

CRISTALOQUÍMICA

Cristaloquímica

- Cristaloquímica: Es la ciencia que estudia las relaciones entre la composición química, estructura interna y propiedades físicas de la materia cristalina.

Antes de considerar los aspectos estructurales y químicos de los minerales es necesario considerar algunos de los conceptos elementales de los átomos e iones, así como sus fuerzas de enlace en los materiales cristalinos.

Cristaloquímica

Grafito:

- Densidad: 2.09-2.23 g/cm³.
- Brillo: graso
- Color: negro
- Transparencia: no
- Dureza: 1-2
- Conductividad eléctrica: sí
- Sistema cristalino: hexagonal
- Exfoliación: perfecta (0001)

Diamante:

- Densidad: 3.5-3.53 g/cm³.
- Brillo: adamantino
- Color: variado.
- Transparencia: sí
- Dureza: 10
- Conductividad eléctrica: no
- Sistema cristalino: cúbico
- Exfoliación: perfecta (111)

Y sin embargo, son el mismo compuesto: C. Las diferencias en sus propiedades físicas dependen únicamente del tipo de enlaces químicos.

Átomo

Núcleo

Protones, p^+ (Z)

Neutrones, n^0 (N)

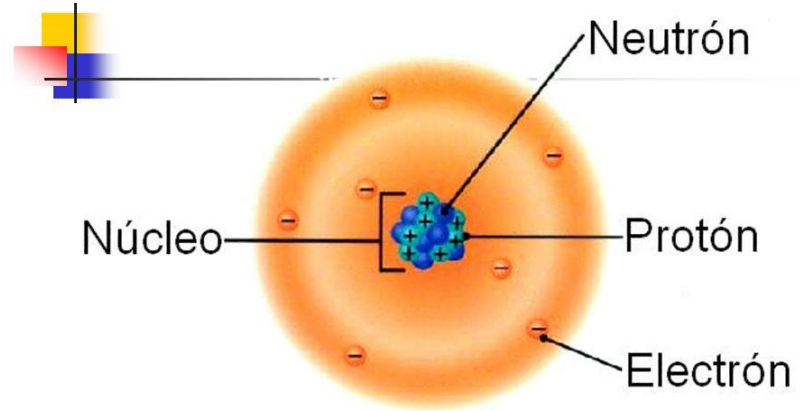
Núcleo $\sim 10^{-12} - 10^{-13}$ cm $\sim 10^{-4} - 10^{-5}$ Å
Densidad de masa $\sim 10^{14}$ g/cm³

(estabilidad y abundancia del elemento)

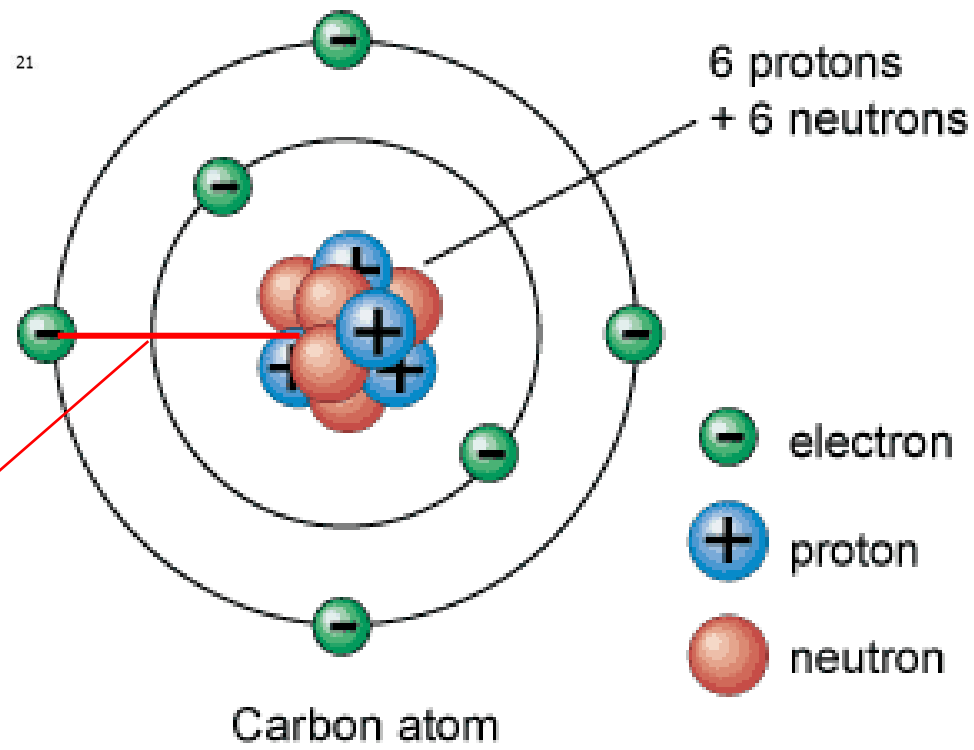
Nube electrónica, e^- (Z)

(tipo de comportamiento químico en la naturaleza)

Estructura del Átomo



Átomo de carbono (Z=6)



21

Nube electrónica

6 protons
+ 6 neutrons

- electron
- proton
- neutron

Carbon atom

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

<http://www.ktf-split.hr/periodni/en/>

GROUP	PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS																18		
1	IIA		III A										14	15	16	17	VIIA		
1	1.0079																	2	4.0026
1	H																		He
	HYDROGEN																		HELIUM
2	3	4																	
2	Li	Be																	
	LITHIUM	BERYLLIUM																	
3	11	12																	
3	Na	Mg																	
	SODIUM	MAGNESIUM																	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
	POTASSIUM	CALCIUM	SCANDIUM	TITANIUM	VANADIUM	CHROMIUM	MANGANESE	IRON	COBALT	NICKEL	COPPER	ZINC	GALLIUM	GERMANIUM	ARSENIC	SELENIUM	BROMINE	KRYPTON	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
	RUBIDIUM	STRONTIUM	YTTRIUM	ZIRCONIUM	NIObIUM	MOLYBDENUM	TECHNETIUM	RUTHENIUM	RHODIUM	PALLADIUM	SILVER	CADMIUM	INDIUM	TIN	ANTIMONY	TELLURIUM	IODINE	XENON	
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
	CAESIUM	BARIUM	Lanthanide	HAFNIUM	TANTALUM	TUNGSTEN	RHENIUM	OSMIUM	IRIDIUM	PLATINUM	GOLD	MERCURY	THALLIUM	LEAD	BISMUTH	POLONIUM	ASTATINE	RADON	
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112							
7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uuu	Uuu	Uub							
	FRANCIUM	RADIUM	Actinide	RUTHERFORDIUM	DUBNIUM	SEABORGIUM	BOHRIUM	HASSIUM	MEITNERIUM	UNUNNIUM	UNUNUNIUM	UNUNBIUM							

RELATIVE ATOMIC MASS (A)

GROUP IUPAC

GROUP CAS

ATOMIC NUMBER

SYMBOL

ELEMENT NAME

Legend:

- Metal
- Semimetal
- Nonmetal
- 1 Alkali metal
- 2 Alkaline earth metal
- Transition metals
- Lanthanide
- Actinide
- 16 Chalcogens element
- 17 Halogens element
- 18 Noble gas

STANDARD STATE (25 °C; 101 kPa)

Ne - gas Fe - solid Ga - liquid Tc - synthetic

LANTHANIDE

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
LANTHANUM	CERIUM	PRASECOYMIUM	NEODYMIUM	PROMETHIUM	SAMARIUM	EUROPIUM	GADOLINIUM	TERBIUM	DYSPROSIUM	HOLMIUM	ERBIUM	THULIUM	YTTERIUM	LUTETIUM

ACTINIDE

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIUM	THORIUM	PROTACTINIUM	URANIUM	NEPTUNIUM	PLUTONIUM	AMERICIUM	CURIUM	BERKELIUM	CALIFORNIUM	EINSTEINIUM	FERMIUM	MENDELEVIUM	NOBELIUM	LAWRENCIUM

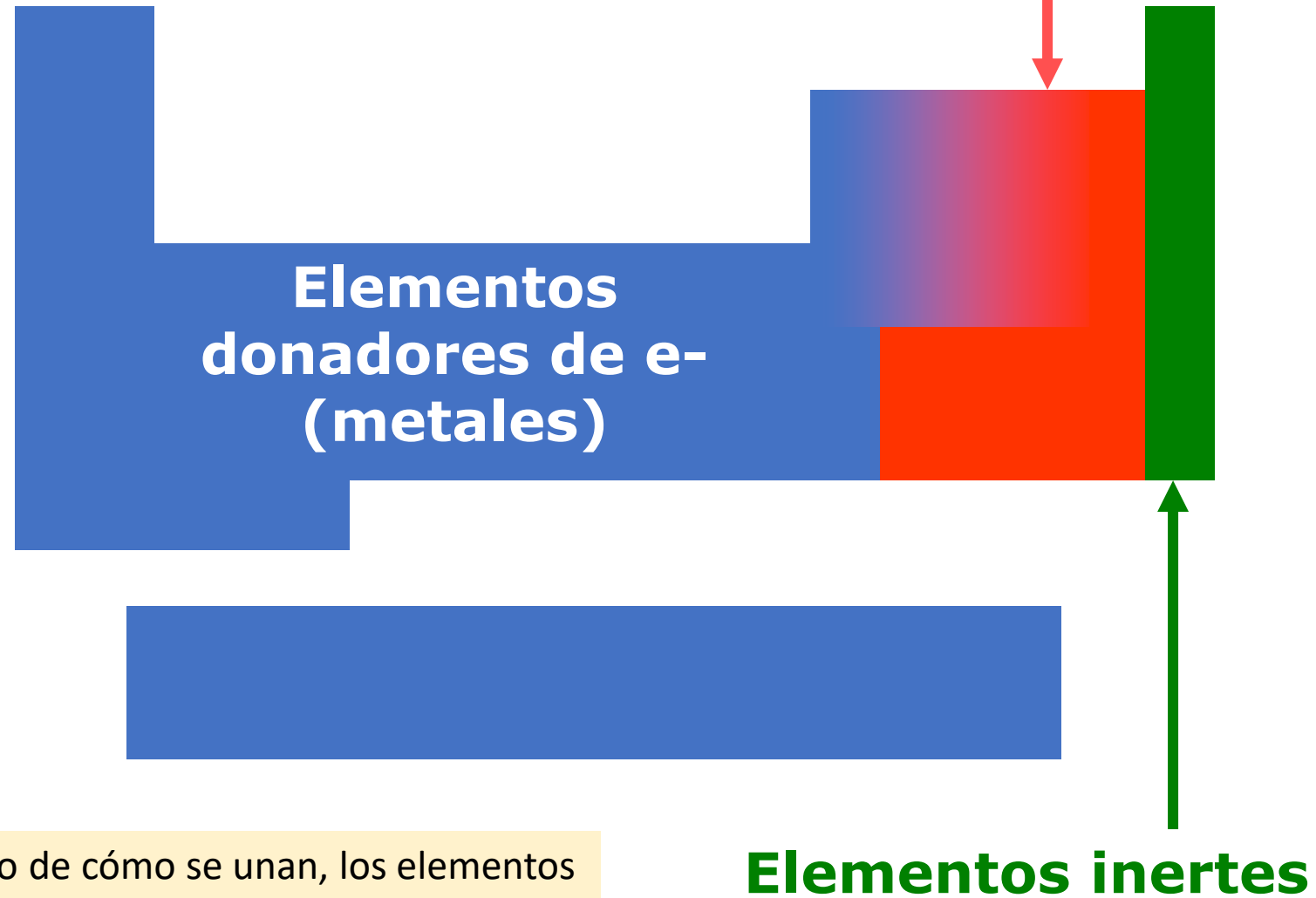
(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)
 Relative atomic mass is shown with five significant figures. For elements having no stable nuclides, the value enclosed in brackets indicates the mass number of the longest-lived isotope of the element.
 However three such elements (Th, Pa, and U) do have a characteristic terrestrial isotopic composition, and for these an atomic weight is tabulated.

