

UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI TERAMO
CORSO DI LAUREA MAGISTRALE IN MEDICINA VETERINARIA

CORSO INTEGRATO: FISICA, CHIMICA
E PROPEDEUTICA BIOCHIMICA (10 CFU)

MODULI:
ELEMENTI DI CHIMICA E MOLECOLE
BIOLOGICHE (3 CFU)
BIOLOGIA MOLECOLARE (3 CFU)

Roberto Giacomini Stuffer

IL MODULO "ELEMENTI DI CHIMICA E MOLECOLE BIOLOGICHE" COMPRENDE:

- 1) IL LEGAME CHIMICO
- 2) LA IONIZZAZIONE DELL'ACQUA, GLI ACIDI E LE BASI
- 3) GLI IDROCARBURI E I GRUPPI FUNZIONALI
- 4) I LIPIDI
- 5) I CARBOIDRATI
- 6) GLI AMMINOACIDI E LE PROTEINE
- 7) LE PROTEINE DEL CONNETTIVO
- 8) LA MIOGLOBINA E L'EMOGLOBINA

IL MODULO "BIOLOGIA MOLECOLARE" COMPRENDE:

9) LE MEMBRANE BIOLOGICHE

10) LA BIOLOGIA MOLECOLARE DEI PROCARIOTI (A)

11) LA BIOLOGIA MOLECOLARE DEI PROCARIOTI (B)

12) LA BIOLOGIA MOLECOLARE DEGLI EUCARIOTI

13) LA TECNOLOGIA DEL DNA RICOMBINANTE

MODULO
"ELEMENTI DI CHIMICA E MOLECOLE
BIOLOGICHE" (3 CFU)

VET.
MODULO "ELEMENTI DI CHIMICA E MOLECOLE BIOLOGICHE"

IL LEGAME CHIMICO

Roberto Giacomini Stuffer

INTRODUZIONE

Gli atomi si associano per formare un gran numero di sostanze diverse,

al legame prendono parte gli elettroni periferici, quelli del guscio più esterno, chiamati elettroni di valenza, che sono quelli presenti negli orbitali più grandi;

quindi, non prendono parte gli elettroni più interni e il nucleo degli atomi.

L'orbitale è quella regione dello spazio in cui vi è più del 90% di probabilità di trovare l'elettrone.

Il Sistema Periodico degli Elementi

		Gruppo										III	IV	V	VI	VII	VIII	
		orbitali										s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6	
		d										p						
n																		
1	1 H 1.0080											1 H 1.0080	2 He 4.00260					
2	3 Li 6.941	4 Be 9.01218											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.179
3	11 Na 22.9898	12 Mg 24.305	ELEMENTI DI TRANSIZIONE										13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
4	19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.90	23 V 50.9414	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	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 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.9055	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9045	54 Xe 131.30
6	55 Cs 132.9055	56 Ba 137.34	57 La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.09	79 Au 196.9665	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9806	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra 226.0254	89 Ac (227)	104 Ku (260)	105 Ha (260)	f												
Periodo	LANTANIDI ★		58 Ce 140.12	59 Pr 140.9077	60 Nd 144.24	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.9254	66 Dy 162.50	67 Ho 164.9303	68 Er 167.26	69 Tm 168.9342	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97		
	ATTINIDI ♀		90 Th 232.0381	91 Pa 231.0359	92 U 238.029	93 Np 237.0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (255)	103 Lr (256)		

TABELLA VII

Elenco alfabetico degli elementi con relativo simbolo chimico e numero atomico.

Afnio	Hf	72	Francio	Fr	87	Plutonio	Pu	94
Alluminio	Al	13	Gadolinio	Gd	64	Polonio	Po	84
Americio	Am	95	Gallio	Ga	31	Potassio	K	19
Antimonio	Sb	51	Germanio	Ge	32	Praseodimio	Pr	59
Argento	Ag	47	Hahnio	Ha	105	Prometeo	Pm	61
Argon	Ar	18	Idrogeno	H	1	Protoattinio	Pa	91
Arsenico	As	33	Indio	In	49	Radio	Ra	88
Astato	At	85	Iodio	I	53	Radon	Rn	86
Attinio	Ac	89	Iridio	Ir	77	Rame	Cu	29
Azoto	N	7	Itterbio	Yb	70	Renio	Re	75
Bario	Ba	56	Ittrio	Y	39	Rodio	Rd	45
Berillio	Be	4	Kripto	Kr	36	Rubidio	Rb	37
Berkelio	Bk	97	Kurchatovio	Ku	104	Rutenio	Ru	44
Bismuto	Bi	83	Lantanio	La	57	Samario	Sm	62
Boro	B	5	Laurencio	Lw	103	Scandio	Sc	21
Bromo	Br	35	Litio	Li	3	Selenio	Se	34
Calcio	Ca	48	Lutezio	Lu	71	Silicio	Si	14
Cadmio	Cd	20	Magnesio	Mg	12	Sodio	Na	11
Californio	Cf	98	Manganese	Mn	25	Stagno	Sn	50
Carbonio	C	6	Mendelevio	Md	101	Stronzio	Sr	38
Cerio	Ce	58	Mercurio	Hg	80	Tallio	Tl	81
Cesio	Cs	55	Molibdeno	Mo	42	Tantalio	Ta	73
Cloro	Cl	17	Neodimio	Nd	60	Tecneto	Tc	43
Cobalto	Co	27	Neon	Ne	10	Tellurio	Te	52
Cromo	Cr	24	Neptunio	Np	93	Terbio	Tb	65
Curio	Cm	96	Nichel	Ni	28	Titanio	Ti	22
Disprosio	Dy	66	Niobio	Nb	41	Torio	Th	90
Einstenio	Es	99	Nobelio	No	102	Tulio	Tm	69
Elio	He	2	Olmio	Ho	67	Tungsteno	W	74
Erbio	Er	68	Oro	Au	79	Uranio	U	92
Europio	Eu	63	Osmio	Os	76	Vanadio	V	23
Fermio	Fm	100	Ossigeno	O	8	Xenon	Xe	54
Ferro	Fe	26	Palladio	Pd	46	Zinco	Zn	30
Fluoro	F	9	Piombo	Pb	82	Zirconio	Zr	40
Fosforo	P	15	Platino	Pt	78	Zolfo	S	16

IL NUMERO ATOMICO (Z)

È il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo.

Sono atomi di uno stesso elemento con un diverso numero di neutroni.

GLI ISOTOPI

IL NUMERO DI MASSA (A)

È la somma dei protoni (Z) e dei neutroni (N) presenti nel nucleo di un atomo, chiamati nucleoni.

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

La **tavola di Mendeleev** è chiamata anche **sistema periodico degli elementi**, perché per gli elementi disposti lungo le linee orizzontali (**i periodi**) e le colonne verticali (**i gruppi**) si hanno delle continue, periodiche variazioni delle proprietà chimiche e fisiche.

Ogni periodo corrisponde al riempimento di un guscio elettronico;

i gruppi sono **8** e i periodi sono **7**.

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Nel sistema periodico tutti gli elementi sono riportati in ordine di "Z" (numero atomico) crescente,

"Z" indica non solo il numero di elettroni ma anche l'ordine di riempimento degli orbitali in ordine crescente di energia.

