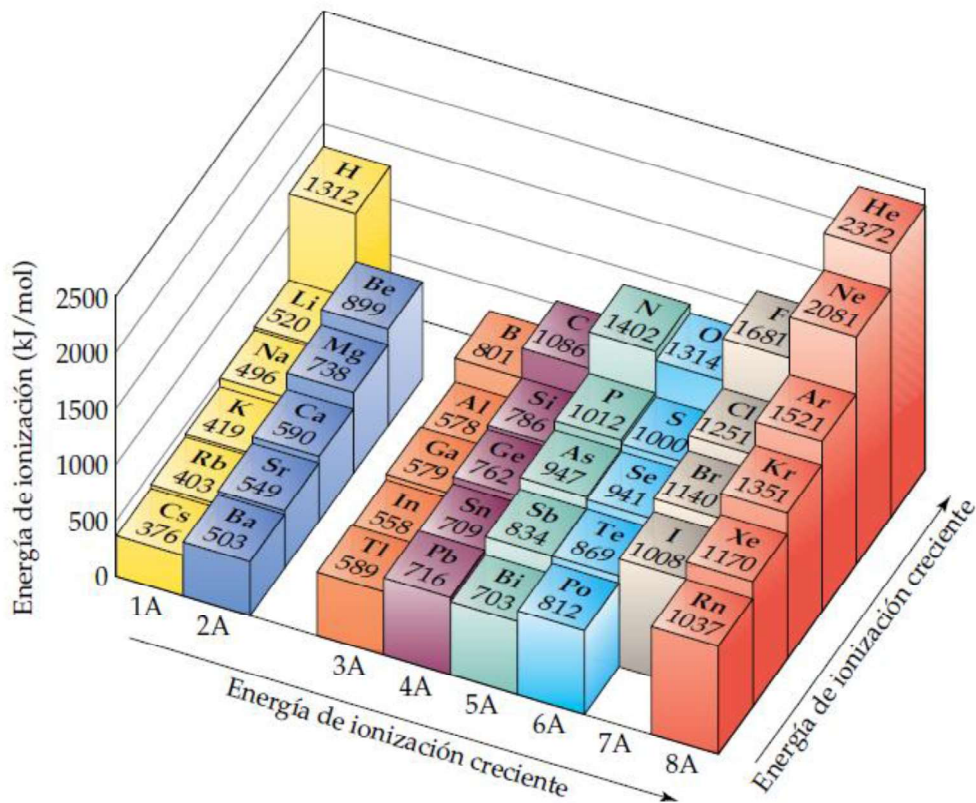


Aumentan e^- externos

Necesito menos energía para arrancar el e^-



ENERGÍA IONIZACIÓN



Energías de ionización I (kJ/ mol)

	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5
Na	496	4560			
Mg	738	1450	7730		
Al	578	1820	2750	11600	
Si	786	1580	3230	4360	16100
P	1012	1900	2910	4960	6270
S	1000	2250	3360	4560	7010
Cl	1251	2300	3820	5160	6540
Ar	1521	2670	3930	5770	7240

55

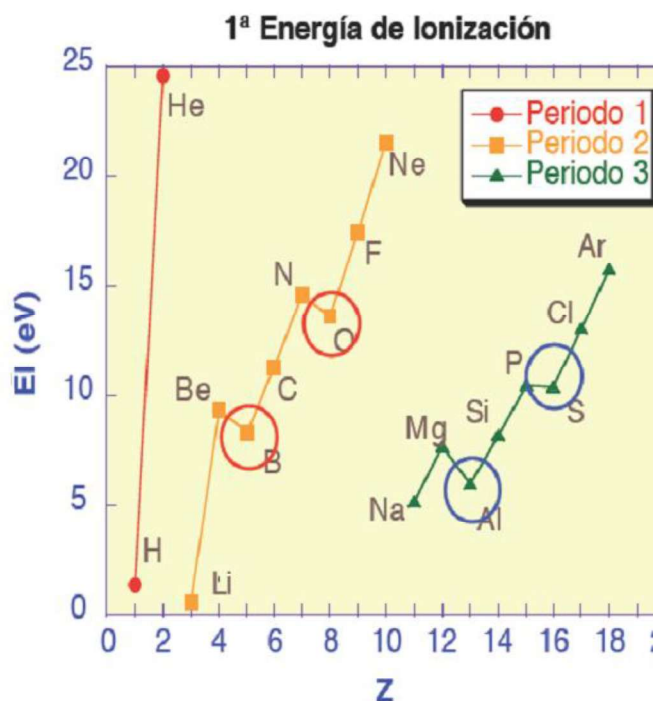
* Las energías de ionización de un elemento aumentan en magnitud conforme se eliminan electrones sucesivos: I_1 I_2 I_3 , etc. Con cada eliminación sucesiva, se está quitando un electrón a un ion cada vez más positivo, lo que requiere más energía.

