



Università  
degli Studi  
di Ferrara

Dipartimento  
di Scienze Chimiche  
e Farmaceutiche

# Liquidi, solidi e forze intermolecolari

Cap 11 TRO



N. J. Tro  
Chimica - II Ed.  
EdiSES

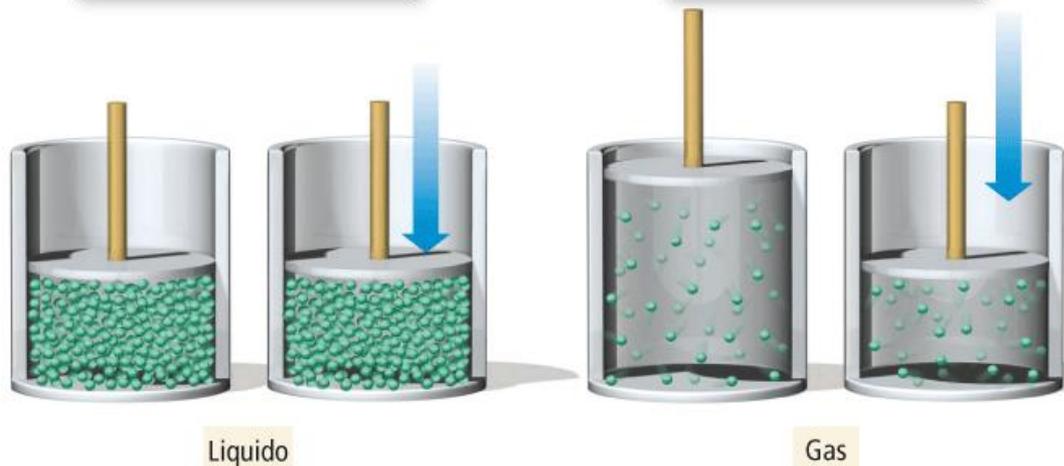
# Le forze intermolecolari sono responsabili degli stati condensati della materia

**TABELLA 11.2** Proprietà dei tre stati della materia

Fase	Densità	Forma	Volume	Intensità delle interazioni molecolari (rispetto all'energia termica)
Gas	Bassa	Indefinita	Indefinito	Debole
Liquido	Alta	Indefinita	Definito	Moderata
Solido	Alta	Definita	Definito	Forte

Le molecole sono molto ravvicinate: non facilmente comprimibile.

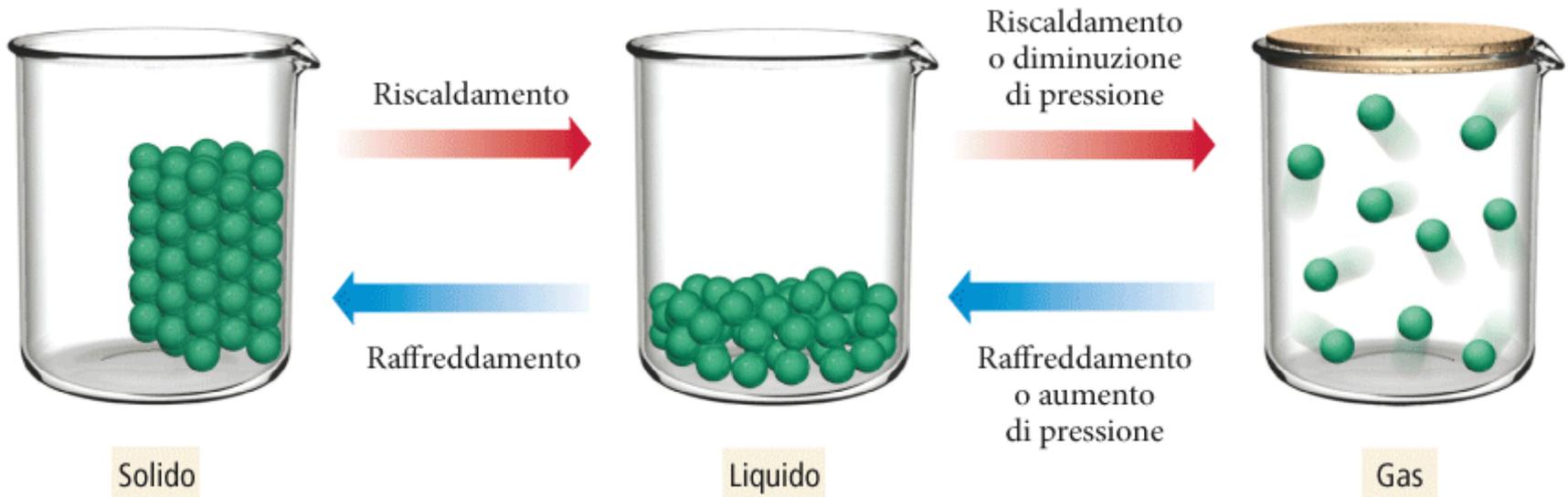
Le molecole sono molto spaziate: facilmente comprimibile.



Allo stato liquido, le molecole si toccano ma hanno libertà di movimento. I liquidi non sono facilmente comprimibili

# CAMBIAMENTI DI STATO

Si può trasformare uno stato della materia in un altro variando la temperatura, la pressione o entrambe. In generale, aumentando la pressione si favorisce lo stato più denso.

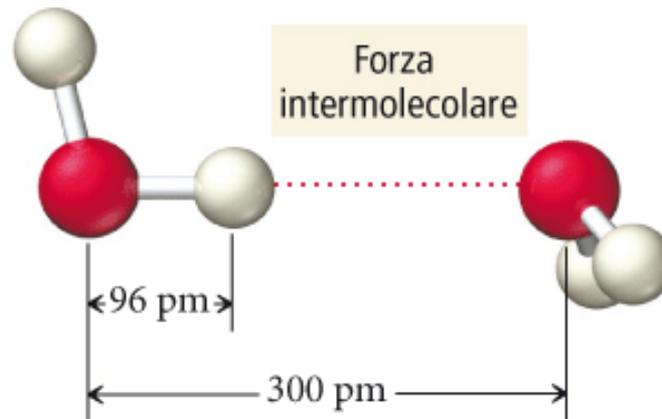


# FORZE INTERMOLECOLARI

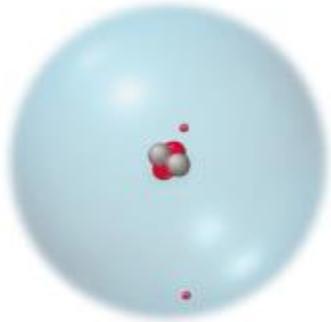
L'intensità delle forze intermolecolari determina se una sostanza è in forma solida, liquida o gassosa a temperatura ambiente.



