



Universidad Autónoma del Estado de México  
Unidad Académica Profesional Tianguistenco

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO

Unidad Académica Profesional Tianguistenco

Programa educativo:  
Ingeniería en Plásticos

Unidad de Aprendizaje: **Química**

**Unidad 1. Introducción al estudio de la Química**

Por:  
M. en C. Isaias Alcalde Segundo

Septiembre de 2019



## Justificación académica y guía del uso del material didáctico

El estudio de la química es de suma importancia para los futuros Ingenieros en Plástico. Esta disciplina proporciona las respuestas para casi todas las preguntas en torno a la estructura y composición de la materia; así como de su composición y transformación..

Esta material permite conocer las propiedades de las partículas atómicas, moléculas e iones, así como estructuras químicas y electrónicas de la materia a través del empleo de la tabla periódica, para identificar elementos compuestos y materiales sólidos. .

Para acceder esta presentación se requiere contar con un visualizador de archivos en PDF; se sugiere Adobe Acrobat Reader.



# UNIDAD 1.- INTRODUCCIÓN AL ESTUDIO DE LA QUÍMICA

- 1.1. Estructura atómica
- 1.2. Tabla periódica
- 1.3. Tipos de enlaces
- 1.4. Consecuencias del enlace
- 1.5. Teoría del enlace Valencia

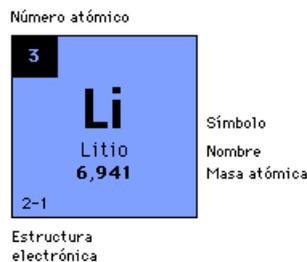


# 1.1 Estructura atómica



## 1.1.1 Número atómico y masa atómica

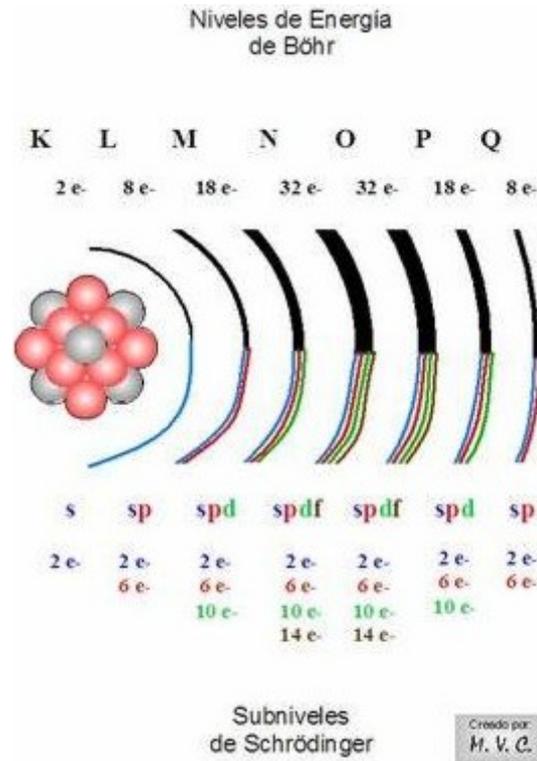
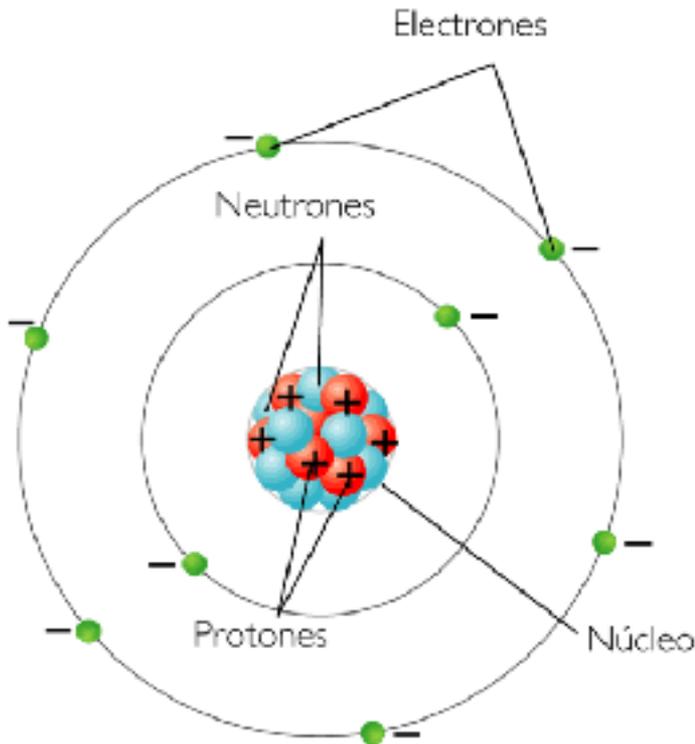
- Átomos diferentes tienen **distinto número de protones y de neutrones** en sus núcleos
- Para determinar cuántos protones y neutrones hay en un átomo, se debe conocer el **número atómico (Z)** y el **número másico (A)**.



Número de masa = número de protones + número de neutrones  
número de atómico + número de neutrones



# Descripción de las partículas subatómicas. Estructura del átomo





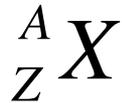
## Partículas elementales

Partícula	Masa (kg)	Carga (C)
Protón	$1.674 \times 10^{-27}$	$+ 1.602 \times 10^{-19}$
Neutrón	$1.672 \times 10^{-27}$	0
Electrón	$9.11 \times 10^{-31}$	$- 1.602 \times 10^{-19}$



## ¿En que se diferencian los átomos de otros?

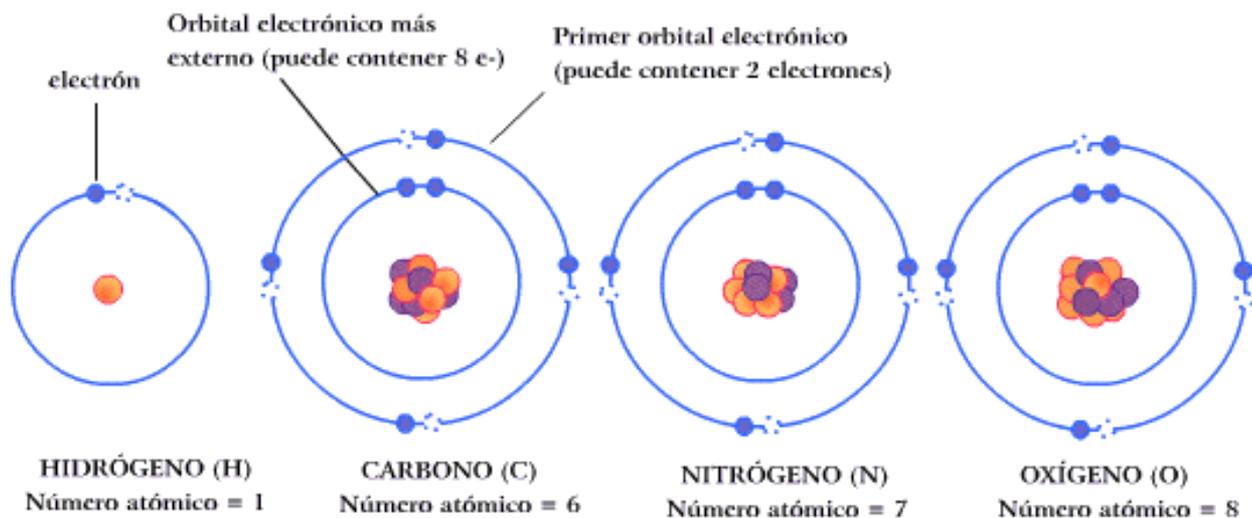
- Átomos diferentes tienen **distinto número de protones y de neutrones** en sus núcleos
- Para determinar cuántos protones y neutrones hay en un átomo, se debe conocer el **número atómico (Z)** y el **número másico (A)**.



Número de masa = número de protones + número de neutrones  
número de atómico + número de neutrones

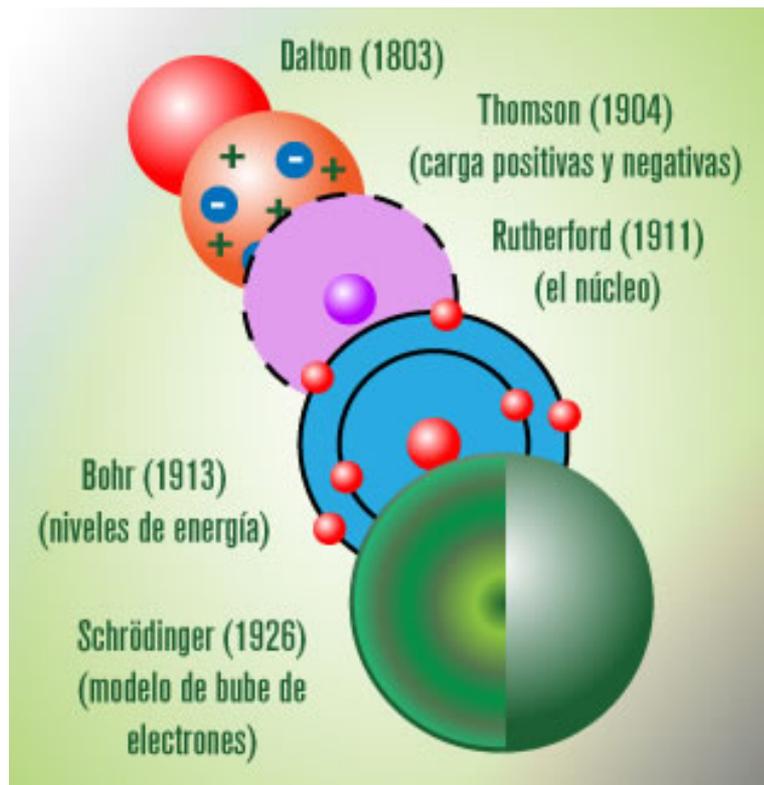


# Estructura atómica





## 1.1.2 Teorías atómicas



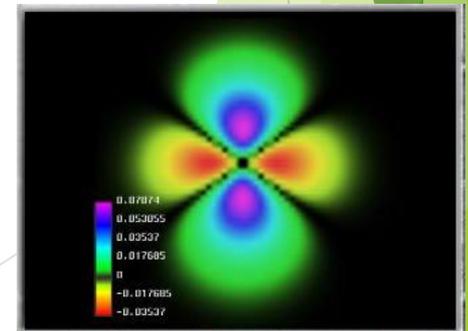


# Teoría cuántica y la estructura de electrónica de los átomos

La cuantización de la energía y la dualidad onda-partícula fué desarrollado bajo el nombre de *Mecánica Cuántica* por Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg, Paul Dirac, y otros alrededor de 1925-1926.

## Ecuación de Schrödinger

$$\left[ -\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2}{\partial x^2} + V(x) \right] \Psi(x, t) = -\frac{\hbar}{i} \frac{\partial}{\partial t} \Psi(x, t)$$





### 1.1.3. Configuración electrónica: números cuánticos y descripción de subniveles y orbitales en un átomo.

Los primeros tres números cuánticos se derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno y son:

- a) número cuántico principal ( $n$ ),
- b) número cuántico del momento angular ( $l$ ) y el
- c) número cuántico magnético ( $m_l$ ).

El d) número cuántico de espín es un cuarto número cuántico que describe el comportamiento de determinado electrón y completa la descripción de los electrones en los átomos.



