

Tavola periodica degli elementi ¹

I chimici **Mendeleev** (russo) e **Meyer** (tedesco) scoprirono indipendentemente che ordinando gli elementi secondo **peso atomico crescente** in file orizzontali sovrapposte, si ottenevano delle colonne che contenevano elementi con proprietà chimiche molto simili.

In altri termini le **proprietà chimiche** degli elementi fino ad allora conosciuti si riproponevano **periodicamente** all'aumentare del loro peso atomico.

Tale disposizione tabulare è nota oggi con il nome di **Tavola periodica**. Essa è costituita dai **periodi**, lungo le **file orizzontali** di elementi e dai **gruppi** lungo le **colonne verticali**.

Sono identificabili **7 periodi** e **18 gruppi**

Il **primo periodo** contiene due elementi: idrogeno ed elio

Il **secondo** ed il **terzo periodo** contengono ognuno 8 elementi

Il **quarto** ed il **quinto periodo** contengono 18 elementi

Il **sesto periodo** contiene 32 elementi (di cui 14 a parte)

Il **settimo periodo** è incompleto (fino a 113?)

I **18 gruppi**, più i **14 elementi di transizione** interna sono identificati secondo due possibili numerazioni:

1) **IA - VIIIA** e **IB - VIIB** oppure **1A - 8A** e **1B - 8B**

2) **1 - 18** nell'ordine

	Metalli										Non metalli							
	Semimetalli										Gas nobili							
1	1 1A 1 H 1,00794																	2 8A 2 He 4,002 60
2	3 Li 6,941	4 Be 9,0122											5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984	10 Ne 20,1797
3	11 Na 22,9898	12 Mg 24,3050											13 Al 26,9815	14 Si 28,0855	15 P 30,9738	16 S 32,066	17 Cl 35,4527	18 Ar 39,948
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,9559	4 4B 22 Ti 47,88	5 5B 23 V 50,9415	6 6B 24 Cr 51,9961	7 7B 25 Mn 54,9381	8 8B 26 Fe 55,847	9 8B 27 Co 58,9332	10 8B 28 Ni 58,69	11 1B 29 Cu 63,546	12 2B 30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,9216	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 89,9059	40 Zr 91,224	41 Nb 92,9064	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,42	47 Ag 107,868	48 Cd 112,411	49 In 114,82	50 Sn 118,710	51 Sb 121,760	52 Te 127,60	53 I 126,9045	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,9054	56 Ba 137,327	57 La 138,9055	* 58 Ce 140,115	59 Pr 140,908	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra 226,025	89 Ac 227,028	† 90 Th 232,038	91 Pa 231,036	92 U 238,029	93 Np 237,048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (347)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)	

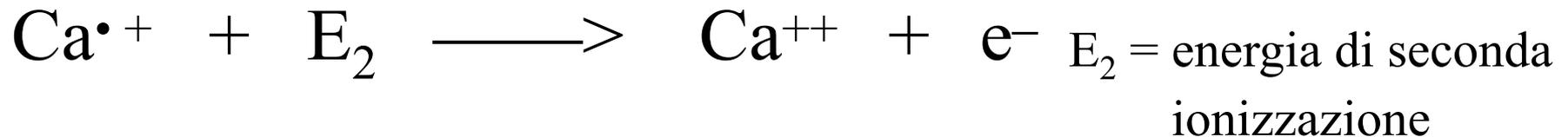
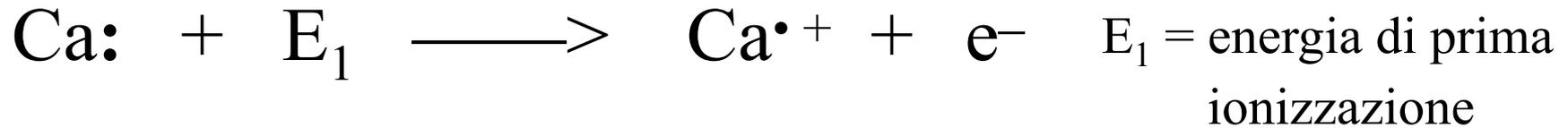
*Serie dei lantanidi

†Serie degli attinidi

58 Ce 140,115	59 Pr 140,908	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,925	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967
90 Th 232,038	91 Pa 231,036	92 U 238,029	93 Np 237,048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (347)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

Proprietà periodiche: 1) Potenziale di ionizzazione

Il potenziale di ionizzazione è l'energia da fornire ad un atomo per allontanare un elettrone:



Il potenziale di ionizzazione diminuisce lungo un gruppo in quanto è necessaria una minore energia per allontanare un elettrone più lontano dal nucleo.

Il potenziale di ionizzazione aumenta lungo un periodo in quanto è necessaria più energia per allontanare un elettrone che risente una maggiore attrazione elettrostatica.

Proprietà periodiche: 2) Affinità elettronica

5

L'affinità elettronica è l'energia che viene emessa quando un elettrone si unisce ad atomo neutro.



L'affinità elettronica è un parametro di più difficile determinazione rispetto al potenziale di ionizzazione.

Entrambe le due proprietà periodiche esaminate si riferiscono ad atomi isolati allo stato gassoso e non quando essi sono combinati.

Proprietà periodiche: 3) Elettronegatività

6

L'elettronegatività rappresenta la tendenza di un atomo ad attirare gli elettroni di legame. Si può quindi valutare solo per gli elementi allo stato combinato.

Esistono diverse scale di elettronegatività; la più comune è quella di Pauling che ha preso come atomo di riferimento l'ossigeno.

L'elettronegatività aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.

Questo parametro viene utilizzato per determinare il tipo di legame esistente tra due atomi.

LEGAMI CHIMICI

Gli atomi tendono a combinarsi tra loro per formare legami chimici.

Legame chimico: insieme delle forze che tengono uniti due o più atomi

Le forze coinvolte nella formazione dei legami chimici sono essenzialmente di due tipi: elettrostatico e covalente

Il legame chimico si forma perché in tal modo gli atomi raggiungono uno stato più stabile che corrisponde ad un minimo di energia.

I gas nobili (He, Ne, Ar,) sono inerti e non formano legami chimici perché possiedono il numero massimo di elettroni nel livello energetico più esterno. Infatti:



Gli altri elementi tentano di raggiungere una configurazione elettronica esterna simile a quella dei gas nobili quando formano i legami chimici.

