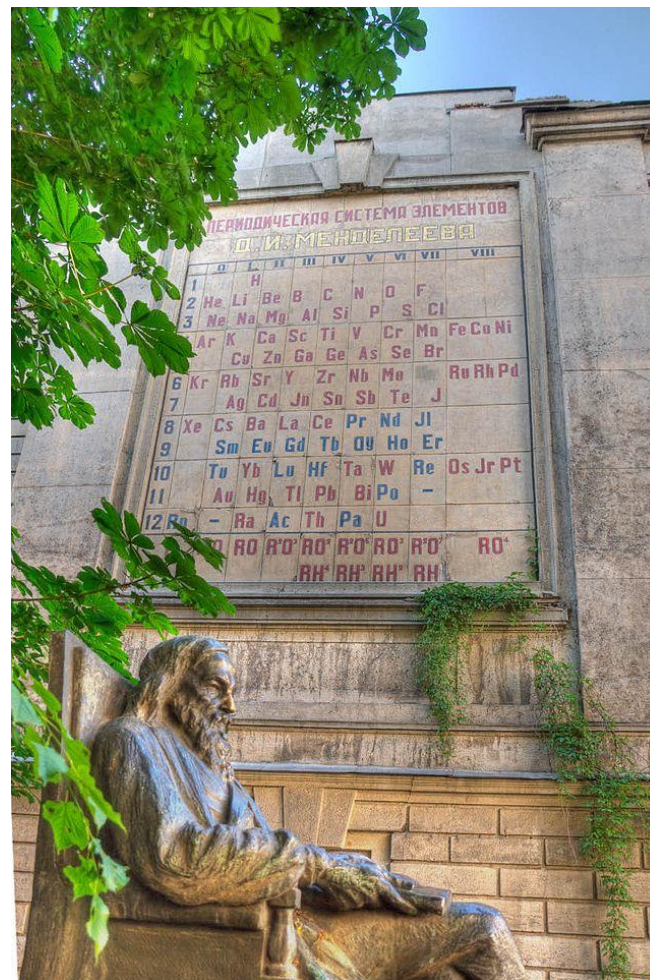


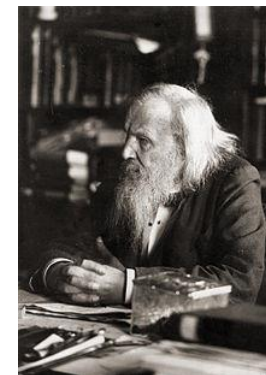
# Tema 4: La tabla periódica

1. Desarrollo de la tabla periódica: el número atómico como base de la ley periódica
2. Versiones de tablas periódicas
3. Clasificación periódica de los elementos: tabla actual
  - 3.1. Bloques, Grupos y períodos
  - 3.2. Información de cada elemento
  - 3.3. Electrones y capa de valencia
4. Carga nuclear efectiva: carga nuclear y apantallamiento
  - 4.1. Penetración orbital
  - 4.2. Radio atómico
  - 4.3. Reglas de Slater y configuración electrónica
5. Variaciones periódicas de las propiedades atómicas
  - 5.1. Carga nuclear efectiva
  - 5.2. Radio atómico
    - 5.2.1. Radio iónico
  - 5.3. Energía de ionización
  - 5.4. Afinidad electrónica
  - 5.5. Electronegatividad
  - 5.6. Estados de oxidación
    - 5.6.1. Efecto del par inerte
  - 5.7. Potenciales estándar de reducción
  - 5.8. Reactividad química
6. Propiedades magnéticas



# Tabla periódica

## Los orígenes



### Tabla periódica de Mendeleev

1869 Dimitri Mendeleev

Lothar Meyer

Reihen	Gruppe I. — R <sup>2</sup> O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Gruppe IV. RH <sup>4</sup> RO <sup>2</sup>	Gruppe V. RH <sup>3</sup> R <sup>2</sup> O <sup>5</sup>	Gruppe VI. RH <sup>2</sup> RO <sup>3</sup>	Gruppe VII. RH R <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	Gruppe VIII. — RO <sup>4</sup>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	

Cuando se ordenan los elementos por **orden creciente de masas atómicas**, ciertas propiedades aparecen periódicamente.



# Tabla periódica

## Los orígenes

### Tabla periódica de Mendeleev: predicción de propiedades

**TABLA 9.1** Predicciones y valores experimentales de las propiedades del germanio

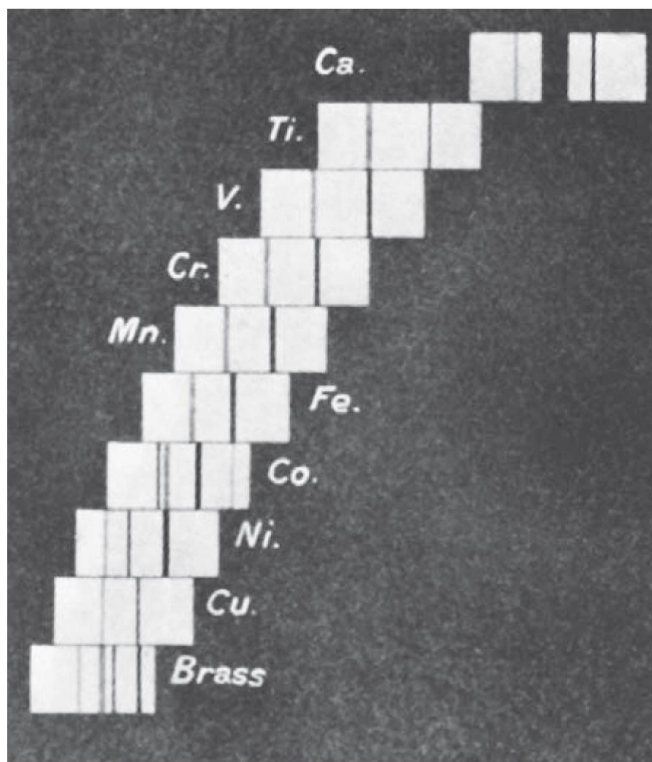
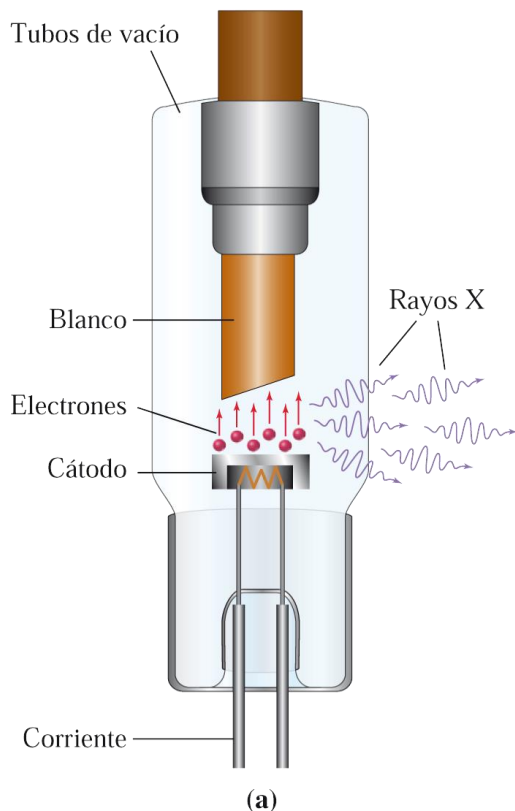
Propiedad	Predicción Eka-silicio (1871)	Observado Germanio (1886)
Masa atómica	72	72,6
Densidad, g/cm <sup>3</sup>	5,5	5,47
Color	gris sucio	blanco grisáceo
Densidad del óxido, g/cm <sup>3</sup>	EsO <sub>2</sub> : 4,7	GeO <sub>2</sub> : 4,703
Punto de ebullición del cloruro	EsCl <sub>4</sub> : menos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



# Tabla periódica

## Los orígenes

### El número atómico como base de la ley periódica



#### Moseley 1913

La emisión de rayos X se explica por las transiciones en las que un  $e^-$  cae a órbitas próximas al núcleo atómico.

Observó que las frecuencias emitidas por cada elemento variaban en función de la carga nuclear según:

$$\nu = A (Z - b)^2$$

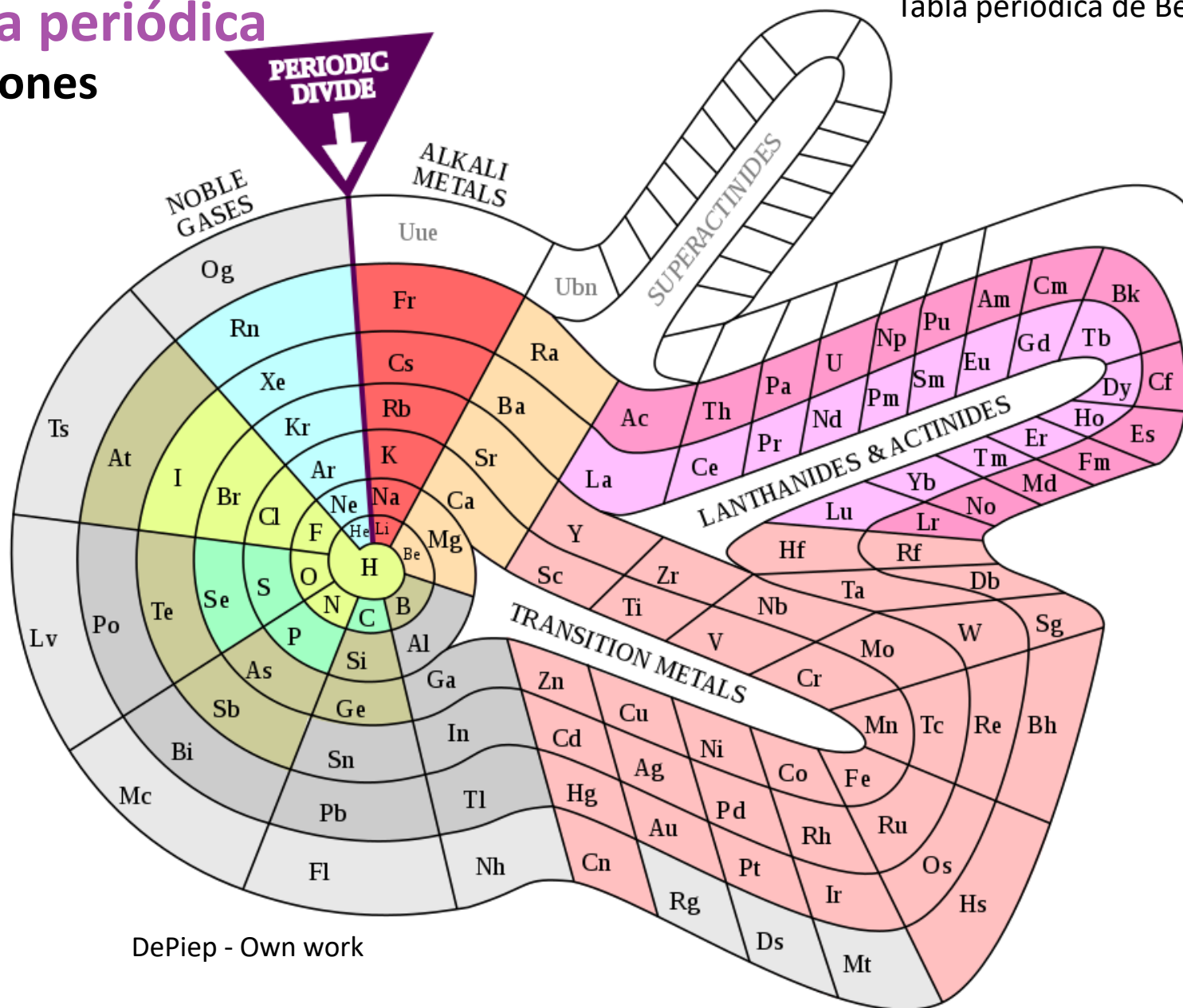
Esto se usó para predecir nuevos elementos ( $_{43}\text{Tc}$ ,  $_{61}\text{Pm}$ ,  $_{75}\text{Re}$ ) que se descubrieron posteriormente.



# Tabla periódica

## Versiones

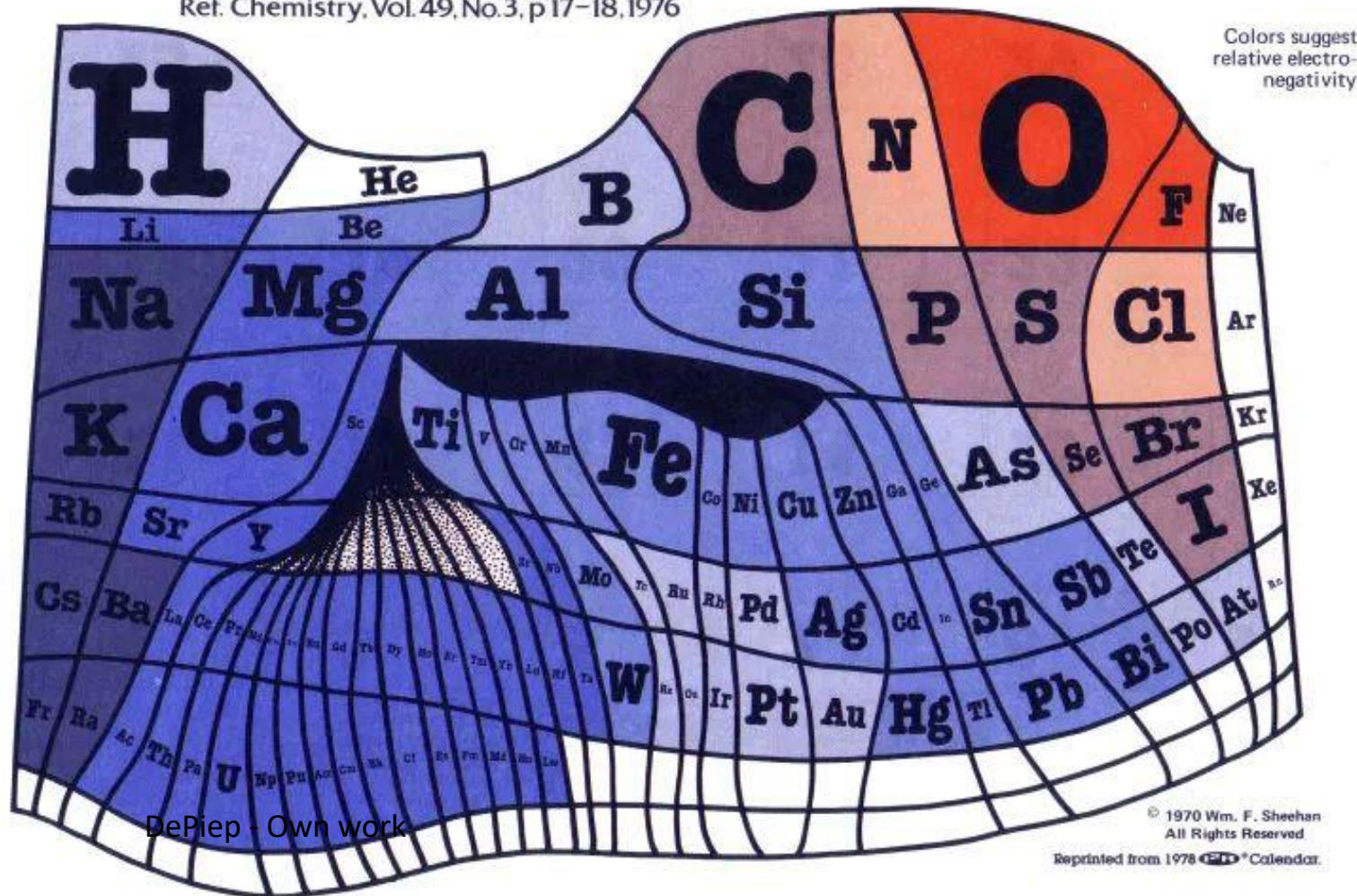
Tabla periódica de Benfey (1964)