Le **proprietà fisiche** di un elemento e dei suoi composti dipendono dalla **forza dei legami** con cui un atomo dell'elemento si unisce ad un altro atomo, cioè dipendono dalle **proprietà chimiche**.

Le **proprietà chimiche** di un elemento dipendono dal **numero** dei legami che un elemento può formare e dalla **forza** di questi legami.

LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA

Le **proprietà chimiche e fisiche** di un elemento non dipendono dal numero totale di elettroni, ma dal numero degli **elettroni più esterni**, cioè quelli presenti negli orbitali più grandi.

Infatti, un atomo **si lega** a un altro atomo unendo i suoi **orbitali più esterni** con gli orbitali **più esterni** dell'altro atomo.

Spostandosi nel **periodo**, gli **elettroni** presenti negli **orbitali più esterni** aumentano con continuità da **1 a 8** e, con continuità, variano le proprietà chimiche e fisiche degli elementi del periodo.

LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA

Gli elementi di uno stesso **gruppo** hanno la stessa configurazione elettronica esterna, quindi hanno **proprietà molto simili**, ma non uguali, perché hanno volumi atomici diversi con conseguenti piccole variazioni delle proprietà chimiche e fisiche;

lungo il **periodo**, gli elementi, avendo una configurazione elettronica esterna diversa, hanno **proprietà molto diverse**.

IL VOLUME ATOMICO

Orizzontalmente, il raggio atomico **diminuisce** andando verso destra, perché aumenta il numero di cariche positive (protoni) al centro e aumenta la forza con cui gli elettroni sono attirati dal nucleo;

infatti, **l'atomo** deve sempre essere **elettricamente neutro**, quindi, il numero dei protoni deve essere sempre uguale al numero degli elettroni.

Scendendo in un gruppo, il raggio atomico **aumenta**, perché aumentano le dimensioni degli orbitali.

IL VOLUME ATOMICO

Il volume di un **atomo** è dato dal volume degli **orbitali** contenenti elettroni.

Gli **elettroni** sono attirati dal nucleo con **forze elettrostatiche** la cui intensità diminuisce all'aumentare della distanza;

quindi, man mano che il **raggio atomico aumenta**, diminuisce la forza con cui gli elettroni sono attirati verso il nucleo ed è quindi più facile allontanare un elettrone da un atomo,

viceversa, quanto più un **atomo è piccolo**, quanto più questo atomo tenderà ad attirare gli elettroni.

LA REGOLA DELL'OTTETTO

Tutti gli elementi **dell'ottavo gruppo** del sistema periodico degli elementi sono gas straordinariamente poco reattivi, esistono solo in forma monoatomica e, in base a questa loro mancanza di reattività, sono chiamati **gas nobili**.

Essi hanno, infatti, **completato** la loro struttura elettronica esterna con **8 elettroni**;

questa regola è chiamata **regola dell'ottetto** e, per raggiungere questa configurazione elettronica, cui compete la minima energia, ogni **elemento che non l'ha** tende a **cedere o acquistare** elettroni.

POTENZIALE DI IONIZZAZIONE DI UN ELEMENTO (Kcal/mole)

Corrisponde all'energia richiesta **per staccare** da un atomo isolato (allo stato gassoso) dell'elemento **l'elettrone meno saldamente legato** e portarlo all'infinito, quindi, è una misura della **forza** con cui gli elettroni sono attirati da un nucleo;

esso dipende sia dalla **configurazione elettronica**, sia dal **volume atomico**.

POTENZIALE DI IONIZZAZIONE DI UN ELEMENTO (Kcal/mole)

Scendendo lungo un gruppo, il raggio atomico cresce e quindi, allontanandosi l'elettrone dal nucleo, **diminuisce** la forza di attrazione esistente tra nucleo ed elettrone; inoltre essendoci tra l'orbitale più esterno e il nucleo altri elettroni, questi esercitano anche un'azione schermante;

quindi, il **potenziale di ionizzazione** è una **funzione inversa** del raggio atomico, **aumentando** da sinistra verso destra lungo il periodo e **diminuendo** scendendo in un gruppo.

AFFINITÀ DELL'ELETTRONE

È il **lavoro** che un atomo allo stato gassoso compie per **acquistare** un elettrone;

gli **elementi degli ultimi gruppi** hanno una **grande affinità** per l'elettrone, mentre quelli dei **primi gruppi**, che non necessitano di elettroni, hanno una **bassissima affinità** per l'elettrone.

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Gli elementi possono essere distinti in:

metalli

(a sinistra nella tavola periodica)
hanno un basso potenziale di ionizzazione
e tendono a cedere elettroni,

non metalli

(a destra nella tavola periodica)
hanno un alto potenziale di ionizzazione
e tendono ad acquistare elettroni,

semimetalli

(nella zona intermedia della tavola periodica)
hanno caratteristiche intermedie.

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

METALLI

Sono elementi con gli elettroni del guscio esterno debolmente legati e quindi relativamente mobili; quindi, hanno una elevata conducibilità elettrica e, inoltre, caratteristiche meccaniche e lucentezza propria dei metalli.

NON METALLI

Sono elementi che tendono ad acquistare elettroni e a tenerli strettamente legati; sono detti anche **metalloidi**. Sono tipicamente non metalli e sono gassosi, i seguenti elementi: idrogeno, ossigeno, fluoro, cloro, azoto e tutti i gas nobili.

ELETTRONEGATIVITÀ

Si definisce **elettronegatività di un elemento** la tendenza che ha questo elemento a **spostare verso di se** gli elettroni di legame,

essa **aumenta** spostandosi **da sinistra a destra** in un periodo e **diminuisce** andando **dall'alto al basso** in un gruppo;

infatti, se ci si sposta da sinistra verso destra, il **raggio atomico diminuisce**, gli elettroni di legame diventano sempre più vicini al nucleo e sono attratti con una forza maggiore,

scendendo nel gruppo, il **raggio atomico aumenta**, gli elettroni di legame si trovano più lontani dai nuclei e sono attirati meno fortemente.

ELETTRONEGATIVITÀ

Ad ogni elemento è stato attribuito dal chimico americano **Pauling** un valore di elettronegatività.

L'**ossigeno**, dopo il **fluoro** è il più elettronegativo di tutti gli elementi; il **francio** e il **cesio** sono gli elementi meno elettronegativi,

gli **elementi di transizione** stanno riempiendo, con gli elettroni, gli orbitali più interni, hanno un raggio atomico pressoché costante e, quindi, hanno tutti un **valore di elettronegatività molto vicino**.

IL LEGAME CHIMICO

Gli atomi della maggior parte degli elementi non esistono isolati, ma **interagiscono** fra di loro formando molecole,

le proprietà chimiche di un elemento dipendono dalla configurazione elettronica dei suoi atomi;

i **gas nobili** sono stabili perché hanno il livello elettronico esterno completamente "riempito" di elettroni: **otto**,

al fine di ottenere tale stabilità, gli altri elementi interagiscono tra loro, raggiungendo una configurazione elettronica simile a quella del gas nobile più vicino (**regola dell'ottetto**).

IL LEGAME CHIMICO

Gli elettroni più esterni (**gli elettroni di valenza**) sono gli elettroni direttamente interessati dal legame chimico, in quanto appartenenti al guscio più esterno (**di valenza**).

