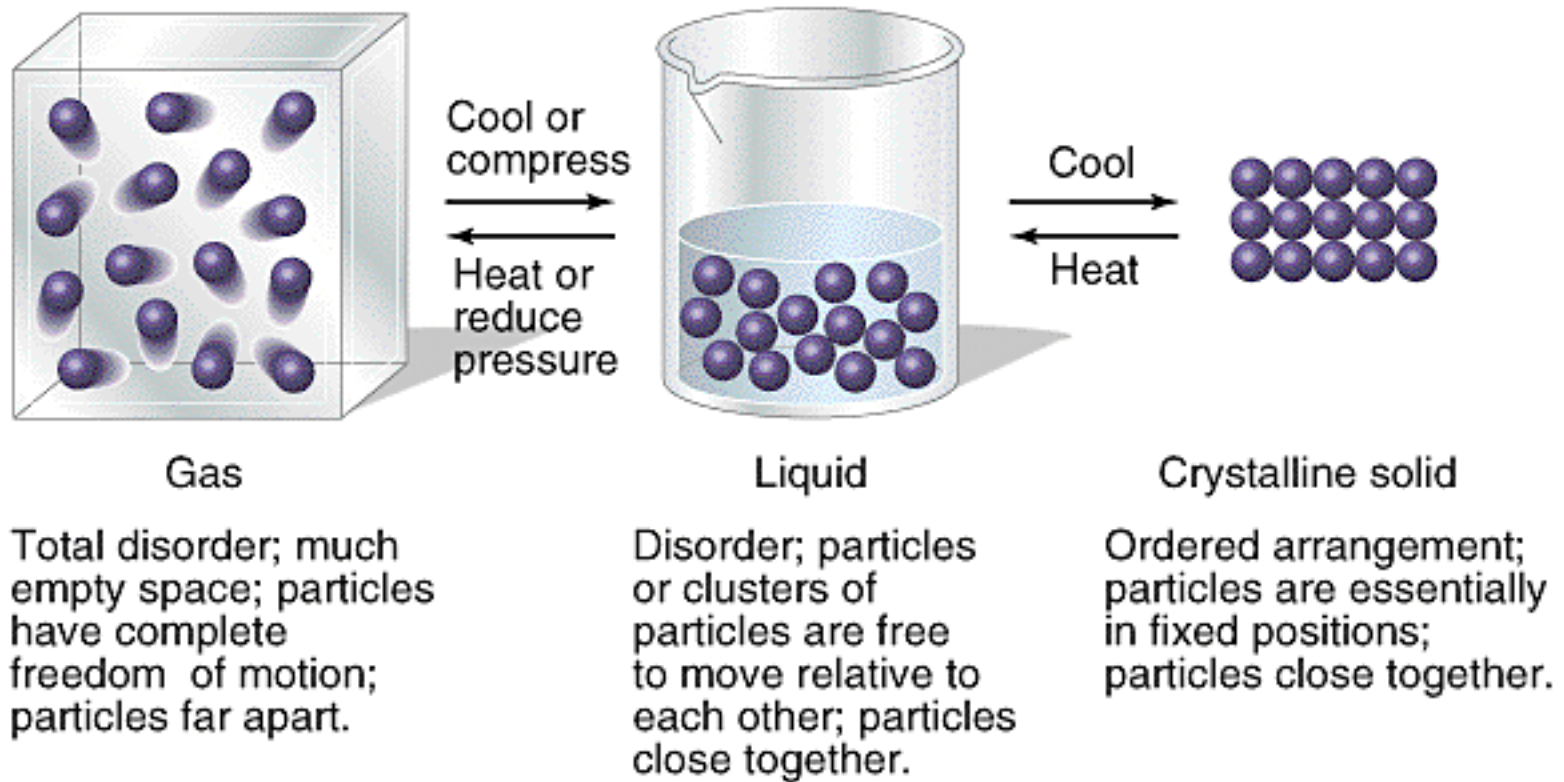


Forze intermolecolari
Stato Liquido
Stato Solido

Differenze tra solidi e liquidi

- **I gas sono altamente compressibili, assumono volume e forma del recipiente:**
 - Le molecole del gas sono distanti tra loro e non interagiscono.
- **I liquidi sono quasi incompressibili, assumono la forma ma non il volume del recipiente:**
 - Le molecole del liquido stanno piuttosto vicine l'una a l'altra ma non tanto da essere rigidamente legate; possono muoversi indipendentemente le une dalle altre.
- **I solidi sono incompressibili, hanno forma e volume definiti:**
 - Le molecole di un solido sono rigidamente impacchettate. Le molecole sono così rigidamente legate tra loro che non possono scorrere l'una sull'altra

Differenze tra solidi e liquidi



Differenze tra solidi e liquidi

- Per trasformare un gas in un liquido e poi in un solido occorre far avvicinare tra loro le molecole:
 - **mediante raffreddamento o compressione.**
- Per trasformare un solido in un liquido e poi in un gas occorre allontanare tra loro le molecole:
 - **mediante riscaldamento o espansione.**
- Le forze che tengono unite le particelle in un liquido o in un solido sono dette *forze intermolecolari*.

