

SÓLIDOS

Estructura de los minerales

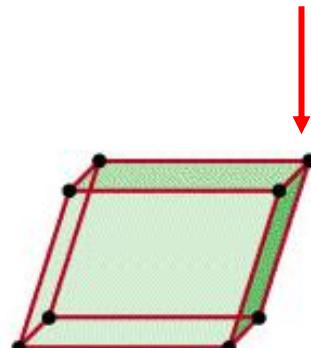
- Disposición ordenada de átomos químicamente unidos para formar una estructura cristalina concreta
- En compuestos formados por iones, el arreglo atómico interno está determinado principalmente por el tamaño de los iones

Un **sólido cristalino** posee un orden rígido y largo. En un sólido cristalino, los átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas (predecibles).

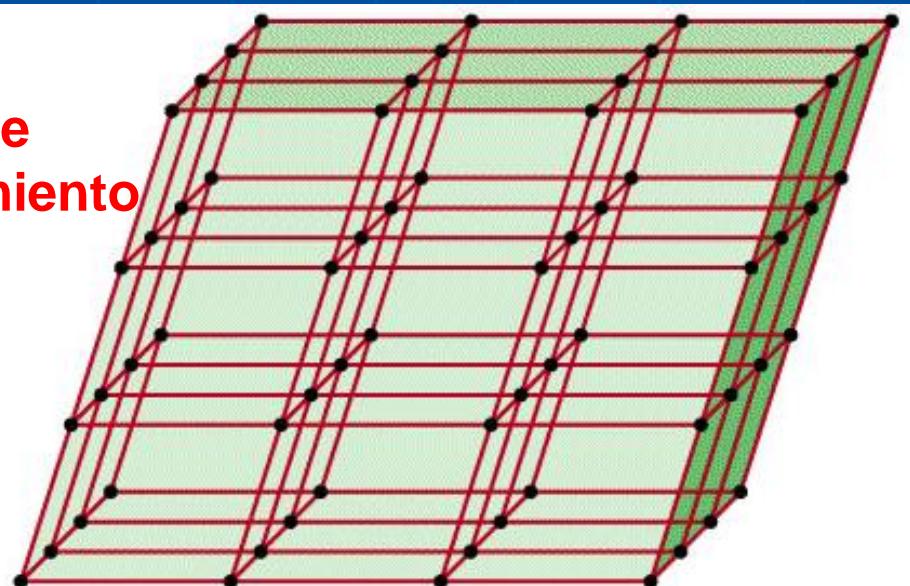
Un **sólido amorfo** no posee una disposición bien definida ni un orden molecular de rango largo.

Una **celda unitaria** es la unidad estructural de repetición básica de un sólido cristalino.

punto de
entre cruzamiento



Celda unitaria



Celdas unitarias en 3 dimensiones

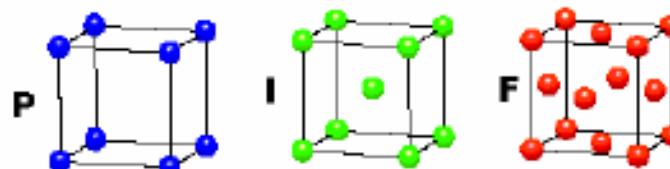
En los puntos de
entre cruzamiento:

- Átomos
- Moléculas
- Iones

REDES DE BRAVAIS

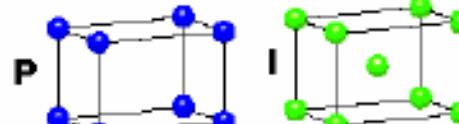
CUBIC

$a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



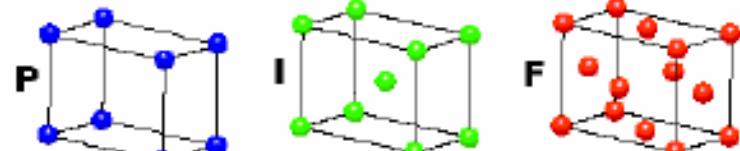
TETRAGONAL

$a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



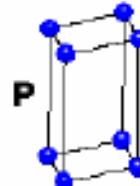
ORTHORHOMBIC

$a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



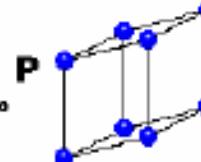
HEXAGONAL

$a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ$
 $\gamma = 120^\circ$



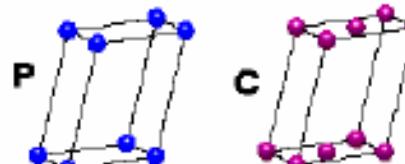
TRIGONAL

$a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



MONOCLINIC

$a \neq b \neq c$
 $\alpha = \gamma = 90^\circ$
 $\beta \neq 120^\circ$



TRICLINIC

$a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



4 Types of Unit Cell

P = Primitive

I = Body-Centred

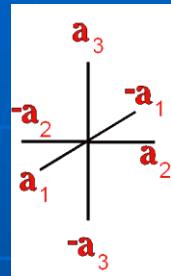
F = Face-Centred

C = Side-Centred

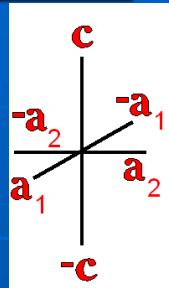
+
7 Crystal Classes
→ 14 Bravais Lattices

Propiedades Físicas de los Minerales

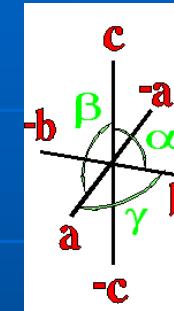
■ Formas Cristalinas:



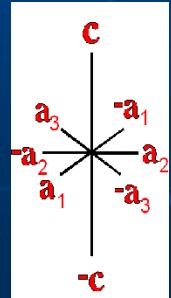
Isométrico (pirita)



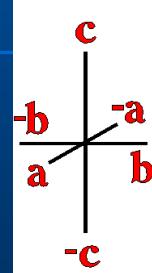
Tetragonal (zircón)



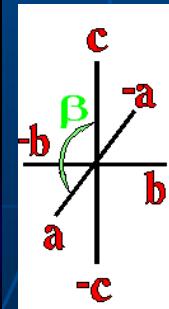
Triclinico (Microclina)



Hexagonal (Berilo)

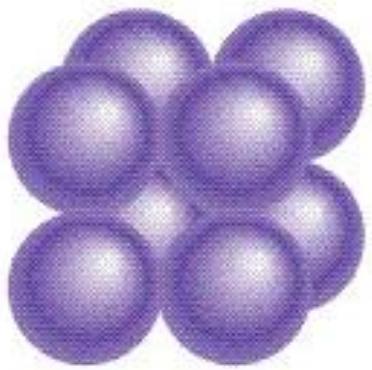
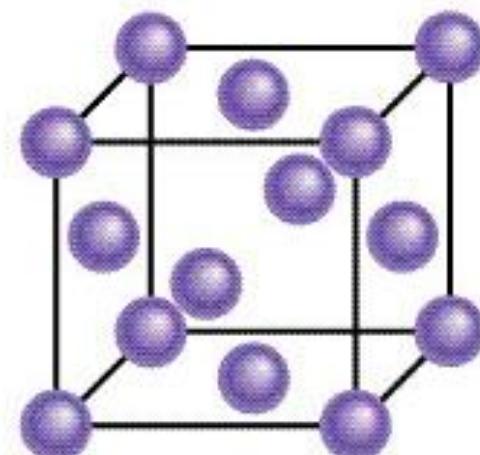
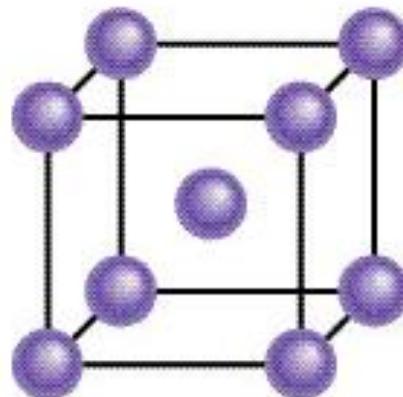
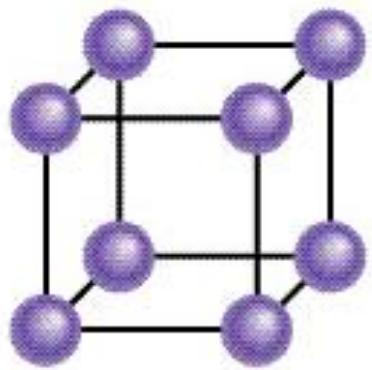


