

CORSO DI LAUREA IN SCIENZE MOTORIE (L-22)

Corso di BIOCHIMICA UMANA (9 CFU)

A.A. 23 – 24

GRUPPO MATRICOLE DISPARI
Prof.ssa Rosaria ARCONE

Ricevimento studenti:

Mercoledì, ore 11:30-13:30

DiSMeB, Via Medina 40, IV Piano.

Programma d'Esame (1)

PROPEDEUTICA BIOCHIMICA. La chimica della materia vivente. Legami chimici ed interazioni molecolari. Le reazioni chimiche: proprietà, classificazione e cinetica. La molecola d'acqua e le sue proprietà. Soluzioni e loro proprietà. Acidità, basicità e pH. Sistemi tampone fisiologici. Composti del carbonio: struttura e nomenclatura dei gruppi funzionali e loro reattività.

PROTEINE. Gli amminoacidi: struttura, nomenclatura e proprietà chimico-fisiche. Il legame peptidico. Struttura primaria, secondaria, terziaria e quaternaria. Proteine fibrose: il collagene. Proteine globulari. Proteine che legano l'ossigeno: mioglobina ed emoglobina. Struttura dell'eme e della globina. Curve di saturazione con l'ossigeno. Meccanismi di regolazione della funzione dell'emoglobina: ruolo del difosfoglicerato e del pH, effetto Bohr. Proteine contrattili: actina, miosina, tropomiosina e troponina.

ENZIMI. Reazioni enzimatiche e fattori che influenzano la catalisi. Ruolo dei cofattori. Regolazione dell'attività enzimatica: inibizione ed inattivazione. Enzimi allosterici. Gli isoenzimi: caratteristiche e significato fisiologico.

CARBOIDRATI. Struttura, classificazione, funzione. Monosaccaridi: glucosio, fruttosio, ribosio, lattosio. Disaccaridi. Polisaccaridi: amido e glicogeno.

LIPIDI. Struttura, classificazione e funzione. Acidi grassi. Lipidi di riserva: trigliceridi. Lipidi di membrana: fosfolipidi. Il colesterolo.

BIOENERGETICA E METABOLISMO. Principi di bioenergetica. Reazioni esoergoniche e endoergoniche: reazioni accoppiate. Composti ad elevato potenziale energetico: ruolo dell'ATP e di altri composti fosforici. Il flusso di energia negli organismi viventi: ciclo ATP-ADP. Concetti generali del metabolismo: le varie vie metaboliche (anaboliche, cataboliche, anfiboliche).

Programma d'Esame (2)

METABOLISMO DEI CARBOIDRATI. Cenni su digestione ed assorbimento dei carboidrati. Catabolismo del glucosio nella via glicolitica: fasi, bilancio energetico e regolazione. Destino anaerobico del piruvato: fermentazione omolattica ed alcolica. Destino aerobico: decarbossilazione ossidativa. Via del pentosio-fosfato.

Biosintesi del glucosio: glucoinesi e gluconeogenesi. Glicogeno: degradazione, sintesi e regolazione metabolica.

METABOLISMO DEI LIPIDI. Cenni su digestione ed assorbimento dei lipidi. Catabolismo degli acidi grassi: ruolo della carnitina nel trasporto intramitocondriale degli acidi grassi e beta-ossidazione. Bilancio energetico. Corpi chetonici e colesterolo.

Biosintesi degli acidi grassi: formazione del malonilCoA, il sistema multienzimatico dell'acido grasso sintetasi, l'allungamento della catena carboniosa degli acidi grassi.

METABOLISMO OSSIDATIVO. Ciclo di Krebs: reazioni del ciclo, bilancio energetico e regolazione. Fosforilazione ossidativa: la catena di trasporto degli elettroni e sintesi di ATP.

Bilancio energetico del catabolismo di glicidi, lipidi e protidi. Regolazione del metabolismo. Cenni sugli ormoni adrenalina, glucagone ed insulina.

METABOLISMO DELLE PROTEINE. Cenni su digestione ed assorbimento delle proteine. Catabolismo degli amminoacidi (deaminazione ossidativa, transaminazione). Ciclo dell'urea.

CENNI SUL METABOLISMO DI CREATINA E CREATININA.

METABOLISMO DEL MUSCOLO SCHELETRICO. Organizzazione del tessuto muscolare scheletrico. Biochimica della contrazione muscolare. Classificazione delle fibre muscolari. Substrati energetici e vie metaboliche (anaerobica-alattacida, anaerobica-lattacida, aerobica). Ciclo di Cori.

Libri di testo

Testi consigliati

BERTOLDI et al., Chimica e Biochimica per le Scienze Motorie, 2023
EdiSES Edizioni.

Testi utili ai fini degli approfondimenti degli argomenti trattati nel programma del corso:

- NELSON D.L., COX M.M., “I principi di biochimica di Lehninger”, Ed. Zanichelli
- BAYNES J.W., DOMINICZAK M.H. “Biochimica per le discipline biomediche” - Ed. Ambrosiana.

Qualsiasi altro testo recente di Biochimica umana conforme al programma.

Piattaforma Moodle E-Learning d'Ateneo

Corso Biochimica Umana - Matricole DISPARI AA 2023-2024 - Prof.ssa Arcone

LINK:

<https://elearning.uniparthenope.it/course/view.php?id=1981>

- **Svolgimento di Test di autovalutazione, prove scritte di verifica intercorso e prova scritta d'esame.**
- **Per assolvimento **Obblighi Formativi Aggiuntivi (OFA)** è necessario sostenere e superare una prova **PROVA** scritta o superare l'esame entro il primo anno**
- **Modalità blended del corso: lezione del venerdì su piattaforma MS Teams**
- **Possibilità di scaricare il materiale didattico supplementare fornito dal docente**