## Números cuánticos

a) Número cuántico principal ( $n$ ) 1, 2, 3, ...,

expresa la mayor o menor probabilidad de encontrar al  $e^-$  cerca del núcleo. Indica el número de capa o nivel energético de la misma.

b) Número cuántico secundario ( $l$ ) 0, ...,  $n-1$ , para cada  $n$ ;

especifica el momento angular del electrón en su movimiento alrededor del núcleo y determina la forma espacial del orbital. Indica el número de subniveles energéticos que pueden existir en un nivel dado.

Valor del número cuántico $l$	0	1	2	3	4	5	...
Letra asignada	s	p	d	f	g	h	...

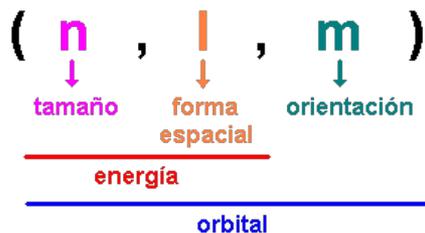


## Números cuánticos

c) Número cuántico magnético ( $m$ )  $-l, \dots, 0, \dots, +l$

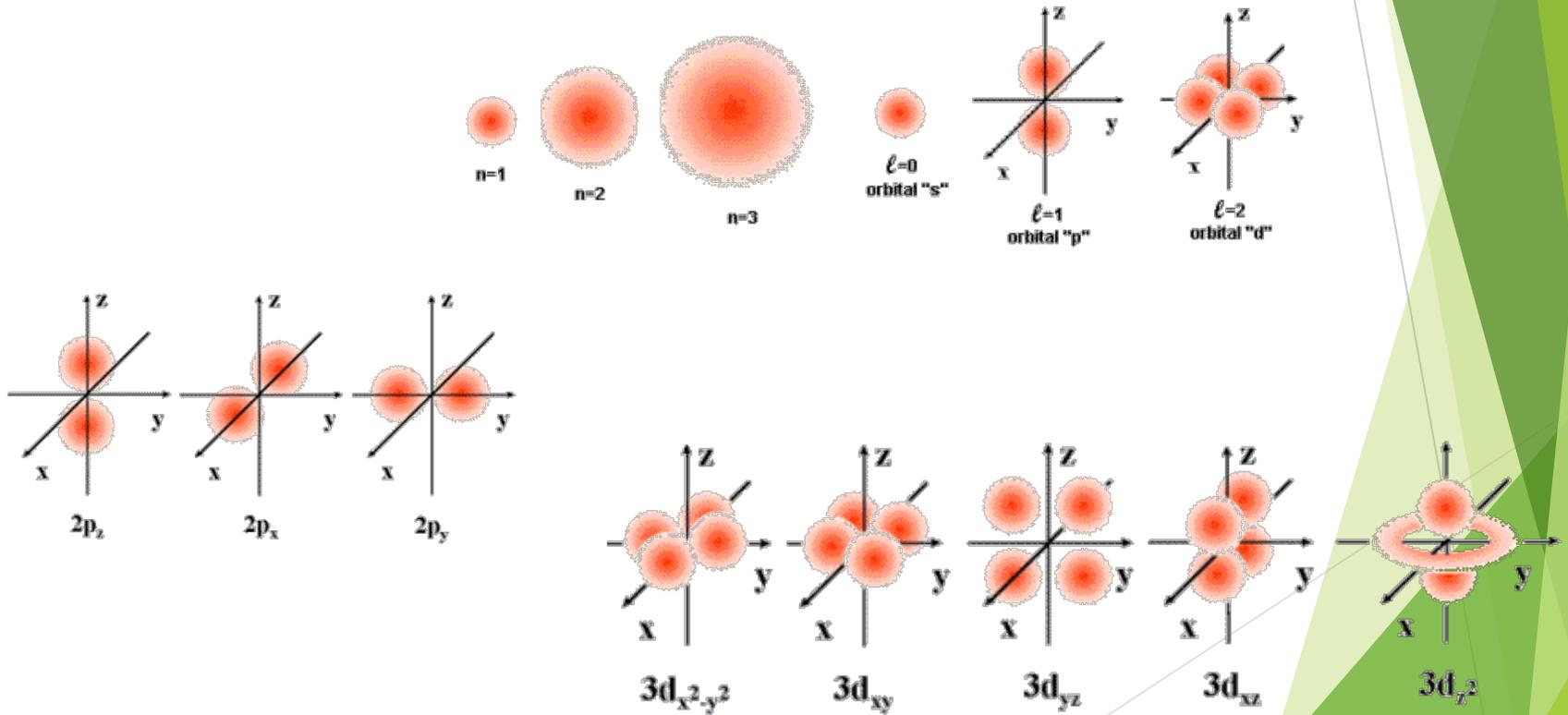
para cada " $l$ "; representa la orientación de la forma espacial de cada orbital según un eje arbitrario de referencia que viene dado por un campo magnético externo.

Los tres números cuánticos, definen un orbital; su tamaño, su forma y su orientación, así como su energía:





## Representación gráfica de algunos orbitales atómicos

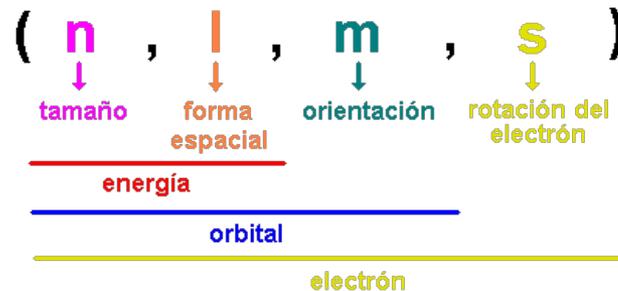




## Números cuánticos

d) Número cuántico de spins  $s +\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

Representa el movimiento de rotación del electrón alrededor de sí mismo. Al poder tener sólo dos sentidos de giro sobre sí mismo, "s" sólo podrá tomar 2 valores  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

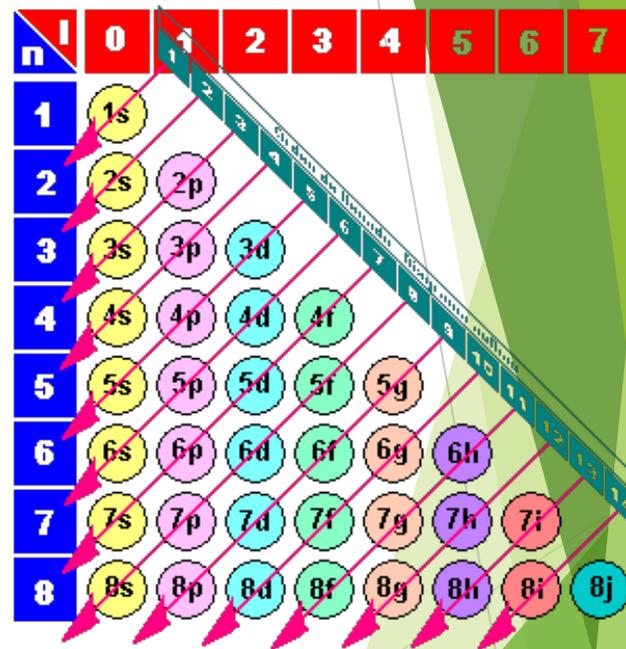




## Configuraciones electrónicas

Es la forma de saber cómo son ocupados los electrones en estado fundamental o de mínima energía. Tomando en cuenta lo siguiente:

- Cada orbital puede tener, como máximo, dos electrones con spines antiparalelos (principio de exclusión de Pauli).
- Los orbitales se llenan empezando por el de menor energía y siguiendo por los demás en orden creciente (principio de aufbau).
- Al ocupar los orbitales degenerados, cada uno de ellos ha de estar ocupado por un electrón antes de asignar un segundo electrón a cualquiera de ellos (regla de la máxima multiplicidad de Hund).





## Principio de Exclusión de Pauli

- *Dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales*
- Si dos electrones tienen iguales  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  por tanto se encuentran en el mismo orbital
- Es necesario que un electrón tenga un  $m_s = 1/2$  y el otro un  $m_s = -1/2$



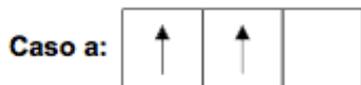


## Orden de llenado de los orbitales. Regla de Hund

- La configuración más estable en los subniveles es aquella que tenga mayor multiplicidad.
- La multiplicidad se define como:  $P = 2S+1$   
Donde:

$$S = \sum m_z$$

Supongamos 2 electrones en los orbitales p, existen dos posibilidades



$$S = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 1 \quad P = 2 * 1 + 1 = 3$$



$$S = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0 \quad P = 2 * 0 + 1 = 1$$

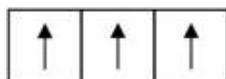
a es más estable que b



## Excepciones a la regla de llenado

### Excepciones a la regla de llenado.

Los orbitales semillenos presentan una estabilidad extra.

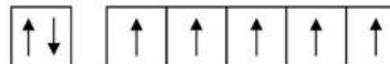
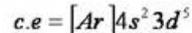
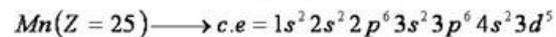
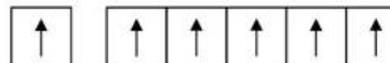
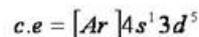
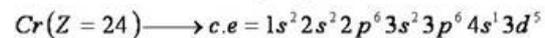
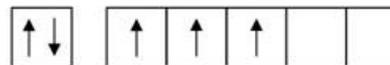
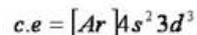
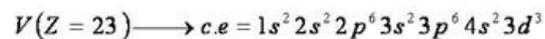


$np^3$  es muy estable



$nd^5$  es muy estable

Esto hace que en metales de transición, elementos como el Cromo llenen antes los orbitales 3d que se llene completamente el orbital 4s





## Configuraciones electrónicas

Átomo	Z	Configuración electrónica			
Li	3	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑	
Be	4	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓	
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑ ↑
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

### Configuración electrónica de Metales de Transición.

Sc:	[Ar]	↑					↑↓	[Ar] $3d^1 4s^2$
Ti:	[Ar]	↑	↑				↑↓	[Ar] $3d^2 4s^2$
V:	[Ar]	↑	↑	↑			↑↓	[Ar] $3d^3 4s^2$
Cr:	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑	[Ar] $3d^5 4s^1$
Mn:	[Ar]	↑	↑	↑	↑	↑	↑↓	[Ar] $3d^5 4s^2$
Fe:	[Ar]	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑↓	[Ar] $3d^6 4s^2$
Co:	[Ar]	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑↓	[Ar] $3d^7 4s^2$
Ni:	[Ar]	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑↓	[Ar] $3d^8 4s^2$
Cu:	[Ar]	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	[Ar] $3d^{10} 4s^1$
Zn:	[Ar]	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	[Ar] $3d^{10} 4s^2$



