

Lezione 6

5.4

- La legge di Avogadro e la legge dei gas ideali

La **legge di Avogadro** descrive la relazione tra la massa di un gas e il suo volume.

«uguali volumi di gas alla stessa temperatura e alla stessa pressione contengono lo stesso numero di molecole»

Quindi, se la temperatura, la pressione e il volume di due gas sono uguali, i due gas contengono lo stesso numero di molecole **indipendentemente dalla loro natura chimica**

La legge di Avogadro è valida per tutti i gas

Questa legge è la **legge dei gas ideali**:

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{T} = \text{cost}$$

dove P = pressione del gas in atmosfere (atm)

V = volume del gas in litri (L)

n = quantità del gas in moli (mol)

T = temperatura del gas in kelvin (K)

R = costante universale per i gas, detta **costante dei gas ideali**

Volume occupato da 1 mol di gas a 1
atm e 0°C (273 K)



$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1.00 \text{ atm})(22.4 \text{ L})}{(1.00 \text{ mol})(273 \text{ K})} = 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}^1}$$

5.5

- La legge di Dalton delle pressioni parziali

La legge dei gas ideali **vale per miscele** di gas ideali oltre che per gas ideali puri.

La **legge di Dalton delle pressioni parziali** afferma che la **pressione totale**, P_T , di una miscela di gas è la **somma delle pressioni parziali** di ogni singolo gas:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

N.B.: L'equazione dei gas ideali vale sia per ogni gas presente nella miscela che per la miscela dei gas nel suo complesso.

5.7

- Quali forze attrattive esistono tra le molecole

L'intensità delle forze di **attrazione intermolecolare** determina se il campione è un gas, un liquido o un solido

Più le molecole sono vicine, maggiore è l'effetto delle forze intermolecolari.

Temperatura e Pressione influiscono sullo stato della materia

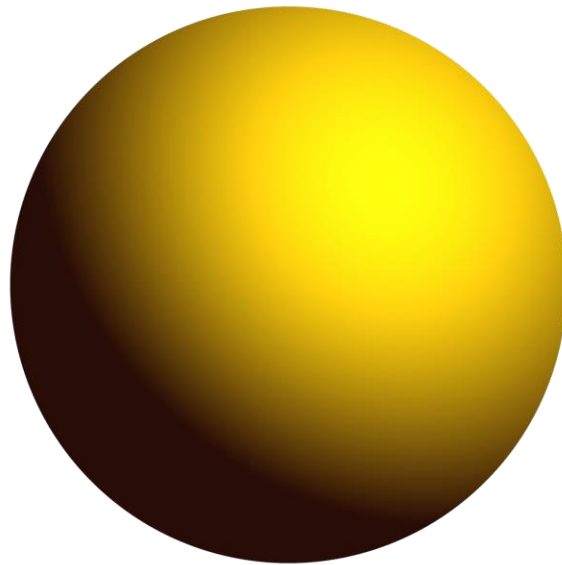
Quali sono le principali forze di attrazione intermolecolare?

Forze di dispersione di London

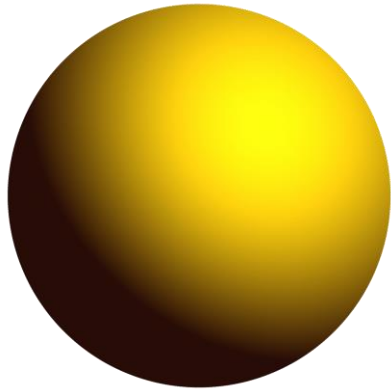
Le forze di dispersione di London consistono in **interazioni elettrostatiche tra dipoli istantanei**.

Es. La distribuzione di densità elettronica in un atomo di neon è, in media, simmetrica nel tempo

Il neon è un **atomo neutro**



Forze di dispersione di London

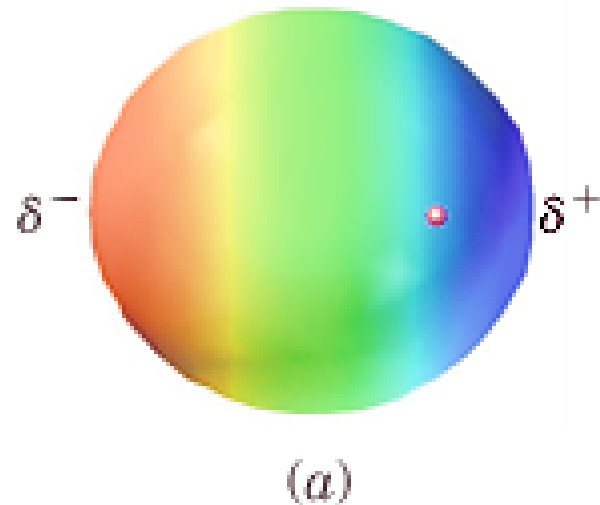


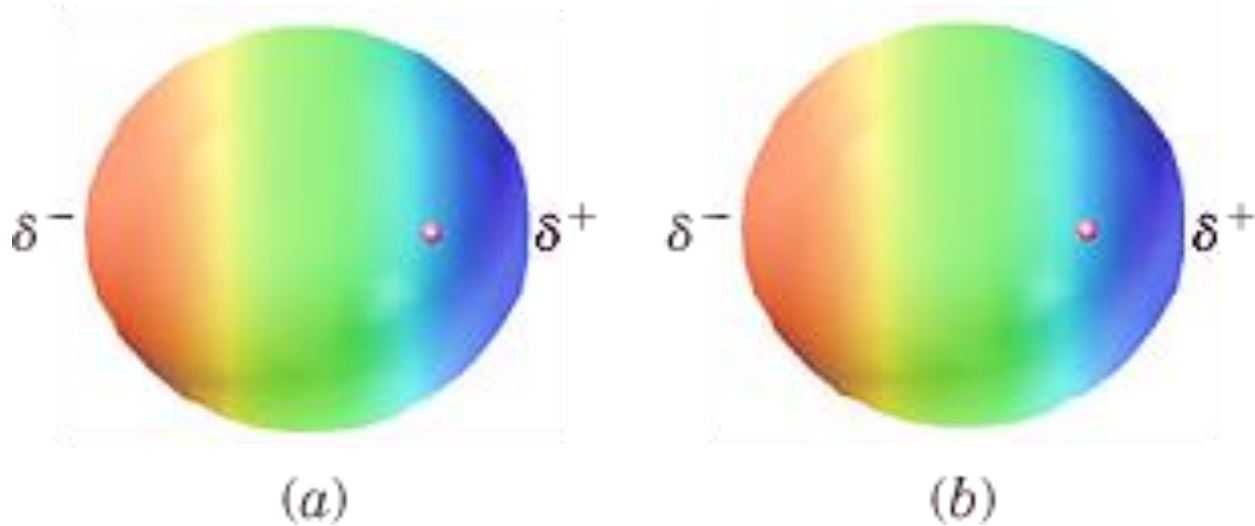
Lo stato medio è diverso dallo stato istantaneo



Dipolo temporaneo o istantaneo:
esiste solo per brevissime frazioni
di secondo

Gli elettroni sono spostati da un
lato dell'atomo





Un dipolo temporaneo induce dipoli temporanei negli atomi di neon adiacenti.

I dipoli temporanei si allineano e si attraggono.

Queste sono le **forze di dispersione di London**

Forze di entità **debole**

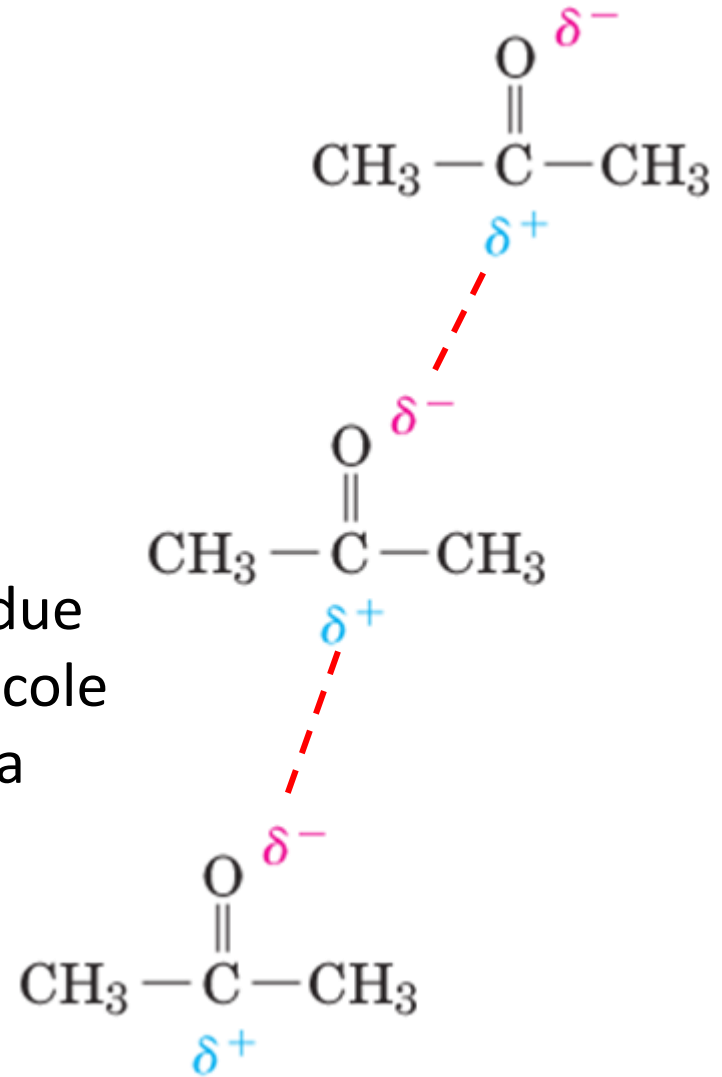
Caratteristiche delle **molecole non polari**.

