

# FASE

Diversi stati fisici della materia e forme alternative di un medesimo stato fisico.

Esempi di fase sono il ghiaccio e l'acqua liquida.

Il diamante e la grafite sono due fasi del carbonio allo stato solido.

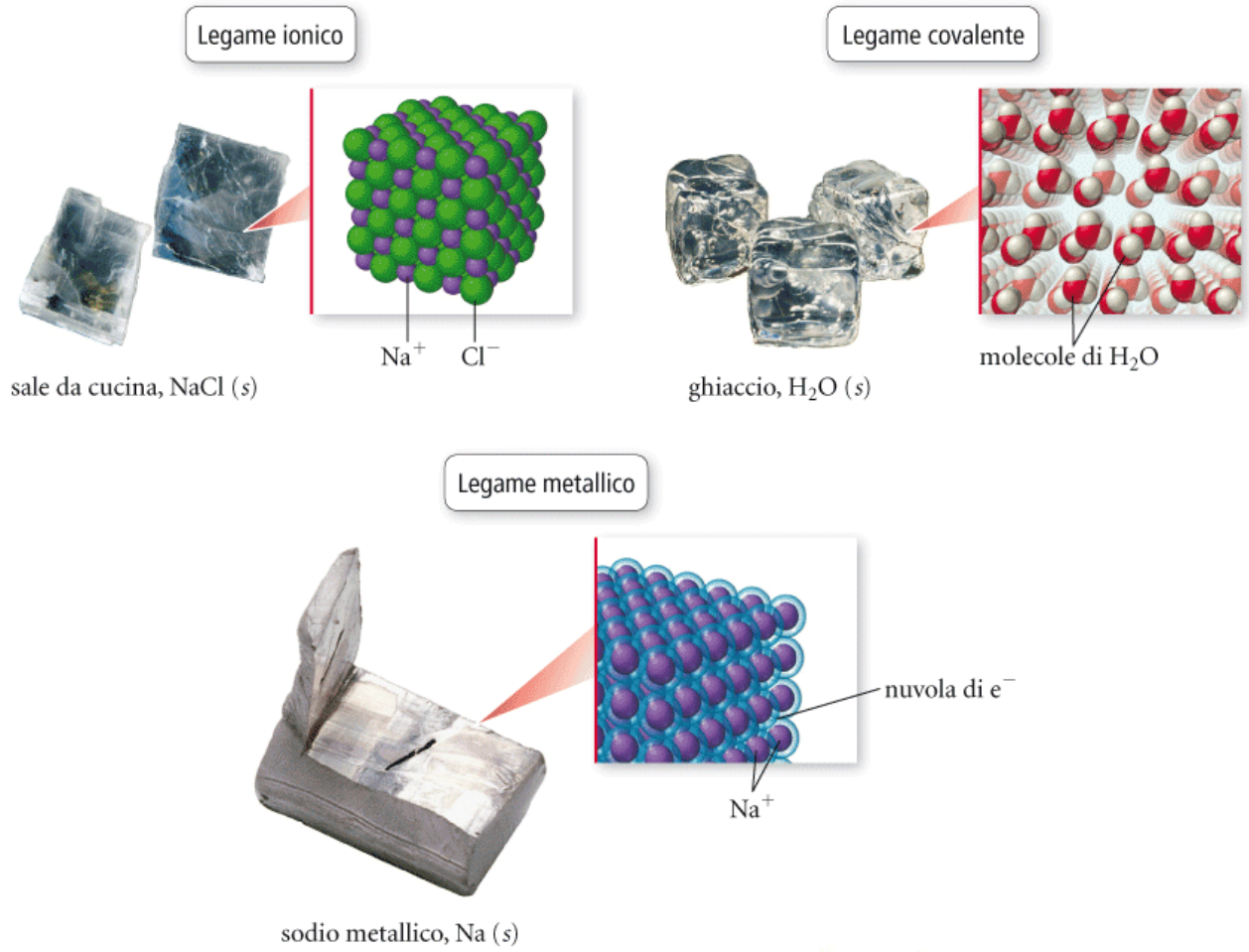
# SOLIDI

**METALLI**

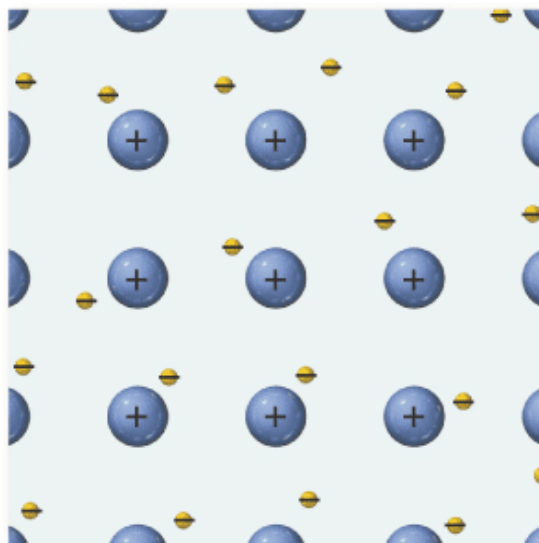
**SOLIDI IONICI**

**SOLIDI COVALENTI (RETICOLARI)**

**SOLIDI MOLECOLARI**



▲ FIGURA 9.1 Legame ionico, covalente e metallico.