REGOLA DELL'OTTETTO

Durante la formazione di un legame chimico, l'atomo tende a cedere, acquistare o condividere elettroni in modo da avere nel livello più esterno 8 elettroni.

Pertanto l'atomo in considerazione tende ad assumere una configurazione elettronica esterna identica a quella del gas nobile con numero atomico più vicino.

Esempi:

N : $2s^2 2p^3$ deve reclutare 3 elettroni (Ne)

H : $1s^1$ deve reclutare 1 elettrone (He)

Na : $3s^1$ deve cedere 1 elettrone (Ne)

Ca : $4s^2$ deve cedere 2 elettroni (Ar)

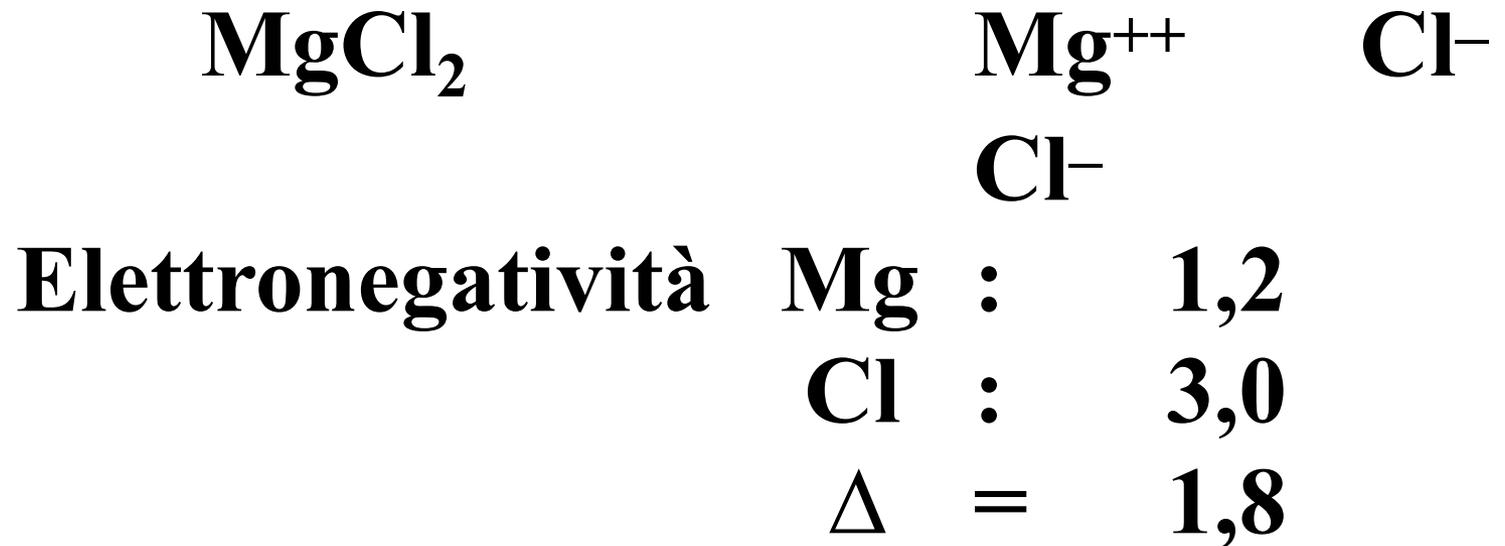
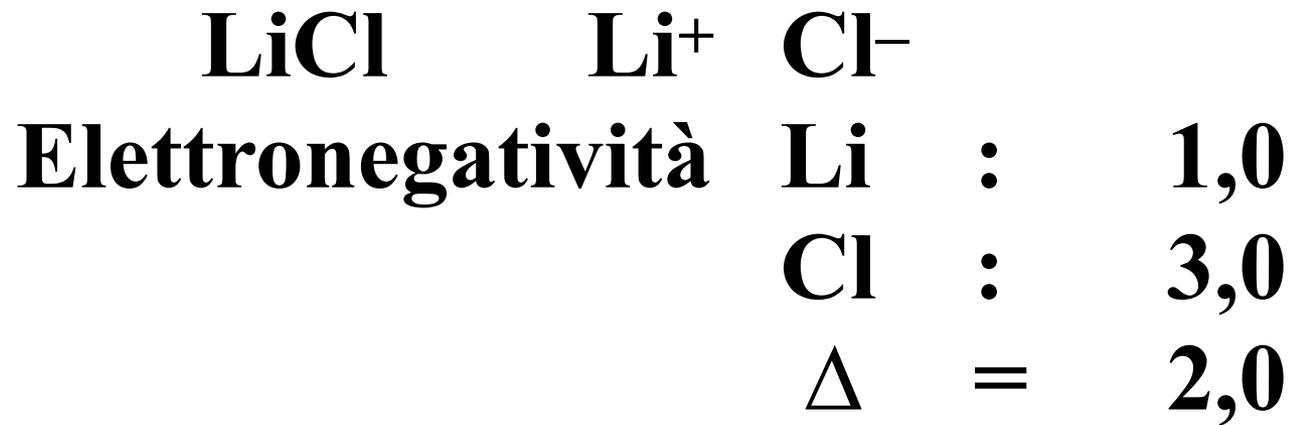
S : $3s^2 3p^4$ deve reclutare 2 elettroni (Ar)

LEGAME IONICO

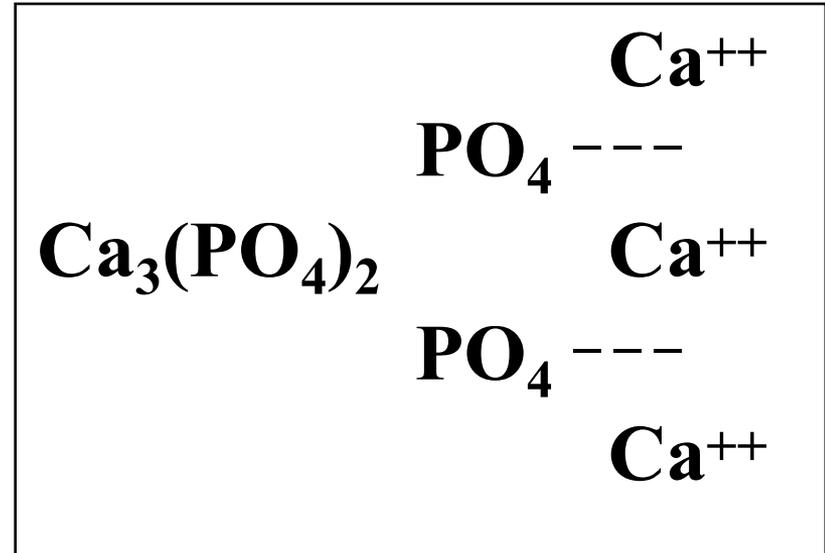
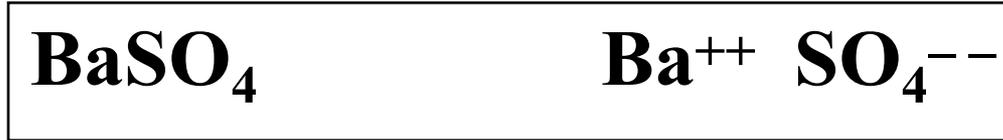
Si instaura tra due ioni che hanno carica opposta (tra cationi ed anioni).