### The Elements According to Relative Abundance

A Periodic Chart by Prof. Wm. F. Sheehan, University of Santa Clara, CA 95053  
Ref. Chemistry, Vol. 49, No. 3, p 17-18, 1976







# Tabla periódica

## Versiones

En esta versión se ponen de relieve los niveles de energía según su llenado

The diagram shows the following energy levels and their constituent elements:

- 1s:** H He
- 2s:** Li Be
- 2p:** B C N O F Ne
- 3s:** Na Mg
- 3p:** Al Si P S Cl Ar
- 4s:** K Ca
- 3d:** Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn
- 4p:** Ga Ge As Se Br Kr
- 5s:** Rb Sr
- 4d:** Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd
- 5p:** In Sn Sb Te I Xe
- 6s:** Cs Ba
- 5d:** La
- 4f:** Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
- 5d:** Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg
- 6p:** Tl Pb Bi Po At Rn
- 7s:** Fr Ra
- 6d:** Ac
- 6d:** Rf
- 7p:** Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr



# Tabla periódica

Actual

Metales alcalinos

Gases nobles

alcalinotérreos

Halógenos

Grupos principales

Metales de transición

1 1A 1 H 1,00794	2 2A 4 Be 9,01218											13 3A 5 B 10,811	14 4A 6 C 12,0107	15 5A 7 N 14,0067	16 6A 8 O 15,9994	17 7A 9 F 18,9984	18 8A 2 He 4,00260	
3 Li 6,941	12 Mg 24,305	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 Al 26,9815	14 Si 28,0855	15 P 30,9738	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948	
19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,9559	22 Ti 47,867	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,9380	26 Fe 55,845	27 Co 58,9332	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,409	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798	
37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,9059	40 Zr 91,224	41 Nb 92,9064	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,42	47 Ag 107,868	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,760	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,293	
55 Cs 132,905	56 Ba 137,327	57-71 La-Lu	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,217	78 Pt 195,084	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,383	82 Pb 207,2	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 Ac-Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)								
*Serie de lantánidos		57 La 138,905	58 Ce 140,116	59 Pr 140,908	60 Nd 144,242	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,500	67 Ho 164,930	68 Er 167,259	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967		
†Serie de actínidos		89 Ac (227)	90 Th 232,038	91 Pa 231,036	92 U 238,029	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)		

Grupos principales

Lantánidos y actínidos

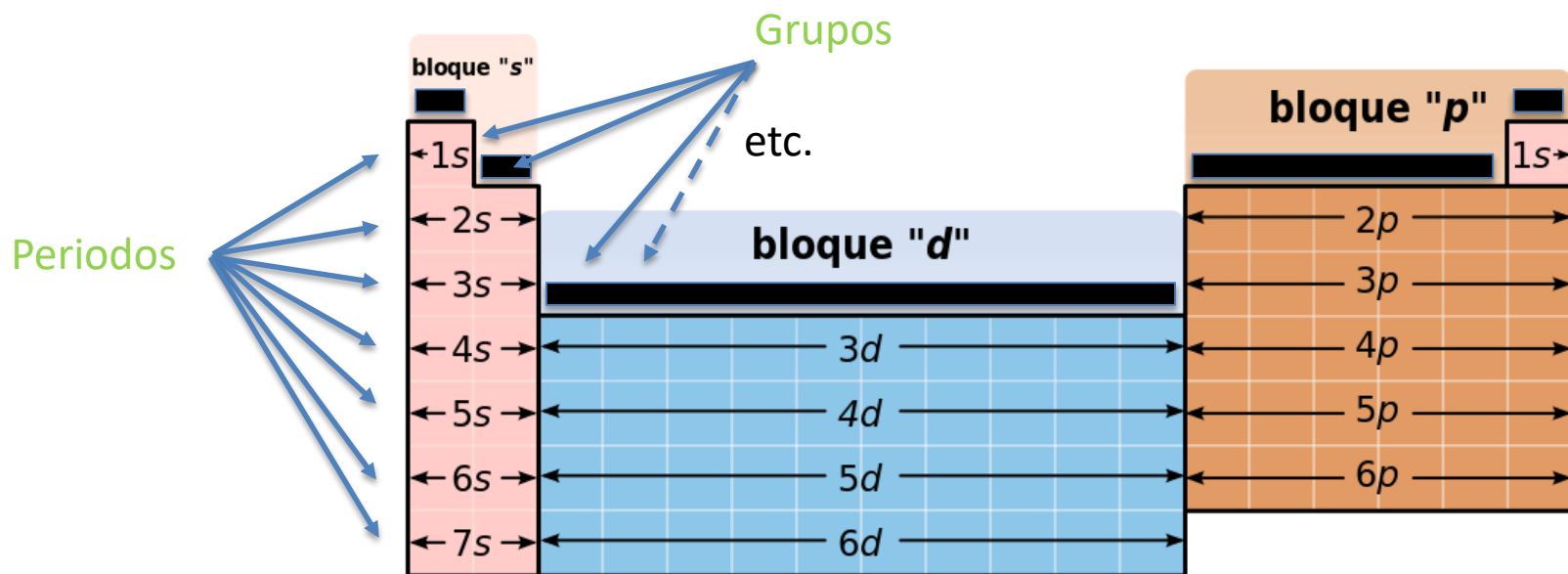


# Tabla periódica

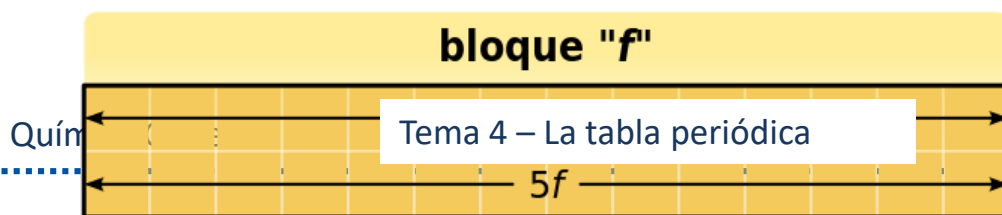
## Actual

Presenta a los elementos ordenados por número atómico creciente, y agrupados en **periodos**, correspondientes al llenado de capas (sentido horizontal en la TP).

La consecuencia es que verticalmente se encuentran elementos que tienen propiedades químicas similares al poseer la misma configuración electrónica relativa. A esta organización en sentido vertical se les denomina **grupos**, y van del 1 al 18 en una TP convencional ( $2 \text{ electrones } s + 6 \text{ p} + 10 \text{ d} = 18$ ).



Los **bloques** se refieren al llenado de subcapas



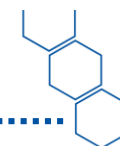
# Tabla periódica

## Actual

Grupos principales

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	
Periodo																			
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	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	
5	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	
6	55 Cs	56 Ba	* 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	
7	87 Fr	88 Ra	□ Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	
* Lantánidos			57 La	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		
□ Actínidos			89 Ac	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		

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles



# Tabla periódica

## Actual

La información contenida en la casilla de cada elemento varía de una tabla a otra:

Primera energía de ionización

Electronegatividad

55.845 / 26  
762.5 / 1.83  
**Fe**  
Iron  
[Ar] 3d<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup>  
+6  
+5  
+4  
**+3**  
**+2**  
+1  
-1  
-2

Atomic number

26

Chemical symbol

Fe

Element name

Iron

Atomic mass

55.847

Posibles estados de oxidación  
(más comunes en negrita)

**¡Ojo, el estado de oxidación cero se entiende está siempre presente en todos los elementos!**

Configuración electrónica del átomo  
neutro en su estado fundamental



# Tabla periódica

## Electrones de valencia

Los **electrones de valencia** son los que puede poner en juego en la formación de un enlace químico. Coinciden, por tanto, con los que tiene un átomo en su última capa, denominada **capa de valencia**. Para los elementos representativos (grupos principales) no supone ningún problema determinar el número de electrones de valencia, pues son todos los  $ns^xnp^y$  presentes, siendo el conjunto orbital  $nsnp$  la capa de valencia. Para los elementos de transición, en cambio, la capa de valencia es la formada por el conjunto orbital  $(n-1)dns$ . En principio, serían electrones de valencia todos los electrones  $(n-1)d^xns^y$  que haya, aunque en la práctica no hay estados de oxidación comunes superiores a 8, y el medio llenado de la capa d tiene mucha influencia, disminuyendo así el número posible de estados de oxidación para los elementos de la segunda mitad (a partir del Mn). Dicho de otro modo, no suelen emplearse todos los electrones d en la formación de enlaces químicos con otros elementos.

Grupo de la tabla periódica	Electrones de valencia
Grupo 1	1
Grupo 2	2
Grupo 13	3
Grupo 14	4
Grupo 15	5
Grupo 16	6
Grupo 17	7
Grupo 18	8 (excepto el He que tiene 2)
Grupos 3–12	3–12



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva

### CARGA NUCLEAR EFECTIVA DE UN ÁTOMO ( $Z_{\text{eff}}$ o $Z^*$ )

Es la **carga real** que mantiene a un electrón unido al núcleo, es decir, la carga positiva que 'siente' un electrón dado, en función de su **entorno electrostático**. Para un electrón situado en un nivel externo,  $Z^*$  es siempre **menor** que la carga nuclear.

¿Por qué?



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva

### CARGA NUCLEAR EFECTIVA DE UN ÁTOMO ( $Z_{\text{eff}}$ o $Z^*$ )

Es la **carga real** que mantiene a un electrón unido al núcleo, es decir, la carga positiva que ‘siente’ un electrón dado, en función de su **entorno electrostático**. Para un electrón situado en un nivel externo,  $Z^*$  es siempre **menor** que la carga nuclear.

¿Por qué?

Existen **dos contribuciones** al entorno electrostático de cada electrón: una componente atractiva, que consiste en la **carga nuclear** formal ( $Z$ ), y una repulsiva, conformada por la contribución del resto de electrones, denominada **apantallamiento** o efecto pantalla ( $\alpha$ ). Se denomina así porque ‘apantalla’ o suaviza el efecto de la carga nuclear.

$$Z^* = Z - \alpha$$

*Componente atractiva*

Química General I

*Componente repulsiva*

Tema 4 – La tabla periódica





# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva

**Effective nuclear charge** ( $Z_{\text{eff}}$ ) is the “positive charge” felt by an electron.

$$Z_{\text{eff}} = Z - S \quad 0 < S < Z \quad (S = \text{shielding constant})$$

$$Z_{\text{eff}} \approx Z - \text{number of inner or core electrons}$$

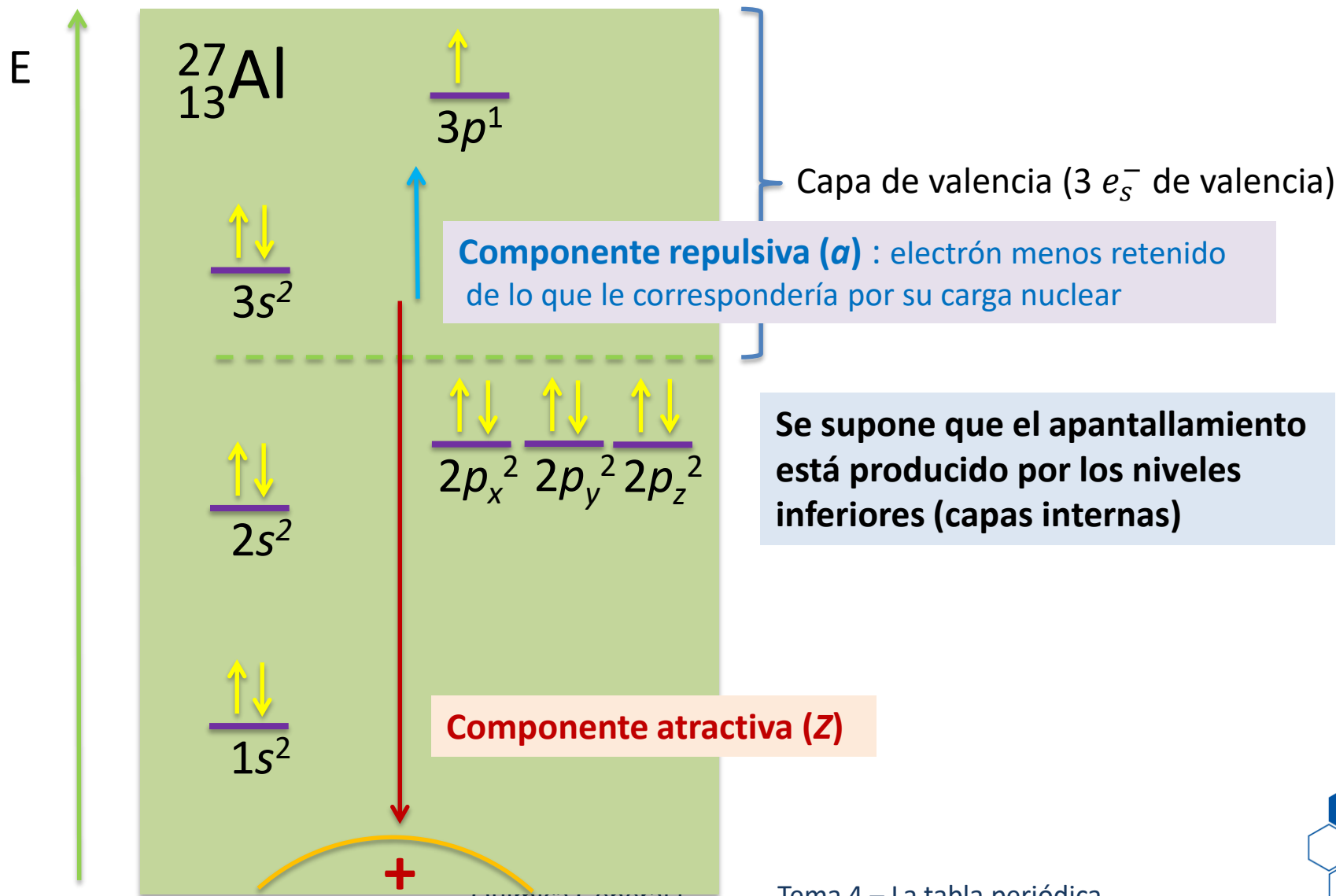
	<u>Z</u>	<u>Core</u>	<u>Z<sub>eff</sub></u>	<u>Radius</u>
Na	11	10	1	186
Mg	12	10	2	160
Al	13	10	3	143
Si	14	10	4	132