Electronegatividad: cuantifica la tendencia de un elemento a atraer hacia sí mismo un par de e⁻ (o una nube de e⁻) en un enlace compartido cuando está enlazado con otro elemento.

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.5	Br 2.8	K
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.2	At 2.2	Rd
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															
			La 1.0	Ce 1.0	Pr 1.0	Nd 1.0	Pm 1.0	Sm 1.0	Eu 1.1	Gd 1.1	Tb 1.1	Dy 1.1	Ho 1.1	Er 1.1	Tm 1.2	Yb 1.2	Lu 1.2
			Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.4	U 1.4	Np 1.4	Pu 1.4									

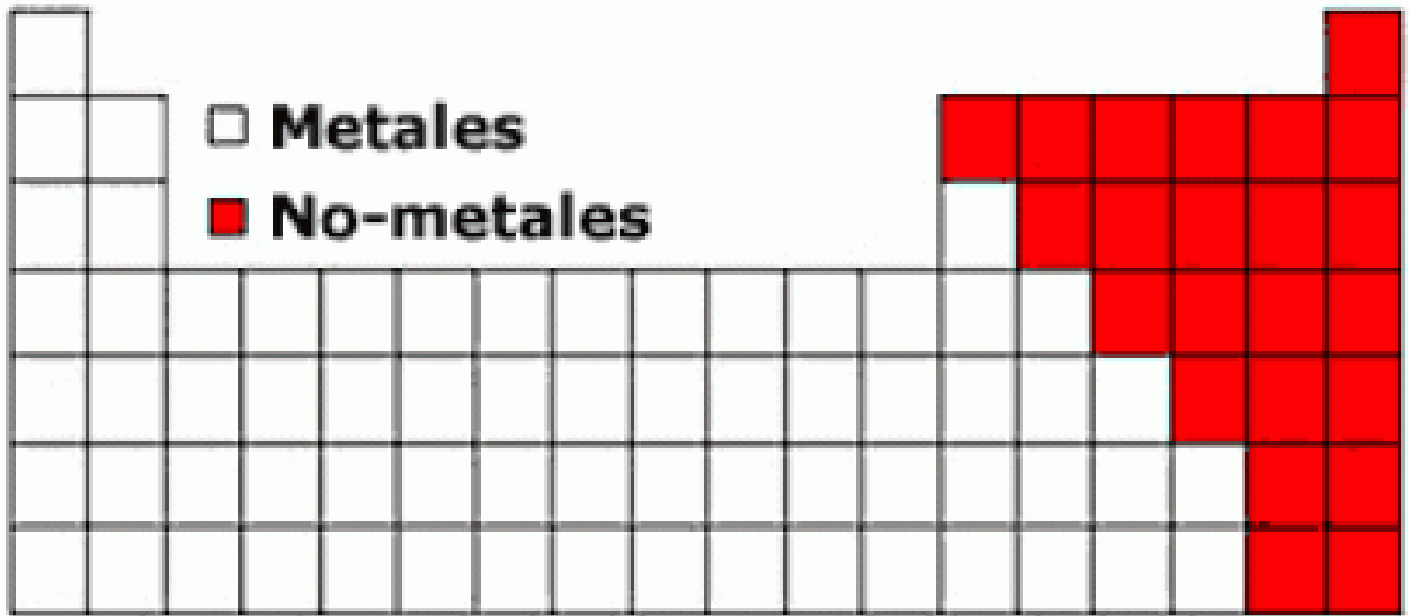
Figure 1.5. Electronegativities of the elements.

Clasificación de elementos



Dependiendo de cómo se unan, los elementos formarán diferentes tipos de enlace.

Elementos inertes



Metal
Metaloide
No metal

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-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															

Elementos más abundantes en la corteza terrestre

1. O
2. Si
3. Al
4. Fe
5. Mg
6. Ca
7. Na
8. K

Constituyen los minerales formadores de rocas (silicatos)

TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS EN LOS MINERALES

Fuerza de enlaces en los cristales.

Las fuerzas que unen entre sí los átomos componentes de los sólidos cristalinos tienen naturaleza eléctrica y la clase de intensidad de estas fuerzas tienen gran importancia como determinantes de las propiedades físicas y químicas de los minerales.

La dureza, exfoliación, fusibilidad, conductividad eléctrica y térmica y el coeficiente de dilatación térmica están directamente relacionados con la intensidad de las fuerzas eléctricas de enlace.

Estas fuerzas eléctricas entre dos átomos son los enlaces químicos y se dividen en cuatro tipos principales:

1. Enlace iónico
2. Enlace covalente
3. Enlace metálico
4. Enlace Van der Waals (algunos lo consideran fuerzas y no enlace químico)

Orbitales electrónicos

Los electrones en los átomos se distribuyen en capas electrónicas u órbitas (K, L, M...), y dentro de cada órbita, en orbitales (s, p, d, f...). Además, no puede haber más de dos electrones por orbital (Principio de Exclusión de Pauli).

La órbita K sólo tiene un orbital: s. La órbita L tiene cuatro orbitales: un s y tres p. La órbita M tiene nueve orbitales: un s, tres p y cinco d. Y así sucesivamente.

	s ($l=0$)	p ($l=1$)			d ($l=2$)					f ($l=3$)						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$	$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$	$m=\pm 2$		$m=\pm 3$			
	s	p_z	p_x	p_y	d_{z^2}	d_{xz}	d_{yz}	d_{xy}	$d_{x^2-y^2}$	f_z^3	f_{xz^2}	f_{yz^2}	f_{xyz}	$f_z(x^2-y^2)$	$f_x(x^2-3y^2)$	$f_y(3x^2-y^2)$
$n=1$	•															
$n=2$	•															
$n=3$	•															
$n=4$																
$n=5$									
$n=6$				
$n=7$	

Orbitales electrónicos

Los orbitales s y p son los más exteriores del átomo: por tanto, son los que crean los enlaces. Además, cada orbital sólo puede tener dos electrones: por tanto, un orbital s y tres orbitales p pueden tener como máximo ocho electrones en total.

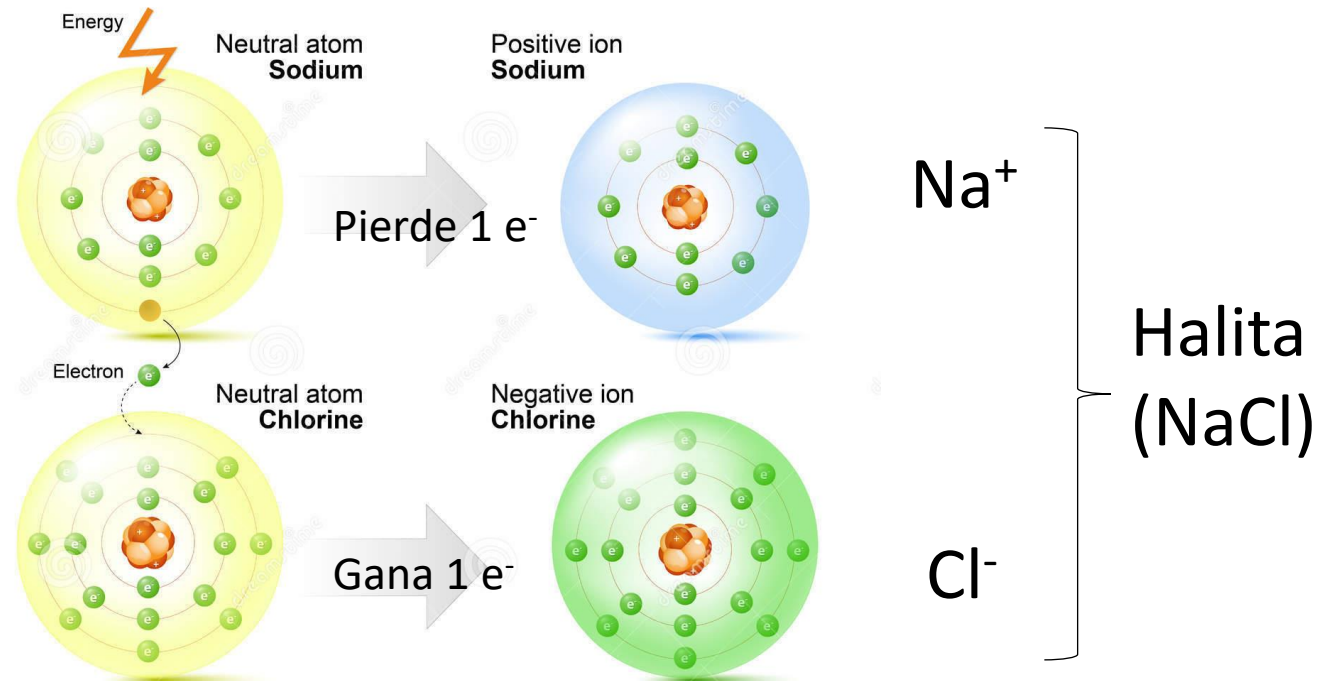
Un átomo es químicamente más estable si tiene todos los orbitales s y p completamente llenos. Si falta algún electrón, hay tendencia a ganarlo; si sobra algún electrón, hay tendencia a perderlo. Al ganar o perder electrones, el átomo deja de ser eléctricamente neutro: se convierte en un **ion**.