Ortorrómbico (Topacio)

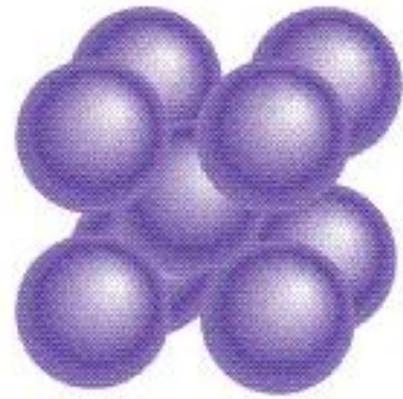


Monoclínico (Yeso)

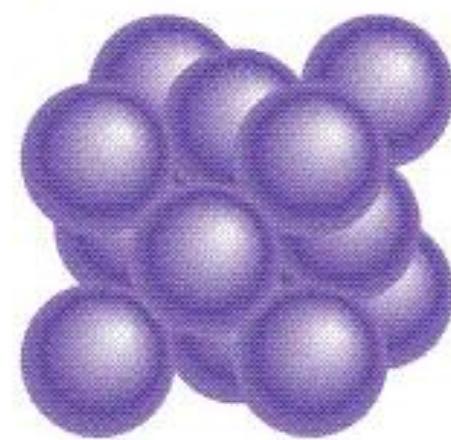
Three Types of Cubic Cells



Simple cubic

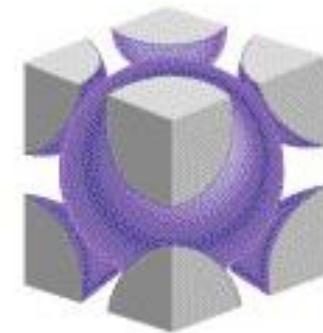
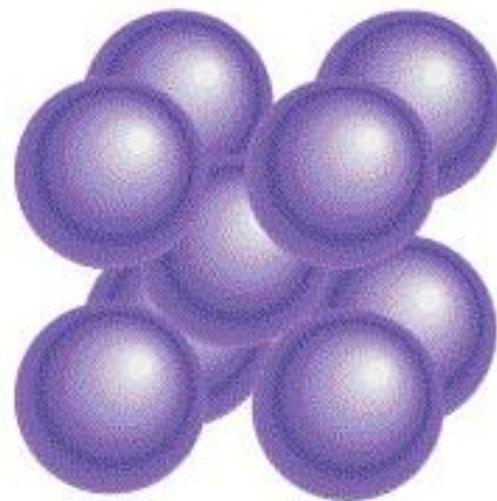
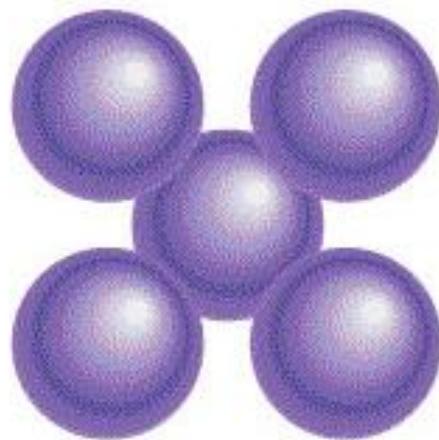


Body-centered cubic

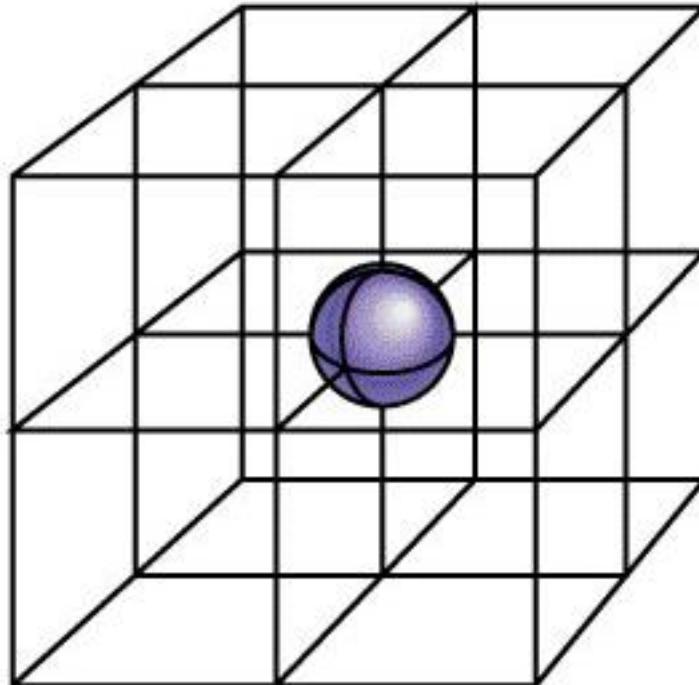


Face-centered cubic

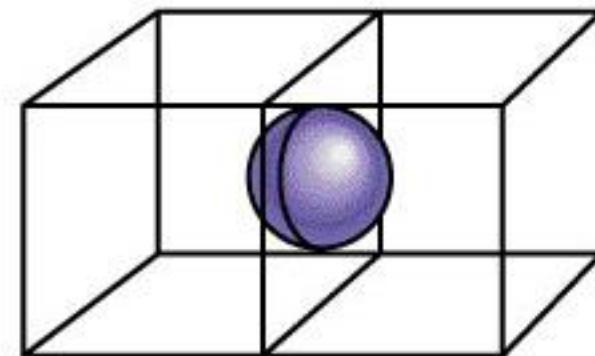
Arrangement of Identical Spheres in a Body-Centered Cube



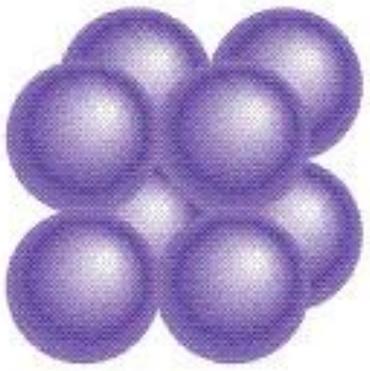
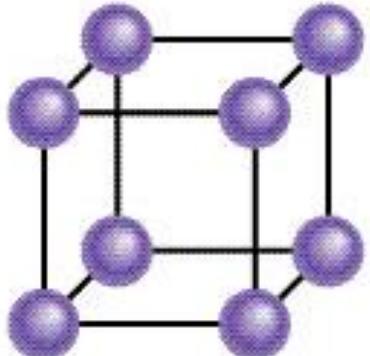
A Corner Atom and a Face-Centered Atom



