

**UNIDAD II**  
**TABLA PERIÓDICA Y**  
**PROPIEDADES PERIÓDICAS**

## ORÍGENES DE LA TABLA PERIÓDICA.

1°. El primero en descubrir una cierta regularidad entre los elementos químicos fue **Johan W. Döbereiner** (1780 – 1849), químico que observó la relación entre las masas de los átomos de algunos elementos y sus propiedades, clasificando a los elementos en **triadas**, según su similitud.

Triadas de Döbereiner					
<b>Litio</b>	LiCl LiOH	<b>Calcio</b>	CaCl <sub>2</sub> CaSO <sub>4</sub>	<b>Azufre</b>	H <sub>2</sub> S SO <sub>2</sub>
<b>Sodio</b>	NaCl NaOH	<b>Estroncio</b>	SrCl <sub>2</sub> SrSO <sub>4</sub>	<b>Selenio</b>	H <sub>2</sub> Se SeO <sub>2</sub>
<b>Potasio</b>	KCl KOH	<b>Bario</b>	BaCl <sub>2</sub> BaSO <sub>4</sub>	<b>Telurio</b>	H <sub>2</sub> Te TeO <sub>2</sub>

2°. En 1862, **A. E. Béguyer de Chancourtois** observó la existencia de cierta **regularidad en las propiedades de los elementos a medida que aumentaba su masa**. Dedujo que las propiedades se repetían cada ocho elementos.

(Periodicidad: repetición de un evento o propiedad a intervalos regulares).

3°. En 1868, el químico inglés **John Newland** confirmó las observaciones de Béguyer. **Ley de las octavas**.

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

4°. En esos mismos años **J.L Meyer** avanzó en el concepto de periodicidad y en 1864 publicó la primera versión de la tabla que presentaba a los elementos según sus propiedades, llamada Tabla periódica, la que completó en 1869.

5°. Ese mismo año, el químico ruso **Dmitri Ivanovich Mendeleiev** publicó una tabla casi idéntica a la de Meyer. Mendeleiev plantea que los elementos están ordenados de acuerdo a sus masas atómicas crecientes.

6°. En 1912, el físico y químico inglés Henry Moseley (1887 – 1915) descubrió que el número atómico coincide con la carga eléctrica del núcleo, y como resultado de sus experimentos, **llegó a la conclusión que no era la masa atómica el parámetro fundamental** en el ordenamiento de los elementos, sino el número atómico,  $Z$ . Demostró, entonces, que **este número atómico  $Z$  es la verdadera base de la ley periódica.**

**LEY PERIÓDICA:** “Las propiedades de los elementos químicos son una función periódica de sus números atómicos”.

Esta generalización no es fortuita, pues se fundamenta en la **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de los átomos, de la cual dependen todas las propiedades químicas de los elementos.

# 1. La Tabla periódica.

El comportamiento de los átomos será determinado por su configuración electrónica, siendo **la distribución de los electrones en el nivel más externo la que determina su reactividad y naturaleza química**. Por esta razón, aquellos elementos que poseen una distribución electrónica similar presentarán propiedades químicas similares.

**Las propiedades de los átomos se repiten periódicamente si los elementos químicos se ordenan según número atómico creciente (Z).**

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 I B II B III B IV A V A VI A VII A VIII A

Periodo

1																	18							
1	1 <b>H</b> 1,008 Hidrogeno																	2 <b>He</b> 4,003 Helio						
2	3 <b>Li</b> 6,94 Litio	4 <b>Be</b> 9,01 Berilio																	5 <b>B</b> 10,81 Boro	6 <b>C</b> 12,01 Carbono	7 <b>N</b> 14,01 Nitrógeno	8 <b>O</b> 16,00 Oxígeno	9 <b>F</b> 18,99 Fluor	10 <b>Ne</b> 20,18 Neón
3	11 <b>Na</b> 22,99 Sodio	12 <b>Mg</b> 24,31 Magnesio																	13 <b>Al</b> 26,98 Aluminio	14 <b>Si</b> 28,09 Silicio	15 <b>P</b> 30,97 Fósforo	16 <b>S</b> 32,07 Azufre	17 <b>Cl</b> 35,45 Cloro	18 <b>Ar</b> 39,95 Argón
4	19 <b>K</b> 39,10 Potasio	20 <b>Ca</b> 40,08 Calcio	21 <b>Sc</b> 44,96 Escandio	22 <b>Ti</b> 47,88 Titanio	23 <b>V</b> 50,94 Vanadio	24 <b>Cr</b> 52,00 Cromo	25 <b>Mn</b> 54,94 Manganeso	26 <b>Fe</b> 55,85 Hierro	27 <b>Co</b> 58,93 Cobalto	28 <b>Ni</b> 58,70 Níquel	29 <b>Cu</b> 63,55 Cobre	30 <b>Zn</b> 65,38 Zinc	31 <b>Ga</b> 69,72 Gallio	32 <b>Ge</b> 72,59 Germanio	33 <b>As</b> 74,92 Arsénico	34 <b>Se</b> 78,96 Selenio	35 <b>Br</b> 79,90 Bromo	36 <b>Kr</b> 83,80 Cripton						
5	37 <b>Rb</b> 85,47 Rubidio	38 <b>Sr</b> 87,62 Estroncio	39 <b>Y</b> 88,91 Itrio	40 <b>Zr</b> 91,22 Zirconio	41 <b>Nb</b> 92,91 Niobio	42 <b>Mo</b> 95,94 Molibdeno	43 <b>Tc</b> (97) Tecnecio	44 <b>Ru</b> 101,07 Rutenio	45 <b>Rh</b> 102,91 Rodio	46 <b>Pd</b> 106,42 Paladio	47 <b>Ag</b> 107,87 Plata	48 <b>Cd</b> 112,40 Cadmio	49 <b>In</b> 114,82 Indio	50 <b>Sn</b> 118,69 Estado	51 <b>Sb</b> 121,75 Antimonio	52 <b>Te</b> 127,50 Telurio	53 <b>I</b> 126,90 Yodo	54 <b>Xe</b> 131,30 Xenón						
6	55 <b>Cs</b> 132,91 Cesio	56 <b>Ba</b> 137,33 Bario	57 <b>La</b> 138,91 Lantano	72 <b>Hf</b> 178,49 Hafnio	73 <b>Ta</b> 180,95 Tántalo	74 <b>W</b> 183,85 Volframo	75 <b>Re</b> 186,21 Renio	76 <b>Os</b> 190,24 Osmio	77 <b>Ir</b> 192,22 Iridio	78 <b>Pt</b> 195,08 Platino	79 <b>Au</b> 196,97 Oro	80 <b>Hg</b> 200,59 Mercurio	81 <b>Tl</b> 204,37 Talio	82 <b>Pb</b> 207,19 Plomo	83 <b>Bi</b> 208,98 Bismuto	84 <b>Po</b> (209) Polonio	85 <b>At</b> (210) Astatio	86 <b>Rn</b> (222) Radón						
7	87 <b>Fr</b> (223) Francio	88 <b>Ra</b> (226) Radio	89 <b>Ac</b> (227) Actinio	104 <b>Rf</b> (261) Rutherfordio	105 <b>Db</b> (262) Dubnio	106 <b>Sg</b> (263) Seaborgio	107 <b>Bh</b> (264) Bohrio	108 <b>Hs</b> (265) Hassium	109 <b>Mt</b> (266) Meitnerio	110 <b>Ds</b> (269) Darmstadtio	111 <b>Rg</b> (282) Roentgenio	112 <b>Cn</b> (285) Copernicio	113 <b>Uut</b> (284) Ununtrio	114 <b>Uuq</b> (289) Ununquadio	115 <b>Uup</b> (288) Ununpentio	116 <b>Uuh</b> (292) Ununhexio	117 <b>Uus</b> (293) Ununseptio	118 <b>Uuo</b> (294) Ununoctio						