E' una forza di natura elettrostatica.

Avviene quando c'è una grande differenza di elettronegatività tra gli atomi interessati (in genere tra elementi dei gruppi I e II e quelli dei gruppi VI e VII della tavola periodica).



Il legame ionico si può instaurare anche tra cationi ed anioni costituiti da gruppi di atomi.



I composti ionici sono sostanze solide a struttura cristallina e presentano alti punti di fusione. Essi non conducono la corrente allo stato solido mentre sono ottimi conduttori allo stato liquido.

Gli ioni che li compongono sono liberi di muoversi.

LEGAME COVALENTE

Si verifica quando la differenza di elettronegatività tra i due atomi non è tanto grande da permettere il trasferimento di elettroni da un atomo all'altro.

Si forma per esempio tra atomi uguali (Cl, O, N, H)



Il legame covalente che si verifica tra atomi uguali viene detto omeopolare o puro.

Le molecole che si formano in genere non sono polari.

I composti covalenti possono essere sia solidi che liquidi che gassosi. I solidi sono in genere amorfi.

**Se invece gli atomi interessati sono diversi
il legame covalente viene detto
eteropolare (polarizzato).**



**I legami che si formano saranno polarizzati
e quindi possono rendere polari le molecole,
a meno di geometrie molecolari
simmetriche.**

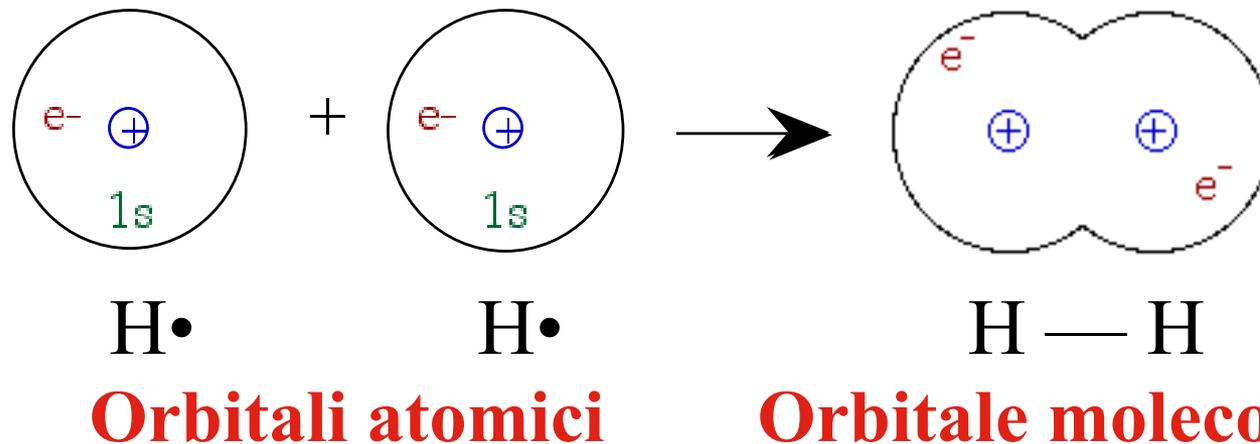
Come si forma un legame covalente omeopolare ?

Consideriamo due atomi di idrogeno



Quando i due atomi di H si avvicinano, i due orbitali atomici iniziano ad interagire positivamente in seguito alla attrazione elettrostatica del nucleo di un atomo verso l'elettrone dell'altro atomo.

Dai due orbitali atomici separati si forma quindi un unico orbitale molecolare.

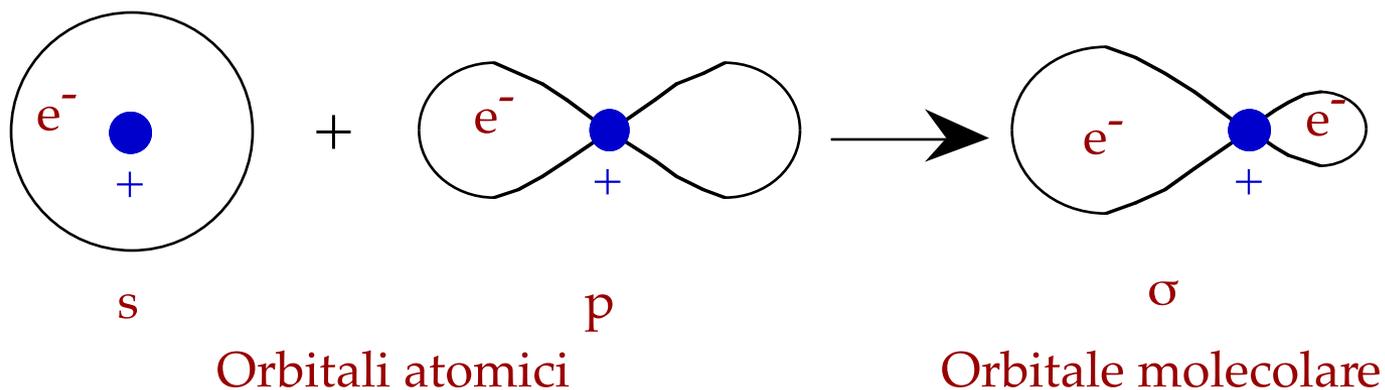


Dalla sovrapposizione di orbitali atomici di tipo s si ottengono orbitali molecolari a simmetria cilindrica con la massima probabilità di trovare i due elettroni tra i due nuclei. Tali orbitali molecolari sono chiamati σ (sigma).