# La tabla periódica y configuraciones electrónicas

**Bloque s**

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

**Bloque f**

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



# Universidad Autónoma del Estado de México

## Unidad Académica Profesional Tianguistenco

Capacidad	Configuración electrónica	Orbitales																			
		s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>		
2	1s																	2	He 4,003 Helio		
8	2s2p	3 Li 6,94 Litio	4 Be 9,01 Berilio													5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Nitrógeno	8 O 16,00 Oxígeno	9 F 18,99 Flúor	10 Ne 20,18 Neón
8	3s3p	11 Na 22,99 Sodio	12 Mg 24,31 Magnesio													13 Al 26,98 Aluminio	14 Si 28,09 Silicio	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,07 Azufre	17 Cl 34,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argón
18	4s3d4p	19 K 39,10 Potasio	20 Ca 40,08 Calcio	21 Sc 44,96 Escandio	22 Ti 47,90 Titanio	23 V 50,94 Vanadio	24 Cr 52,00 Cromo	25 Mn 54,94 Manganeso	26 Fe 55,85 Hierro	27 Co 58,93 Cobalto	28 Ni 58,70 Níquel	29 Cu 63,55 Cobre	30 Zn 65,38 Zinc	31 Ga 69,72 Galio	32 Ge 72,59 Germanio	33 As 74,92 Arsénico	34 Se 78,96 Selenio	35 Br 79,90 Bromo	36 Kr 83,80 Criptón		
18	5s4d5p	37 Rb 85,47 Rubidio	38 Sr 87,62 Estroncio	39 Y 88,91 Itrio	40 Zr 91,22 Zirconio	41 Nb 92,91 Niobio	42 Mo 95,94 Molibdeno	43 Tc [97] Tecnecio	44 Ru 101,07 Rutenio	45 Rh 102,91 Rodio	46 Pd 106,4 Paladio	47 Ag 107,87 Plata	48 Cd 112,40 Cadmio	49 In 114,82 Indio	50 Sn 118,69 Estaño	51 Sb 121,75 Antimonio	52 Te 127,60 Teluro	53 I 126,90 Yodo	54 Xe 131,30 Xenón		
32	6s4f5d6p	55 Cs 132,91 Cesio	56 Ba 137,33 Bario	57 La 138,91 Lantano	72 Hf 178,49 Hafnio	73 Ta 180,95 Tántalo	74 W 183,85 Volfranio	75 Re 186,21 Renio	76 Os 190,2 Osmio	77 Ir 192,22 Iridio	78 Pt 195,09 Platino	79 Au 196,97 Oro	80 Hg 200,59 Mercurio	81 Tl 204,37 Talio	82 Pb 207,19 Plomo	83 Bi 208,98 Bismuto	84 Po [209] Polonio	85 At [210] Astatio	86 Rn [222] Radón		
32	7s5f6d7p	7 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Hidrógeno	89 Ac [227] Actinio	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [262] Dubnio	106 Sg [263] Seaborgio	107 Bh [264] Hidrógeno	108 Hs [265] Hassio	109 Mt [268] Meitnerio	110 Uun [269] Ununnilio	111 Uuu [272] Unununio	112 Uub [277] Ununbium								

Número atómico → 1  
 Masa atómica\* → 1,008  
 Nombre → Hidrógeno

Simbolo Negro - sólido  
 Azul - líquido  
 Rojo - gas  
 Violeta - artificial

\* Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

Metales  
 Semimetales  
 No metales  
 Gases nobles

Metales ↔ No metales

Configuración electrónica	f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>
Lantni dos	58 Ce 140,12 Cerio	59 Pr 140,91 Praseodimio	60 Nd 144,24 Neodimio	61 Pm [145] Promecio	62 Sm 150,35 Samario	63 Eu 151,96 Europio	64 Gd 157,25 Gadolinio	65 Tb 158,93 Terbio	66 Dy 162,50 Disprobio	67 Ho 164,93 Holmio	68 Er 167,26 Erbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Iterbio	71 Lu 174,97 Lutecio
Actnidos 7	90 Th 232,04 Torio	91 Pa [231] Protactinio	92 U 238,03 Uranio	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curio	97 Bk [247] Berquellio	98 Cf [251] Californio	99 Es [254] Einstenio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [260] Laurencio



## Tabla de Elementos Químicos

#	sim.	nombre	periodo, bloque	grupo	estado a 20°C 1atm	peso atómico	estados de oxidación	conf. electrónica
1	H	Hidrógeno	1, s	1	gas	1.00794	1	1s1
2	He	Helio	1, s	18	gas	4.002602		1s2
3	Li	Litio	2, s	1	solido	6.941	1	1s2 2s1
4	Be	Berilio	2, s	18	solido	9.012182	2	1s2 2s2
5	B	Boro	2, p	13	solido	10.811	3	1s2 2s2 p1
6	C	Carbono	2, p	14	solido	12.0107	± 4,2	1s2 2s2 p2
7	N	Nitrógeno	2, p	15	gas	14.0067	± 3,5,4,2	1s2 2s2 p3
8	O	Oxígeno	2, p	16	gas	15.9994	-2	1s2 2s2 p4
9	F	Fluor	2, p	17	gas	18.9984032	-1	1s2 2s2 p5
10	Ne	Neon	2, p	18	gas	20.1797		1s2 2s2 p6
11	Na	Sodio	3, s	1	solido	22.98977	1	[Ne] 3s1
12	Mg	Magnesio	3, s	2	solido	24.305	2	[Ne] 3s2
13	Al	Aluminio	3, p	13	solido	26.981538	3	[Ne] 3s2 p1
14	Si	Silicio	3, p	14	solido	28.0855	4	[Ne] 3s2 p2
15	P	Fósforo	3, p	15	solido	30.973761	± 3,5,4	[Ne] 3s2 p3
16	S	Azufre	3, p	16	solido	32.065	± 2,4,6	[Ne] 3s2 p4
17	Cl	Cloro	3, p	17	gas	35.453	± 1,3,5,7	[Ne] 3s2 p5
18	Ar	Argón	3, p	18	gas	39.948		[Ne] 3s2 p6
19	K	Potasio	4, s	1	solido	39.0983	1	[Ar] 4s1
20	Ca	Calcio	4, s	2	solido	40.078	2	[Ar] 4s2



## 1.2 Tabla periódica



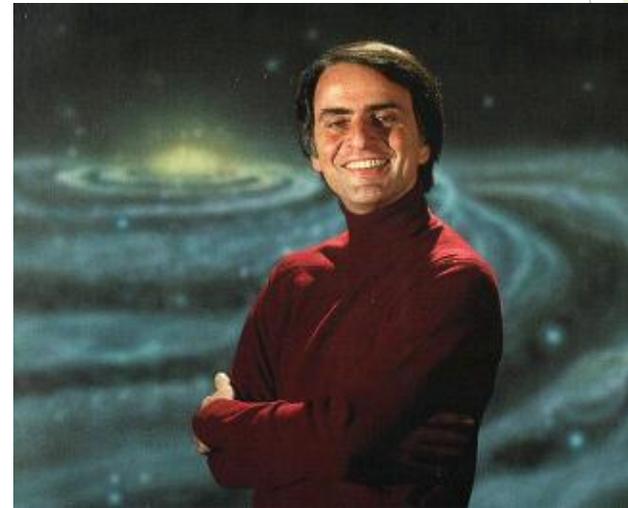
Universidad Autónoma del Estado de México  
Unidad Académica Profesional Tlanguistenco

## Origen estelar de los elementos químicos



Casi todos los elementos químicos de la tabla periódica fueron sintetizados por reacciones nucleares en el interior de las estrellas

*“Somos polvo de estrellas”*



Carl Sagan (1934-1996)



## Origen estelar de los elementos químicos



El Big Bang, (gran explosión) constituye el momento en que de la "nada" emerge toda la materia, es decir, el origen del Universo

- Aproximadamente 15,000 millones de años.
- Temperatura  $10^{19}$  K.
- La **fuerza intensa** integro las partículas al núcleo (protones y neutrones).
- La **fuerza electromagnética** unió a los electrones a los núcleos para formar los átomos (hidrogeno).
- La materia lanzada está constituida por partículas elementales: electrones, positrones, mesones, bariones, neutrinos, fotones, etcétera.
- La materia como tal (protones y electrones) comenzó a crearse con la coalescencia de hadrones y de leptones, respectivamente.



## Partículas subatómicas con relevancia en química

Partícula	Símbolo	Masa/u*	Número másico	Carga/e^	Espín
Electrón	${}^0_{-1}e$	$5.486 \times 10^{-4}$	0	-1	$\frac{1}{2}$
Protón	${}^1_1H$ ó ${}^1_1p$	1.0073	1	+1	$\frac{1}{2}$
Neutrón	${}^1_0n$	1.0087	1	0	$\frac{1}{2}$
Fotón	$g$	0	0	0	1
Neutrino		c.0	0	0	$\frac{1}{2}$
Positrón	${}^0_1e$	$5.486 \times 10^{-4}$	0	+1	$\frac{1}{2}$
Partícula alfa	${}^4_2He$ ó ${}^4_2\alpha$	[núcleo ${}^4_2He^{2+}$ ]	4	+2	0
Partícula beta	$b$	[electrón expulsado del núcleo]	0	-1	$\frac{1}{2}$
Fotón	$g$	[radiación electromagnética del núcleo]	0	0	1

\*las masas están expresadas en unidades atómicas de masas, u, siendo  $u=1.6605 \times 10^{-27}$  kg.

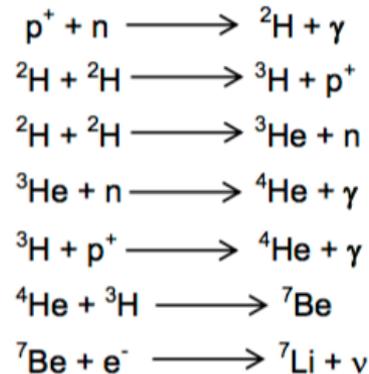
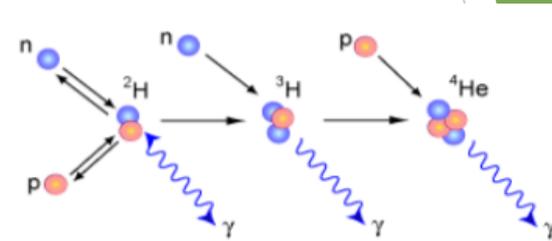
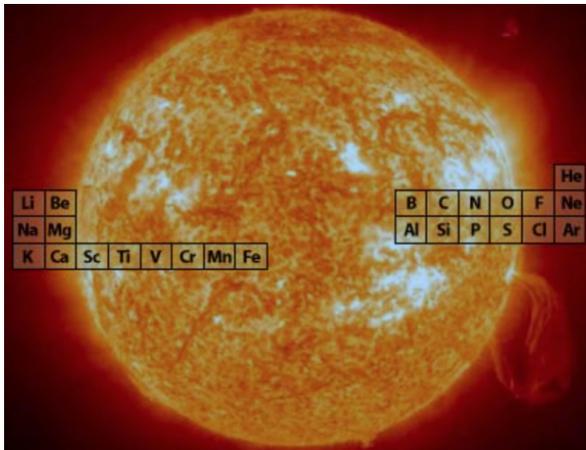
^ La carga elemental del e es  $1.602 \times 10^{-19}$ .



## Origen estelar de los elementos químicos

### a) Nucleosíntesis primigenia

- Ocurrió del tiempo cero a apenas unos cuatro minutos.
- El hidrógeno y el helio fueron los productos primarios.
- En cantidades ínfimas se formaron trazas de Li y de Be.