6 Lantánidos

58 <b>Ce</b> 140,12 Cerio	59 <b>Pr</b> 140,91 Praseodimio	60 <b>Nd</b> 144,24 Neodimio	61 <b>Pm</b> (145) Promecio	62 <b>Sm</b> 150,35 Samario	63 <b>Eu</b> 151,96 Europio	64 <b>Gd</b> 157,25 Gadolinio	65 <b>Tb</b> 158,93 Terbio	66 <b>Dy</b> 182,50 Disprosio	67 <b>Ho</b> 164,93 Holmio	68 <b>Er</b> 167,26 Erbio	69 <b>Tm</b> 168,93 Tercio	70 <b>Yb</b> 173,04 Yterbio	71 <b>Lu</b> 174,97 Lutecio
------------------------------------	--	---------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	-------------------------------------	--	-------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

7 Actinidos

90 <b>Th</b> 232,04 Torio	91 <b>Pa</b> (231) Protactinio	92 <b>U</b> 238,03 Uranio	93 <b>Np</b> (237) Neptunio	94 <b>Pu</b> (244) Plutonio	95 <b>Am</b> (243) Americio	96 <b>Cm</b> (247) Curio	97 <b>Bk</b> (247) Berkelio	98 <b>Cf</b> (251) Californio	99 <b>Es</b> (254) Einsteinio	100 <b>Fm</b> (257) Fermio	101 <b>Md</b> (258) Mendelevio	102 <b>No</b> (259) Nobelio	103 <b>Lr</b> (260) Lawrencio
------------------------------------	---	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	--

## 1.1 Períodos y Grupos

### **PERIODOS:**

- Formados por un conjunto de elementos que tienen propiedades químicas diferentes.
- Presentan en su envoltura igual número de niveles.
- El número de PERIODO corresponde al total de niveles o capas.

### **GRUPOS O FAMILIAS:**

- Formados por elementos que presentan propiedades físicas y químicas similares.
- Tienen la misma configuración electrónica del último nivel energético.
- Cada elemento de un grupo se ubica en períodos distintos y para designarlos se anota con numeración romana (I, II, III, IV, etc.) la cantidad de electrones en ese último nivel, seguido de una letra (A ó B) que identifica su naturaleza y los tipos de orbitales que presenta.

**ELEMENTOS REPRESENTATIVOS:** A (último electrón ubicado en orbital s ó p)

**ELEMENTOS DE TRANSICIÓN:** B (último electrón ubicado en orbital d ó f)



## **1.2. Clasificación de elementos.**

Los elementos químicos que se organizan en la tabla periódica se pueden clasificar según dos criterios.

1.2.1. Estructura electrónica.

1.2.2. Propiedades estructurales y eléctricas.

## 1.2.1. Clasificación según estructura electrónica.

Los elementos se agrupan en función del orbital que recibe el último electrón.

### A. Elementos representativos

Columnas: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17.

Configuración electrónica desde  $ns^1$  hasta  $ns^2p^5$ .

Poseen sus niveles energéticos completos a excepción del último.

Group →	1	2
↓ Period	—	—
1	1 H	
2	3 Li	4 Be
3	11 Na	12 Mg
4	19 K	20 Ca
5	37 Rb	38 Sr
6	55 Cs	56 Ba
7	87 Fr	88 Ra

Metales Alcalinos

Metales Alcalinos Téreos

Familia del Boro

Familia del Carbono

Familia del Nitrógeno

Calcógenos

Halógenos

13	14	15	16	17
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At
113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus

## B. Gases nobles.

Tienen todos sus niveles electrónicos completos. Su configuración electrónica termina en  $ns^2 np^6$  y conforman el grupo VIII A (8A), también llamado grupo cero (0).

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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus		Uuo

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

## C. Elementos de transición externa.

Columnas: desde 3 hasta 12.

Configuración electrónica  $(n-1) d^{1-9} ns^2$

Presentan el penúltimo subnivel **d** y/o el último subnivel **s** incompleto.

1 H 1.0079																	2 He 4.0026	
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180	
11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948	
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.91	54 Xe 131.29	
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-70 *	71 Lu 174.967	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89-102 * *	103 Lr 260	104 Rf 261	105 Db 262	106 Sg 263	107 Bh 264	108 Hs 265	109 Mt 266	110 Uun 267	111 Uuu 268	112 Uub 269						

\* Lanthanide series

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm 144.91	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04
--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

\* Actinide series

89 Ac 227	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	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
-----------------	--------------------	--------------------	-------------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	------------------

## D. Elementos de transición interna.

Tienen incompleto el subnivel f.

Corresponden a los dos últimos períodos, conocidos como **lantánidos** y **actínidos**.