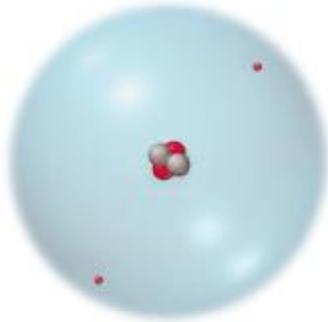
Anche le più forti forze intermolecolari sono ***MOLTO PIU' DEBOLI*** delle forze di legame.  
Dipendono dalla distanza



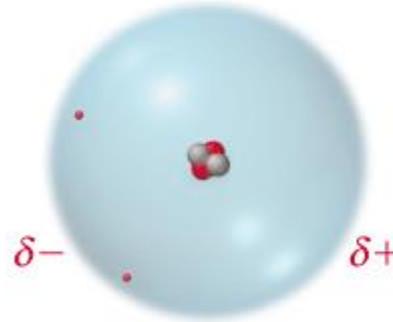
# Tipi di forze intermolecolari: **FORZE DI DISPERSIONE**



Fotogramma 1



Fotogramma 2



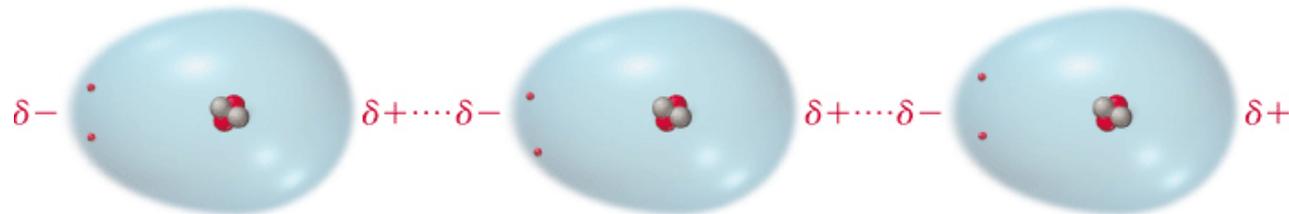
Fotogramma 3

Fluttuazioni nella distribuzione degli elettroni. Sono presenti in tutti i tipi di molecole

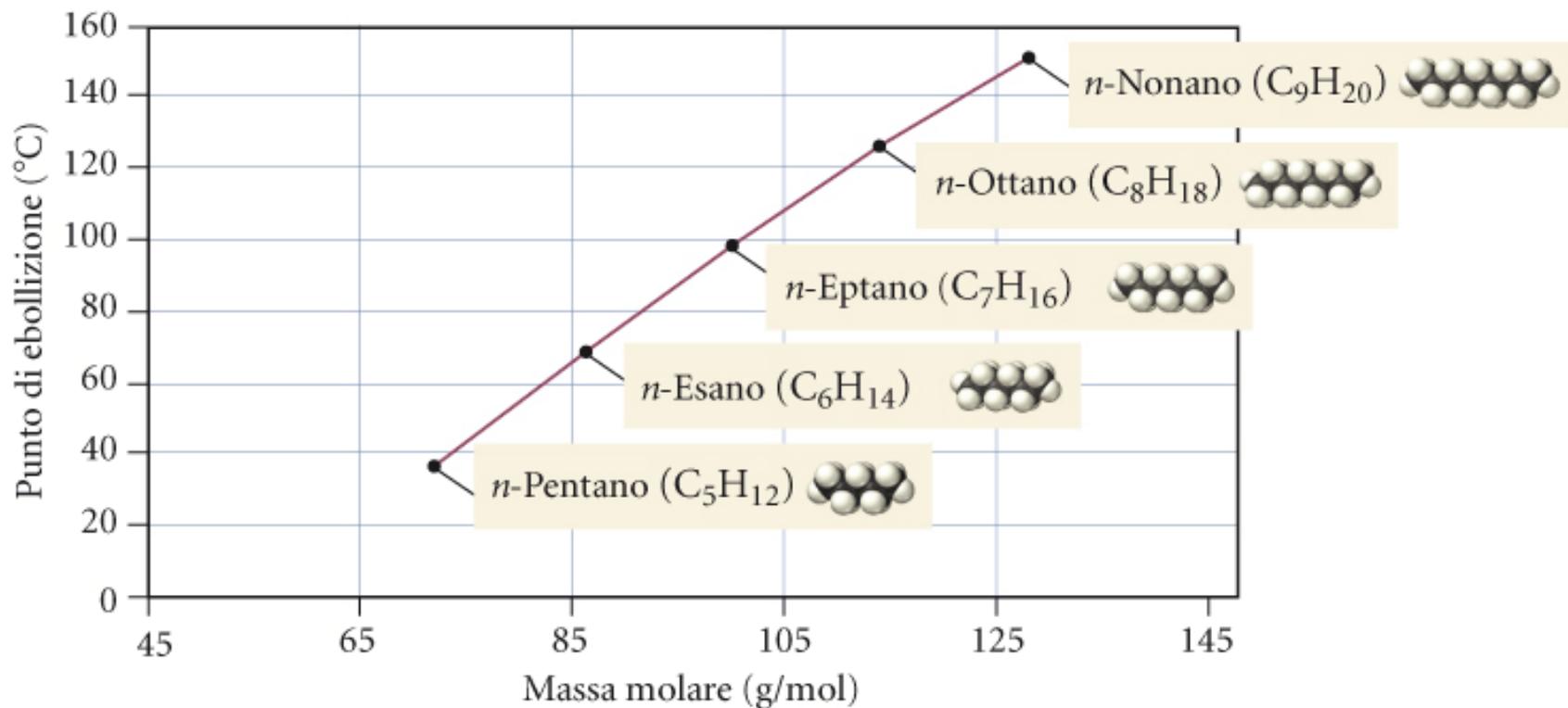
► **FIGURA 11.4** **Forze di dispersione** Il dipolo temporaneo in un atomo di elio induce un dipolo temporaneo in un atomo vicino. La forza di attrazione risultante tra le cariche positive e negative crea le forze di dispersione.

## Forze di dispersione

Un dipolo istantaneo su ciascun atomo di elio induce dei dipoli negli atomi vicini, che si attraggono l'un l'altro.



Le forze di dispersione aumentano all'aumentare della massa molare



► **FIGURA 11.6** Punti di ebollizione degli *n*-alcani

I punti di ebollizione degli *n*-alcani aumentano all'aumentare delle masse molari e delle conseguenti forze di dispersione più intense.

Più la molecola è grande (massa molare elevata) più gli elettroni sono distanti dal nucleo. Essendo meno attratti da esso, la nuvola elettronica può essere distorta con facilità.

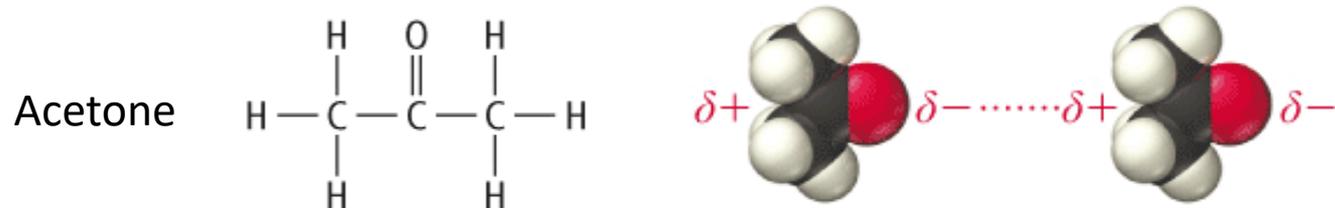
# Tipi di forze intermolecolari: FORZE DIPOLO-DIPOLO

## ► FIGURA 11.7 Forze dipolo-dipolo

Le molecole con dipoli permanenti, come l'acetone, si attraggono reciprocamente tramite interazioni dipolo-dipolo.