**▲ FIGURA 11.55 Il modello della nuvola di elettroni** Nel modello della nuvola elettronica per i metalli, i cationi metallici giacciono in una “nuvola” di elettroni.

**METALLI** = Cationi tenuti insieme da elettroni delocalizzati e mobili

**SOLIDI IONICI** = Cationi ed anioni

**SOLIDI COVALENTI (RETICOLARI)** = Atomi tenuti insieme da legami covalenti in tutte le direzioni

**SOLIDI MOLECOLARI** = Costituiti da molecole

# PROPRIETA' FISICHE

**Tabella 10.1** Esempi e caratteristiche dei solidi

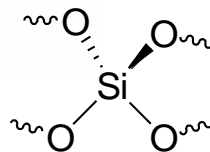
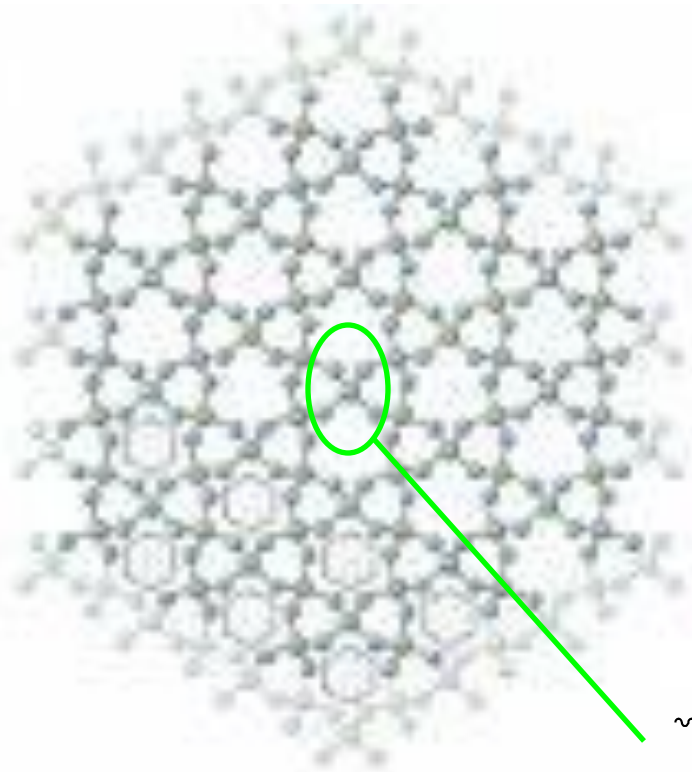
<i>Classe</i>	<i>Esempi</i>	<i>Caratteristiche</i>
Ionico	NaCl, KNO <sub>3</sub> , CuSO <sub>4</sub> · 5H <sub>2</sub> O	Duro, rigido, fragile; alto punto di fusione e di ebollizione; quelli solubili in acqua danno soluzioni che conducono l'elettricità
Reticolare	B, C, P nero, BN, SiO <sub>2</sub>	Duro, rigido, fragile; alto punto di ebollizione e di fusione; insolubile in acqua
Molecolare	BeCl <sub>2</sub> S <sub>8</sub> , P <sub>4</sub> , I <sub>2</sub> , ghiaccio, glucosio naftalene	Tenero; punti di fusione e di ebollizione relativamente bassi; fragile se puro
Metalli	elementi del blocco s e d	Malleabile, duttile, lucente; conduce l'elettricità e il calore

# SiO<sub>2</sub>: UN SOLIDO COVALENTE

Forma cristallina: il **quarzo**

Forma amorfa: la **silice amorfa** (vetro)

Si ottiene per fusione del quarzo con successivo raffreddamento



visione bidimensionale



# Un solido può quindi essere....

Cristallino o amorfo.