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Ns	108 Hs	109 Mt	110	111	112	(113)	(114)	(115)	(116)	(117)	(118)

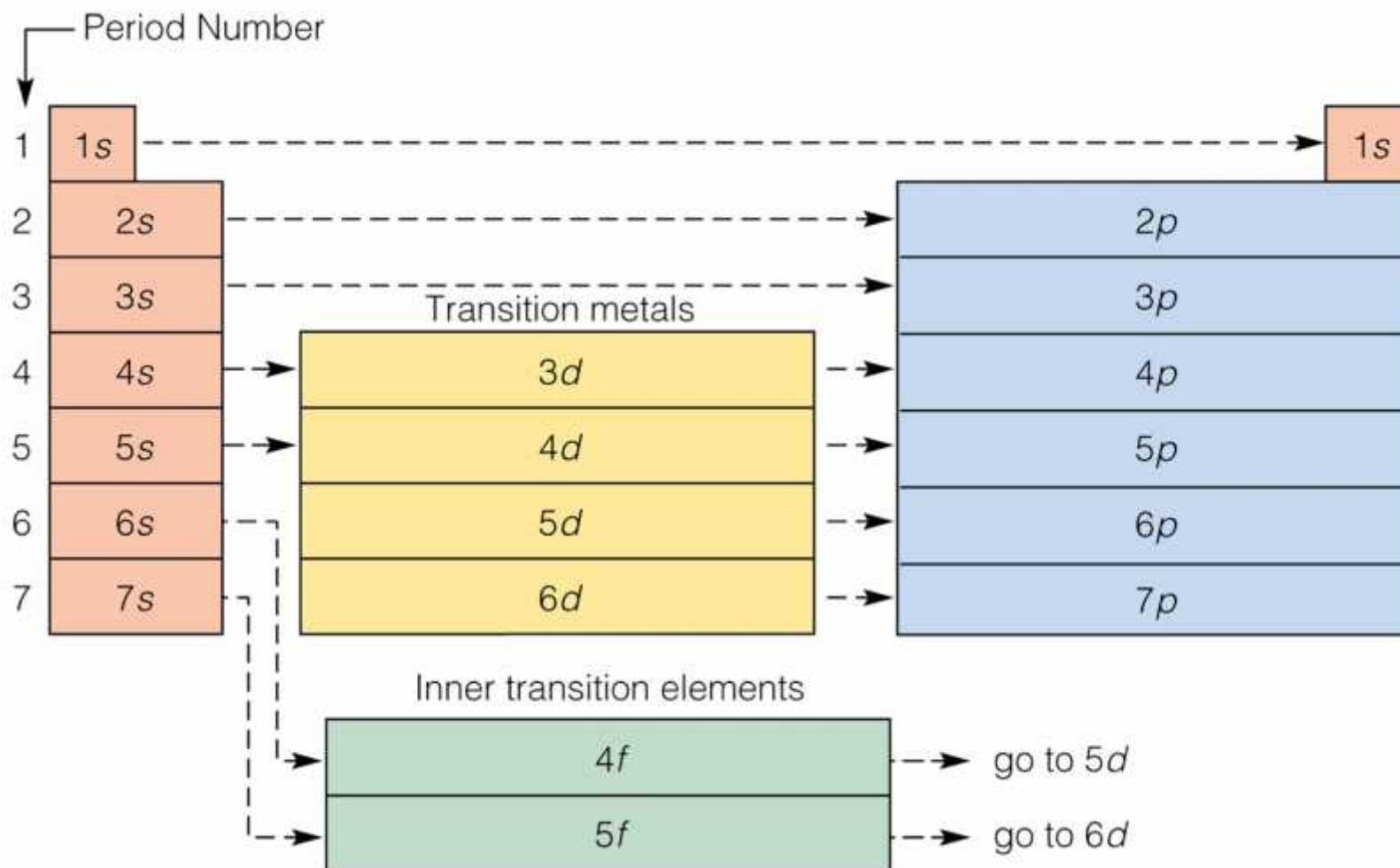
### LANTANIDOS

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
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

### ACTINIDOS

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
----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

## Relación entre elementos y configuración electrónica



## **1.2.2. Clasificación según propiedades estructurales y eléctricas.**

---

Estas propiedades derivan de su comportamiento frente a los electrones.

### **A. Elementos metálicos.**

- Son casi todos sólidos (a temperatura ambiente), a excepción del Mercurio, Cesio y Rubidio.
- Son muy buenos conductores de la corriente eléctrica.
- Pierden electrones con facilidad, transformándose en cationes estables.
- Poseen brillo metálico y son muy buenos conductores de calor.
- Son dúctiles, lo que permite que bajo la acción de una fuerza puedan deformarse sin romperse.
- Son maleables, es decir, su capacidad de deformación permite su uso para confeccionar láminas.

## **B. Elementos NO metálicos.**

- No poseen brillo metálico.
- No son dúctiles ni maleables.
- Son malos conductores de la corriente eléctrica y el calor.
- Corresponden íntegramente a los elementos del grupo VI A y VII A
- Se estabilizan formando aniones estables, pues tienen facilidad para captar electrones.

## **C. Elementos metaloides o anfóteros.**

- Presentan tendencias intermedias entre metales y no metales.
- Sólo 8 son metaloides: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.



## D. Gases nobles.

- Columna 18 en la tabla periódica.
- Grupo VIII o 0.
- Se caracterizan por tener todos sus niveles electrónicos completos.
- Configuración electrónica del tipo  $ns^2 np^6$ ,  $ns^2$  (Helio).
- En condiciones normales son químicamente inertes (muy poco reactivos).



## 2. Propiedades periódicas.

Además de la configuración electrónica, hay que conocer otras propiedades para entender las características y el comportamiento de los átomos.

### 2.1. Propiedades relacionadas con el tamaño.

#### 2.1.1. Radio atómico

Asumiendo al átomo como una esfera perfecta, es posible determinar el tamaño de un elemento (conociendo, además, su naturaleza y el tipo de enlace que puede formar). De lo anterior se desprenden 3 conceptos distintos: **Radio metálico, Radio covalente y Radio iónico.**

A pesar de esto, para determinar el tamaño de un átomo o especie química SIEMPRE deben considerar 2 situaciones:

- **El núcleo es capaz de atraer a los electrones, por lo tanto, la esfera puede contraerse (el tamaño disminuye).**
- **Los electrones siempre se repelen entre sí, por lo tanto hay una expansión de la nube electrónica y aumento en el tamaño.**