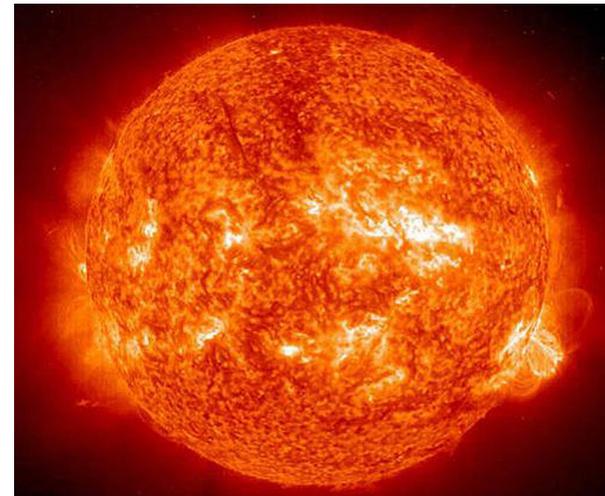
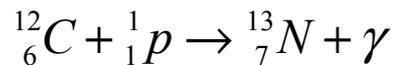
Los núcleos con masa 5 y 8 por ser inestables no se formaron en esta etapa



## Origen estelar de los elementos químicos

### b) Nucleosíntesis estelar

- A partir de átomos de H y He se forman nubes de polvo que alcanzan temperaturas  $10^7$  K.
- Se fusionan 4 protones para formar núcleos de helio.



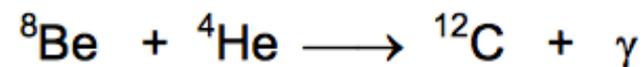
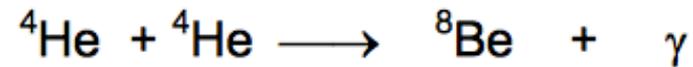
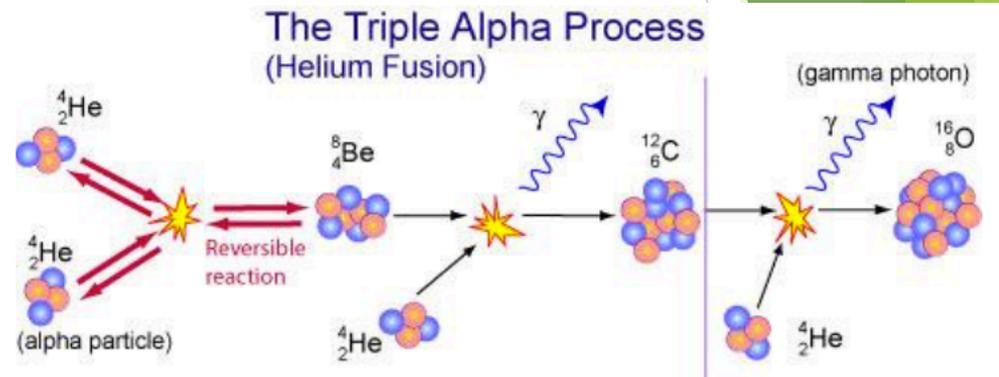
Al agotarse el hidrogeno en las estrella, se forma una Gigante Roja.



## Origen estelar de los elementos químicos

### b) Nucleosíntesis estelar

- Una gigante roja alcanza los  $10^8\text{K}$ .
- Los núcleos de He se fusionan para formar  $^{12}\text{C}$  (proceso triple alfa).
- Para que los núcleos de carbono puedan fusionarse para producir núcleos más pesados, se requieren temperaturas más elevadas.

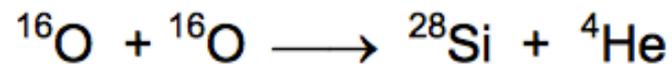




## Origen estelar de los elementos químicos

### b) Nucleosíntesis estelar

A temperaturas entre  $5 \times 10^8$  K  
y  $2 \times 10^9$  K, se forman:

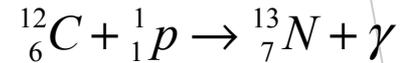




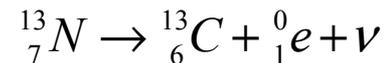
## Origen estelar de los elementos químicos

Entre las reacciones más importantes están:

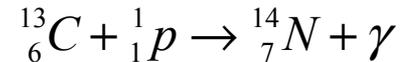
- Captura del protón por el carbono-12:



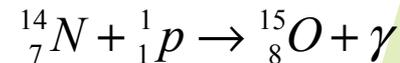
- Desintegración de positrón acompañada por la emisión de neutrino ( $\nu$ ):



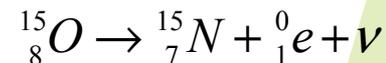
- Captura de protón por el carbono-13:



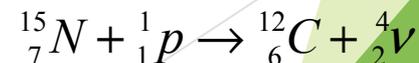
- Captura de protón por el nitrógeno-14:



- Desintegración de positrón, acompañada por la emisión de neutrino:



- Captura de protón por el nitrógeno-15:

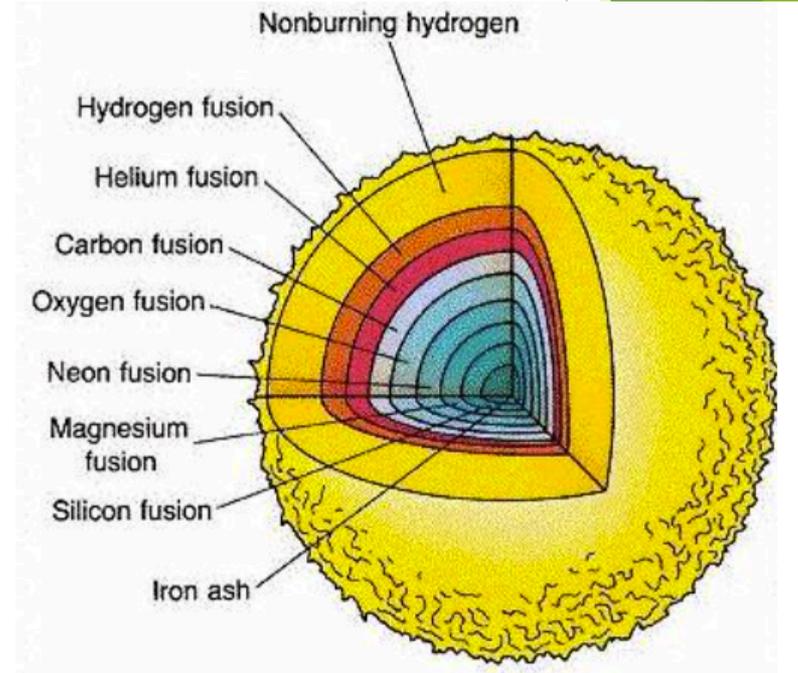




## Origen estelar de los elementos químicos

### b) Nucleosíntesis estelar

- A temperaturas de unos  $4 \times 10^9$  K los núcleos de  $^{24}\text{Mg}$  y  $^{28}\text{Si}$  se fusionan con partículas alfa para formar  $^{36}\text{Ar}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{44}\text{Sc}$ ,  $^{48}\text{Ti}$ ,  $^{52}\text{Cr}$  principalmente  $^{56}\text{Ni}$ , el cual decae a  $^{56}\text{Fe}$ .
- Todas estas reacciones a pesar de requerir elevadas temperaturas para iniciarse, son exotérmicas.
- Para la obtención de cualquier núcleo más pesado que el hierro, es un proceso endotérmico.





## Origen estelar de los elementos químicos

### b) Nucleosíntesis estelar-Nucleosíntesis en las supernovas



Las supernovas son estrellas masivas que ya no pueden desarrollar reacciones termonucleares en su núcleo

- Durante una explosión de supernova es posible crear elementos más pesados que el hierro.
- Esto se basa en un proceso llamado proceso-r (la r viene de rápido).



## 1.2.1 Clasificación de los elementos químicos y ley periódica

Tabla periódica de los elementos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
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	* 71 Lu	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	** 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	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		
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		

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



## Clasificación de los elementos químicos

Bloque	Grupo	Nombres	Configuración electrónica
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13 (III)	Térreos	$n s^2 p^1$
	14 (IV)	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15 (V)	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16 (VI)	Anfígenos (o calcógenos)	$n s^2 p^4$
	17 (VII)	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2(n-1)d^{1-10}$
f		Elementos de transición interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$



## 1.2.2 Periodicidad

Son aquellas propiedades que se repiten periódicamente tanto en los grupos como en los períodos y estas propiedades periódicas son:

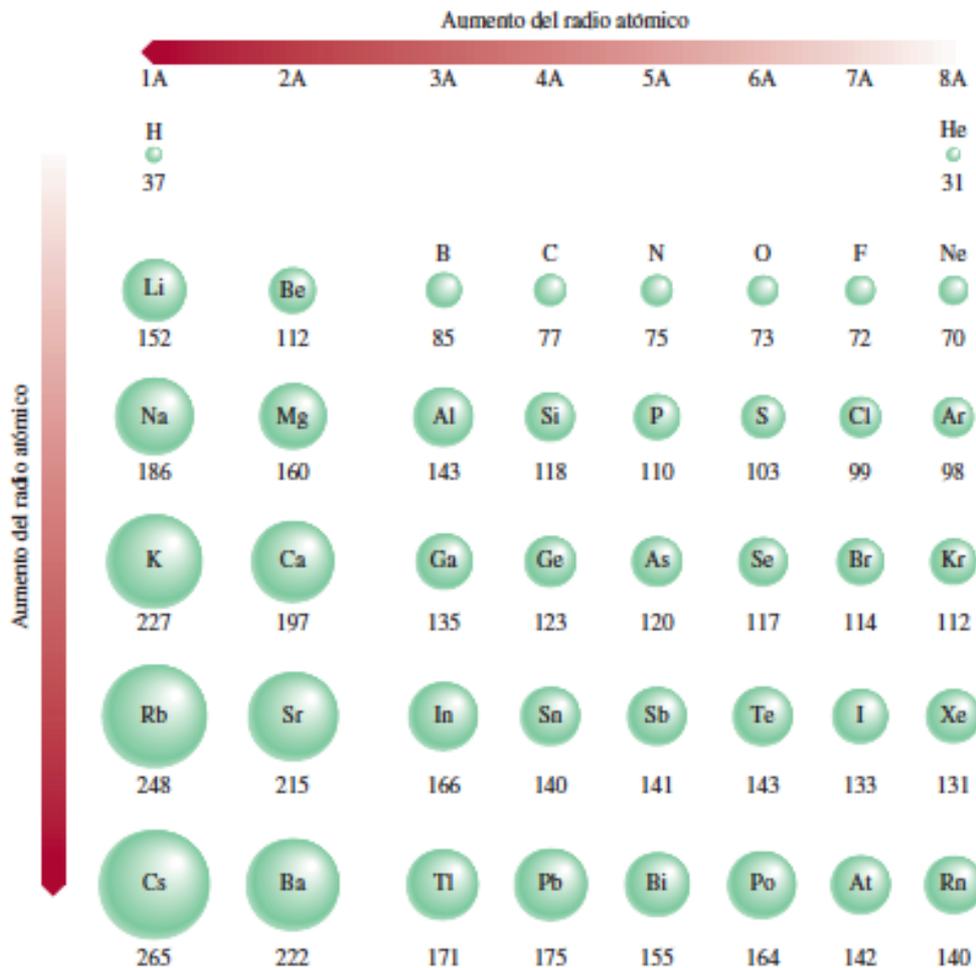
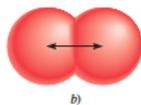
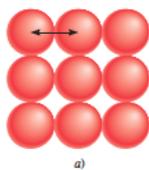
- Radio iónico y atómico
- Carácter metálico
- Energía de ionización
- Afinidad electrónica
- electronegatividad



## 1.2.2.1 Radio Atómico y radio iónico

a) Es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos adyacentes o

b) la mitad de la distancia entre los centros de los átomos en la molécula.