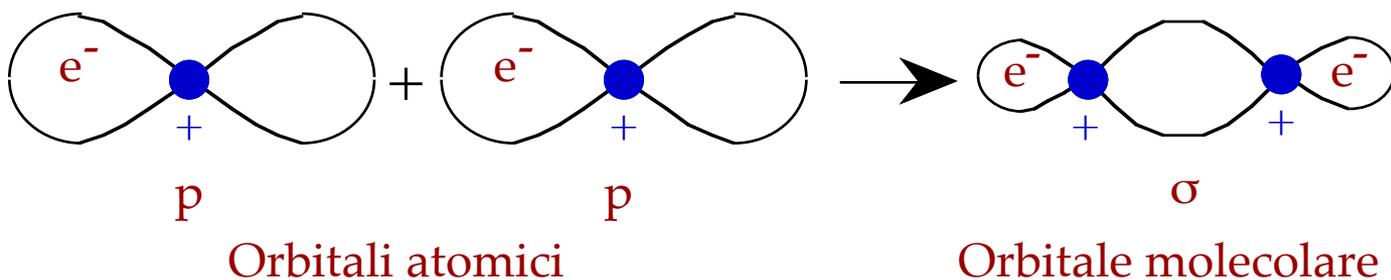
Gli orbitali molecolari σ si ottengono in genere dalla sovrapposizione di orbitali atomici lungo il loro asse internucleare.

Essi si possono ottenere anche in seguito alla sovrapposizione di un orbitale s e un orbitale p oppure di due orbitali p, sempre orientati lungo il loro asse.

Esempio 1 : un orbitale s e un orbitale p



Esempio 2: due orbitali p



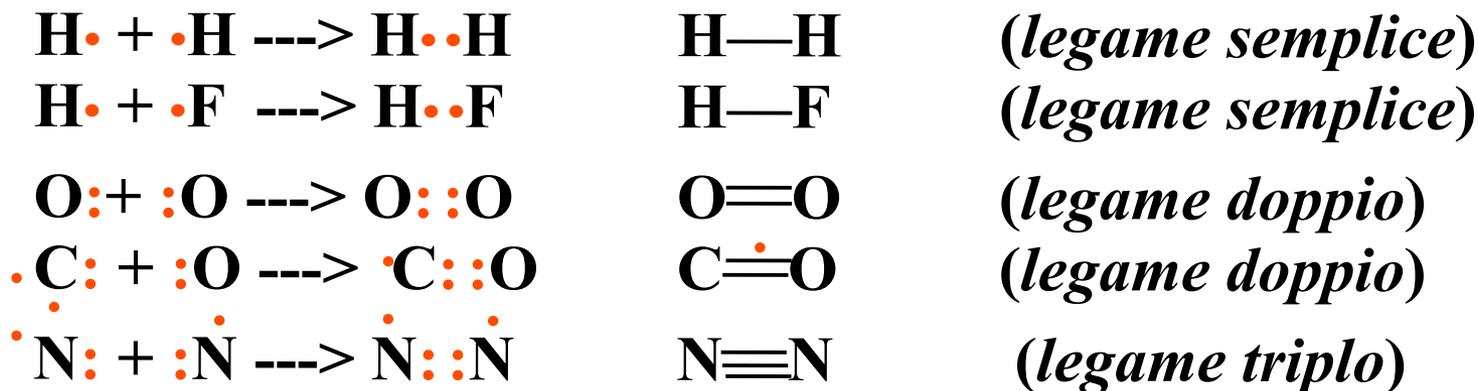
Legami semplici, doppi e tripli

Il legame **covalente** tra due atomi può risultare:

- **semplice** (1 coppia e⁻ condivisa)
- **doppio** (2 coppie e⁻ condivise)
- **triplo** (3 coppie e⁻ condivise)

In ogni caso gli **elementi coinvolti nel legame** raggiungono la **configurazione stabile dell'ottetto**

Esempi

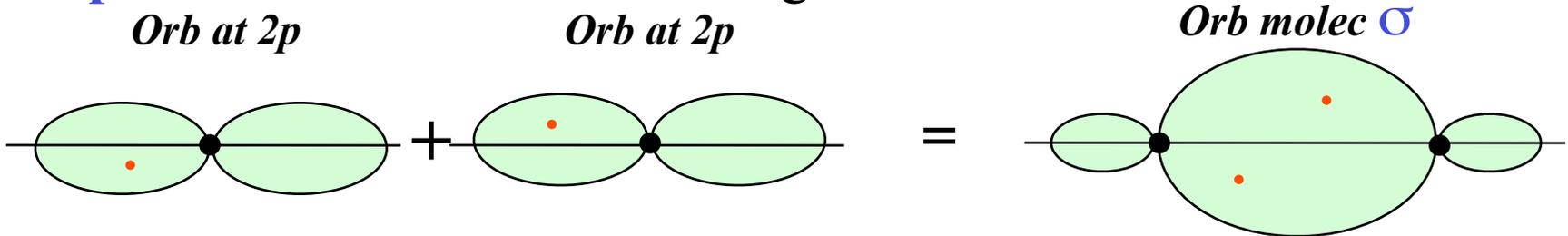


Come si forma il legame covalente **doppio o triplo**?