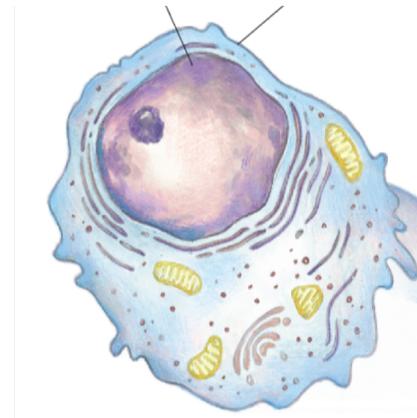
Modalità di svolgimento d'esame

- **Prova scritta** seguita da una **prova orale**.
- La prova scritta è costituita da domande a risposta multipla.
- Accede alla prova orale chi supera la prova scritta con un punteggio ritenuto sufficiente.
- Durante il corso saranno svolte prove parziali di verifica delle conoscenze acquisite. Può essere previsto il raggiungimento di una votazione sufficiente per la partecipazione alla prova successiva.
- **Chi supera le prove intercorso con la sufficienza, accede direttamente alla prova orale SOLO per l'appello di giugno.**

Biochimica: chimica della vita

Proprietà molecolari e funzionali dei componenti cellulari

- **Struttura e funzione** delle molecole di interesse biologico
- **Metabolismo** delle biomolecole
 - Sintesi
 - Degradazione
 - Regolazione
- **Evoluzione molecolare**



Nonostante le diversità tra gli organismi viventi, dal punto di vista biochimico esistono diverse similitudini:

- molte importanti vie metaboliche sono conservate
- informazione genetica e sua trasmissione

Le caratteristiche universali delle cellule

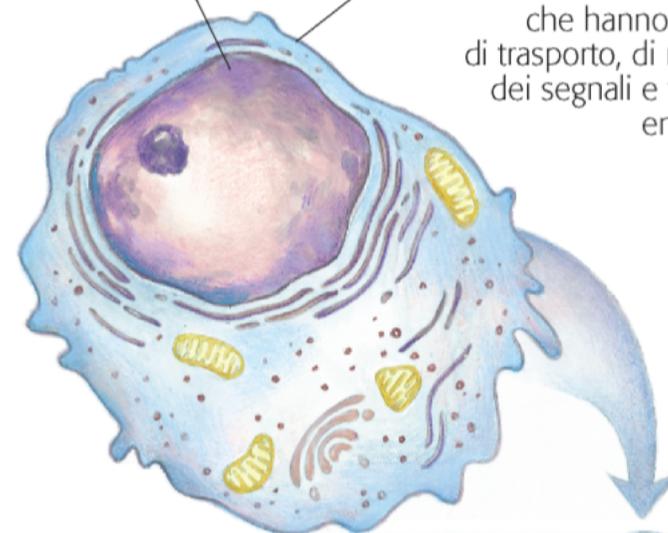
La membrana plasmatica: composta da molecole lipidiche e proteiche, separa il contenuto della cellula dal mezzo esterno.

Il citoplasma è il contenuto cellulare delimitato dalla membrana plasmatica. E' costituito da una soluzione acquosa, **il citosol**, e numerose particelle in sospensione (RNA, enzimi, amminoacidi, metaboliti vari, etc) ed organelli (mitocondri, lisosomi, ribosomi, reticolo endoplasmatico, granuli di riserva, etc).

Il nucleo o nucleotide: sede di duplicazione del materiale genetico (DNA). Il nucleo degli eucarioti è delimitato da una doppia membrana (membrana nucleare)

Nucleo (eucarioti) o nucleotide (batteri)
Contiene il materiale genetico: DNA e proteine associate. Il nucleo è circondato da una membrana

Membrana plasmatica
Doppio strato lipidico flessibile e resistente. Selettivamente permeabile alle sostanze polari. Comprende proteine di membrana che hanno funzioni di trasporto, di ricezione dei segnali e funzione enzimatica



Citoplasma
Il contenuto acquoso della cellula, le particelle sospese e gli organelli

centrifugare a 150000 g

Sopranatante: il citosol
Soluzione concentrata di enzimi, RNA, molecole di precursori, metaboliti, ioni inorganici

Sedimento: particelle e organelli.
Ribosomi, granuli di riserva, mitocondri, cloroplasti, lisosomi, reticolo endoplasmatico

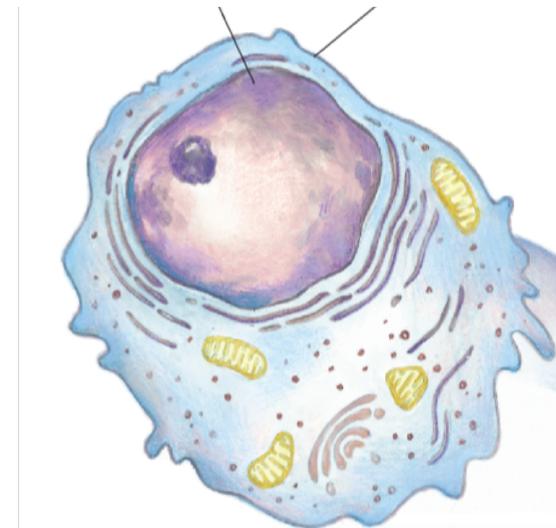
La chimica della materia vivente

Composti semplici

- **composti inorganici, composti organici,**
(amminoacidi, monosaccaridi, basi azotate)
acqua, sali minerali, ecc.

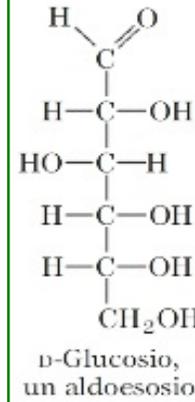
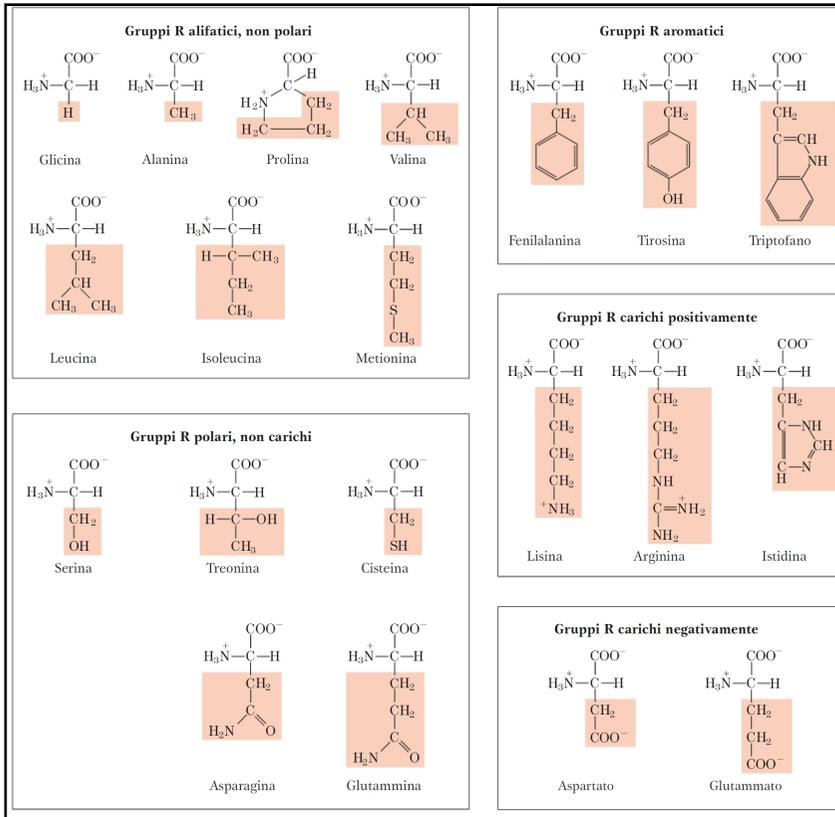
Molecole complesse