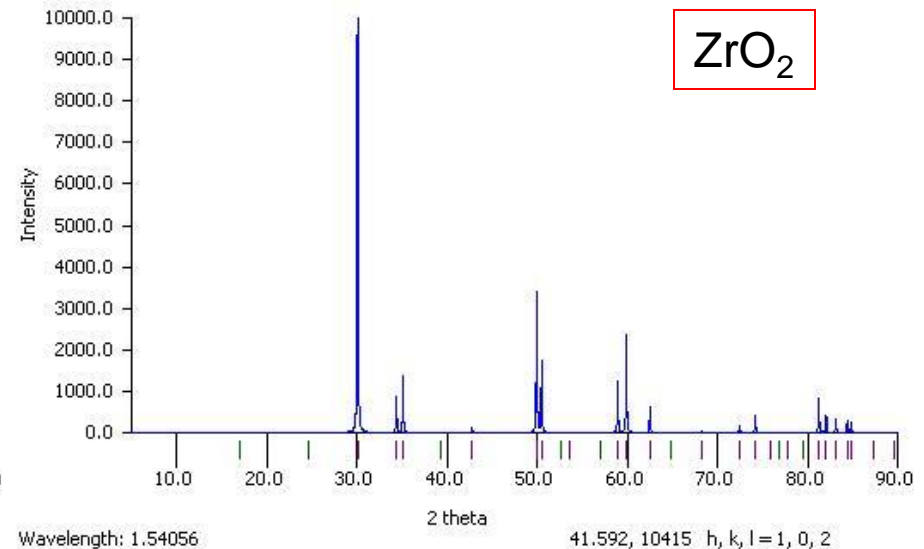
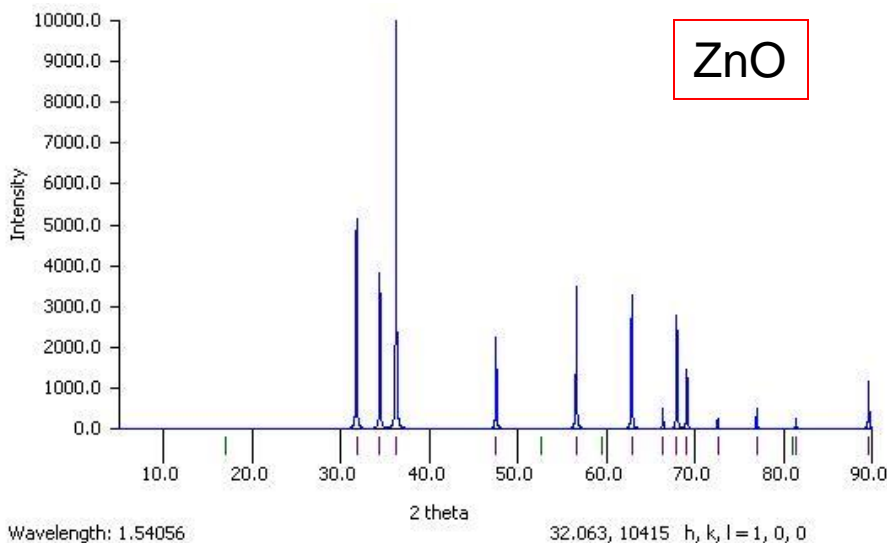
**Cristallino** = in tali solidi l'unità costituente è disposta in modo ordinato e periodico (l'organizzazione ordinata da' origine a cristalli, cioè oggetti con facce ben definite e visibili)

**Amorfo** = In tali solidi le unità costituenti sono disposte in maniera disordinata e casuale (non sono evidenziabili facce di cristallo).

# STRUTTURA dei SOLIDI

Si determina grazie alla diffrazione di raggi X incidenti su un solido cristallino. Il diagramma di diffrazione dà informazione sulla posizione degli atomi in un cristallo.

Si definisce una unità strutturale che si ripete nello spazio tridimensionale per traslazione (**cella elementare**). Al suo interno gli atomi assumono una particolare disposizione che determina un particolare spettro di diffrazione.





# METALLI

Gli atomi in un metallo tendono ad assumere una **struttura compatta**: gli atomi occupano il minore volume totale possibile lasciando il minimo spazio libero.

**Numero di coordinazione** = numero di atomi a stretto contatto con un particolare atomo in un solido.

Le strutture compatte hanno numero di coordinazione 12. Disponendo di atomi tutti uguali ci sono 2 possibilità:

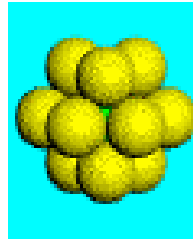
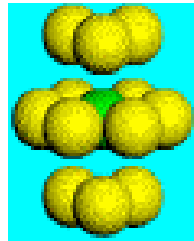
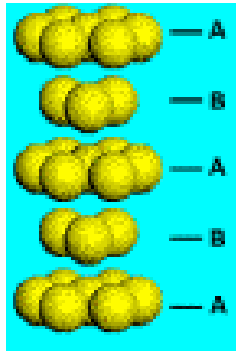
- 1) ESAGONALE COMPATTA : Struttura ABABABAB....(es. Mg, Zn)
- 2) CUBICA COMPATTA : Struttura ABCABCABC.... (Al, Cu, Ag, Au)

Altra possibilità: **struttura non compatta**: CUBICA A CORPO CENTRATO, numero di coordinazione 8. Per Li, Na, K.