Within a Period  
as  $Z_{\text{eff}}$  increases  
radius decreases



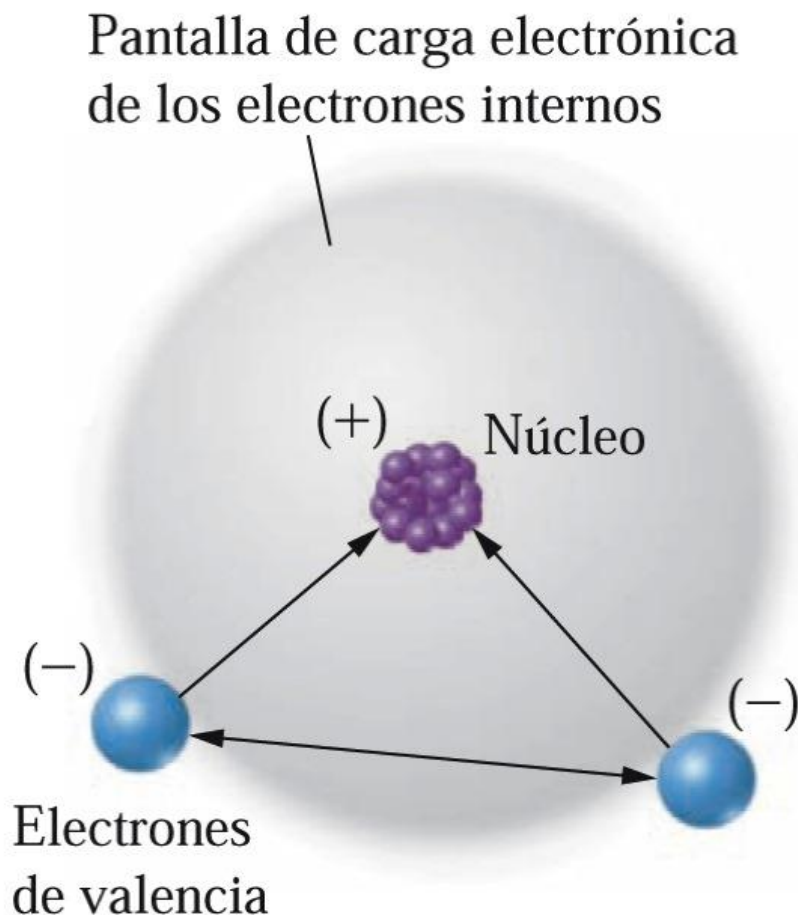
# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva



La carga nuclear ( $Z$ ) tiende a retener a un electrón confinado a una distancia dada, pero la presencia de un mayor o menor apantallamiento hacen que dicho electrón esté más lejos o más cerca, modificando así (en ocasiones drásticamente) el volumen atómico.

Un electrón en un nivel  $n$  de energía experimenta una carga nuclear efectiva,  $Z^*$ , que está determinada por la carga electrónica total de una esfera de radio igual a la distancia entre el electrón y el núcleo.

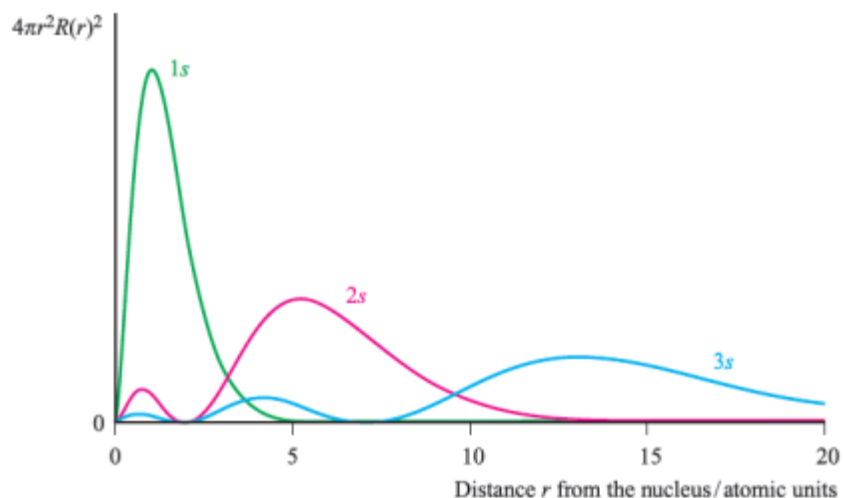


# Tabla periódica

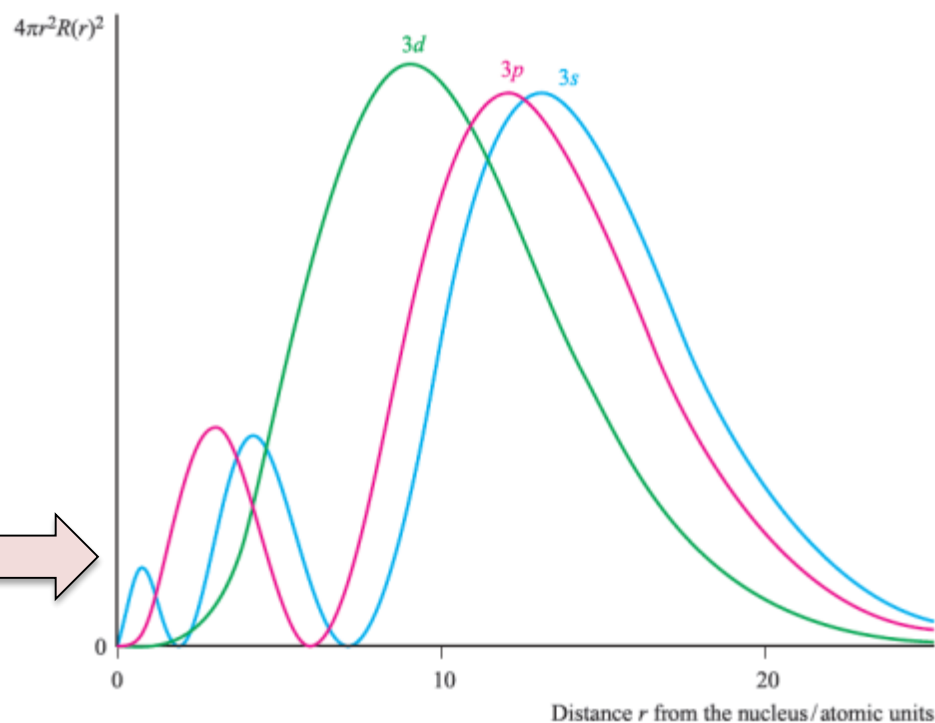
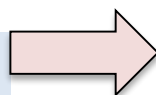
## Carga nuclear efectiva y penetración orbital

### FUNCIONES DE DISTRIBUCIÓN RADIAL DE DIFERENTES ORBITALES

Todo orbital atómico puede separarse en una componente radial (que define su extensión) y otra angular (que define su forma). El número de nodos totales en un orbital dado es  $n - l - 1$ . Los que resultan de orbitales s (radiales) serán, por tanto,  $n - 1$ .

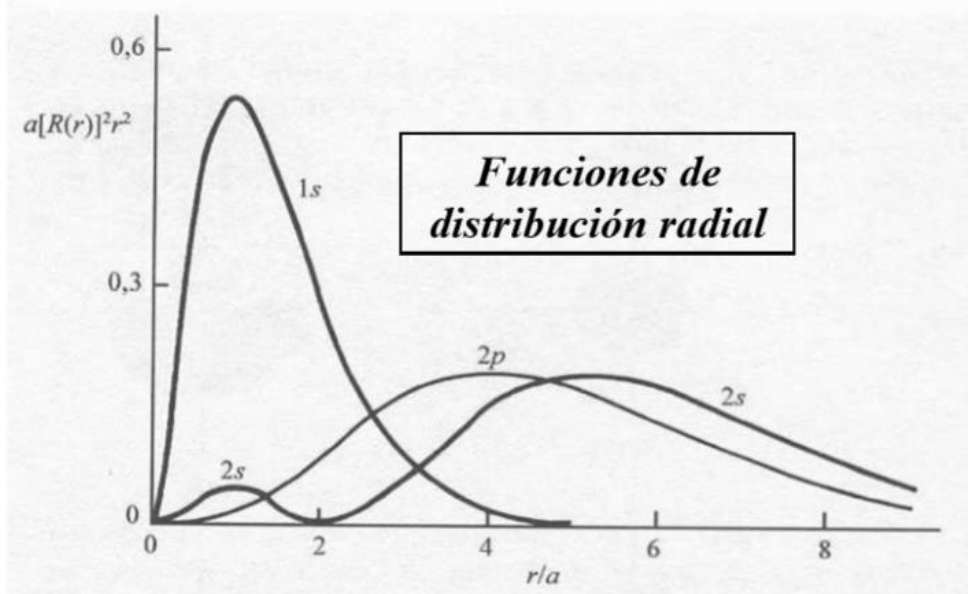


Los orbitales s penetran más en el núcleo por lo que sufren menos apantallamiento y presentan una mayor carga nuclear efectiva y, por tanto, se sitúan a un valor de energía más bajo (más negativa).

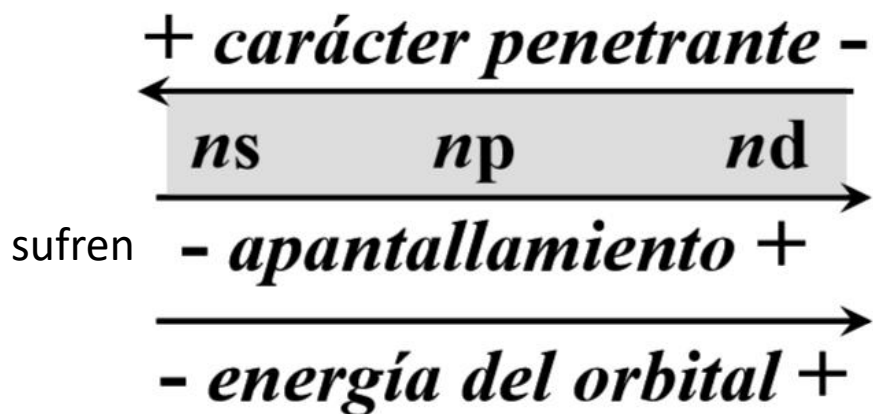


# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva y penetración orbital



Se dice que un orbital atómico presentan mayor efecto de penetración orbital que otro, si la probabilidad de presencia del electrón a cortas distancias del núcleo es mayor para el primero que para el segundo.



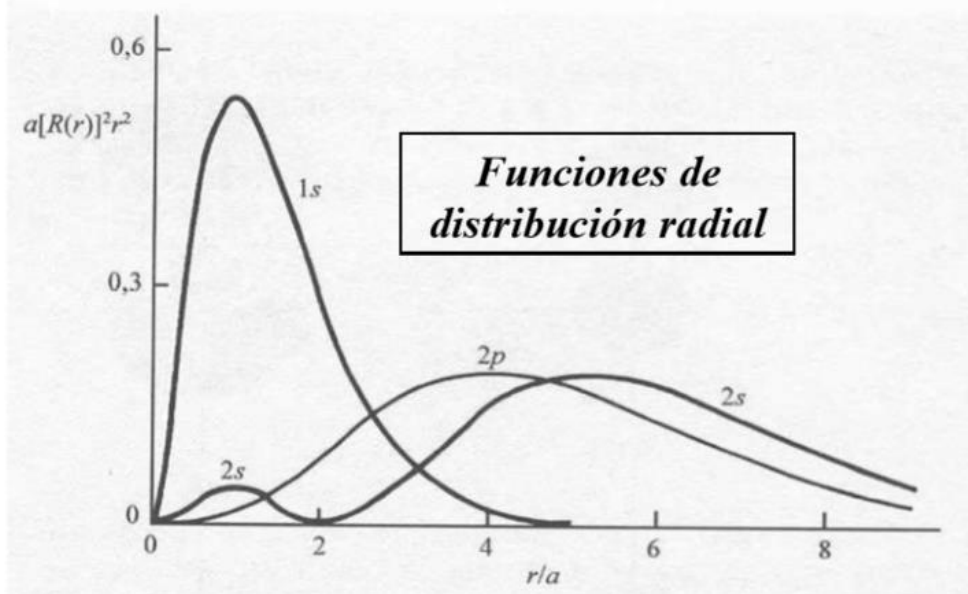
CUESTIÓN:

¿El átomo de Litio es  $1s^2 2s^1$  o  $1s^2 2p^1$ ?