Compartido
por **8** celdas
unitarias

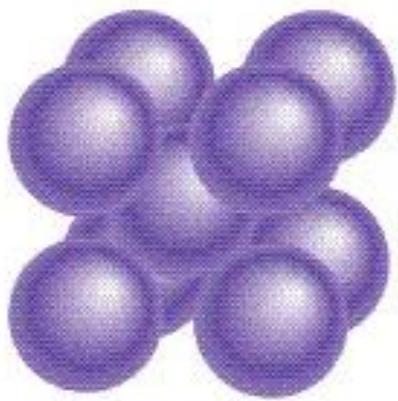
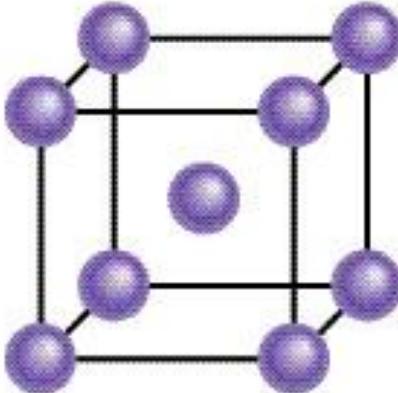


Compartido
por **2** celdas
unitarias



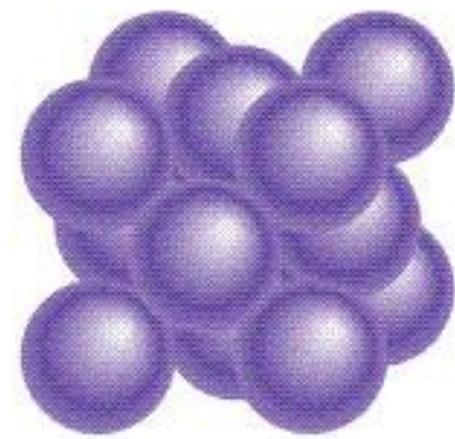
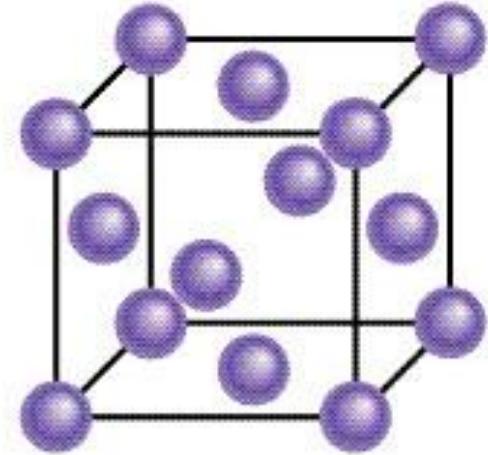
Simple cubic

1 átomo/celda unitaria
 $(8 \times 1/8 = 1)$



Body-centered cubic

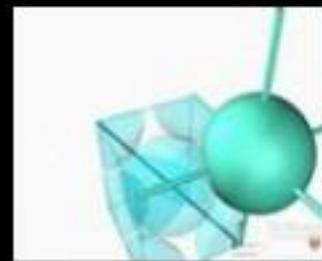
2 átomos/celda unitaria
 $(8 \times 1/8 + 1 = 2)$



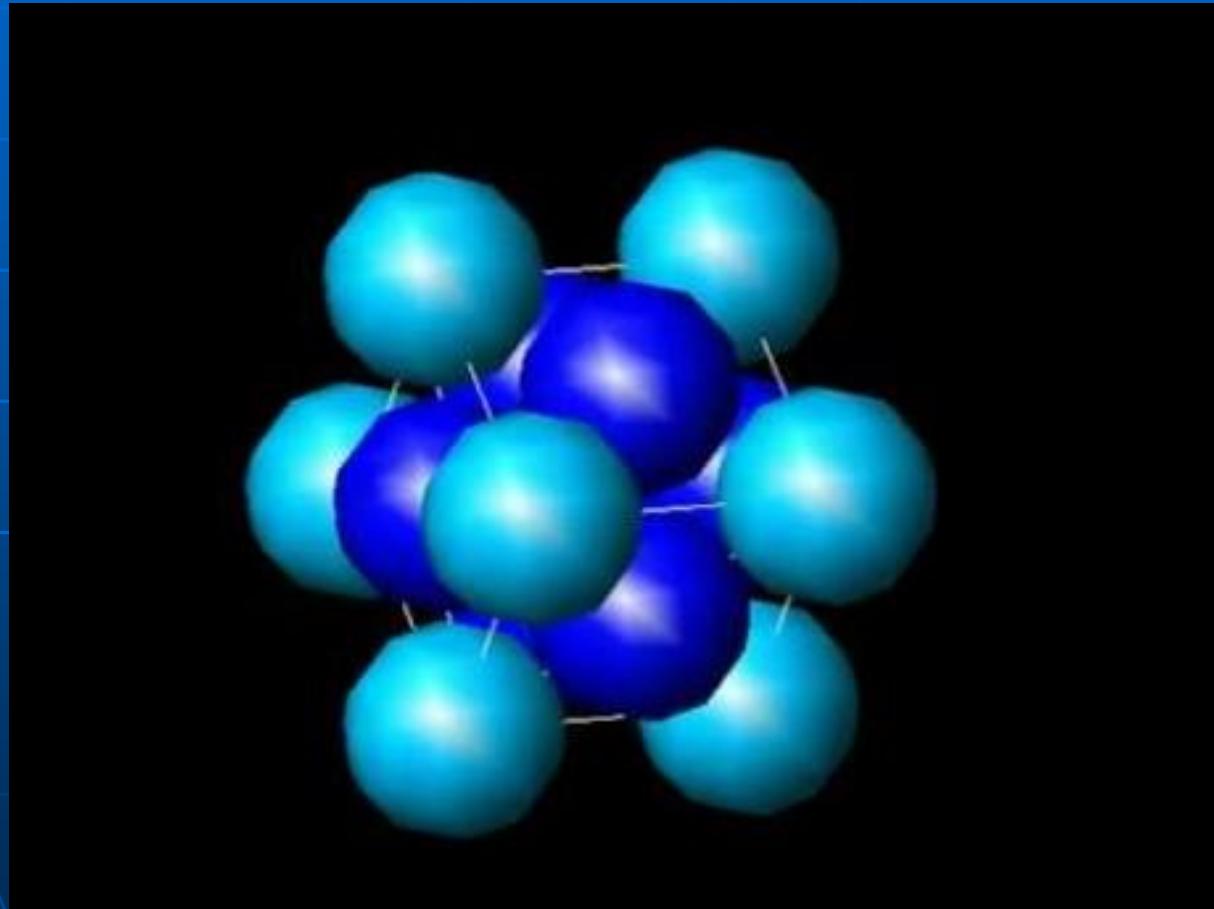
Face-centered cubic

4 átomos/celda unitaria
 $(8 \times 1/8 + 6 \times 1/2 = 4)$

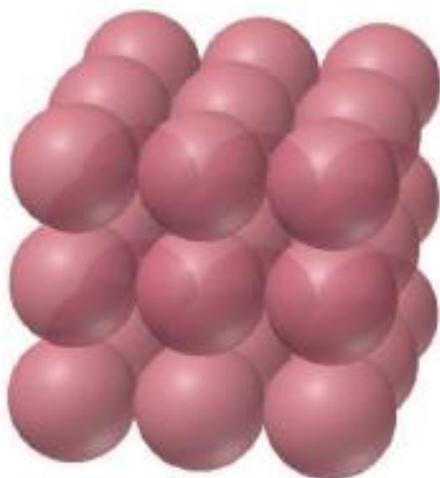
Animación de celda cúbica centrada en el cuerpo (<https://youtu.be/ddIYJ6x5oug>)



Animación de celda cúbica centrada en la cara (<https://youtu.be/ddIYJ6x5oug>)