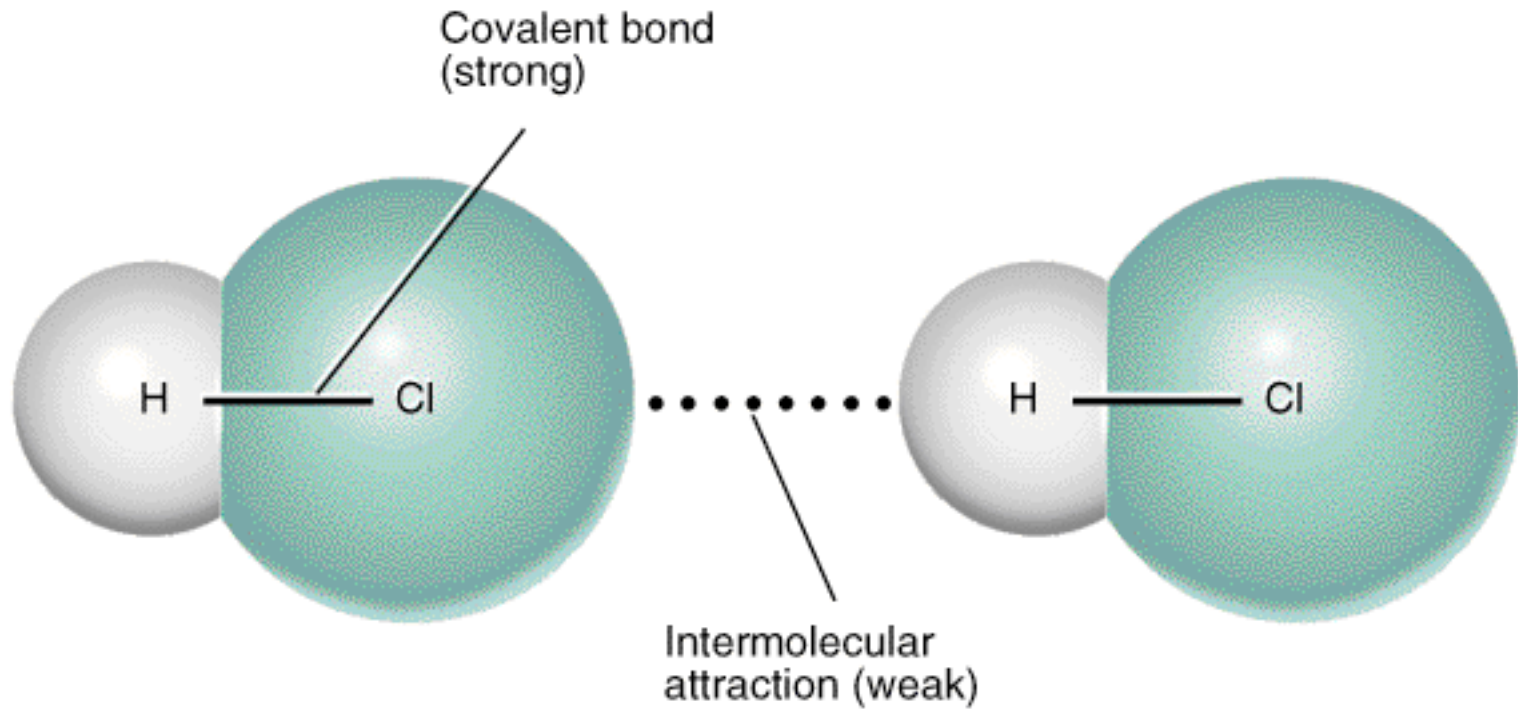
Forze Intermolecolari

- I legami covalenti che tengono insieme gli atomi di una molecola sono **forze intramolecolari**.
- L'attrazione tra due molecole è una **forza intermolecolare**.
- Le forze intermolecolari sono più deboli delle forze intramolecolari (ad esempio, per HCl 16 kJ/mole contro 431 kJ/mole).
- Quando una sostanza diventa liquida e poi gassosa si rompono le interazioni intermolecolari, ma non i legami covalenti (eccezione: solidi covalenti reticolari).
- Quando una sostanza condensa si formano interazioni intermolecolari.

Forze Intermolecolari

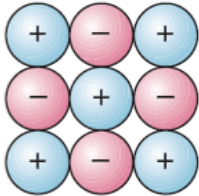
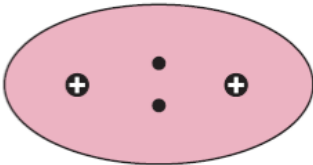
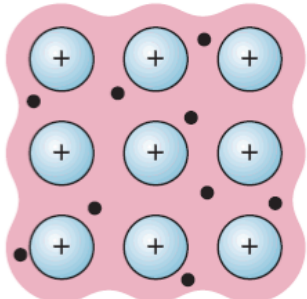
- **La temperatura di fusione e quella di ebollizione sono una misura dell'energia richiesta per vincere queste interazioni.**
- **A parità di peso molecolare, temperatura di fusione ed ebollizione più alte indicano forze d'interazione intermolecolare più intense.**
- **Se le forze di attrazione intermolecolare sono dello stesso tipo le temperature di fusione ed ebollizione crescono con il peso molecolare.**

Forze Intermolecolari



Forze Intermolecolari

Legami intramolecolari

Forza	Modello	Base dell'attrazione	Energia (kJ/mol)	Esempio
Forze di legame				
Forze di legame ionico		Catione-anione	400-4000	NaCl
Forze di legame covalente		Nuclei-coppia di e ⁻ condivisa	150-1100	H—H
Forze di legame metallico		Cationi-elettroni delocalizzati	75-1000	Fe

Forze Intermolecolari

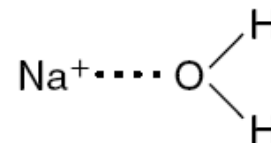
Interazioni intermolecolari

Forze di non legame (intermolecolari)

Forze ione
dipolo



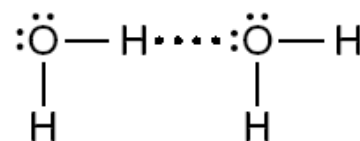
Carica dello ione-carica
del dipolo 40-600



Forze di legame
idrogeno



Legame polare con
carica H-dipolo 10-40
(alta elettronegatività di
N, O, F)