* Una segunda característica importante es el marcado aumento en la energía de ionización que se observa cuando se elimina un electrón de capa interna. El gran salto en energía se debe a que el electrón de capa interna está mucho más cerca del núcleo y experimenta una carga nuclear efectiva mucho mayor que los electrones de la capa de valencia.

* Todos los elementos muestran un aumento importante en la energía de ionización cuando se eliminan electrones de su centro de gas noble. Esta observación apoya la idea de que sólo los electrones más exteriores, los que están más allá del centro de gas noble, intervienen en el compartimiento y transferencia de electrones que dan pie a los enlaces y reacciones químicas. Los electrones internos están unidos con demasiada fuerza al núcleo como para perderse del átomo o siquiera compartirse con otro átomo.

56

IRREGULARIDADES EN UN PERÍODO



Be

899 kJ/mol

[He] 2s²

B

801 kJ/mol

[He] 2s² 2p¹

ns² lleno escuda a los e⁻ de la subcapa np

N

1402 kJ/mol

[He] 2s² 2p³

O

1314 kJ/mol

[He] 2s² 2p⁴

Repulsión de e⁻ apareados en p⁴

57

Afinidad electrónica

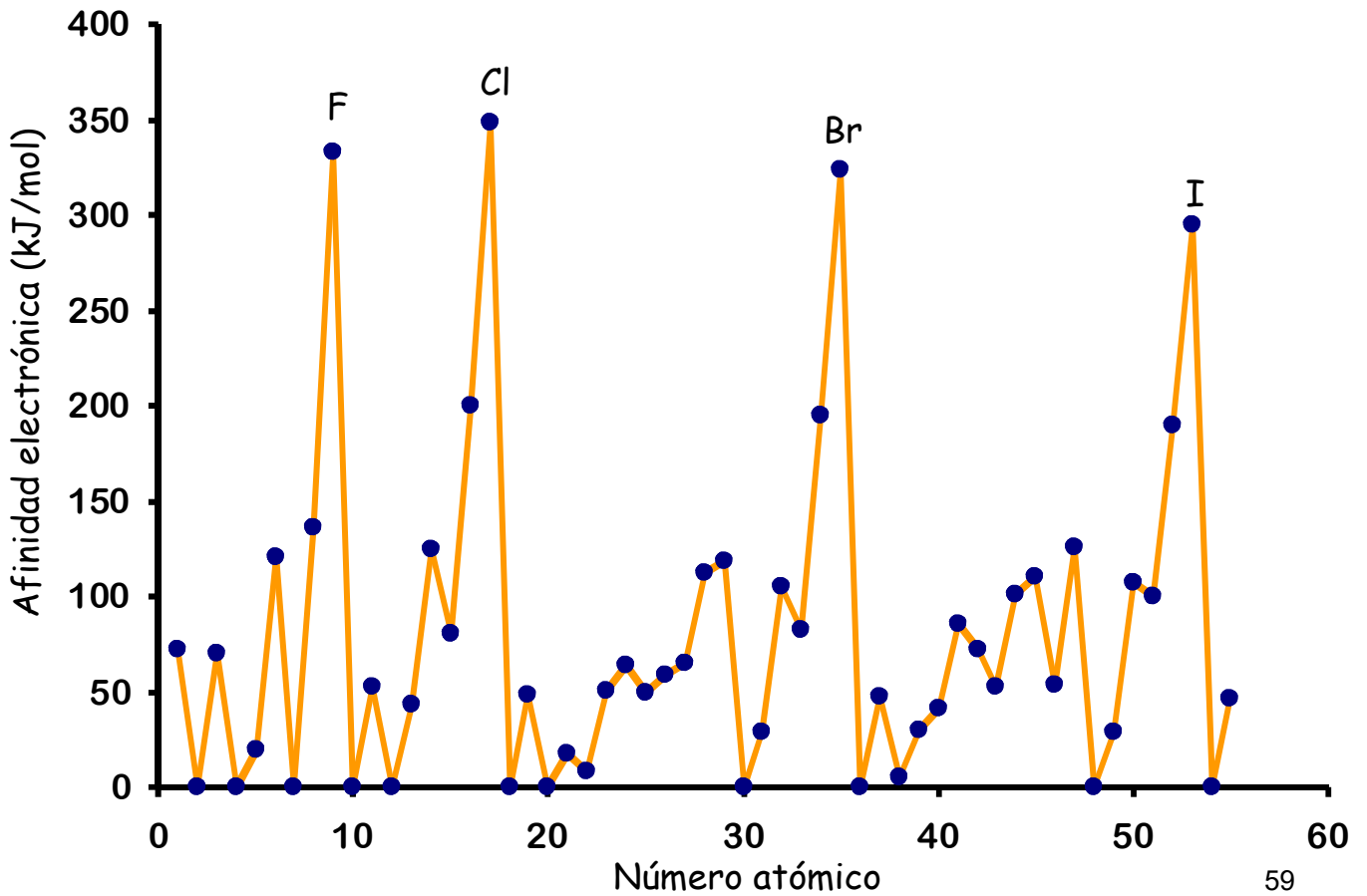
- Medida de la tendencia de un átomo a ganar electrones en fase gaseosa.