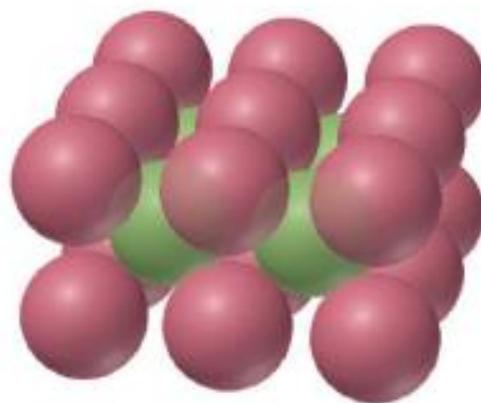


EMPAQUETAMIENTOS NO COMPACTOS



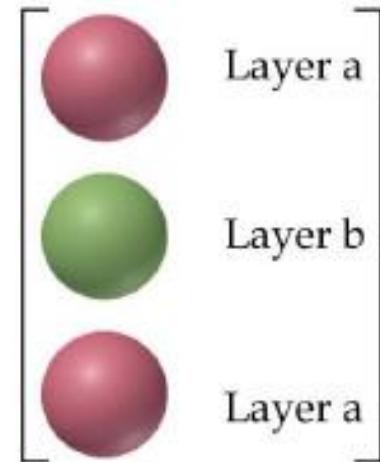
Simple cubic

(a)

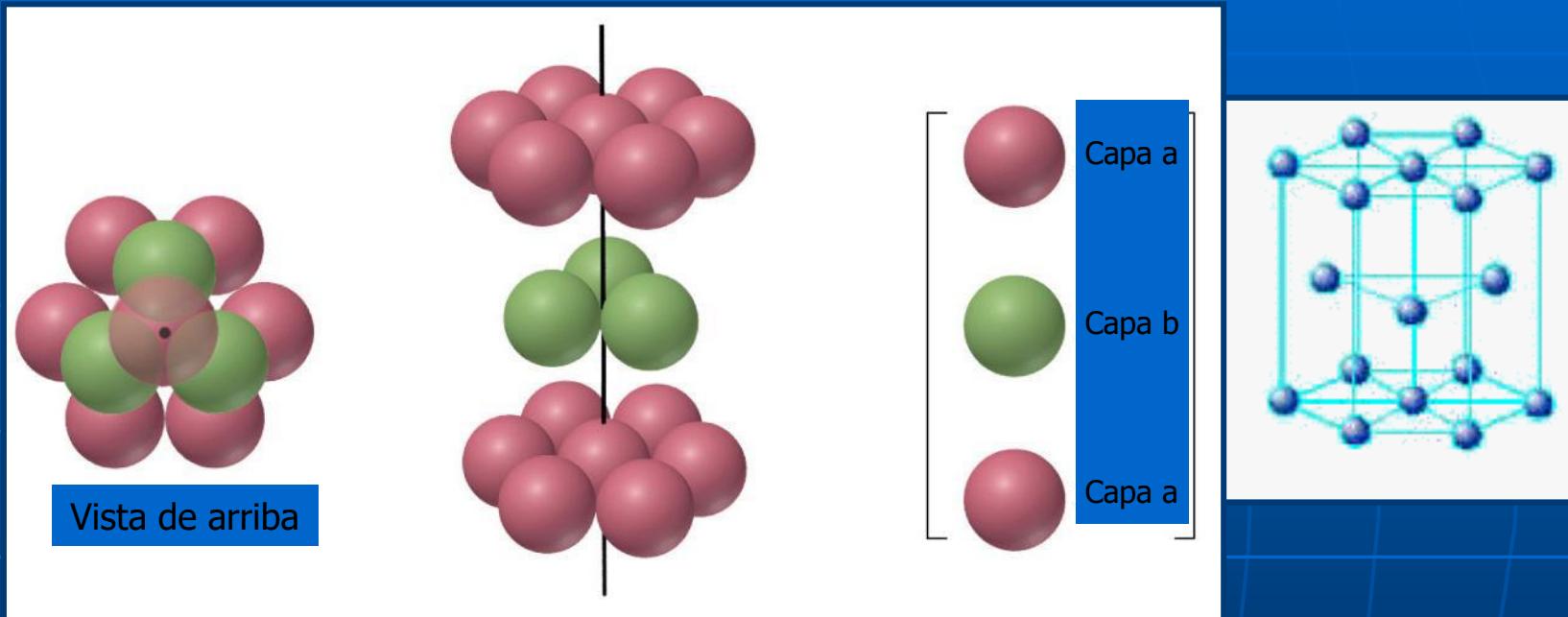


Body-centered cubic

(b)



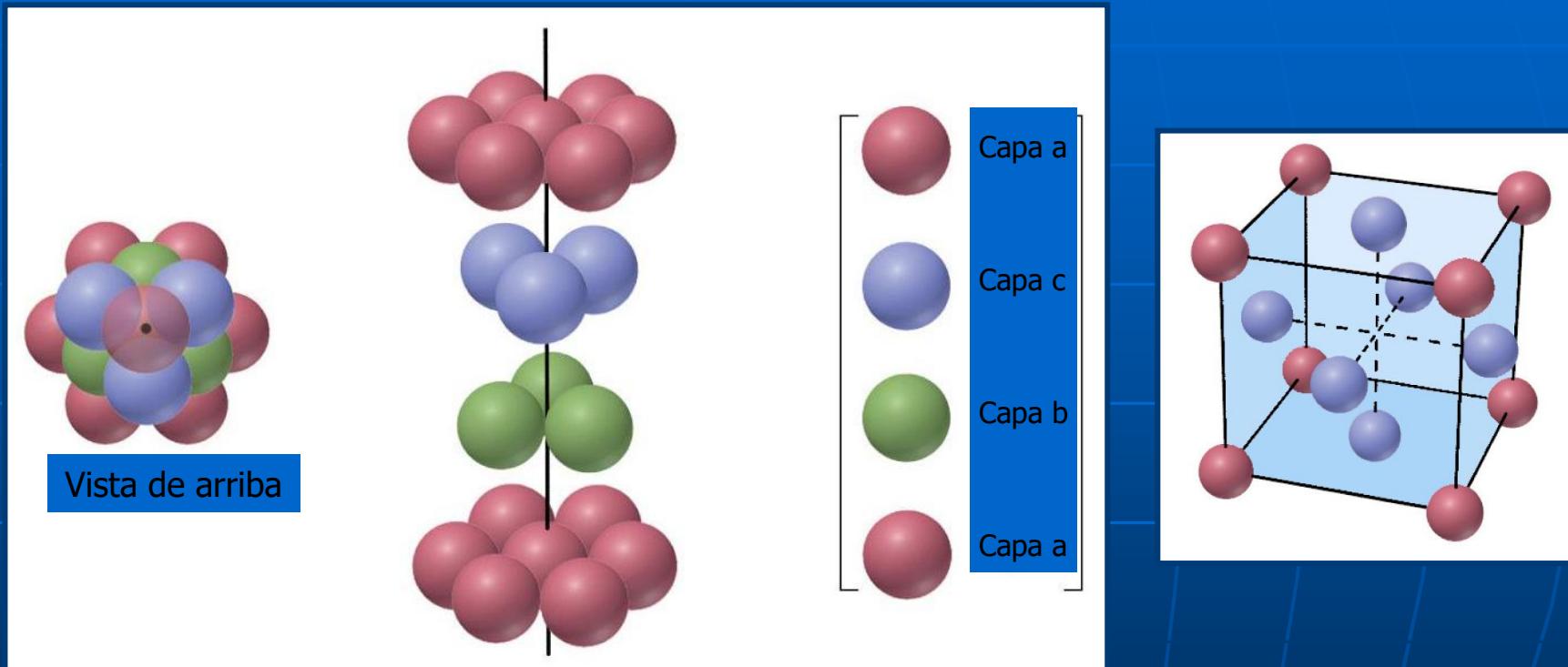
EMPAQUETAMIENTO HEXAGONAL COMPACTO



Número de coordinación = 12
Eficacia = 74 %

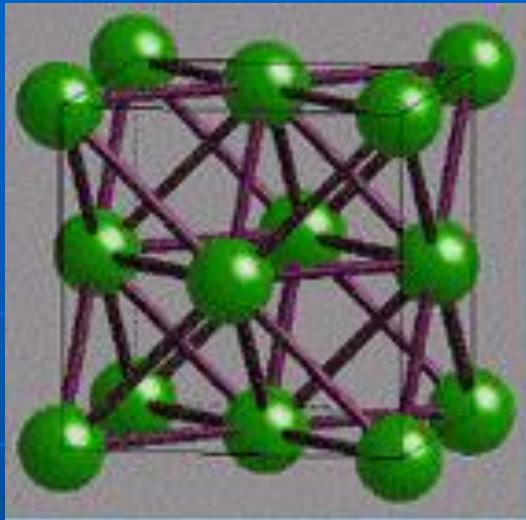
Ver: <https://www.chemtube3d.com/hexagonal-close-packing/>

