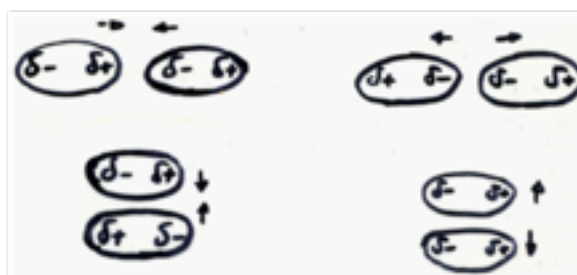


Forze Intermolecolari

Le forze intermolecolari sono forze che si instaurano tra le molecole. Esse si distinguono sostanzialmente dai legami chimici perché se si rompe un legame chimico si ottiene una nuova sostanza, mentre se si rompe una forza intermolecolare la sostanza cambia stato o fase ma resta sempre la stessa.

Forze di Van der Waals:

1. Interazioni
2. dipolo-dipolo



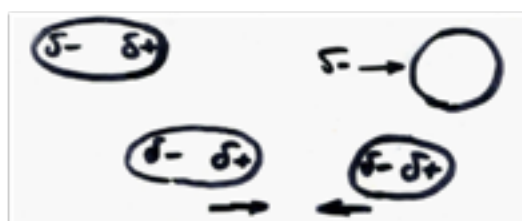
Il valore della forza dipende non solo dal valore del momento dipolare ma anche dalla distanza (r) tra le due molecole.

La relazione è di proporzionalità inversa con un fattore $1/r^7$, ovvero le forze diminuiscono molto rapidamente con la distanza (r).

Forze Intermolecolari

Forze di Van der Waals:

2. Interazioni
dipolo-dipolo indotto



- 3 Forze di London

Interazioni
dipolo indotto-dipolo indotto

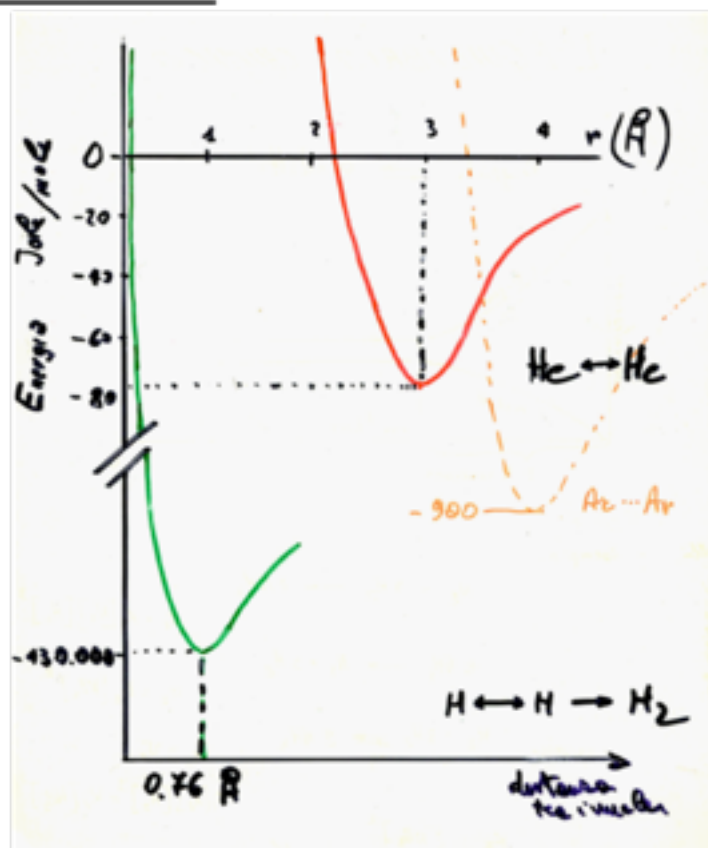


Momento dipolare
istantaneo dovuto al movimento degli elettroni negli orbitali

Il valore dei dipoli indotti dipende moltissimo dalla
Polarizzabilità delle molecole

La polarizzabilità è dipendente dal numero atomico degli elementi coinvolti, poiché da questo dipende l'energia degli elettroni del guscio più esterno. Maggiore è E , più facilmente gli elettroni si spostano dalla posizione di simmetria delle cariche. Ciò spiega il fatto che in condizioni normali lo iodio è solido, il bromo è liquido e il cloro è gassoso.