- La afinidad electrónica es una función periódica que varía irregularmente con el número atómico. En general, aumenta de izquierda a derecha.
- Los gases nobles no se incluyen dado que tienen muy baja, o no tienen tendencia a ganar electrones.

58

Afinidad electrónica



Afinidad Electrónica

Energía liberada cuando un átomo gana un electrón.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Cuanto más negativa sea la AE mayor es la tendencia del átomo a aceptar 1 electrón

A mayor valor absoluto de la AE mayor es la estabilidad del ion

Al aumentar la Z_{ef} aumenta la AE

Al disminuir el n aumenta la AE

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
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A		8A

61

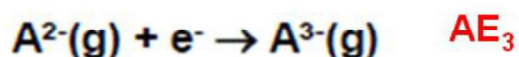
10. AFINIDADES ELECTRÓNICAS (kJ/mol)

Los cambios entálpicos de esta tabla corresponden al proceso de adicionar un electrón al átomo o ion correspondiente en estado gaseoso. Usualmente, se tabulan los potenciales de ionización de los iones -1 (-2 y -3, cuando corresponde), que corresponden al proceso inverso, quedando los signos invertidos.

Nº atómico	Elemento	ΔH_{E1}	ΔH_{E2}	ΔH_{E3}
1	H	-72,8		
3	Li	-59,6		
5	B	-26,7		
6	C	-121,9		
7	N	-7,0	673,0	1070,0
8	O	-141,0	744,0	
9	F	-328,0		
11	Na	-52,9		
13	Al	-42,5		
14	Si	-133,6		
15	P	-72,0	468,0	886,0
16	S	-200,4	456,0	
17	Cl	-349,0		
19	K	-48,4		
21	Sc	-18,1		
22	Ti	-7,6		
23	V	-50,6		
24	Cr	-64,3		
26	Fe	-15,7		

En el caso de adquirir un segundo electrón nos encontraremos que es necesario suministrar energía dado que se pone en juego la repulsión electrónica → ya no estamos en presencia de una especie neutra sino de una especie cargada negativamente

Para un elemento puede considerarse más de una afinidad electrónica



AE_1 es usualmente *negativa*, → se libera energía cuando un mol de átomos acepta un mol de electrones

$AE_2; AE_3$,... son siempre *positivas*, → se requiere suministrar energía para agregar los sucesivos electrones

63

ELECTRONEGATIVIDAD (X_p)

Pauling (1931): Tendencia de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando se combina con otro átomo formando un compuesto químico

Es un concepto relativo, no una función medible. 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 entre los átomos unidos es la polarización del enlace A-B