### Forze dipolo-dipolo

L'estremità positiva di una molecola polare è attratta dall'estremità negativa di una molecola vicina.



LE FORZE DIPOLO-DIPOLO sono presenti in tutte le molecole POLARI.

Elettronegatività

DIPOLO PERMANENTE

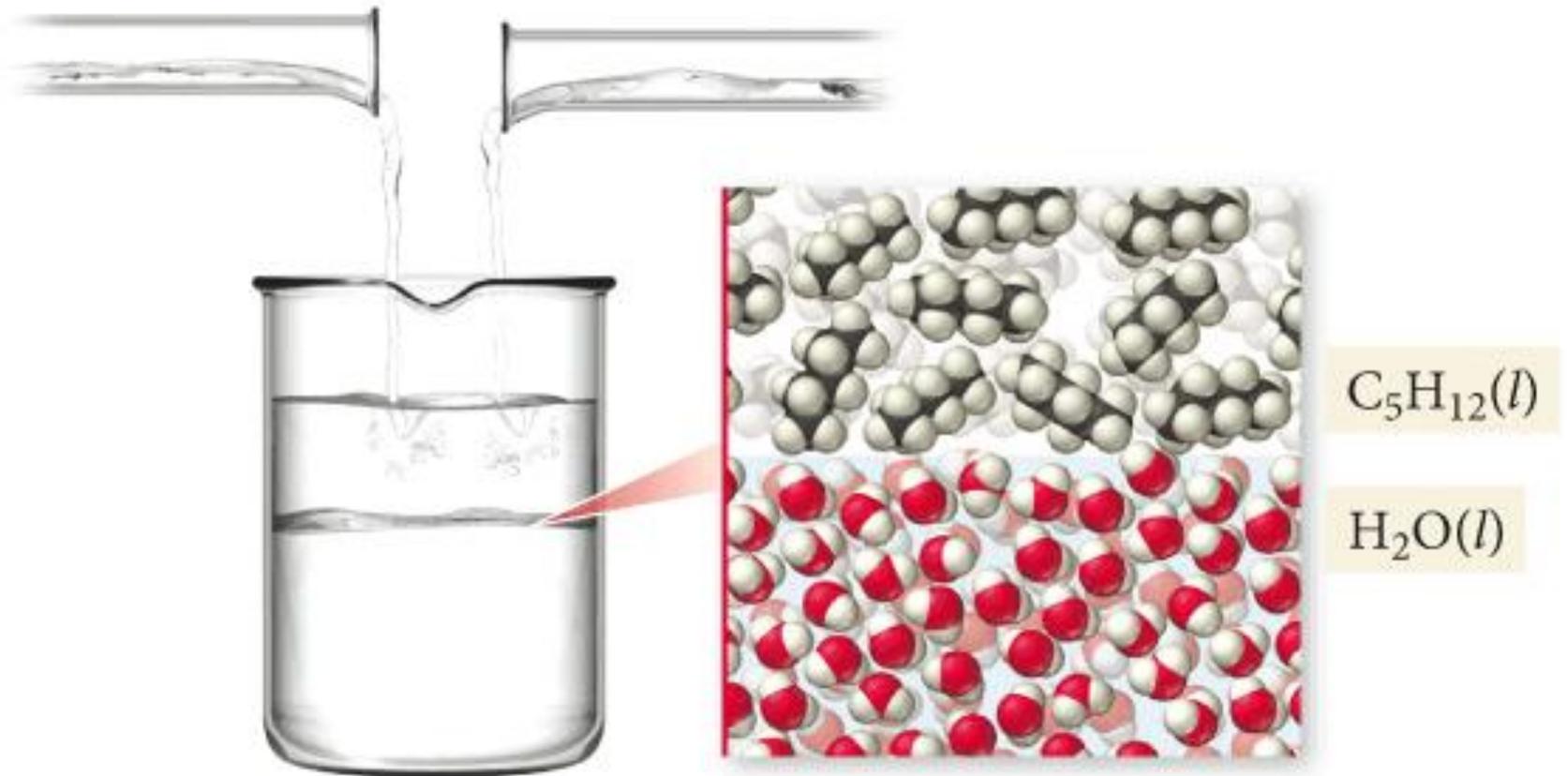
La presenza delle forze dipolo-dipolo ha effetti su proprietà quali: PUNTI DI FUSIONE E DI EBOLLIZIONE, MISCIBILITA' TRA LIQUIDI

# PUNTI DI EBOLLIZIONE più ELEVATI rispetto alle molecole apolari di massa molare simile

Nome	Formula	Massa molare (g/mol)	Struttura	p.e. (°C)	p.f. (°C)	
Formaldeide	CH <sub>2</sub> O	30.03	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$		-19.5	-92
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	30.07	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\   &   \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\   &   \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$		-88	-172



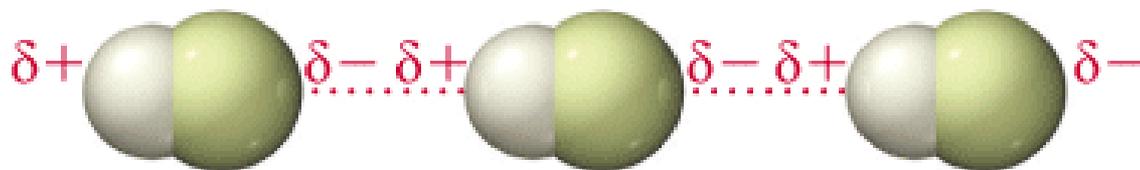
MISCIBILITA' TRA DUE LIQUIDI = capacità di  
due liquidi di mescolarsi tra loro per dare  
un'unica fase



# Tipi di forze intermolecolari: **LEGAME IDROGENO**

## Legame idrogeno

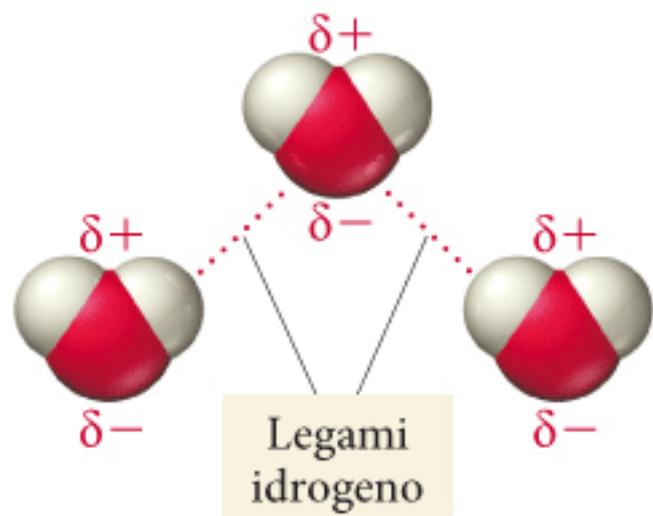
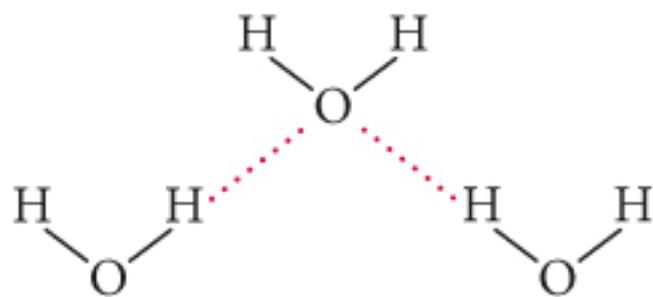
Quando gli H legano direttamente F, O o N, gli atomi legati acquisiscono delle cariche parziali relativamente grandi, dando luogo a forti attrazioni dipolo-dipolo tra molecole vicine.