Forze dipolo-
dipolo



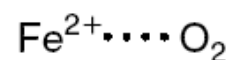
Cariche dei dipoli 5-25



Forze ione-
dipolo indotto



Carica dello ione-
nuvola elettronica
polarizzabile 3-15



Forze dipolo-
dipolo indotto



Carica del dipolo-
nuvola elettronica
polarizzabile 2-10



Forze di
dispersione
(forze di London)



Nuvole elettroniche
polarizzabili 0,05-40



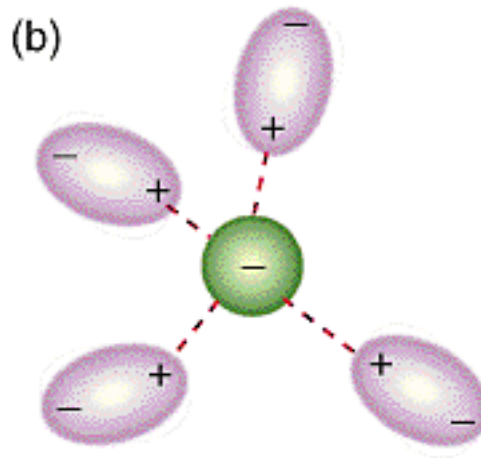
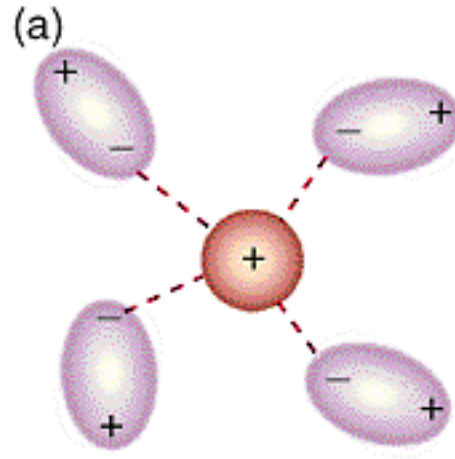
Forze Intermolecolari

Forze ione-dipolo

- Sono le interazioni tra uno ione come ad es. Na^+ ed un dipolo come ad es. l'acqua.
- Sono le interazioni intermolecolari più forti:
 - Q_1 è la carica **intera** dello ione e Q_2 è la carica **parziale** del dipolo, F è piuttosto grande.
- F aumenta all'aumentare di Q e al diminuire di d :
 - più grande è la carica e più piccolo è lo ione, maggiore è la forza.

Forze Intermolecolari

Forze ione-dipolo

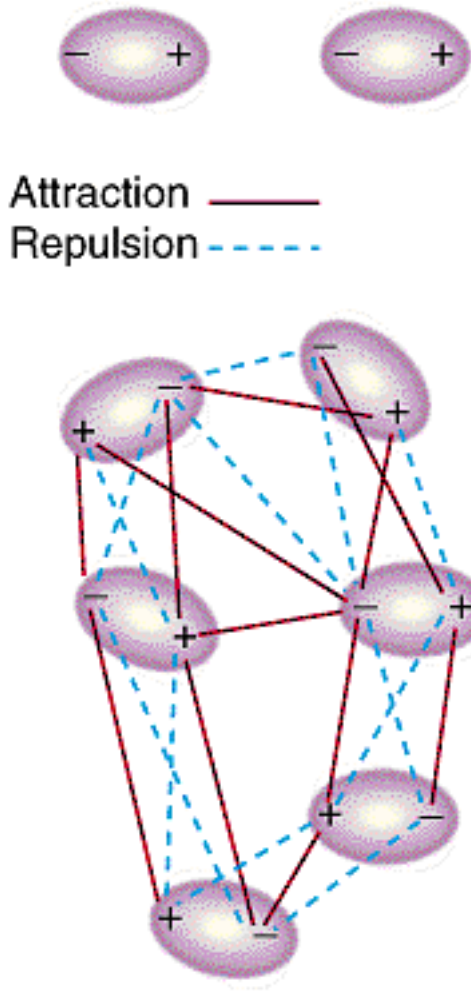


Forze Intermolecolari

Forze dipolo-dipolo

- **Interazione tra due dipoli come ad esempio due molecole di HCl**
- **Le forze dipolo-dipolo agiscono tra due molecole polari ma elettricamente neutre.**
- **Le molecole polari devono avvicinarsi tra loro.**
- **Sono forze più deboli di quelle ione-dipolo:**