I DUE TIPI FONDAMENTALI DI LEGAME CHIMICO SONO:

➤ IL LEGAME IONICO

dove un atomo cede un elettrone a un altro atomo,

➤ IL LEGAME COVALENTE

dove due atomi mettono in compartecipazione un elettrone ciascuno;

l'ottetto di elettroni può quindi essere raggiunto in due modi differenti, a seconda delle proprietà chimiche degli atomi interagenti.

IL LEGAME IONICO

Si forma tra i **metalli** (bassa elettronegatività) e i **non metalli** (alta elettronegatività),

l'atomo che cede l'elettrone diventa un **catione**, l'atomo che acquista un elettrone diventa un **anione**:



in questo caso si ha il trasferimento di un elettrone dal sodio al cloro e quindi la formazione di due ioni che hanno 8 elettroni periferici ciascuno.

IL LEGAME IONICO

Le cariche di segno opposto si attraggono con una forza la cui intensità è data dalla **legge di Coulomb** (~7kcal/mol):

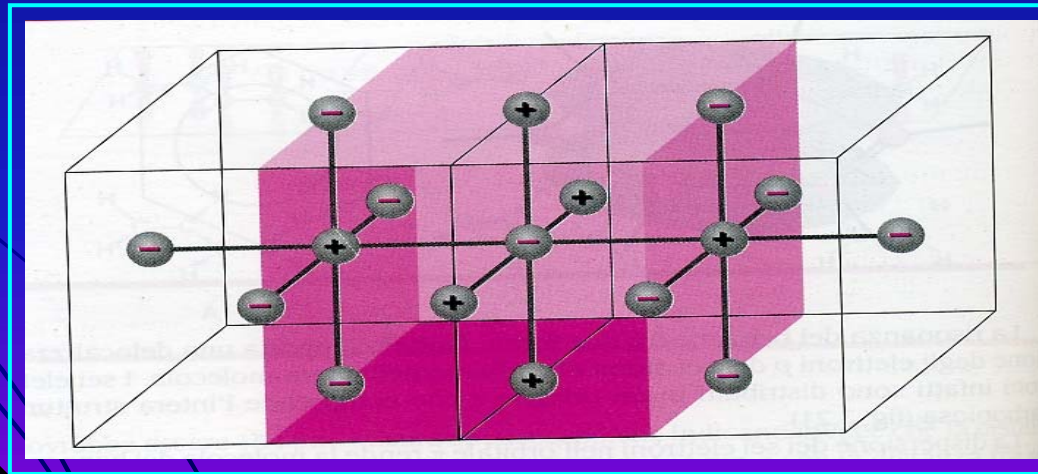
$$F = k \frac{q_1 q_2}{d^2}$$

q_1 e q_2 sono le cariche elettriche che interagiscono,
 d^2 è la distanza tra le cariche,
 K è la costante di proporzionalità.

LA STRUTTURA DELLE SOSTANZE IONICHE

Non esistono molecole distinte,

es. il sale **NaCl** é costituito da un grandissimo numero di **Na⁺** e da un ugual numero di **Cl⁻** che formano una struttura solida, ordinata, nella quale ogni ione occupa una posizione ben precisa.

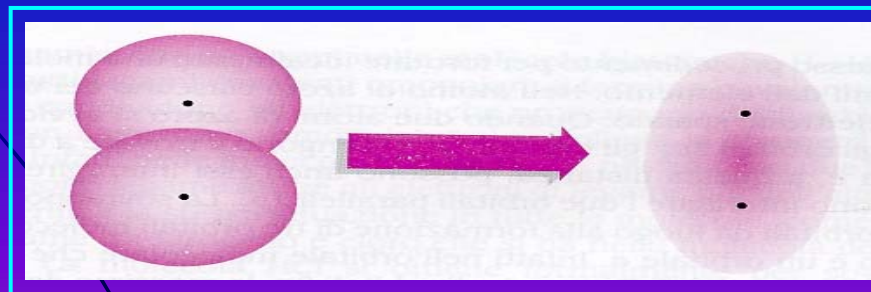


IL LEGAME COVALENTE (O OMOPOLARE)

Ciascun atomo mette in compartecipazione un elettrone, che appartiene a entrambi gli atomi legati,

generalmente, i legami covalenti si hanno tra atomi con elettronegatività uguale o molto simile,

ciascun elettrone di legame **"si muove"** nel campo elettrico di entrambi i nuclei atomici.



L'ENERGIA DI LEGAME

È l'energia che si sviluppa quando si forma un legame e che deve essere somministrata per separare gli atomi costituenti. Varia da legame a legame, a seconda degli atomi costituenti e si esprime in Kcal/mole.

IL LEGAME PARZIALMENE IONICO (POLARIZZATO) LE SOSTANZE POLARI

Le sostanze che presentano una separazione delle cariche elettriche nelle loro molecole sono definite "polari",

questa caratteristica è dovuta al fatto che il doppietto di legame "passa più tempo" intorno al nucleo dell'atomo più elettronegativo che intorno all'altro nucleo:



in questo caso si parla di "legame covalente polarizzato".


IL LEGAME DATIVO

Un **atomo**, che ha già il suo **ottetto completo**, mette un suo **doppietto elettronico** a disposizione di un altro atomo che ha un **orbitale completamente vuoto**,

si avrà ancora un orbitale molecolare con **2 elettroni**, ma questa volta i due elettroni provengono da un **solo atomo**.

Gli **ioni di tutti i metalli di transizione** presentano molti orbitali completamente vuoti e quindi possono fungere da accettori di **legame dativo**.

Carattere ionico



Legame covalente
simmetrico



Legame covalente
polare



Legame
ionico

I LEGAMI DOPPI E TRIPLI

Si parla di **doppio legame** quando ogni atomo mette in compartecipazione due elettroni,
es. il monossido di carbonio (CO);

si parla di **triplo legame** quando ogni atomo mette in compartecipazione tre elettroni,
es. la molecola dell'azoto (N_2);

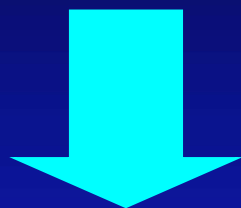
gli atomi possono quindi condividere più di un doppietto elettronico, per completare i loro gusci di valenza.

I LEGAMI DOPPI E TRIPLI

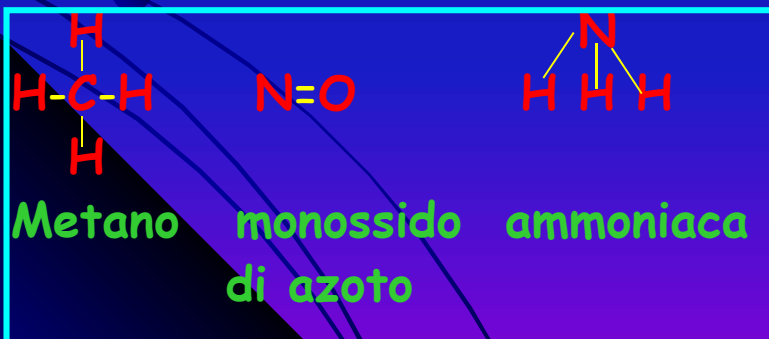
Se due orbitali di due atomi si fondono tra loro per formare un orbitale molecolare si formerà un legame **sigma**. Se ogni atomo ha ancora un orbitale con singoletto, questi 2 orbitali possono fondersi per dare luogo a un orbitale **pi-greco**, che ha una forma diversa da quella del legame sigma, è più debole ed è perpendicolare ad esso. Un terzo legame, **pi-greco**, sarebbe perpendicolare ai due precedenti.

