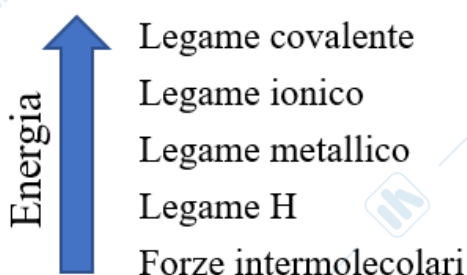


FORZE INTERMOLECOLARI (o di van der Waals)



Interazioni dipolo-dipolo

Un **dipolo** si forma quando due cariche di uguale intensità ma di segno opposto sono collocate a una certa distanza d.

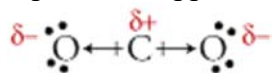
Al dipolo è associato un certo **momento dipolare** (μ) dato dal prodotto tra l'intensità di carica Q e la distanza r:

$$\mu = Q \cdot r$$

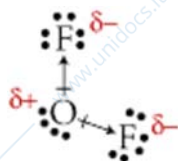
Il momento dipolare può essere rappresentato da un **vettore** il cui verso è diretto verso il polo negativo del dipolo. Nelle molecole poliatomiche, i dipoli di ogni singolo legame covalente polare possono essere rappresentati con dei vettori. **La somma dei vettori determina il dipolo associato alla molecola.** Pertanto, **dire che una molecola ha legami covalenti polari non significa dire che molecola è polare:** la polarità dipende infatti anche dalla **geometria della molecola.**

Es

La molecola della CO_2 è **apolare** poiché i due dipoli sono opposti e si annullano a vicenda:



Invece la molecola dell' OF_2 (così come la molecola dell'acqua H_2O) è **polare** poiché i legami covalenti sono polari e disposti in maniera da non annullarsi:



Nelle interazioni di tipo dipolo-dipolo una molecola polare al momento dipolo permanente, quindi le molecole polari tendono ad allinearsi con le estremità positive di un dipolo dirette verso le estremità negative dei dipoli vicini. Questo ordinamento parziale delle molecole può portare una sostanza persistere allo stato solido liquido a temperature più alte di quanto ci si aspetterebbe. Quindi questo tipo di interazione può influire sulle proprietà fisiche di una sostanza, come la temperatura di fusione (più alta) e lo stato di aggregazione (tendenza ad uno stato più compatto, cioè solido o liquido).

Legame idrogeno

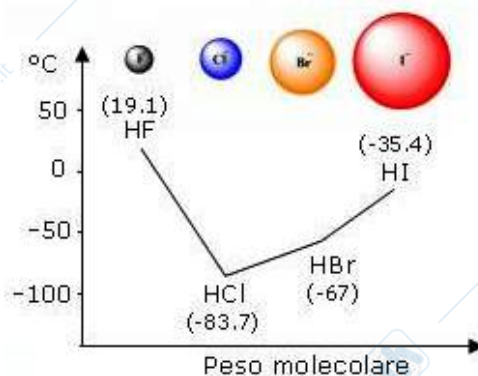
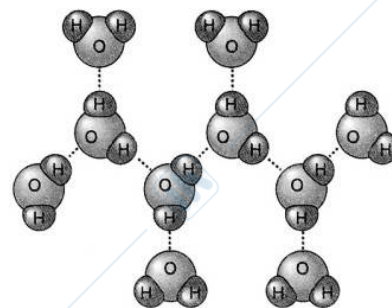
Il **legame a idrogeno** è un particolare tipo di **interazione dipolo-dipolo** che si viene a formare tra molecole nelle quali un atomo di idrogeno è legato **covalentemente** con un **atomo di piccole dimensioni e fortemente elettronegativo** (F, N e O). (Per esempio l'acqua (H_2O), l'ammoniaca (NH_3) e il fluoruro di idrogeno (HF)).

La sua **energia di legame** (20-50 kJ/mol) è **nettamente superiore** a quella delle altre forze intermolecolari.

Come si è detto, il legame a idrogeno si forma quando uno o più atomi di idrogeno sono legati covalentemente ad un elemento più elettronegativo (F, N e O). In queste condizioni, si viene a creare un **dipolo** in cui l'atomo o gli **atomi di idrogeno rappresentano la parte positiva**.

Se l'elemento a cui è legato l'atomo di H è fortemente elettronegativo (F, N ed O), la positivizzazione dell'atomo di H è tale da consentire ad esso di legare, con **legame essenzialmente elettrostatico** (con sensibile energia di legame), un altro atomo elettronegativo che disponga di una coppia di elettroni di valenza libera. (Ciò è il protone che costituisce il nucleo di H viene fortemente attratto dalla coppia di elettroni di un atomo fortemente elettronegativo).

Atomi di dimensioni maggiori, anche se positivizzati con lo stesso meccanismo, non danno luogo a legami di questo tipo a causa delle azioni di schermo degli elettroni sottostanti legame (**effetto schermo**: un elettrone negli orbitali più esterni risente meno dell'attrazione del nucleo rispetto ad uno negli orbitali più interni, i quali lo respingono).