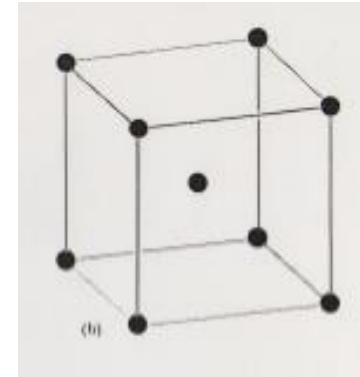
# Strutture cristalline compatte

## STRUTTURA CUBICA a CORPO CENTRATO

Strato a + strato b (sferette nei vuoti dello strato a): struttura ESAGONALE COMPATTA (HCP)

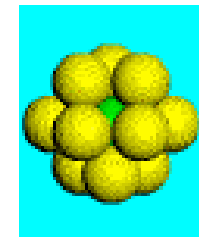
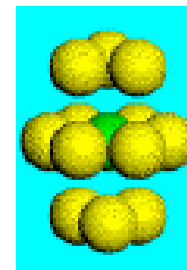
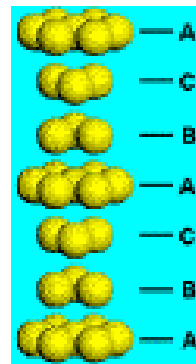
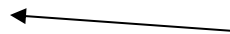
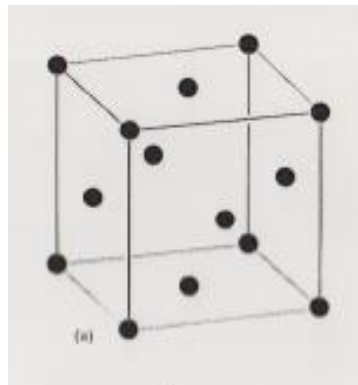


N° coordinazione 12



# Strutture cristalline compatte

Strato a + strato b (sferette nei vuoti dello strato a) + strato c (sferette nei vuoti dello strato b): struttura CUBICA COMPATTA (cubica a facce centrate, CFC)



N° coordinazione 12

# LEGHE

Miscela omogenee di due o più metalli in cui gli atomi metallici si rimpiazzano a vicenda nel reticolo cristallino.

Le leghe hanno proprietà migliori che i metalli puri in ambito tecnologico.

**Tabella 10.7** Alcune leghe comuni

<i>Lega</i>	<i>Composizione percentuale in peso</i>
Ottone	Fino al 40% di zinco in rame (ottone giallo: 35% Zn)
Bronzo	Un metallo diverso da zinco o nichel in rame (bronzo per getti: 10% Sn e 5% Pb)
Cupronichel	Nichel in rame (cupronichel da conio: 25% Ni)
Peltro	6% antimonio e 1,5% rame in stagno
Lega per saldatore	Stagno e piombo
Acciaio inossidabile	Oltre il 12% di cromo in ferro

## Proprietà peculiare dei metalli

### CONDUZIONE ELETTRICA

Conduzione elettronica

Conduzione ionica

Conduttore metallico (conducibilità diminuisce con T)

Semiconduttore (conducibilità aumenta con T)

Superconduttore (conduce corrente con R molto piccola)

$V = RI$ , un superconduttore ha alte I con basse d.d.p.

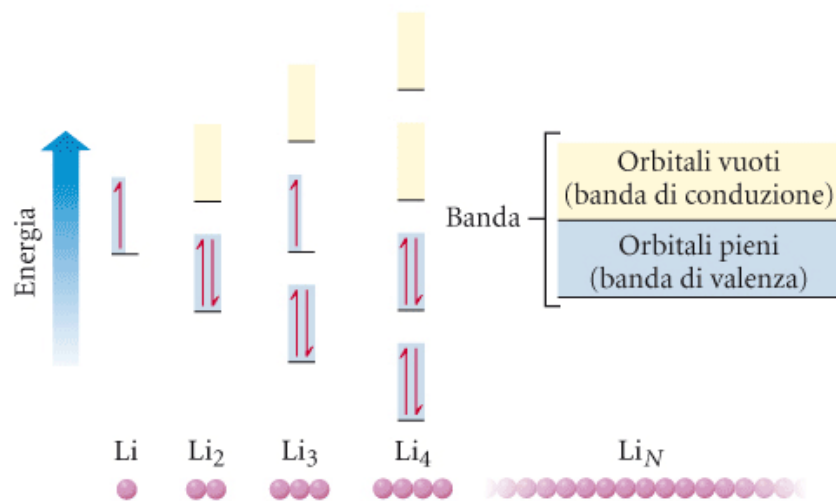
Isolante = non conduce la corrente elettrica