- **proteine**
 - **polisaccaridi**
 - **acidi nucleici**
 - **lipidi**
- biopolimeri

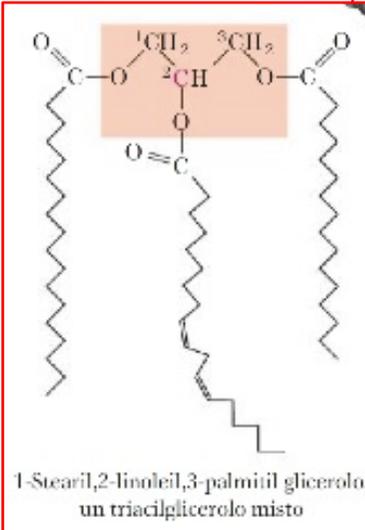


I composti organici delle biomolecole

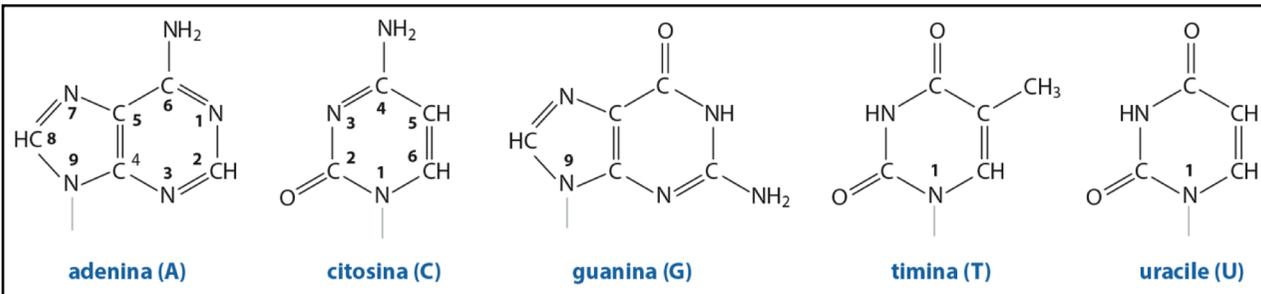
20 diversi amminoacidi costituiscono le proteine



Il glucosio, precursore di molti zuccheri



Gli acidi grassi ed il glicerolo sono i principali costituenti dei lipidi



5 diverse basi azotate costituiscono gli acidi nucleici

Subunità monomeriche

Lettere
dell'alfabeto

J H T R
Z Y N D
B F I Q V
U A S
P E M O
W G L X C
K

26^8
($2.1 \cdot 10^{11}$)

Nucleotidi

C
A
T
G

Polimero di 8 monomeri
N. di possibilità
 4^8
(65536)

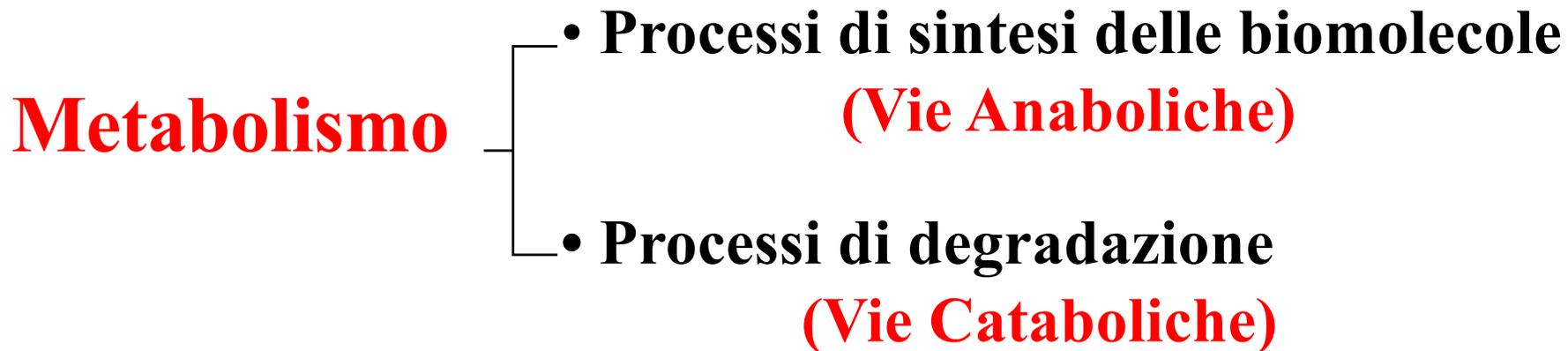
Amminoacidi
(20)

Phe Tyr Thr
Gly Asn Gln
Lys Asp Met
Val Ala Ser
Ile Leu Arg
Pro Trp Cys Glu

20^8
($2.6 \cdot 10^{10}$)

Argomenti da affrontare

- **Struttura chimica e tridimensionale, nomenclatura, proprietà e funzione delle molecole di interesse biologico**



- Integrazione del metabolismo**
- **Meccanismi molecolari di regolazione**
 - **Correlazione tra anabolismo e catabolismo**

Composizione chimica degli organismi viventi

La materia vivente è costituita da un numero relativamente ridotto di elementi chimici

Il 98% del peso secco della materia vivente è costituito da: C, N, O, H, Ca, P, K, S

La rimanente parte è costituita da elementi traccia

Il composto più abbondante è l'acqua (70 %)

Tranne ossigeno e calcio, gli elementi costituenti la materia vivente sono poco presenti nella crosta terrestre

Tavola periodica degli elementi

L'evoluzione biologica ha compreso prima un'evoluzione chimica

Comparsa dei primi composti organici nell'era prebiotica (3-4 miliardi di anni fa)

1 H																	2 He																
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																
55 Cs	56 Ba																	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra																	Lantanidi Attinidi															

Elementi molto rappresentati
 Elementi in tracce

Meno di 30 di più dei 90 elementi chimici che si trovano in natura sono essenziali per gli esseri viventi.