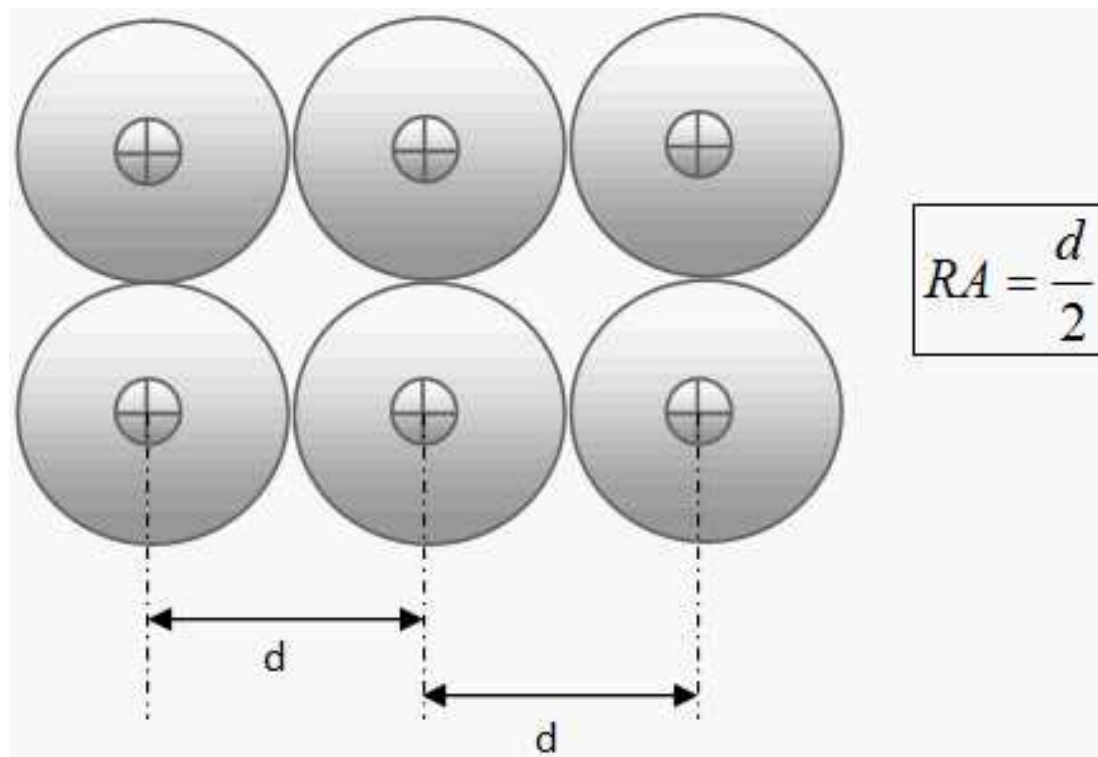
**Ambas contribuciones de fuerza electrostática determinan el radio y tamaño de un elemento o ion.**

En general, el volumen de una esfera se obtiene conociendo su radio, de acuerdo con:

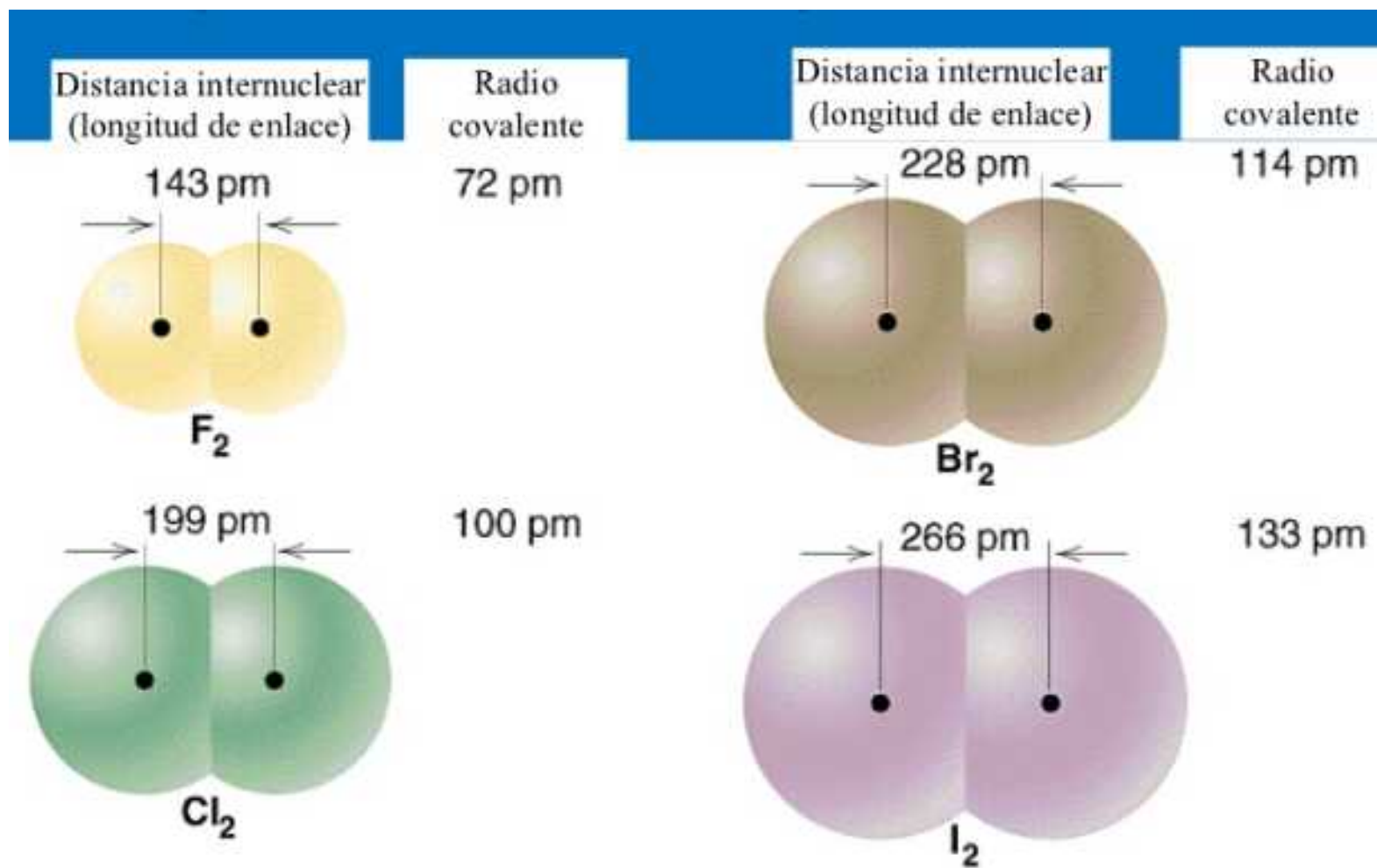
$$= \frac{4}{3} \pi r^3$$

Donde r es el radio del átomo o distancia entre núcleos o núcleo – electrón, según corresponda.

Para los metales, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los centros de los átomos adyacentes del metal.



Para los no metales, el radio observado es la mitad de la distancia entre los centros de los átomos en las moléculas diatómicas de los elementos.



### 2.1.1.1. Variación del Radio de los átomos en el Sistema Periódico.

En los períodos, el radio atómico disminuye hacia la derecha conforme aumentar el valor de Z. En otras palabras, a medida que aumenta el valor de Z en un período, mayor es la carga con la que el núcleo atrae a los electrones, y menor es el radio del átomo.