- Il legame idrogeno ha una forza pari a meno del 5% della forza di un legame covalente. E' più lungo di un legame covalente
- Tra i tipi di interazione intermolecolari, è la più forte discussa finora. Quando può formarsi predomina su tutti gli altri tipi di forze intermolecolari

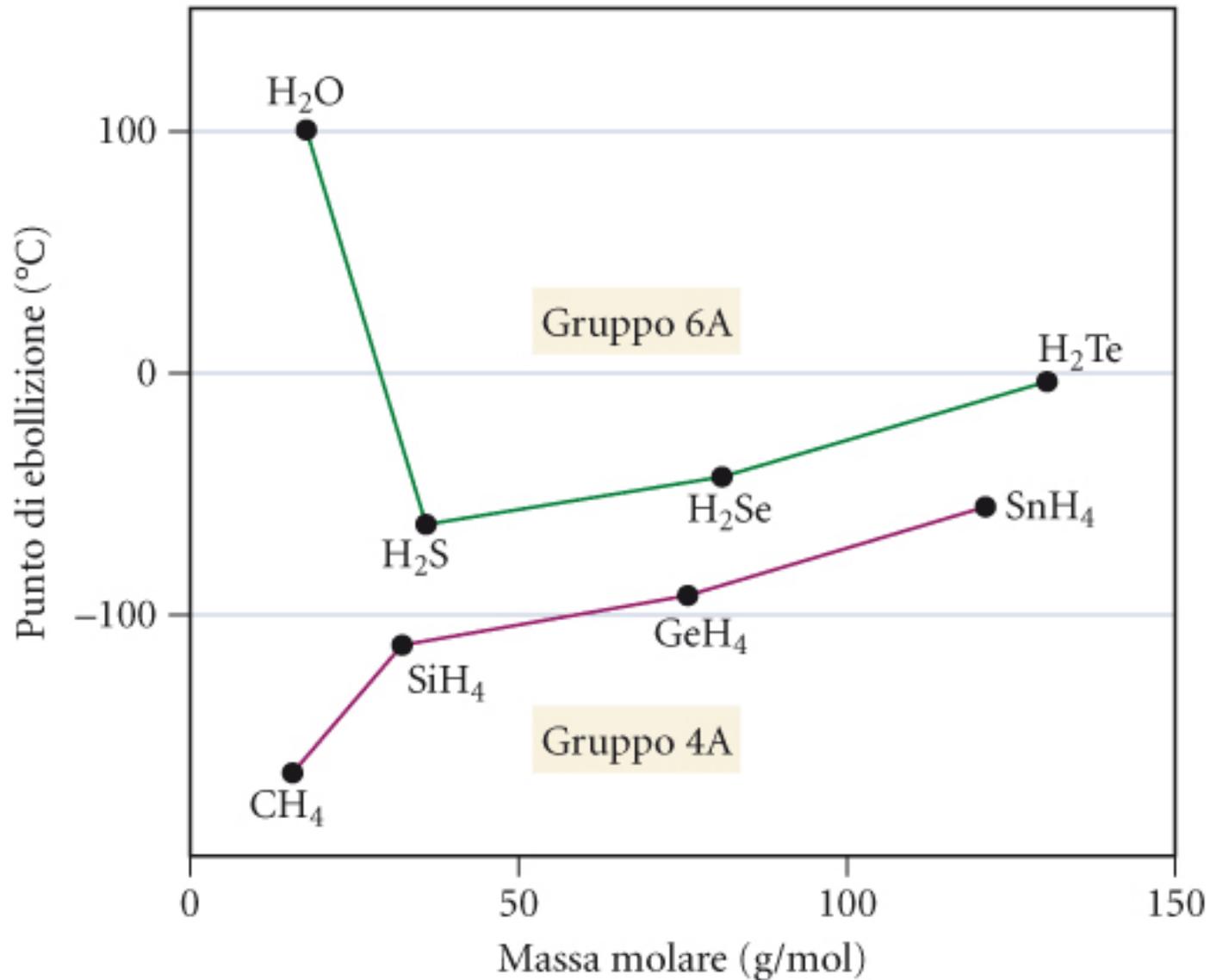
## Legame idrogeno nell'acqua

---

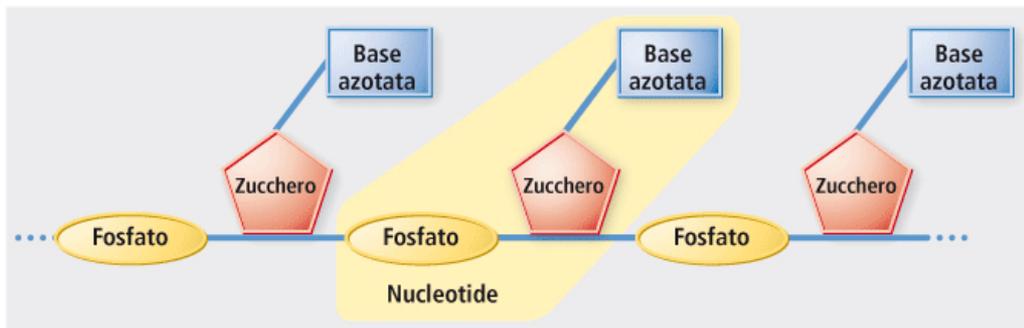
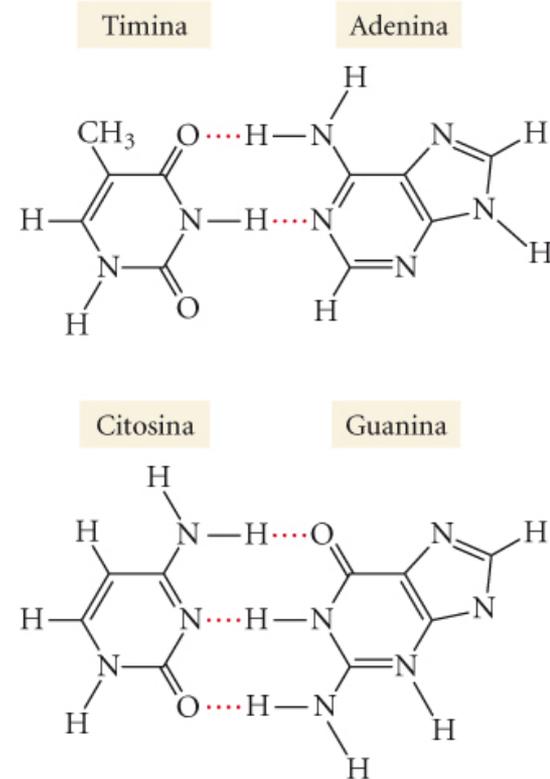
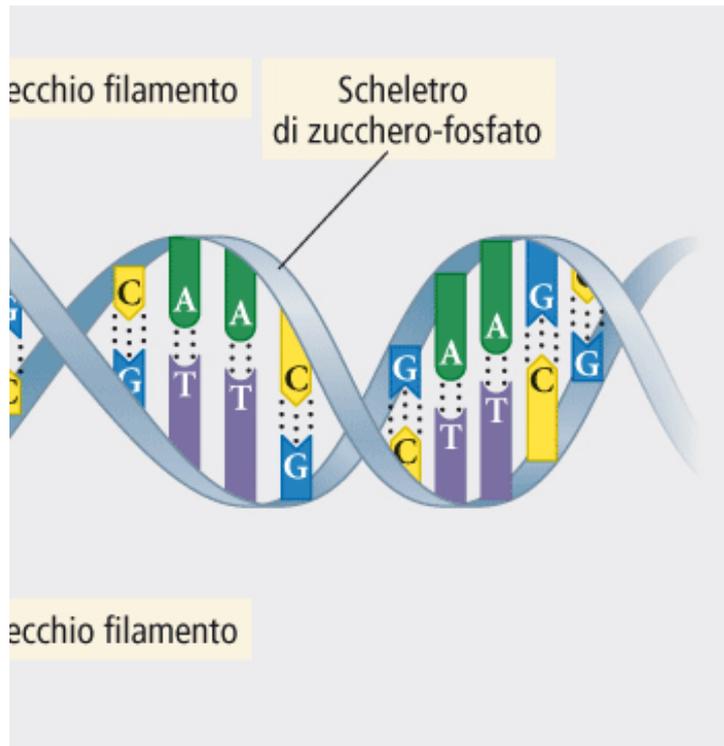