Forze Intermolecolari

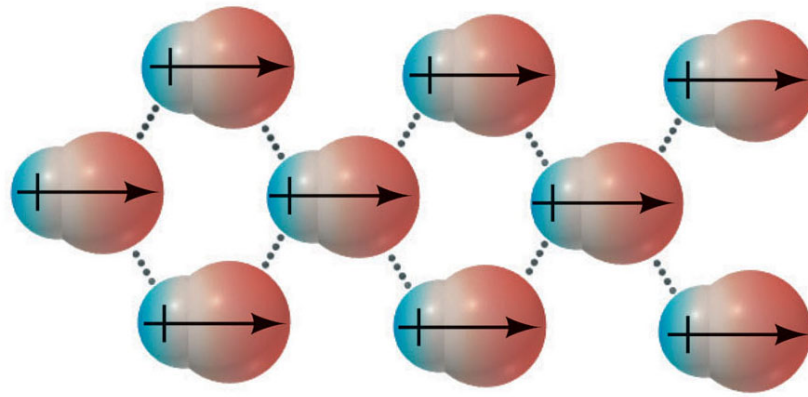


Forze dipolo-dipolo

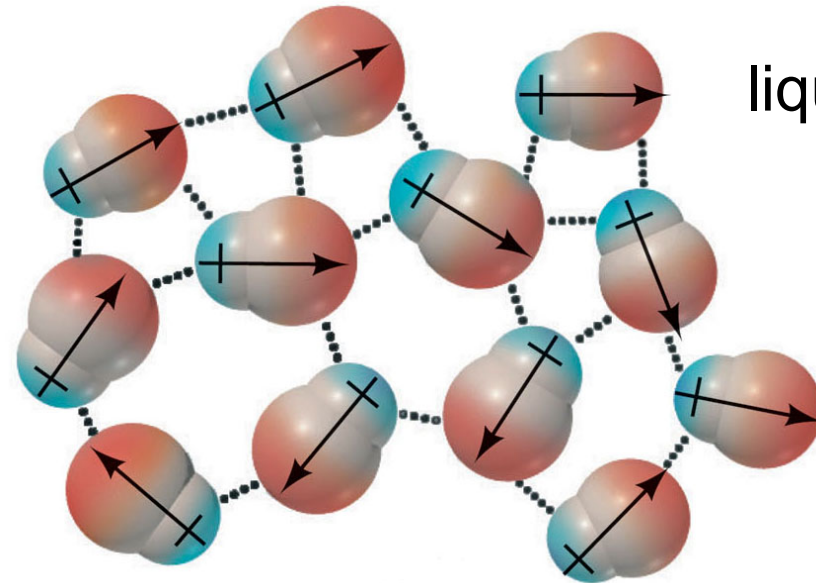
- Le interazioni dipolo-dipolo sono un insieme di attrazioni e repulsioni.
- A parità di massa e dimensione delle molecole le forze dipolo-dipolo aumentano con la polarità.

Forze Intermolecolari

Forze dipolo-dipolo



solido



liquido

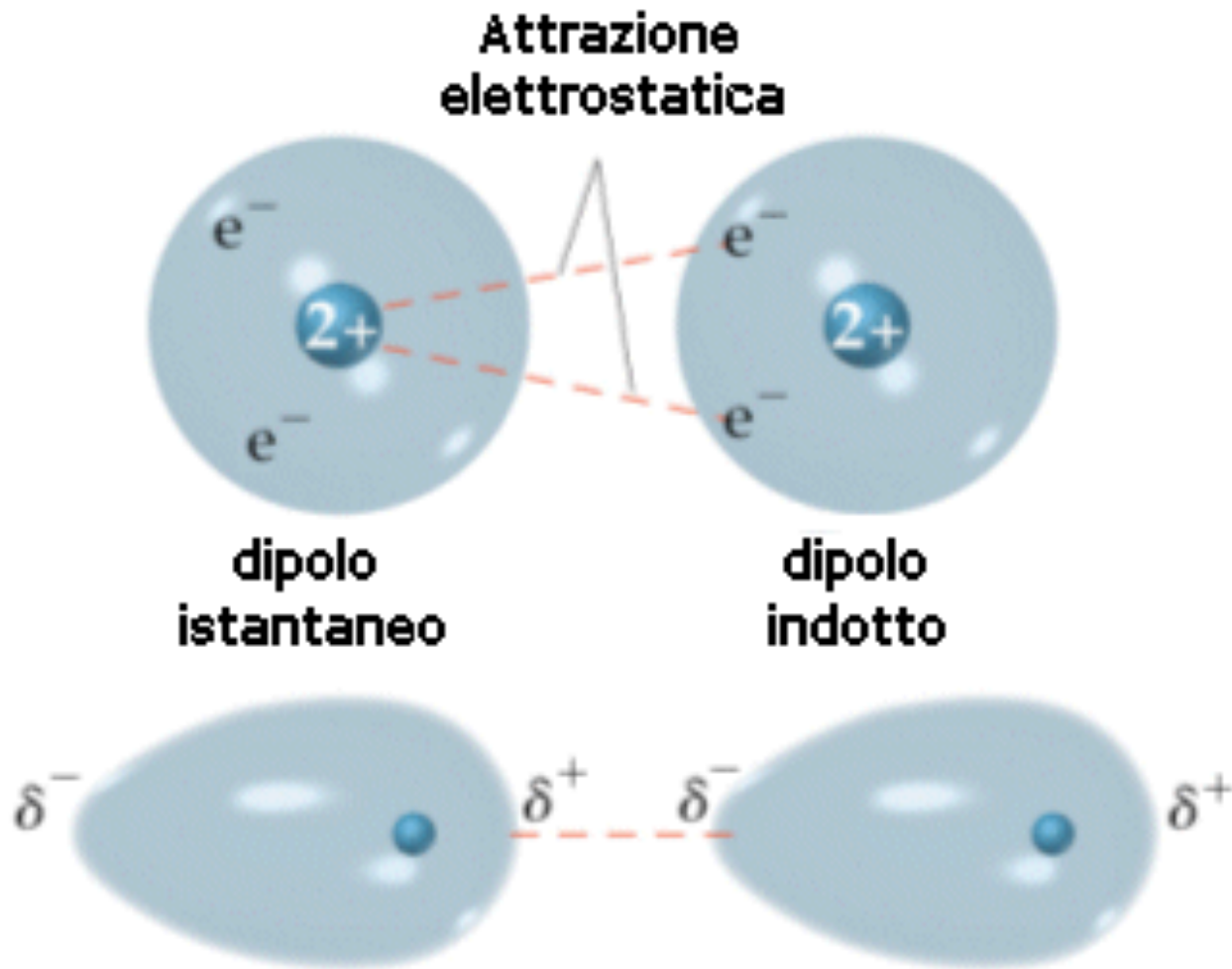
Forze Intermolecolari

Forze di dispersione (di London)

- Sono le forze intermolecolari più deboli.
- Dipendono dal fatto che due molecole vicine non polari tendono ad influenzarsi vicendevolmente.
- I nuclei di una molecola attraggono gli elettroni della molecola vicina.
- Per un istante la distribuzione elettronica della seconda molecola si modifica.
- In quell'istante sulla molecola è presente un momento di dipolo (dipolo istantaneo).
- Questo tipo d'interazione viene anche chiamato legame di van der Waals.