La maggior parte degli elementi che compongono la materia vivente hanno numeri atomici bassi.

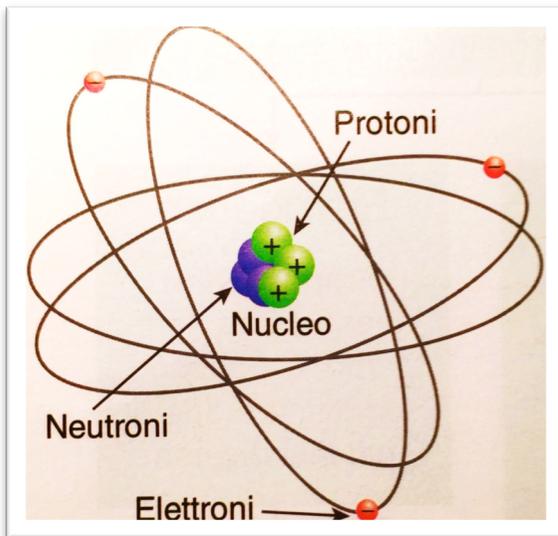
I 4 elementi più abbondanti in percentuale del numero totale di atomi sono il: **H, C, O e N.**

Struttura dell'atomo

Atomo (dal greco a-tomo, indivisibile) è la più piccola parte della sostanza elementare che ne conserva le proprietà.

Struttura dell'atomo: sono presenti particelle sub-atomiche.

- **Protoni, con carica positiva unitaria**
 - **Neutroni, privi di carica**
 - **Elettroni, con carica negativa**
- } **nucleoni**



Atomo di litio, con 3 protoni, 3 neutroni e 3 elettroni.

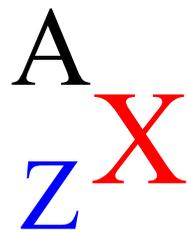
Gli elettroni occupano la maggior parte del volume dell'atomo e ruotano intorno al nucleo.

Allo stato fondamentale, l'atomo è elettricamente neutro (n. di protoni = n. elettroni)

Numero atomico e numero di massa

Ogni atomo è caratterizzato da:

- il simbolo atomico (**X**) che identifica il nome dell'elemento, ad es. **H** per idrogeno, **O** per ossigeno, **N** per azoto;
- il numero atomico (**Z**), posto in basso a sinistra del simbolo atomico, che rappresenta il numero di protoni;
- Il numero di massa (**A**), posto in alto a sinistra, che rappresenta la somma dei protoni e neutroni presenti nel nucleo.



X = simbolo dell'elemento chimico

Z = numero atomico (numero di protoni)

A = numero di massa (numero di protoni e neutroni)

Modelli atomici

Modello atomico di Bohr (1913): il singolo elettrone dell'atomo di idrogeno si muove intorno al nucleo su orbite circolari a ciascuna delle quali è associabile un valore costante di energia (*stati stazionari o livelli energetici*).

Postulato di De Broglie (1924), che estendeva anche alle particelle di una certa massa il dualismo onda-particella, aprendo la strada alla meccanica quantistica.

Principio di indeterminazione di Heisenberg (1926) che asseriva l'impossibilità di determinare contemporaneamente la posizione e la velocità di una particella (elettrone) in movimento.

Teoria di Schrödinger (1926): formula *l'equazione d'onda*, un modello matematico alla base della meccanica quantistica o meccanica ondulatoria che descrive mediante un'equazione differenziale le proprietà ondulatorie dell'elettrone.

L'equazione d'onda di Schrödinger

Basata sulla teoria ondulatoria e corpuscolare dell'elettrone, la funzione d'onda, $[\Psi_{(x,y,z)}]$ *definisce alcune zone dello spazio di coordinate (x,y,z), intorno al nucleo dove è massima la probabilità di trovare l'elettrone.*

Le soluzioni dell'equazione di Schrödinger sono dipendenti da tre numeri interi, denominati *numeri quantici*.

Un orbitale atomico è definito da tre numeri quantici (n, l, m) che rappresentano la conseguenza matematica dell'equazione di Schrödinger.

L'elettrone è poi caratterizzato da un quarto numero quantico (s) associato al moto di spin dell'elettrone.

Numeri quantici

N. Quantico	Definizione	Valori
<i>n</i> (principale)	Contenuto energetico dell'orbitale	Interi (1 → 7)
<i>l</i> (secondario)	Forma dell'orbitale	Dipendente da <i>n</i> (0 → <i>n</i> - 1)
<i>m</i> (magnetico)	Orientamento dell'orbitale	Dipendente da <i>l</i> (- <i>l</i> → + <i>l</i>)
<i>s</i> (spin)	Senso di rotazione dell'elettrone	+1/2 (orario) -1/2 (antiorario)

Come si dispongono gli elettroni intorno al nucleo ?

Principio di esclusione di Pauli

Non più di due elettroni sono descritti dalla stessa funzione orbitale.

In un orbitale possono essere contenuti al massimo due elettroni che presentano numero di spin opposto.

Non esistono per un atomo due elettroni che presentano gli stessi quattro numeri quantici.

Configurazione elettronica

Rappresenta la distribuzione degli elettroni negli orbitali atomici. Segue delle regole.