▲ **FIGURA 11.12** Legame idrogeno nell'acqua

I punti di ebollizione aumentano all'aumentare della massa molare per via delle forze di dispersione....ma H<sub>2</sub>O fa eccezione per via del legame idrogeno



# II LEGAME IDROGENO è fondamentale nel DNA

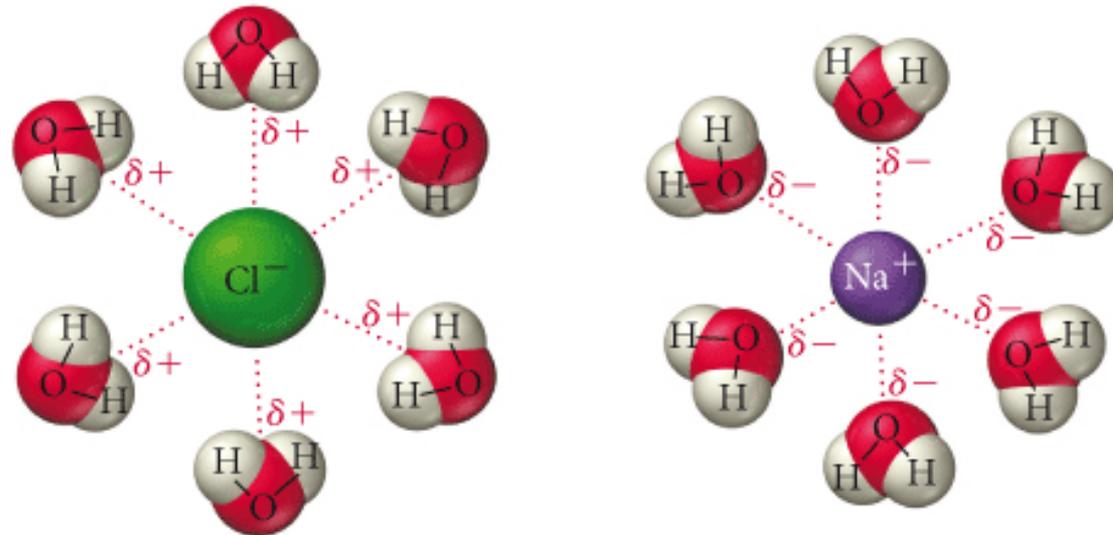


◀ **FIGURA 11.15 Nucleotidi** Le unità individuali in un polimero di DNA vengono chiamate nucleotidi. Ciascun nucleotide contiene una tra le quattro basi azotate: adenina, timina, citosina e guanina (abbreviate A, T, C e G).

# Tipi di forze intermolecolari: **FORZE IONE-DIPOLO**

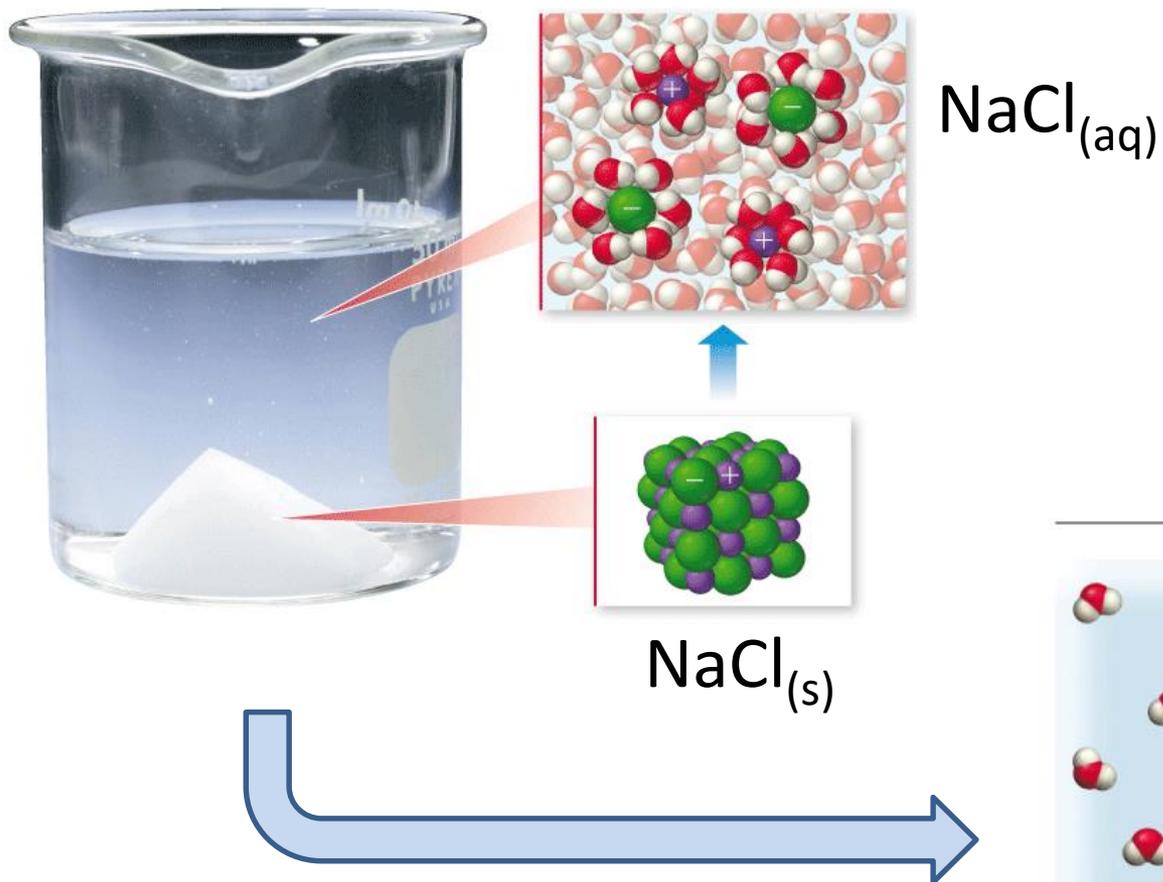
## Forze ione-dipolo

La parte carica positivamente di una molecola polare come l'acqua viene attratta da ioni negativi e la parte carica negativamente della molecola è attratta da ioni positivi.

