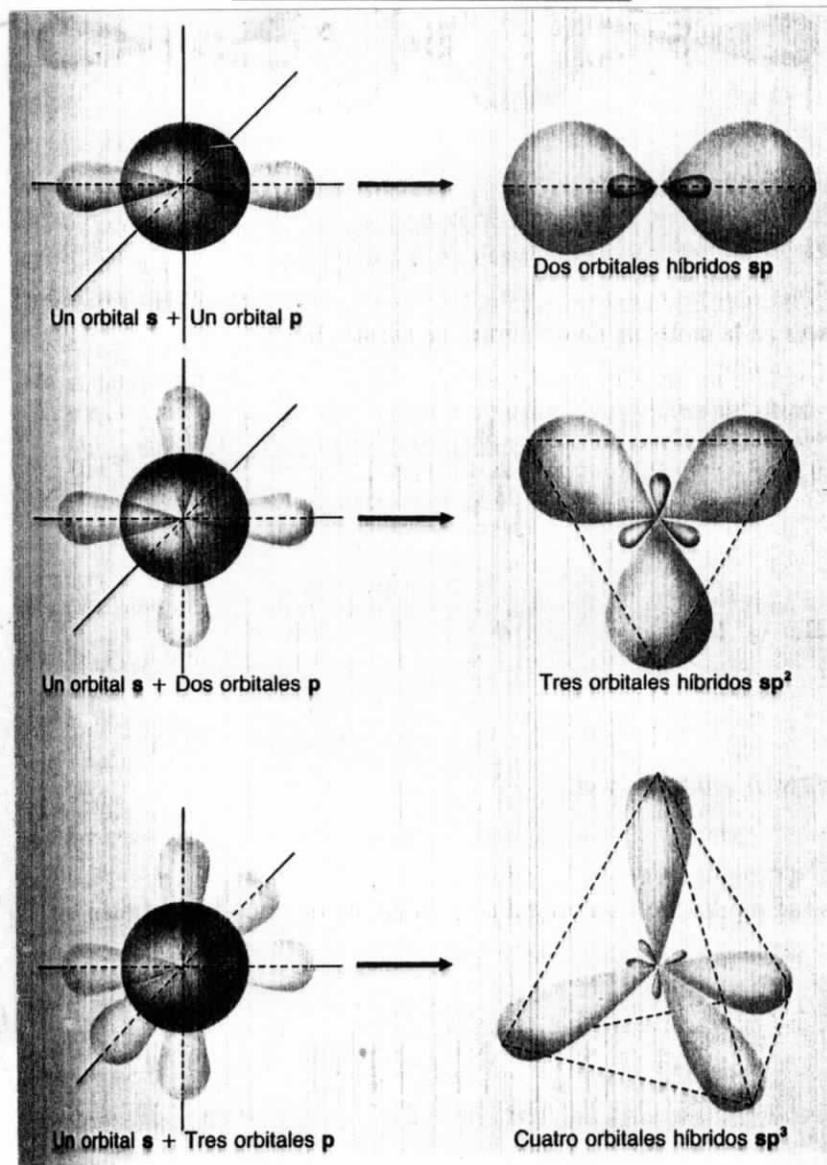


QUÍMICA 2º BACHILLERATO

FORMA Y DISPOSICIÓN DE LOS ORBITALES HÍBRIDOS: sp , sp^2 y sp^3 .



REPRESENTACIÓN DE LAS MOLÉCULAS DE H_2O Y NH_3 .

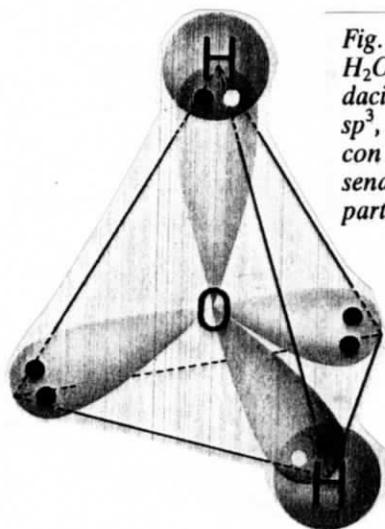


Fig. En la molécula de agua, H_2O , el O también presenta hibridación sp^3 . De los cuatro orbitales sp^3 , dos se destinan a formar enlaces con los H y los otros dos quedan con sendos pares de electrones no compartidos.