- **Principio di aufbau** (dal tedesco costruzione) elettronico: gli elettroni di un atomo vengono inseriti uno ad uno in orbitali ad energia via via crescente;
- **principio di esclusione di Pauli**: un orbitale ospita al massimo 2 elettroni di spin opposto;
- **regola di Hund o della massima molteplicità**: se più elettroni occupano orbitali degeneri (stesso l e diverso m_l) si distribuiscono sul numero massimo degli orbitali ed avranno lo stesso spin (paralleli); a seguire, mostreranno spin opposto.



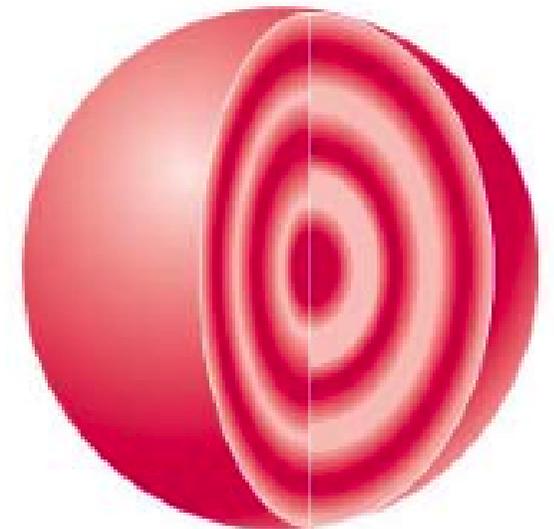
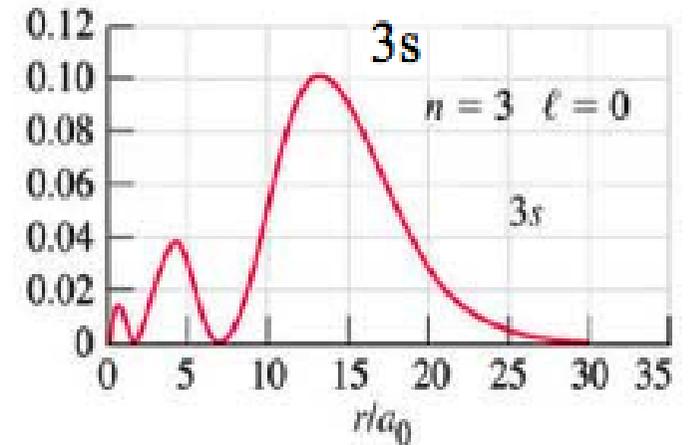
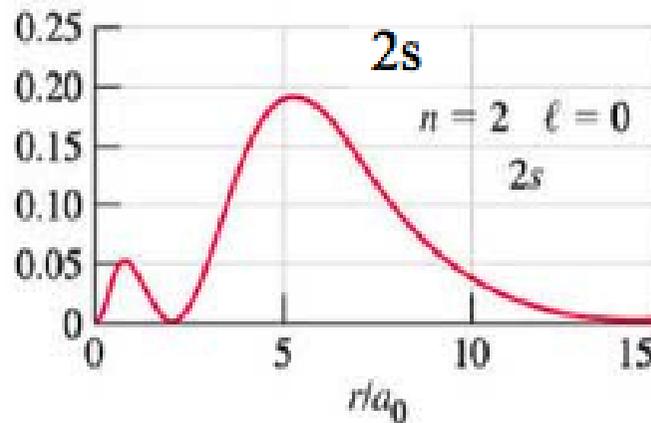
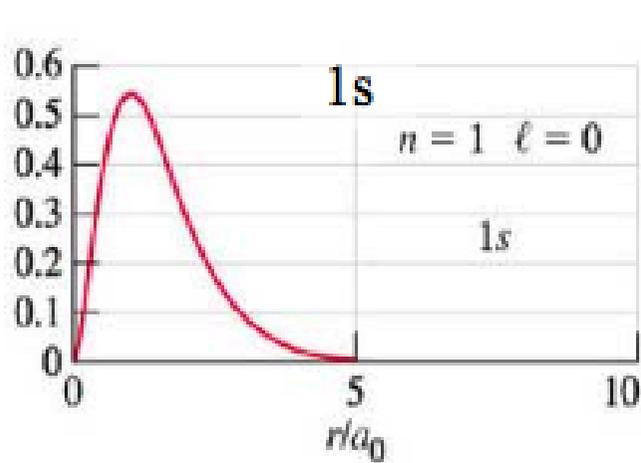
Livelli energetici ed orbitali atomici e

Ogni livello energetico presenta un certo numero di sottolivelli energetici, denominati *s*, *p*, *d* ed *f*.

Livelli energetici principali (n)	N.° di sottolivelli	Tipo di sottolivelli
1	1	s
2	2	s, p
3	3	s, p, d
4	4	s, p, d, f

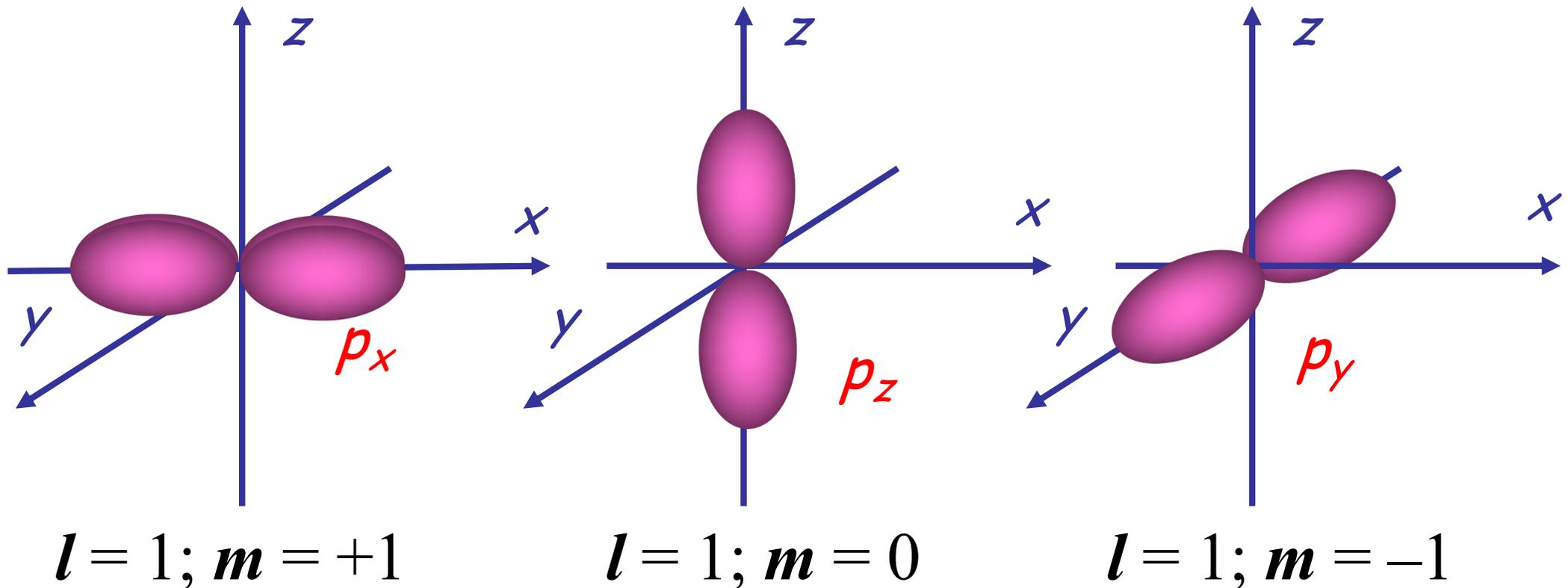
Gli orbitali di tipo s di livelli successivi