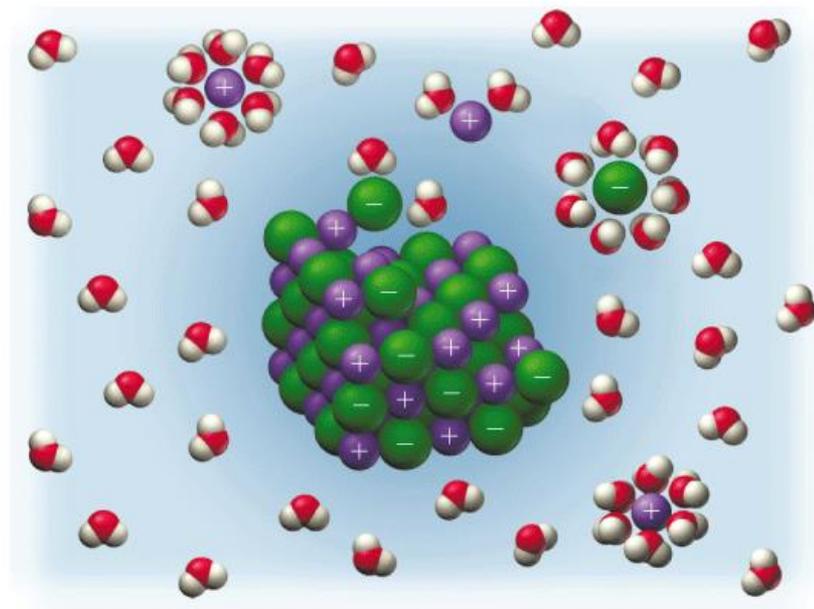


Un composto ionico viene miscelato con un composto polare

Ad es. **un sale (ionico) sciolto in acqua si dissocia negli ioni che lo costituiscono**



#### Dissoluzione di un composto ionico

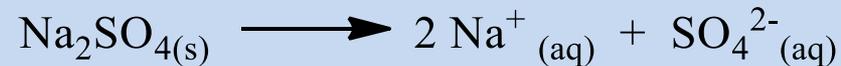
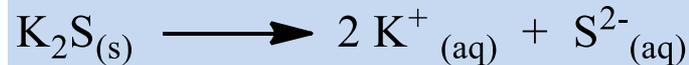


**▲ FIGURA 4.10** Dissoluzione in acqua del cloruro di sodio  
L'attrazione tra le molecole d'acqua e gli ioni del cloruro di sodio fa sì che il sale si scioglia in acqua.

# ***La DISSOCIAZIONE di un composto ionico in acqua è il risultato della sua dissoluzione***

Masse e cariche  
devono essere  
bilanciate

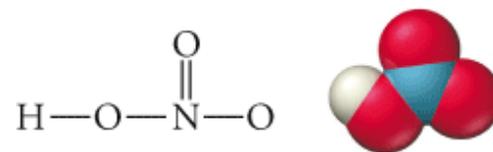
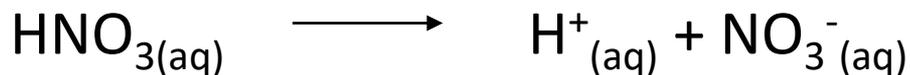
Sono reazioni  
complete



# L'acqua è capace di scindere legami covalenti polari in modo eterolitico.

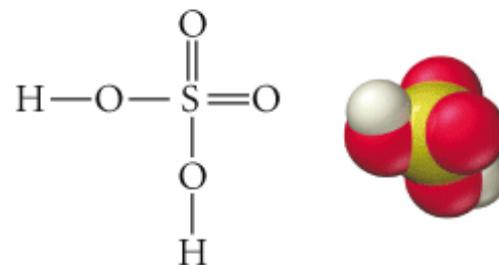


Acido cloridrico



HNO<sub>3</sub>

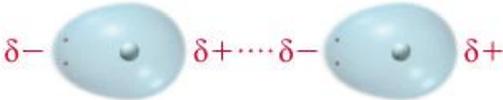
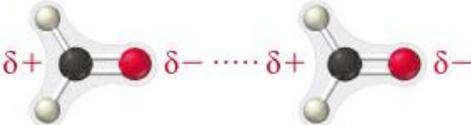
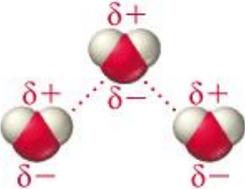
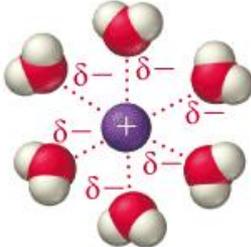
Acido nitrico



H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

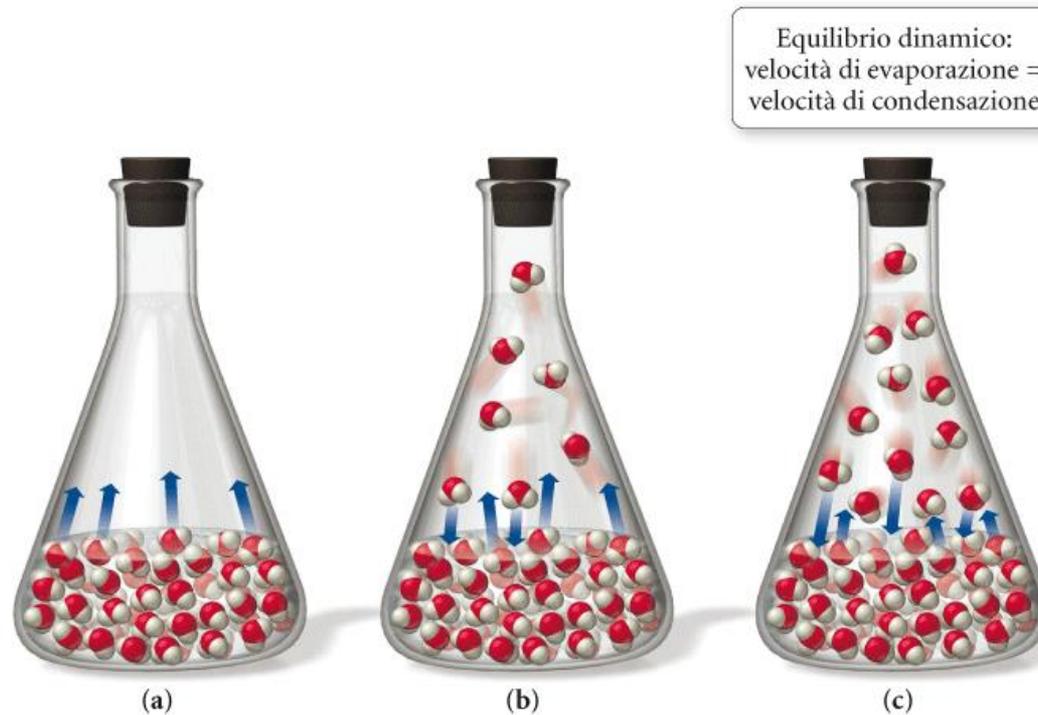
Acido solforico

**TABELLA 11.4** Tipi di forze intermolecolari

Interazione	Presente in	Rappresentazione molecolare	Energia
Dispersione*	Tutte le molecole e gli atomi		0.05–20+ kJ/mol
Dipolo-dipolo	Molecole polari		3–20+ kJ/mol
Legame idrogeno	Molecole contenenti H legati a F, O o N		10–40 kJ/mol
Ione-dipolo	Miscela di composti ionici e polari		30–100+ kJ/mol