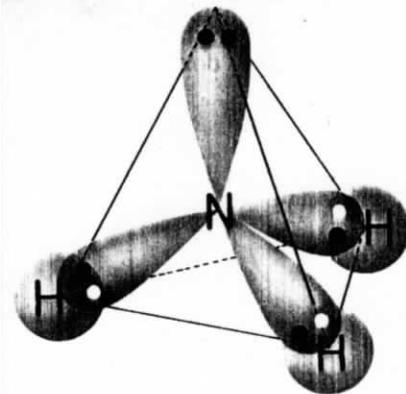
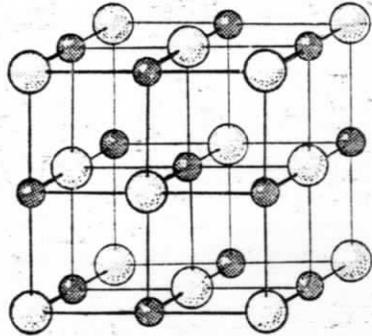


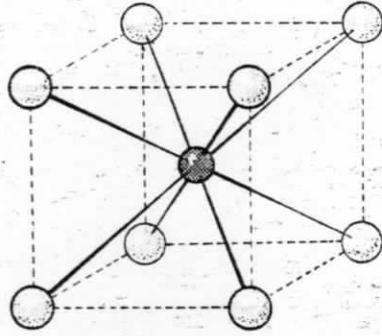
Fig. Molécula de amoníaco, NH_3 , donde el N presenta hibridación sp^3 . Un orbital sp^3 tiene dos electrones no compartidos. Los otros tres, que tienen un solo electrón, forman enlaces con los orbitales de los átomos de hidrógeno.

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

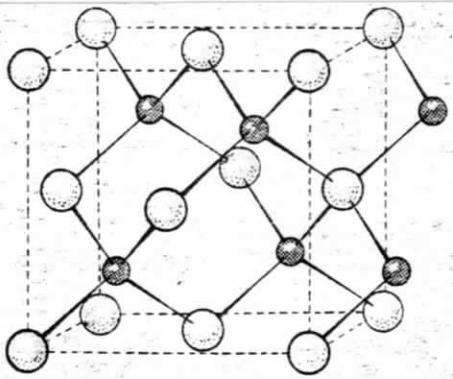
ESTRUCTURAS FRECUENTES EN CRISTALES IÓNICOS.



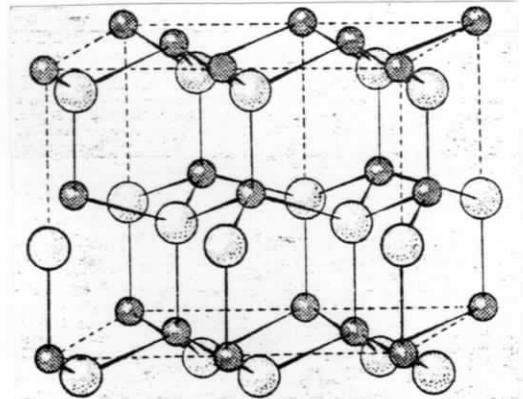
NaCl



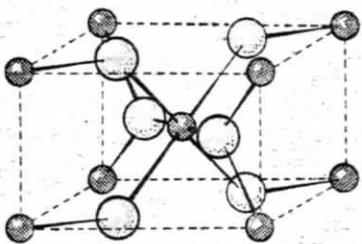
CsCl



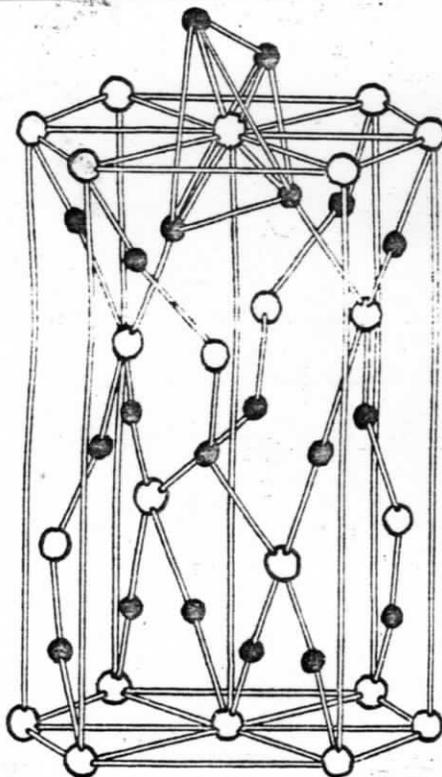
Blenda de cinc (ZnS cúbico)