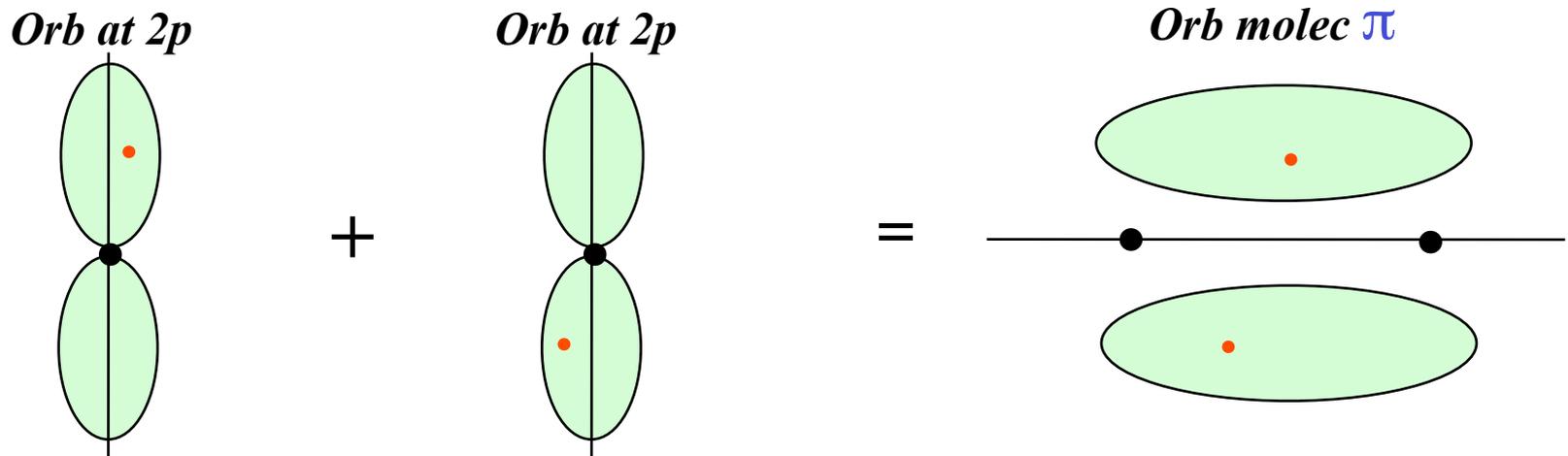
Esempio di **legame doppio** tra due atomi di **ossigeno**



Il **primo** orbitale σ si forma lungo l'**asse internucleare**



Il **secondo** orbitale si forma dalla **combinazione laterale** degli altri due orbitali 2p. Si ottiene un **orbitale molecolare π**



Nell'orbitale molecolare π si ha elevata **densità elettronica** al di **sopra** e al di **sotto** dell'**asse internucleare**

L'orbitale π occupa lo **spazio lasciato libero dall'orbitale σ**

Stabilità orb. $\pi <$ stabilità orb. σ

(Energia per rompere $\pi <$ energia per rompere σ)

Infatti, in caso di rottura di legami il **primo orbitale a rompersi sarà l'orbitale π** perché meno stabile

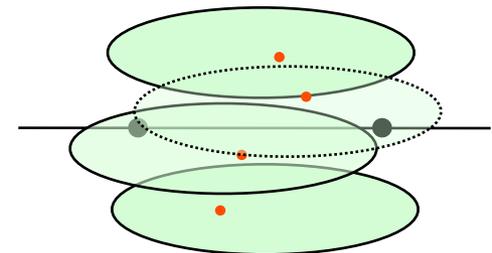
Esempio di legame triplo tra due atomi di azoto



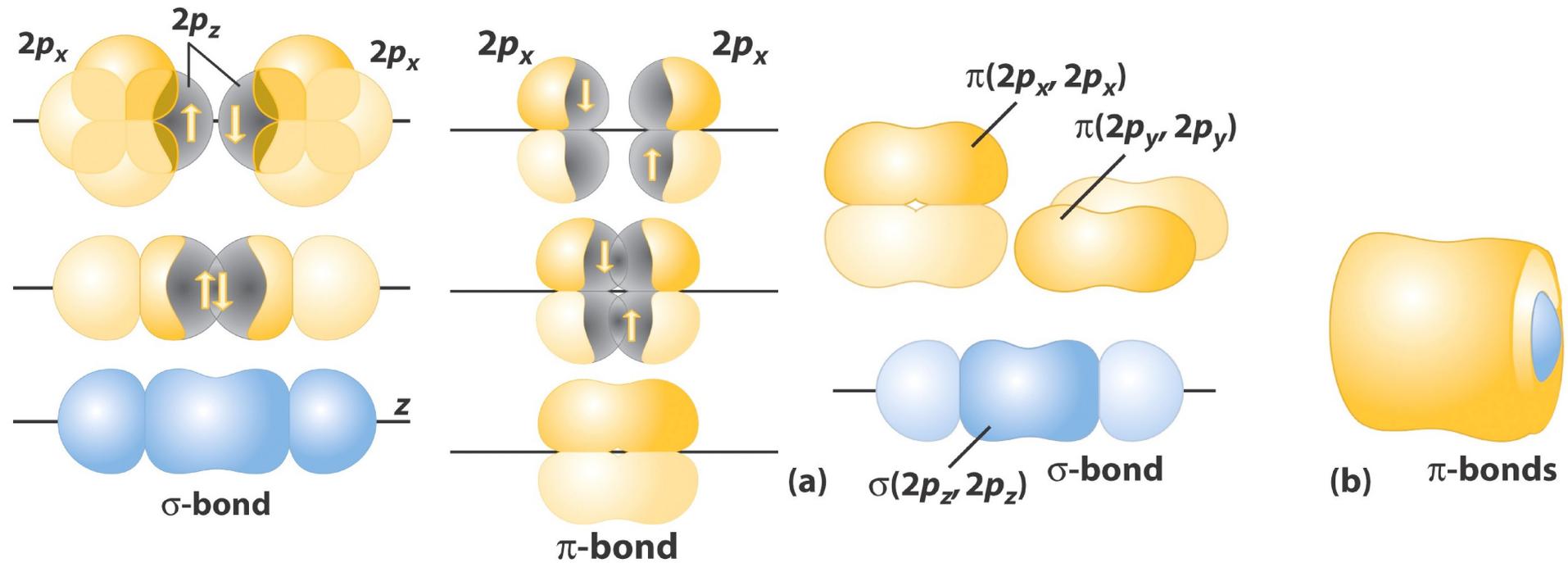
Anche in questo caso si forma **prima** l'orbitale molecolare σ e poi **due** orbitali molecolari π

I due orbitali π sono così disposti:

- 1) **sopra** e **sotto** l'asse internucleare
- 2) **davanti** e **dietro** l'asse internucleare



Formazione dell'orbitale triplo dell'azoto



NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il numero di ossidazione (N.O.) è la carica formale che un elemento assume quando si considera l'assegnazione degli elettroni di legame in base al valore della elettronegatività.

In pratica per l'assegnazione del numero di ossidazione anche i legami covalenti vengono considerati come se fossero ionici.

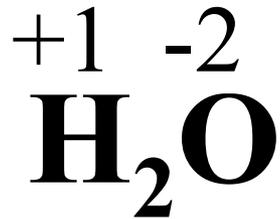
Il N.O. è negativo se l'atomo considerato acquista elettroni, positivo se li perde.

Il N.O. si indica in genere in alto nel simbolo dell'elemento.