Interazioni dipolo-dipolo

Interazioni caratteristiche di molecole **POLARI**.

L'estremità positiva di un dipolo attrae l'estremità negativa di un altro dipolo

Queste interazioni possono stabilirsi tra due molecole polari identiche o tra due molecole polari differenti o all'interno di una stessa molecola.



Interazioni dipolo-dipolo

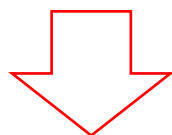
Conseguenze: molecole polari hanno punti di ebollizione (e fusione) più alti di molecole apolari



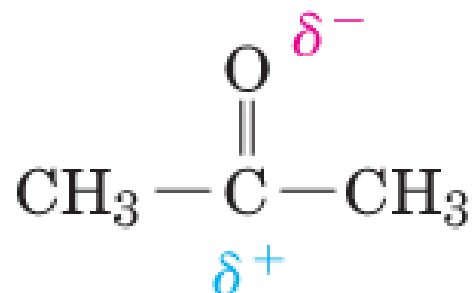
PM = 58 g/mol

Butano

(p.e. 0.5°C)



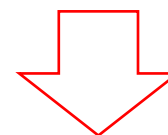
Molecola Apolare:
Forze di London
Basso punto di ebollizione



PM = 58 g/mol

Acetone

(p.e. 58°C)



Molecola Polare:
Interazioni dipolo-dipolo
Alto punto di ebollizione

Legame ad idrogeno

Caso particolare di una interazione dipolo-dipolo

Avviene quando:

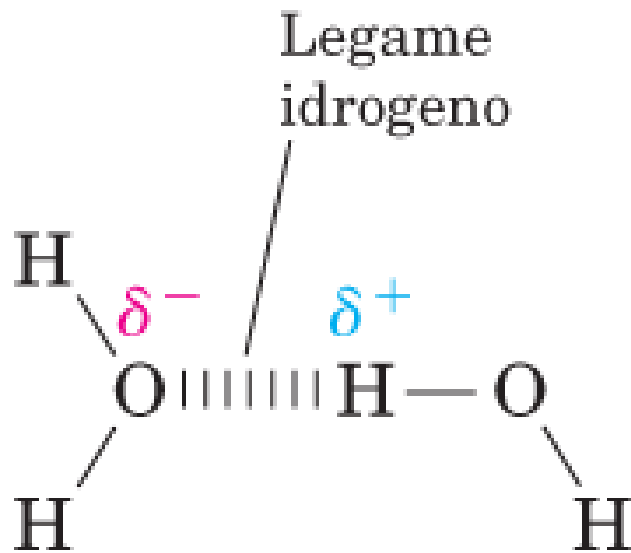
l'estremità positiva di un dipolo è un **atomo di idrogeno** legato ad un O, N o F (atomi ad alta elettronegatività) e

l'estremità negativa dell'altro dipolo è un **atomo di O, N o F,**

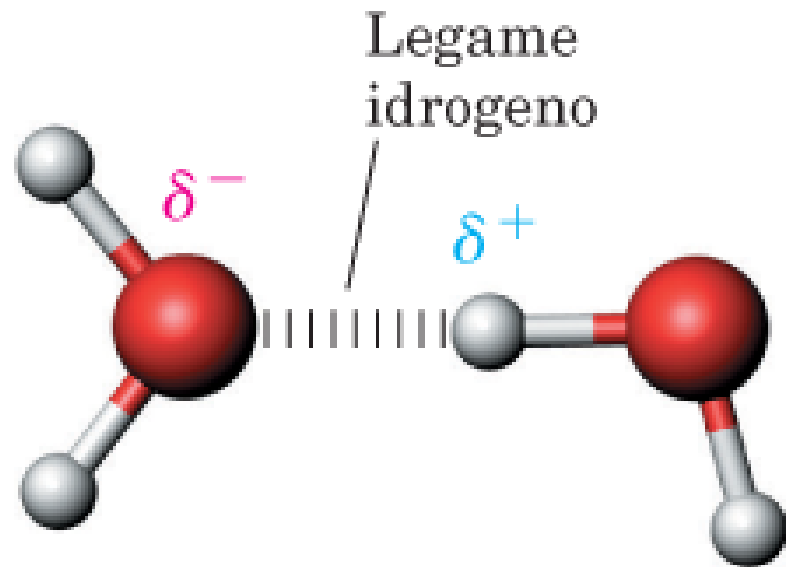
Interazione molto forte.

Legame ad idrogeno

La molecola più «importante» di tutte: **l'ACQUA**



(a)



(b)

In un legame a idrogeno esistono sempre:
un **DONATORE** e un **ACCETTORE**

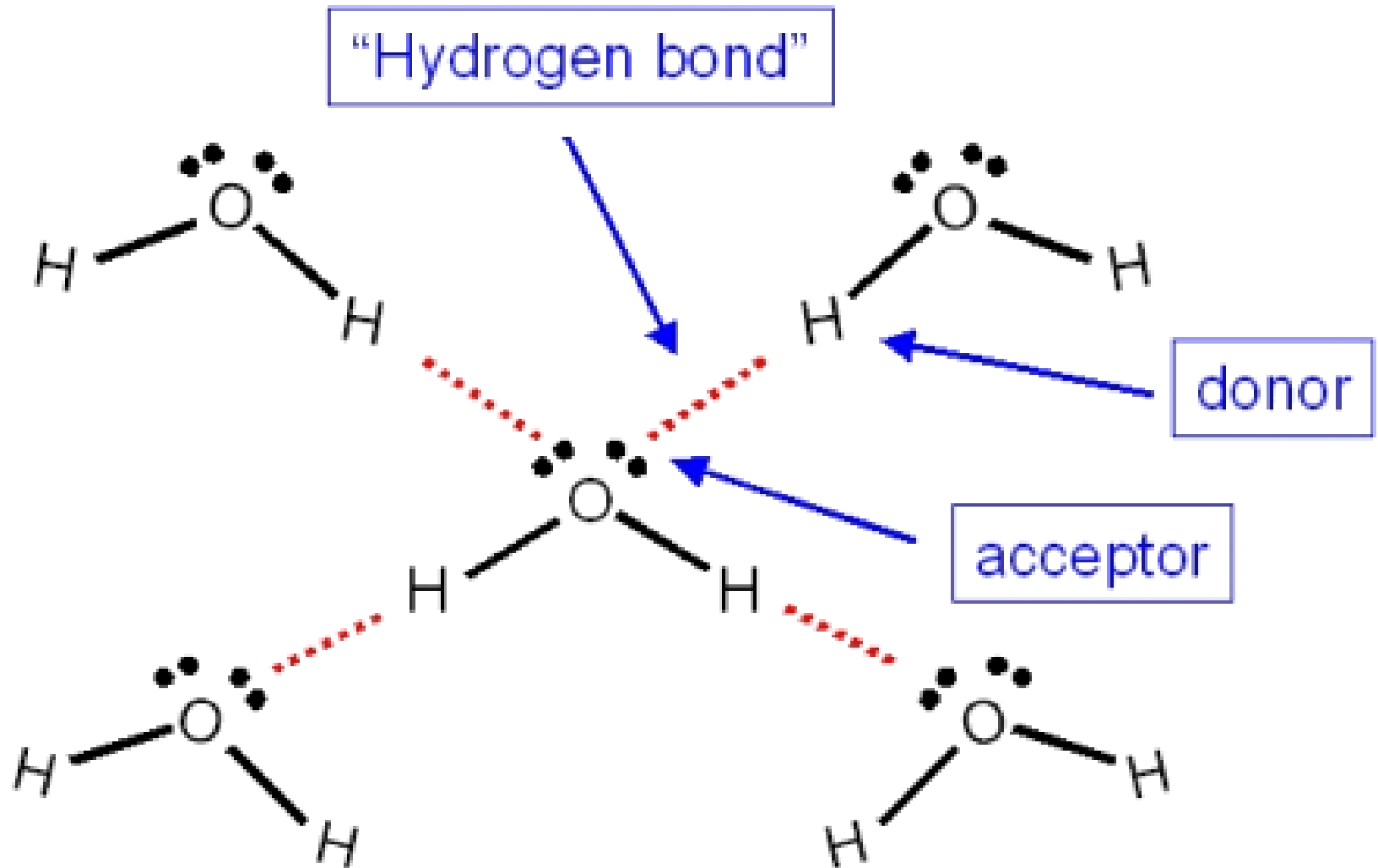
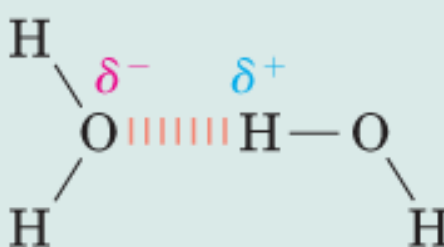
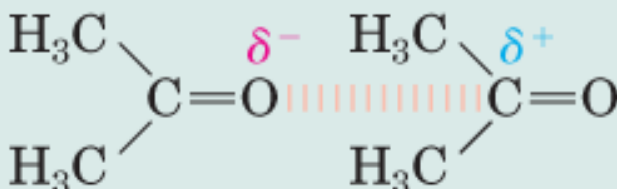


Tabella 5.2 Forze di attrazione tra molecole e ioni

Forza di attrazione	Esempio	Energia tipica (kcal/mol)
Legami ionici	$\text{Na}^+ \text{-----} \text{Cl}^-$, $\text{Mg}^{2+} \text{-----} \text{O}^{2-}$	170-970
Legami covalenti singoli, doppi e tripli	$\text{C}-\text{C}$	80-95
	$\text{C}=\text{C}$	175
	$\text{C}\equiv\text{C}$	230
	$\text{O}-\text{H}$	90-120
Legame idrogeno		2-10
Interazioni dipolo-dipolo		1-6
Forze di dispersione di London	$\text{Ne} \text{-----} \text{Ne}$	0.01-2.0