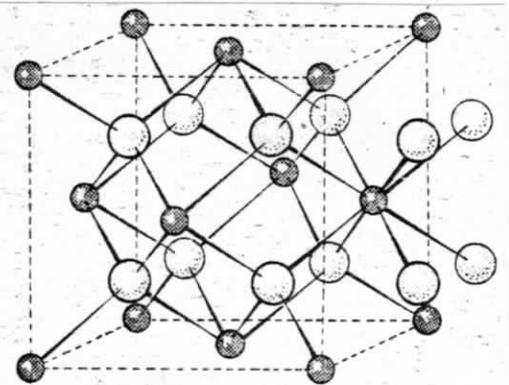
Wurtzita (ZnS hexagonal)



Rutilo (TiO₂)



Estructura del cuarzo β .



Fluorita (CaF₂)

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

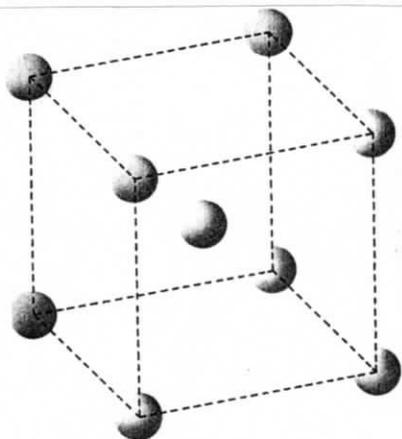
REDES METÁLICAS

Los estudios de difracción de rayos X han mostrado que los átomos de los metales adoptan disposiciones ordenadas en estado sólido. Estos cristales metálicos son casi exclusivamente de tres tipos:

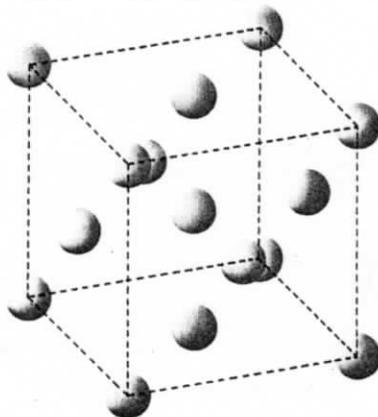
a) **ESTRUCTURA CÚBICA CENTRADA EN EL CUERPO:** El nº de coordinación (n° de átomos vecinos) es 8. Los átomos dejan un 32 % de espacio libre. Cristalizan en esta estructura: metales alcalinos y Ba.

b) **ESTRUCTURA CÚBICA CENTRADA EN LA CARA:** El nº de coordinación es de 12 y el espacio libre un 26 %. Son ejemplos de cristalización en esta estructura: Cu, Ag, Au, Ca y Sr.

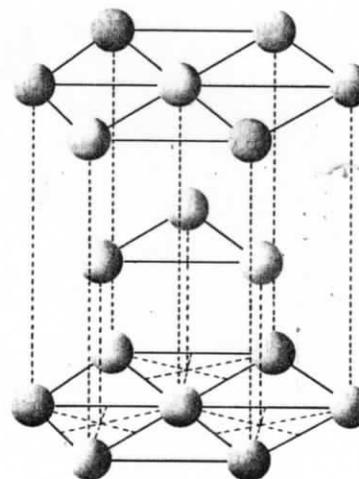
c) **ESTRUCTURA HEXAGONAL COMPACTA:** El nº de coordinación es 12 y el espacio vacío de un 26 %. Como ejemplos: Be, Mg, Zn y Cd.



Red metálica con estructura cúbica centrada en el cuerpo.



Red metálica con estructura cúbica centrada en la cara.