LA VALENZA

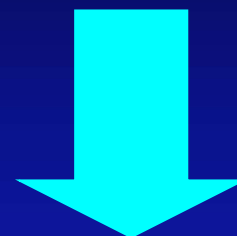
VALENZA COVALENTE



Indica il numero di legami formati da un atomo in una molecola



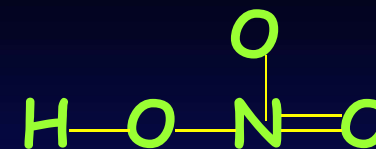
VALENZA IONICA



Indica la carica elettrica posseduta da uno ione monoatomico

ione	valenza
Na^+	1
Cl^-	1
Ca^{2+}	2

LA FORMULA DI STRUTTURA



È la particolare rappresentazione con la quale si indicano i rapporti tra gli atomi che costituiscono una molecola
(nell'esempio l'ac. nitrico).

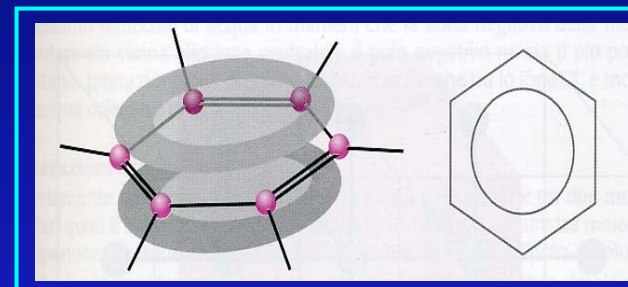


LA FORMULA BRUTA

È la formula comunemente usata, in cui non c'è l'indicazione dei legami chimici
(negli esempi l'ammoniaca e l'anidride carbonica).

LA MESOMERIA (o RISONANZA)

È lo stato molecolare in cui è impossibile dare una posizione precisa alle interazioni di legame in una certa molecola; in essa gli elettroni sono delocalizzati, es. il benzene.

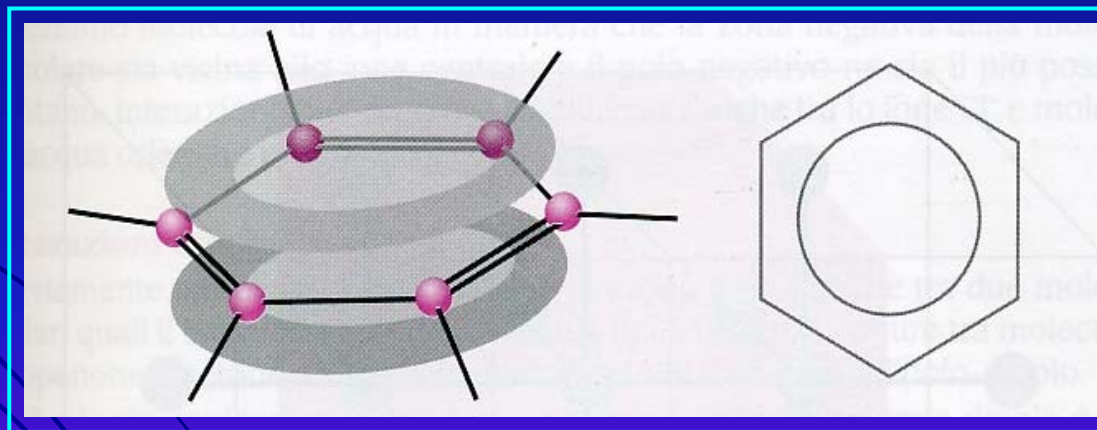


L'ENERGIA di RISONANZA

È l'energia data dalla differenza tra l'energia di una qualsiasi delle formule limite e l'energia propria e reale dell'ibrido di risonanza.

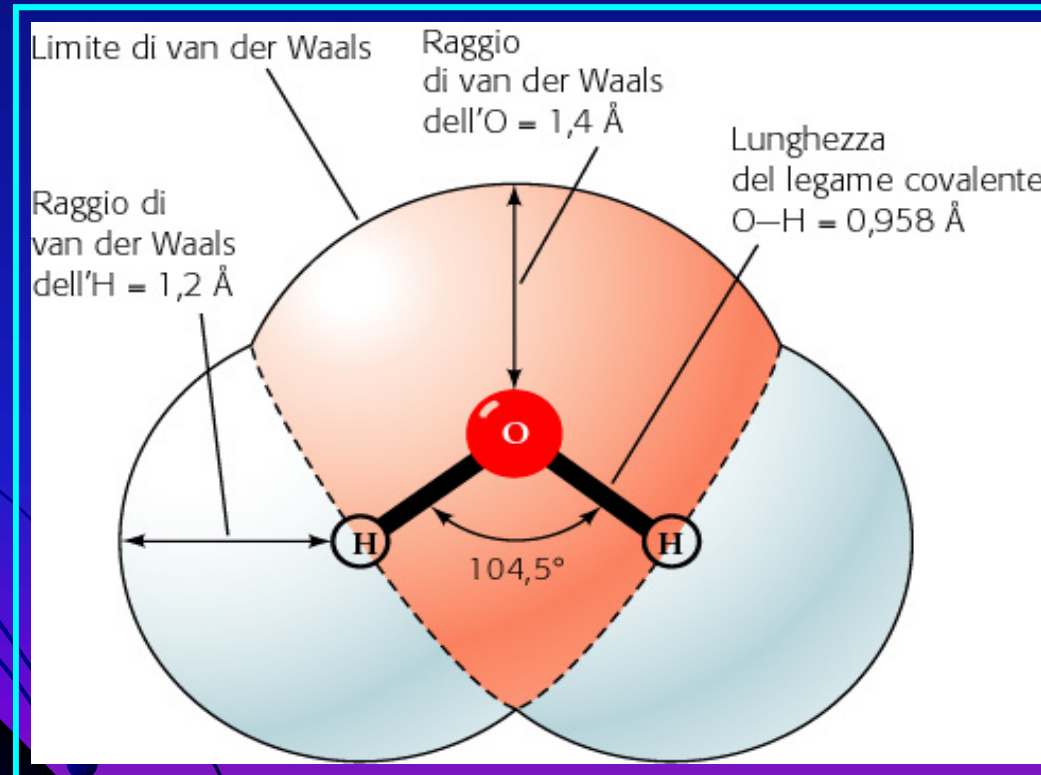
LA DELOCALIZZAZIONE DEGLI ELETTRONI

Gli elettroni possono liberamente circolare in un orbitale molto più grande e non sono localizzati tra due soli atomi; una più uniforme densità elettronica determina una minore energia.