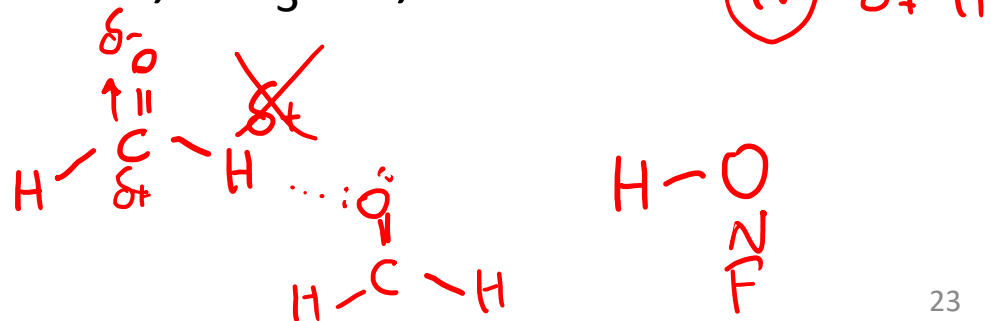
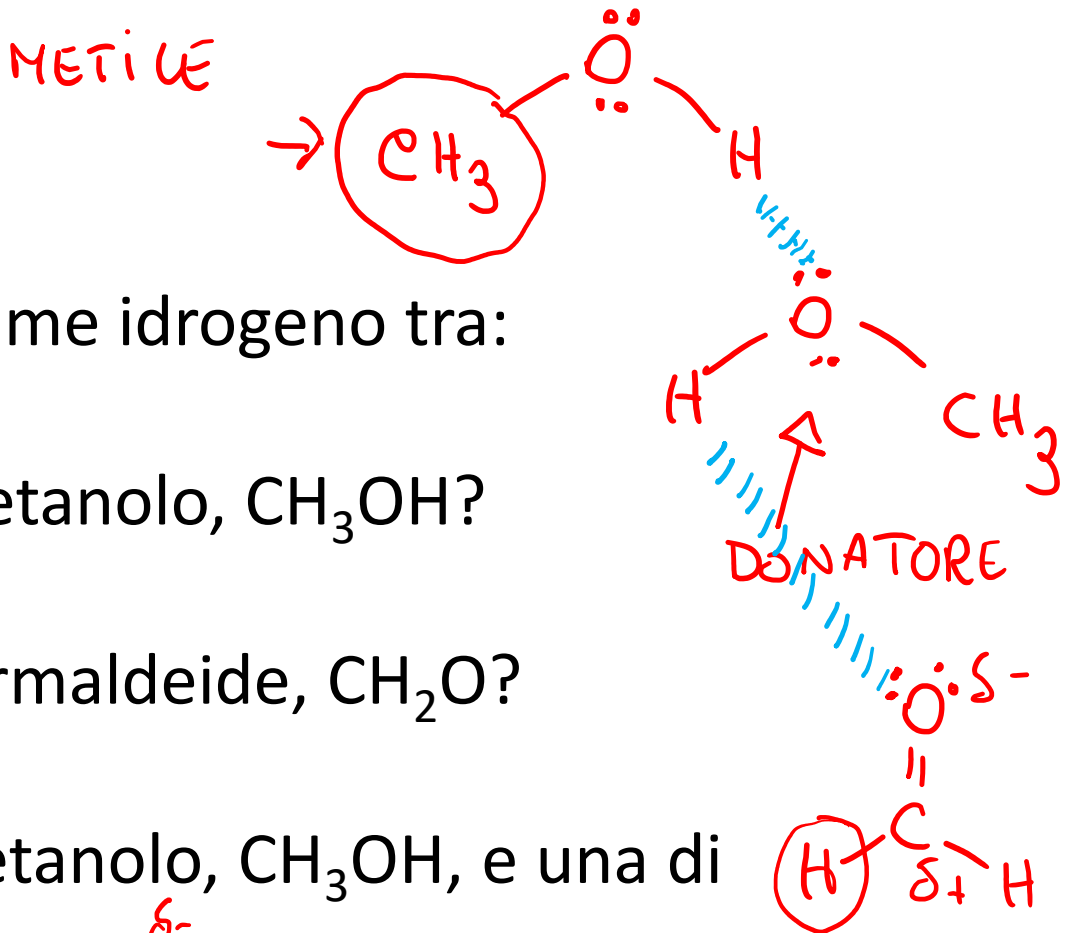
Es.
Legame idrogeno

Si può formare un legame idrogeno tra:

(a) due molecole di metanolo, CH_3OH ?

(b) due molecole di formaldeide, CH_2O ?

(c) una molecola di metanolo, CH_3OH , e una di formaldeide, CH_2O



5.8

- Il comportamento dei liquidi a livello molecolare

Caratteristiche di un liquido:

i liquidi **non occupano** tutto lo spazio disponibile: hanno un volume definito ma la forma è definita dal recipiente in cui si trovano

I liquidi sono **difficili da comprimere**.

I liquidi hanno una **densità maggiore di quella dei gas**: una stessa massa occupa un volume minore in forma liquida che in forma gassosa.

La posizione delle molecole in un liquido è **casuale**.

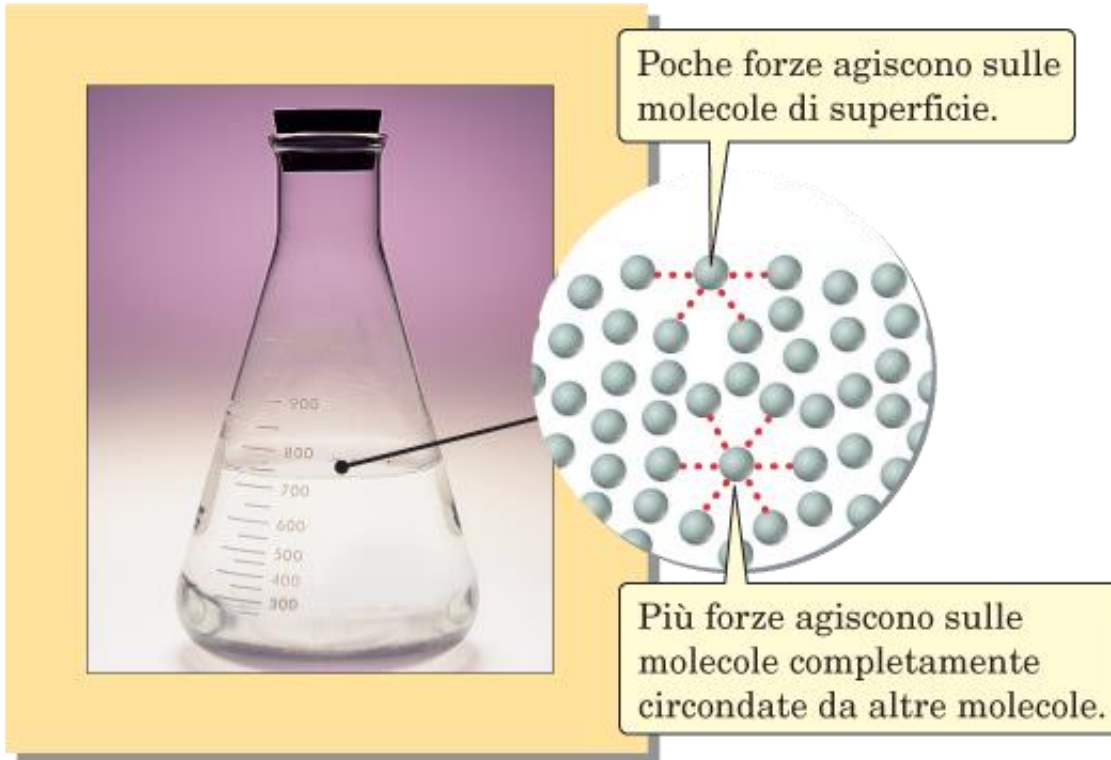
Le molecole cambiano la loro posizione rispetto alle molecole vicine.

I liquidi sono FLUIDI.

Tensione superficiale

Fenomeno all'interfaccia liquido/aria

La tensione superficiale di un liquido è direttamente correlata alla forza di attrazione tra le sue molecole.