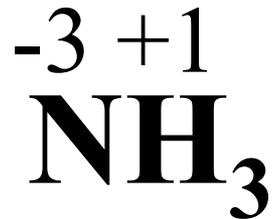
Regole per l'assegnazione del N.O. 23

- il N.O. di una sostanza allo stato elementare è zero.
- il N.O. dell'idrogeno in tutti i suoi composti (tranne gli idruri) è sempre + 1.
- il N.O. dell'ossigeno nella maggior parte dei composti è - 2 (tranne nei perossidi e in OF_2).
- la somma algebrica dei numeri di ossidazione di un composto neutro è uguale a zero.
- il N.O. di uno ione monoatomico è uguale alla carica dello ione.
- la somma algebrica dei N.O. in uno ione poliatomico è uguale alla carica dello ione.
- il N.O. massimo di un elemento corrisponde al numero del gruppo di appartenenza.

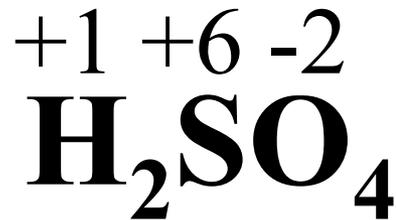
ESEMPI



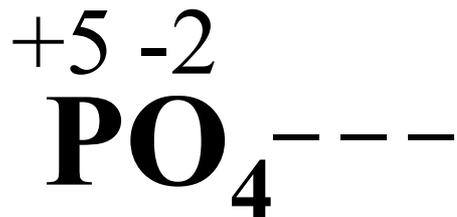
Idrogeno +1, ossigeno -2



Idrogeno +1, azoto -3



**Idrogeno +1, ossigeno -2,
zolfo +6**



Ossigeno -2, fosforo +5

Le interazioni deboli

- **Interazioni non covalenti di piccola intensità**
 - **Legami ad idrogeno**
 - **Interazioni tra gruppi carichi**
 - **Forze di Van der Waals**
 - **Interazioni idrofobiche**
- **Singolarmente poco rilevanti ma collettivamente importanti anche dal punto di vista biologico**
- **Interazioni di natura transitoria che conferiscono flessibilità e stabilità della materia**
- **Le interazioni deboli sono legami intermolecolari che rendono conto dello stato fisico dei materiali:**

Solidi

Molto presenti

Liquidi

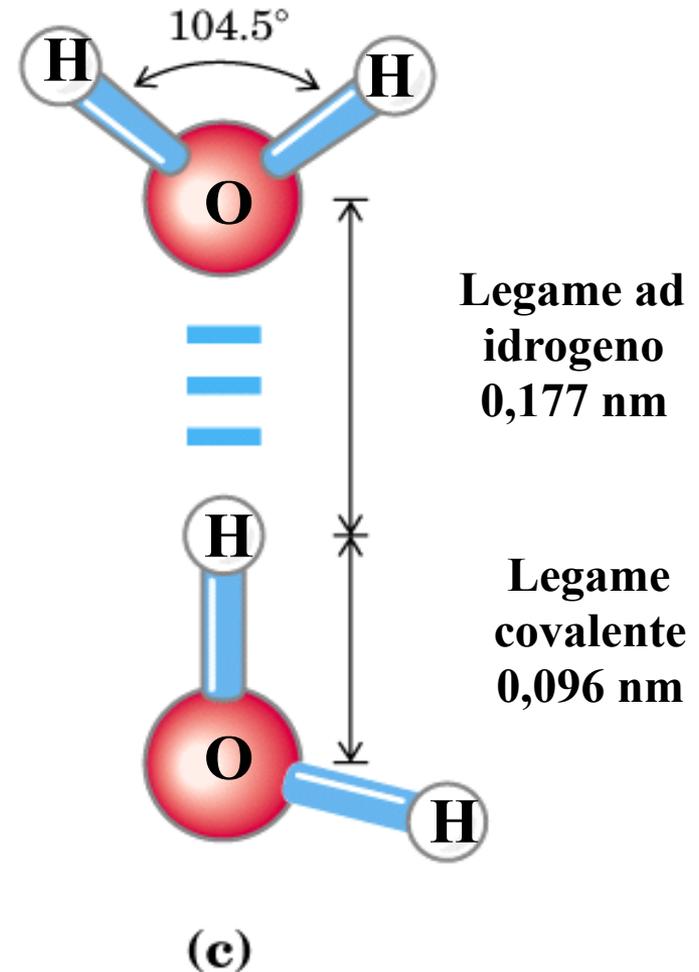
Poco presenti

Gas

Quasi del tutto assenti

Il legame ad idrogeno

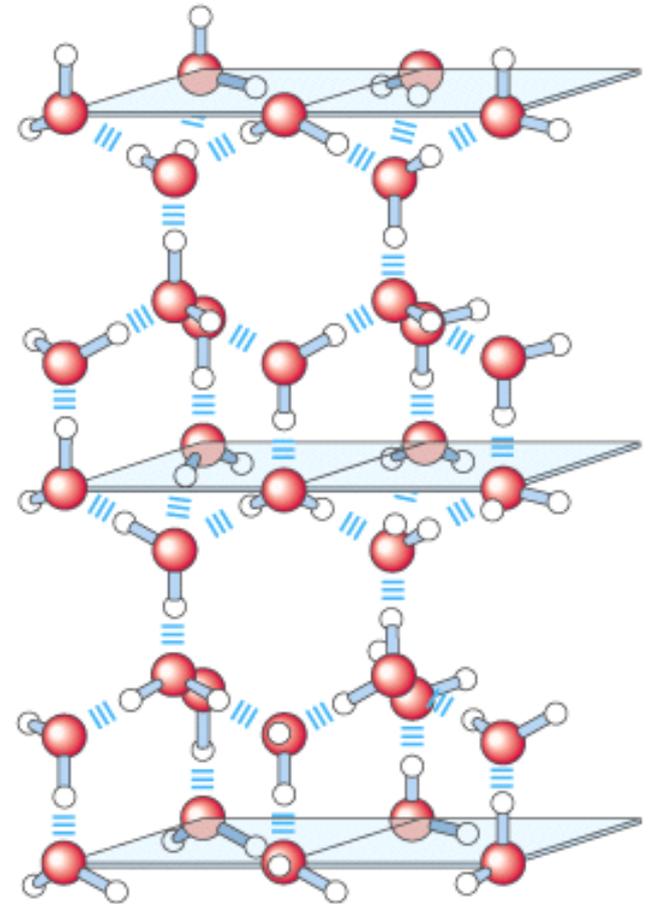
Il legame ad idrogeno si può formare ogni volta che un atomo di idrogeno legato covalentemente ad un atomo fortemente elettronegativo e di piccole dimensioni (F, O, N), si trova ad una certa distanza da un altro atomo di questo tipo di elementi.