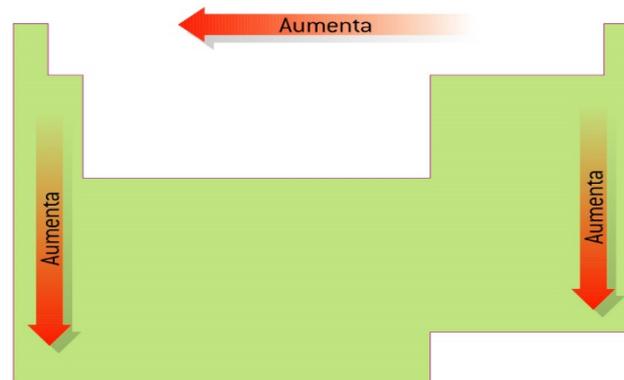




## El tamaño atómico

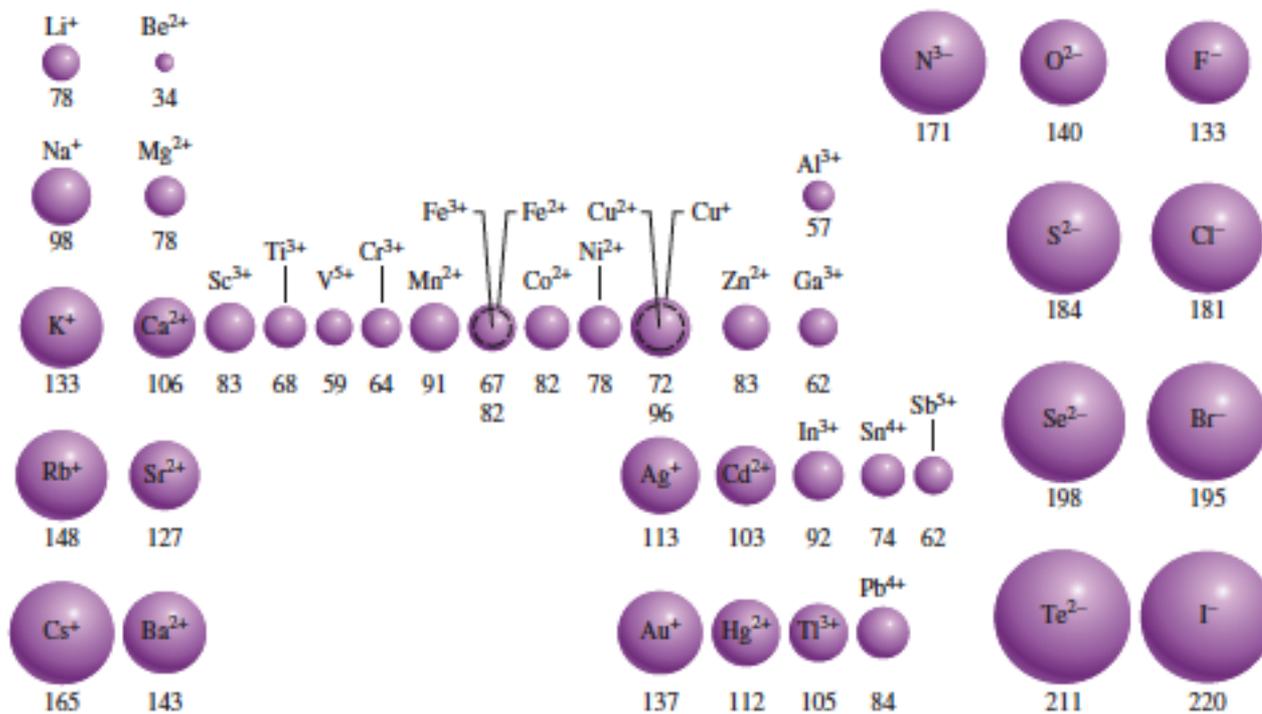
- El tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**
- Al aumentar el número de electrones en la misma capa (capa de valencia) el apantallamiento casi no cambia, en cambio al aumentar la carga nuclear aumenta la atracción ( $Z_{ef}$ ) y los electrones se acercan más al núcleo

VARIACIÓN DEL TAMAÑO DE LOS ÁTOMOS EN EL SP





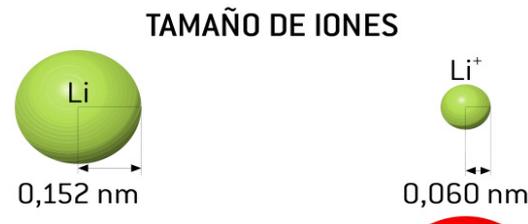
## Radio iónico (en picómetros)





## El tamaño iónico

- **En iones positivos:** el tamaño del catión es más pequeño que el del átomo neutro (al perder electrones de la capa más externa, los que quedan son atraídos por el núcleo con más fuerza por la carga positiva del núcleo)



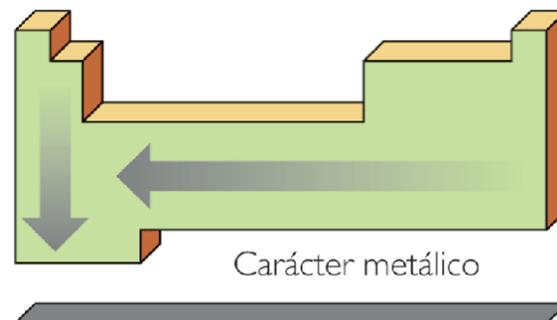
- **En iones negativos:** el tamaño del anión es más grande que el del átomo neutro. Estos electrones aumentan las fuerzas de repulsión existentes entre ellos





## 1.2.2.3 Carácter metálico

- Se considera metal desde un punto de vista electrónico cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.
- Un no-metal es todo elemento que difícilmente cede electrones y sí tiene tendencia a ganarlos.
- Los gases nobles no tienen ni carácter metálico ni no metálico.
- La línea quebrada que empieza en el boro (B) y termina en el astato (At) marca la separación entre los metales.
- Los semimetales son los elementos que no tienen muy definido su carácter metálico o no metálico.



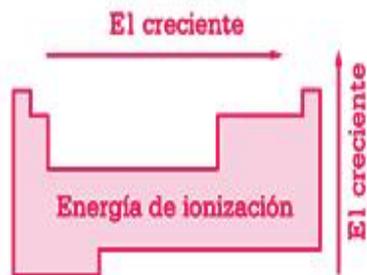
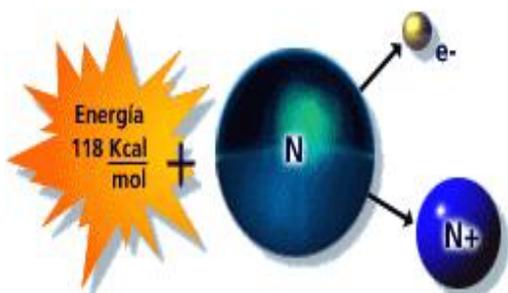


### 1.2.1.3 Energía de ionización o potencial de ionización

Es la energía que requiere un átomo gaseoso en estado basal, para perder totalmente un electrón.

#### Energía de Ionización

Energía o trabajo necesario para sacar el electrón más débilmente unido del átomo aislado



Li	Be
520	900
Na	Mg
496	738
K	Ca
419	590
Rb	Sr
403	550
Cs	Ba
376	503

				H	He
				1312	2372
B	C	N	O	F	Ne
801	1086	1402	1314	1681	2081
Al	Si	P	S	Cl	Ar
578	786	1012	1000	1251	1520
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
579	762	944	941	1140	1351
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
558	709	832	869	1009	1170
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
589	716	703	812		1037



## Energía de ionización o potencial de ionización



<b>Li</b> 520	<b>Be</b> 900
<b>Na</b> 496	<b>Mg</b> 738
<b>K</b> 419	<b>Ca</b> 590
<b>Rb</b> 403	<b>Sr</b> 550
<b>Cs</b> 376	<b>Ba</b> 503

				<b>H</b> 1312	<b>He</b> 2372
<b>B</b> 801	<b>C</b> 1086	<b>N</b> 1402	<b>O</b> 1314	<b>F</b> 1681	<b>Ne</b> 2081
<b>Al</b> 578	<b>Si</b> 786	<b>P</b> 1012	<b>S</b> 1000	<b>Cl</b> 1251	<b>Ar</b> 1520
<b>Ga</b> 579	<b>Ge</b> 762	<b>As</b> 944	<b>Se</b> 941	<b>Br</b> 1140	<b>Kr</b> 1351
<b>In</b> 558	<b>Sn</b> 709	<b>Sb</b> 832	<b>Te</b> 869	<b>I</b> 1009	<b>Xe</b> 1170
<b>Tl</b> 589	<b>Pb</b> 716	<b>Bi</b> 703	<b>Po</b> 812	<b>At</b>	<b>Rn</b> 1037



## Energía de ionización o potencial de ionización

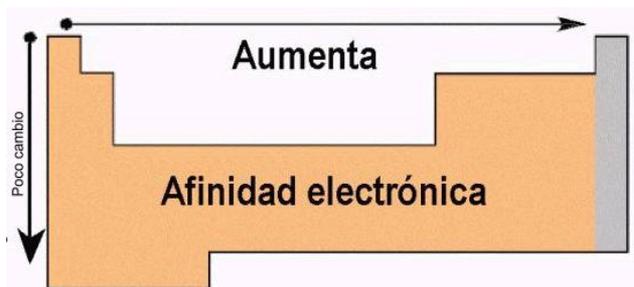
Z	Elemento	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta	Quinta	Sexta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 251				
3	Li	520	7 300	11 815			
4	Be	899	1 757	14 850	21 005		
5	B	801	2 430	3 660	25 000	32 820	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 261
7	N	1 400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13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

Energías de ionización (kJ/mol) de los primeros 20 elementos



## 1.2.2.4 Afinidad Electrónica

Es la cantidad de energía que se desprende o absorbe por la adición de un electrón al tomo neutro gaseoso de un elemento, para producir un ion negativo.



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



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

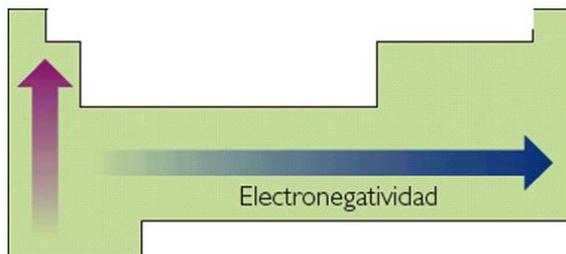
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							< 0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	< 0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	< 0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	< 0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	< 0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	< 0

\* Las afinidades electrónicas en los gases nobles, del Be y del Mg no se han determinado experimentalmente, pero se cree que son cercanas a cero o negativas.



## Electronegatividad

Es una medida relativa del poder de atracción de electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un enlace químico. Su unidad es el pauling.