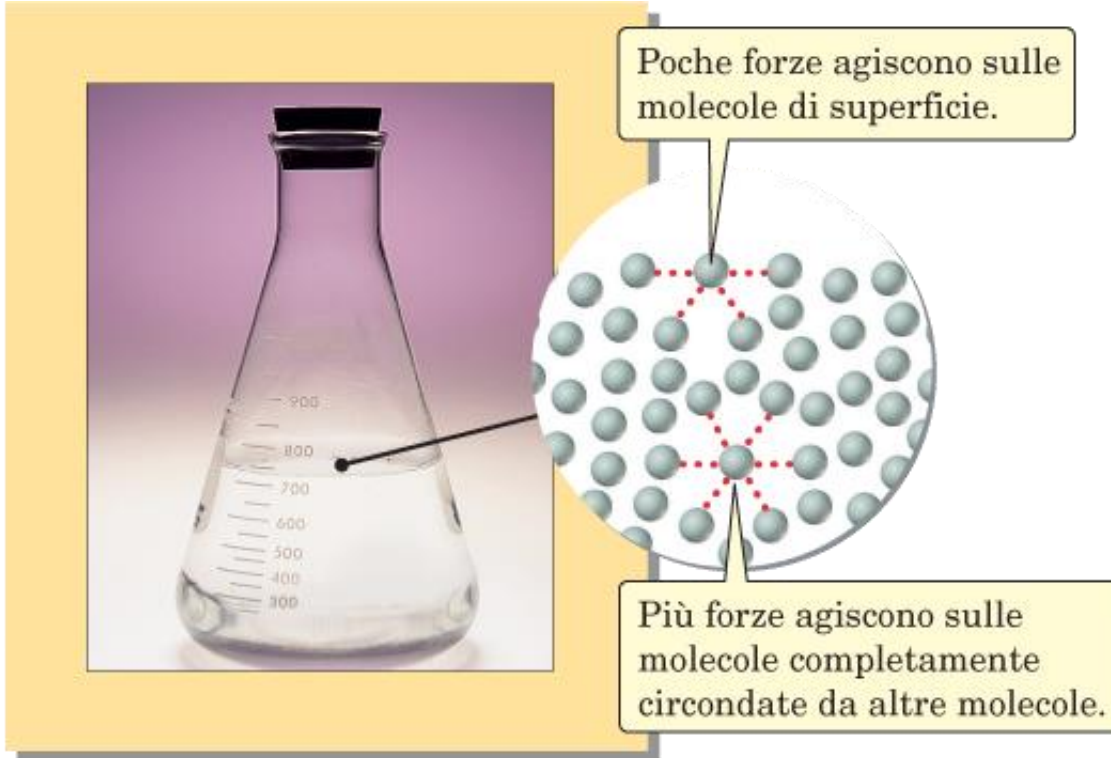


L'acqua ha un'elevata tensione superficiale a causa dei **forti legami idrogeno** tra le sue molecole.

Tensione superficiale

Risultato, un ago di acciaio può facilmente galleggiare sulla superficie dell'acqua.

Oppure, insetto che scivola sulla superficie di uno stagno



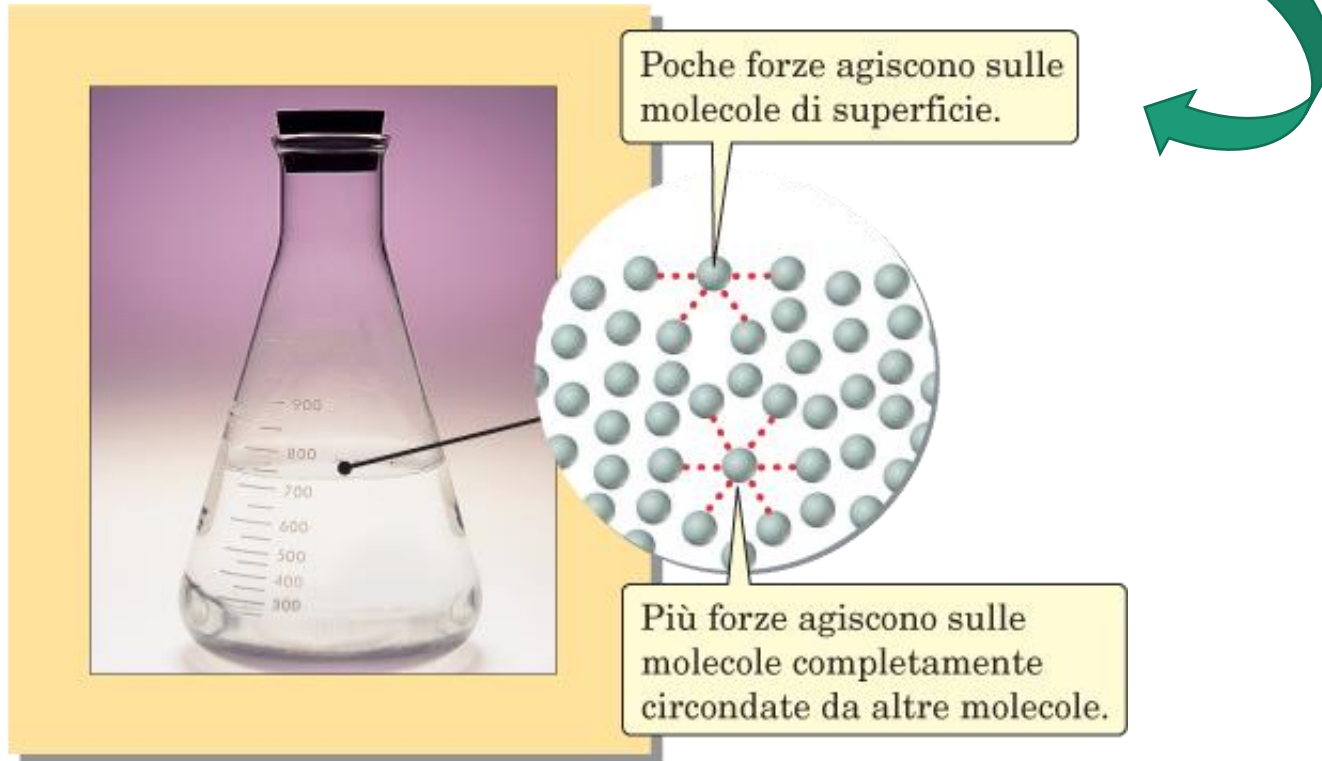
Hermann Eisenbeiss/Photo Researchers, Inc.

Tensione (o pressione) di vapore

Rappresenta la **tendenza di un liquido a evaporare**

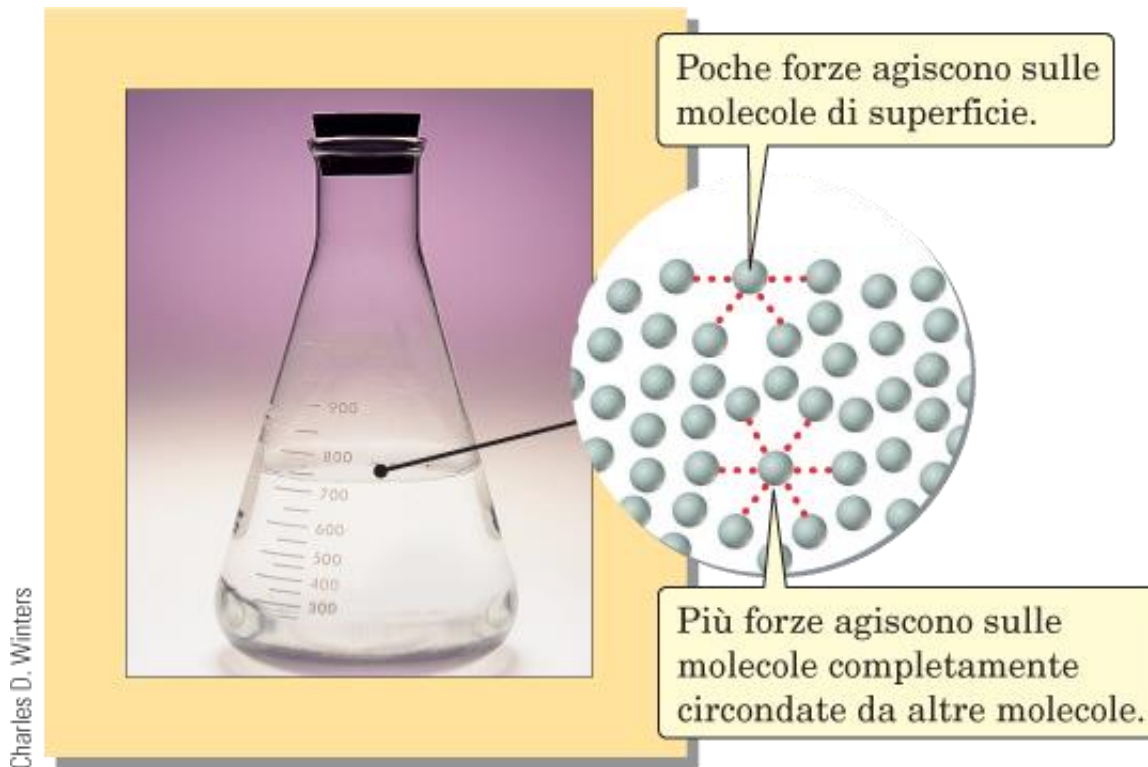
Le molecole nel liquido **si muovono e interagiscono** con le altre

Le molecole di superficie sono in uno stato diverso:
fanno poche interazioni



A bassa temperatura, le molecole di superficie non «scappano» dal liquido a causa dell'**attrazione** da parte delle molecole vicine.

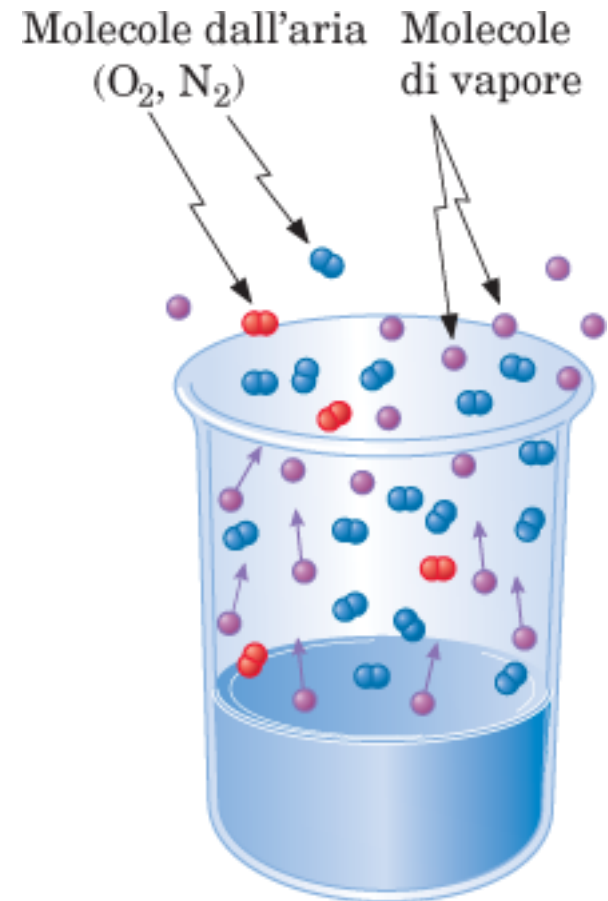
Ad alta temperatura, le molecole si muovono rapidamente (elevata energia cinetica), **vincono le forze di attrazione**, sfuggono dal liquido come gas.



