

**LE FORZE  
INTERMOLECOLARI  
E GLI STATI  
CONDENSATI  
DELLA MATERIA**

# LE FORZE INTERMOLECOLARI

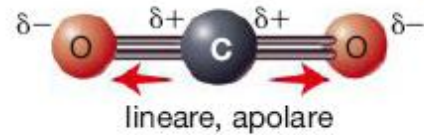
- Le **forze intermolecolari** sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro
- Si conoscono tre tipi di legami intermolecolari:
  - forze dipolo-dipolo
  - forze di London
  - legame a idrogeno

# MOLECOLE POLARI E NON POLARI

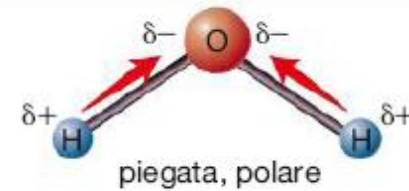
- La **polarità** di una molecola dipende sia dalla presenza di legami covalenti polari sia dalla sua geometria, grazie alla quale le polarità dei legami possono annullarsi a vicenda oppure sommarsi
- Una molecola che presenta legami covalenti puri, qualunque sia la geometria molecolare, è una molecola non polare

# MOLECOLE POLARI E NON POLARI

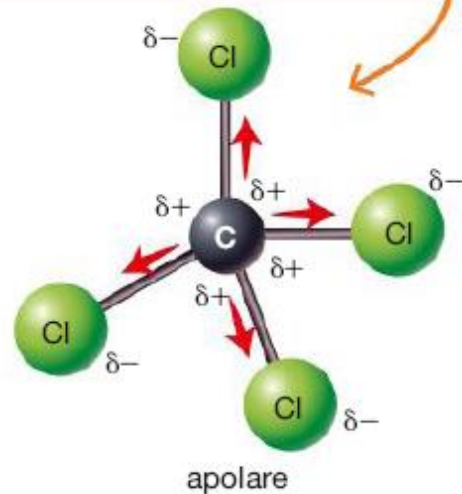
**CO<sub>2</sub> è apolare:** la molecola è lineare, i due dipoli sono opposti e si annullano a vicenda.



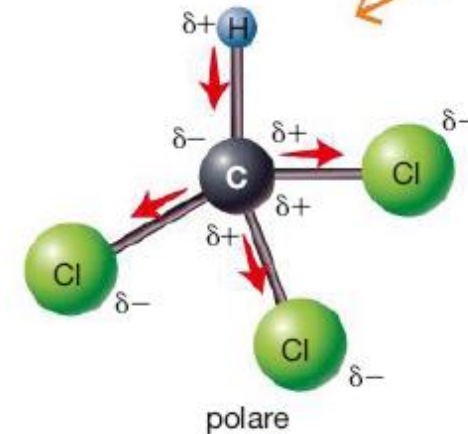
**H<sub>2</sub>O è polare:** i legami covalenti sono polari e la forma piegata non consente loro di annullarsi.



**CCl<sub>4</sub> è apolare:** i quattro dipoli dei legami C-Cl si annullano a causa della geometria molecolare tetraedrica.



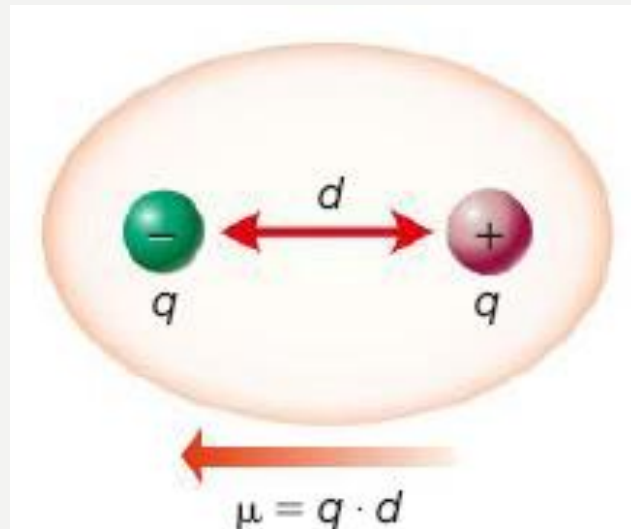
**CHCl<sub>3</sub> è polare:** i dipoli si sommano secondo la struttura tetraedrica della molecola e non si annullano.



# MOLECOLE POLARI E NON POLARI

## POLARI

- Un **dipolo** è un sistema che ha due poli elettrici con carica  $q$  uguale ma di segno opposto, separati da una certa distanza  $d$
- Ogni legame covalente polare origina un dipolo elettrico, che è caratterizzato dal suo **momento dipolare**,  $\mu$ , una grandezza vettoriale che ha intensità tanto maggiore quanto più grandi sono  $q$  e  $d$