Li	Be
1.0	1.6
Na	Mg
0.9	1.3
K	Ca
0.8	1.0
Rb	Sr
0.8	0.9
Cs	Ba
0.8	0.9

				H	He
				2.2	---
B	C	N	O	F	Ne
2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	---
Al	Si	P	S	Cl	Ar
1.6	1.9	2.2	2.6	3.2	---
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
1.4	2.0	2.2	2.5	3.0	3.3
	Sn	Sb	Te	I	Xe
	1.9	2.0	2.1	2.7	3.0

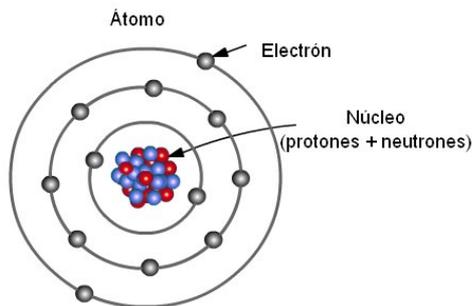
- Al descender en un mismo grupo, los electrones están más alejados del núcleo por lo que las fuerzas de atracción son menores.
- Al desplazarnos a la derecha en un mismo periodo, los electrones están mas cerca del núcleo y más atraídos por él



## Carga Nuclear Efectiva ( $Z_{\text{efect}}$ )

- Es la fuerza con la que el núcleo positivo atrae los  $e^-$  de su último nivel de energía.
- Es la carga real que mantiene unido a cada  $e^-$  al núcleo.
- Depende de dos factores contrapuestos:
  - **Carga nuclear ( $Z$ )**. A mayor " $Z$ " mayor " $Z_{\text{ef}}$ ", pues habrá mayor atracción por parte del núcleo al haber más protones.
  - **Apantallamiento o efecto pantalla ( $\sigma$ )** de  $e^-$  interiores o repulsión electrónica (*es como si estos  $e^-$  interiores "tapasen", "cubriesen" al núcleo parcialmente*). A mayor apantallamiento menor " $Z_{\text{ef}}$ ".

Así consideraremos que:



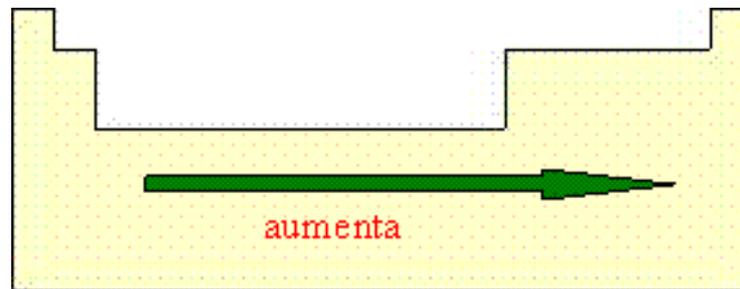
$$Z_{\text{efect}} = Z - \sigma$$

Los electrones interiores (dentro del círculo) "tapan" -apantallan- el efecto -la carga- del núcleo



## Variación de $Z_{efec}$ en la tabla periódica

- **En un mismo grupo la  $Z_{ef}$  en los e- de valencia varía poco.** (Al bajar en el grupo aumenta  $Z$  pero aunque hay una mayor carga nuclear también hay un mayor apantallamiento).
- **En un periodo la  $Z_{ef}$  aumenta al avanzar hacia la derecha.** (porque  $Z$  aumenta pero en cambio el apantallamiento casi no varía).

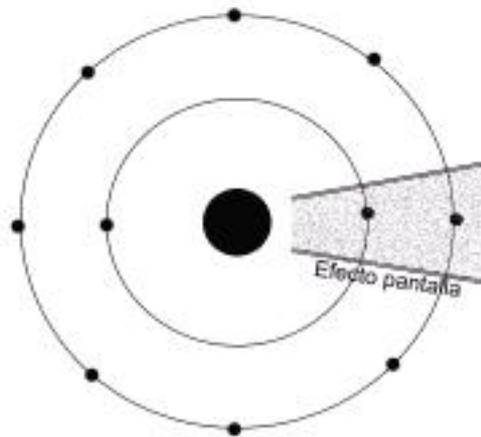


Carga nuclear efectiva



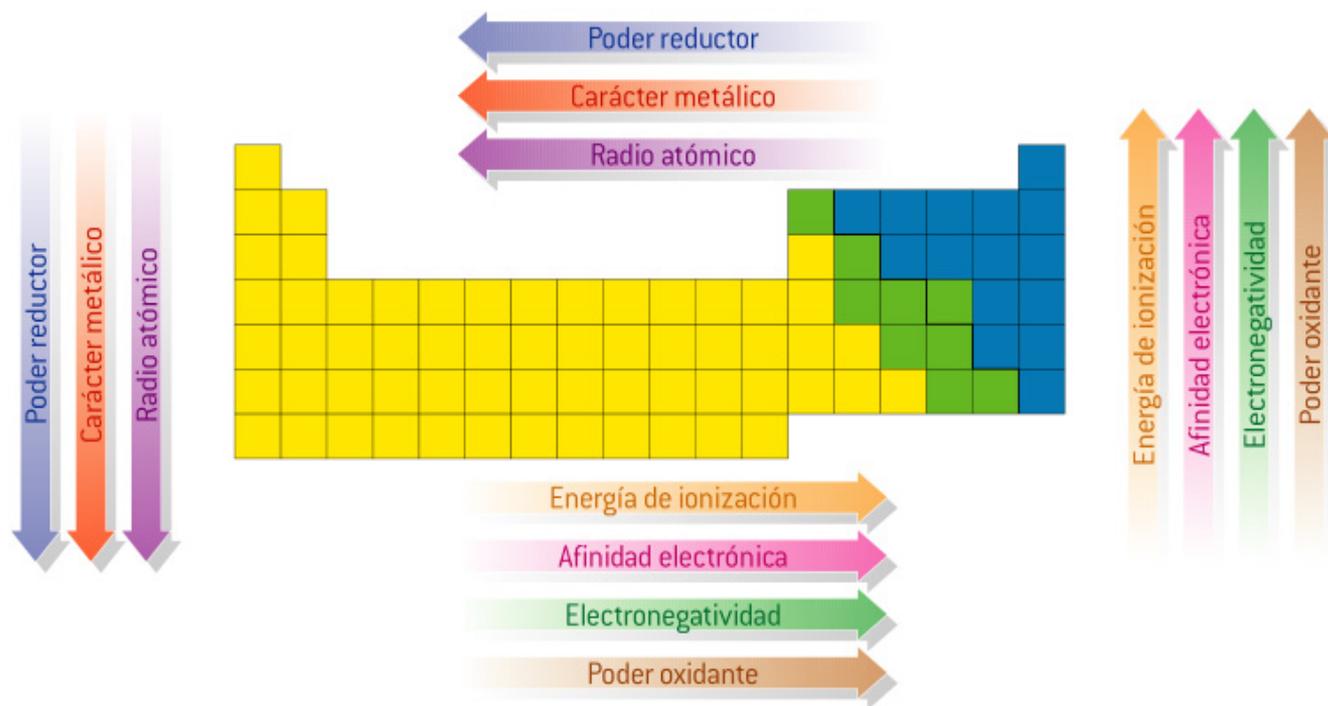
## Efecto Pantalla.

Es el efecto de interferencia que originan los electrones interiores entre la fuerza de atracción del núcleo y los electrones del último nivel de energía.





## Variación de las propiedades periódicas





## 1.3 Enlace químico

# 1.4 Teoría de enlace y arreglo molecular

1.4.1 Enlaces químicos primarios

1.4.2 Teoría de Lewis

1.4.3 La regla del octeto y la estructura de Lewis

1.4.4 Teoría de Enlace Valencia

1.4.5 Teoría de hibridación de Orbitales  
Moleculares

1.4.7 Teoría de la Repulsión de los Pares  
Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV)



## Enlace químico

Es la fuerza que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o formar sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y moléculas (enlace intermolecular) para formar los estados condensados de la materia (sólido y líquido); dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominante fuerza eléctrica.



## TIPOS DE ENLACE

- a) Enlaces primarios (materiales cerámicos y metálicos)
  - Enlace covalente
  - Enlace metálico
  - Enlace iónico
  
- b) Enlaces secundarios (polímeros)
  - Enlaces de Van der Waals
  - Enlaces de hidrogeno
  - Dipolo-dipolo

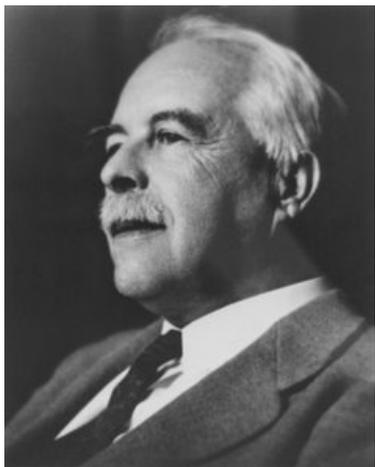


## CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS

- a) Enlaces interatómicos
  - Enlace covalente
  - Enlace metálico
  - Enlace iónico
  
- b) Enlaces intermoleculares o fuerzas de Van der Waals
  - Enlace dipolo-dipolo
  - Enlaces puente de hidrogeno
  - Enlace por fuerzas de London



Las bases para explicar la formación de los enlaces iónico y covalente fueron expuestas en 1916 por Walter Kossel y en 1923 por Gilbert Lewis, respectivamente.



Gilbert N. Lewis  
(1875-1946)



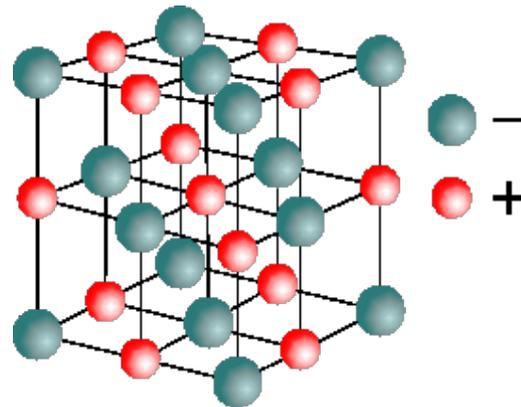
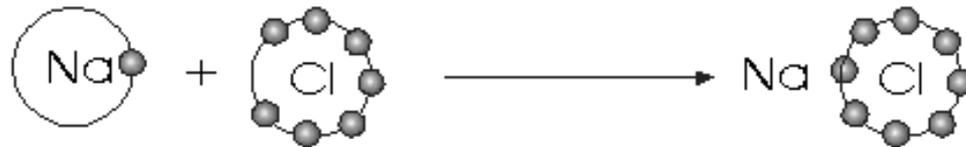
Walter Kossel  
(1888-1956)

Ambos autores atribuían la falta de reactividad mostrada por los átomos de los gases nobles a la estructura electrónica de la última capa llena que presentaban, lo que les confería gran estabilidad



## 1.3.1 Enlace iónico o electrovalente

El enlace iónico es la fuerza de atracción eléctrica que existe entre los iones de cargas opuestas que los mantienen juntos en una estructura cristalina.





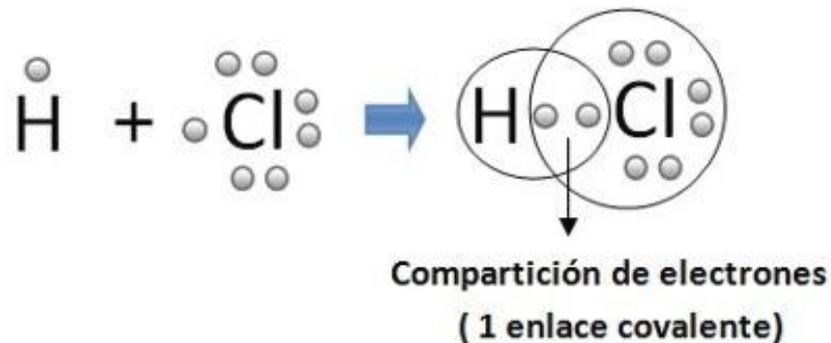
## Propiedades de los compuestos iónicos

- a) A temperatura ambiental son sólidos, cuya estructura está definida por lo que son cristalinos (la atracción de los iones es polidireccional)
- b) Generalmente son solubles en agua y otros solventes polares como etanol, acetona, etc.
- c) Tienen alta temperatura de fusión y ebullición.
- d) En solución acuosa o fundidos conducen la corriente eléctrica, pero en el estado sólido no la conducen.