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva y penetración orbital



Se dice que un orbital atómico presentan mayor efecto de penetración orbital que otro, si la probabilidad de presencia del electrón a cortas distancias del núcleo es mayor para el primero que para el segundo.

CUESTIÓN:

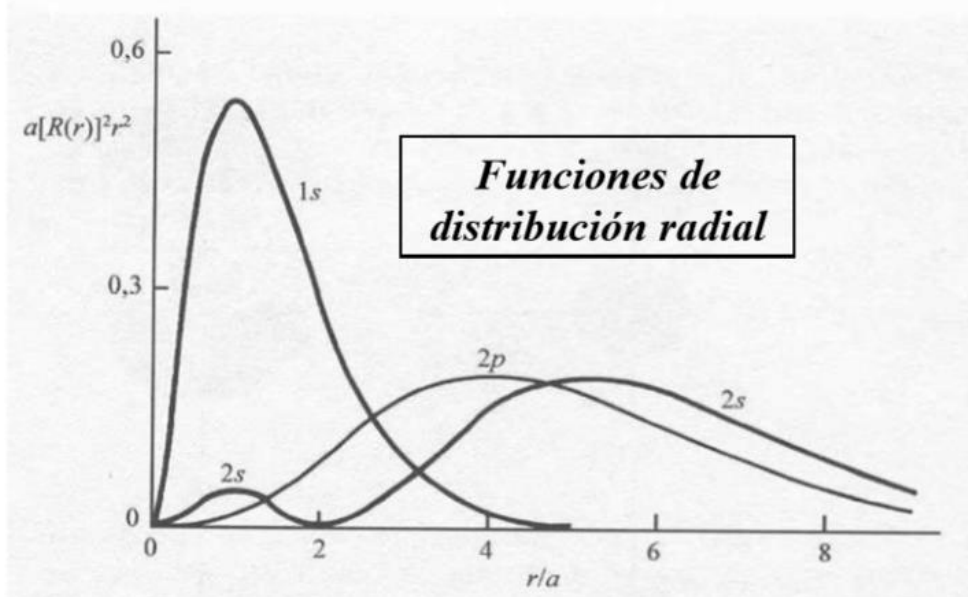
¿El átomo de Litio es  $1s^2 2s^1$  o  $1s^2 2p^1$ ?

**+ carácter penetrante -**  
← **ns      np      nd** →  
sufren **- apantallamiento +**  
→  
**- energía del orbital +**



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva y penetración orbital



Se dice que un orbital atómico presentan mayor efecto de penetración orbital que otro, si la probabilidad de presencia del electrón a cortas distancias del núcleo es mayor para el primero que para el segundo.

**+ carácter penetrante -**  
← **ns      np      nd** →  
sufren **- apantallamiento +**  
→  
**- energía del orbital +**

CUESTIÓN:

¿El átomo de Litio es  $1s^2 2s^1$  o  $1s^2 2p^1$ ?

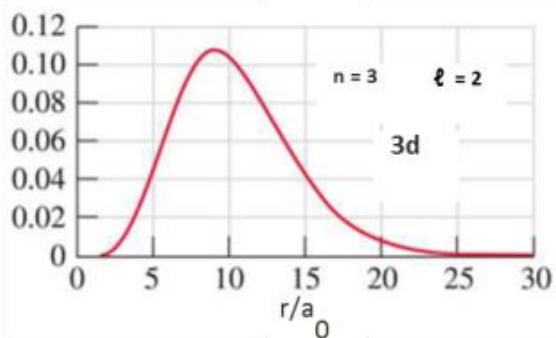
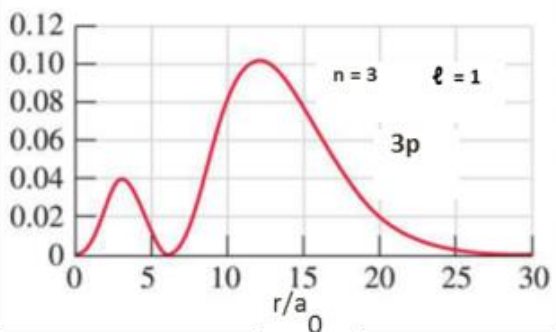
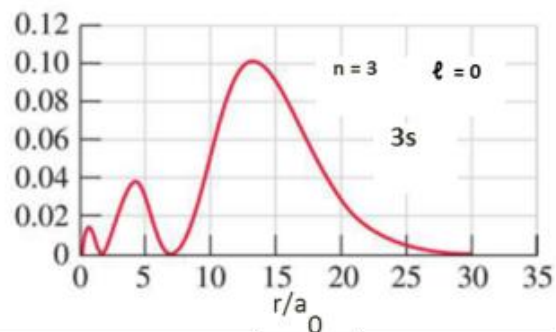
Dado que el orbital  $2s$  penetra más en el núcleo, su apantallamiento y su energía serán menores, por lo que el electrón irá al orbital  $s$ .



# Tabla periódica

## Carga nuclear efectiva y penetración orbital

Para el caso del nivel  $n = 3$



Por tanto, los orbitales s son más penetrantes que los p, por lo que los p están más apantallados y, por tanto, más altos en energía. Así, se llenan antes los s ya que la carga nuclear efectiva es mayor para ns (electrones más atraídos) que para np. A su vez, los p, penetran más que los d y estos más que los f. Hay irregularidades (como que los 4s se llenan antes que los 3d) que están contempladas en el diagrama de Moeller (principio de Aufbau).

Una forma sencilla de ver, por ejemplo, que los orbitales 4s se llenan antes que los 3d (más apantallados, menos carga nuclear efectiva y más altos energía) es seguir las **Reglas de Slater** (1930), que otorgan valores numéricos cualitativos a las diferentes contribuciones al apantallamiento.



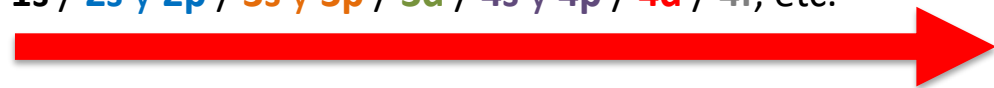


# Tabla periódica

## Reglas de Slater

1. Los orbitales se ordenan por números cuánticos en grupos:

1s / 2s y 2p / 3s y 3p / 3d / 4s y 4p / 4d / 4f, etc.



Orden creciente

2. No existe contribución al apantallamiento por parte de grupos superiores al considerado.

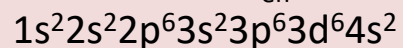
3. A un electrón del mismo grupo le corresponde una contribución de 0,35 por cada uno de los demás presentes, excepto en el caso del orbital 1s, que vale 0,3 si estamos situados en él.

4. Si un electrón está en ns o np (pertenecen siempre al mismo grupo), todos los electrones de la capa inferior, n-1 (ya sean s, p o d), contribuyen con 0,85, y 1 si pertenecen al resto de grupos.

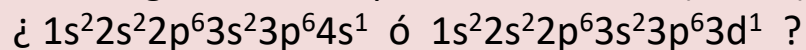
5. Si un electrón está en nd o nf, se toma siempre 1 para todos los electrones de grupos inferiores.

### CUESTIONES

1. Calcular la  $Z_{\text{eff}}$  para cada grupo orbital en el hierro ( $Z = 26$ ) de configuración:



2. Prediga el llenado preferente en  $^{31}\text{K}$  ( $Z = 19$ ):



# Tabla periódica

## Reglas de Slater

1. Calcular la  $Z_{\text{eff}}$  para cada grupo orbital en el hierro ( $Z = 26$ ) de configuración:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

En **4s** :  $a = 0,35 \times 1$  (el otro electrón s)  
+  $0,85 \times 14$  (electrones de la capa 3)  
+  $1 \times 10$  (electrones de las otras capas) = 22.25  
→  $Z_{\text{eff}}(4s) = 26 - 22.25 = 3.75$

En **3d** :  $a = 0,35 \times 5$  (los otros electrones d)  
+  $1 \times 18$  (el resto de electrones) = 19.75  
→  $Z_{\text{eff}}(3d) = 26 - 19.75 = 6.25$

En **3s,3p** :  $a = 0,35 \times 7$  (los otros electrones del grupo)  
+  $0,85 \times 8$  (electrones de la capa anterior)  
+  $1 \times 2$  (el resto de electrones) = 11.25  
→  $Z_{\text{eff}}(3s,3p) = 26 - 11.25 = 14.75$

En **2s,2p** :  $a = 0,35 \times 7$  (los otros electrones del grupo)  
+  $0,85 \times 2$  (electrones de la capa anterior) = 4.15  
→  $Z_{\text{eff}}(2s,2p) = 26 - 4.15 = 21.85$

En **1s** :  $a = 0,30 \times 1$  (el otro electrón del grupo) = 0.30  
→  $Z_{\text{eff}}(1s) = 26 - 0.30 = 25.70$

Nótese como la CNE en las lejanías del núcleo es bastante más pequeña



# Tabla periódica

## Reglas de Slater

2. Prediga el llenado preferente en  $^{31}\text{K}$  ( $Z = 19$ ): ¿  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  ó  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$  ?

Se llenará antes la situación que dé lugar a una mayor carga nuclear efectiva (menor energía)

Si se llena antes el orbital **4s** :  $a = 0,85 \times 8 + 1 \times 10 = 16.80 \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 2.20$

Si se llena antes el orbital **3d** :  $a = 1 \times 18 = 18 \rightarrow Z_{\text{eff}} = 1$

Como la CNE es mayor llenándose antes el orbital s, se hará así para disminuir la energía del sistema, siendo la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



# Tabla periódica

## Reglas de Slater

2. Prediga el llenado preferente en  $^{31}\text{K}$  ( $Z = 19$ ): ¿  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  ó  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$  ?

Se llenará antes la situación que dé lugar a una mayor carga nuclear efectiva (menor energía)

Si se llena antes el orbital **4s** :  $a = 0,85 \times 8 + 1 \times 10 = 16.80 \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 2.20$

Si se llena antes el orbital **3d** :  $a = 1 \times 18 = 18 \rightarrow Z_{\text{eff}} = 1$

Como la CNE es mayor llenándose antes el orbital s, se hará así para disminuir la energía del sistema, siendo la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

ESTA ES LA RAZÓN DE QUE SE LLENEN ANTES LOS ORBITALES 4s A PESAR DE ESTAR EN UN NIVEL CUÁNTICO SUPERIOR



# Tabla periódica

## Variaciones periódicas de diferentes propiedades

# PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

La **ley periódica** es la base de la **tabla periódica de los elementos**. Esta ley señala que las propiedades químicas y físicas de los elementos tienden a repetirse de manera sistemática a medida que se incrementa el **número atómico**.

Hay numerosas propiedades que presentan una variación gradual al moverse a lo largo de un periodo, y que repiten el mismo tipo de variación en los periodos sucesivos. A estas propiedades se les denomina propiedades periódicas y dependen de dos factores principales:

La configuración electrónica  
La carga nuclear efectiva



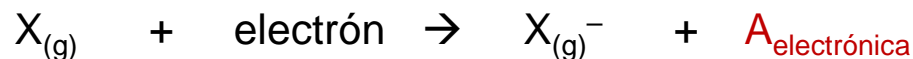
# Tabla periódica

## Variaciones periódicas de diferentes propiedades

- **Carga nuclear efectiva:** El potencial nuclear efectivo que siente cada electrón debido al apantallamiento del resto de electrones
- **Radio atómico:** Identifica la distancia que existe entre el núcleo y el orbital (con electrones) más externo de un átomo
- **Energía de ionización:** Es la energía (siempre positiva) que se debe de suministrar a un átomo X, en estado gaseoso, para extraer un electrón y convertirlo en un ión positivo (catión) X<sup>+</sup>



- **Afinidad electrónica:** Es la energía intercambiada, generalmente liberada (puede ser negativa o positiva), cuando un átomo X, en estado gaseoso, gana un electrón y se convierte en un ión negativo (anión) X<sup>-</sup>



# Tabla periódica

## Variaciones periódicas de diferentes propiedades

- **Electronegatividad:** Informa acerca de la capacidad de los átomos de un elemento para atraer hacia sí el par de electrones que comparte con otros átomos en un enlace. Lo contrario alude al concepto de **carácter metálico** (*'electropositividad'*).
- **Reactividad química:** Como compendio de las propiedades anteriores, la reactividad química depende de la accesibilidad de los electrones más exteriores en cuanto a ser compartidos, capturados o su capacidad de aceptar nuevos electrones.
- **Estados de oxidación:** Es la carga de un átomo considerando que está unido con los átomos diferentes como si el enlace fuese 100% iónico.
- **Potenciales estándar de reducción:** Los potenciales de reducción son valores termodinámicos que reflejan la capacidad de un átomo a reducirse en disolución acuosa.



# Tabla periódica

## Variación de la carga nuclear efectiva



***En un mismo grupo varía poco***  
ya que aunque aumenta bastante la carga nuclear, al bajar también lo hace el apantallamiento, de tal forma que, en la práctica, terminan contrarrestándose.

***Crece al moverse a lo largo de un período (izda. a dcha.)***  
ya que la variación en la carga nuclear es más importante en este caso que el valor del apantallamiento





# Tabla periódica

## Variación de la carga nuclear efectiva

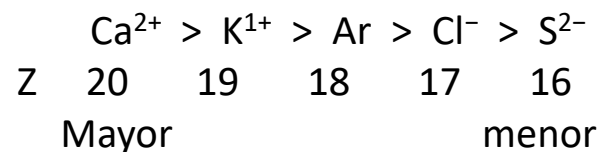


### ESPECIES ISOELECTRÓNICAS

Las especies isoelectrónicas, al tener el mismo número de electrones, presentan, por tanto, el mismo efecto de pantalla.

La carga nuclear efectiva (CNE) de estas especies depende así exclusivamente de la carga nuclear: a mayor carga nuclear mayor es la carga nuclear efectiva.