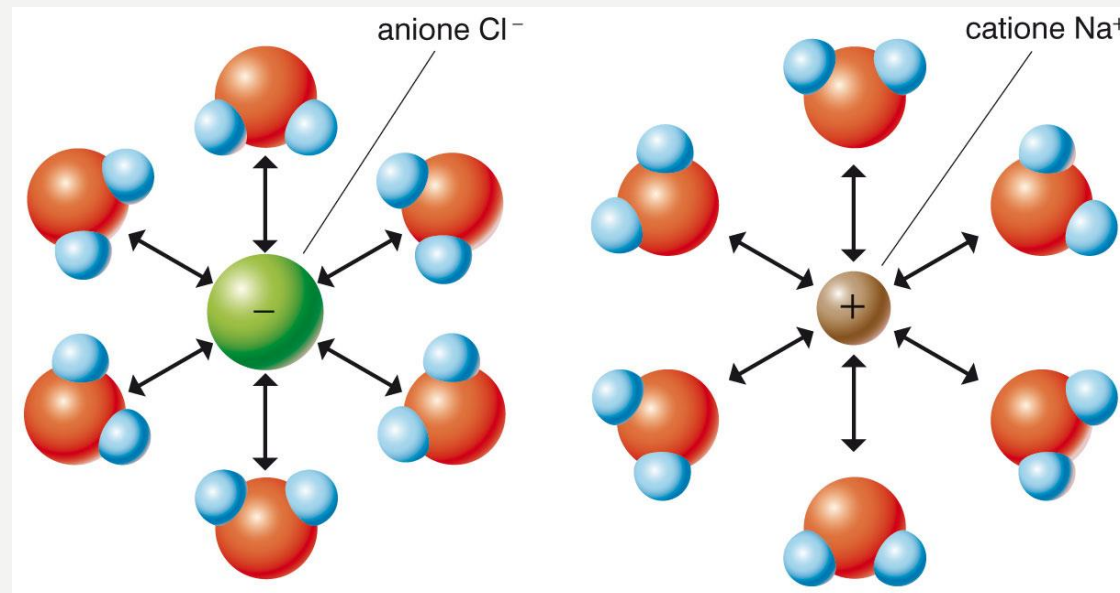
# MOLECOLE POLARI E NON POLARI

- Una molecola è polare se la somma dei momenti dipolari di tutti i suoi legami è diversa da zero

	$\text{H}_2\ddot{\text{O}}:$	$\ddot{\text{N}}\text{H}_3$	$\text{CCl}_4$	$\text{CH}_2\text{Cl}_2$	$\text{BCl}_3$	$\text{CO}_2$
Schema	$\text{AX}_2$	$\text{AX}_3$	$\text{AX}_4$	$\text{AX}_2\text{Y}_2$	$\text{AX}_3$	$\text{AX}_2$
Polarità	polare	polare	apolare	polare	apolare	apolare

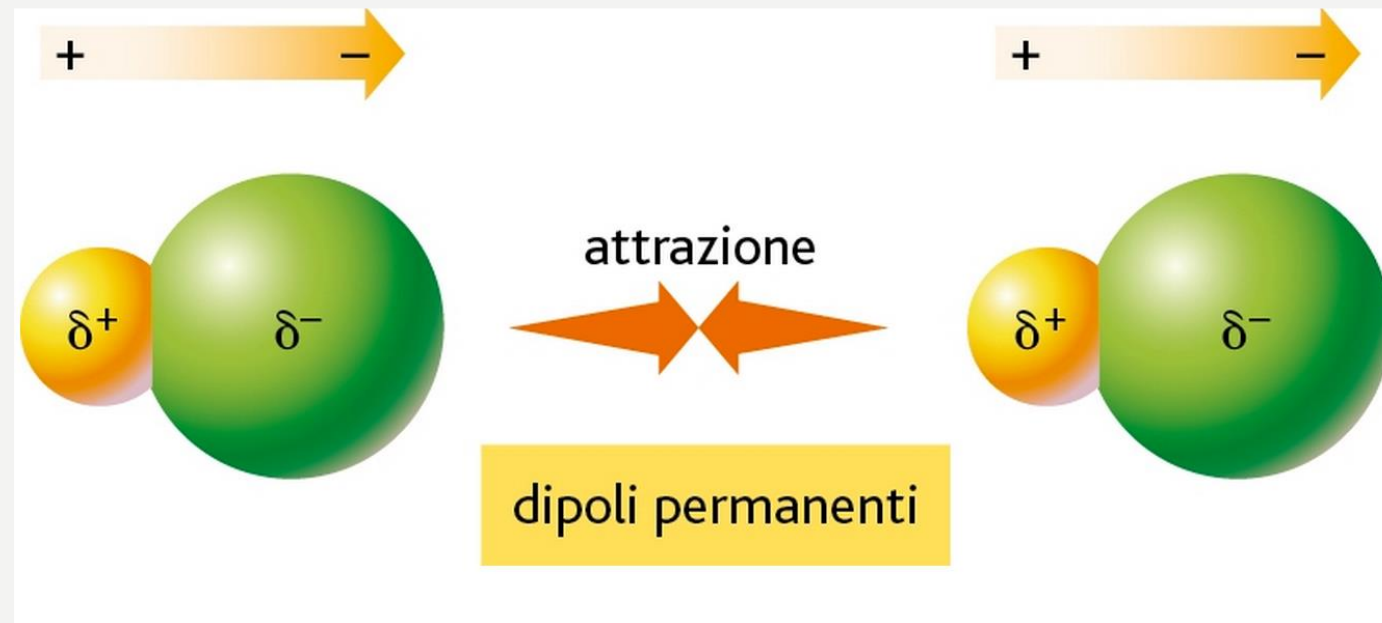
# MOLECOLE POLARI E NON POLARI

- La polarità delle molecole determina la solubilità della sostanza nei diversi solventi
- I solventi sciolgono le sostanze che hanno polarità simile: solventi polari sciolgono sostanze polari, solventi apolari solubilizzano sostanze apolari