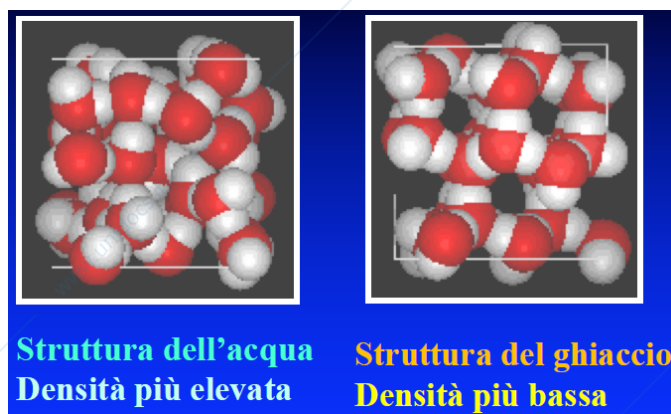
Conseguenze del legame a idrogeno

L'esistenza di tale legame si riflette su alcune **proprietà fisiche** delle sostanze interessate.

Se confrontiamo ad esempio le **temperature di ebollizione** dei composti HF, HCl, HBr, HI notiamo che tale valore diminuisce costantemente al diminuire della massa molecolare a eccezione del fluoruro di idrogeno HF.

L'alta temperatura di ebollizione del fluoruro di idrogeno HF è dovuta alla presenza del legame a idrogeno: le molecole per poter passare allo stato gassoso devono rompere i forti legami a idrogeno che le tengono unite e questo richiede una temperatura maggiore.

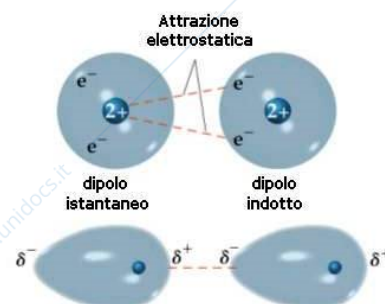
Il legame a idrogeno spiega anche il motivo per cui **la densità del ghiaccio è inferiore a quella dell'acqua**. Infatti quando l'acqua congela le molecole sono costrette a



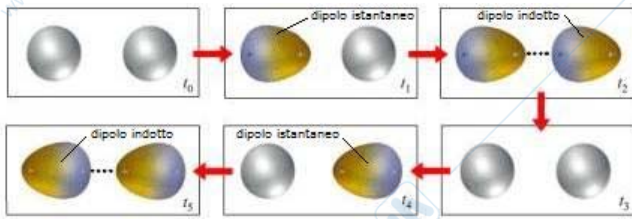
distanziarsi per formare la struttura esagonale ordinata tipica del ghiaccio meno densa della struttura disordinata tipica dell'acqua allo stato liquido:

Forze di London (o di dispersione)

Le **forze di London** (dette anche interazioni **dipolo istantaneo-dipolo indotto**) sono forze attrattive tra molecole **non polari**. Anche molecole di per sé non polari possono divenire, per brevissimi intervalli di tempo, molecole polari. Ciò è dovuto al moto degli elettroni attorno al nucleo. In un dato istante può succedere infatti che la distribuzione della nuvola elettronica sia



asimmetrica rispetto al nucleo e addensata da un lato. Ciò determina la formazione di un **dipolo istantaneo**:



istantaneo:

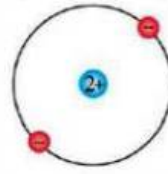
ciascun dipolo istantaneo genera un campo elettrico che a sua volta induce un **dipolo indotto** nelle molecole circostanti.

Tra il dipolo istantaneo e il dipolo indotto si

viene a formare una forza attrattiva detta forza di London.

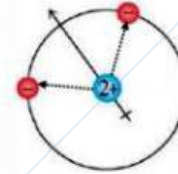
E' proprio grazie a questo tipo di interazione se molecole perfettamente apolari come O_2 e N_2 possono esistere allo stato condensato.

Distribuzione simmetrica delle cariche (molecola apolare)



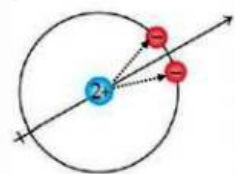
$$\mu = 0$$

Dipolo istantaneo



$$\mu \neq 0$$

Dipolo istantaneo



$$\mu \neq 0$$

Sommario delle forze di van der Waals

- Le forze di dispersione (di London) **esistono tra tutte le molecole**. Aumentano con la massa molecolare e dipendono dalla forma molecolare;
- Le forze dovute ai dipoli permanenti implicano lo **spostamento di coppie di elettroni** nei legami anziché nelle molecole nel loro insieme. La loro esistenza si somma alle forze di dispersione anche essere presenti;
- Quando si confrontano sostanze con **masse molecolari molto vicine**, le forze dipolari possono produrre differenze significative di proprietà quali punto di fusione, punto di ebollizione e la spia di evaporazione;
- Quando si confrontano sostanze con **masse molecolari molto diverse**, le forze di dispersione sono in genere molto più significative delle forze dipolari.