Los átomos tienen distintas estrategias para conseguir completar sus capas electrónicas exteriores, y por tanto hay diferentes tipos de **enlaces químicos**: iónico, covalente y metálico.

Catión: Átomo cargado positivamente, formado por la pérdida de uno o más electrones.

Anión: Átomo cargado negativamente, formado por la ganancia de uno o más electrones.


ANIONS and CATIONS




Radio iónico: Es la distancia entre el centro del ion y sus capas exteriores. Por lo general, el radio aumenta al aumentar el Z dentro del grupo (p.e. los haluros) y disminuye al aumentar el Z dentro del periodo (p.e. los lantánidos).

Cuando un átomo se convierte en ion, el radio disminuye si el ion es un catión y se incrementa si es un anión.

Radio Iónico




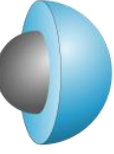
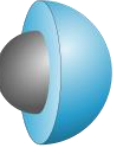
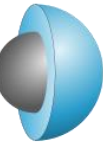
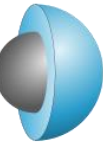



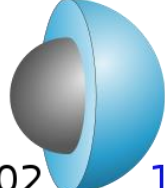
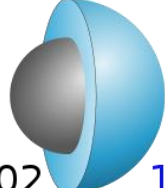
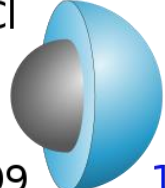
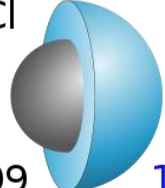

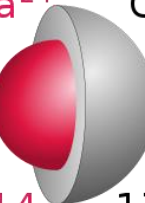

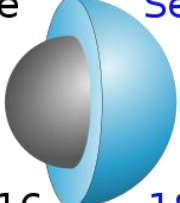
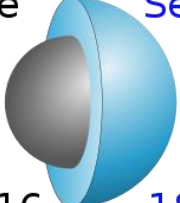
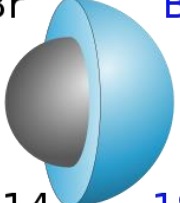
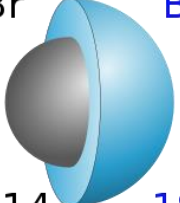



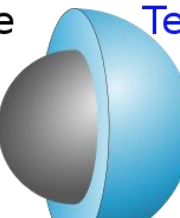
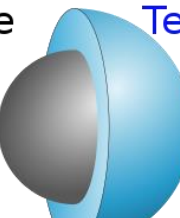
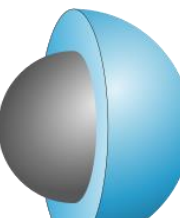
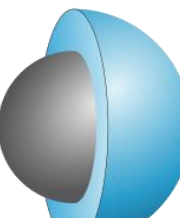
DISMINUYE 

AUMENTA 

IA												VIII A						
1												2						
H												He						
3	4											5	6	7	8	9	10	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
11	12											13	14	15	16	17	18	
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
55	57	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
87	88																	
Fr	Ra																	

Tamaño de los iones que forman los minerales

Sizes of atoms and their ions in pm

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

Relative radii of atoms and ions. The neutral atoms are colored gray, cations red, and anions blue.

ENLACE IÓNICO

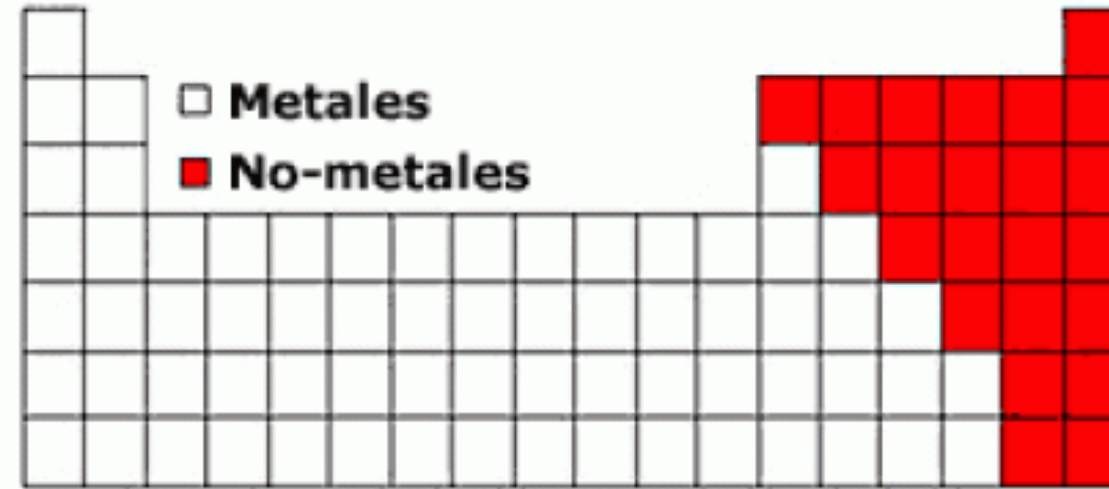
Electronegatividad

Electronegatividad: cuantifica la tendencia de un elemento a atraer hacia sí mismo un par de e⁻ (o una nube de e⁻) en un enlace compartido cuando está enlazado con otro elemento. Si $EN > 2$: se favorecen enlaces iónicos

Un enlace iónico se forma entre dos elementos con fuerte diferencia de electronegatividad. Hay transferencia de electrones del átomo menos electronegativo al más electronegativo. El átomo más electronegativo gana electrones y se convierte en un anión; el átomo menos electronegativo pierde electrones y se convierte en un catión. El anión y el catión se unen por atracción eléctrica: el **enlace iónico**.

ENLACE IONICO

Características



Unión de un metal y un no metal

Fuerte, no direccional, entre átomos diferentes. Fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos

<https://youtu.be/WnVFcnGvJ-Y.....tipos> de enlace químico

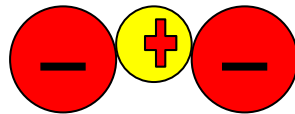
ENLACE IÓNICO

Características

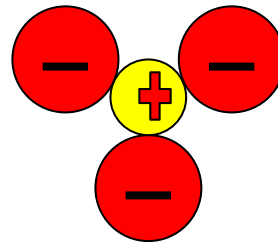
DADO EL CARACTER NO DIRECCIONAL DE LA INTERACCIÓN, CADA ION TIENDE A RODEARSE DEL MÁXIMO NÚMERO DE OTROS IONES DE SIGNO CONTRARIO

¿De cuantos aniones puede rodearse un cation?

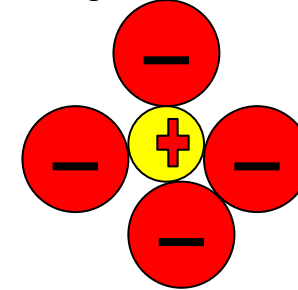
¿De dos?



¿De tres?



¿De cuatro?



O dicho de otro modo...

Número de coordinación: número de iones que rodean a otro ion de signo contrario

¿De qué depende el número de coordinación?

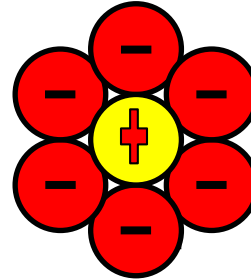
ENLACE IONICO

Características

El número total de iones en una estructura estable debe garantizar la neutralidad eléctrica del cristal

El número de coordinación depende de los tamaños relativos de los iones coordinados.

En dos dimensiones un catión se rodearía de seis aniones de igual tamaño



El tamaño relativo se expresa como la relación de radios entre el radio del Catión y el radio del Anión expresado en Angstrom.

Ejemplo: NaCl

$$R_{\text{Na}^+} = 0.97 \text{ \AA} \quad R_{\text{Cl}^-} = 1.81 \text{ \AA}$$

$$R_{\text{Na}^+} : R_{\text{Cl}^-} \longrightarrow 0.97 : 1.81 = 0.54$$

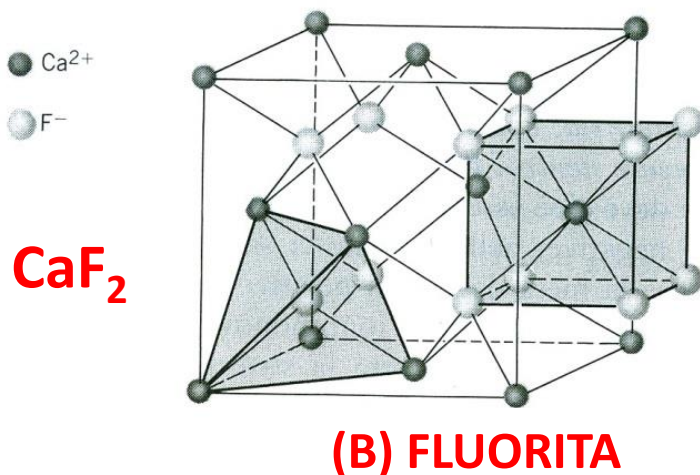
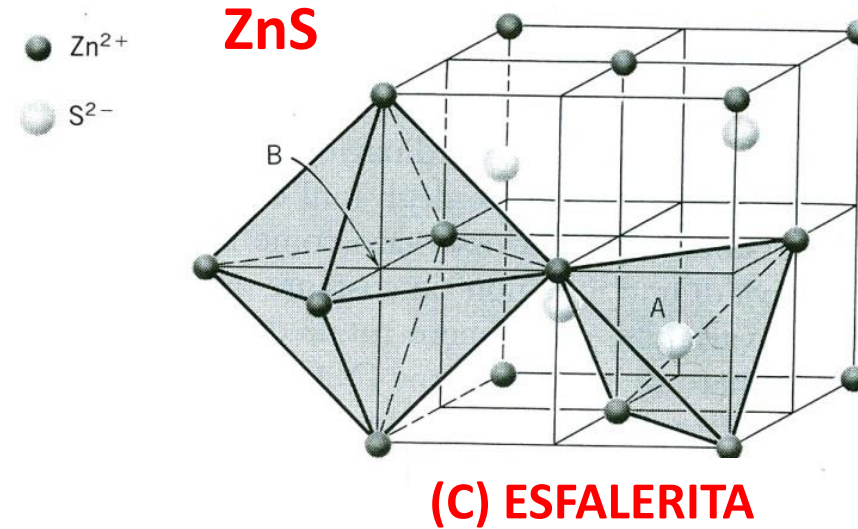
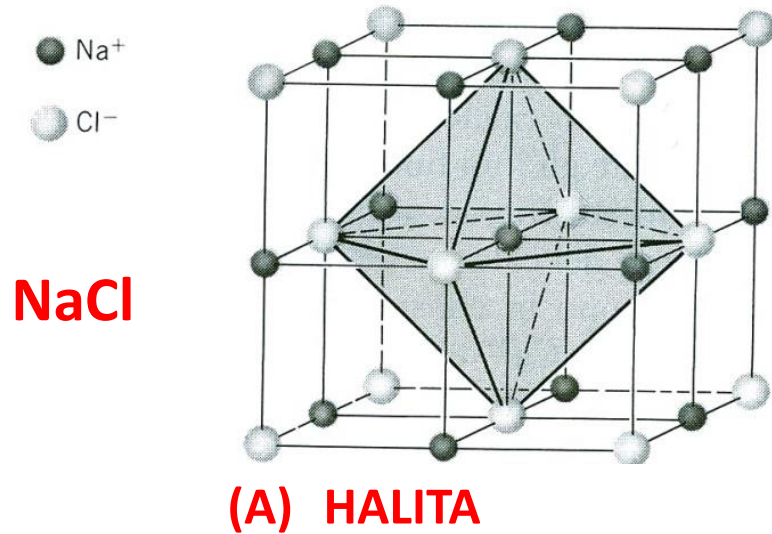
Coordinación de los iones