# LE FORZE DIPOLO-DIPOLO

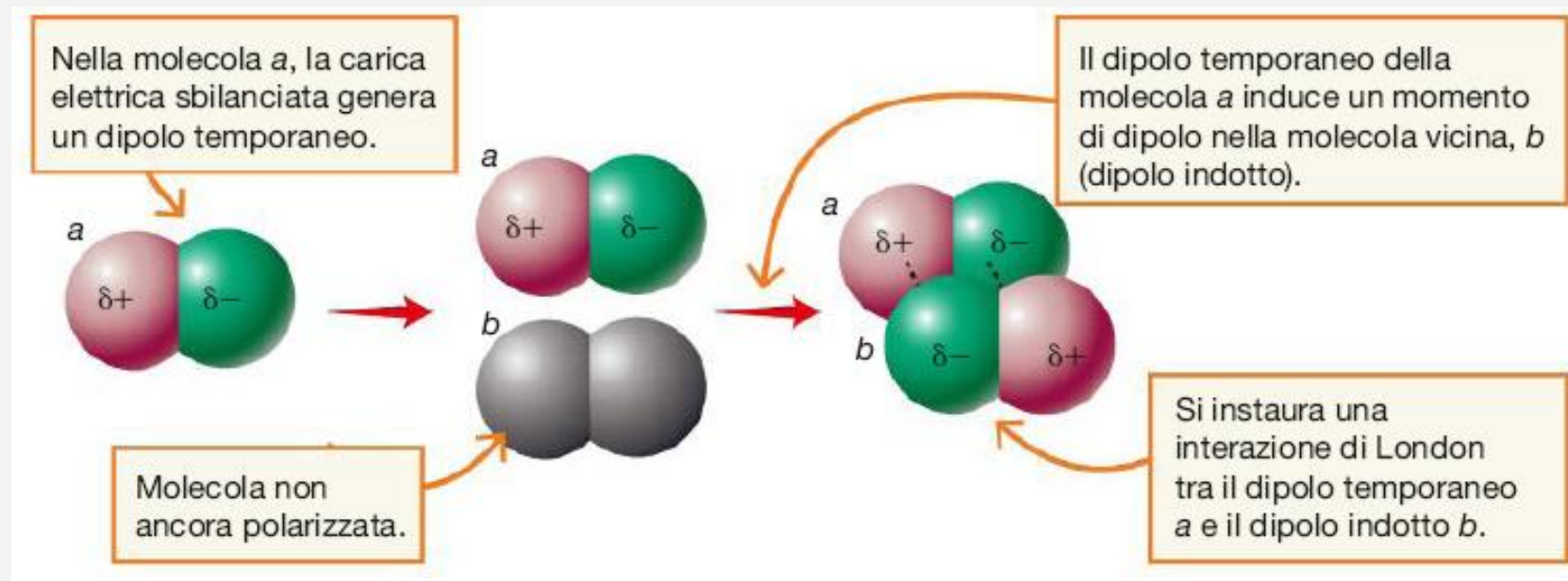
- Le molecole polari che hanno momento dipolare complessivo diverso da zero, si dicono **dipoli permanenti**
- I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati **forze dipolo-dipolo** e sono interazioni deboli e significative solo a brevi distanze





# LE FORZE DI LONDON

- Le **forze di London** sono interazioni elettrostatiche dovute all'attrazione tra i dipoli temporanei di molecole vicine
- A causa di un temporaneo sbilanciamento della distribuzione degli elettroni, le molecole apolari possono formare dei **dipoli temporanei** che polarizzano le molecole vicine (**dipolo indotto**)

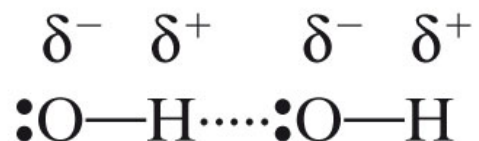
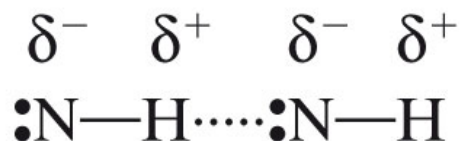


# LE FORZE DIPOLO-DIPOLO E DI LONDON

- I legami elettrostatici tra dipoli permanenti o temporanei sono chiamati **forze o legami di Van der Waals**
- Con l'aumentare della distanza tra le molecole, la loro intensità decresce molto rapidamente. Al contrario l'intensità di queste forze aumenta quando crescono le dimensioni e la massa delle molecole

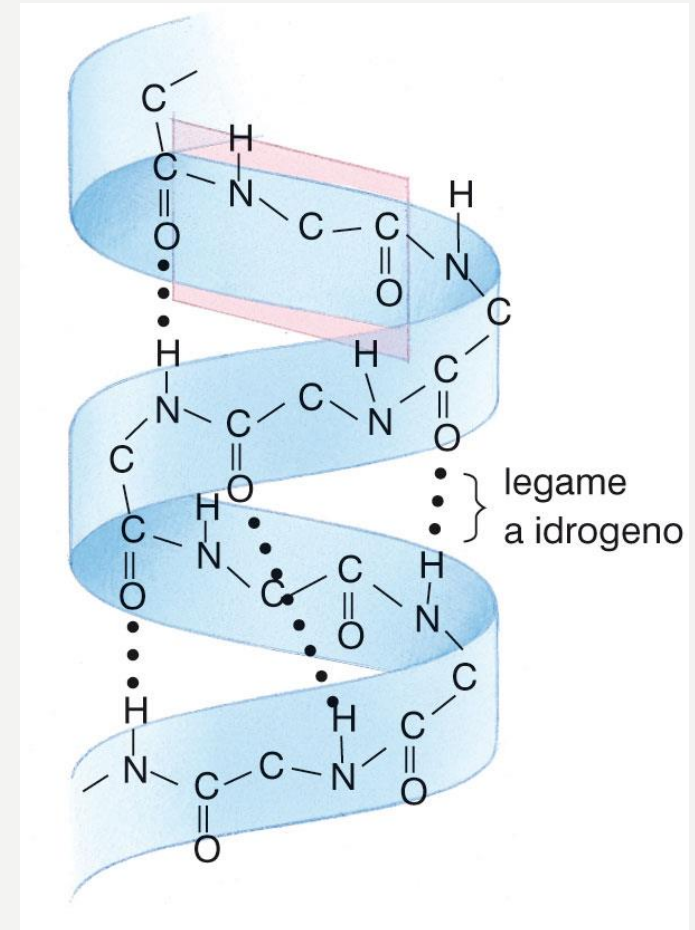
# IL LEGAME A IDROGENO

- Il **legame a idrogeno** è una forza attrattiva che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera (N, O, F)
- Il legame a idrogeno è circa dieci volte più debole di un legame covalente ma è la forza attrattiva intermolecolare più intensa



# IL LEGAME A IDROGENO

- Il legame a idrogeno influisce sulle proprietà fisiche delle sostanze che lo contengono. Ad esempio, le proprietà dell'acqua dipendono dal legame a idrogeno
- Nelle proteine, i legami a idrogeno che si stabiliscono fra gli atomi di idrogeno legati all'azoto e gli atomi di ossigeno legati al carbonio, sono responsabili della struttura elicoidale