\*Le forze di dispersione possono diventare molto forti (tanto quanto o anche più forti delle altre forze intermolecolari) per molecole con grande massa molare.

# FORZE INTERMOLECOLARI e PRESSIONE DI VAPORE



▲ **FIGURA 11.25** Vaporizzazione in una beuta tappata (a) Quando l'acqua è posta in un contenitore chiuso, le molecole d'acqua cominciano ad evaporare. (b) All'aumentare del numero di molecole nello stato gassoso, queste cominciano a riconsensare nel liquido. (c) Quando la velocità di evaporazione uguaglia la velocità di condensazione, viene raggiunto l'equilibrio dinamico.

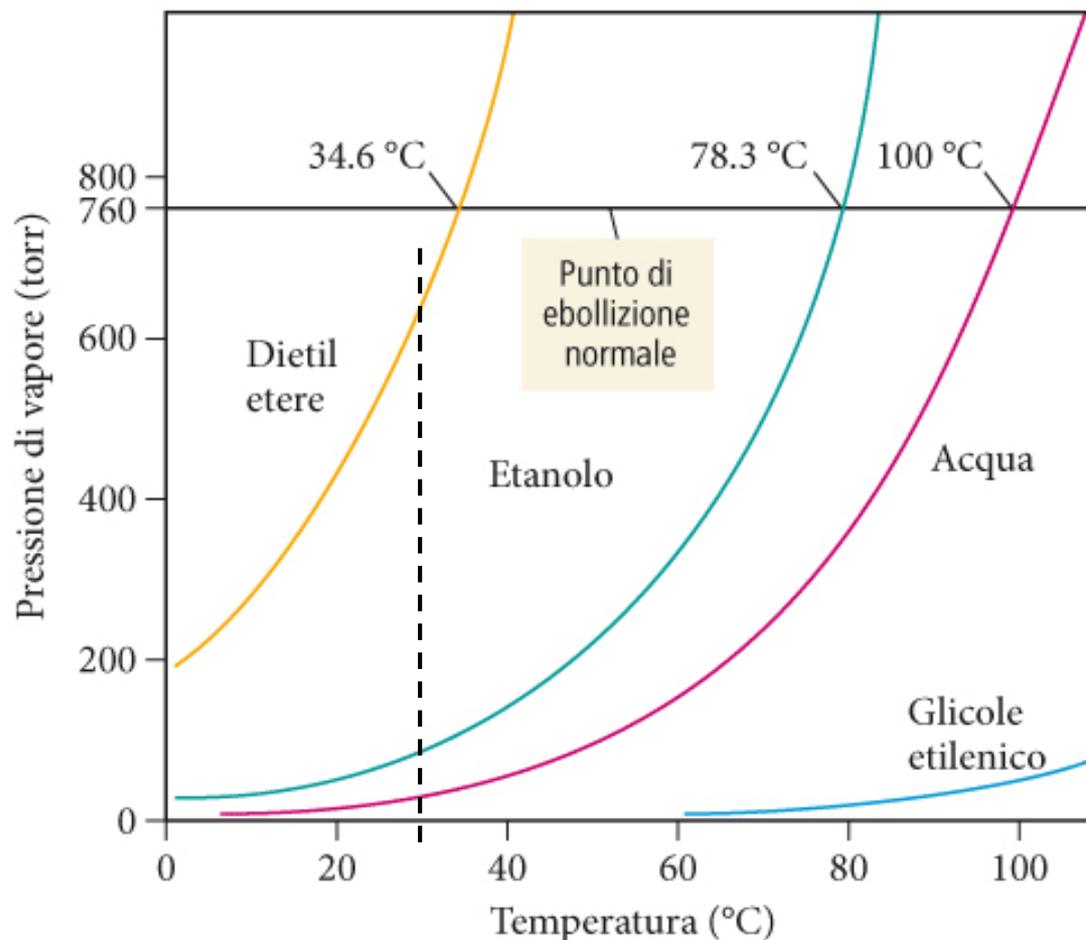
**EQUILIBRIO DINAMICO** = velocità di evaporazione è uguale alla velocità di condensazione.

**PRESSIONE DI VAPORE** = è la pressione esercitata da un aeriforme in equilibrio dinamico con il suo liquido

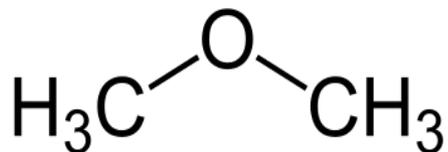
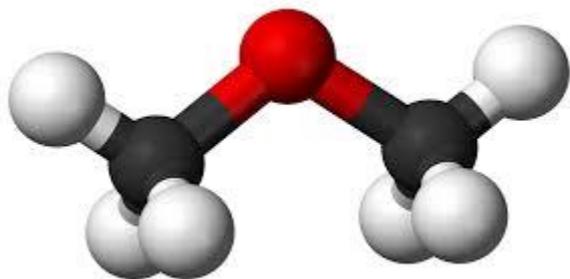
Dipende dalle forze intermolecolari presenti nel liquido

Dipende dalla temperatura

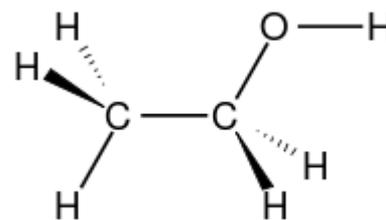
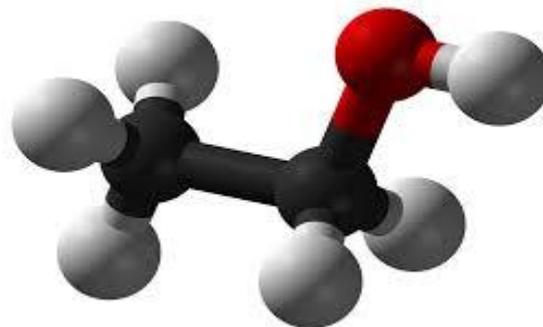
La temperatura a cui la pressione di vapore raggiunge il valore di 1 atm (760 mmHg) uguagliando la pressione atmosferica, definisce il punto di ebollizione del liquido



Dimetiletere, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O



Etanolo, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O



Questi due composti hanno uguale peso molecolare (forze di dispersione molto simili). Perché hanno proprietà molto diverse?