EMPAQUETAMIENTO CÚBICO COMPACTO



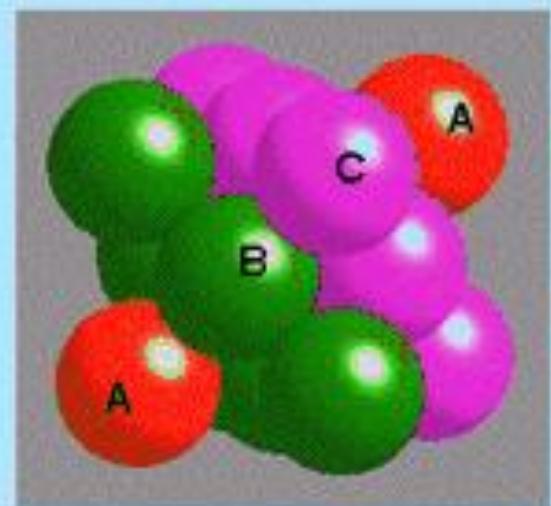
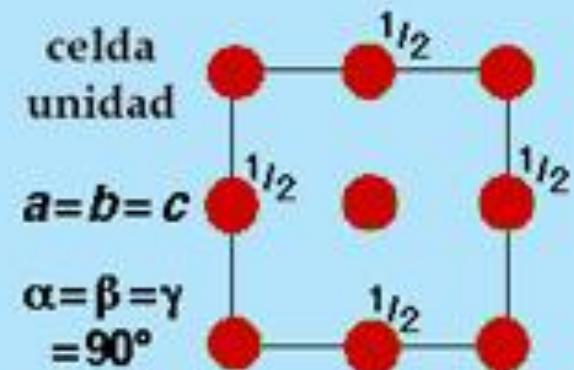
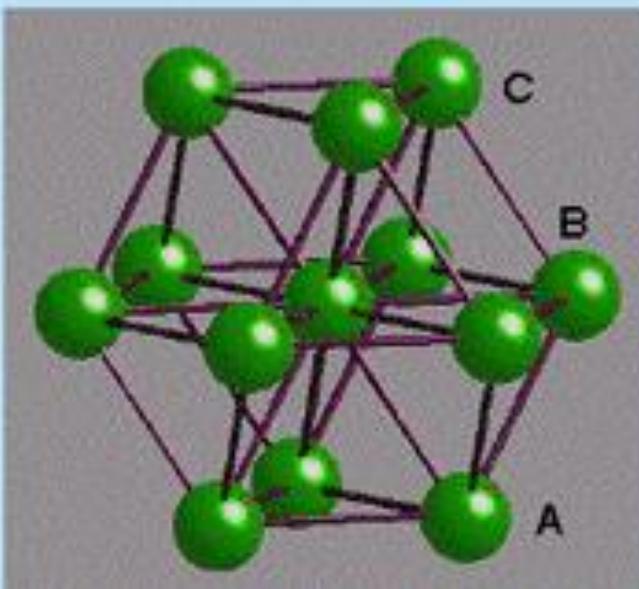
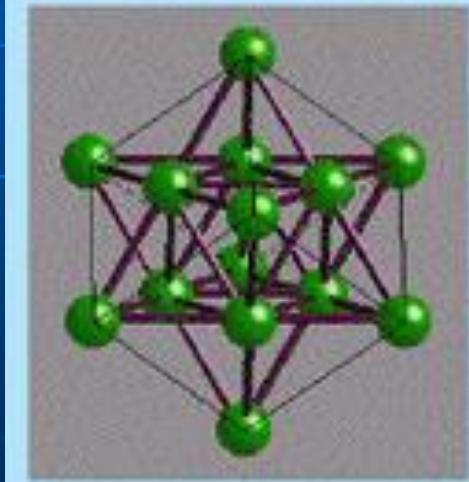
Número de coordinación = 12
Eficacia = 74 %

Ver: <https://www.chemtube3d.com/ccp-cubic-close-packing/>

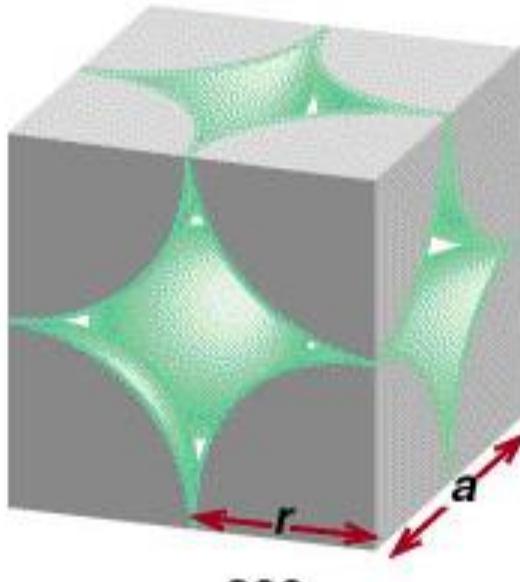


EMPAQUETAMIENTO CÚBICO COMPACTO

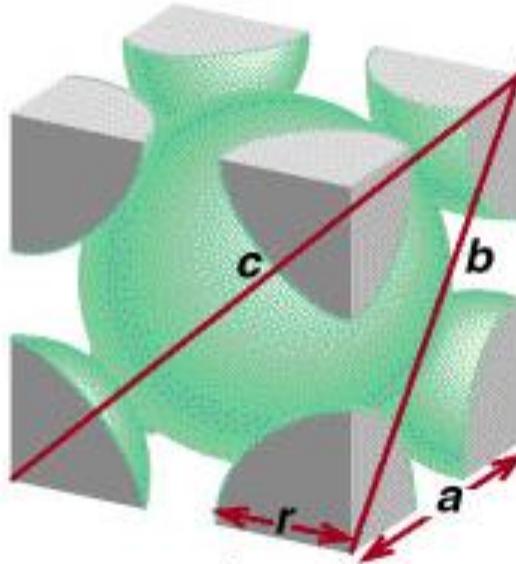
Red cúbica de caras centradas



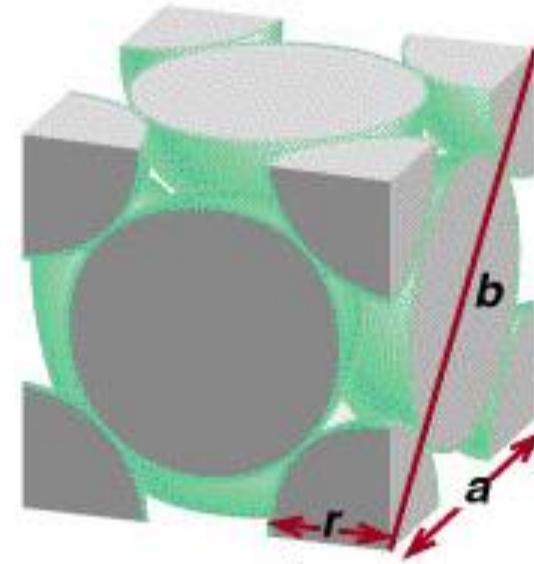
Relationship Between the Atomic Radius and the Edge Length in Three Different Unit Cells