# LEGAMI A CONFRONTO

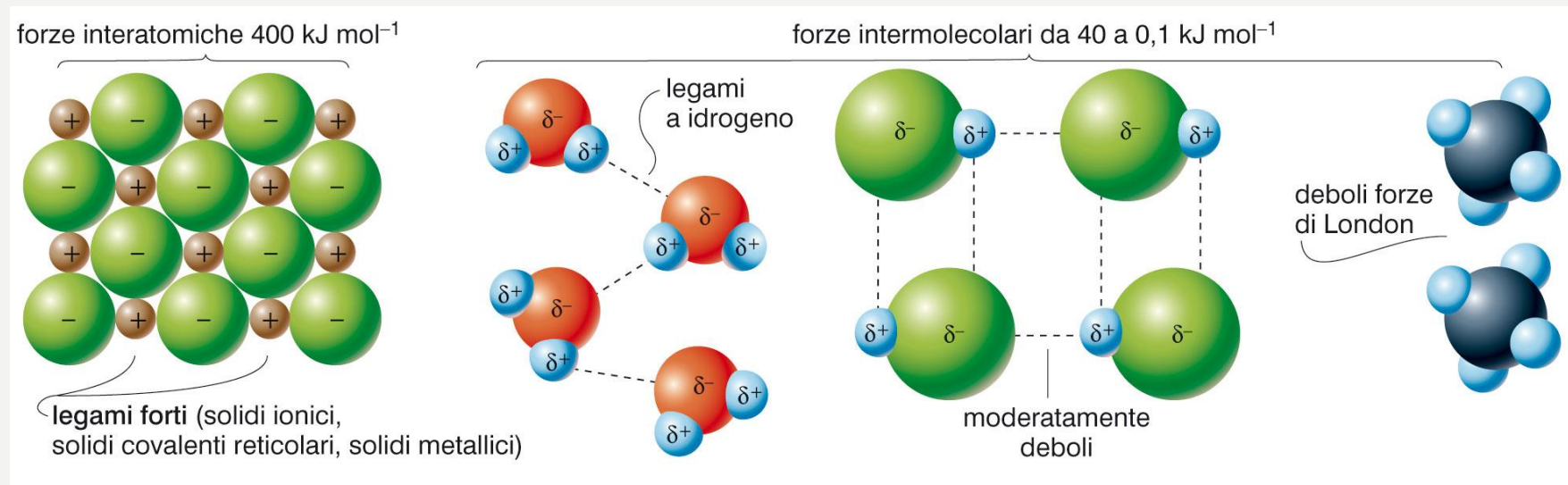
- La **forza di legame** è legata all'energia necessaria per allontanare particelle legate tra loro

Ordini di grandezza delle energie dei legami interatomici (a) e intermolecolari (b).

Tipo di legame	Energia necessaria per rompere un legame (eV)	Energia necessaria per rompere 1 mol di legami (kJ/mol)
covalente (a)	poco più di 4	≈ 400
legame ionico (a)	circa 4	≈ 400
legame metallico (a)	0,4-1,2	≈ 40-120
legame a idrogeno (b)	0,2-0,4	≈ 20-40
forze di Van der Waals (b)	0,01-0,1	≈ 1-10

# LEGAMI A CONFRONTO

- La scala di energia dei legami atomici è molto diversa da quella delle forze intermolecolari



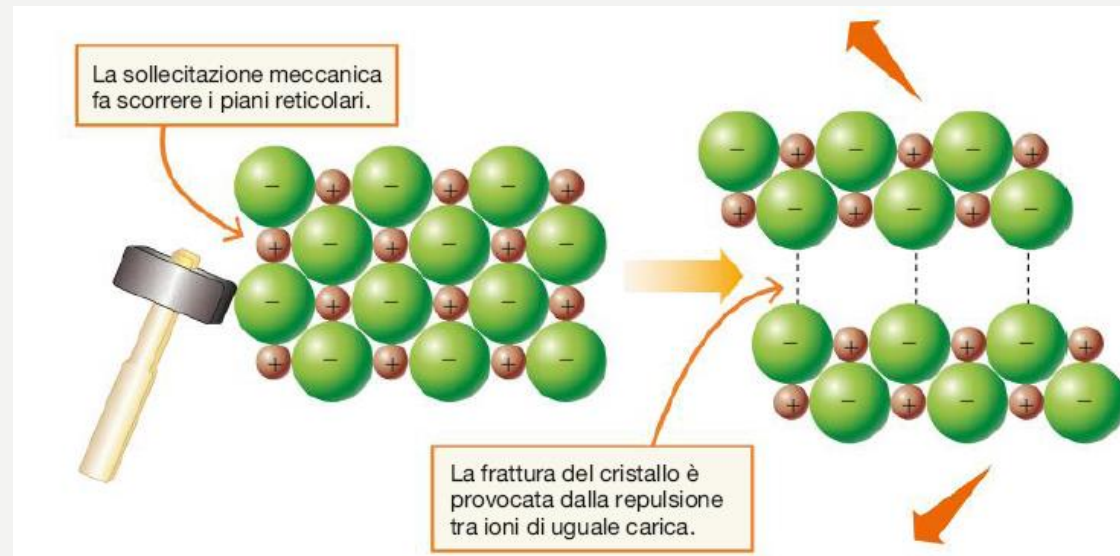
- L'ordine di grandezza delle interazioni intermolecolari determina la miscibilità e la solubilità delle sostanze poiché se le interazioni hanno grandezze paragonabili allora i liquidi sono miscibili

# LA CLASSIFICAZIONE DEI SOLIDI

- Le proprietà macroscopiche della materia dipendono dalle interazioni fra particelle microscopiche che la costituiscono
- In base alla natura del legame che agisce fra gli atomi, le molecole o gli ioni che costituiscono il reticolo, si conoscono quattro tipi di cristalli:
  - ionici
  - metallici
  - covalenti o reticolari
  - molecolari (polari e apolari)