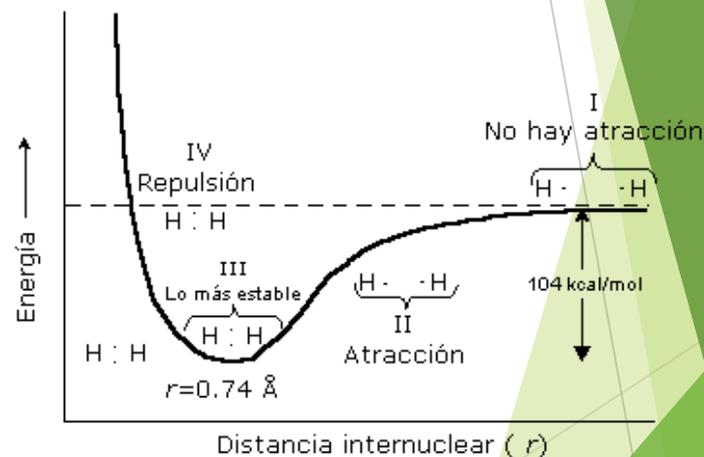
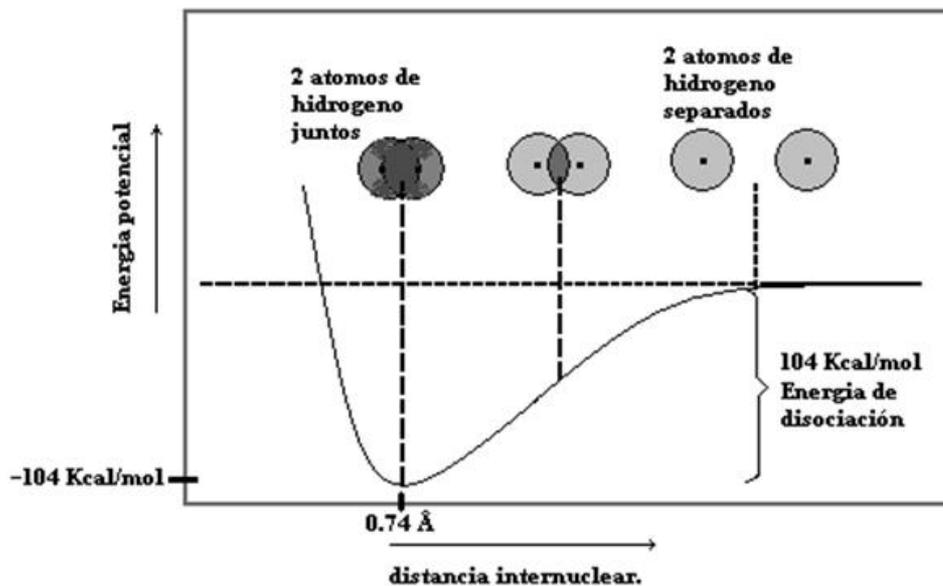
## 1.3.2 Enlace covalente

Es la fuerza electromagnética que mantiene unidos a átomos que comparten electrones, los cuales tienen espines o giros opuestos. Los átomos enlazados se encuentran neutros y generalmente son no metálicos.





## Energía de enlace. Formación de la molécula de hidrogeno





## Propiedades de los compuestos covalentes

- a) A temperatura ambiental pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.
- b) Algunos pueden ser sólidos cristalinos
- c) Generalmente tienen baja temperatura de fusión y ebullición.
- d) Generalmente son insolubles en agua, pero si son solubles en solventes apolares
- e) Son aislantes, es decir, son malos conductores eléctricos.



## Enlace covalente: según el par de electrones enlazantes

1. **Enlace Simple:** Cuando entre los átomos enlazados comparten un par de electrones
2. **Enlace Múltiple:** Cuando los átomos enlazados comparten mas de un par de electrones, estos pueden ser:
  - a) **Enlace doble:** Compartición de dos pares de electrones.
  - b) **Enlace triple:** Compartición de tres pares de electrones.

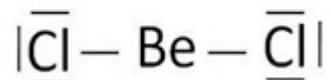
Según la estabilidad química los enlaces pueden ser **sigma ( $\sigma$ )** o **pi( $\pi$ )**



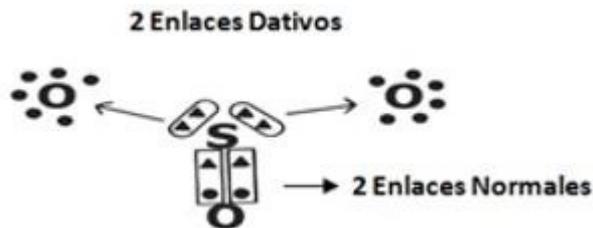
## Enlace covalente: según número de electrones aportados para formar el par de electrones enlazantes

- a) **Enlace covalente normal:** Cada átomo aporta un electron a la formación del enlace

Hay dos enlaces normales



- b) **Enlace covalente coordinado o dativo:** Sólo uno de los átomos aporta el par electrónico enlazante





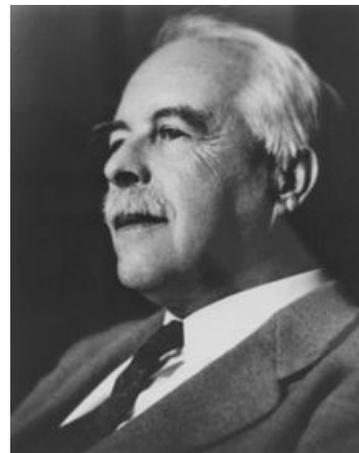
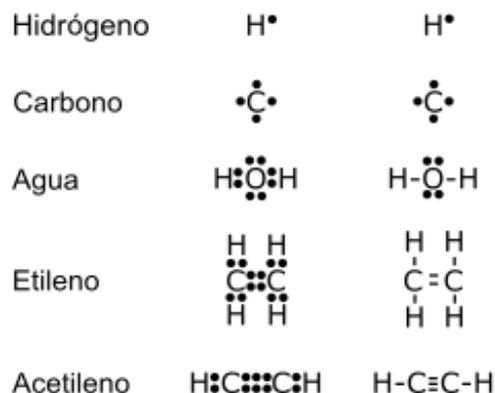
## Enlace covalente: según su polaridad

- 1. Enlace Covalente Apolar o Puro:** Es cuando los átomos comparten equitativamente a los electrones. Generalmente participan átomo del mismo elemento no metálico.  
Se cumple que la diferencia de electronegatividades es cero:  $\Delta EN = 0$   
*ejemplo:* Hidrogeno ( $H_2$ )
- 2. Enlace Covalente Polar:** Es cuando los electrones enlazantes no son compartidos en forma equitativa por los átomos, esto debido a que uno de los átomos es mas negativo que otro.  
Se cumple que la diferencia de electronegatividades es diferente de cero:  $\Delta EN \neq 0$   
*ejemplo:* Yoduro de Hidrógeno



## Teoría de Lewis

La **estructura de Lewis**, es una representación gráfica que muestra los pares de electrones de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que pueden existir.

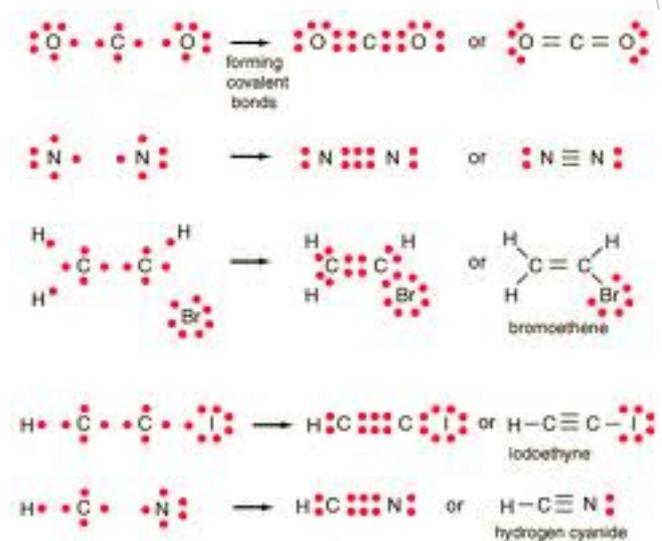
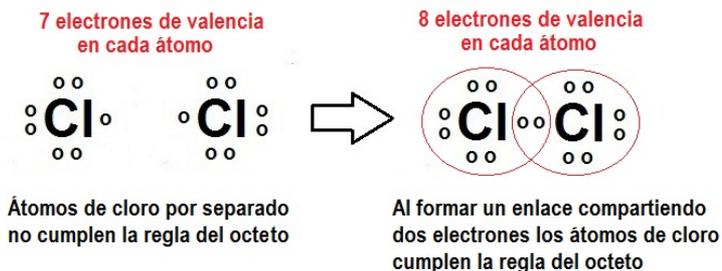


Gilbert N. Lewis  
(1875-1946)



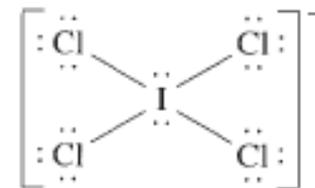
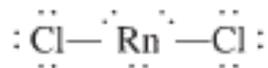
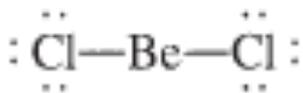
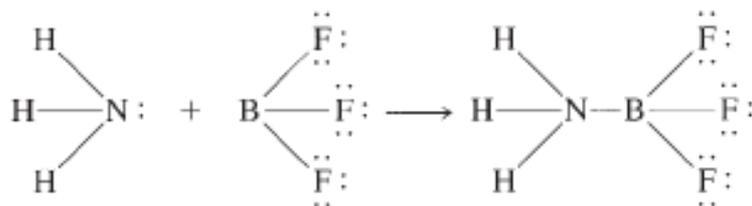
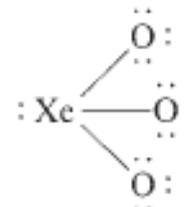
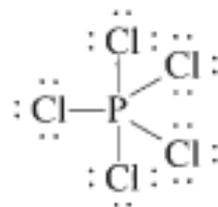
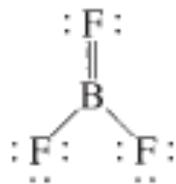
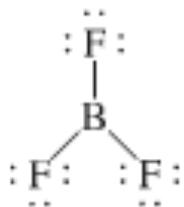
## La regla del octeto y estructuras de Lewis

La regla del octeto, enunciada en 1916 por Gilbert Newton Lewis dice que la tendencia de los iones de los elementos del sistema periódico es completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones, de tal forma que adquiere una configuración muy estable.