Nome	Formula	p.e. (°C)	p.f. (°C)
Etanolo	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	78.3	-114.1
Dimetil etere	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	-22.0	-138.5

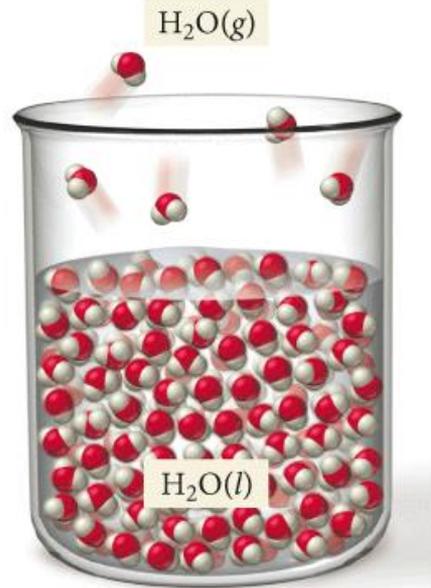
A 295K

Pressione di vapore= 6,6 kPa

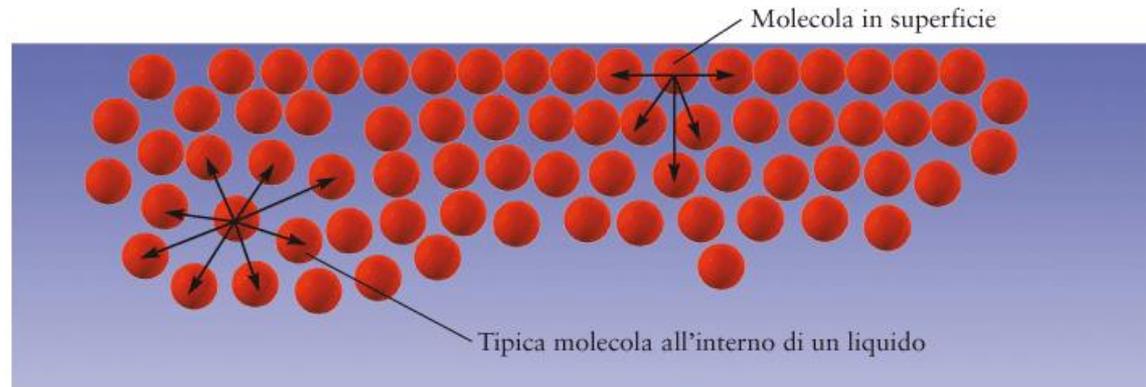
Pressione di vapore= 538 kPa

# CAMBIAMENTI DI STATO FISICO e FORZE INTERMOLECOLARI

## EVAPORAZIONE o VAPORIZZAZIONE



▲ **FIGURA 11.23** Vaporizzazione dell'acqua Alcune molecole in un bicchiere aperto possiedono energia cinetica sufficiente per evaporare dalla superficie del liquido.

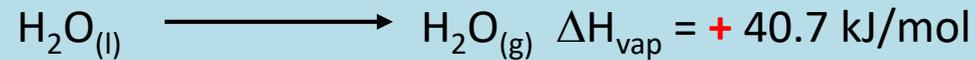


Un aumento di temperatura aumenta la velocità del processo di vaporizzazione

Per vaporizzare un liquido occorre vincere le forze intermolecolari



Processo ENDOTERMICO



Il processo opposto è la condensazione. Quando un aeriforme condensa allo stato liquido si libera energia.



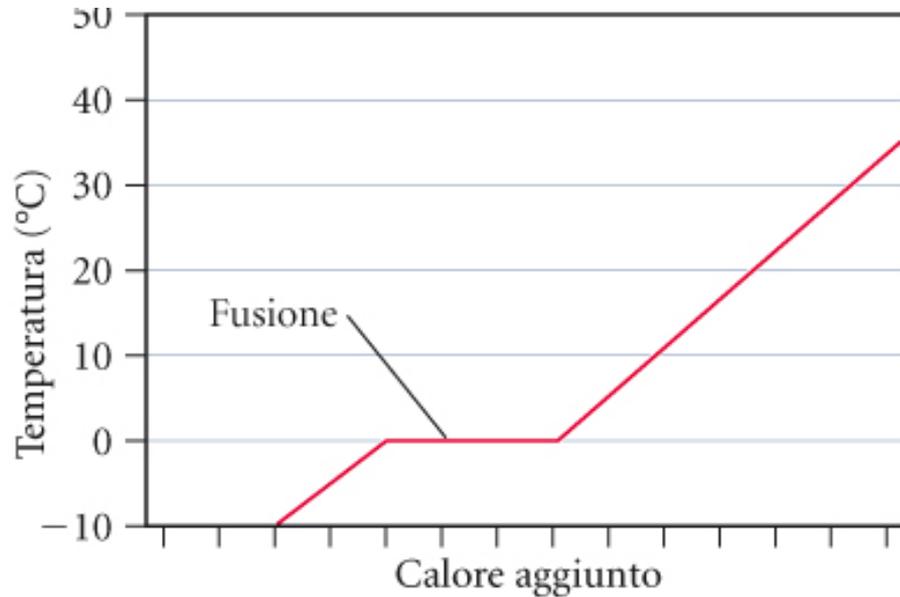
Processo ESOTERMICO



Il calore di vaporizzazione/condensazione si può utilizzare stechiometricamente

# CAMBIAMENTI DI STATO FISICO e FORZE INTERMOLECOLARI

## FUSIONE



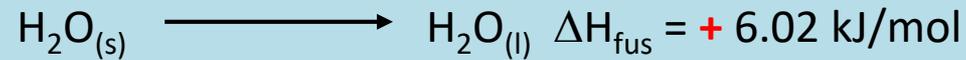
perché se si fornisce del calore ad un solido questo fonde?

▲ **FIGURA 11.34** Andamento della temperatura durante la fusione La temperatura dell'acqua durante la fusione rimane costante a 0.0 °C fin tanto che c'è dell'acqua sia allo stato solido che liquido.

Per fondere un solido occorre vincere le forze intermolecolari che tengono le molecole in posizioni fisse



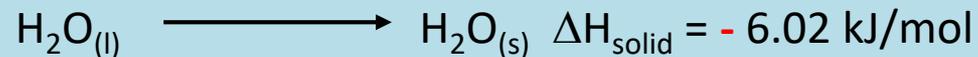
Processo ENDOTERMICO



Il processo opposto è la solidificazione. Quando un liquido solidifica passando dallo stato liquido a quello solido si libera energia.



Processo ESOTERMICO



Il calore di fusione/solidificazione si può utilizzare stechiometricamente

## Cosa abbiamo imparato?

- Le forze intermolecolari (attrattive) tra le cariche parziali delle molecole, permanenti o temporanee che siano, le tengono unite, dando luogo a fasi condensate.
- Le forze intermolecolari dipendono dalla distanza
- Il legame idrogeno è l'interazione più forte tra quelle senza formazione di legami
- Le forze intermolecolari determinano proprietà importanti come la pressione di vapore e la temperatura di ebollizione di un liquido
- Nei cambiamenti di stato fisico, la fusione e la ebollizione sono endotermici, mentre la condensazione e la solidificazione sono esotermici