Gli orbitali di tipo *s* (*sharp*), ($l = 0$) sono di tipo sferico, cioè la probabilità di trovare l'elettrone è uguale in tutte le direzioni dello spazio intorno al nucleo.



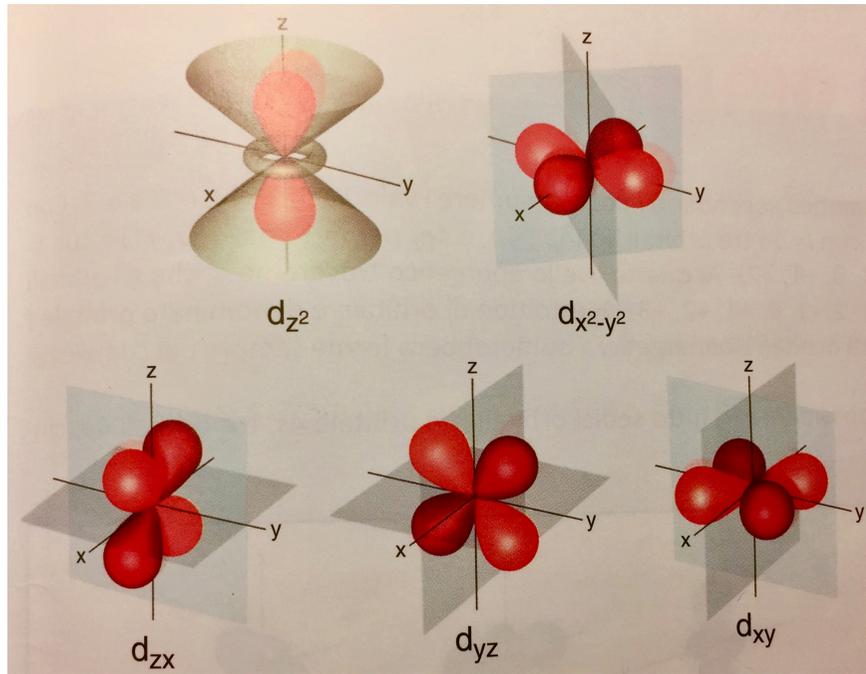
I tre orbitali degeneri di tipo p

Gli orbitali di tipo p (*principal*) ($l = 1$) hanno forma bilobata con la minima probabilità di trovare l'elettrone nei pressi del nucleo.



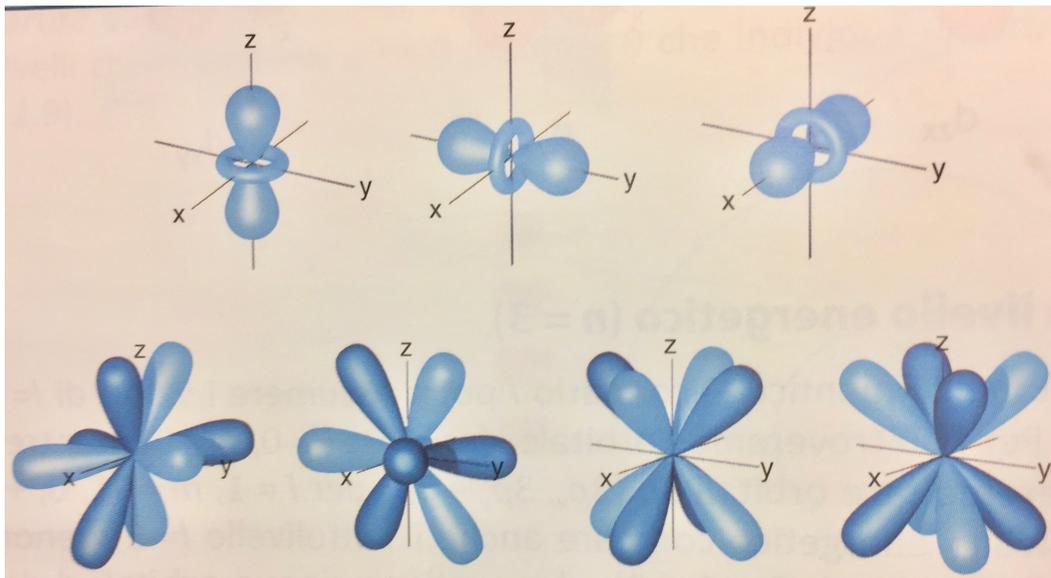
Il 2 livello energetico può contenere 2 tipi di orbitali: $2s$ e $2p$ ($2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$) per un totale di 4 orbitali (8 elettroni).