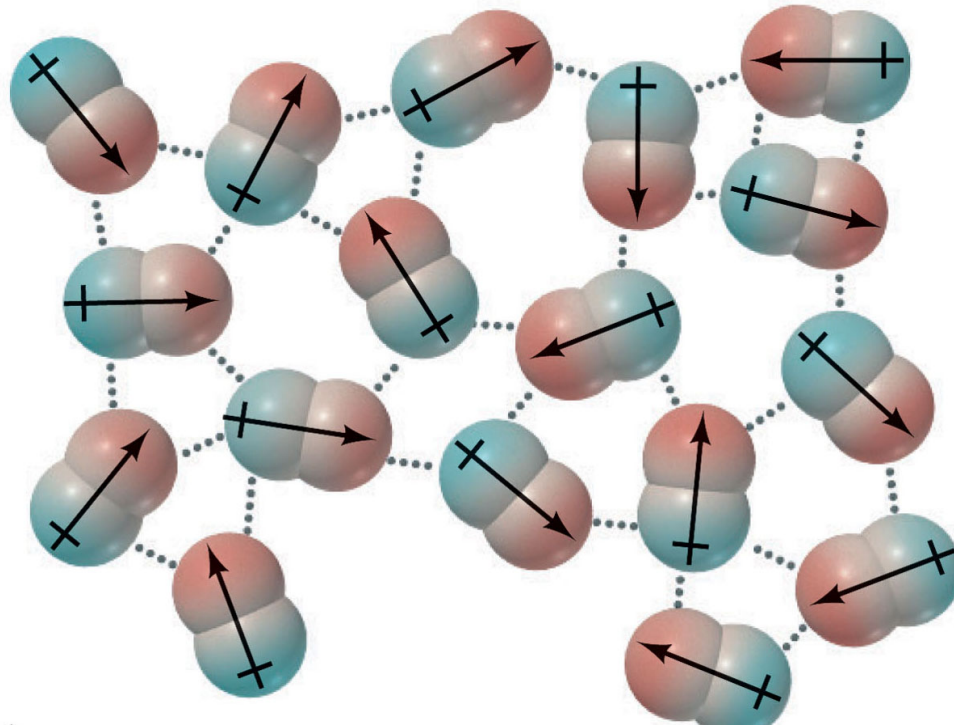
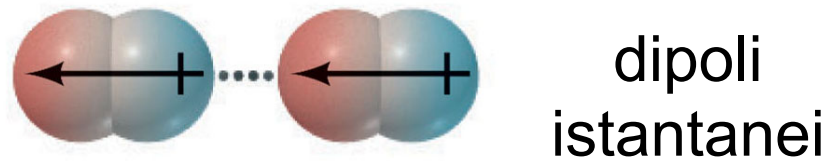
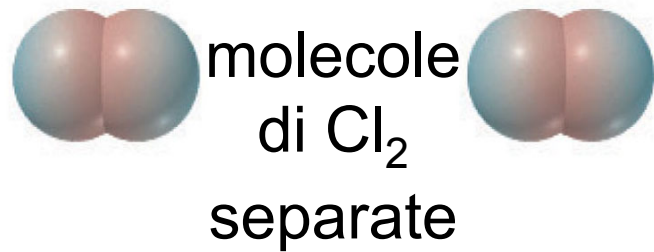
Forze Intermolecolari

Forze di dispersione



Forze Intermolecolari

Forze di dispersione



Forze Intermolecolari

Forze di dispersione

- Il dipolo istantaneo così formato può indurre la formazione di un momento di dipolo su una molecola vicina
- Le forze che si esercitano tra due dipoli istantanei si chiamano **forze di dispersione di London**.
- La tendenza della nuvola elettronica di una molecola a deformarsi si chiama *polarizzabilità*.
- **Più grande è la molecola (cioè, più grande è il numero dei suoi elettroni) più essa è polarizzabile.**

Forze Intermolecolari

Polarizzabilità

- **La polarizzabilità aumenta dall'alto verso il basso lungo un gruppo perché la dimensione aumenta e le nuvole elettroniche più grandi sono più lontane dal nucleo**
- **La polarizzabilità diminuisce da sinistra a destra lungo un periodo perché Z_{eff} aumenta e diminuisce la dimensione atomica, quindi gli elettroni vengono trattenuti più fortemente**
- **I cationi sono meno polarizzabili rispetto all'atomo originale perchè sono più piccoli.**
- **Gli anioni sono più polarizzabili rispetto all'atomo originale perchè sono più grandi.**