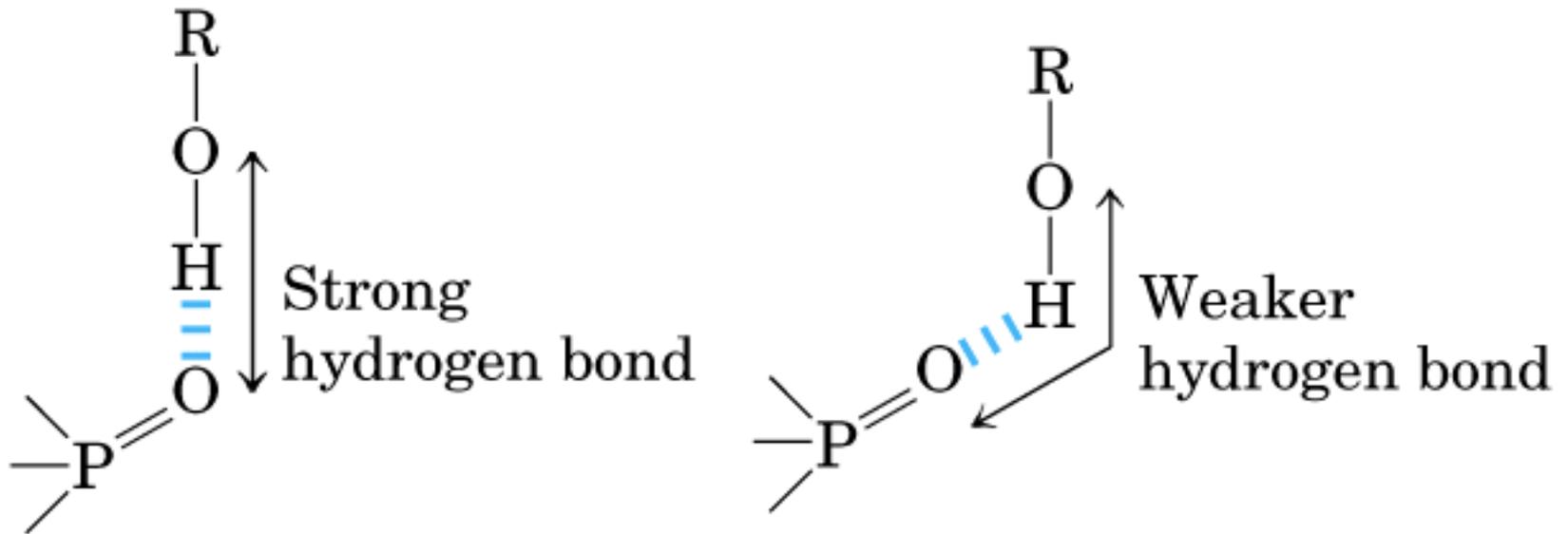
I legami ad idrogeno sono i responsabili dello stato fisico dell'acqua.

Allo stato solido (ghiaccio) ogni molecola di acqua forma 4 legami ad idrogeno così ordinati da conferire al ghiaccio una struttura cristallina.

Allo stato liquido il numero di legami ad idrogeno è inferiore.