**Ejemplo: Elementos del período 2.**

**Li = 1,54 A**

**Be = 1,11 A**

**B = 0,77 A**

**C = 0,77 A**

En los grupos, el radio atómico aumenta conforme aumenta el valor de Z.

En los grupos, al aumentar el valor de Z, hay un aumento en el número cuántico principal (n). El átomo presenta más niveles de energía con electrones y por lo tanto, la distancia entre el último electrón y el núcleo aumenta.

Ejemplo: Elementos del grupo I A.

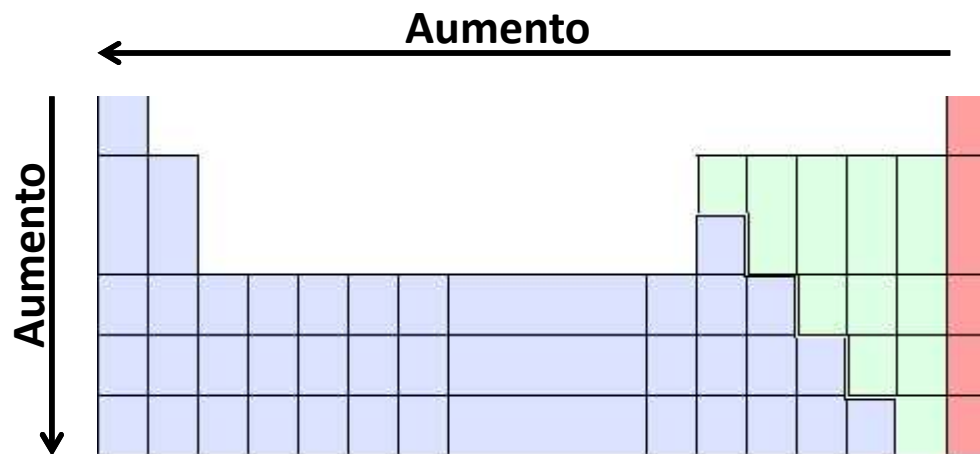
Li = 1,52 A

Na = 1,86 A

K = 2,31 A

Rb = 2,44 A

### 2.1.1.1. Variación periódica.





## Radio iónico.

Los átomos pueden aceptar o perder electrones quedando cargados eléctricamente. Se define **radio iónico**, como el tamaño de esos iones formados (sean cationes o aniones).

**Cuando se compara el tamaño de un ion respectivo de su propio elemento se verifica que:**

- **El anión es siempre más grande que su propio elemento.**
- **El catión siempre es más pequeño que su elemento.**

Ejemplo: comparemos el catión estable del átomo de Sodio con su elemento:

**Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  (3 niveles)**

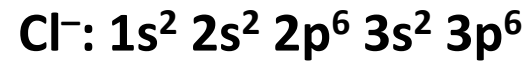
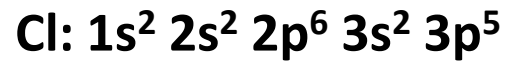
**Na<sup>+</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6$  (2 niveles)**

- El átomo presenta más niveles energéticos que el ion.
- El ion tiene menos electrones que el átomo.
- El tamaño del átomo es mayor que el de su catión estable.

Por tanto:

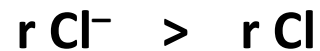
$$r \text{ Na}^+ < r \text{ Na}$$

Ahora bien, al comparar el radio del Cloro con su anión más estable:













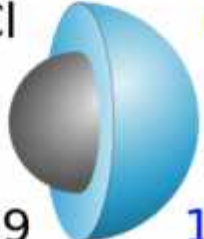
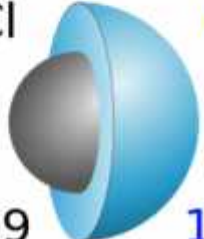



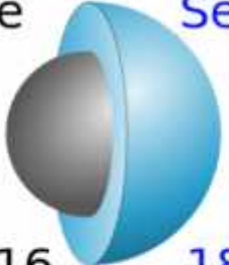
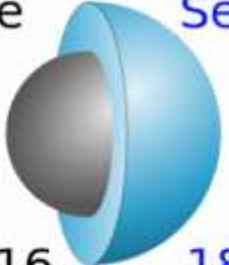
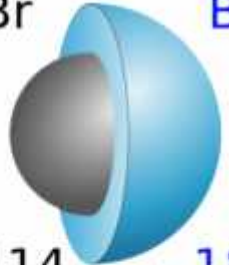
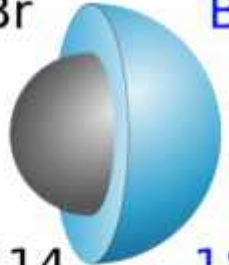



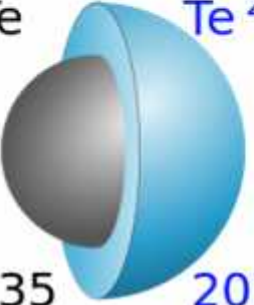
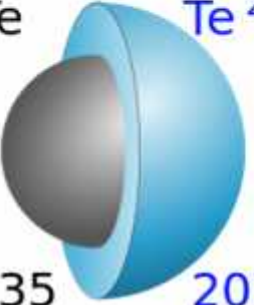
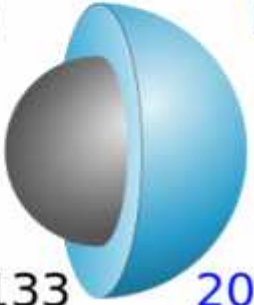
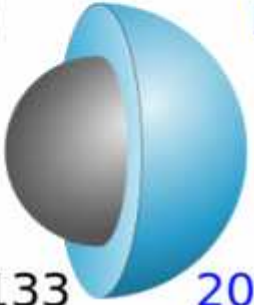


- El átomo presenta igual número de niveles energéticos que el ion.
- El ion tiene más electrones que el átomo.
- La cantidad de protones en el núcleo es la misma para ambos.
- La carga nuclear es mayor en el átomo.
- El tamaño del ion es mayor que el átomo.