Numero de coordinación: número de cationes/aniones que se enlazan a un anión/catión

Poliedro de coordinación: poliedro que se forma alrededor de un catión/anión que coordina n aniones/cationes

Sería la figura geométrica que define la coordinación. El numero de aniones en el poliedro es el numero de coordinación.







Coordinación de los iones



(A) Estructura de Halita de simetría cúbica. Ambos Na⁺ y Cl⁻ tienen coordinación VI (Octaedro); (B) estructura de Fluorita de simetría cúbica. Cada Ca²⁺ coordina 8 F⁻ vecinos (coordinación VIII); (C) estructura de la esfalerita con simetría cúbica. Cada S²⁻ (posición A) tiene 4 iones Zn²⁺ alrededor en coordinación tetraédrica. La posición B es vacía y tiene coordinación VI (octaédrica).

Coordinación de los iones

El tipo de coordinación depende de la proporción $R_{\text{catión}} / R_{\text{anión}}$

R_c/R_a	N	coordinación	
<0.155	2	lineal	
0.155	3	triangular	
0.225	4	tetraédrica	
0.414	6	octaédrica	
0.732	8	cúbica	
1.0	12	cubooctaédrica	

(Empaquetamiento compacto)

Coordinación de los iones

Si fijamos un anión, podemos calcular por cada catión el poliedro de coordinación relativo a ese anión y viceversa. *En cada mineral se puede calcular qué tipo de coordinación tendrá cada anión con los diferentes cationes.*

En realidad, los iones tienen la posibilidad de adecuar su radio según las condiciones químico-físicas del sistema.

A alta presión, por ejemplo, el número de coordinación aumenta porque el catión tiene que aproximarse a un mayor número de aniones (la estructura se vuelve más compacta y densa)

Características de los minerales con enlace iónico

1. Dureza y peso específico moderado.
2. Puntos de ebullición y fusión generalmente altos.
3. Poco conductores del calor y la electricidad.
4. No direccional (naturaleza del enlace), pues un catión tiende a rodearse de todos los aniones que puedan ajustarse a su alrededor. Este número de aniones depende del radio iónico del catión.
5. Los cristales presentan una simetría perfecta.
6. Generalmente solubles en agua.

Ejemplos: Halita (NaCl) y esfalerita (ZnS)

Reglas de Pauling

Son reglas que pueden ser aplicadas en general a estructuras perfectamente iónicas: **aproximación iónica**



Linus Carl Pauling (February 28, 1901 – August 19, 1994) was an American chemist, biochemist, peace activist, author, and educator. He was one of the most influential chemists in history and ranks among the most important scientists of the 20th century.

Pauling was one of the founders of the fields of quantum chemistry and molecular biology.

For his scientific work, Pauling was awarded the Nobel Prize in Chemistry in 1954. In 1962, for his peace activism, he was awarded the Nobel Peace Prize.

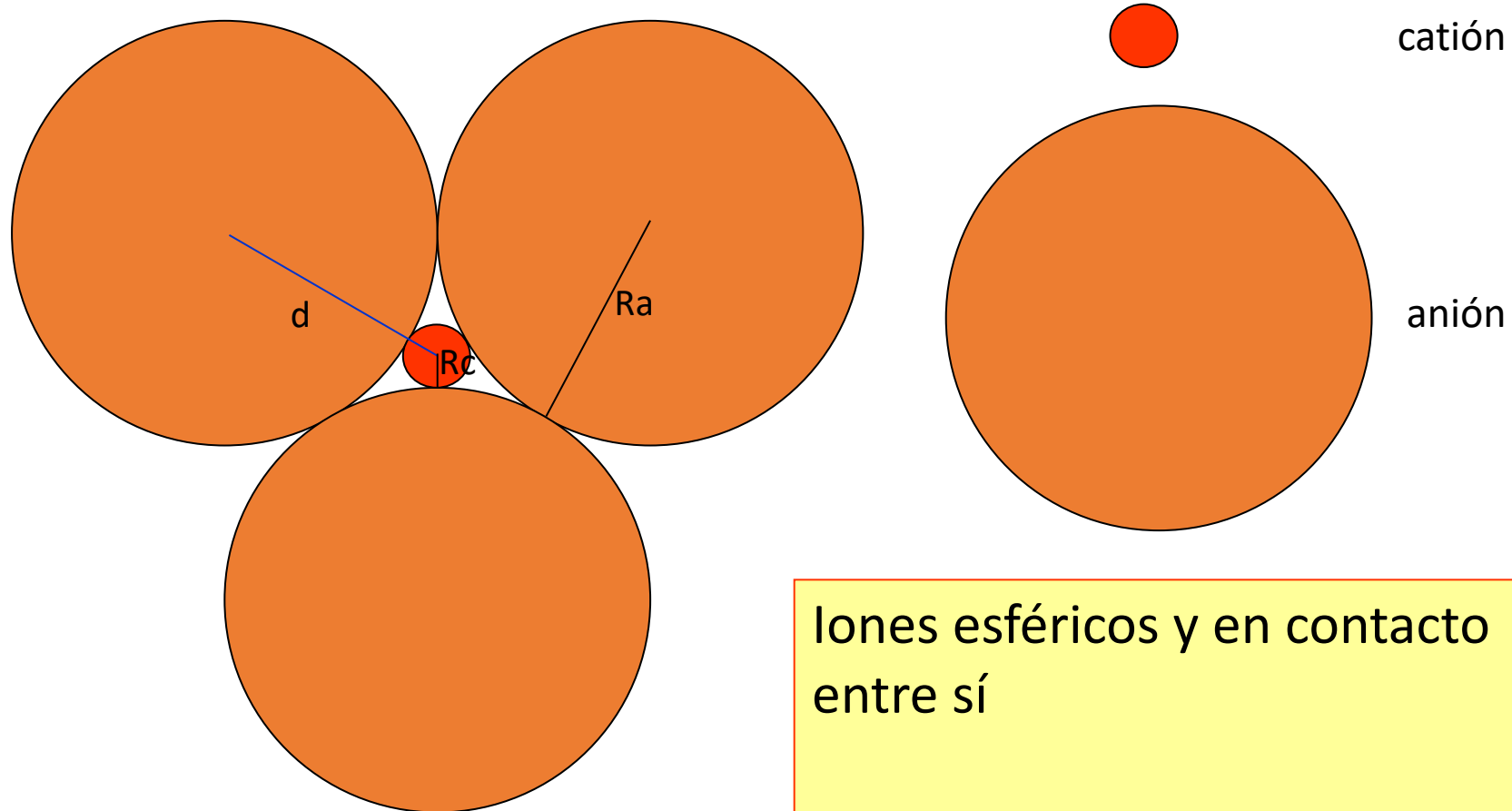
Reglas de Pauling

Son reglas que pueden ser aplicadas en general a estructuras perfectamente iónicas: **aproximación iónica**

1 Principio de coordinación. *La primera regla de Pauling* establece que en una estructura cristalina iónica, la distancia catión-anión es la suma de los radios de los dos iones y el **número de coordinación** está determinado por la relación de los radios del catión con respecto al anión. Es decir, se asume que los iones en un cristal iónico son esferas en contacto mutuo.

* Si el mecanismo de enlace no es puramente iónico, las consideraciones de la relación de radios no pueden ser empleadas con seguridad para determinar los números de coordinación.

Reglas de Pauling



Iones esféricos y en contacto
entre sí

$$d = R_c + R_a$$

$$N = f(R_c/R_a)$$

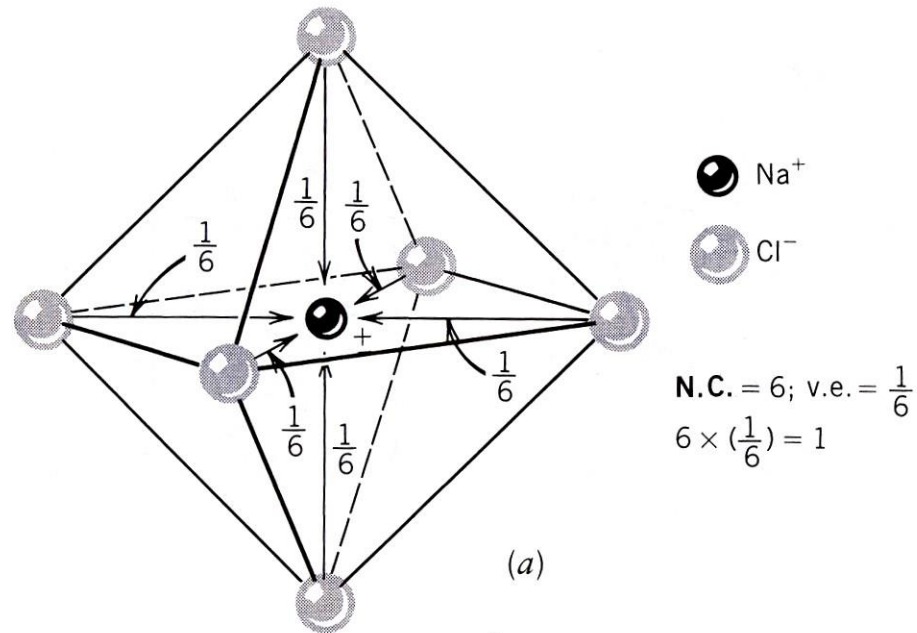
Reglas de Pauling

2 Principio de valencia electrostática. La segunda regla de Pauling o **Principio de la valencia electrostática** determina que, en una estructura de coordinación estable, la fuerza total de los enlaces de **valencia** que unen al catión con los aniones que lo rodean es igual a la carga del catión para preservar la neutralidad eléctrica total. La fuerza relativa de cualquier enlace en una estructura iónica puede determinarse dividiendo la carga total de un ión entre el número de vecinos más próximos a los cuales está unido. A mayor número de coordinación, menor fuerza de los enlaces individuales.