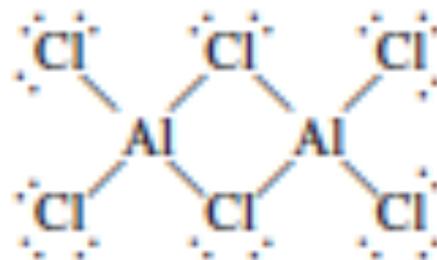
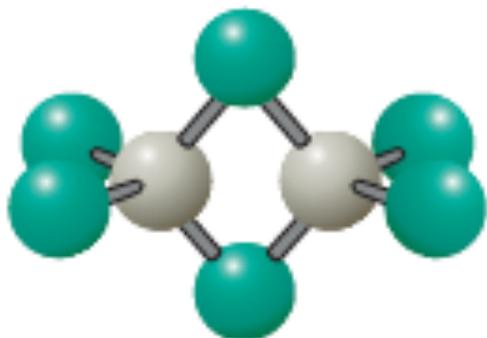
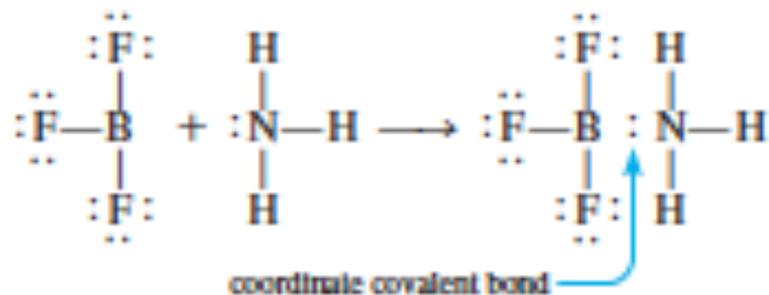


## Excepciones de la regla del octeto





## Excepciones de la regla del octeto



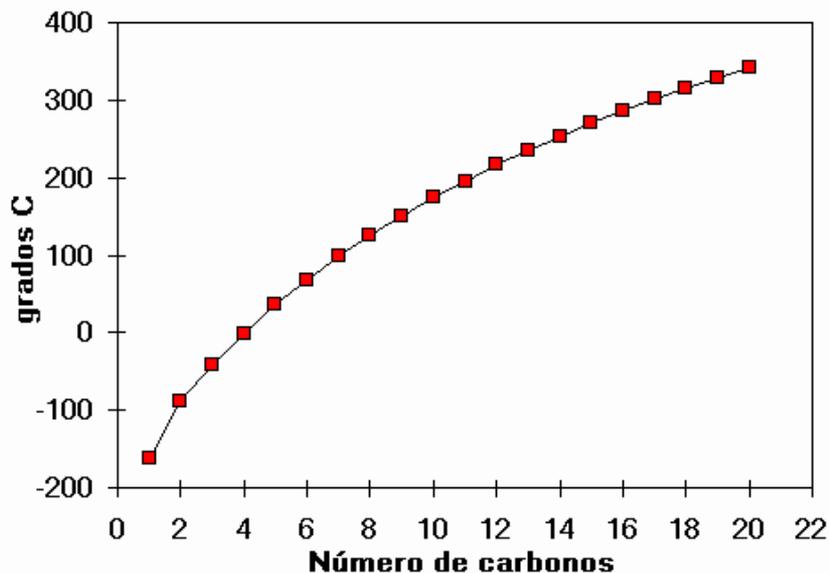


## Enlaces de Van der Waals

Alcano	Punto de ebullición (°C)
Metano	-161.5
Etano	-88.6
Propano	-42.1
Butano	-0.5
Pentano	36.1
Hexano	68.7
Heptano	98.4
Octano	125.7
Nonano	158.8
Decano	174.1
Heptadecano	303
Eicosano	343



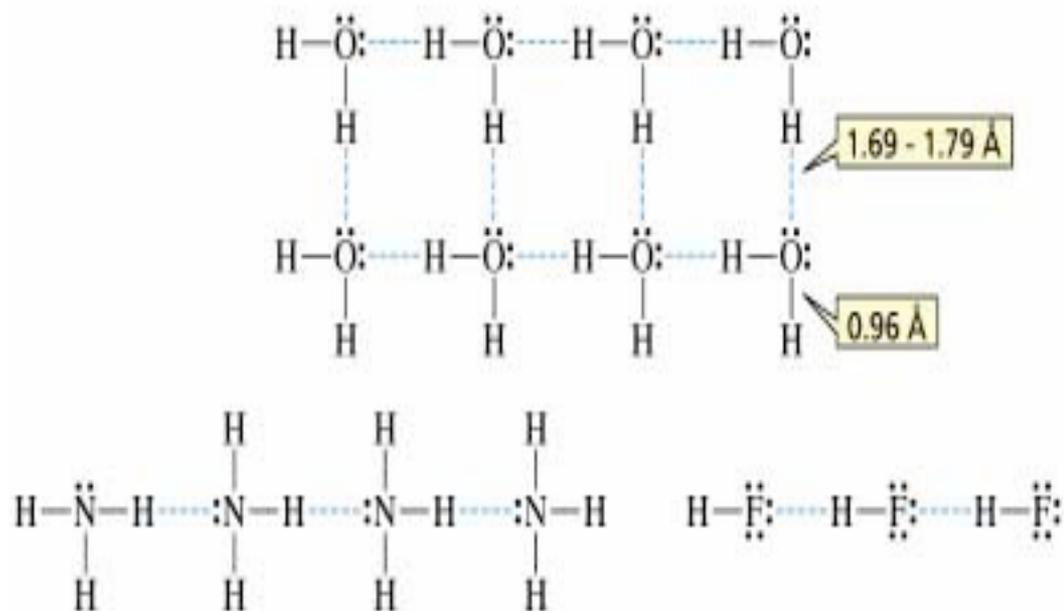
## PUNTO DE EBULLICIÓN DE ALCANOS NO RAMIFICADOS



El punto de ebullición aumenta con el tamaño del alcano porque las fuerzas intramoleculares atractivas (**fuerzas de van der Waals y de London**) son más efectivas cuanto mayor es la superficie de la molécula.



## Enlaces por puentes de hidrogeno

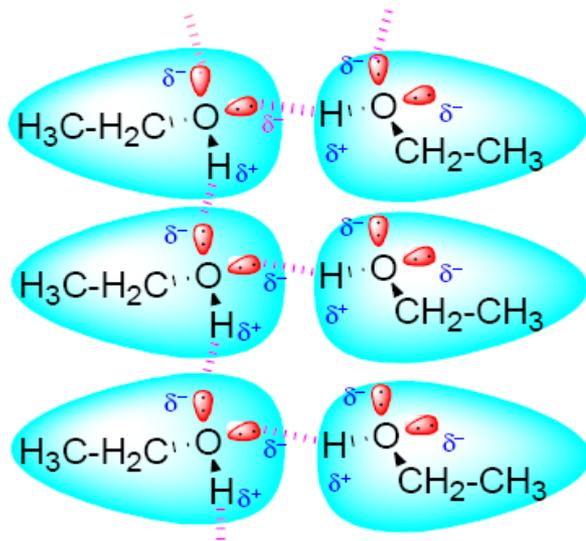


Interacciones por puente de hidrógeno en la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{HF}$

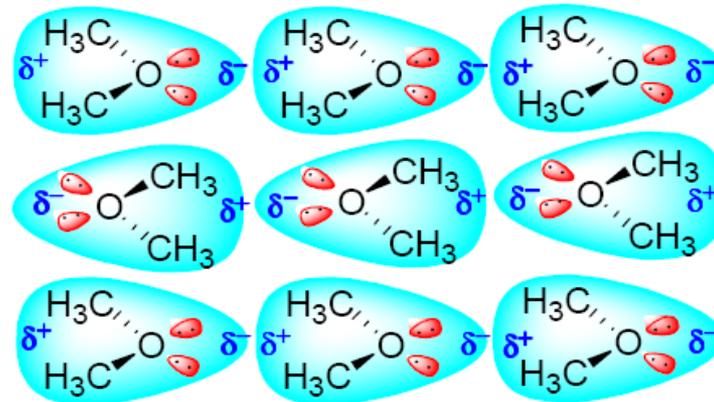


## Enlaces por dipolo-dipolo.- Interacciones de moléculas

Interacciones por puente de hidrógeno en el etanol



Interacciones dipolo-dipolo en el dimetil éter





## Comparación de puntos de ebullición (°C)

Alcanos	Éteres	Aminas	Alcoholes
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\text{CH}_3\text{OCH}_3$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
-42.1	-23.7	16.6	78.37

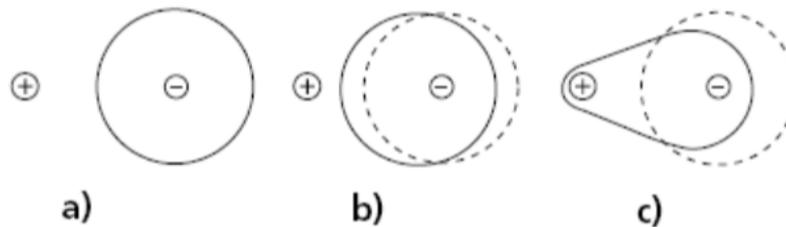


## 1.4. Consecuencia del enlace

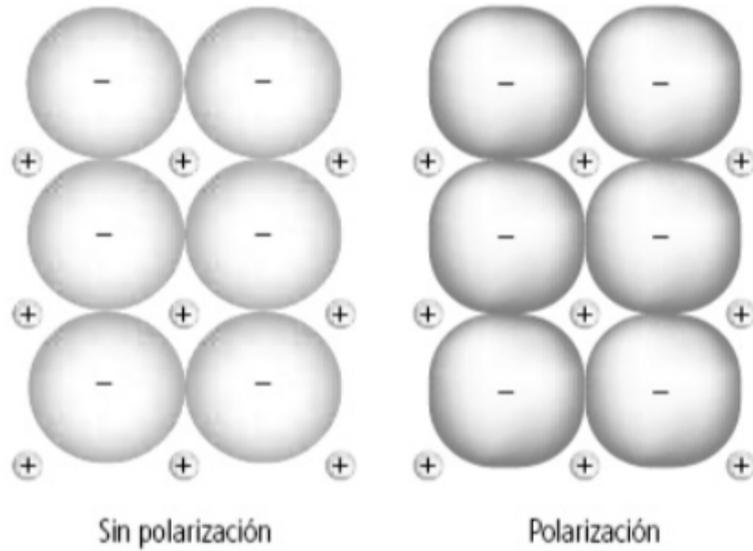


## 1.4.1 Polarización y covalencia

- Cualquier especie cargada puede provocar polarización en una especie vecina.
- los cationes son más pequeños, su densidad de carga es mayor, con lo cual su poder polarizante también es mayor.
- Un catión puede polarizar a otra especie más fácilmente que un anión, pero un anión se puede polarizar más fácilmente que un catión.



Diferentes grados de polarización del anión por la presencia del catión. a) Enlace iónico sin polarización. b) Enlace iónico parcial (con polarización) c) Enlace covalente polar.



Polarización de un enlace en una red cristalina y sus efectos sobre los otros iones.



## BIBLIOGRAFIA

### Básico:

- a) Chang R., Goldsby K. A. (2013). Química. China: McGraw-Hill
- b) Brown T. L. (2014). Química. México: Person
- c) Decoste Z., (2012) Principios de química. México: CENGAGE Learning
- d) Whitten W.K, Davis R. E., Peck M. L., Stanlet G. G. (2008) Química. México: CENGAGE Learning
- e) Garritz A., Gasque L., Martínez A. (2010) Química universitaria. México: PEARSON Prentice Hall

### Complementario:

- a) Benson. (1999). Cálculos Químicos. Mexico: Limusa.
- b) Capel Sáez, H. Bleda Guerrero, J. M. *et al.* (2003). Conceptos de Química. Ediciones del Serbal, S.A.
- c) Fidalgo Sánchez, J. A. Fernández Pérez, M. R. (1996). 1000 Problemas de Química General. Everest
- d) Frey, P. (2005). Problemas de Química y cómo resolverlos. CECSA.