Red metálica con estructura hexagonal compacta.

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

ENERGÍAS DE ENLACES

Tabla Energías de enlace simple, doble y triple entre los mismos y diferentes elementos de algunos compuestos en Kcal a 25 °C

Enlace simple	Energía de enlace	Enlace doble	Energía de enlace	Enlace triple	Energía de enlace
C-C	82,8	C=C	146,2	C≡C	195,8
C-N	70,0	C=N	146,9	C≡N	212,6
C-O	83,8	C=O	170,8	C≡O	256,8
C-S	61,8	C=S	113,9	-	-
N-N	38,0	N=N	99,8	N≡N	224,8
N-O	53,0	N=O	145,0	-	-
O-O	33,0	O=O	119,0	-	-
S-O	82,9	S=O	119,0	-	-

MOMENTOS DIPOLARES Y POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

TABLA DE ELECTRONEGATIVIDADES DE L. PAULING

Momentos dipolares en debyes (D)

H ₂	0	H ₂ O	1,85
O ₂	0	SO ₂	1,61
CO ₂	0	NH ₃	1,49
HF	2,0	NaF	8,12
HCl	1,03	NaCl	8,97
HBr	0,78	CH ₂ Cl ₂	1,59
HI	0,38	CHCl ₃	1,15

Tabla Comparación de los momentos dipolares de los hidrácidos de los halógenos. (ϵ_x = electronegatividad del halógeno (la del H es 2,1); r_{X-H} = distancia internuclear; μ = momento dipolar; δ = carácter iónico en tanto por ciento).

	ϵ_x	r_{X-H}	μ	δ
HF	4	0,92 Å	1,91 D	43
HCl	3,5	1,27 Å	1,03 D	17
HBr	2,8	0,41 Å	0,78 D	12
HI	2,4	1,61 Å	0,38 D	5

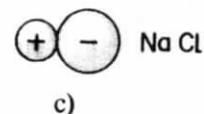
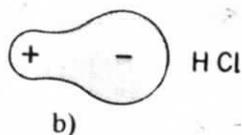
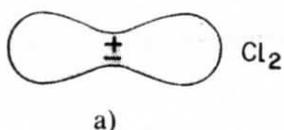


Fig. — Polaridad de las moléculas.

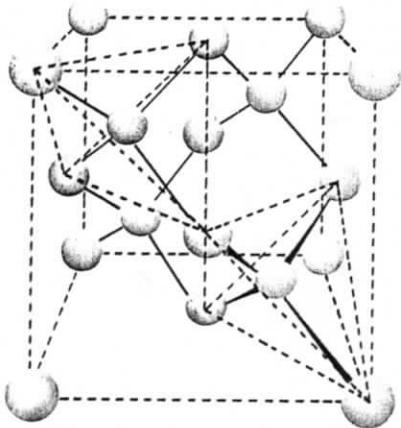
Tabla de electronegatividades (de L. Pauling)

H = 2,1

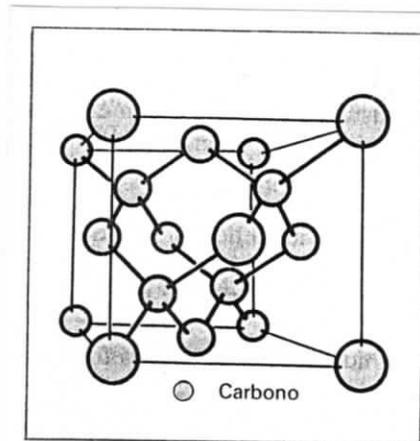
Li 1,0	Be 1,5	B 2	C 2,5	N 3	O 3,5	F 4
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,5
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,4
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