Fuerza de enlaces electrostático (valencia electrostática):

$$V = |Z/N| \quad Z, \text{ carga del catión} \quad N, \text{ número de coordinación}$$

Reglas de Pauling



Halita NaCl

Halita $R_{Na}/R_{Cl} = 0.54$ A
coordinación octaédrica

$$V = Z_{Na}/N_{Na/Cl} = 1/6$$

Reglas de Pauling

Si un catión pequeño con carga elevada (Al^{3+} , Ti^{4+}) coordina aniones grandes y de baja carga, el enlace es muy fuerte (a todos los efectos, covalente) y se forma un radical aniónico.

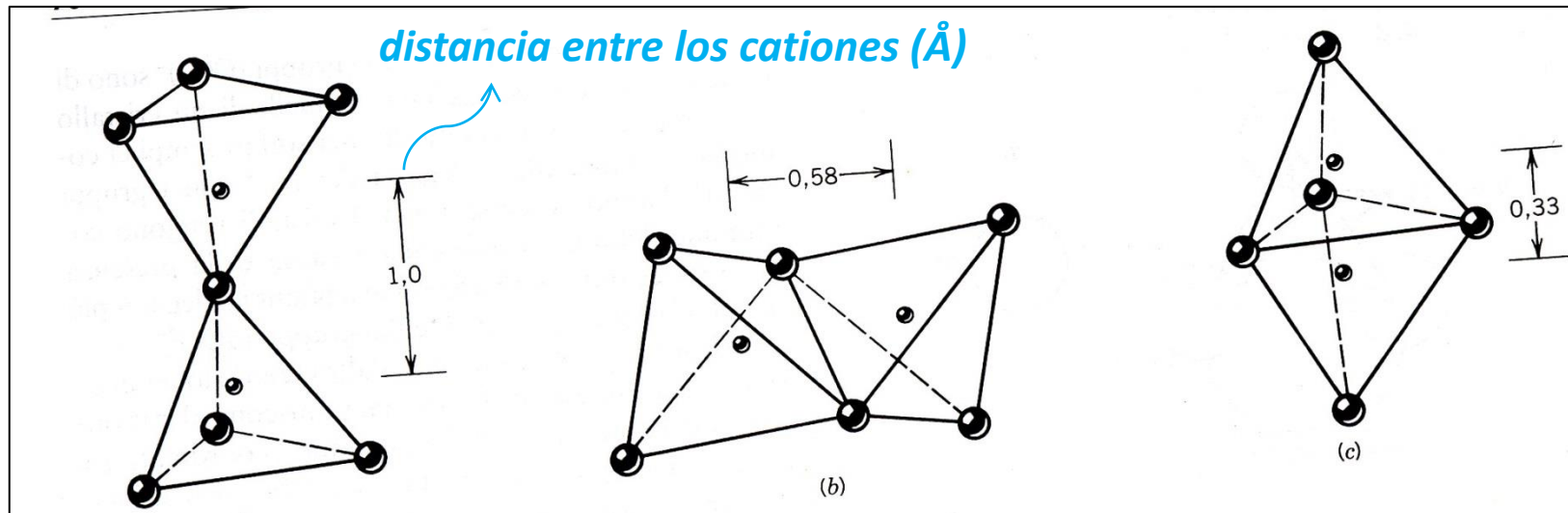
Los **radicales libres** son átomos o grupos de átomos que tienen un electrón (e^-) desapareado en capacidad de aparearse, por lo que son muy reactivos. Estos **radicales** intentan robar un electrón de las moléculas estables, con el fin de alcanzar su estabilidad electroquímica. Ejemplo: sulfatos (SO_4)²⁻; nitratos (NO_3)⁻. Es decir, el radical se une con cationes mediante enlaces iónicos, aunque los átomos dentro del radical se unan con enlaces covalentes.

También Si y O forman un radical aniónico (SiO_4)⁴⁻. Los grupos (SiO_4)⁴⁻ tienden a polimerizarse (agruparse), comparten oxígenos y originan todos los tipos de silicatos. Cada oxígeno será compartido entre 2 tetraedros.

Reglas de Pauling

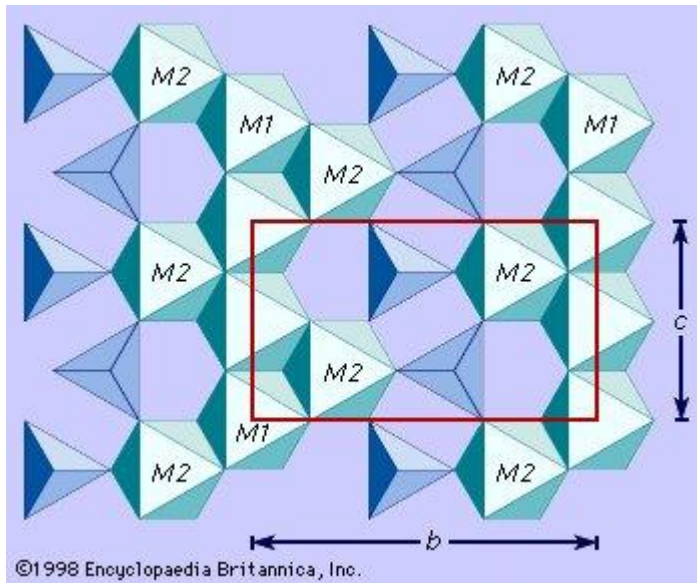
3 Principio de división de elementos del poliedro I.

La existencia de aristas y especialmente de caras comunes a dos poliedros de aniones en una estructura coordinada disminuye la estabilidad, ya que hace que los cationes estén más cerca y éstos se repelen.



Reglas de Pauling

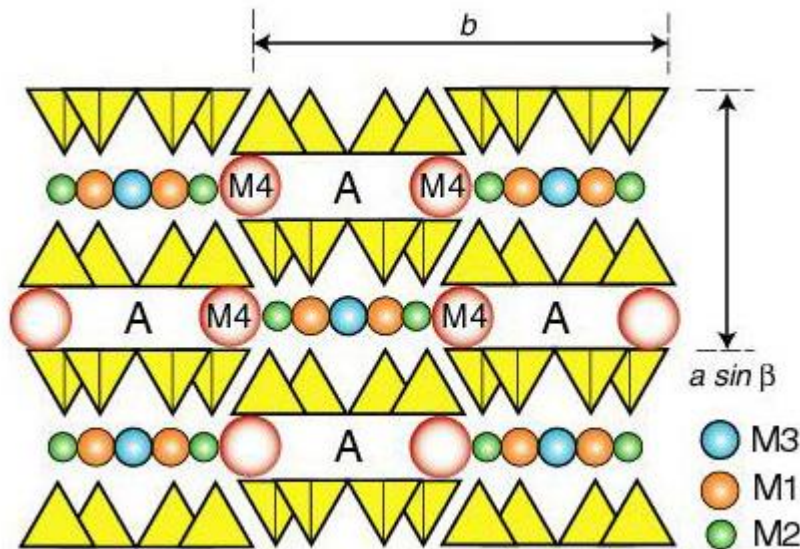
4 Principio de condisión de elementos del poliedro II. En un cristal que contiene diferentes cationes, los de valencia más elevada y número de coordinación bajo tienden a no compartir los elementos del poliedro con los otros cationes.



Por ejemplo, en la forsterita (Mg_2SiO_4), el Si^{4+} tiene $\text{NC} = 4$ y el Mg^{2+} tiene $\text{NC} = 6$. Los tetraedros de silicio sólo comparten vértices entre sí, mientras que los octaedros de Mg comparten aristas entre sí.

Reglas de Pauling

5 Principio de parsimonia. El número de diferentes tipos de constituyentes de un cristal tiene a ser bajo. Por tanto, tiende a haber pocos tipos de poliedros de coordinación. Además, existen preferencias de iones por determinadas posiciones cristalográficas.



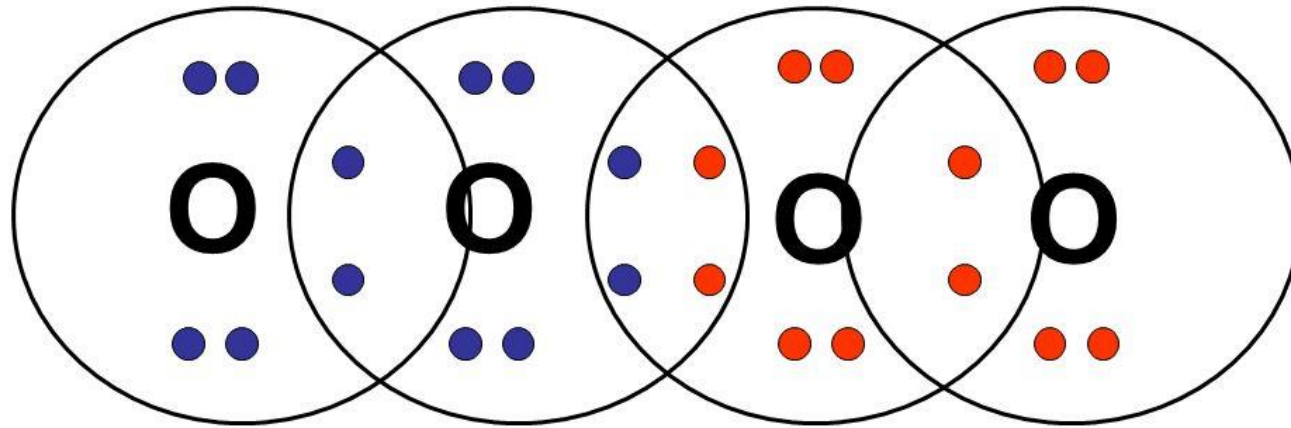
anfíbol

A	coordinación dodecaédrica	K, Na (10-12)
M4	coordinación cúbica (8)	Ca, Na
M1, M2, M3	coordinación octaédrica (6)	Mg, Fe ²⁺ , Mn, Al, Fe ³⁺ , Cr, Ti ⁴⁺
T (4)	coordinación tetraédrica	Si, Al