Por ejemplo, el orden de la carga nuclear efectiva de las siguientes especies isoelectrónicas sería:

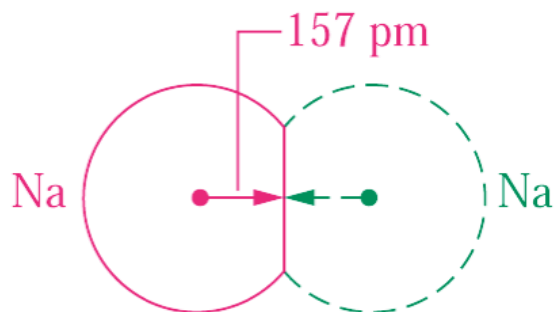


# Tabla periódica

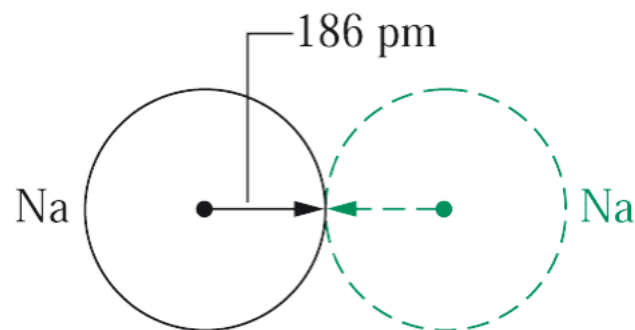
## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

El radio atómico es un concepto algo difuso por lo que puede llevar a confusión, ya que depende enormemente del tipo de enlace en el que dicho átomo participe. El que aparece en la tabla periódica es el radio metálico con coordinación 12 para los elementos metálicos, el radio covalente para los no metales y el radio de Van der Waals para los gases nobles.

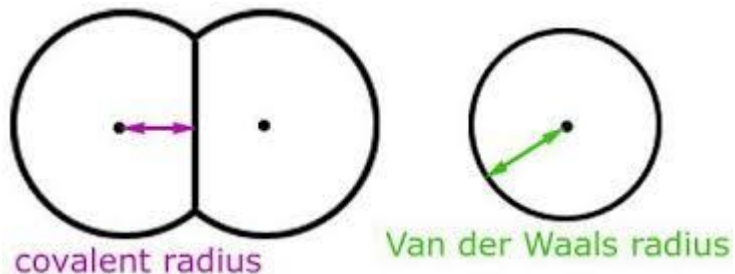
### Radio covalente:



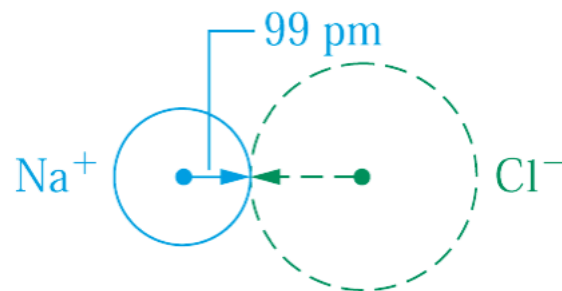
### Radio metálico:



### Radio de Van der Waals:



### Radio iónico:



# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

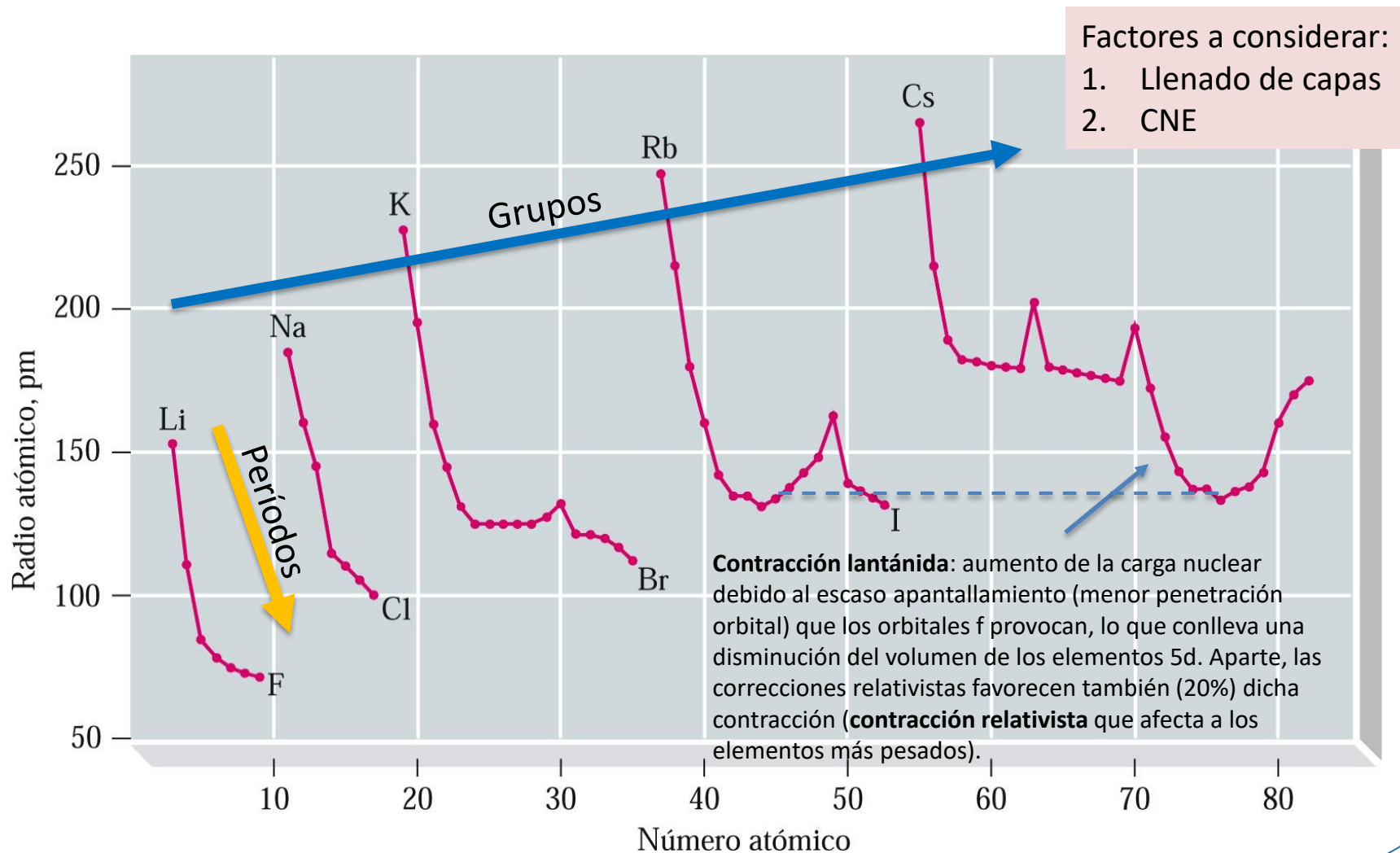
El radio atómico es un concepto algo difuso por lo que puede llevar a confusión, ya que depende enormemente del tipo de enlace en el que dicho átomo participe. El que aparece en la tabla periódica es el radio metálico con coordinación 12 para los elementos metálicos, el radio covalente para los no metales y el radio de Van der Waals para los gases nobles.

- el **radio metálico** es la mitad de la distancia entre núcleos de átomos vecinos en el seno de un metal (empaquetamiento metálico)
- se denomina **radio covalente** a la mitad de la distancia entre dos átomos iguales que forman un enlace covalente
- el **radio iónico** es la distancia entre el centro del núcleo del ión y el electrón estable más alejado del mismo
- el **radio de Van der Waals** es la mitad de la distancia entre los núcleos más cercanos entre dos entidades moleculares distintas



# Tabla periódica

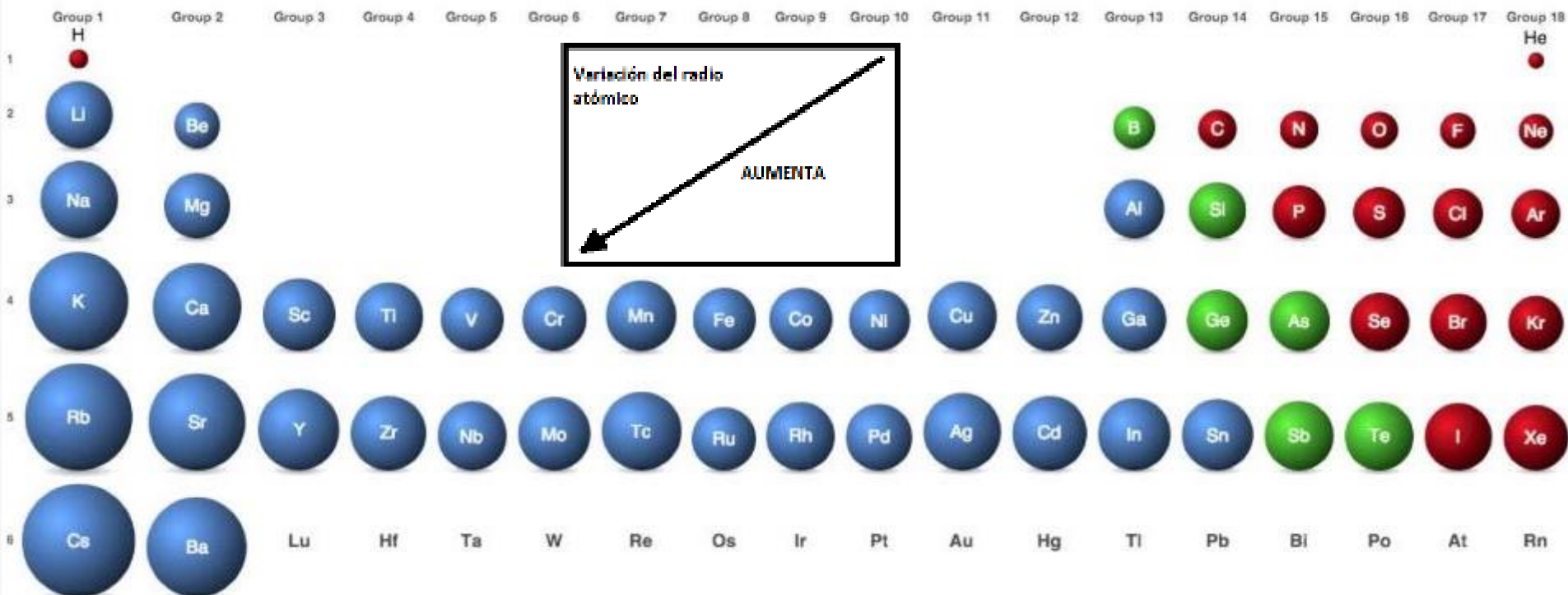
## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico



# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

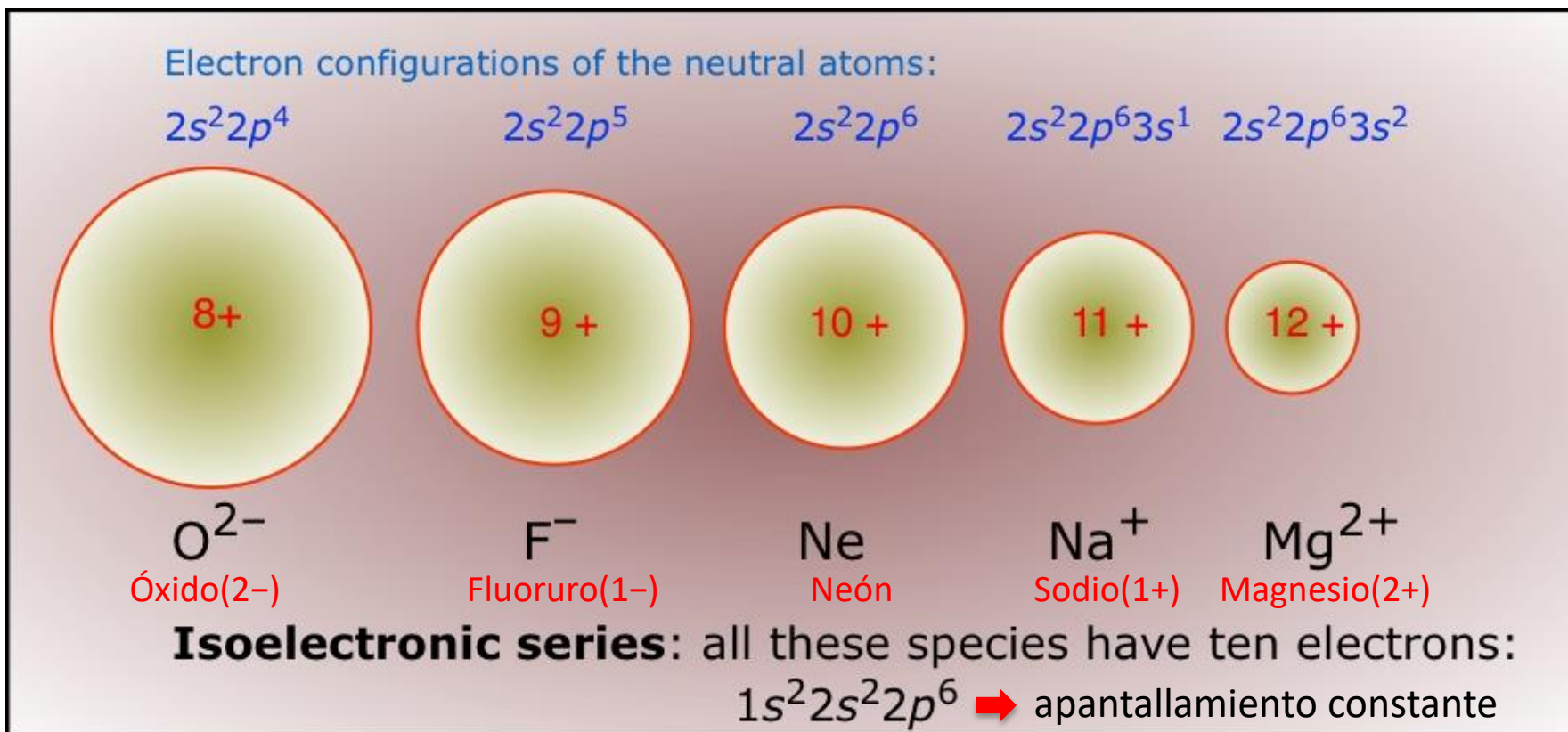
### Periodic Trends: Atomic Radii



# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

En especies isoelectrónicas, por la misma razón que la carga nuclear efectiva, el radio atómico solo depende de la carga nuclear.



# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

Cuando se forman aniones y/o cationes a partir de un átomo el radio atómico varía sensiblemente debido, no solo al aumento o disminución de las capas electrónicas, sino a la repulsión y/a la atracción, respectivamente, que los electrones experimentan con respecto al núcleo debido a la carga neta que se crea.