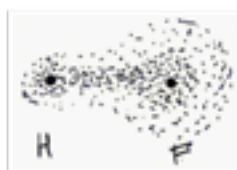
Confronto delle energie in gioco nei legami chimici e nelle forze di London



Legami a Ponte Idrogeno

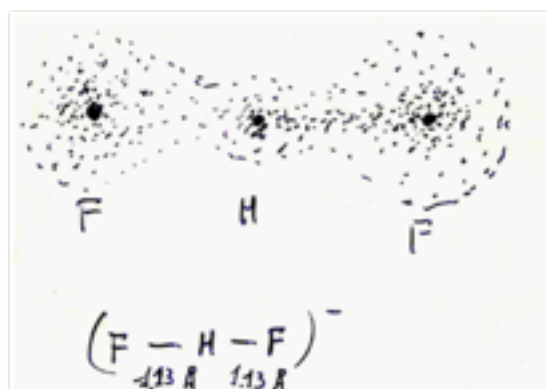
Particolari forze di Van der Waals quando $\delta(+)$ è costituita da H e $\delta(-)$ è un atomo molto elettronegativo.

Es. H - F



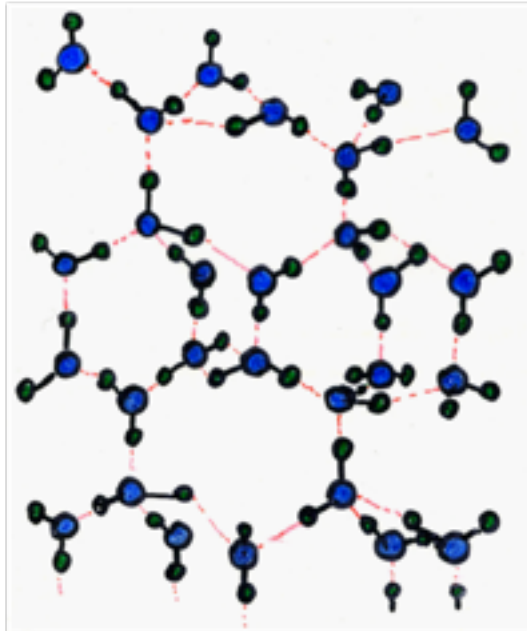
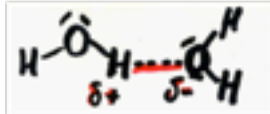
Si ha addirittura l'esistenza della specie HF_2^- . Si forma tra F e F un legame (2 elettroni) con al centro un protone (ponte idrogeno)

Legame 50% covalente.

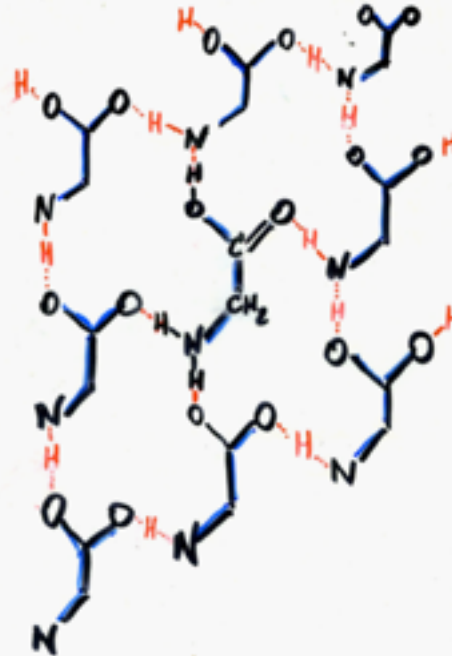
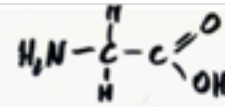