ENLACE COVALENTE

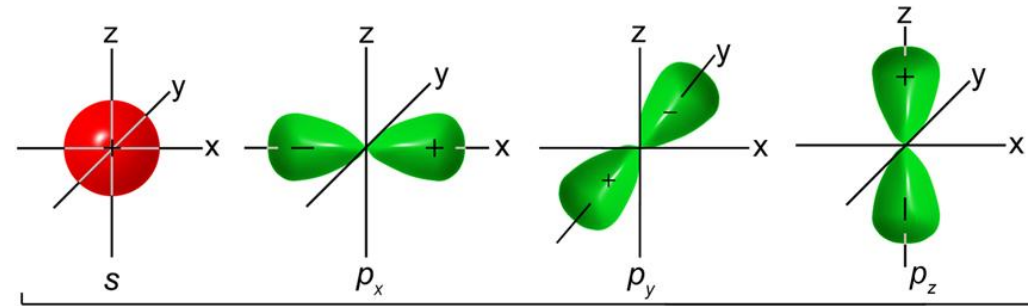
Enlace Covalente

Cuando entre dos átomos que se unen
comparten uno o más pares
de electrones

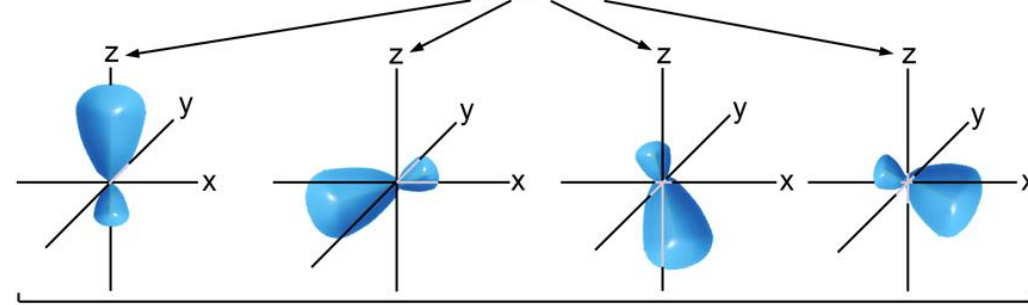


Orbitales electrónicos

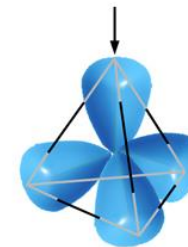
Para formar enlaces covalentes, los orbitales s y p se combinan entre sí para formar cuatro orbitales sp^3 , que se orientan hacia los vértices de un tetraedro: los enlaces covalentes son orientados.



تتحد لتنتج أربعة
أفلاك من نوع sp^3



و أخيرا ينتج شكل رباعي الأسطح



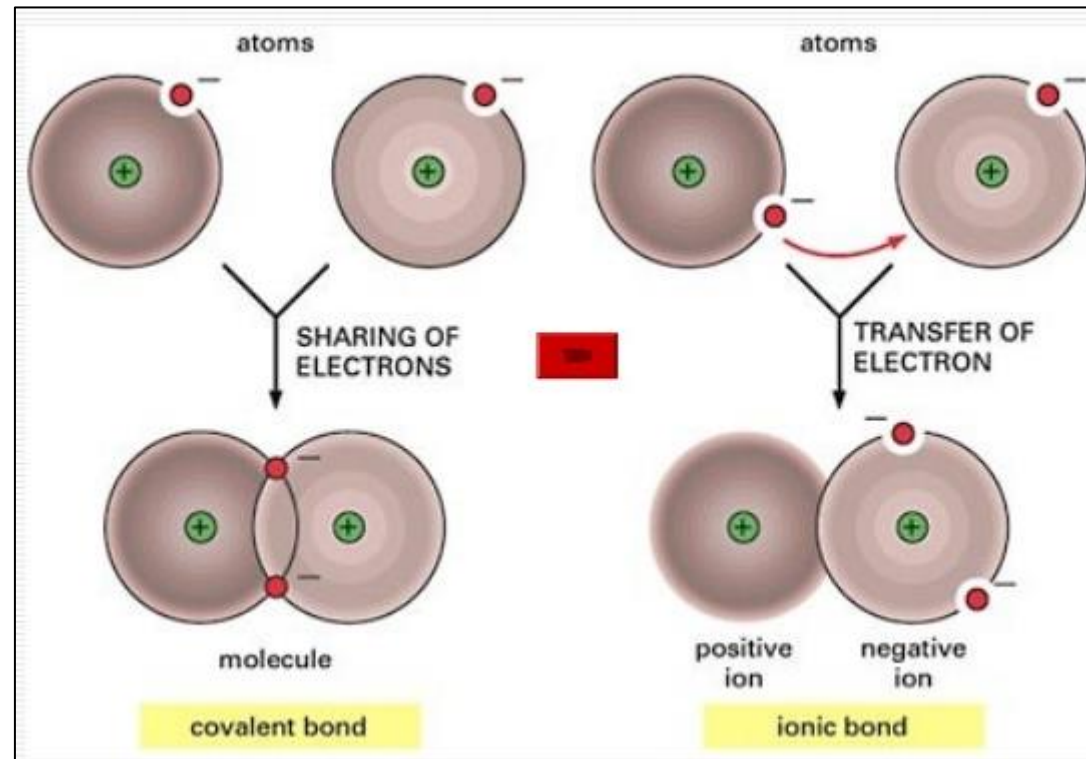
Diferencias entre enlace iónico y covalente

IÓNICO

Hay transferencia de electrones del átomo menos electronegativo al más electronegativo.

COVALENTE

Se comparten los electrones.



Diferencias entre enlace iónico y covalente

IÓNICO

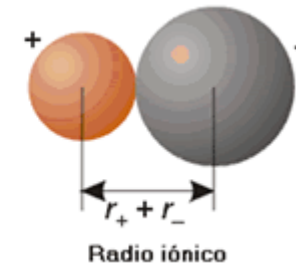
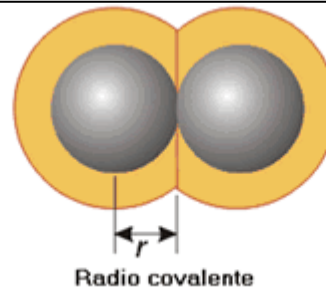
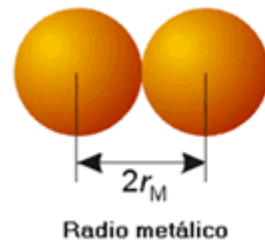
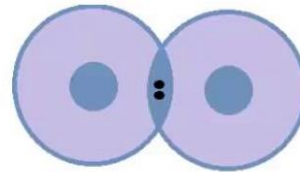
El radio iónico es el radio de cada ion

COVALENTE

El radio iónico es la mitad del radio entre los dos átomos.

Radio covalente

- En un enlace covalente, el *radio atómico de enlace* (**radio covalente**) es la mitad de la distancia que hay entre los núcleos de ambos átomos enlazados*.



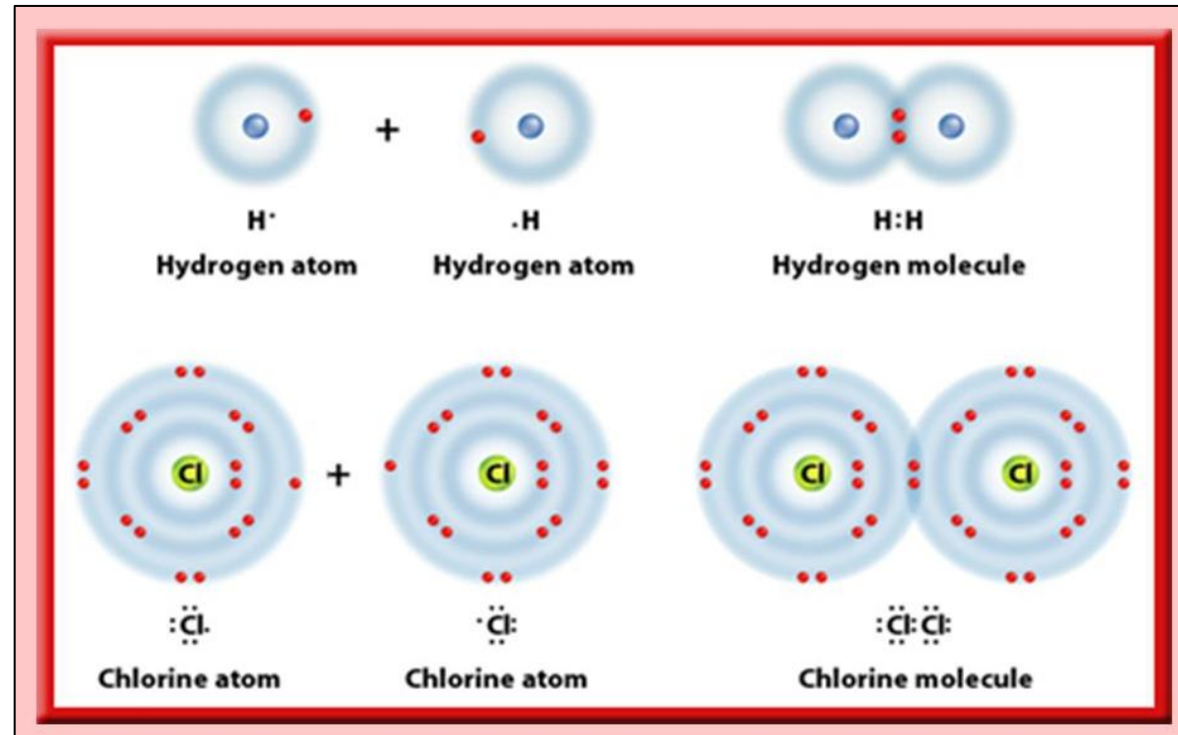
Diferencias entre enlace iónico y covalente

IÓNICO

Los iones unidos son de distinto tipo (catión – anión). Por tanto, siempre son distintos tipos de átomos.

COVALENTE

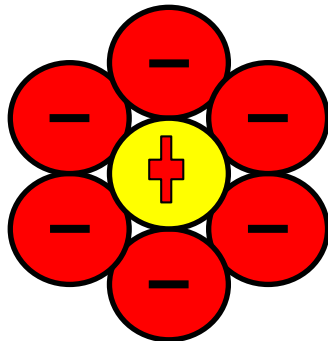
Los iones unidos pueden ser de distintos o del mismo tipo de átomo.