Así, si se pierde un electrón para formar un catión, no solo aumenta la relación entre la carga nuclear y el número de electrones, sino que, además, hay una menor repulsión interelectrónica. Lo contrario sucede al ganar un electrón para formar un anión.

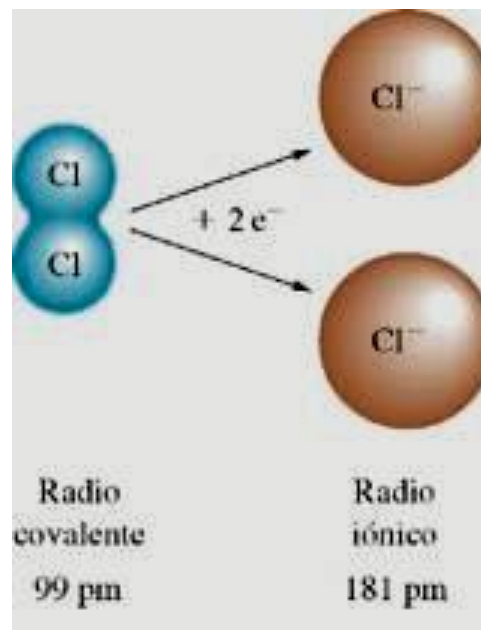


# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

**Los radios iónicos de los aniones son mayores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden.**

**Los radios iónicos de los aniones isoelectrónicos son tanto mayores cuanto más negativa sea su carga ( $O^{2-} > F^-$ )**

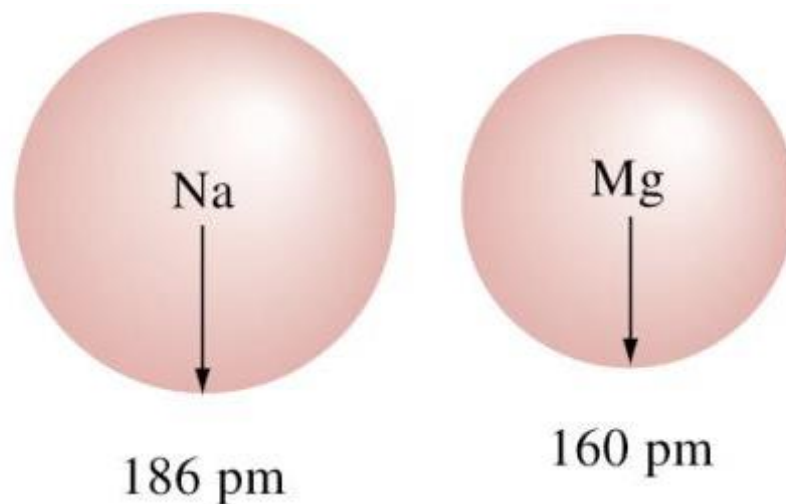




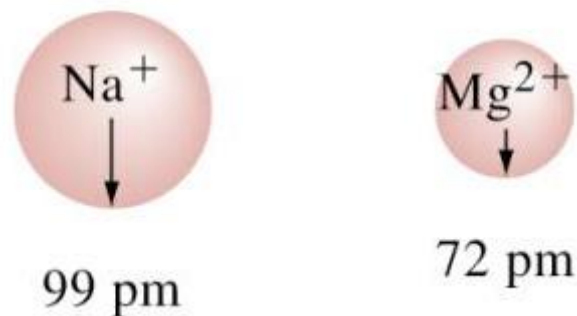
# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

Los radios iónicos de los cationes son menores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden.

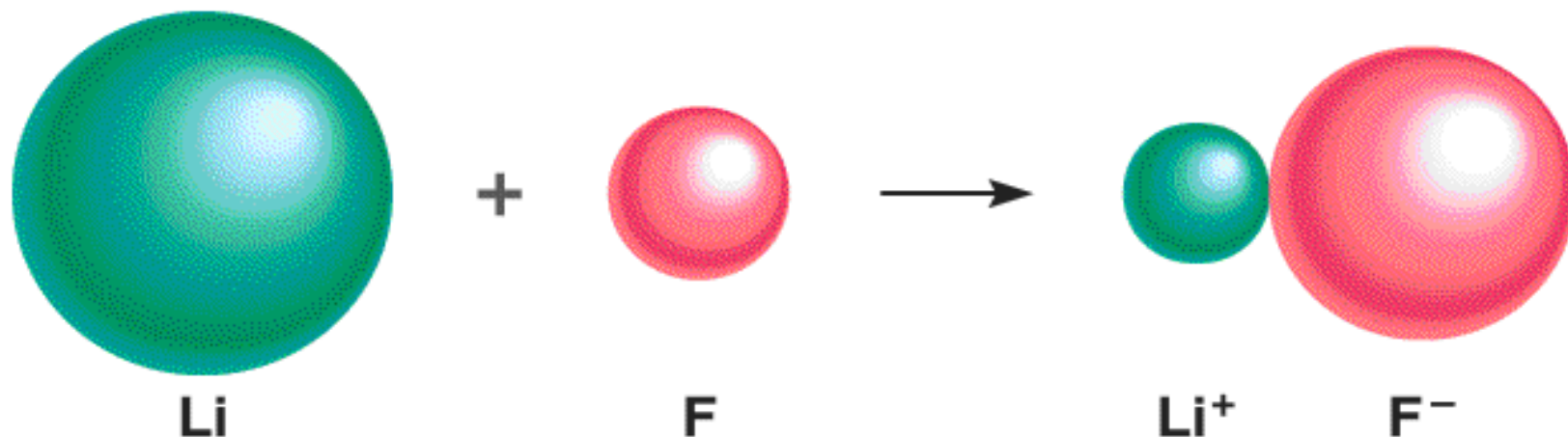


Los radios iónicos de los cationes isoelectrónicos son tanto menores cuanto mayor sea su carga positiva ( $\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$ )



# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico



**Cation** is always **smaller** than atom from which it is formed.

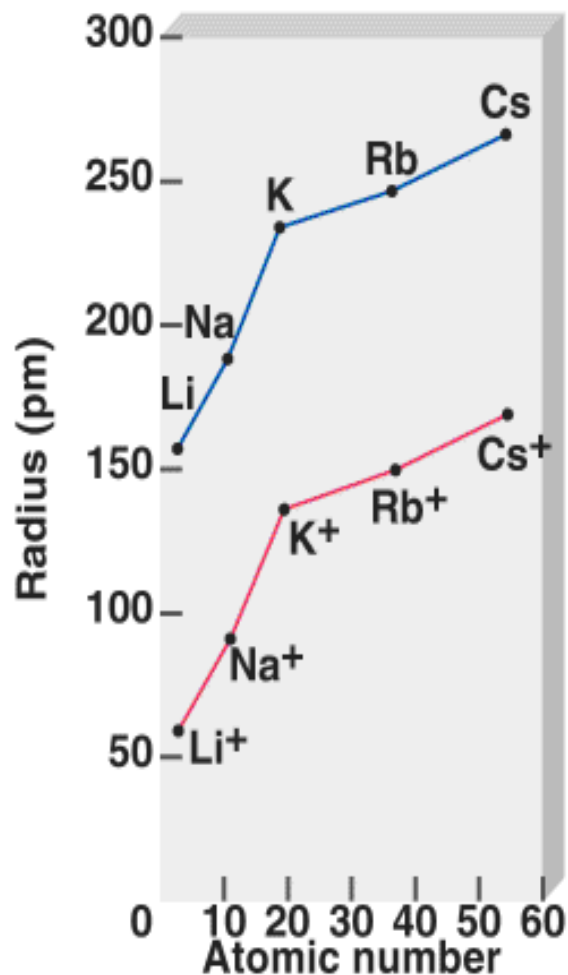
**Anion** is always **larger** than atom from which it is formed.



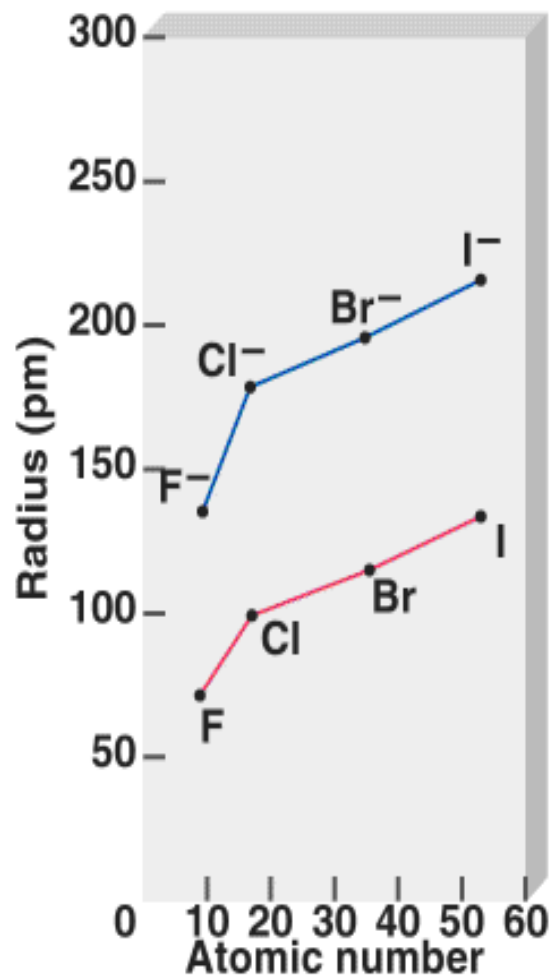
# Tabla periódica

## El tamaño de los átomos: Variación del radio atómico

### Comparison of Atomic Radii with Ionic Radii



Química General I



Tema 4 – La tabla periódica





# Tabla periódica

## Energía de ionización

$$E_i = hc \cdot R \frac{Z_{eff}^2}{n^2}$$

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

Las energías de ionización disminuyen cuando los radios atómicos aumentan debido a la menor atracción que sienten los electrones exteriores. Así, la variación en la tabla es la contraria.

Las variaciones en las sucesivas energías de ionización aumentan significativamente al llegar a una capa llena.

### Ejemplo



$$E_{i1} = +738 \text{ kJ/mol}$$



$$E_{i2} = +1451 \text{ kJ/mol}$$



$$E_{i3} = +7730 \text{ kJ/mol!!}$$

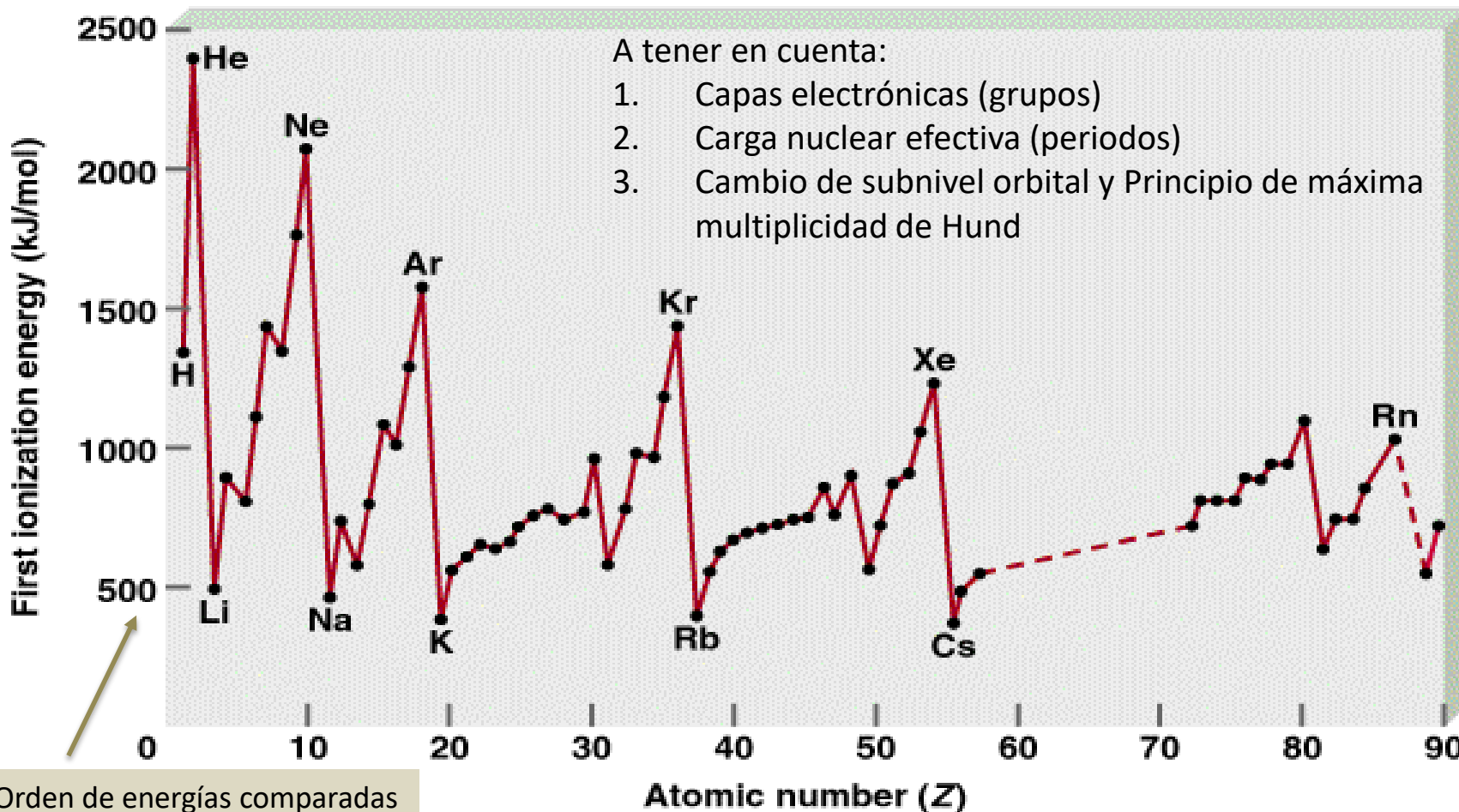


# Tabla periódica

## Energía de ionización

1 eV = 96,5 kJ/mol

Variación de la primera energía de ionización con el número atómico



Orden de energías comparadas con las reacciones nucleares



# Tabla periódica

## Energías de ionización de los elementos del tercer período

TABLA 9.4 Energías de ionización de los elementos del tercer período (en kJ/mol)

	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$I_1$	495,8	737,7	577,6	786,5	1 012	999,6	1 251,1	1 520,5
$I_2$	4 562	1 451	1 817	1 577	1 903	2 251	2 297	2 666
$I_3$		7 733	2 745	3 232	2 912	3 361	3 822	3 931
$I_4$			11 580	4 356	4 957	4 564	5 158	5 771
$I_5$				16 090	6 274	7 013	6 542	7 238
$I_6$					21 270	8 496	9 362	8 781
$I_7$						27 110	11 020	12 000

La primera energía de ionización sigue un secuencia algo fluctuante dentro de la tendencia general debido a las capas llenas o semillenas.