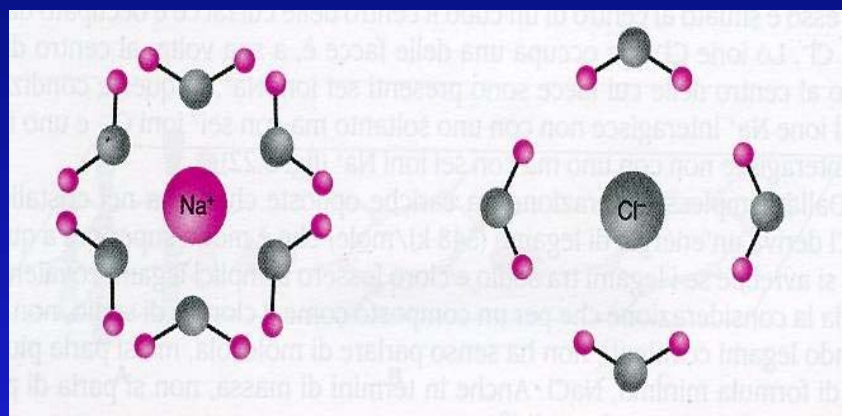
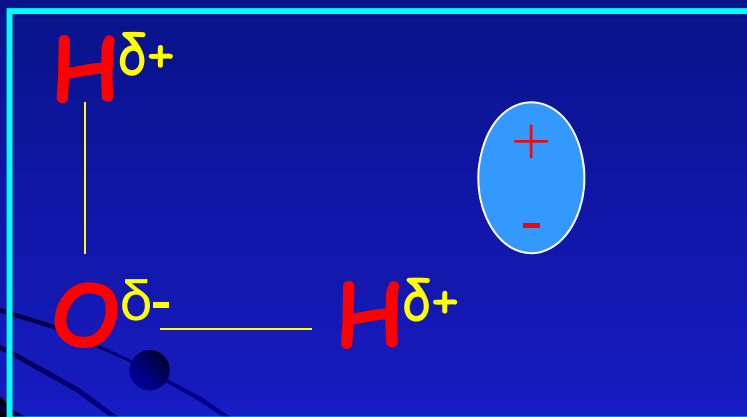
L'ACQUA E' UNA MOLECOLA POLARE

L'ossigeno, con un doppietto di elettroni non condiviso, ha una parziale carica negativa, i due atomi d'idrogeno hanno una parziale carica positiva.



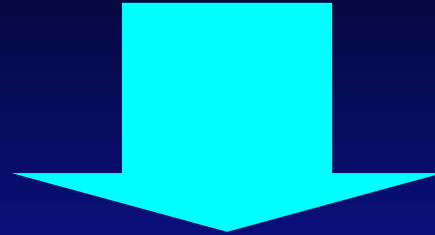
IL LEGAME IONE-DIPOLO

La molecola d'acqua può quindi essere considerata come un piccolo dipolo;

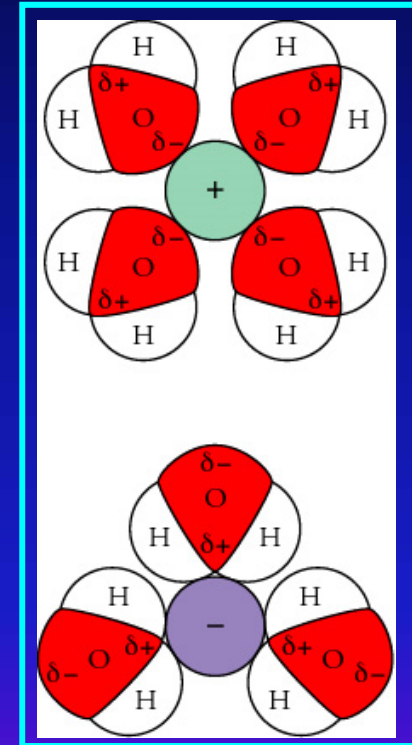


il legame ione-dipolo é un legame di tipo elettrostatico, é infatti dovuto alle attrazioni tra cariche elettriche di segno opposto.

IL LEGAME IONE-DIPOLO



È un legame elettrostatico, dovuto alle interazioni tra cariche elettriche di segno opposto. Es. $\text{H}_2\text{O}-\text{Na}^+$, $\text{H}_2\text{O}-\text{Cl}^-$.



GLI IONI IDRATI

Il raggio dello ione idrato è più grande del raggio dello ione, più intensa è la carica dello ione, tante più molecole d'acqua si legheranno, quindi tanto più grande sarà il raggio dello ione idrato.

Esempi:

- Li^+ lega 15 molecole di acqua
- Na^+ lega 9 molecole di acqua
- K^+ lega 4 molecole di acqua

La densità della carica elettrica diminuisce.

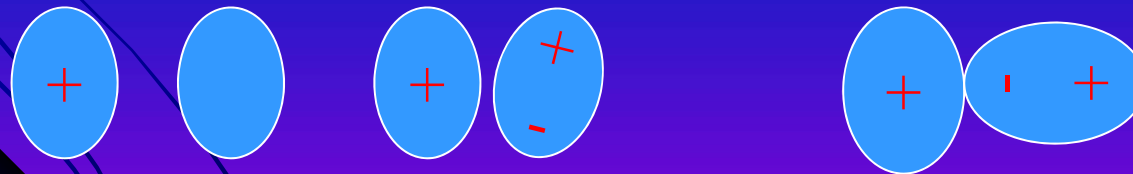
Il Sistema Periodico degli Elementi

		I		II		Gruppo										III	IV	V	VI	VII	VIII						
		s^1		s^2		orbitali										d	f	p	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	
1		1	2	ELEMENTI DI TRANSIZIONE										1	2	3	4	5	6	7	8	9	10				
1		1	2											1	2	3	4	5	6	7	8	9	10				
2		3	4											5	6	7	8	9	10								
3		11	12											13	14	15	16	17	18								
4		19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36								
5		37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54								
6		55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86								
7		87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118								
		LANTANIDI		*	59	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71									
		ATTINIDI		†	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103									

IL LEGAME IONE-DIPOLO INDOTTO

La presenza di uno ione determina uno spostamento di elettroni nella molecola neutra, per cui una parte di questa diventerà negativa e l'altra positiva,

la molecola neutra è convertita in un dipolo, con la possibile formazione di un legame **ione-dipolo indotto**.



I LEGAMI DI VAN DER WAALS

Sono legami deboli, di natura elettrostatica, che si formano tra dipoli molecolari (2-10 kcal/mole)

LEGAME DIPOLO-DIPOLO

In una molecola elettricamente neutra, vi può essere una separazione permanente di cariche, con la formazione di un dipolo:

es. l' H_2O ,

due dipoli possono formare un legame fra loro.

LEGAME DIPOLO-DIPOLO INDOTTO

Un dipolo può creare in una molecola adiacente una separazione di cariche, con possibili interazioni fra i due dipoli.

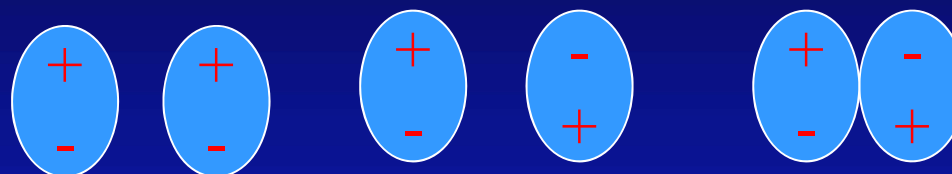
LEGAME DIPOLO INDOTTO-DIPOLO INDOTTO

Una istantanea separazione di cariche in una molecola induce subito su una molecola adiacente una separazione di cariche, con possibili interazioni fra i due dipoli.