64

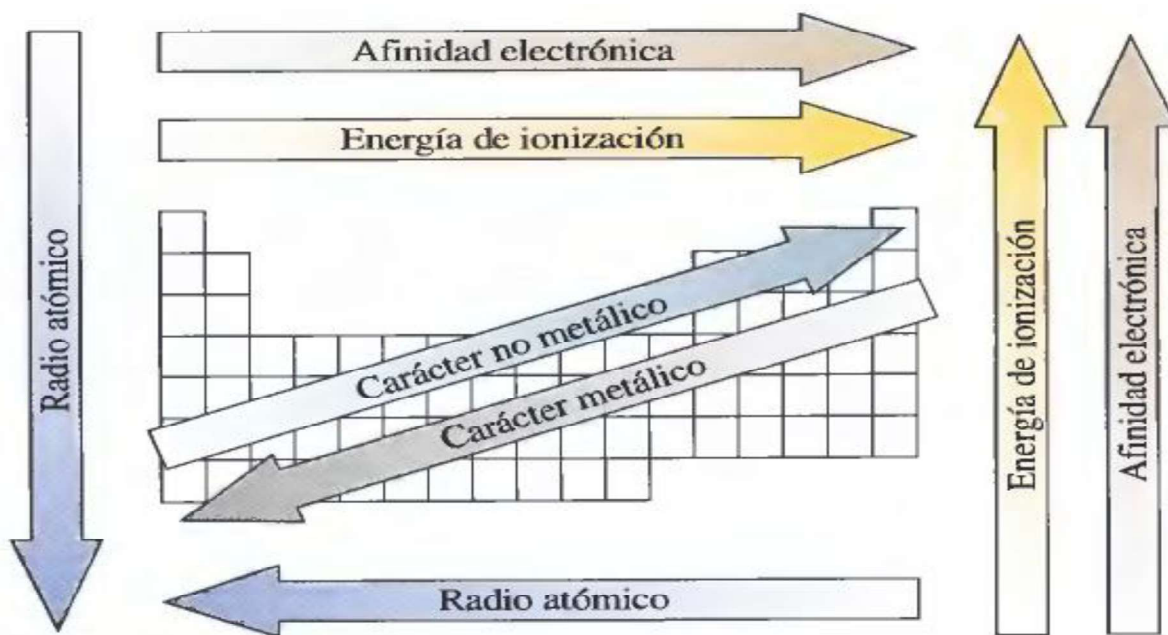
1											13	14	15	16	17	
H 2,1	2											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Li 1,0	Be 1,5											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12					
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,8	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac† 1,1	* Lantánidos: 1,1-1,3 † Actínidos: 1,3-1,5													

65



66

Resumen de la relación entre las propiedades periódicas de los átomos y la tabla periódica



67

Ejercicio 5

Dado los siguientes elementos: S, Na y F.

- ¿Cuál de ellos presenta menor energía de ionización? ¿Por qué?
- ¿Cuál de ellos es el más electronegativo? ¿Por qué?
- Comentar el tipo de enlace que se formará entre el sodio y el flúor, así como entre el azufre y el flúor.
- ¿Cuáles serán las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores?

68

S: Grupo 16, período 3 Na: Grupo 1, período 3 F: Grupo 17, período 2

a) La **energía de ionización** de un átomo o un ion es la energía mínima necesaria para eliminar un electrón desde el estado basal del átomo o ion gaseoso aislado. Cuanto mayor es la energía de ionización, más difícil es quitar un electrón. Se relaciona con la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) y con el n



Na y S: están en el mismo periodo de la tabla periódica, por lo tanto el factor que influye en la energía de ionización es la carga nuclear efectiva. El S tiene mayor Z_{ef} y, en consecuencia, será mayor la energía que debo entregar para eliminar un electrón

Si comparamos con el F (un nivel inferior, y mayor Z_{ef}) la energía es aún mayor

69

b) El más electronegativo es el F, ya que tiene mayor Z_{ef} y menor n

c) Teniendo en cuenta las diferencias de electronegatividad (X_p) entre los compuestos podemos concluir que:

Valores de X_p : Na:0.9 S: 2.6 F: 4

entre Na y F el enlace será iónico ya que la ΔX_p : 3.1; mientras que entre S y F el enlace será covalente ya que ΔX_p : 1.4

d) las fórmulas químicas de las parejas de elementos anteriores serían:
NaF, Na₂S

Iones mas estables: Na⁺ F⁻ S²⁻

70