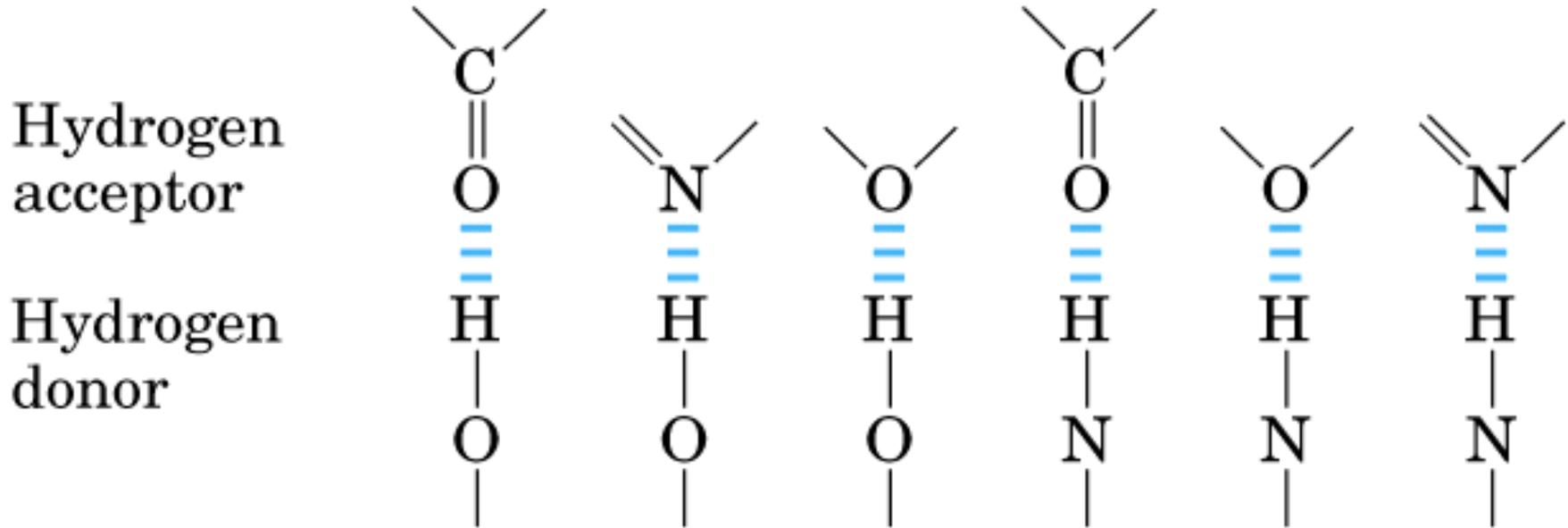


**L'intensità del legame ad idrogeno
dipende anche dalla
disposizione dei tre atomi considerati.**



**Il legame è più forte se i tre atomi sono orientati
lungo lo stesso asse.**

Alcuni esempi di legami ad idrogeno

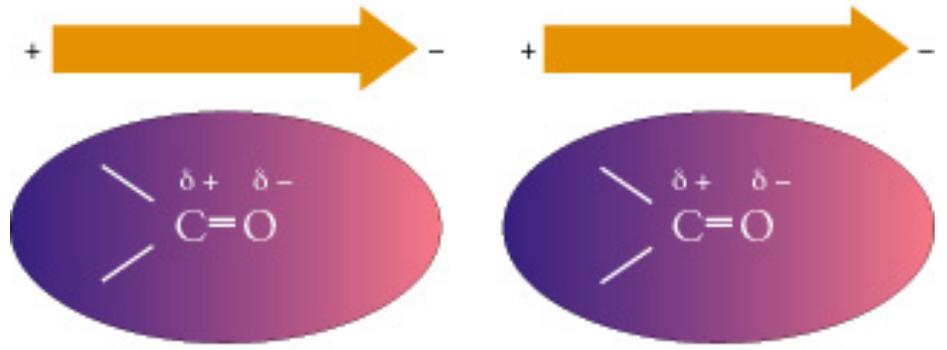


Questi tipi di legami si instaurano ogni volta che un atomo di idrogeno fa da ponte tra due atomi fortemente elettronegativi (N, O, F)

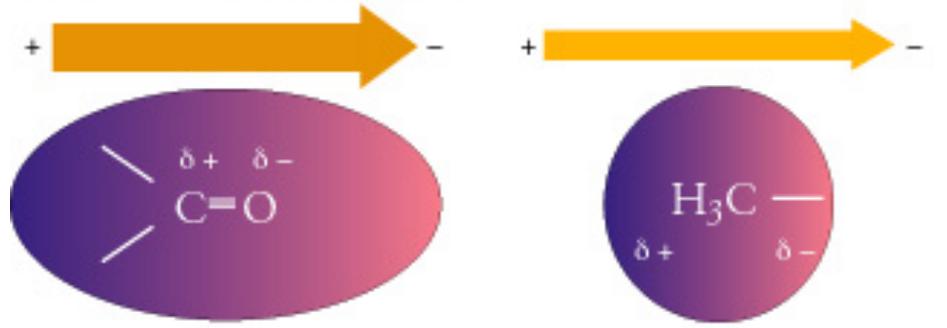
Altre interazioni deboli che coinvolgono molecole neutre

Forze di Van der Waals

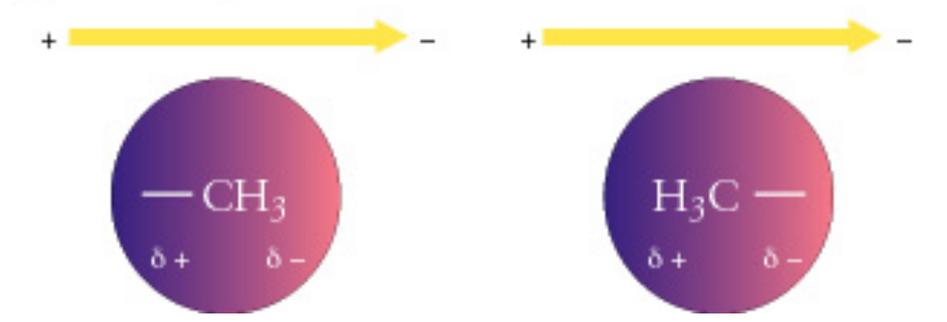
(a) Interazioni tra dipoli permanenti



(b) Interazioni dipolo-dipolo indotto

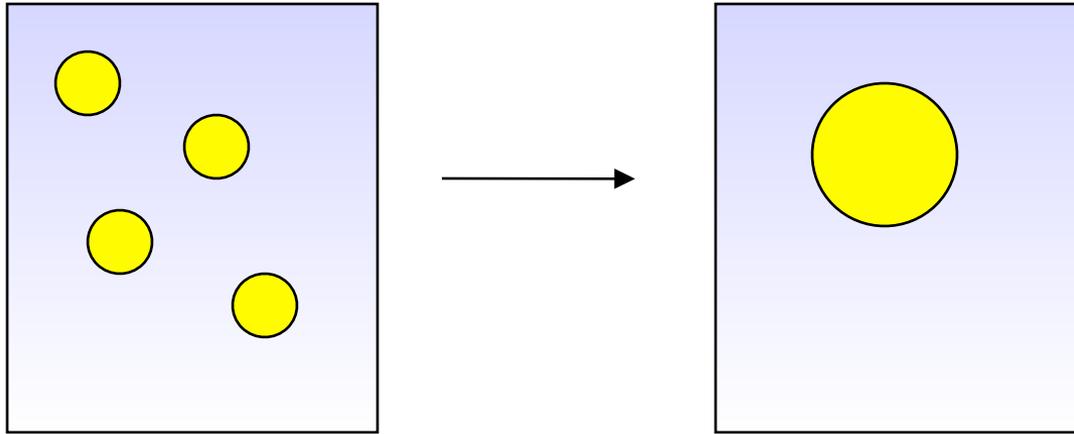


(c) Forze di dispersione di London

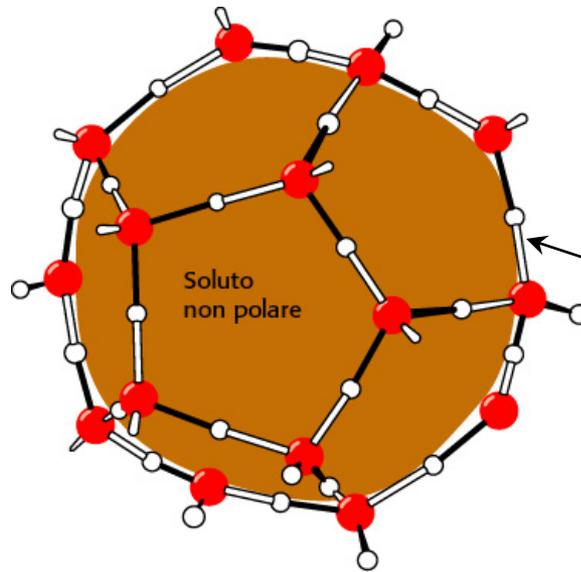


Interazioni idrofobiche

Comportamento dell'olio in acqua



**Le molecole
d'acqua si
“strutturano”
intorno ai soluti
idrofobici**



**Legami ad
idrogeno**