La segunda es especialmente elevada para la configuración de gas noble adquirida tras la primera (Na) junto con el hecho de que obliga a demás al átomo a tener una segunda carga positiva.



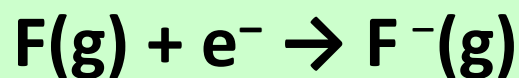
# Tabla periódica

## Afinidad electrónica

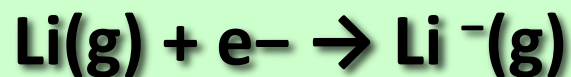
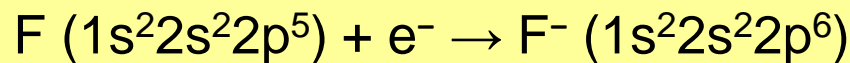
A periodic table with a 3D arrow indicating the trend of electron affinity. The arrow starts at the top-right (Fluorine) and points towards the bottom-left (Francium). The arrow is yellow and 3D, with a shadow on the table below it.

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

La tendencia que sigue en la tabla periódica es la misma que la del potencial de ionización, por lo tanto, también contraria a la variación del volumen atómico, aunque tiene más que ver, en ese caso, con la variación de la electronegatividad.



$$A_E = -328 \text{ kJ/mol}$$



$$A_E = -59,6 \text{ kJ/mol}$$

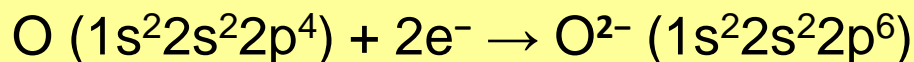




# Tabla periódica

## Afinidad electrónica

Los valores de afinidad electrónica pueden ser negativos o positivos.



El oxígeno puede alcanzar la configuración de gas noble ganando dos electrones pero, paralelamente a lo que sucedía con la energía de ionización, es mucho más importante la gran repulsión interelectrónica generada por dos cargas netas negativas.



# Tabla periódica

## Afinidades electrónicas de los grupos principales

Anomalía en el grupo 15

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
<b>H</b> -72.8		<b>B</b> -26.7	<b>C</b> -122	<b>N</b> +7	<b>O</b> -141	<b>F</b> -328	<b>He</b> (0.0)
<b>Li</b> -59.6	<b>Be</b> ≤0	<b>Al</b> -42.5	<b>Si</b> -134	<b>P</b> -72.0	<b>S</b> -200	<b>Cl</b> -349	<b>Ne</b> (+29)
<b>Na</b> -52.9	<b>Mg</b> ≤0	<b>Ga</b> -28.9	<b>Ge</b> -119	<b>As</b> -78.2	<b>Se</b> -195	<b>Br</b> -325	<b>Ar</b> (+35)
<b>K</b> -48.4	<b>Ca</b> -2.37	<b>In</b> -28.9	<b>Sn</b> -107	<b>Sb</b> -103	<b>Te</b> -190	<b>I</b> -295	<b>Kr</b> (+39)
<b>Rb</b> -46.9	<b>Sr</b> -5.03	<b>Tl</b> -19.3	<b>Pb</b> -35.1	<b>Bi</b> -91.3	<b>Po</b> -183	<b>At</b> -270	<b>Xe</b> (+41)
<b>Cs</b> -45.5	<b>Ba</b> -13.95						<b>Rn</b> (+41)



# Tabla periódica

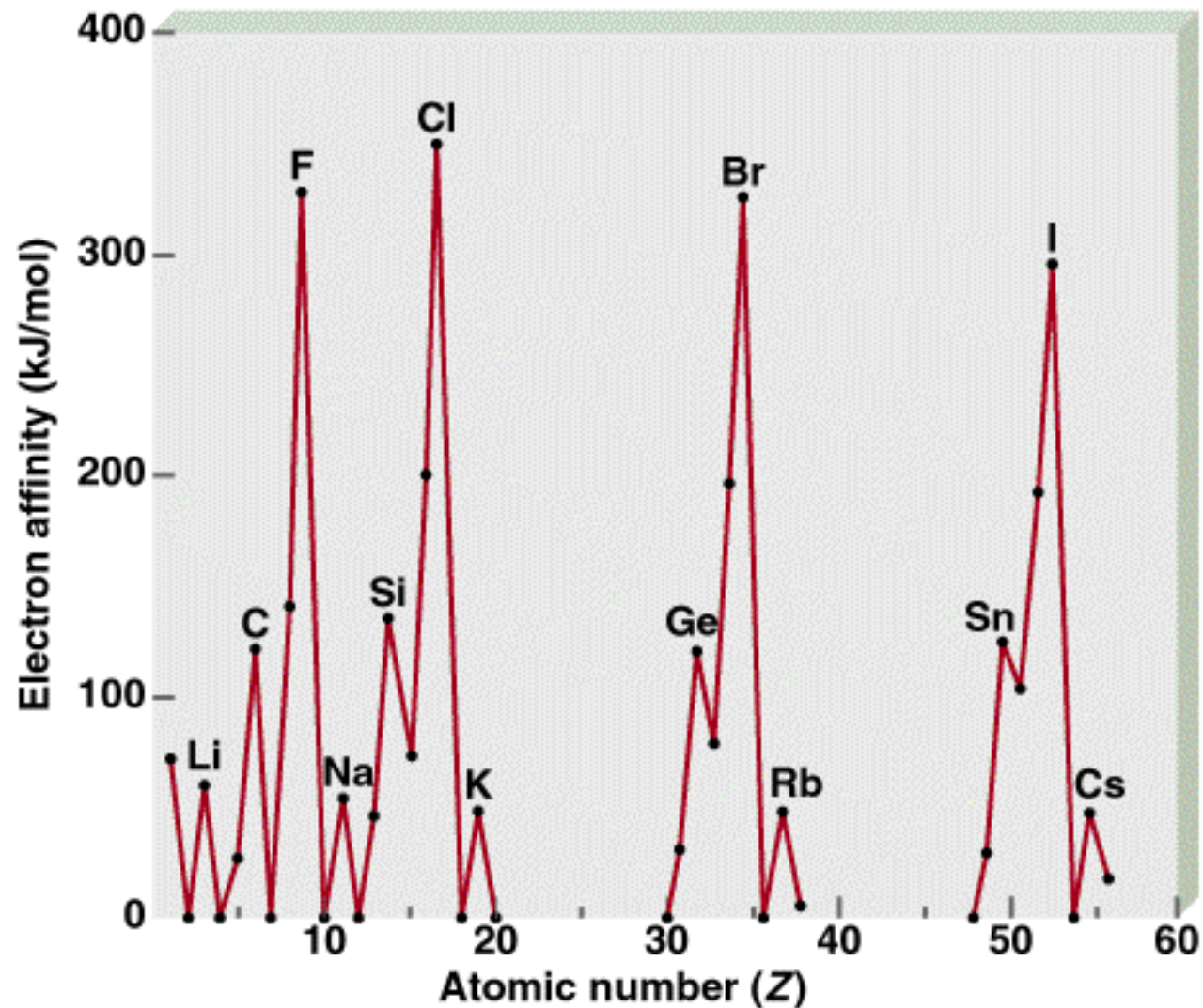
## Afinidades electrónicas de los grupos principales

Debido a que la afinidad electrónica puede ser también positiva, cuando hablemos de MAYOR AFINIDAD ELECTRÓNICA nos referiremos a ella en su concepto original de desprendimiento de energía y, por tanto, será mayor cuanto más negativa (mayor desprendimiento de energía) y menor cuanto más positiva o menos negativa sea (menor desprendimiento de energía). De ahí la variación general observada desde abajo a la izquierda, aumentando en la tabla hasta arriba a la derecha.



# Tabla periódica

## Variación de la afinidades electrónicas



# Tabla periódica

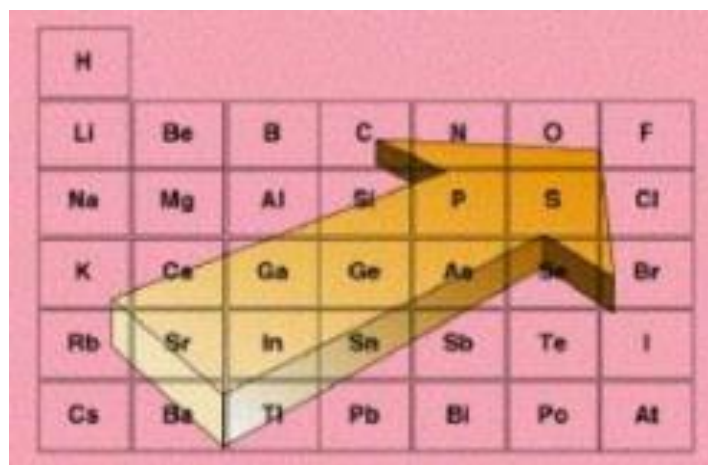
## Electronegatividad

La electronegatividad ( $\chi$ ) mide la tendencia de un átomo a atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace covalente.

Electronegatividad y carácter metálico (electropositividad) son conceptos opuestos y, por tanto, a mayor  $\chi$  menor carácter metálico y viceversa.

$\chi$  es un compendio entre  $E_i$  y  $A_E$ : aumenta, por tanto, hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.

Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0.7 (Fr) y 4 (F).



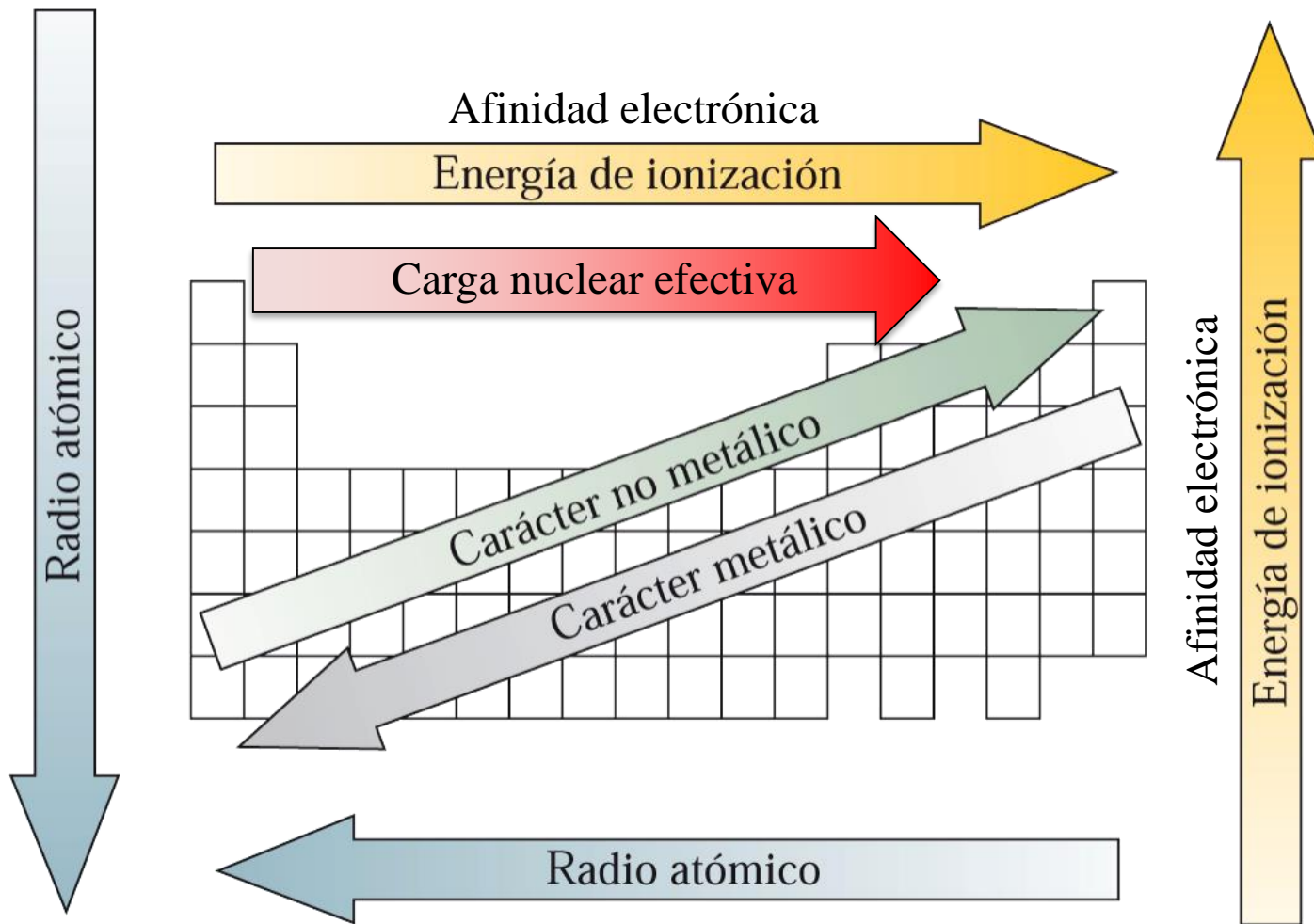
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At





# Tabla periódica

## Resumen de variaciones de las propiedades más importantes



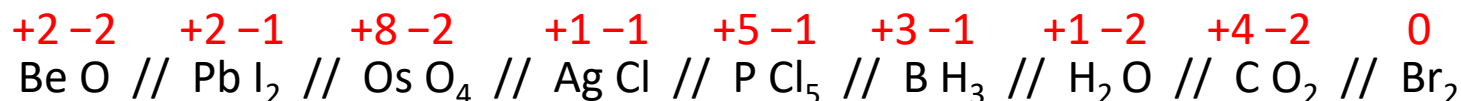
# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: estados de oxidación

Se puede definir el estado de oxidación de un elemento como el número de electrones que pierde (+) o gana (-) cuando se transforma en un ión ...