# CRISTALLI IONICI

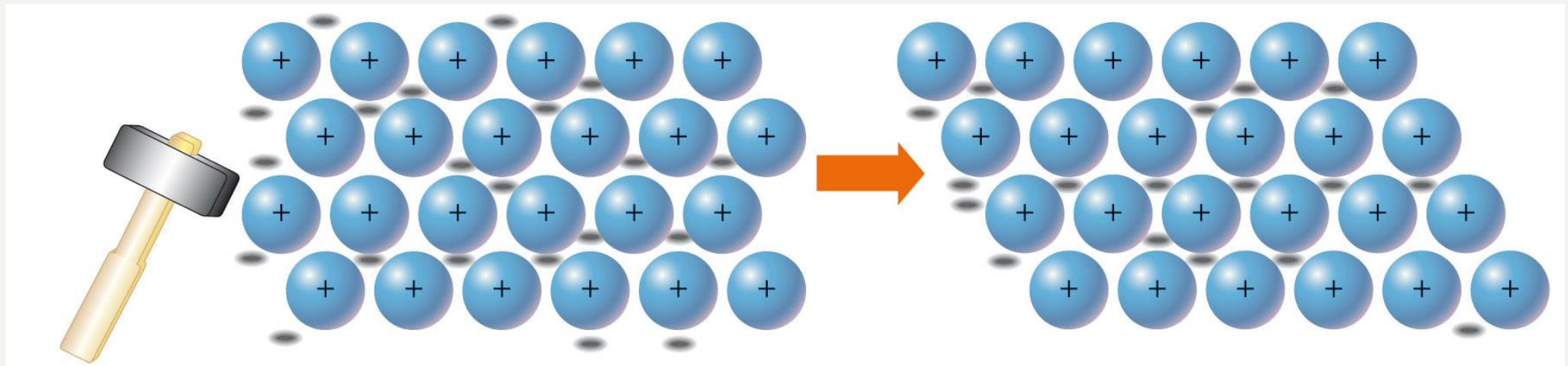
- I **cristalli ionici** si formano grazie alla forza di attrazione fra ioni con carica opposta
- Sono sempre solidi a temperatura ambiente, hanno un alto punto di fusione, allo stato solido non conducono l'elettricità ma la conducono allo stato fuso, le loro soluzioni acquose conducono discretamente l'elettricità, sono fragili per cui si fratturano senza deformarsi





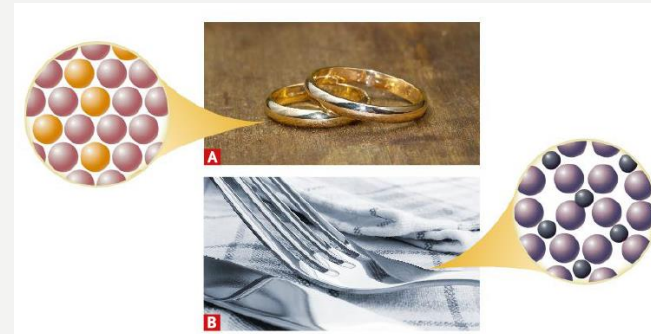
# CRISTALLI METALLICI

- I **cristalli metallici** sono costituiti da atomi legati con legame metallico
- Presentano aspetto lucente, sono in grado di assorbire la luce visibile di tutte le frequenze, hanno buona conducibilità sia elettrica sia termica, hanno punti di fusione e valori di densità molto variabili e sono duttili e malleabili



# CRISTALLI METALLICI

- Le **leghe** sono miscugli omogenei e le loro proprietà sono intermedie rispetto a quelle dei metalli che le costituiscono, ma non sempre
- All'interno delle leghe, il metallo presente in percentuale maggiore è chiamato **metallo base**, mentre gli altri componenti sono detti **alliganti**
- **Leghe interstiziali:** leghe in cui le dimensioni degli atomi sono diverse
- **Leghe sostituzionali:** leghe in cui le dimensioni degli atomi sono simili
- **Leghe brasanti:** sono dei miscugli eterogenei (es. leghe di stagno e piombo)
- **Amalgama:** soluzione dei metalli in mercurio. Molti metalli infatti (es. oro rame) si sciolgono nel mercurio



# CRISTALLI COVALENTI

- I **cristalli covalenti** o **solidi reticolari** si formano grazie a una rete tridimensionale di legami covalenti fra gli atomi
- Non sono buoni conduttori di elettricità, sono sempre solidi a temperatura ambiente, hanno punti di fusione elevatissimi, sono estremamente duri, molti di essi sono considerati pietre preziose e sono insolubili in acqua e in qualsiasi altro solvente



# CRISTALLI MOLECOLARI

- I **cristalli molecolari apolari** sono costituiti da molecole apolari tenute insieme da forze di Van der Waals
- Sono solidi a bassissime temperature, quasi mai a temperatura ambiente, sono solubili in solventi apolari e non in acqua



# CRISTALLI MOLECOLARI

- I **cristalli molecolari polari** sono costituiti da molecole polari che si attraggono con legami dipolo-dipolo o legami a idrogeno
- Hanno basse temperature di fusione, non conducono elettricità allo stato fuso o in soluzioni acquose, sono solubili in acqua o in solventi discretamente polari come l'alcol