Evoluzione del fenomeno: 2 possibilità

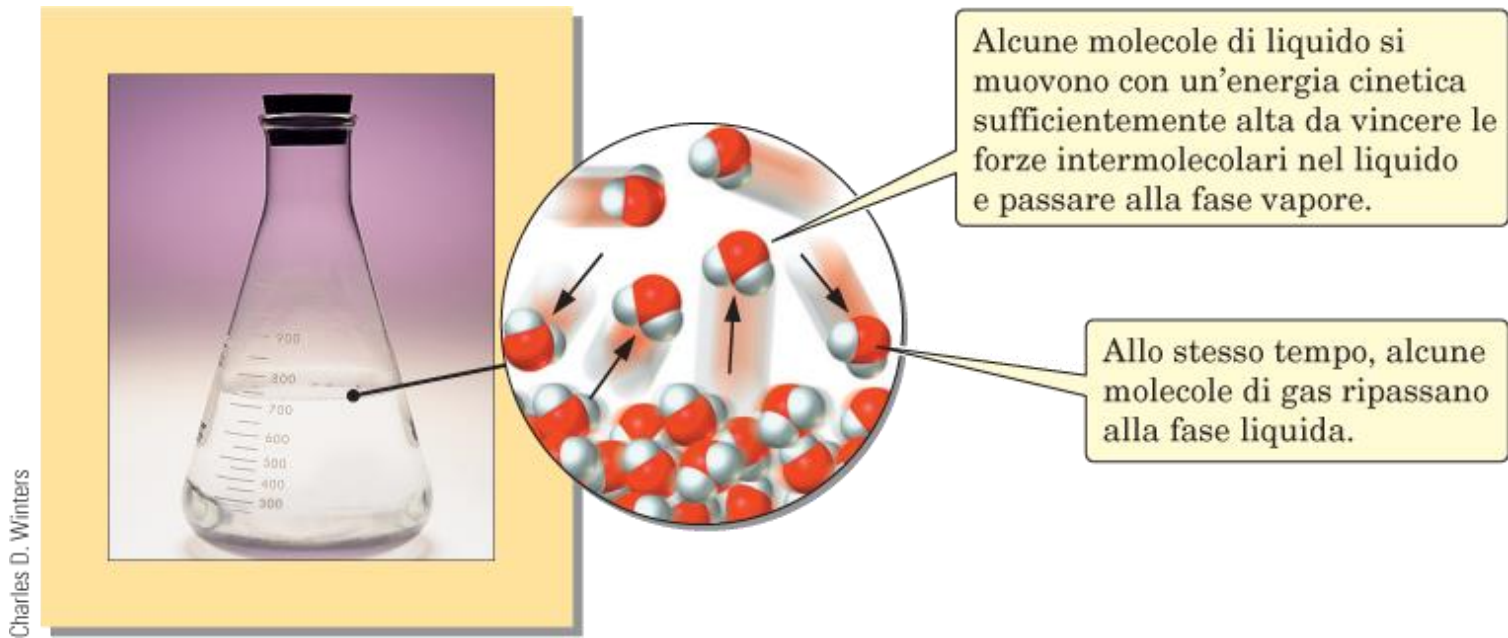
1. Contenitore aperto

Il processo di evaporazione continua fino a che tutte le molecole sono sfuggite.



2. Contenitore Chiuso

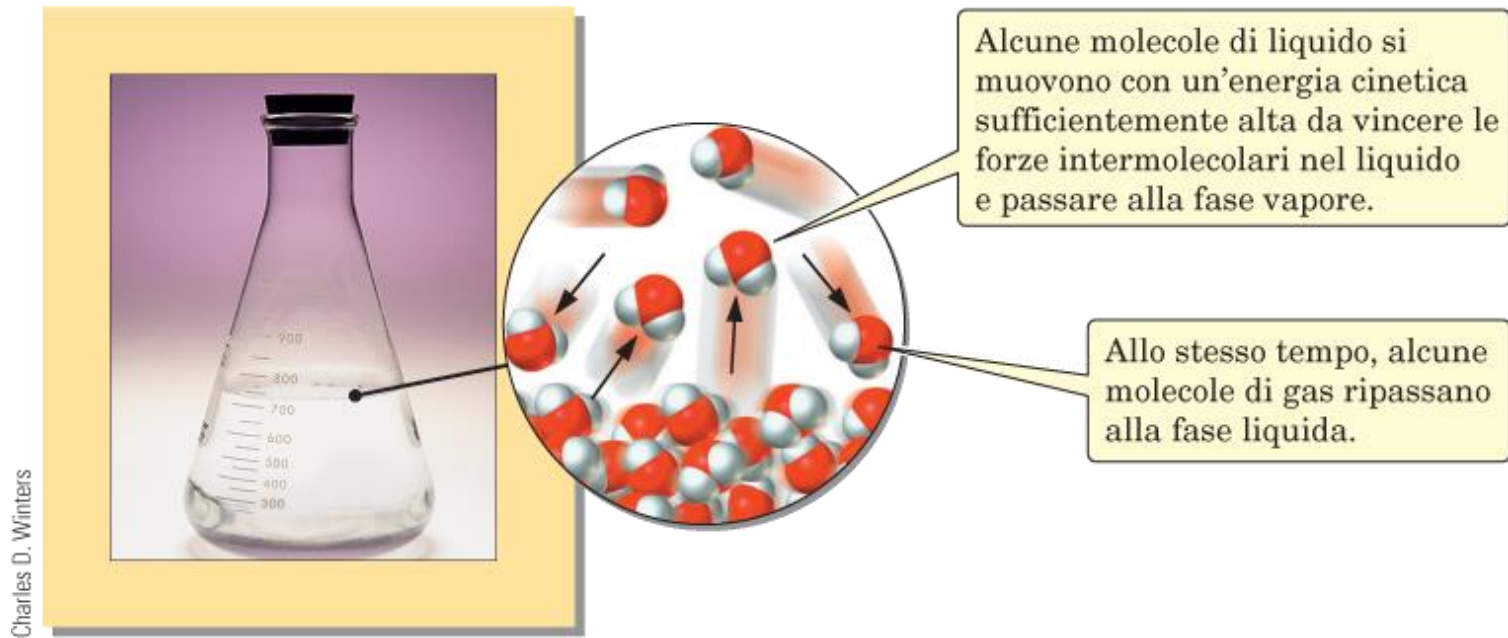
- le molecole superficiali evaporano ma non possono diffondere via. Si muovono nello spazio al di sopra del liquido, si scontrano con le pareti o altre molecole.
- Alcune si scontrano con la superficie del liquido e sono catturate.



Nel recipiente chiuso si ha una **situazione di equilibrio** quando:

il numero di molecole di vapore che passa allo stato liquido è uguale al numero di molecole di liquido che passa allo stato di vapore.

La pressione parziale del vapore è detta **tensione o pressione di vapore** del liquido.