Forze Intermolecolari

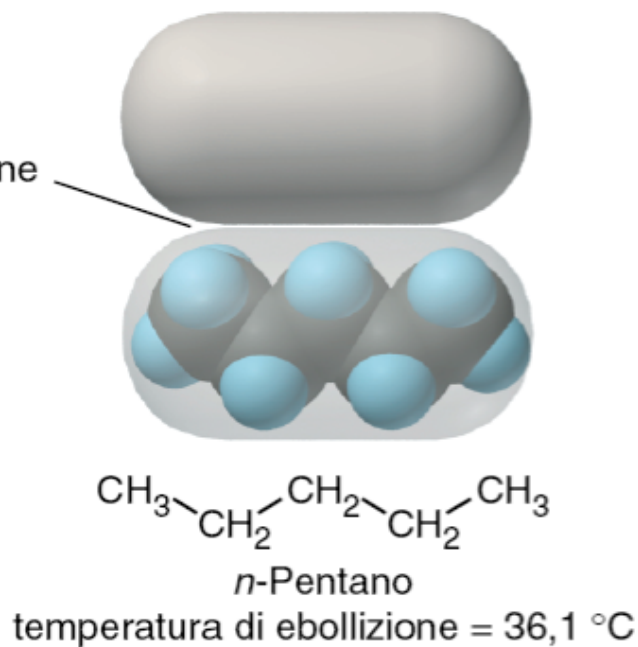
Forze di dispersione

- **Le forze di dispersione di London crescono con il peso molecolare.**
- **Ci sono forze di dispersione tra tutte le molecole.**
- **Le forze di dispersione dipendono anche dalla forma della molecola.**
- **Maggiore è la superficie molecolare disponibile a contatti intermolecolari, maggiori sono le forze di dispersione.**
- **Le forze di dispersione tra molecole di forma sferica (es. neo-pentano) sono più deboli di quelle tra molecole allungate (es. n-pentano).**

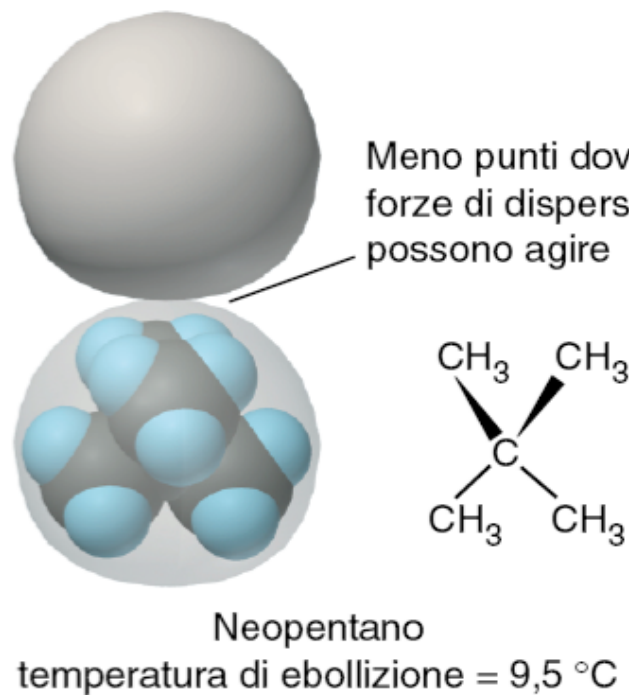
Forze Intermolecolari

Forze di dispersione

Più punti dove le forze di dispersione possono agire



Meno punti dove le forze di dispersione possono agire



Forze di van der Waals

- **Le forze di van der Waals sono proporzionali alla sesta potenza dell'inverso della distanza:**

$$E \propto -\frac{1}{r^6}$$

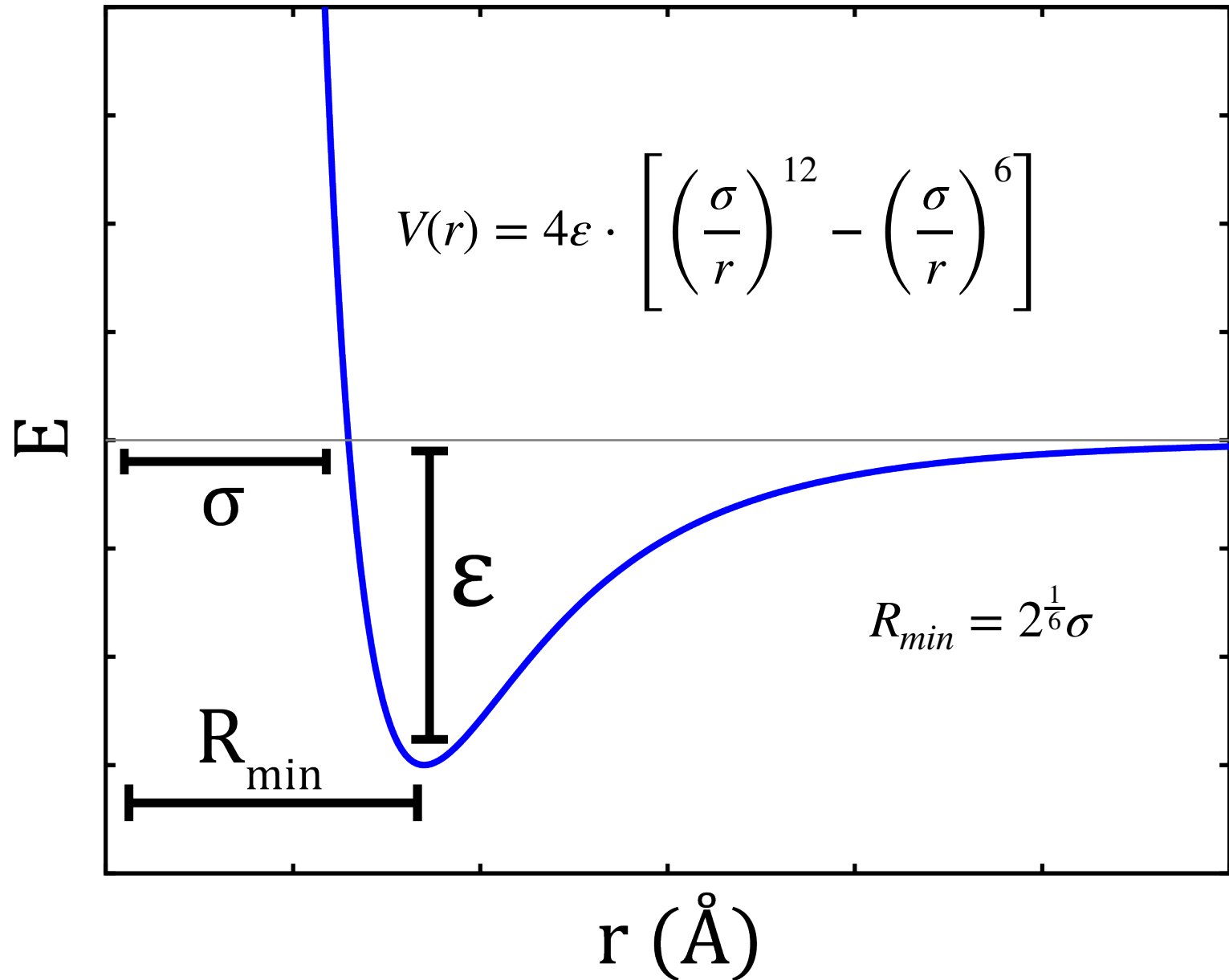
- **Il dipolo viene indotto dal campo elettrico a cui è sottoposto in proporzione alla polarizzabilità della molecola:**