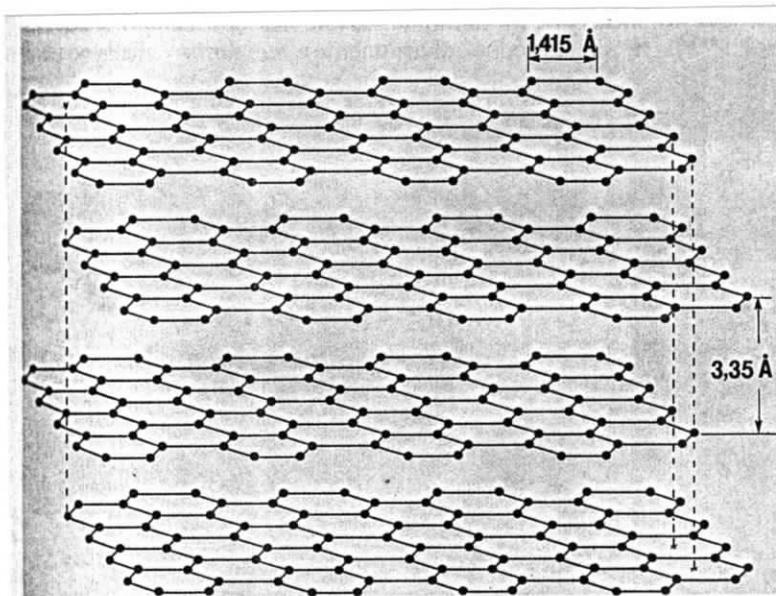
ESTRUCTURAS DE REDES COVALENTES: DIAMANTE Y GRAFITO



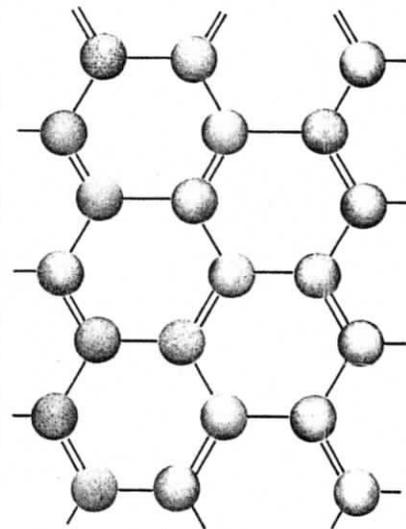
Estructura del diamante basada en la hibridación sp^3 que presentan todos los C y que los obliga a disponerse tetraédricamente.



Estructura cristalina del diamante.



Estructura laminar del grafito.



Enlaces de los C en el grafito. Todos los C presentan hibridación sp^2 .

QUÍMICA 2º BACHILLERATO

PROPIEDADES DE ALGUNOS SÓLIDOS IÓNICOS, COVALENTES Y METÁLICOS.

Tabla Propiedades de algunos compuestos iónicos

Energía reticular creciente ↓	Cristal	z_1	z_2	M	$R_0 = r_+ + r_-$ (en Å)	Punto de fusión, °C	Dureza (escala Mohrs)	Coefficiente de dilatación (grados ⁻¹)	Solubilidad (g/l)
		NaI	1	1	1,7	3,11	660	2,8	$48 \cdot 10^{-6}$
	NaF	1	1	1,7	2,31	988 ↓	3,2 ↓	$39 \cdot 10^{-6}$ ↑	4,22 ↑
	CaF ₂	2	1	5,0	2,35	1.360 ↓	4 ↓	$19 \cdot 10^{-6}$ ↑	0,16
	Al ₂ O ₃	3	2	25,0	1,90	2.030 ↓	9 ↓	$7,2 \cdot 10^{-6}$ ↑	0,0

Tabla Puntos de fusión de algunos metales (°C)

Li (180)	Be (1.280)	-	-	-	-
Na (98)	Mg (650)	Al (660)	Ti (1.800)	Fe (1.530)	Cu (1.083)
K(64)	Ca (838)	Ga (29,7)	Zr (1.700)	Co (1.480)	Ag (961)
Rb (39)	Sr (770)	-	-	-	Sn (232)
Cs (29)	Ba (725)	-	-	-	Pb (328)

Modelo	Conductividad eléctrica	Dureza	Punto de fusión	Punto de ebullición	Fragilidad	Ejemplo
Iónico	Fundido o disuelto: sí Sólido: no	Alta	Alto	Alto	Mucho	Cloruro de sodio
Covalente	Nunca	Muy alta	Alto	Alto	Mucho	Diamante
Metálico	Sólido o fundido: sí	Diversa	Diverso	Diverso	Poco	Hierro
Molecular	Nunca	Muy baja	Bajo	Bajo	Mucho	Cloro