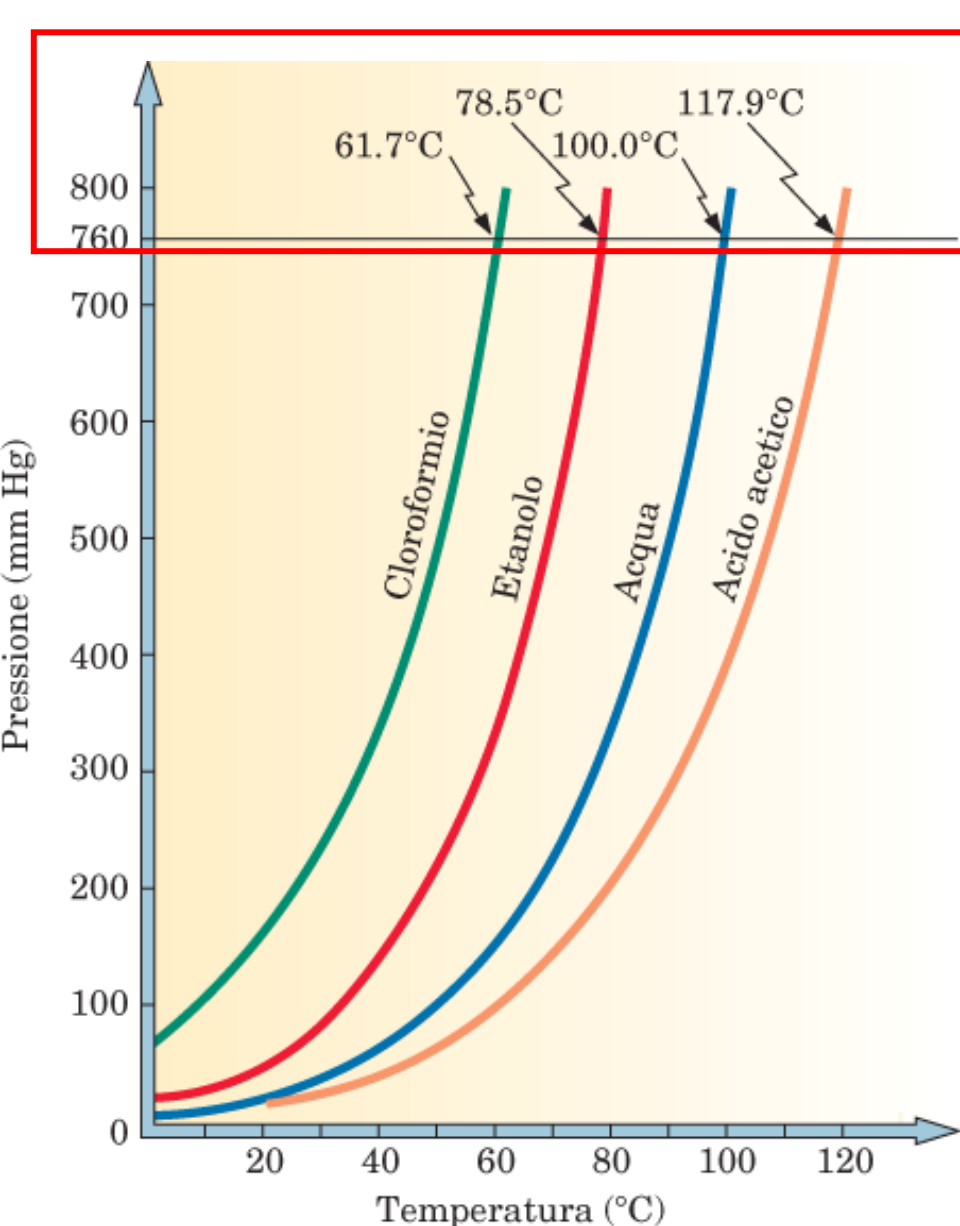


- La tensione di vapore di un liquido è una **proprietà fisica** e dipende dalla **temperatura/pressione**.
- All'aumentare della temperatura di un liquido aumenta l'energia cinetica e le molecole passano più facilmente allo stato gassoso.
- **Aumentando la temperatura** del liquido, **aumenta la pressione di vapore**.
- Quando la tensione di vapore = 1 atm

il liquido bolle



Ogni liquido ha la sua tensione di vapore caratteristica



Punto di ebollizione

temperatura alla quale la tensione di vapore è uguale alla pressione dell'atmosfera in contatto con la sua superficie.

Quando la pressione atmosferica è 1 atm, il punto di ebollizione è detto **punto normale di ebollizione**.

Fattori che influenzano il punto di ebollizione

Nome	Formula molecolare	Peso molecolare (uma)	Punto di ebollizione (°C)
Cloroformio	CHCl_3	120	62
Esano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	86	69
Etanolo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	46	78
Acqua	H_2O	18	100
Acido acetico	CH_3COOH	60	118

N.B.: il cloroformio, che ha il più alto peso molecolare ma ha il minore punto di ebollizione.

L'acqua ha il peso molecolare più basso, e ha il secondo più alto punto di ebollizione.

I punti di ebollizione dipendono da tre fattori:

Forze intermolecolari

L'acqua (H_2O , PM 18) e il metano (CH_4 , PM 16) hanno circa lo stesso peso molecolare.

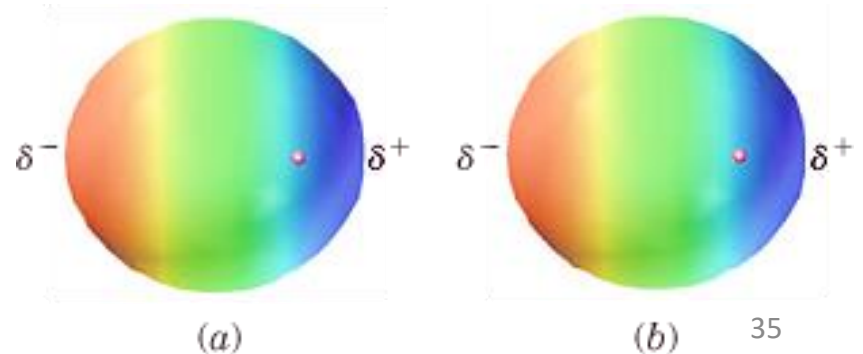
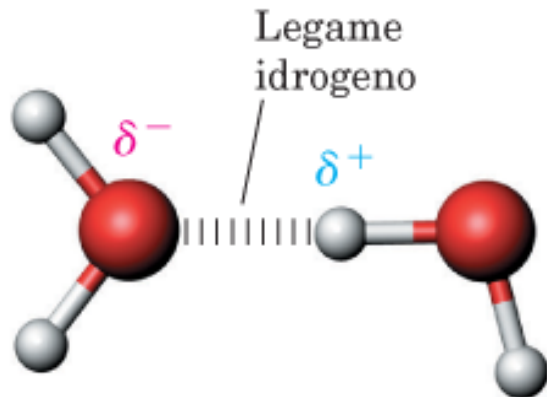
H_2O : punto normale di ebollizione = 100°C ,

Forza intermolecolare operativa: **LEGAME A IDROGENO**

CH_4 : punto normale di ebollizione = -164°C .

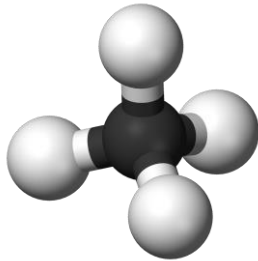
Forza intermolecolare operativa: **FORZA DI LONDON**

legami idrogeno più forti delle forze di dispersione di London.

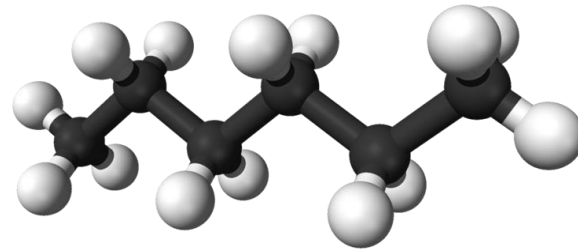


Numero di siti per interazioni intermolecolari (area superficiale)

Esempio, due composti non polari: metano, CH_4 , e esano, C_6H_{14}



p.eb. -164°C



p.eb. $+69^\circ\text{C}$

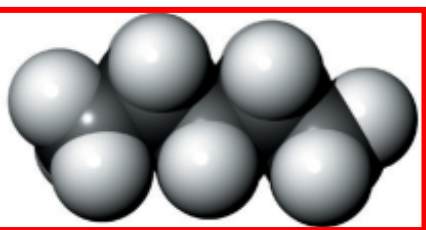
Per entrambi, Forza intermolecolare operativa: **FORZA DI LONDON**

Esano: maggiore area superficiale

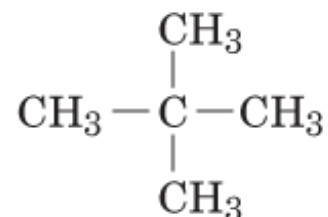
SI CREANO PIU' INTERAZIONI DI LONDON

Forma molecolare: Si ha per molecole simili.

Es. pentano, p.e. 36.1°C, e il 2,2-dimetilpropano, p.e. 9.5°C



Pentano
(p.e. 36.2°C)



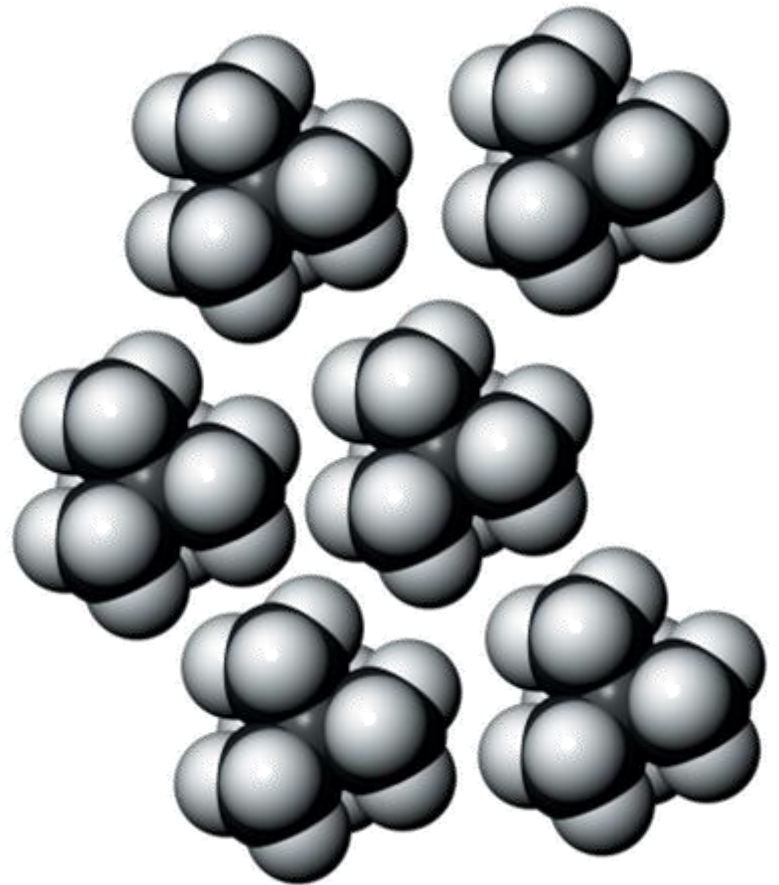
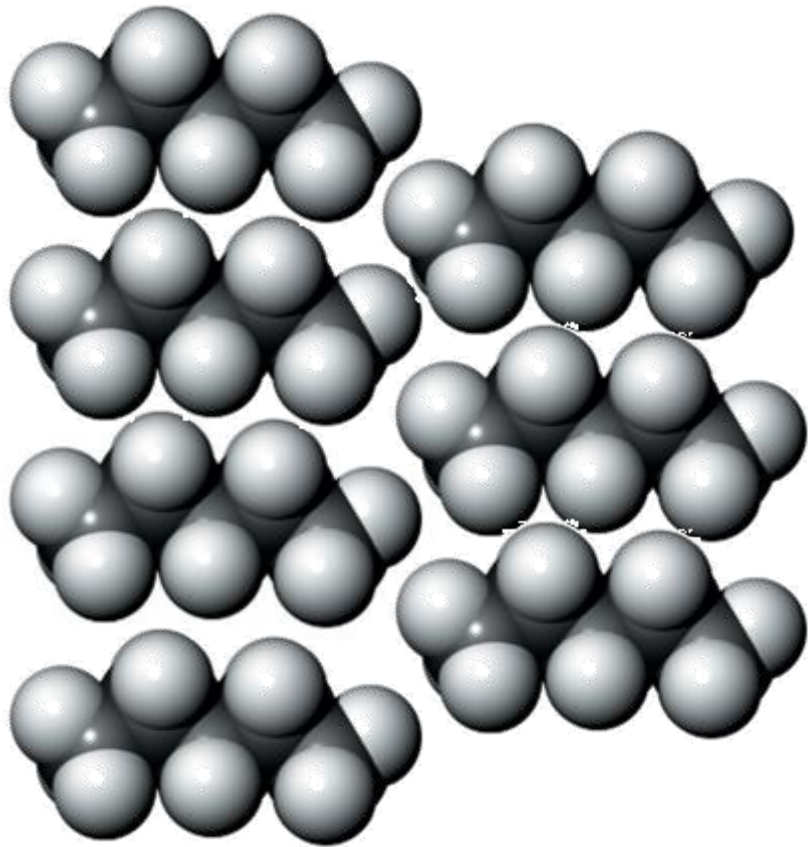
2,2-Dimetilpropano
(p.e. 9.5°C)