**ISOLANTI** = gas, **solidi ionici**, composti organici, liquidi e solidi molecolari e covalenti

**CONDUTTORI METALLICI** = metalli

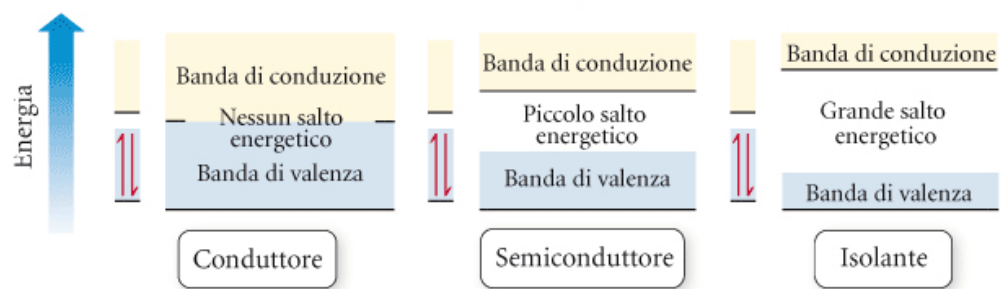
**SEMICONDUTTORI** = Si, GaAs, InP

**SUPERCONDUTTORI** = Pb (a bassa temperatura)



◀ **FIGURA 11.59** Livelli energetici degli orbitali molecolari nelle molecole di litio. Quando molti atomi di Li sono presenti, i livelli energetici degli orbitali molecolari sono così vicini che si fondono a formare una banda. Metà degli orbitali sono orbitali di legame e contengono elettroni di valenza; l'altra metà sono orbitali di antilegame e sono vuoti.

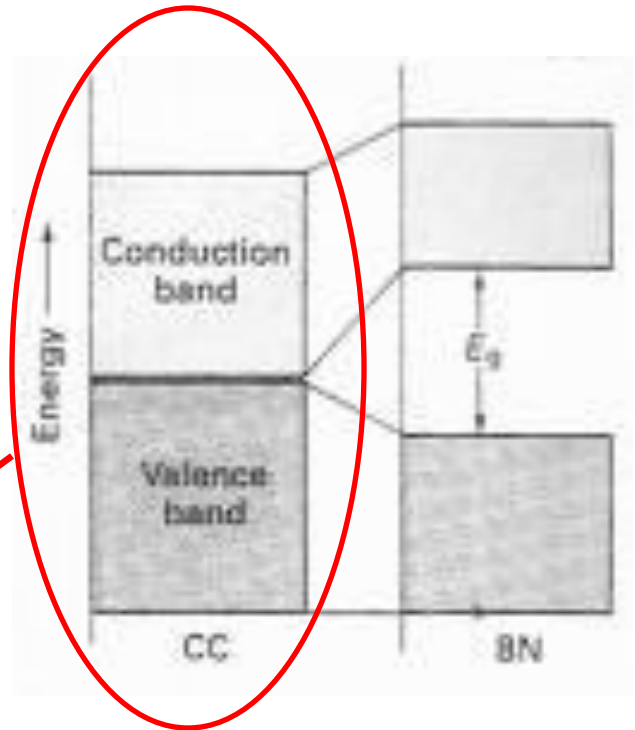
► **FIGURA 11.60 Band gap** In un conduttore non c'è nessun salto energetico tra la banda di valenza e quella di conduzione. Nei semiconduttori c'è un piccolo salto energetico e negli isolanti c'è un grande salto energetico.