Gli orbitali degeneri di tipo *d* e di tipo *f*



Orbitali complessi e multilobati

I 5 orbitali degeneri di tipo *d*



I 7 orbitali degeneri di tipo *f*

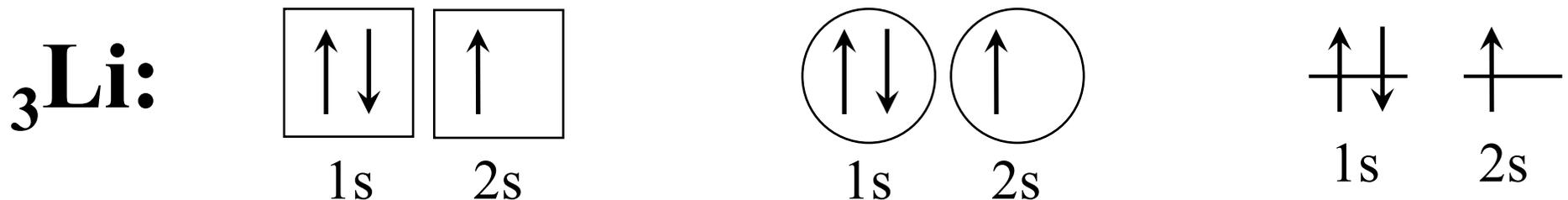
Rappresentazione della configurazione elettronica (1)

La configurazione elettronica degli *orbitali atomici* può essere rappresentata:

- da una successione dei simboli dei sottolivelli con un apice a destra che indica il numero di elettroni

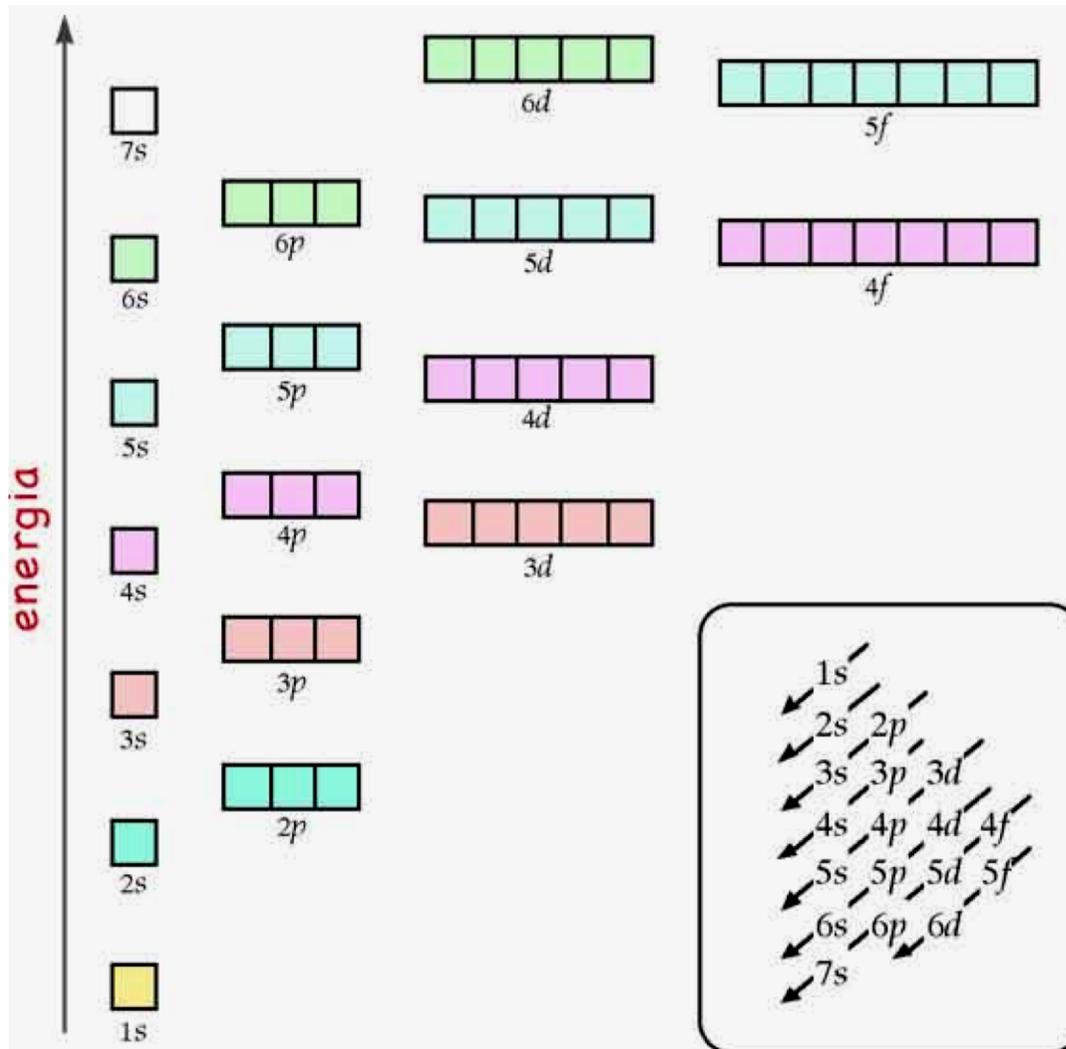
Es.: atomo di litio, Li numero atomico, $Z = 3$ $1s^2 2s^1$

- una rappresentazione grafica in cui un **quadrato**, un **cerchio** o una **linea** rappresenta un orbitale; gli orbitali degeneri sono fusi insieme e gli elettroni indicati da frecce, che rappresentano lo spin.



Rappresentazione della configurazione elettronica (2)

Successione degli orbitali in ordine di energia crescente



Metodo della diagonale

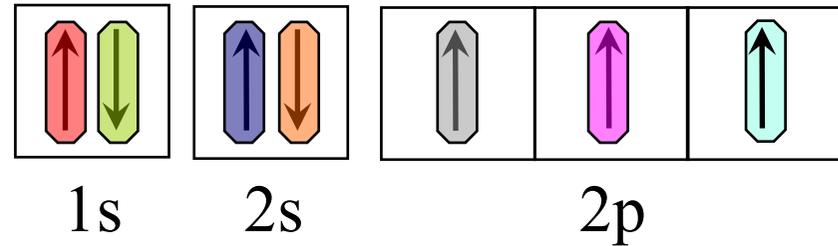
I livello: orbitale s (sferico)
può contenere 2 e⁻

II livello: 1 orbitale s e 3 orbitali p (forma bilobata); ogni orbitale può contenere 2 e⁻, per un totale di 8 e⁻

III livello: 1 orbitale s, 3 orbitali p, 5 orbitali d, per un totale di 18 e⁻

IV livello: 1 orbitale s, 3 orbitali p, 5 orbitali d, 7 orbitali f, per un totale di 32 e⁻

Configurazione elettronica dello stato fondamentale per l'atomo di azoto, N



Elettronegatività

E' una misura relativa della capacità di un atomo di attrarre elettroni quando prende parte ad un legame chimico

Tavola periodica della elettronegatività con utilizzo della scala di Pauling
(giallo = elemento poco elettronegativo rosso = elemento molto elettronegativo)

Gruppo (verticale)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo (orizzontale)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantanoidi	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Attinoidi	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

I Legami chimici

Gli atomi tendono a combinarsi tra loro formando legami chimici.