# LA CLASSIFICAZIONE DEI SOLIDI

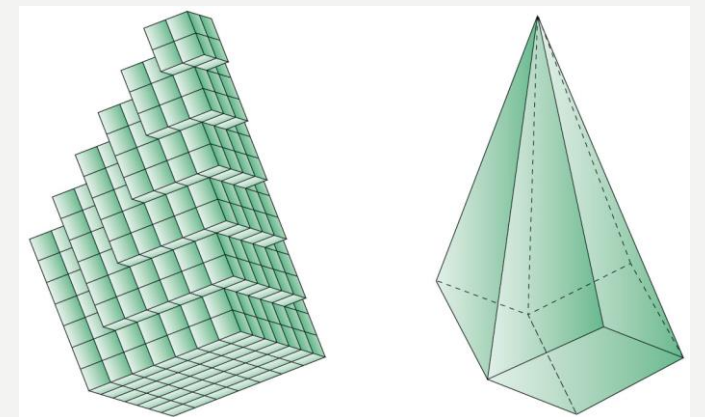
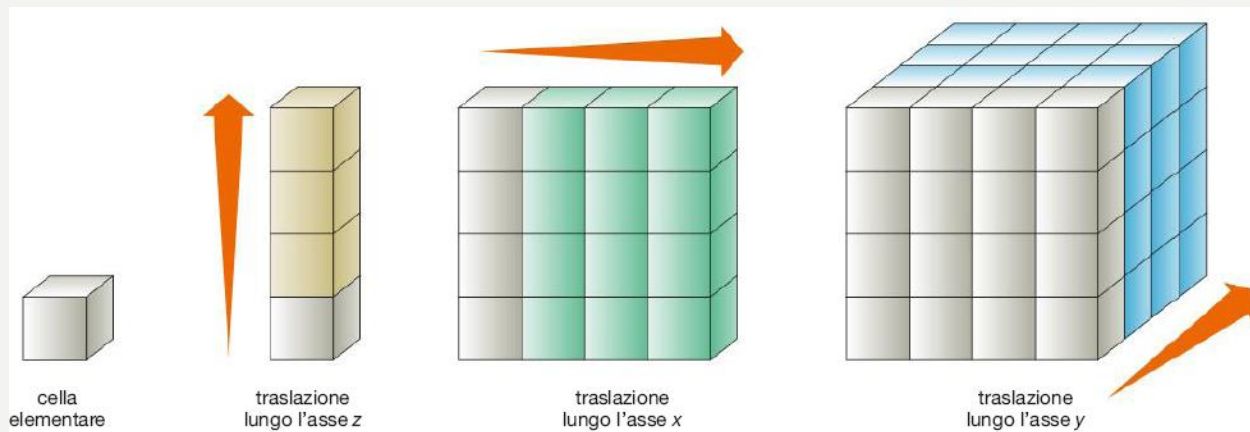
Tipo di cristallo	Unità strutturali	Legame tra le unità strutturali	Esempi	Punto di fusione	Proprietà meccaniche ed elettriche
ionico	ioni positivi e negativi	ionico	NaCl (cloruro di sodio), KNO <sub>3</sub> (nitrato di potassio)	elevato	Duro e fragile. Se solubile in acqua, dà soluzioni conduttrici di elettricità.
reticolare	atomi	covalente	C (diamante e grafite), SiO <sub>2</sub> (quarzo)	molto elevato	In genere duro, fragile e non conduttore di elettricità. Insolubile in acqua.
molecolare polare	molecole polari	forze intermolecolari	H <sub>2</sub> O (ghiaccio), C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (saccarosio)	non elevato	Tenero e fragile. In genere le soluzioni non sono conduttrici di elettricità.
molecolare apolare	molecole apolari	forze intermolecolari	I <sub>2</sub> (iodio), CO <sub>2</sub> (ghiaccio secco)	basso	Tenero e fragile. Non conduce la corrente né allo stato solido né in soluzione.
metallico	ioni positivi immersi nel mare di elettroni	metallico	elementi del blocco s e d della tavola periodica (Na, Cu)	variabile	Lucente, malleabile e duttile. Conduce l'elettricità e il calore.

# LA STRUTTURA DEI SOLIDI

- Gli studi con i raggi X hanno permesso di esplorare la struttura interna dei cristalli e di confermare che i cristalli sono formati da unità minime che si ripetono nelle tre dimensioni dello spazio
- Esistono due tipi di solidi:
  - **cristallini:** in cui gli atomi, le molecole o gli ioni sono disposti ordinatamente e fondono a una precisa temperatura
  - **amorfi:** in cui le particelle microscopiche sono distribuite in modo disordinato e non effettuano il passaggio di stato a una temperatura definita, ma in un intervallo di temperatura in cui la sostanza diventa sempre più fluida

# LA STRUTTURA DEI SOLIDI

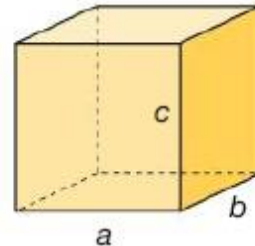
- La disposizione geometricamente regolare delle particelle, che si ripete in modo indefinito nelle tre dimensioni spaziali, prende il nome di **reticolo cristallino**
- Si definisce **cella elementare** l'unità più piccola che, ripetuta nelle tre dimensioni dello spazio, genera l'intero cristallo



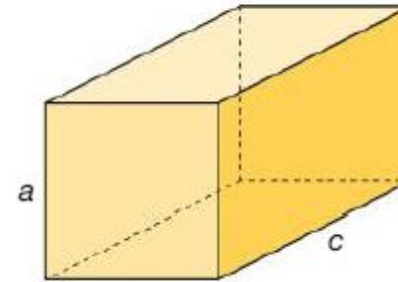


# LA STRUTTURA DEI SOLIDI

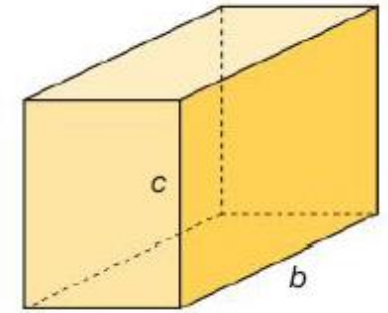
- Tutti i reticoli cristallini si possono ricondurre a 14 tipi di celle elementari, i **reticoli di Bravais**
- I reticoli di Bravais a loro volta si possono raggruppare, in base alle caratteristiche comuni, nei sette **sistemi cristallografici**