$$a = 2r$$



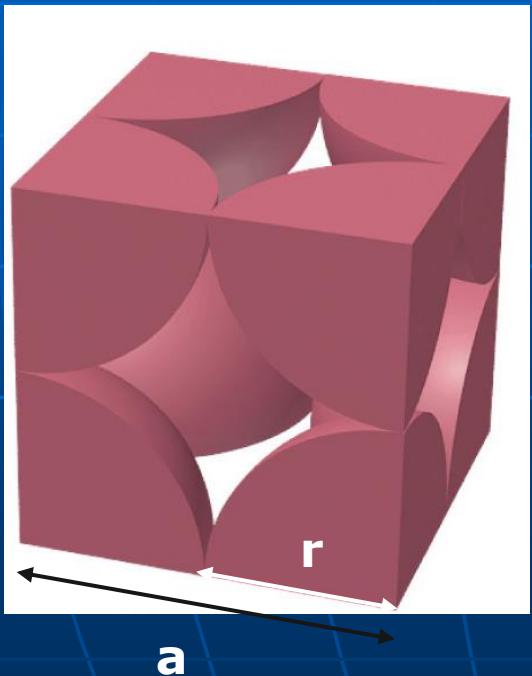
$$\begin{aligned}b^2 &= a^2 + a^2 \\&= a^2 + b^2 \\&= 3a^2 \\c &= \sqrt{3}a = 4r \\a &= \frac{4r}{\sqrt{3}}\end{aligned}$$



$$\begin{aligned}b &= 4r \\b^2 &= a^2 + a^2 \\16r^2 &= 2a^2 \\a &= \sqrt{8}r\end{aligned}$$

SÓLIDOS CRISTALINOS

- Celda cúbica simple (sc)



Nº de coordinación: 6

Átomos por celda: $8 \text{ vértices} * 1/8 = 1$

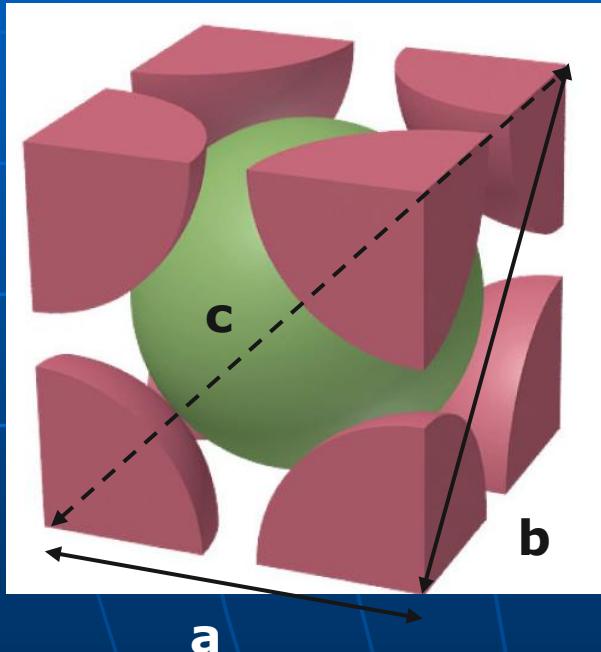
Relación entre la longitud de arista y el
radio del átomo: $2r = a$

Eficacia del empaquetamiento: 52%

$$\frac{V_{\text{ocupado}}}{V_{\text{celda}}} = \frac{(4/3)\pi r^3}{a^3} = \frac{(4/3)\pi r^3}{(2r)^3} = \frac{\pi}{6} = 0.52$$

SÓLIDOS CRISTALINOS

- Celda cúbica centrada en el cuerpo (bcc)



Nº de coordinación: 8

Átomos por celda: $8 \text{ aristas} * 1/8 + 1\text{centro} = 2$

Relación entre la longitud de arista y el radio del átomo:

$$r = \frac{\sqrt{3} a}{4}$$

Eficacia del empaquetamiento: 68%

$$\frac{V_{\text{ocupado}}}{V_{\text{celda}}} = \frac{2(4/3)\pi r^3}{a^3} = \frac{2(4/3)\pi r^3}{(4r/\sqrt{3})^3} = \frac{\sqrt{3}\pi}{8} = 0.68$$

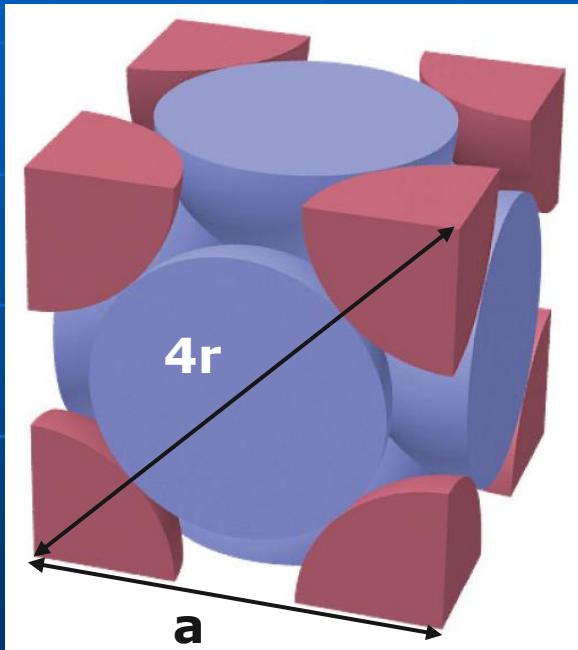
$$b^2 = a^2 + a^2$$

$$c^2 = a^2 + b^2 = 3a^2$$

$$c = 4r = (3a^2)^{1/2}$$

SÓLIDOS CRISTALINOS

- Celda cúbica centrada en las caras (fcc)



Nº de coordinación: 12

Átomos por celda: $8 \text{ aristas} * 1/8 + 6 \text{ caras} * 1/2 = 4$

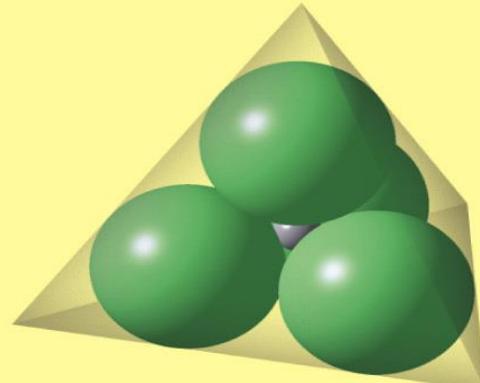
Relación entre la longitud de arista y el

radio del átomo: $(4r)^2 = a^2 + a^2$

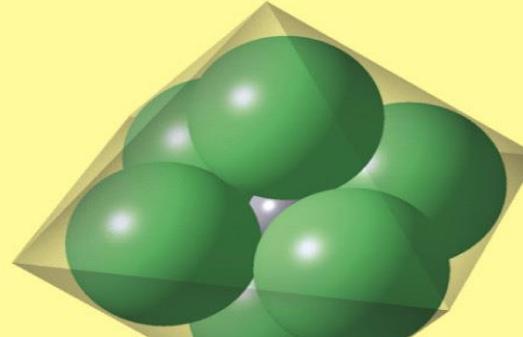
Eficacia del empaquetamiento: 74%

$$\frac{V_{\text{ocupado}}}{V_{\text{celda}}} = \frac{4 \cdot (4/3)\pi r^3}{a^3} = \frac{(4/3)\pi r^3}{\frac{4r}{2^{1/2}}} = 0.74$$