$$\overrightarrow{\mu}_{ind} = \overrightarrow{E} \cdot \alpha \quad \alpha = \frac{\partial \overrightarrow{\mu}}{\partial \overrightarrow{E}}$$

Forze di van der Waals

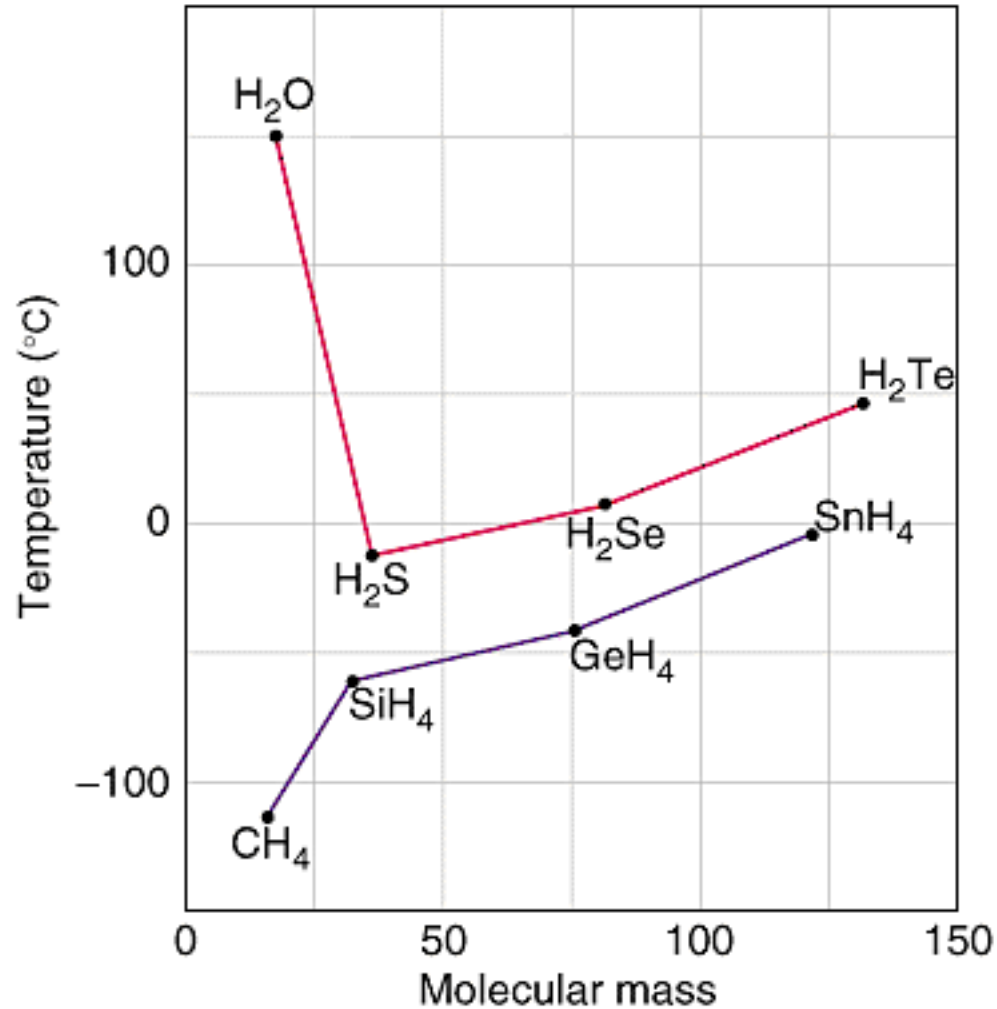
- **Esiste una forza ancora più a corto raggio di segno opposto alla dispersione detta forza di repulsione.**
- **La repulsione è conseguenza del principio di esclusione di Pauli.**
- **In genere si trovano riunite queste due interazioni nel potenziale di Lennard-Jones**