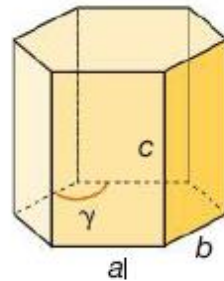
cubico



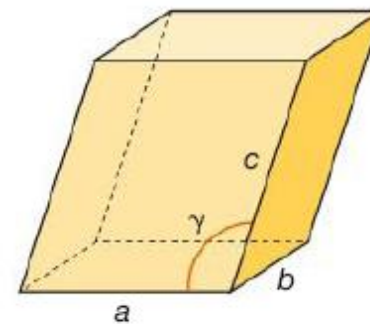
tetragonale



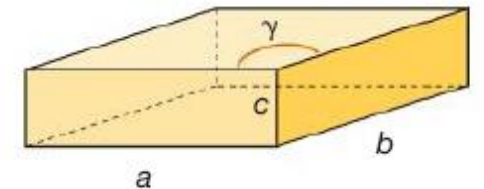
rombico



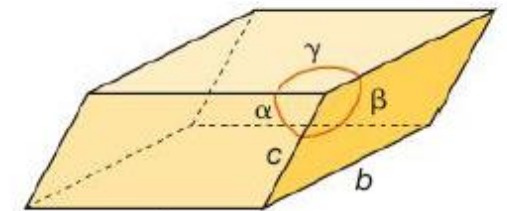
esagonale



trigonale



monoclinico



triclinico

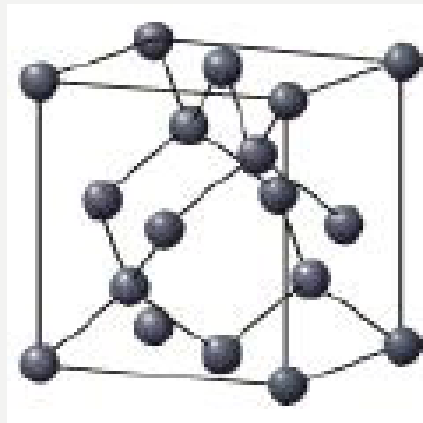
# POLIMORFISMO E ISOMORFISMO

- Le **sostanze polimorfe** sono elementi o composti che possono cristallizzare in modi diversi a seconda delle condizioni in cui avviene il processo stesso di cristallizzazione
- Quando la sostanza polimorfa è un elemento, si dice che essa presenta più forme **allotropiche**. Si definiscono **allotropi** forme alternative di uno stesso elemento che si diversificano per il modo in cui gli atomi sono legati
- Si dicono **isomorfi** i cristalli che hanno composizione chimica diversa, ma struttura cristallina identica



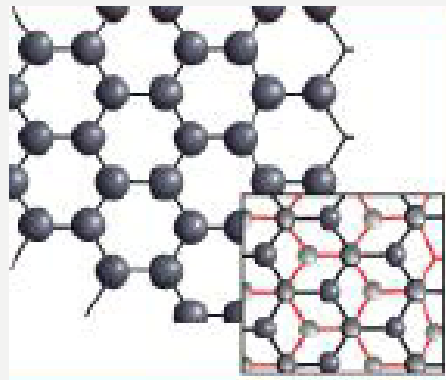
# FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO

- Un esempio è il carbonio che presenta diverse forme allotropiche:
  - **Diamante:** presenta una geometria con reticolo cubico, è costituito da atomi di carbonio che utilizzano orbitali ibridi  $sp^3$  per formare legami covalenti con quattro atomi di carbonio, è un materiale rigido, trasparente, non conduce la corrente elettrica ma è un ottimo conduttore di calore



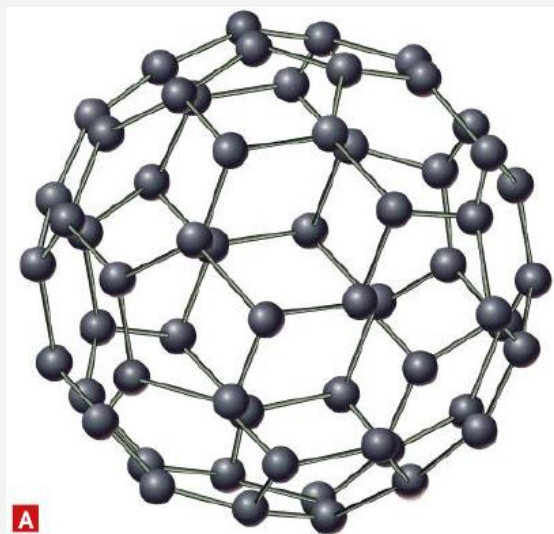
# FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO

- **Grafite:** è costituita da atomi di carbonio ibridati  $sp^2$  che generano strati a struttura esagonale (un singolo strato è detto **grafene**). Gli orbitali p non ibridati dei singoli atomi si sovrappongono e permettono agli elettroni di muoversi liberamente lungo i piani, per cui è un discreto conduttore di elettricità. Le lamine di atomi di carbonio sono unite da deboli forze di Van der Waals, quindi possono facilmente scorrere l'una sull'altra



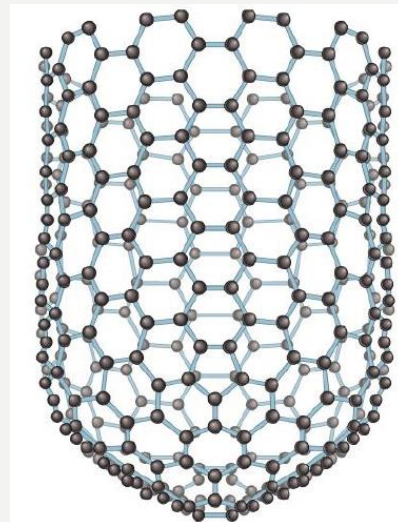
# FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO

- **Fullerene:** il composto più stabile è costituito da molecole sferiche di formula  $C_{60}$ , è un solido molecolare solubile in solventi come il benzene. Altri esempi sono le strutture  $C_{70}$  e  $C_{36}$



# FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO

- Un'altra forma allotropica del carbonio è rappresentata dai **nanotubi** (bucky tubes) che hanno una forma tubolare allungata. Hanno una bassa densità, un'eccellente resistenza alle sollecitazioni meccaniche e conducono la corrente elettrica



# LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO

- Le molecole dei liquidi sono molto mobili e incompressibili
- Molte proprietà dei liquidi dipendono dalla natura delle forze intermolecolari che agiscono nella sostanza (forze di coesione)

Sostanza	Tensione di vapore (mmHg)	Tensione superficiale (N/m)	Viscosità (N · s/m <sup>2</sup> )
H <sub>2</sub> O	17,5	$7,275 \cdot 10^{-2}$	1,005
CCl <sub>4</sub>	91	$2,643 \cdot 10^{-2}$ (*)	0,969
Hg	0,0012	$47,2 \cdot 10^{-2}$	1,685

(\*) Valore a 25 °C.