Por lo tanto:



## Sizes of atoms and their ions in pm

Group 1		Group 2		Group 13		Group 16		Group 17	
$\text{Li}^+$  90 Li 134	$\text{Be}^{2+}$  59 Be 90	$\text{B}^{3+}$  41 B 82	O  73 O <sup>2-</sup>  126	F  71 F <sup>-</sup>  119					
$\text{Na}^+$  116 Na 154	$\text{Mg}^{2+}$  86 Mg 130	$\text{Al}^{3+}$  68 Al 118	S  102 S <sup>2-</sup>  170	Cl  99 Cl <sup>-</sup>  167					
$\text{K}^+$  152 K 196	$\text{Ca}^{2+}$  114 Ca 174	$\text{Ga}^{3+}$  76 Ga 126	Se  116 Se <sup>2-</sup>  184	Br  114 Br <sup>-</sup>  182					
$\text{Rb}^+$  166 Rb 211	$\text{Sr}^{2+}$  132 Sr 192	$\text{In}^{3+}$  94 In 144	Te  135 Te <sup>2-</sup>  207	I  133 I <sup>-</sup>  206					

## 2.2. Propiedades relacionadas con la energía.

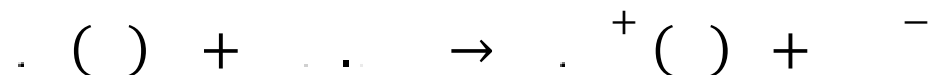
---

### 2.2.1. Energía de ionización (E.I) o Potencial de ionización (P.I)

---

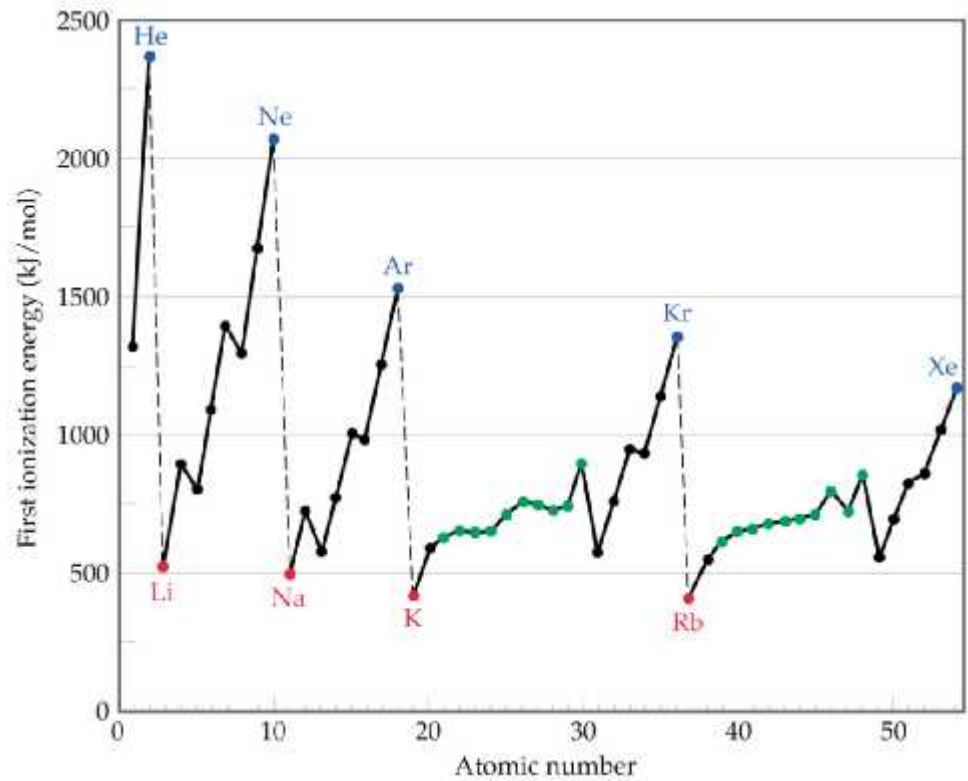
Corresponde a la energía mínima necesaria para sacar un electrón desde el estado fundamental o ion gaseoso.

Para un átomo cualquiera, la primera ionización viene dada por:

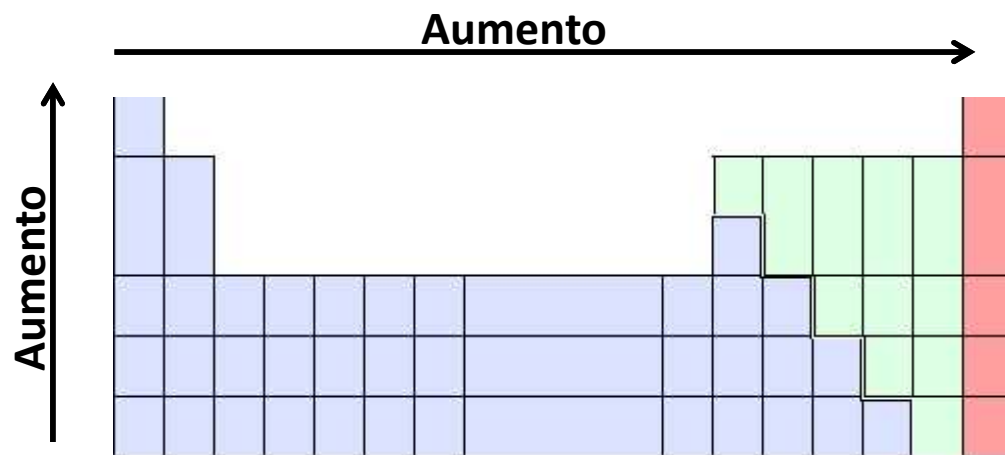


En la Tabla periódica se verifica que mientras menos energía se necesite para arrancar un electrón a un átomo, menor será su valor de P.I (metales por ejemplo). Por el contrario, aquellos átomos con estabilidad energética (gases nobles) tienen los más altos valores de P.I, esto porque la estabilidad energética no le confiere capacidad al átomo para perder electrones.

**Por lo tanto, a mayor comportamiento metálico, menor será el valor de P.I de un elemento.**



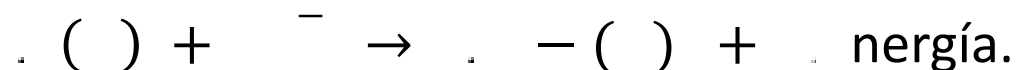
### 2.2.1.1. Variación periódica.



## 2.2.2. Afinidad electrónica. (AE)

Energía asociada al proceso de adición de un electrón a un átomo neutro, gaseoso y aislado, que da lugar a la formación de un ion gaseoso negativo (anión).

Una representación general de este proceso es:



Por convención, si la adición de un electrón se **desprende** energía, la AE se considera **negativa**, y si **absorbe**, la EA se considera **positiva**.