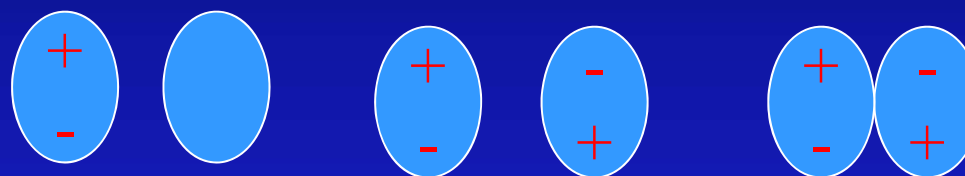
I LEGAMI DI VAN DER WAALS

Le forze di attrazione elettrostatiche, essendo molto deboli, si fanno risentire praticamente solo quando le molecole quasi si urtano.

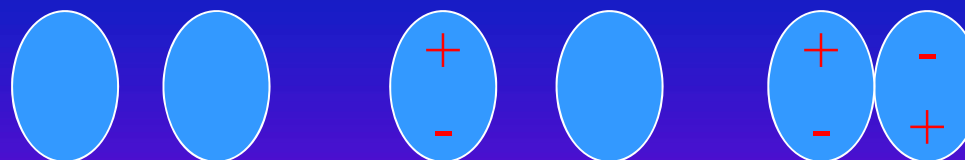
DIPOLO-DIPOLO



DIPOLO-DIPOLO INDOTTO

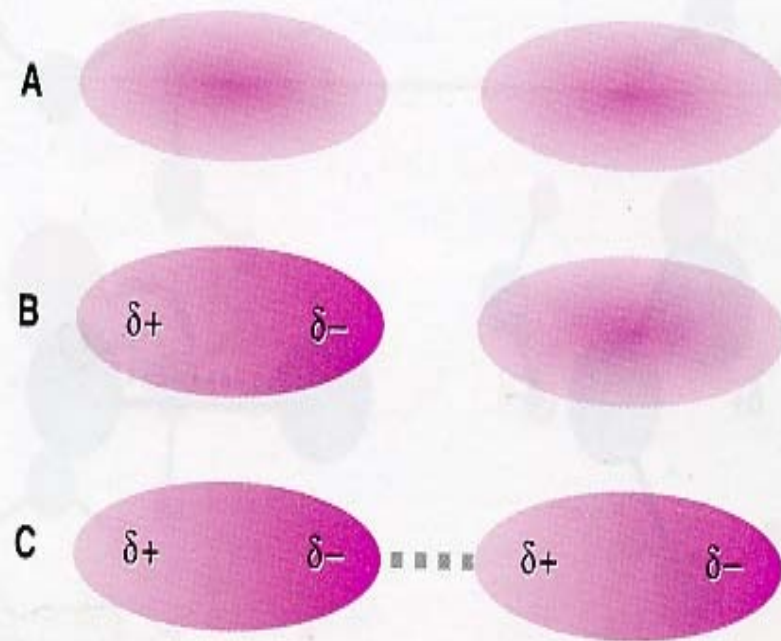


DIPOLO INDOTTO-DIPOLO INDOTTO

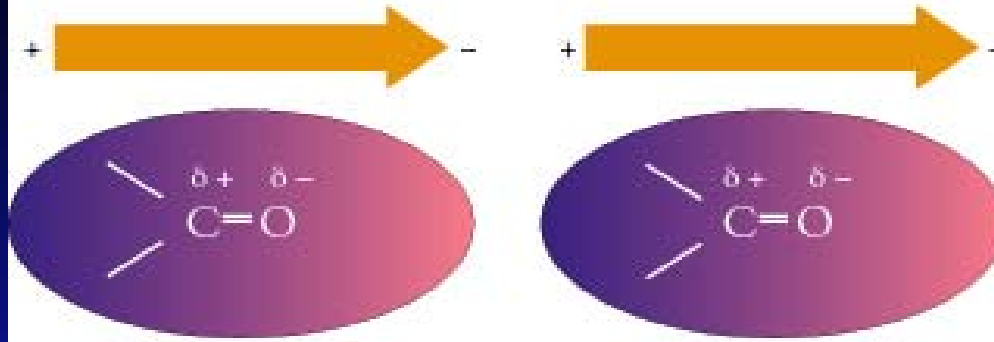


I LEGAMI DI VAN DER WAALS

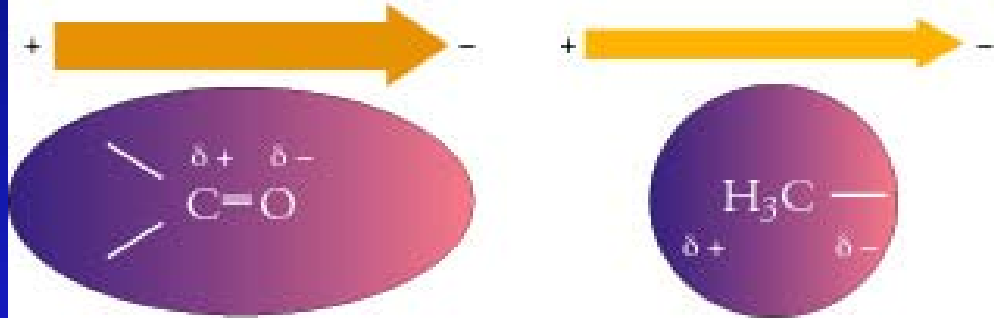
Legame di van der Waals tra due molecole di iodio. Due molecole di iodio non si attraggono in quanto perfettamente simmetriche (A). Un dipolo istantaneo che si origina in una delle due molecole (B) induce polarizzazione dell'altra (C). Il dipolo istantaneo e il dipolo indotto si attraggono elettrostaticamente.