... o en el caso de estructuras covalentes como el que perdería o ganaría si considerásemos los enlaces, en los que un átomo en particular está involucrado, como iónicos.

El estado de oxidación de los elementos en su estado natural (o unidos a sí mismos) son cero.



Y los átomos en: cloroformo, propano, grafito, etileno, acetileno, etanol, ácido acético, acetona ...

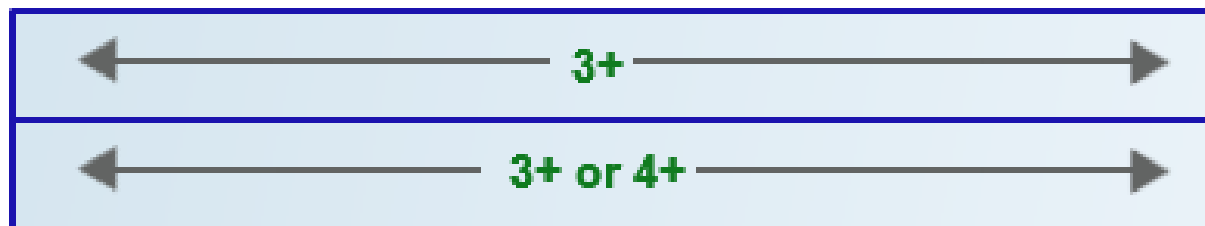
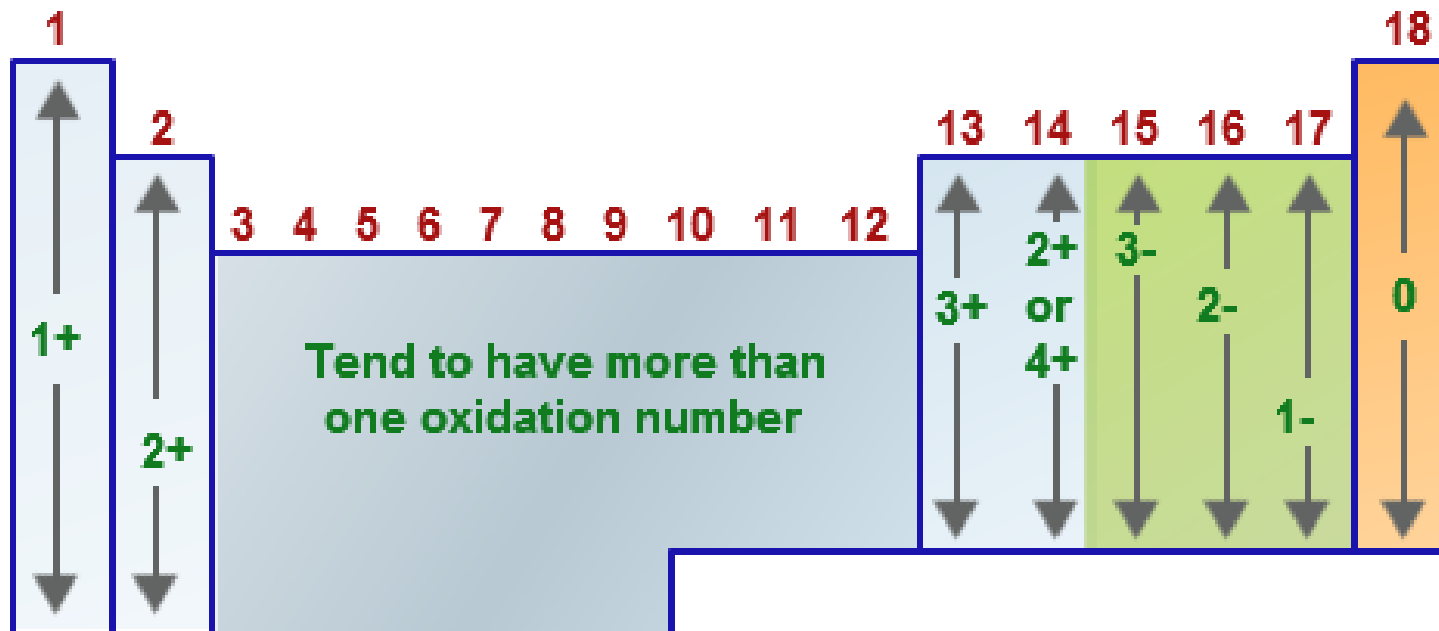




# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: estados de oxidación

Los estados de oxidación están muy relacionados con la configuración electrónica.



# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: estados de oxidación

Los estados de oxidación de los metales de transición son muy variables al disponer de muchos electrones d.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
			(+1)					+1	
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3		
	+4	+4	(+4)	+4	(+4)	(+4)	+4		
		+5	(+5)	(+5)	(+5)				
			+6	+6	(+6)				
				+7					

Entre paréntesis,  
estados de oxidación  
poco comunes



# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: estados de oxidación

El **efecto del par inerte** alude al hecho de que los elementos pesados con configuración  $6s^26p^m$  ( $m \geq 0$ ), esto es, del Hg al Rn, tienen menos facilidad para oxidarse, dando lugar a mayores energías de ionización y limitando así el abanico posible de estados de oxidación accesibles. Por ejemplo, es notable la estabilización del estado de oxidación +1 al ir desde el Al (típicamente +3) al Tl (típicamente +1).

Esto es debido a la separación de los niveles 6s respecto de los 6p, que es bastante elevada cuando consideramos correcciones relativistas. Así, la promoción en el Tl del electrón solitario en  $6s^26p^1$  a  $6s^16p^2$  precisa de una energía de 543 kJ/mol, un valor algo superior incluso a la energía de ionización del litio (+520.2 kJ/mol).

Esta relativa inercia química del par  $6s^2$  se conoce como efecto del par inerte.








# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: potenciales estándar de reducción

Los potenciales de reducción son valores termodinámicos que reflejan la capacidad de un átomo a reducirse en disolución acuosa. Son valores relativos al proceso de reducción de un protón para dar hidrógeno, proceso al que, por convenio, se le otorga un valor de 0 V. Cuanto más negativo es el potencial estándar, más tendencia a oxidarse tendrá una especie en cuestión y viceversa. Así pues, los valores más negativos los tienen los alcalinos y alcalino-térreos.

La periodicidad no es muy estricta con esta propiedad ya que las especies en disolución acuosa son numerosas y, en ocasiones, oxigenadas, por lo que es más difícil efectuar comparaciones directas. No obstante, algunas tendencias pueden encontrarse en los extremos de la tabla periódica.

	$E^{\circ}$ (V)
$\text{Ba}^{2+}$ 	-2.91
$\text{Sr}^{2+}$ 	-2.89
$\text{Ca}^{2+}$ 	-2.76
$\text{Mg}^{2+}$ 	-2.38
$\text{Be}^{2+}$ 	-1.85

El Ba será la especie que más tendencia tenga a oxidarse (menos electronegativa).



# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: potenciales estándar de reducción

Al movernos en el periodo  $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$  observamos que el sodio es quien más tendencia tiene a oxidarse, como le corresponde por ser más electropositivo (mayor carácter metálico).

	$E^\circ$ (V)
$\text{Na}^+ \longrightarrow$	-2.71
$\text{Mg}^{2+} \longrightarrow$	-2.38
$\text{Al}^{3+} \longrightarrow$	-1.68

Finalmente, para los halógenos, por ejemplo, los valores para los correspondientes potenciales estándar de reducción son:

	$E^\circ$ (V)
$\text{F}_2 \longrightarrow$	+2.87
$\text{Cl}_2 \longrightarrow$	+1.36
$\text{Br}_2 \longrightarrow$	+1.09
$\text{I}_2 \longrightarrow$	+0.54

El  $\text{F}_2$  será la especie que más tendencia tenga a reducirse (más electronegativa).



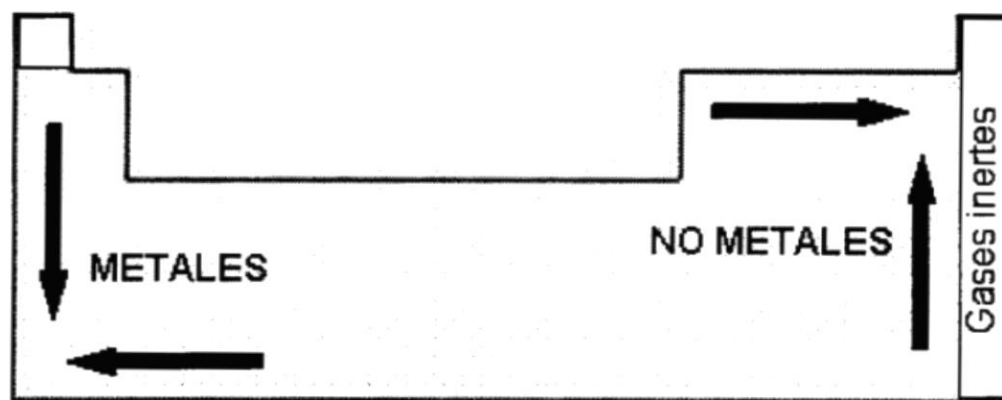
# Tabla periódica

## Otras propiedades periódicas: reactividad química

La atracción que sufren los electrones de valencia no sólo dependen de la carga nuclear efectiva, sino también de la distancia del  $e^-$  al núcleo (ley de Coulomb). Por ello, la reactividad de los átomos dependerá de ambos factores.

Así, los metales serán tanto más reactivos cuanto menor  $Z^*$  y mayor distancia al núcleo, es decir, cuando pierdan los  $e^-$  con mayor facilidad.

Ejemplo: El  $e^-$  4s del K es más reactivo que el 3s del Na.



*Aumento en la Reactividad*

Sin embargo, los no-metales serán más reactivos a mayor  $Z^*$  y menor distancia al núcleo, es decir, cuando los  $e^-$  que entran sean más atraídos.

Ejemplo: El  $e^-$  que capture el F será más atraído que el que capture el O o el Cl.



### Átomos o iones diamagnéticos:

- Todos los electrones están apareados.
- Una especie diamagnética es débilmente repelida por un campo magnético externo.

### Átomos o iones paramagnéticos:

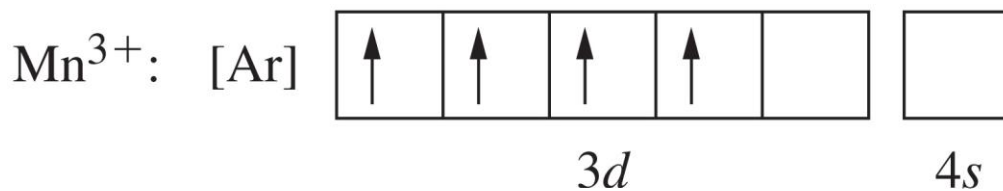
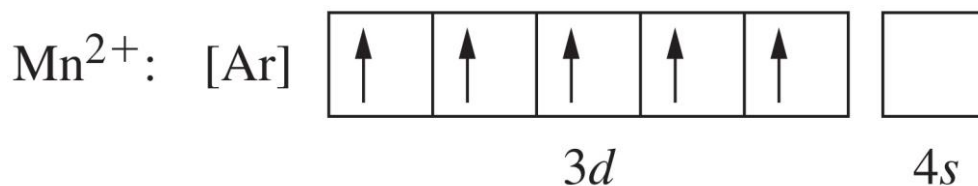
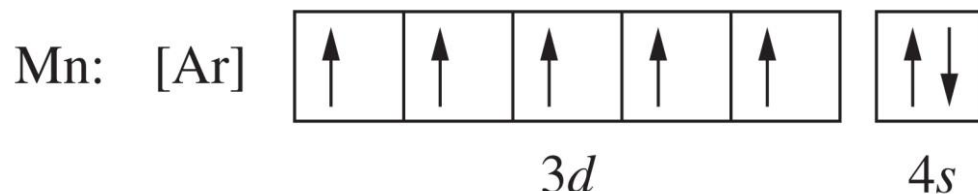
- La gran mayoría de los átomos neutros.
- Tienen electrones desapareados.
- Los electrones desapareados (cargas no compensadas en movimiento) inducen un campo magnético que hace que el átomo o ión sea débilmente atraído por un campo magnético externo.



# Tabla periódica

## Propiedades magnéticas

Paramagnetismo





# Tabla periódica

## Propiedades magnéticas

Momento magnético efectivo:  $\mu = \mu_0 \sqrt{n(n+2)}$ , con  $n$  = número de  $e^-$  desapareados  
 y  $\mu_0$  el magnetón de Bohr =  $(e \cdot h) / (4\pi \cdot m \cdot c)$

Dado que el magnetón de Bohr es una constante, se suele expresar el resultado en magnetones de Bohr.

Ion	Complejo			$\mu_{eff}(exp)$
	Configuración	Término	$2[S(S+1)]^{1/2}$	
Ti <sup>3+</sup> , V <sup>4+</sup>	$t_{2g}^1$	${}^2T_{2g} (S=1/2)$	1,73	1,7 - 1,8
V <sup>3+</sup>	$t_{2g}^2$	${}^3T_{1g} (S=1)$	2,83	2,6 - 2,8
Cr <sup>3+</sup> , V <sup>2+</sup>	$t_{2g}^3$	${}^4A_{2g} (S=3/2)$	3,87	~ 3,8
Mn <sup>3+</sup> , Cr <sup>2+</sup>	$t_{2g}^3 e_g^1$	${}^5E_g (S=2)$	4,90	~ 4,9
Fe <sup>3+</sup> , Mn <sup>2+</sup>	$t_{2g}^3 e_g^2$	${}^6A_{1g} (S=5/2)$	5,92	~ 5,9
Fe <sup>2+</sup>	$t_{2g}^4 e_g^2$	${}^5T_{2g} (S=2)$	4,90	5,1 - 5,5
Co <sup>2+</sup>	$t_{2g}^5 e_g^2$	${}^4T_{1g} (S=3/2)$	3,87	4,1 - 5,2
Ni <sup>2+</sup>	$t_{2g}^6 e_g^2$	${}^3A_{2g} (S=1)$	2,83	2,8 - 4,0
Cu <sup>2+</sup>	$t_{2g}^6 e_g^3$	${}^2E_g (S=1/2)$	1,73	1,7 - 2,2