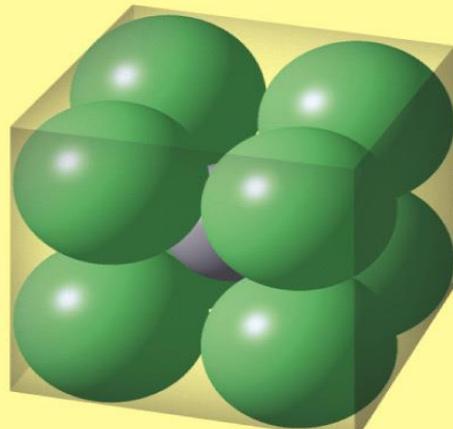
Empaquetamiento geometrico ideal para iones (+) y (-) de varios tamanos



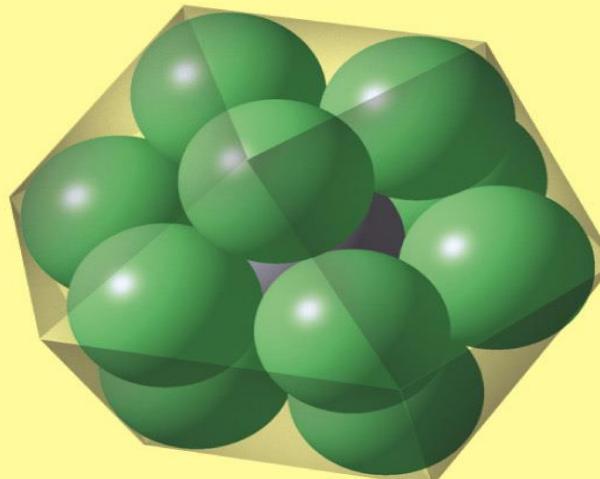
A. Tetrahedron



B. Octahedron



C. Cube

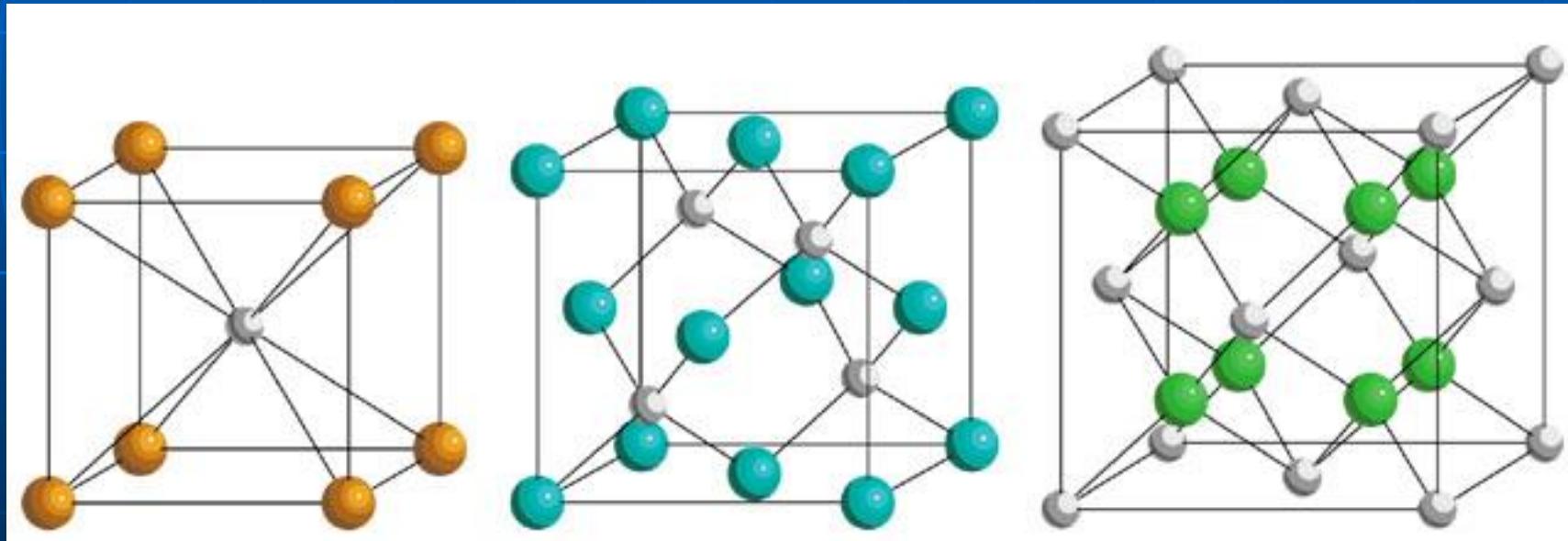


D. Cuboctahedron

Tipos de cristales

Cristales iónicos

- Puntos de entrecruzamiento ocupados por cationes y aniones
- Se mantienen unidos por atracción electrostática
- Duros, frágiles, punto de fusión alto
- Malos conductores de calor y electricidad