Potenziale di Lennard-Jones



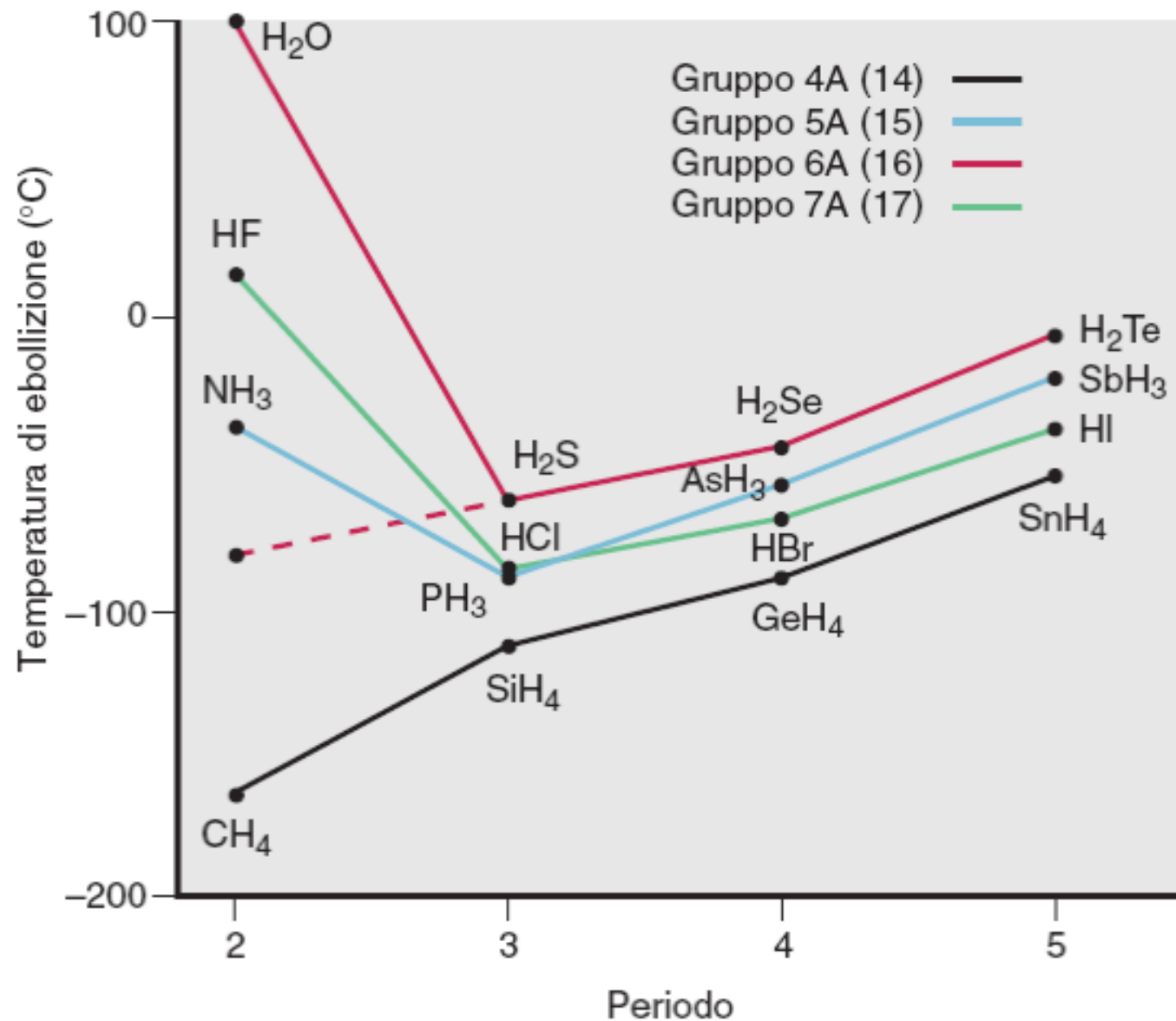
Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno



Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno



Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno

- Sono particolari tipi di interazioni dipolo-dipolo.
- I punti di ebollizione di composti che contengono legami H-F, H-O e H-N sono abnormemente alti.
- Le forze intermolecolari sono abnormemente alte.
- Si hanno legami ad idrogeno in composti nei quali l'idrogeno è legato ad atomi particolarmente elettronegativi come N, O e F.
 - Il legame tra H e l'elemento elettronegativo è fortemente polarizzato (δ^+ su H e δ^- sull'atomo elettronegativo).
 - H è piccolo, ma anche N, O ed F sono piuttosto piccoli; per questo la distanza tra i dipoli è piccola.
 - Per questi motivi il legame ad idrogeno è forte.

Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno

*accettore nel
legame idrogeno*

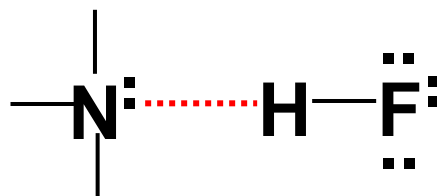


*donatore nel
legame idrogeno*

*accettore nel
legame idrogeno*



*donatore nel
legame idrogeno*



*accettore nel
legame idrogeno*

*donatore nel
legame idrogeno*

Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno

- **I legami ad idrogeno nell'acqua sono la causa di vari fenomeni:**
 - **Galleggiamento del ghiaccio sull'acqua**
 - Normalmente i solidi sono più impacchettati dei liquidi;
 - per questo i solidi sono più densi dei liquidi.
 - Il ghiaccio è molto ordinato per ottimizzare i legami ad idrogeno.
 - Per questo il ghiaccio è meno denso dell'acqua.
 - Nell'acqua il legame covalente H-O è lungo 1.0 Å.
 - Il legame ad idrogeno O...H è lungo 1.8 Å.
 - Nel ghiaccio le molecole di acqua sono ordinate in esagoni regolari.
 - Ogni δ^+ H punta verso un doppietto libero di un O.
 - Il ghiaccio galleggia ed isola le superfici di laghi e mari dal congelamento totale. Per questo motivo la vita continua nell'acqua anche nei freddi periodi invernali.

Forze Intermolecolari

Legame ad idrogeno

- I legami ad idrogeno sono la causa di vari fenomeni:
 - La struttura delle proteine e degli acidi nucleici

- La strutturazione che troviamo nelle proteine dipende dai legami ad idrogeno.
- La struttura ad elica del DNA dipende dai legami ad idrogeno