Esempi di molecole con Legami a Ponte Idrogeno

Ghiaccio



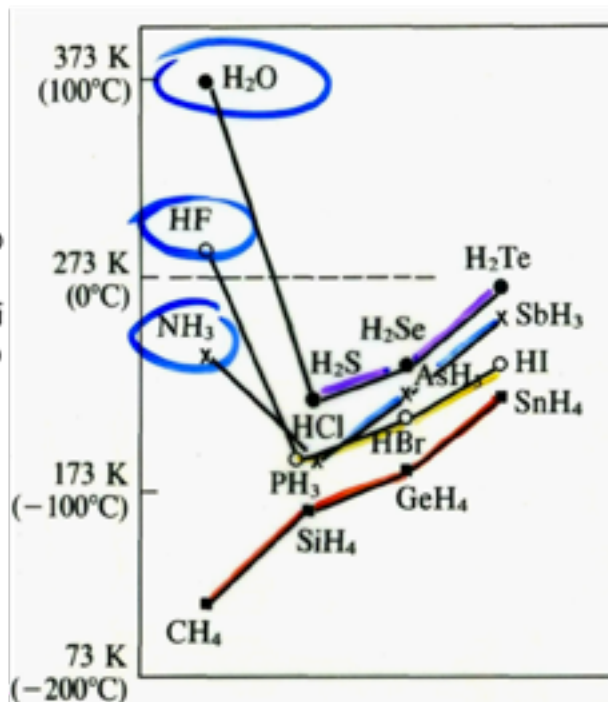
Glicina



Relazione tra T_{eb} e forze intermolecolari

T_{eb} delle sostanze dipendono dal valore delle forze intermolecolari:

H_2O , HF e NH_3 hanno T_{eb} più alte perché hanno F.I. più grandi in quanto contengono elementi ad alta elettronegatività



Le altre specie aumentano T_{eb} con l'aumentare del numero atomico, e questo è perché aumenta il valore delle forze di Van der Waals se sono polari o quelle di London se sono apolari.

Aumenta la polarizzabilità

Stati della Materia

Gas, Liquido, solido

Liquido e solido sono stati condensati (sono attive le forze intermolecolari)

Liquido è lo stato intermedio in cui le forze intermolecolari non sono sufficienti a bloccare le molecole in posizioni ben precise nel volume da esse occupato.

Solido è lo stato in cui le molecole sono bloccate in posizioni fisse nello spazio da esse occupato.

Solido amorfo

Molecole fisse in
maniera disordinata

Solido cristallino

Molecole fisse in celle
cristalline ordinate

Nello stato solido le sostanze reagiscono molto difficilmente tra loro perché si possono incontrare solo le molecole che stanno sulla superficie

SOLIDI CRISTALLINI

Solidi a reticolo non metallico:

Solidi Molecolari

Sostanze costituite da molecole di composti

Solidi Covalenti

Sostanze costituite da elementi non metallici

Solidi Ionici

Sostanze costituite da sali

Solidi a reticolo metallico:

Solidi Metallici

Sostanze costituite da elementi metallici

Solidi Molecolari

Sono solidi in cui sono attive le forze di Van der Waals o le forze di London

Es.

He, Ne, Ar, H₂, O₂, N₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂ ecc. ma anche

HF, HCl, H₂O, NH₃ (Legami a Ponte Idrogeno)

e tutte le molecole organiche

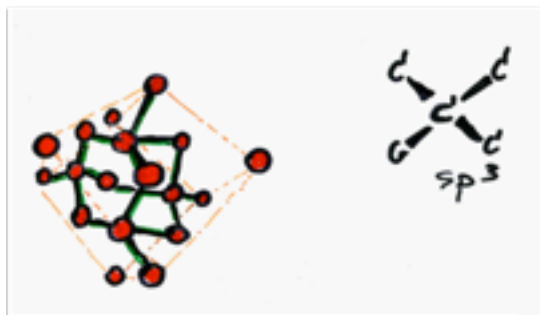
Nei solidi molecolari le forze intermolecolari sono in generale deboli e parecchi di loro sono solidi al di sotto della temperatura ambiente

Solidi Covalenti

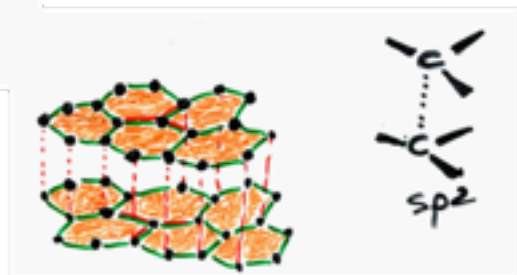
Sono solidi in cui gli elementi non metallici utilizzano gli elettroni di valenza per formare tra di loro legami covalenti (Teoria VB)