Stessa formula molecolare, C_5H_{12} , **MA diversa forma**

Nel pentano il contatto tra molecole adiacenti è **EFFICIENTE**

Nel 2,2-dimetilpropano invece **NO**.



contatto tra molecole
adiacenti è **EFFICIENTE**

5.9

- Caratteristiche dei vari tipi di solidi

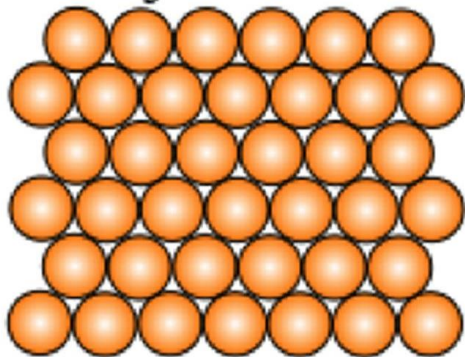
Solidi: ottenuti per raffreddamento dei liquidi

Il processo è denominato solidificazione o **crystallizzazione**.

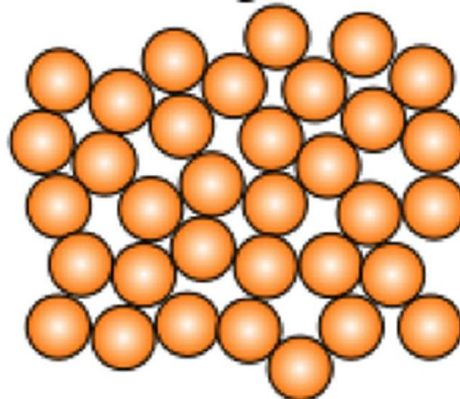
Per raffreddamento, le molecole di liquido si avvicinano e le forze di attrazione tra di esse diventano sempre più forti. Il moto casuale delle molecole si arresta e si forma un solido.

Esistono due tipi di solidi: Solidi cristallini e Solidi amorfi

Crystalline



Amorphous



Es. vetro,
fuliggine

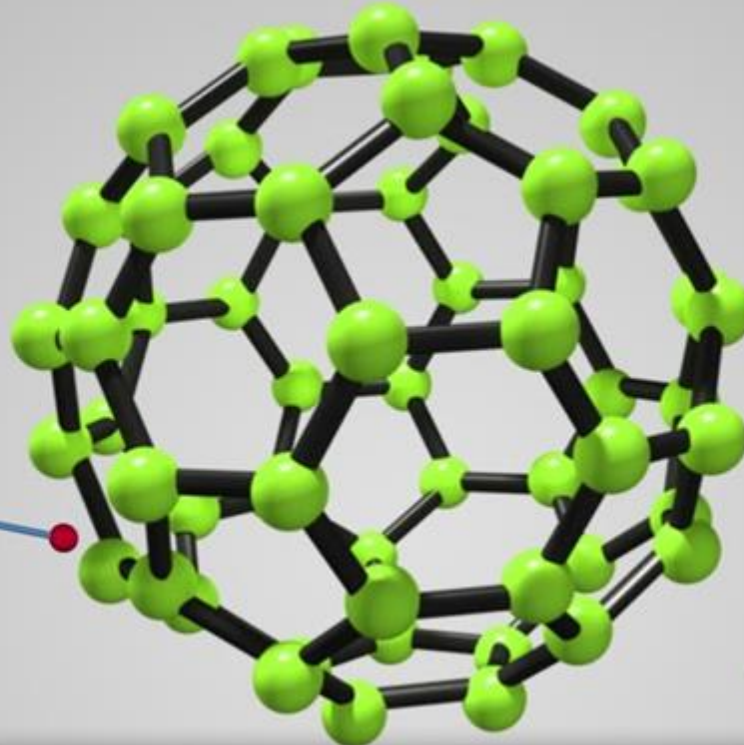
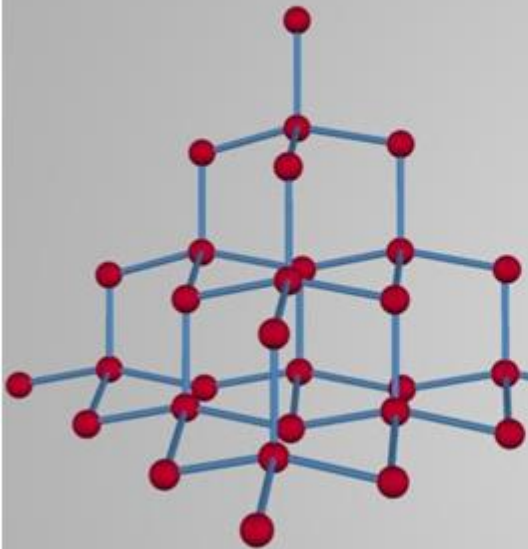
Solidi cristallini

Gli atomi, ioni o molecole presentano una **disposizione tridimensionale periodica**.

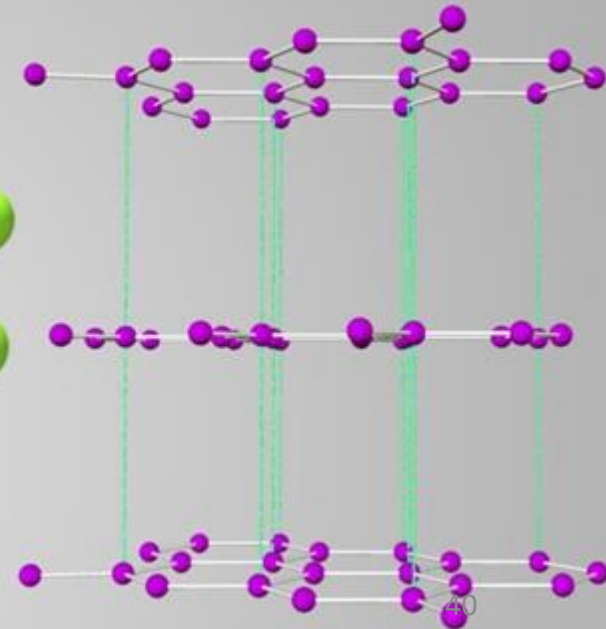
Sono **ulteriormente classificati** come ionici, molecolari, polimerici, a rete covalente e metallici

Fullerene

Diamante



Grafite



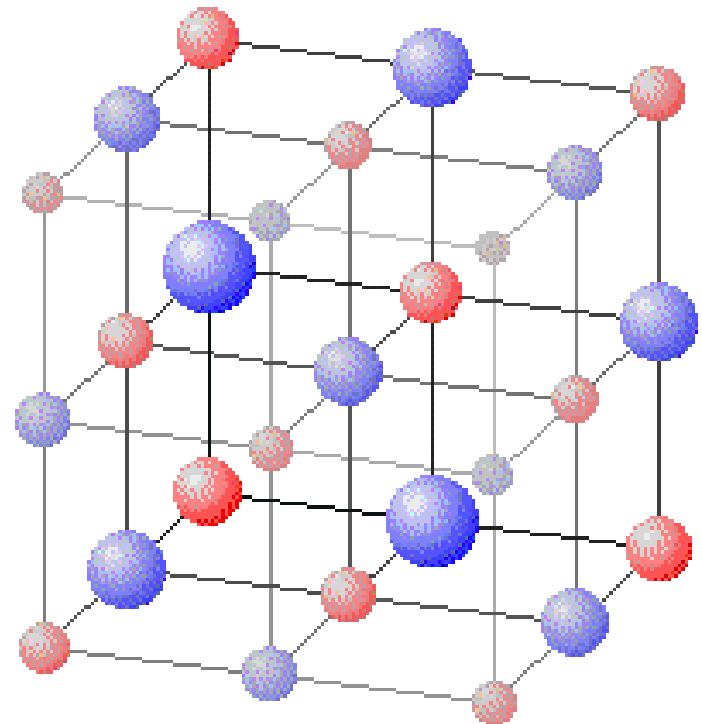
I solidi ionici sono formati da ioni (positivi e negativi) disposti in modo periodico (reticolo cristallino) e tenuti assieme da legami ionici.