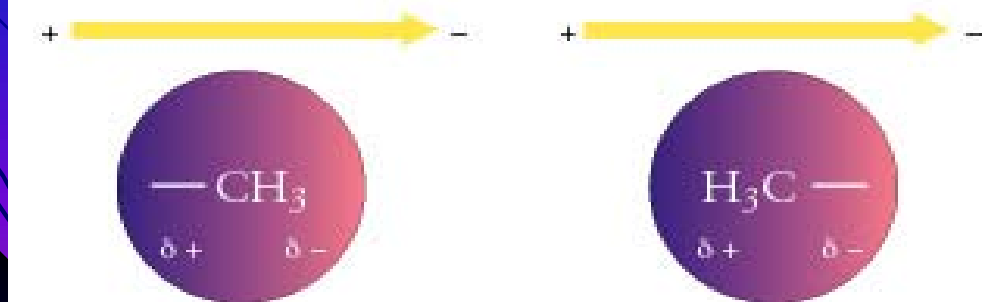
(a) Interazioni tra dipoli permanenti



(b) Interazioni dipolo-dipolo indotto



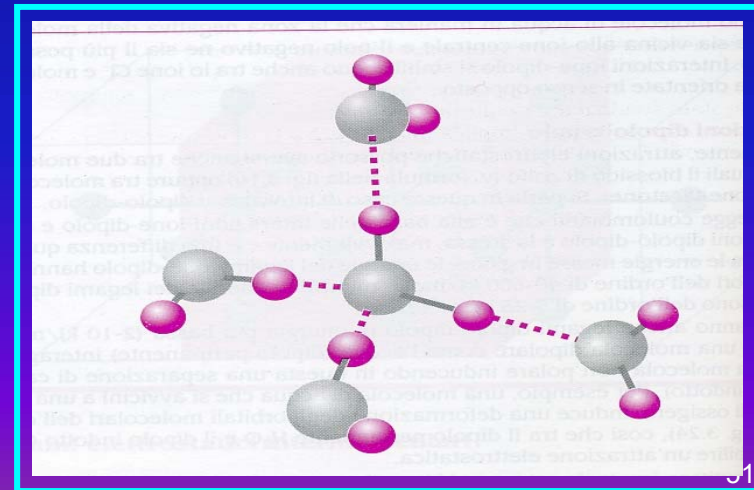
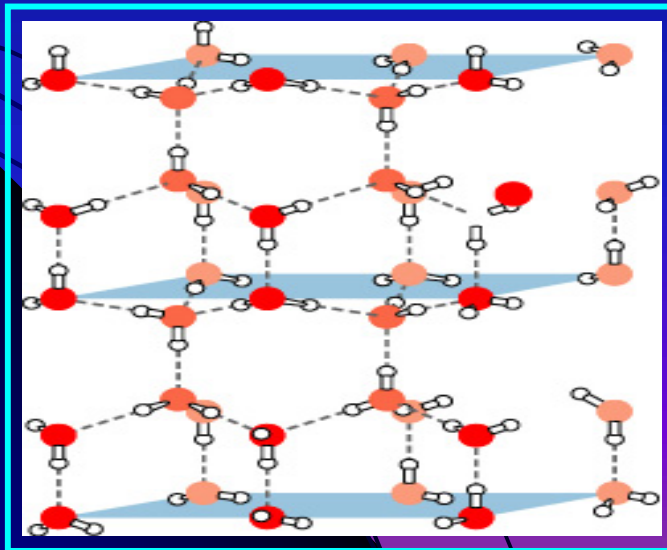
(c) Forze di dispersione di London



IL LEGAME IDROGENO

È un legame di tipo elettrostatico, che si forma tra un atomo di **idrogeno** (già legato covalentemente ad un altro atomo) e un atomo dotato di **alta elettronegatività** ($\sim 3\text{kcal/mol}$),
es. HX dove $\text{X} = \text{F}, \text{O}, \text{N}$ (elementi dotati di alta elettronegatività);

gli elettroni di legame sono attirati fortemente verso l'atomo **X** e l'atomo di **H** assumerà una parziale carica positiva.

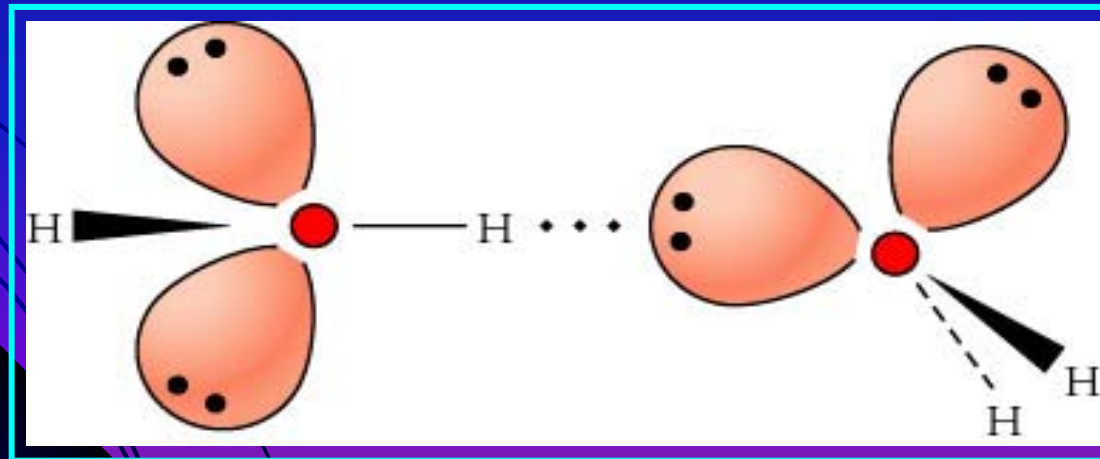


IL LEGAME IDROGENO

L'atomo di H, per diminuire la sua elevata energia, non potendo legare in modo covalente altri atomi, cerca di formare **legami elettrostatici** con altri atomi ricchi di elettroni,

solo **F, O, N** hanno queste caratteristiche,

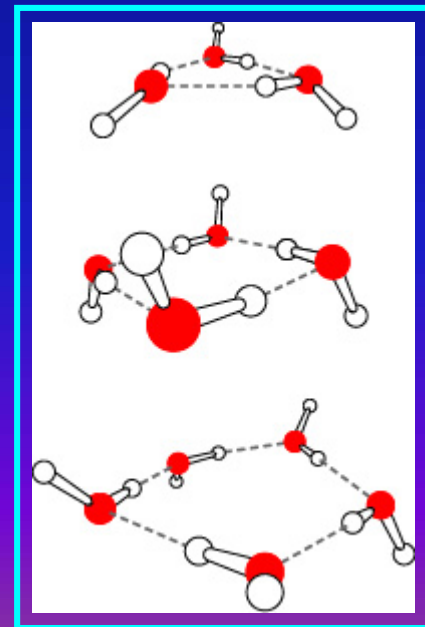
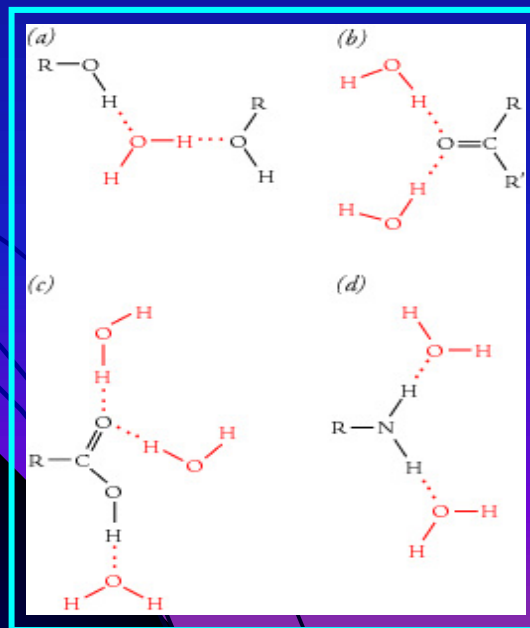
il legame H è un **legame debole**.