Esempi: Zolfo 3s²3p⁴ S₈, S₆, catene S_n
Fosforo 3s²3p³ P₄
Carbonio 2s²2p² Diamante, grafite
Silicio 3s²3p² Silicati
Boro 2s²2p¹ B₁₂

Diamante



Grafite



Forze intermolecolari grandi
T_f alte

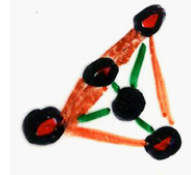
SILICATI

Abbondanza degli elementi sulla crosta terrestre:

48% Ossigeno, 26% Silicio, 8% Alluminio, 5% Ferro

E poi dal 5 al 2 % calcio, sodio, potassio, magnesio, etc.

La struttura base dei silicati è SiO_4^{4-}



Silicati: semplici

ZrSiO_4 Zirconio, e Topazio

struttura a catena

$(\text{SiO}_3)_n^{2n-}$ Asbesto, Amianto

struttura a strati

$(\text{Si}_2\text{O}_5)_n^{2-}$ Talco, Argilla, Mica (Si e Al)

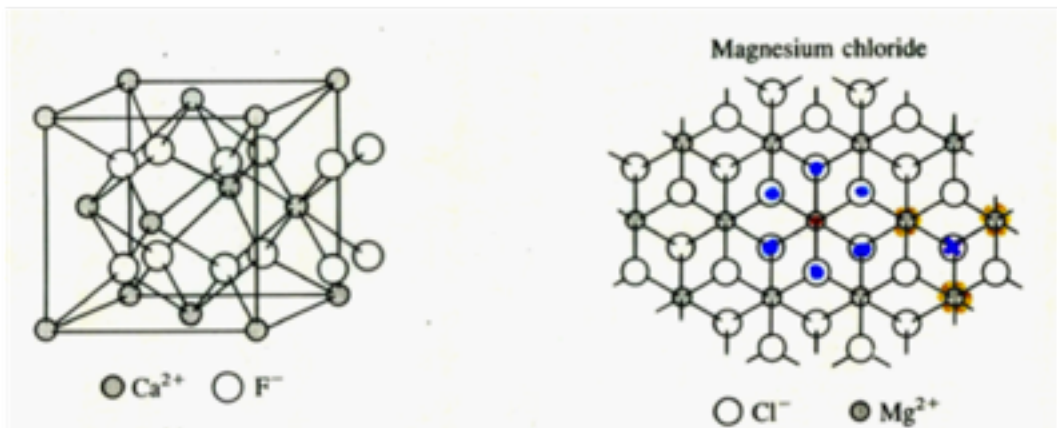
struttura tridimensionale SiO_2 , quarzo

Forze intermolecolari grandi
 T_f alte

Solidi Ionici

Sono formati da molecole con legami ionici

All'interno del cristallo il rapporto tra cariche positive e negative deve essere 1, perché i solidi sono neutri.



Quindi se la molecola fosse CaF_2 (Fluorite) o MgCl_2 nel solido il rapporto Ca/F dovrebbe essere 1/2 in moli.

Forze Intermolecolari grandi
 T_f alte.

Solidi Metallici

Più dell'80% degli elementi sono metalli.

Essi hanno tutti elettroni di valenza liberi di muoversi nella struttura cristallina

Mare di elettroni

Gli elettroni nei metalli

si trovano in orbitali

delocalizzati su tutti

gli atomi presenti nel solido.



Le proprietà dei solidi metallici sono del tutto diverse dagli altri solidi ed i metalli sono identificabili proprio per queste proprietà:

CONDUCIBILITA' ELETTRICA E TERMICA

MALLEABILITA' O DUTTILITA'

LUCENTEZZA METALLICA

Proprietà dei Metalli

Forze intermolecolari di dimensione variabile

(a T_{amb} sono quasi tutti solidi, ecc. Mercurio)

Conducibilità elettrica e lucentezza metallica (colore grigio)

Sono proprietà dovute tutte al fatto che gli elettroni nel solido metallico non sono quantizzati in orbitali atomici. Questo fa sì che gli elettroni assorbano fasci di onde elettromagnetiche di tutte le frequenze della luce bianca. Solo parte della luce viene riflessa provocando lucentezza.

Si spiegano così anche le proprietà di condurre la corrente e di essere grigia lucente della grafite (v. grafite)

Duttilità