La forza del legame ionico dipende dalle cariche degli ioni e dalla loro dimensione.

Es.

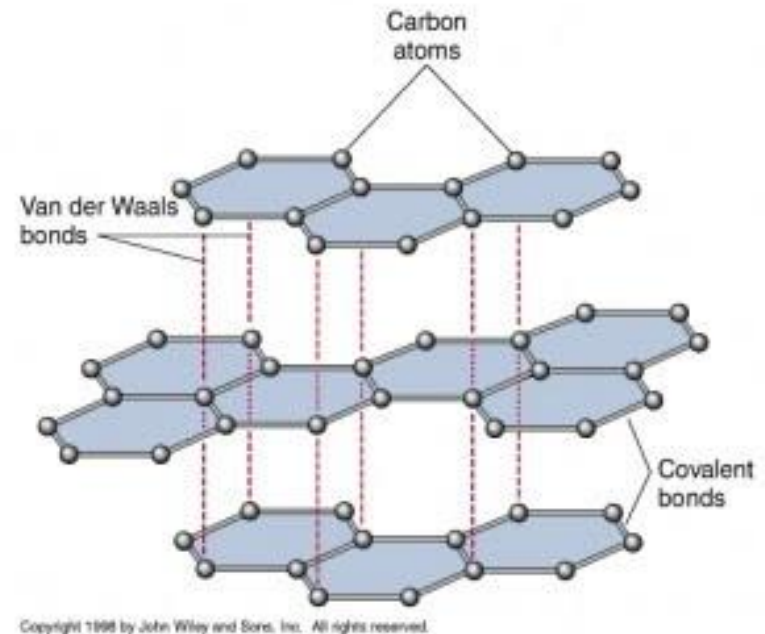
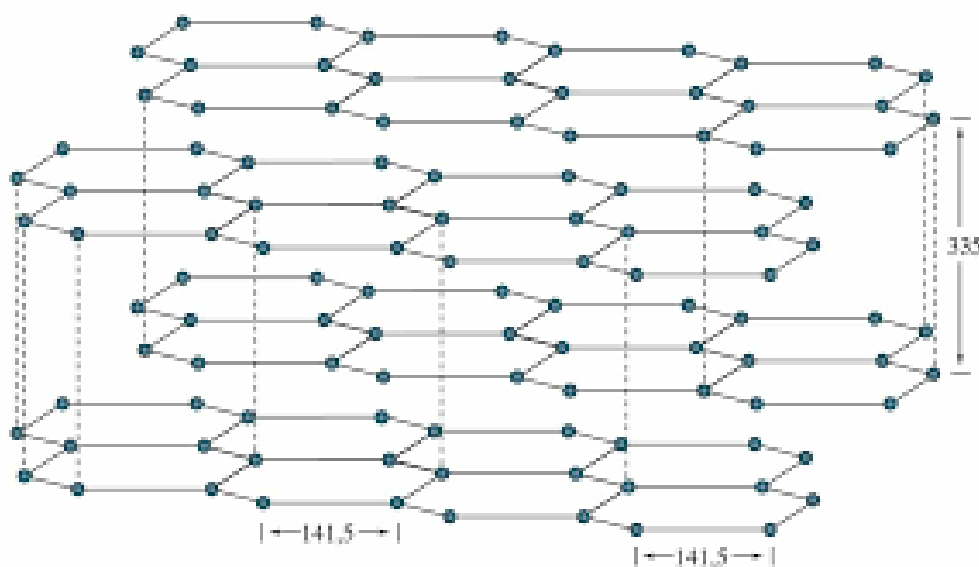
NaCl: gli ioni hanno carica $1+$ e $1-$,
p. fusione: 801°C

Ossido di magnesio, MgO, gli ioni
hanno cariche $2+$ e $2-$, p. fusione:
 2852°C .



I **solidi molecolari** consistono invece di molecole tenute assieme da **forze intermolecolari più deboli**, quali forze dispersive di London, interazioni dipolo-dipolo, legami idrogeno.

Queste forze sono più deboli dei legami ionici \Rightarrow i punti di fusione sono più bassi di quelli dei cristalli ionici.

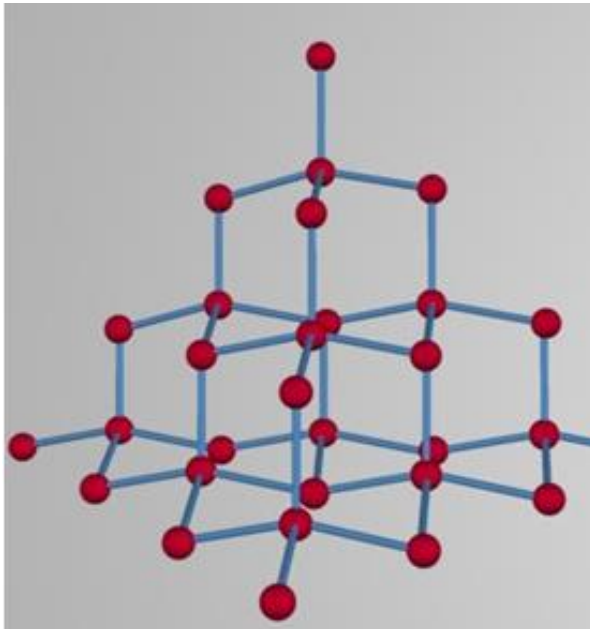


Solido covalente a rete o “network solido”

Si tratta di un solido in cui tutti gli atomi sono **legati chimicamente** tra loro

Es. il diamante: una gigantesca rete di atomi legati tra di loro covalentemente.

I solidi covalenti hanno altissimi punti di fusione (talvolta non possono essere fusi).

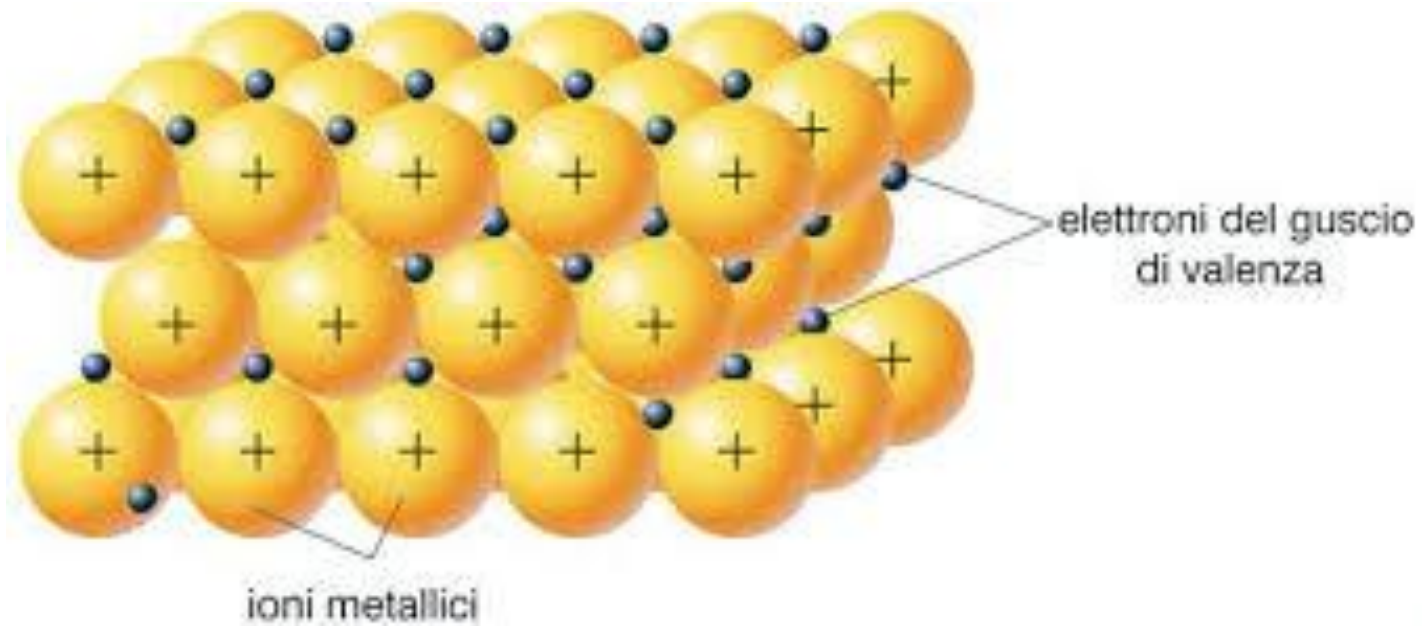


I solidi metallici

Gli atomi metallici non sono uniti da legami chimici.

Il solido è descritto come formato da cationi metallici, circondati da una nuvola di elettroni di valenza.

La forza del legame aumenta all'aumentare del numero di elettroni disponibili per formare il legame.



Ricapitolando

Tipo	Composizione	Caratteristiche	Esempi
Ionico	Ioni in un reticolo cristallino	Alto punto di fusione	NaCl, K ₂ SO ₄
Molecolare	Molecole in un reticolo cristallino	Basso punto di fusione	Ghiaccio, grafite aspirina
Polimerico	Macromolecole; (cristallino, semicristallino o amorfo)	Basso o alto punto di fusione; duro o molle	Gomma, plastiche, proteine
A rete (Network)	Un grandissimo numero di atomi uniti tra di loro da legami covalenti	Molto duro; punto di fusione altissimo (talvolta impossibile da fondere)	Diamante, quarzo
Metallico	Cationi metallici circondati da una nube di elettroni	Da molle a molto duro; punto di fusione da basso a molto alto	Au, Fe, Cu
Amorfo	Atomi e molecole disposti in modo casuale	Generalmente molle; può essere liquefatto, ma non esiste un punto di fusione definito	Ceramica, catrame, vetro