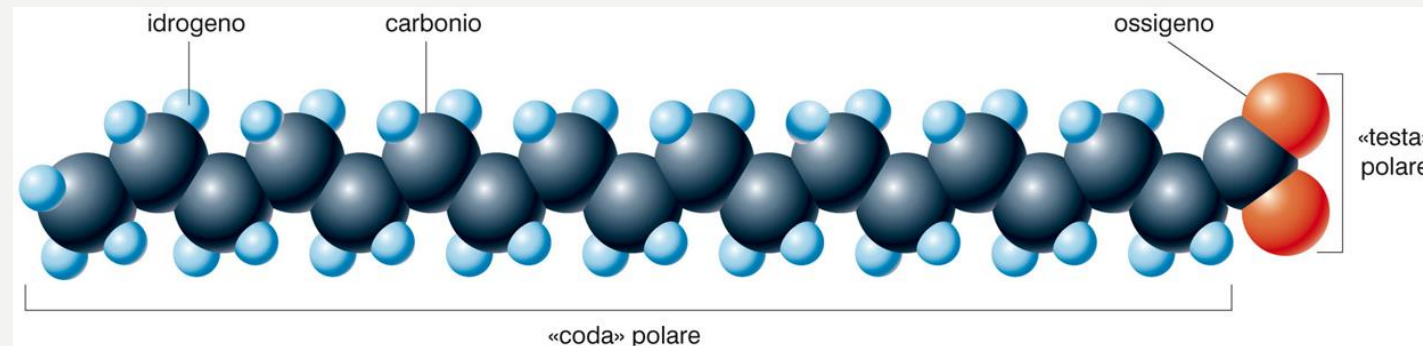
# LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO

- La **tensione di vapore** o **pressione di vapore** di un liquido esprime la tendenza delle sue molecole a passare allo stato gassoso. A parità di temperatura, la facilità con cui le molecole sfuggono dal proprio liquido, dipende dall'intensità delle loro forze attrattive mentre è tanto più alta quanto più è elevata la temperatura
- La tensione di vapore è la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido in un recipiente chiuso quando velocità di evaporazione e di condensazione si uguagliano
- I liquidi che hanno un'elevata tensione di vapore si dicono **volatili**



# LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO

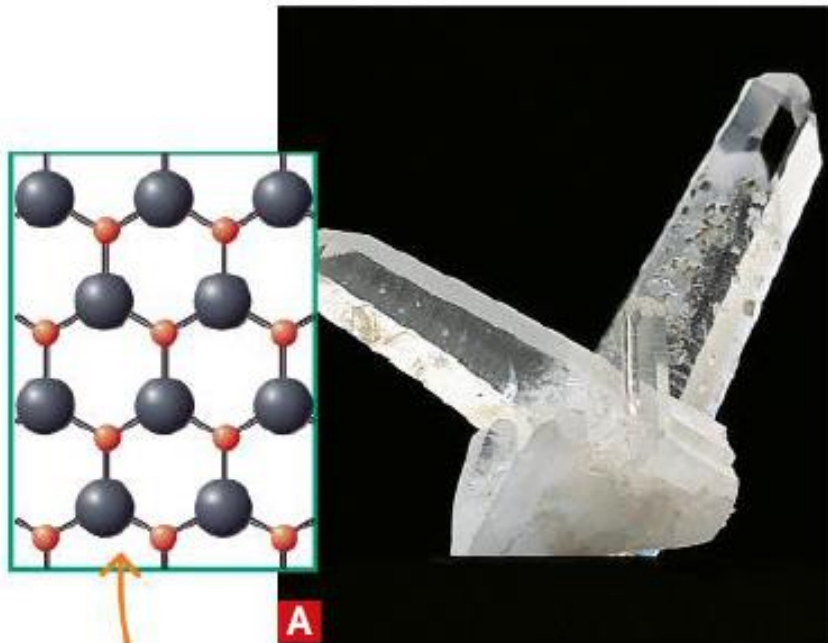
- La **tensione superficiale** è la tendenza delle molecole della superficie a lasciarsi attrarre verso l'interno ed è tanto maggiore quanto più sono intense le forze attrattive tra le molecole del liquido
- La tensione superficiale diminuisce all'aumentare della temperatura perché l'agitazione termica delle molecole attenua i legami intermolecolari
- La presenza di tensioattivi diminuisce la tensione superficiale



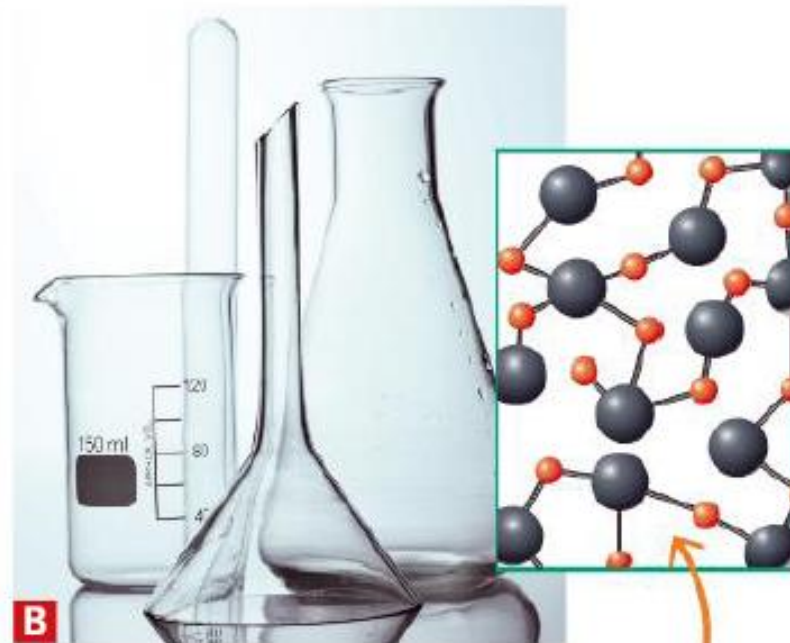
# LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO

- La **viscosità** è una proprietà intensiva posseduta da tutti i fluidi (liquidi e gas), che esprime la resistenza allo scorrimento. A parità di dimensioni delle molecole la viscosità aumenta all'aumentare delle forze intermolecolari
- La viscosità è la resistenza dovuta alla forza di attrazione intermolecolare tra le lamine che i fluidi oppongono allo scorrimento
- I liquidi con alta viscosità sono detti **liquidi viscosi**

# LE PROPRIETÀ INTENSIVE DELLO STATO LIQUIDO



La struttura ordinata del quarzo cristallino.



Il vetro è costituito da  $\text{SiO}_2$ , come il quarzo, ma ha una struttura amorfa perché la viscosità molto elevata della massa vetrosa impedisce alle particelle di disporsi nello spazio in modo ordinato.