# CONDUTTORI (metalli): struttura degli orbitali

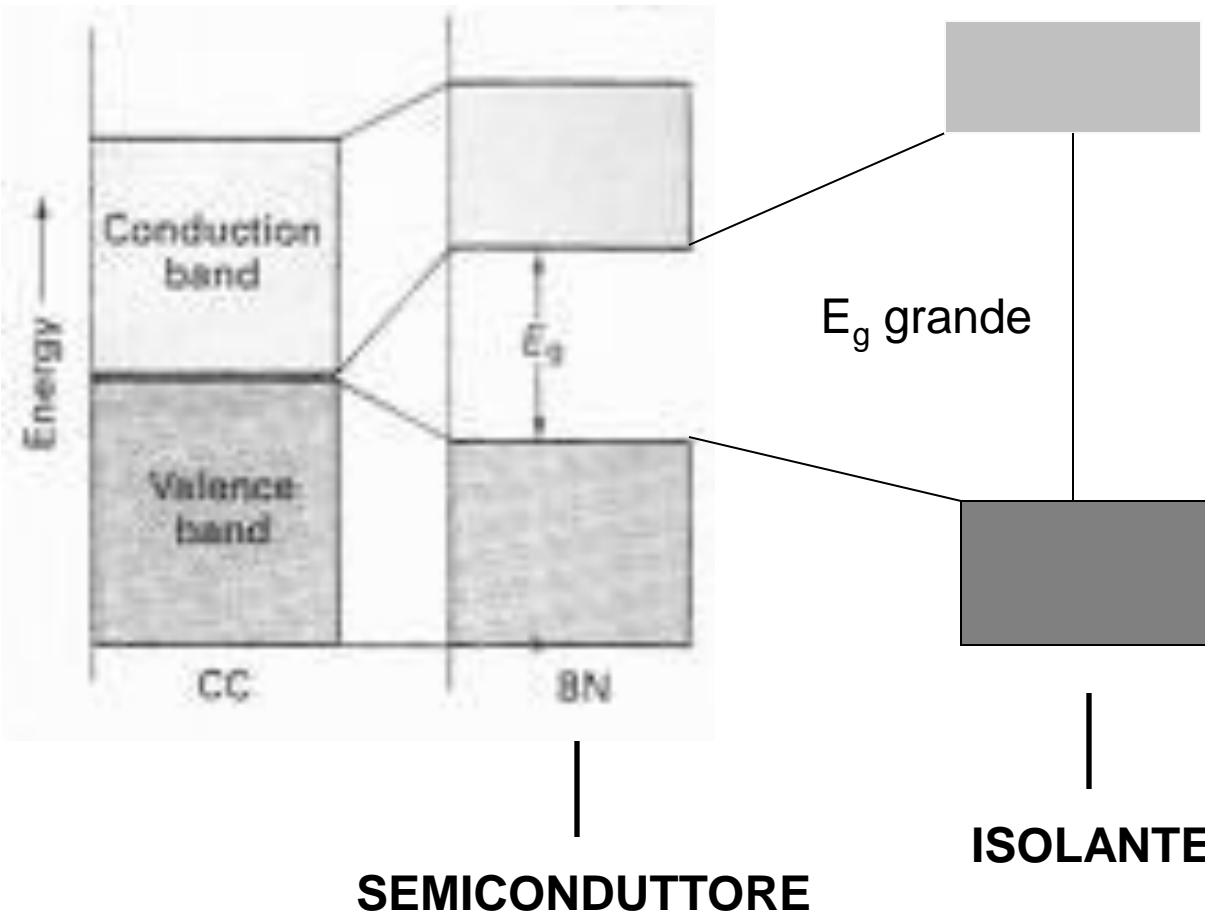
**METALLO** Struttura degli orbitali

Nei metalli si hanno bande parzialmente riempite





# SEMICONDUCTORI ed ISOLANTI: struttura degli orbitali



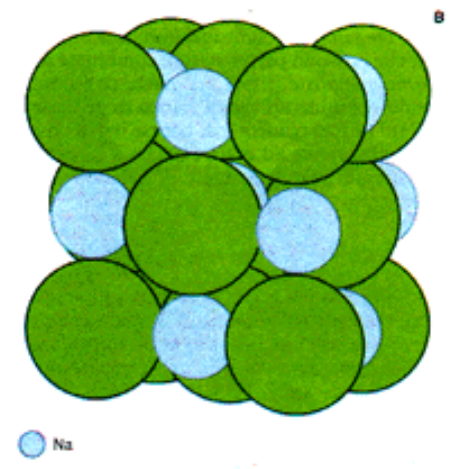
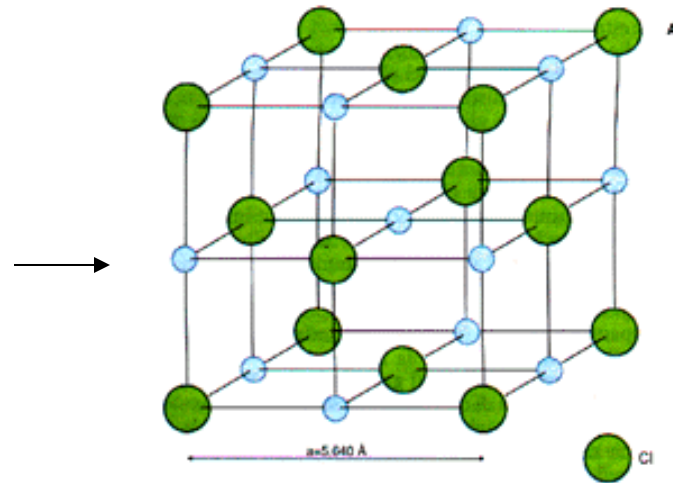
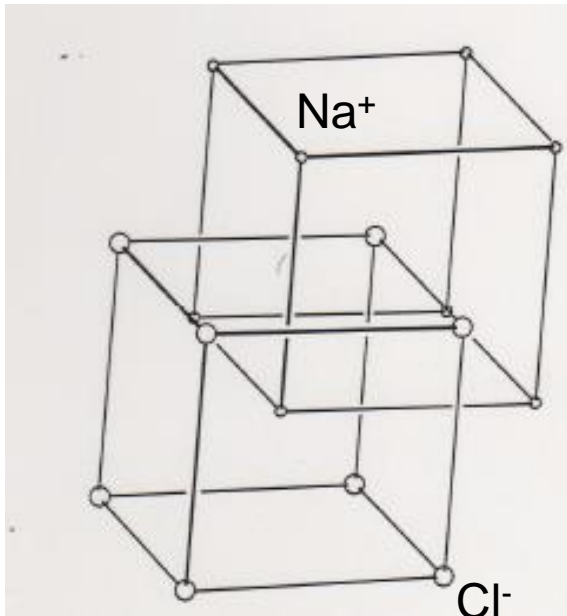
Nei semiconduttori e negli isolanti si hanno bande totalmente riempite