CsCl

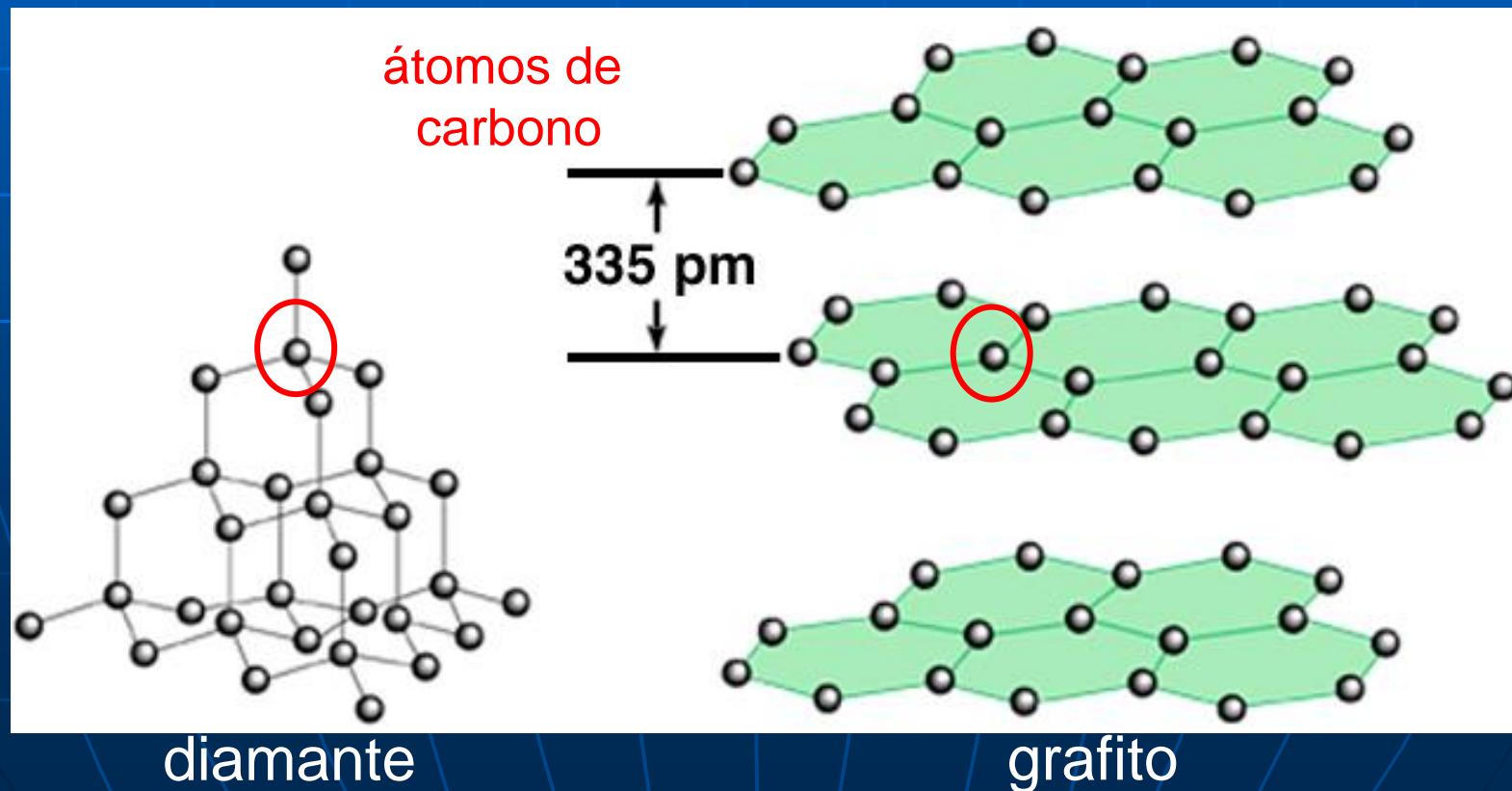
ZnS

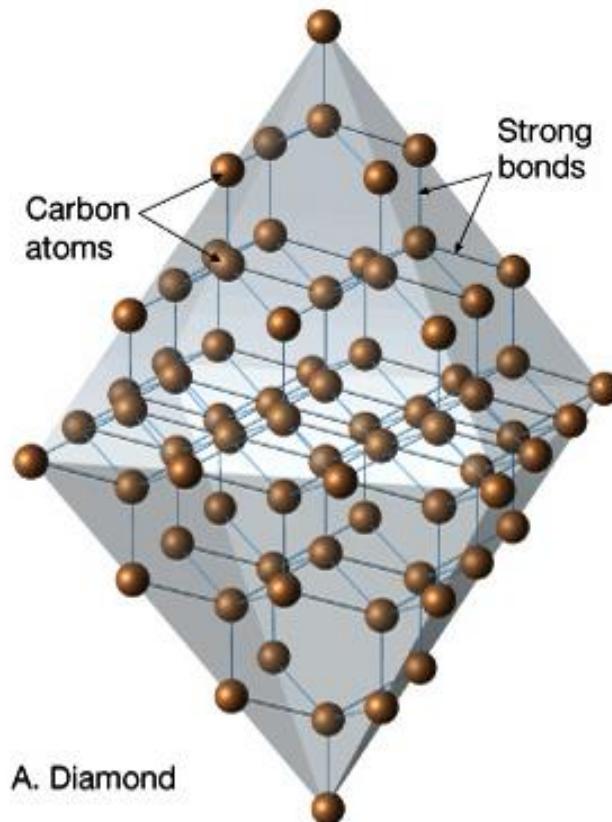
CaF_2

Tipos de cristales

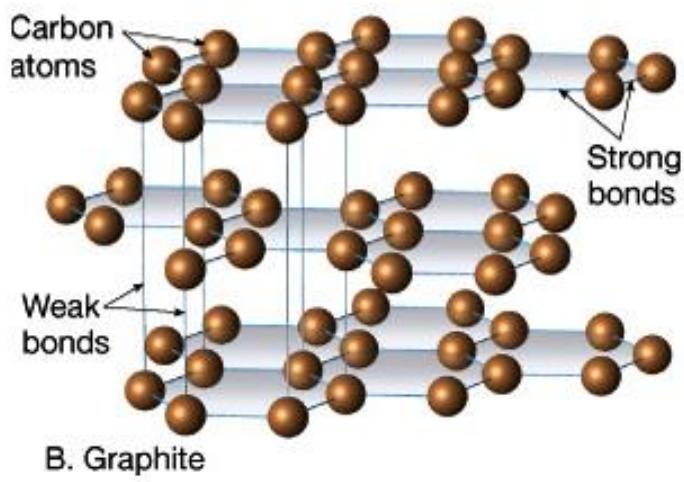
Cristales covalentes

- Puntos de entrecruzamiento ocupados por átomos
- Se mantienen unidos por enlaces covalentes
- Duros, punto de fusión alto
- Malos conductores de calor y electricidad





A. Diamond

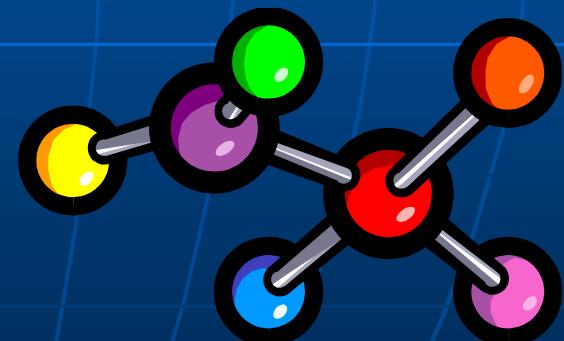


B. Graphite

Tipos de cristales

Cristales moleculares

- Puntos de entrecruzamiento ocupados por moléculas
- Se mantienen unidos por fuerzas intermoleculares
- Blandos, punto de fusión bajo
- Malos conductores de calor y electricidad



Tipos de cristales

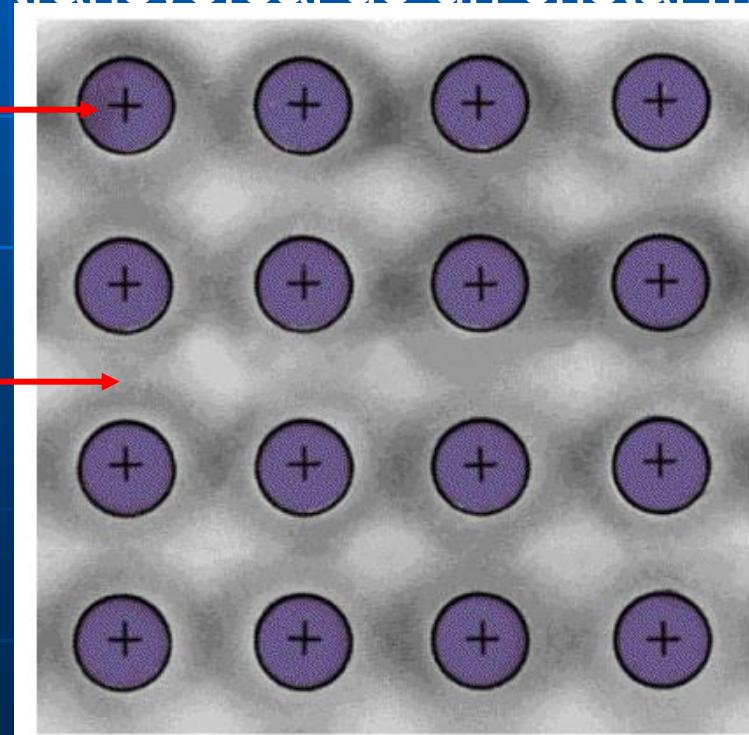
Cristales metálicos

- Puntos de entrecruzamiento ocupados por átomos de metal
- Se mantienen unidos por enlaces metálicos
- Blandos a duros, punto de fusión de bajo a alto
- Buenos conductores de calor y electricidad

Corte transversal de un cristal metálico

núcleo y capa
interna e^-

“mar” móvil
de e^-



Tipos de sólidos Cristalinos

Tipo de sólido	Forma de las partículas unitarias	Fuerzas entre las partículas	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Átomos o moléculas	Dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo, puente de hidrógeno	Blandos, puntos de fusión de moderadamente altos, baja conductividad térmica y eléctrica.	Argón, metano, sacarosa, hielo seco (CO_2)
De red Covalente	Átomos conectados en una red de enlaces covalentes	Enlaces covalentes	Muy duros, punto de fusión muy alto, comúnmente baja conductividad térmica y eléctrica.	Diamante (C), cuarzo SiO_2
Iónico	Iones positivos y negativos	Atracciones Electrostáticas	Duros y quebradizos, alto punto de fusión, baja conductividad térmica y eléctrica	NaCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Metálico	Átomos	Enlaces metálicos	Desde blandos hasta muy duros, punto de fusión desde el alto a bajo, excelente conductividad térmica y eléctrica, maleables y dúctiles.	Elementos metálicos Cu, Fe, Al, W.