Mientras mayor sea su valor, mayor será la tendencia del elemento a aceptar electrones para formar un anión y mayor será la energía liberada. (Proceso exotérmico)

Ejemplo:

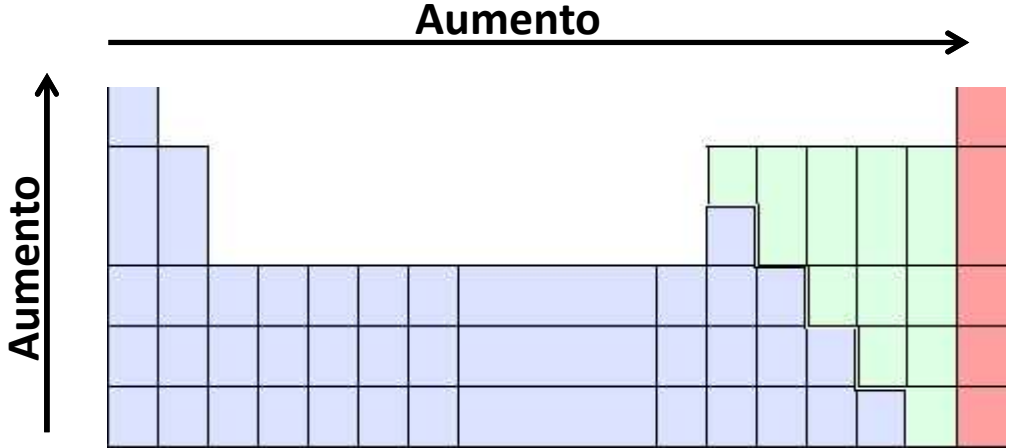


Mientras más energía libera un átomo al captar un electrón, más estable será el anión que se forma.

Sin embargo, no todos los átomos aceptan fácilmente un electrón. El Be, por ejemplo, tiene una EA = +241 kJ/mol. El signo positivo indica que para aceptar un electrón se requiere agregar energía al sistema.

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

# 2.2.2.1.Variación periódica.





### 2.2.3. Electronegatividad (EN)

Es una medida de la capacidad que tiene un átomo de un elemento para atraer, en un enlace químico covalente, a los electrones compartidos con otros átomos. Mientras mayor es la electronegatividad de un elemento, mayor es su capacidad para atraer los electrones compartidos.

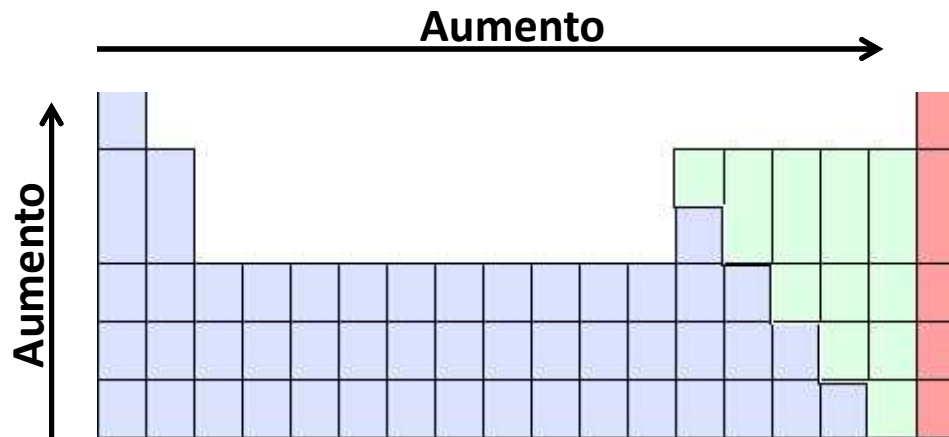
Linus Pauling desarrolló una escala numérica para la electronegatividad de los elementos químicos. Al elemento más electronegativo se le asigna el valor 4,0, que corresponde al flúor (F), mientras que el menos electronegativo, el cesio (Cs), tiene un valor de 0,7, que comparte con el francio (Fr).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H 1 2.1																	He 2
2	Li 2 1.0	Be 4 1.5	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN										B 5 2.0	C 6 2.5	N 7 3.0	O 8 3.5	F 9 4.0	Ne 10
3	Na 3 0.9	Mg 12 1.2	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN										Al 13 1.5	Si 14 1.8	P 15 2.1	S 16 2.5	Cl 17 3.4	Ar 18
4	K 4 0.8	Ca 20 1.0	Sc 21 1.3	Ti 22 1.3	V 23 1.6	Cr 24 1.6	Mn 25 1.5	Fe 26 1.8	Co 27 1.8	Ni 28 1.8	Cu 29 1.9	Zn 30 1.6	Ga 31 1.6	Ge 32 1.8	As 33 2.0	Se 34 2.4	Br 35 2.8	Kr 36
5	Rb 5 0.8	Sr 38 1.0	Y 39 1.2	Zr 40 1.2	Nb 41 1.6	Mo 42 1.8	Tc 43 1.9	Ru 44 2.2	Rh 45 2.2	Pd 46 2.2	Ag 47 1.9	Cd 48 1.7	In 49 1.7	Sn 50 1.8	Sb 51 1.9	Te 52 2.1	I 53 2.5	Xe 54
6	Cs 6 0.7	Ba 56 0.9	La 71 1.1	Hf 72 1.3	Ta 73 1.5	W 74 1.7	Re 75 1.9	Os 76 2.2	Ir 77 2.2	Pt 78 2.2	Au 79 2.4	Hg 80 1.9	Tl 81 1.8	Pb 82 1.8	Bi 83 1.9	Po 84 2.0	At 85 2.2	Rn 86

## Analizando los casos del flúor y cesio.

Cuando el flúor se une a otro elemento debe compartir electrones con él. Estos electrones están siempre más cerca del flúor o incluso se los apropia totalmente, formando iones  $F^-$ . Con el cesio ocurre todo lo contrario, pues cuando éste se une a otros elementos, los electrones del enlace se separan del átomo o incluso los pierde totalmente, originando iones  $Cs^+$ .