Diferencias entre enlace iónico y covalente

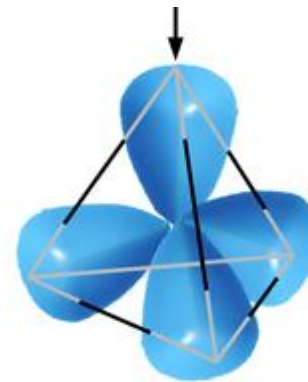
IÓNICO

El enlace iónico es no direccional: atrae iones de carga opuesta en todas las direcciones.



COVALENTE

El enlace covalente es direccional: los átomos se unen en la dirección de los orbitales.



Tipos de enlace covalente

ENLACE COVALENTE

COMPARTIMIENTO MUTUO DE ELECTRONES ENTRE DOS ÁTOMOS
POR SUPERPOSICIÓN DE ORBITALES

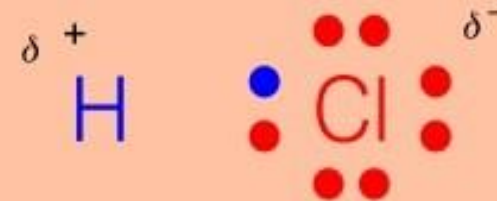
- ENLACE COVALENTE APOLAR

ÁTOMOS IGUALES (IGUAL
ELECTRONEGATIVIDAD)
SIMETRÍA ELECTRÓNICA



- ENLACE COVALENTE POLAR

ÁTOMOS DE DIFERENTE
ELECTRONEGATIVIDAD
NO HAY SIMETRÍA ELECTRÓNICA
PRESENTAN CARGAS PARCIALES
 δ^+ Y δ^-



Na – Cl---enlace iónico

O – O-----enlace covalente no polar

C – O-----enlace covalente polar

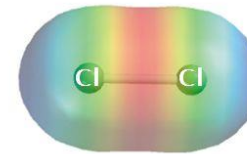
Tipos de enlace covalente

Si los átomos unidos por enlace covalente son iguales, no hay diferencia de electronegatividad: el enlace es simétrico (covalente no polar).

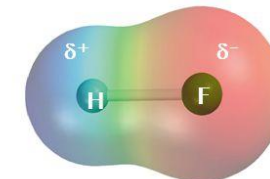
Si los átomos unidos por enlace covalente son diferentes, hay diferencia de electronegatividad: un átomo atrae hacia sí los electrones compartidos, el enlace no es simétrico y hay concentración de cargas en uno de los átomos (covalente polar).

ENLACE COVALENTE

- Los electrones igualmente compartidos, se denomina enlace covalente no polar, si es asimétrica se trata del enlace covalente polar.



COVALENTE
NO POLAR



COVALENTE
POLAR

Si la diferencia de electronegatividad es muy grande, el átomo más electronegativo se queda con los electrones compartidos: es el enlace iónico.

Ejemplo de radio atómico covalente

Diamante, el espaciamiento C-C es de 1.54 Å y en el silicio metálico Si-Si es 2.34 Å. Si estos átomos se unen para formar el compuesto SiC la distancia Si-C será de 1.94 Å, que es la media aritmética de los espaciamientos en estado elemental.

Los enlaces entre átomos iguales o muy próximos en la tabla periódica serán covalentes porque la diferencia en electronegatividad es pequeña.

Características de los minerales con enlaces covalentes

1. Es el más fuerte de todos
2. Minerales generalmente insolubles
3. Minerales con gran estabilidad
4. Minerales con puntos de ebullición y fusión muy altos
5. No forman iones en disolución
6. No son conductores de la corriente eléctrica
7. Enlace direccional.
8. Simetría de cristales menos perfecta que el iónico.

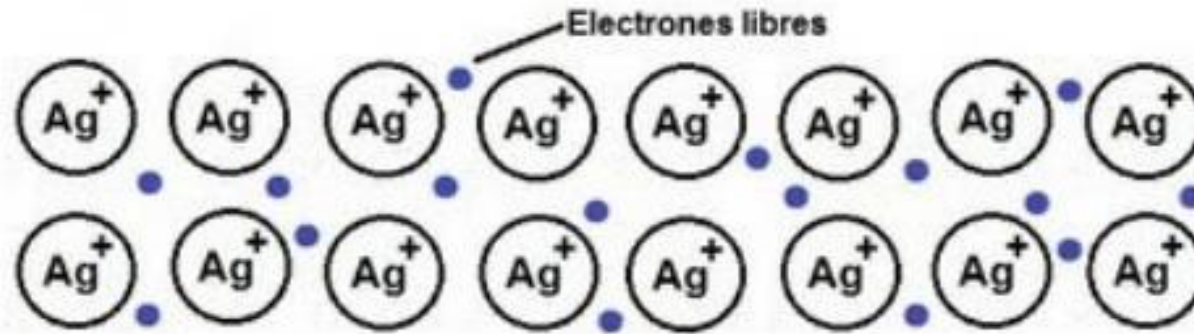
Ejemplos grafito y diamante (C), cuarzo

ENLACE METÁLICO

ENLACE METÁLICO

ENLACE METÁLICO

Es aquel que se establece entre un gran número de cationes que se mantienen unidos por una nube de electrones.



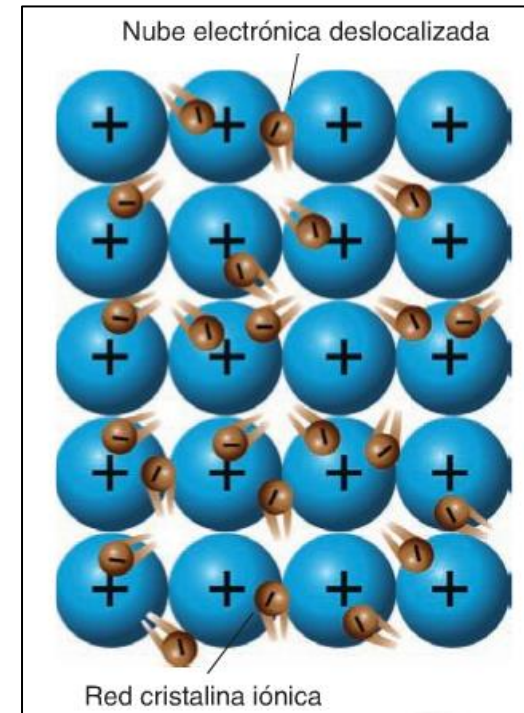
Cationes de plata rodeados por nube de electrones libres

Enlace metálico

El enlace metálico se forma entre átomos metálicos del mismo tipo, aunque también entre átomos metálicos de distinto tipo (aleaciones).

En este tipo de enlaces, los átomos se desprenden de algunos electrones, por lo que se crea un grupo de cationes rodeados por una nube deslocalizada de electrones.

Los cationes se empaquetan de modo compacto. La nube de electrones proporciona las típicas propiedades de los metales: conductividad, ductilidad, etc.



Características de los minerales con enlaces metálicos

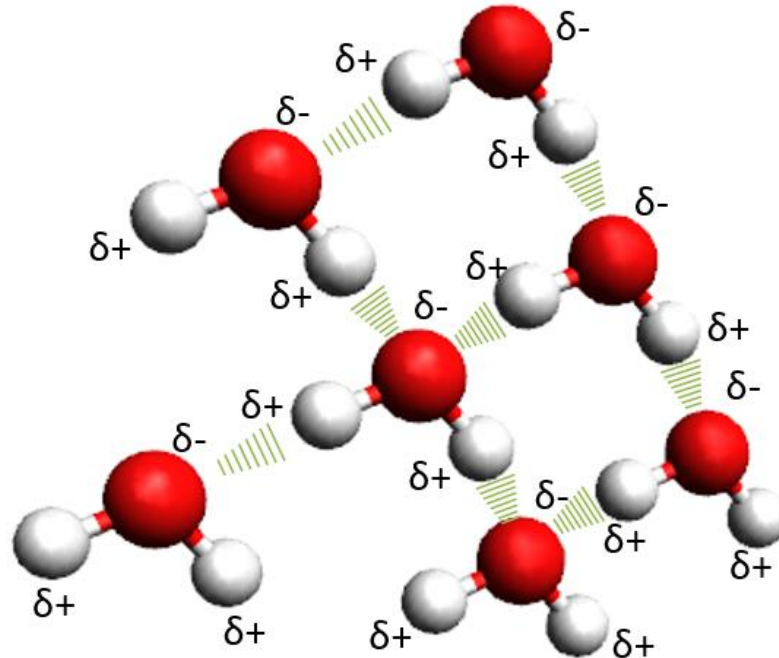
1. Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.
2. Tienen brillo metálico.
3. Son generalmente de color gris, excepto el oro y el cobre.
4. Son buenos conductores de la electricidad y del calor.
5. Tienen altos puntos de fusión y ebullición.
6. Tienen una alta resistencia a la ruptura por tensión.
7. Son dúctiles y maleables, pueden estirarse para formar láminas e hilos delgados.

**FUERZAS DE VAN
DER WAALS**

Fuerzas Van der Waals

Estas fuerzas consisten en atracciones electrostáticas entre átomos o moléculas debido a una distribución no homogénea de las cargas eléctricas dentro del átomo o molécula.

Los enlaces formados por estas fuerzas son muy débiles.

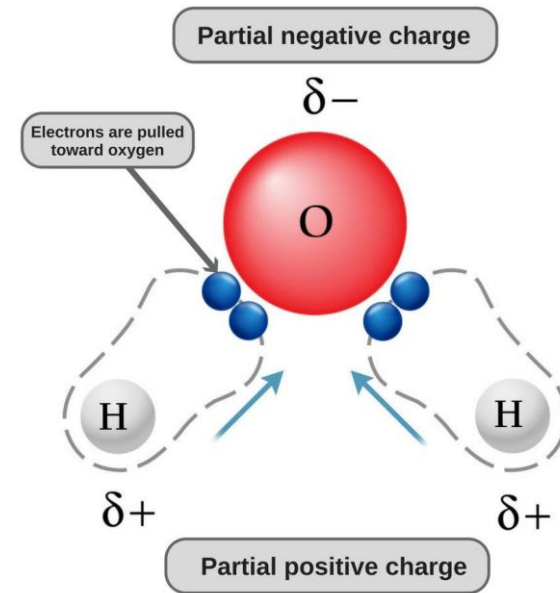


Fuerzas Van der Waals

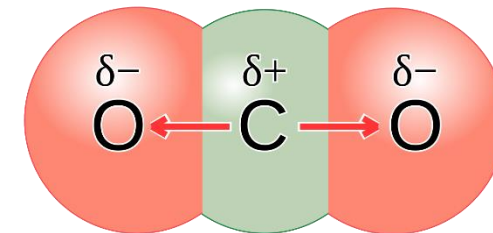
Con respecto a distribución de cargas eléctricas, una molécula es **polar** cuando tiene cargas eléctricas y su distribución no es simétrica (uno de sus extremos está cargado positivamente y el otro negativamente), y **apolar** si estas cargas no existen o están distribuidas simétricamente.