# SOLIDI IONICI

Hanno strutture caratteristiche

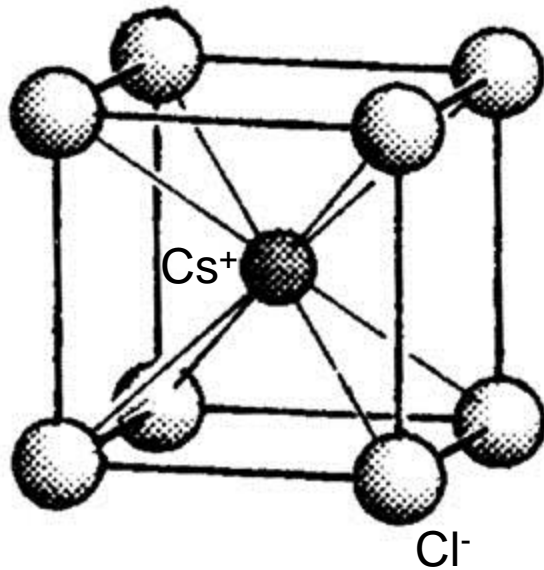
Es. NaCl

Due reticoli cubici a facce centrate, uno di ioni Na ed uno di ioni Cl, compenetrati a vicenda (**struttura tipo NaCl**)



**Sia il  $\text{Na}^+$  che il  $\text{Cl}^-$  hanno numero di coordinazione 6**

## struttura tipo CsCl



Struttura cubica a corpo centrato: ione  $\text{Cs}^+$  al centro della cella, ioni  $\text{Cl}^-$  ai suoi vertici.

**Numero di coordinazione 8** per i due ioni.

# SOLIDI IONICI: Alcuni esempi di strutture

**Tabella 10.8** Esempi di strutture di cristalli

<i>Struttura del cristallo</i>	<i>Esempi*</i>
Cloruro di sodio	<b>NaCl</b> , LiCl, KBr, RbI, MgO, CaO, AgCl
Cloruro di cesio	<b>CsCl</b> , CsI, TlSb
Fluorite	<b>CaF<sub>2</sub></b> , Na <sub>2</sub> O, UO <sub>2</sub>
Rutilio	<b>TiO<sub>2</sub></b> , MnO <sub>2</sub> , SnO <sub>2</sub> , MgF <sub>2</sub>
Perovskite	<b>CaTiO<sub>3</sub></b> , BaTiO <sub>3</sub> , SrFeO <sub>3</sub> , LaMnO <sub>3</sub>

\* La sostanza indicata in neretto è quella che dà il nome alla struttura. Nel caso di fluorite, rutilio e perovskite vedi le strutture rappresentate nelle figure

# SOLIDI COVALENTI

Sono rigidi ed hanno temperature di fusione piuttosto alte.

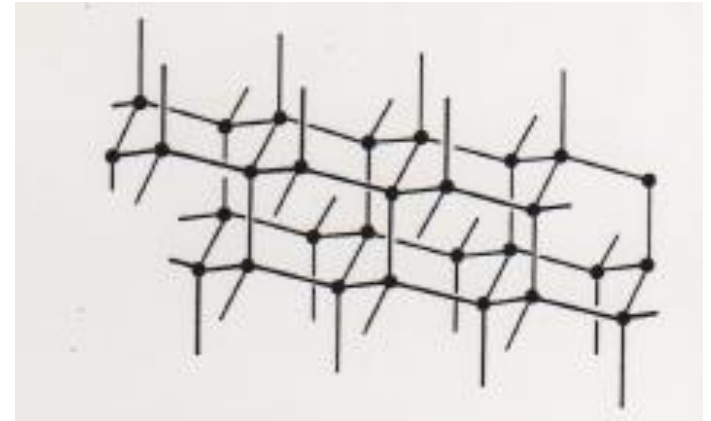
Oltre la silice altri solidi covalenti degni di nota sono la **Grafite** ed il **Diamante** (Sono forme strutturali alternative dello stesso elemento → **ALLOTROPI**)

## GRAFITE



C ibridato  $sp^2$  (3 legami  $\sigma$  con 3 C rimane un orbitale p non ibridato)  
Tutti gli orbitali p si sovrappongono per dare un legame  $\pi$  delocalizzato su tutto il piano.  
N.B. la grafite si sfalda!