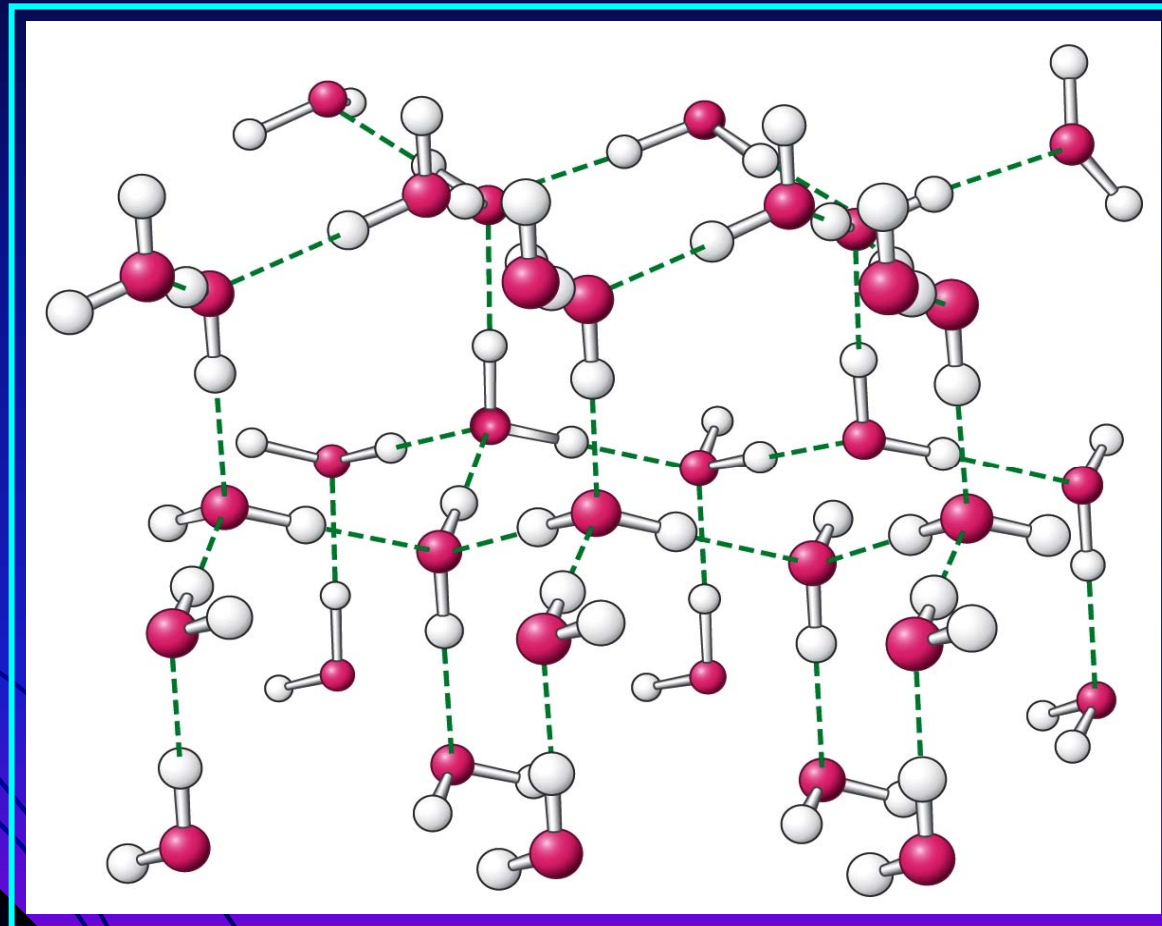
IL LEGAME IDROGENO

L'atomo di H e i due atomi ad esso legati sono su una **stessa retta**, probabilmente perché le nuvole elettroniche dei due atomi legati all'idrogeno si respingono tra loro,

l'atomo di H può fare da ponte solo **tra due atomi**, poiché la carica dell'idrogeno (che è la causa del legame) è già **neutralizzata** dagli elettroni del 2° atomo.

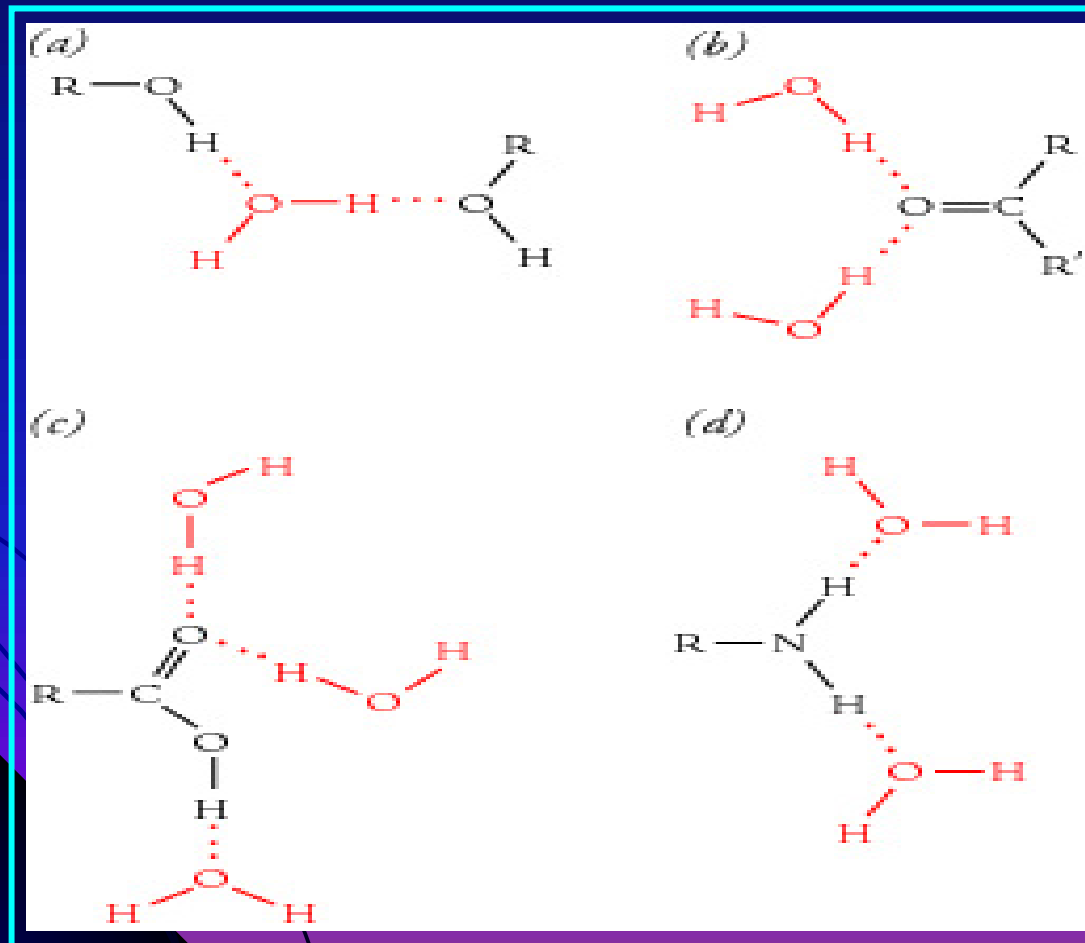


IL GHIACCIO



IL SOLVENTE ACQUA

L'acqua é un ottimo solvente per tutti i composti idrofilici
(polari o carichi).



LE SOSTANZE NON POLARI, IDROFOBICHE

Esse sono praticamente insolubili in acqua, la quale tende a minimizzare i suoi contatti con le molecole idrofobiche.

EFFETTO IDROFOBICO

è la tendenza delle molecole non polari ad aggregarsi in una soluzione acquosa escludendo le molecole d'acqua.