### 2.2.3.1. Variación periódica.



- Los elementos más electronegativos son los halógenos. (Grupo VII A o 17).
- Los elementos menos electronegativos son el Cs y Fr. (Grupo I A o 1)

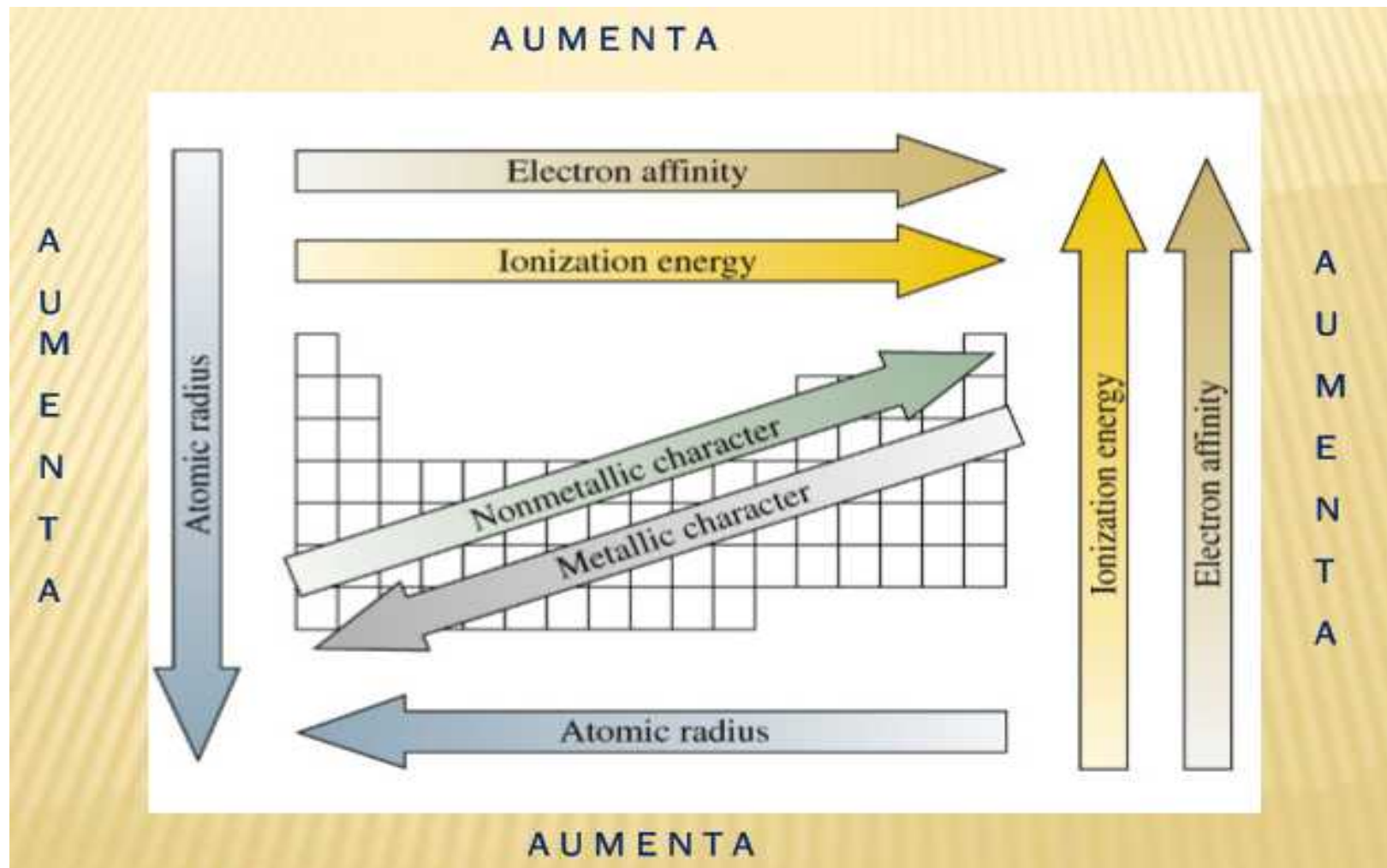
#### Análisis.

A lo largo de un período disminuye el radio atómico y la carga nuclear efectiva aumenta; por lo tanto, aumenta la capacidad del átomo para atraer electrones compartidos con otro átomo.

En un grupo, en cambio, a medida que se desciende, el radio atómico aumenta, la carga nuclear efectiva disminuye, y en consecuencia, también disminuye la EN.

## Tabla de ayuda

Cuando tengas dudas sobre el comportamiento de las propiedades periódicas, no olvides esta tabla que resume la variación de todas ellas en la tabla periódica.



## 3. Propiedades macroscópicas.

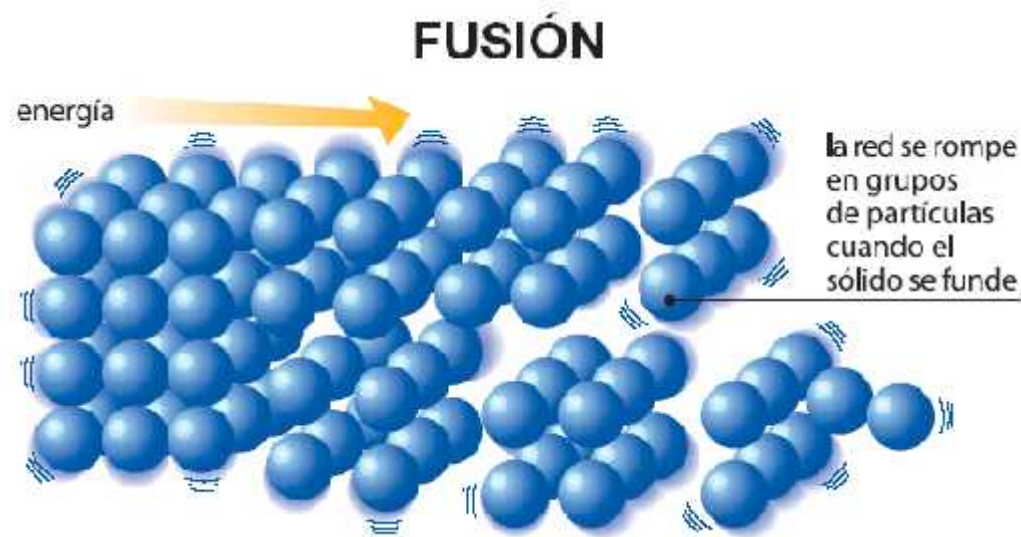
### 3.1 Punto de fusión.

La fusión es el paso **de sólido a líquido**. Para conseguirla hay que aumentar la temperatura del sólido.

La fusión se produce a una temperatura constante, denominada **temperatura de fusión**, que es característica para cada sustancia pura.



Fusión del hierro



## 3.2 Punto de ebullición.

El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa.

El punto de ebullición normal es la temperatura a la cual un líquido hierve cuando la presión externa es 1 atm.



- La **ebullición** es un fenómeno que afecta a toda la masa del líquido. Tiene lugar a una temperatura determinada constante que depende de la presión.
- La **evaporación** consiste en el pasaje lento y gradual de el estado líquido hacia el estado gaseoso. A diferencia de la ebullición, se produce a cualquier temperatura, siendo más rápido cuanto más elevada es ésta.

### 3.3 Diagrama general de fases