## DIAMANTE

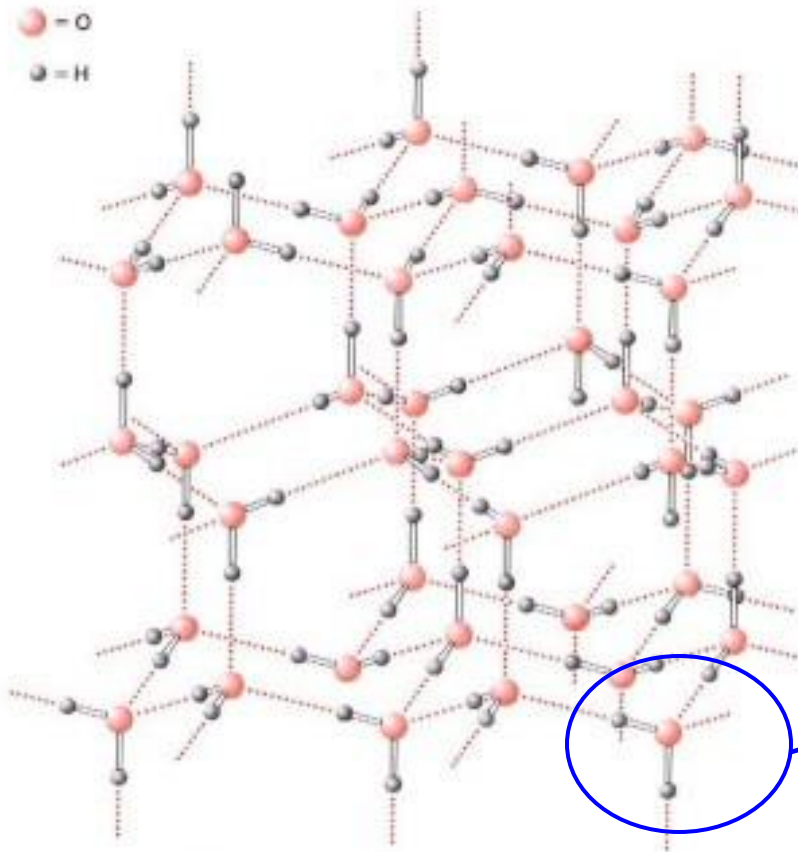


C ibridato  $sp^3$  (4 legami  $\sigma$  con 4 C)  
N.B. resistenza meccanica pazzesca!

# SOLIDI MOLECOLARI

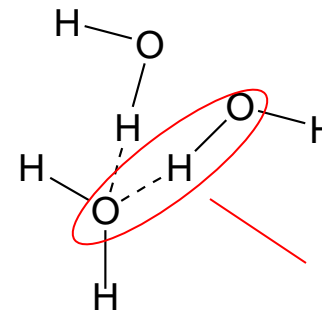
Scarse proprietà meccaniche, temperature di fusione basse.

Es. Ghiaccio

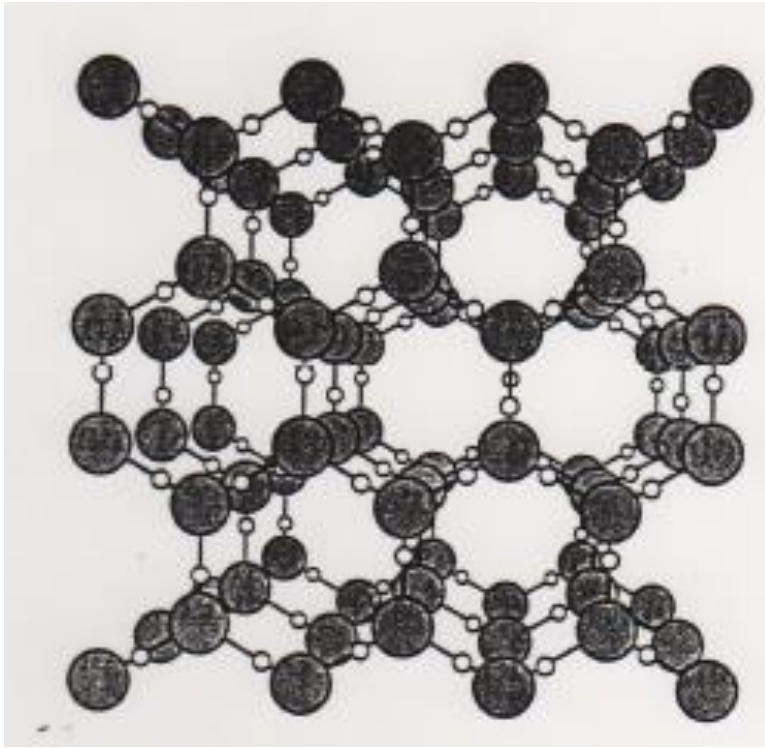


O ibridato  $sp^3$ , legato a 4 H (2 legami  $\sigma$  e due legami ad idrogeno)

Struttura simile a quella del diamante. Ma allora perché non ci sono le stesse proprietà meccaniche??



Legame ad idrogeno



Il ghiaccio ha un reticolo relativamente “aperto” con molti canali. Come conseguenza di ciò

$$d(0^{\circ}\text{C}, \text{ghiaccio}) = 0.92 \text{ g/cm}^3$$

$$d(0^{\circ}\text{C}, \text{acqua}) = 1.00 \text{ g/cm}^3$$

Il ghiaccio galleggia sull’acqua!

L’acqua liquida raggiunge una densità massima a  $3.98^{\circ}\text{C}$