Las moléculas apolares son aquellas moléculas que se producen por:

- La unión entre átomos que poseen igual electronegatividad, por lo que las fuerzas con las que los átomos que conforman la molécula atraen los electrones del enlace son iguales, produciéndose así la anulación de dichas fuerzas.
- La unión entre átomos de diferente electronegatividad, pero que se disponen simétricamente. No hay concentración de cargas positivas o negativas a uno y otro lado de la molécula.



H₂O: Molécula polar

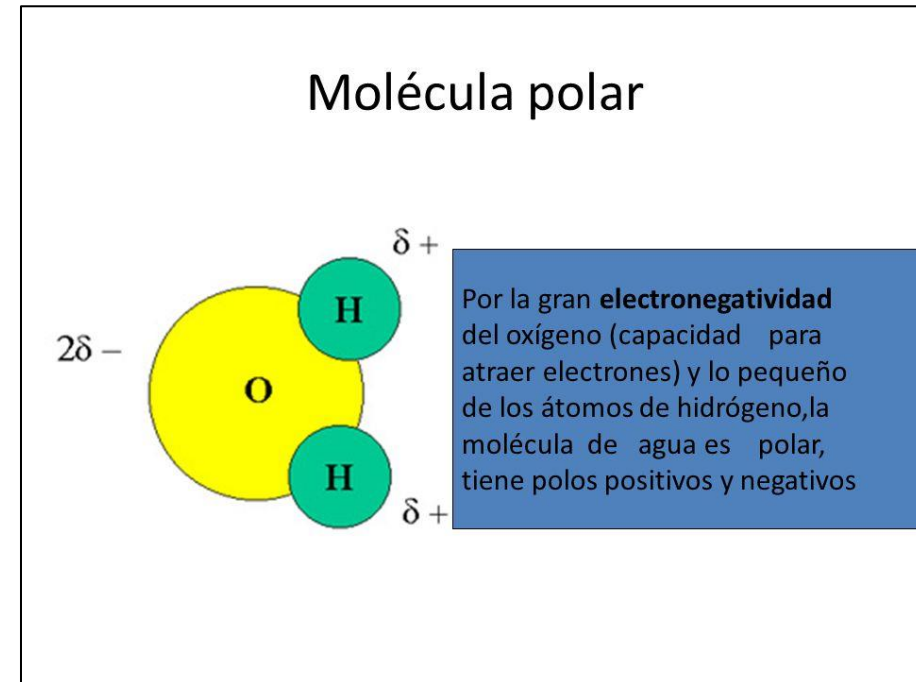


CO₂: Molécula apolar

Fuerzas Van der Waals

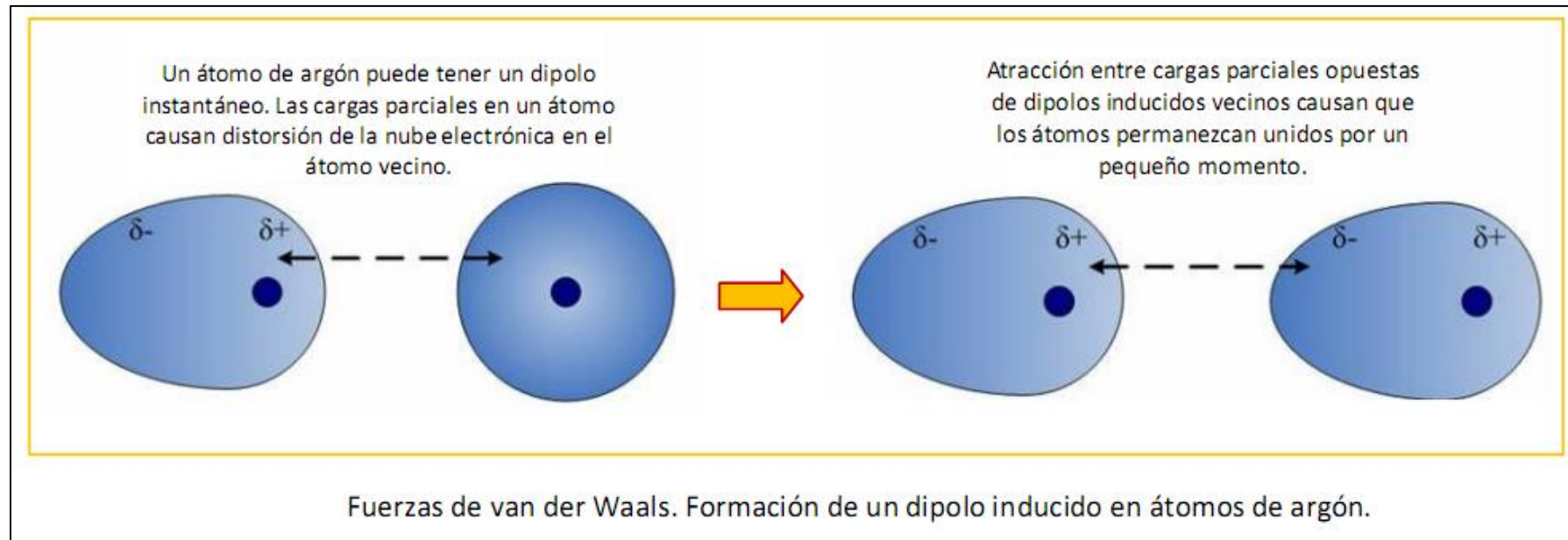
Hay dos tipos principales de fuerzas Van der Waals:

- Atracción entre moléculas polares: La distribución asimétrica de átomos con distinta electronegatividad (y por tanto con una carga negativa o positiva) en una molécula hace que ésta sea un dipolo, con un lado positivo y uno negativo, que puede atraer otras moléculas polares.



Fuerzas Van der Waals

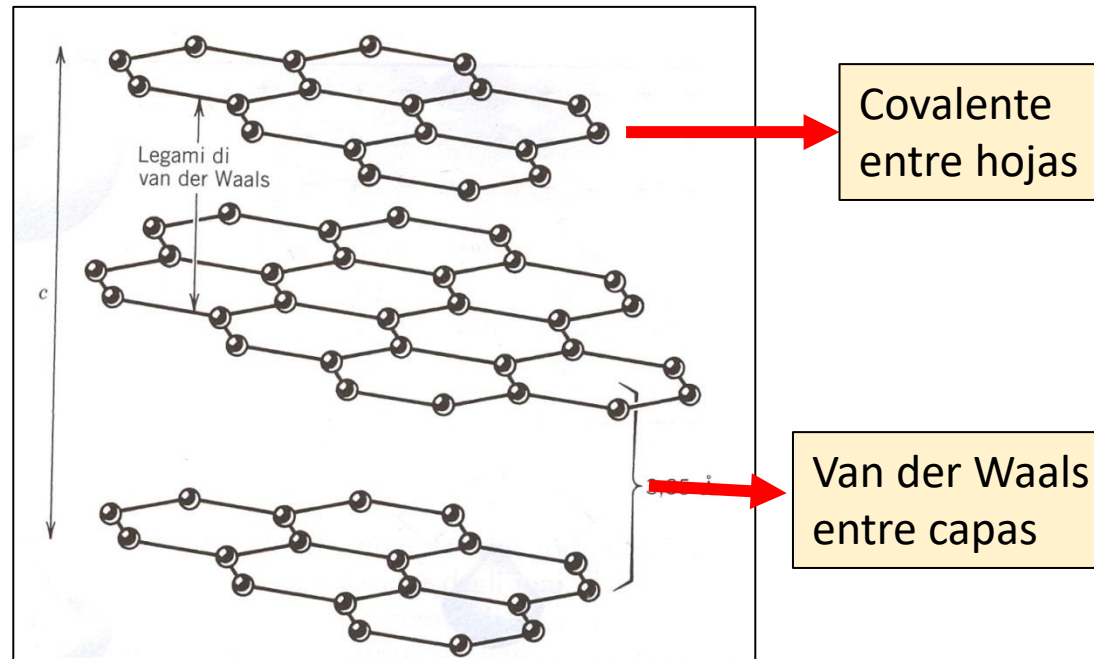
- Atracción dipolo natural/dipolo inducido: aunque un átomo o molécula no tenga un comportamiento polar, puede convertirse en un dipolo ante la influencia de un átomo/molécula dipolar.



Enlaces químicos

Enlace residual

Enlaces de Van der Waals



Representación esquemática de la estructura del grafito con enlaces covalentes entre los átomos de carbono del mismo estrato, y enlaces residuales (van der Waals) entre los estratos. Notar la larga distancia entre los estratos (3.35 Å).

Características de los minerales con enlace de Van Der Waals

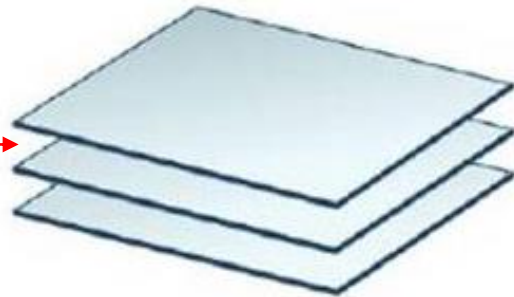
- Se encuentra solo en los compuestos orgánicos y gases solidificados, hallándose muy pocas veces en los minerales. Cuando se halla, entonces:
 - ✓ Es una zona de exfoliación fácil
 - ✓ Poca dureza

Ejemplos : zona de exfoliación perfecta en las micas, espaciado en el grafito

Ejemplos de minerales con enlace de Van der Waals



Fuerzas
De Van der Waals



ENLACE PRIMARIO



Enlaces y Propiedades

PROPIEDADES	IÓNICO	COVALENTE	METÁLICO
Mecánica	Dureza moderada	Dureza grande	Dureza pequeña
Eléctrica	Malos conductores	Aislantes	Buenos conductores
Térmica	P.f. moderado	P.f. alto	P.f. variable
Solubilidad	Alta	Muy baja	Insolubles
Estructura	No direccional Coordinación alta	Direccional Coordinación baja	No direccional Simetría baja
Ejemplos	Halita - Calcita	Diamante - Esfalerita	Cobre – Oro