Legame chimico: insieme della 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.

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 $2s^2 2p^6$)
H	$1s^1$	deve reclutare 1 elettrone	(He $1s^2$)
Na	$3s^1$	deve cedere 1 elettrone	(Ne $2s^2 2p^6$)
Ca	$4s^2$	deve cedere 2 elettroni	(Ar $3s^2 3p^6$)
S	$3s^2 3p^4$	deve reclutare 2 elettroni	(Ar $3s^2 3p^6$)

I Legami chimici e classificazione

Nelle molecole, gli atomi dei vari elementi sono uniti mediante legami chimici

INTRAMOLECOLARI

- ✓ **L. ionico**
- ✓ **L. covalente**
 - **Omeopolare**
 - **Eteropolare**
 - **Dativo**
- ✓ **L. metallico**

INTERMOLECOLARI

- ✓ **Dipolo-dipolo**
- ✓ **Ione-dipolo**
- ✓ **Ponte ad idrogeno**
- ✓ **van der Waals**

Legame ionico

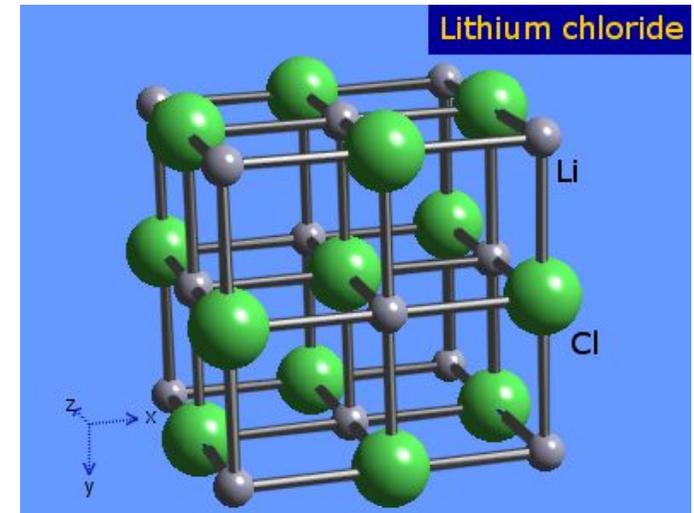
Si forma quando c'è una grande differenza di elettronegatività tra gli atomi interessati (in genere tra elementi dei gruppi I e II e quelli dei gruppi VI e VII della tavola periodica).

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

E' una forza di natura elettrostatica.



LiCl	Li⁺	Cl⁻	
Elettronegatività	Li	:	1,0
	Cl	:	3,0
	Δ	=	2,0



MgCl₂	Mg⁺⁺	Cl⁻	Cl⁻
Elettronegatività	Mg	:	1,2
	Cl	:	3,0
	Δ	=	1,8

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 diventano 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)



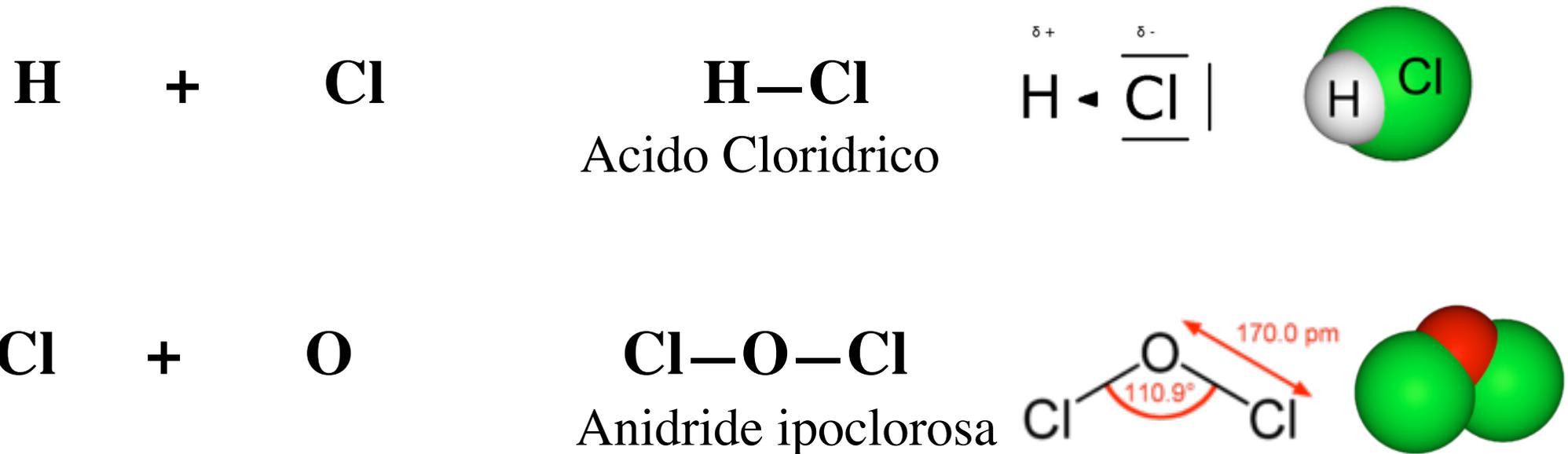
Il legame covalente che si verifica tra atomi uguali viene detto **omeopolare o puro**.

Le molecole che si formano in genere non sono polari.

I composti covalenti possono essere sia solidi che liquidi che gassosi.

Legame covalente eteropolare

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.

Il legame covalente può essere:

semplice, doppio o triplo, in dipendenza del numero di coppie di elettroni condivise tra gli atomi.

Comunque entrambi gli atomi coinvolti nel legame raggiungono una configurazione elettronica esterna stabile (**ottetto**).



Le interazioni deboli

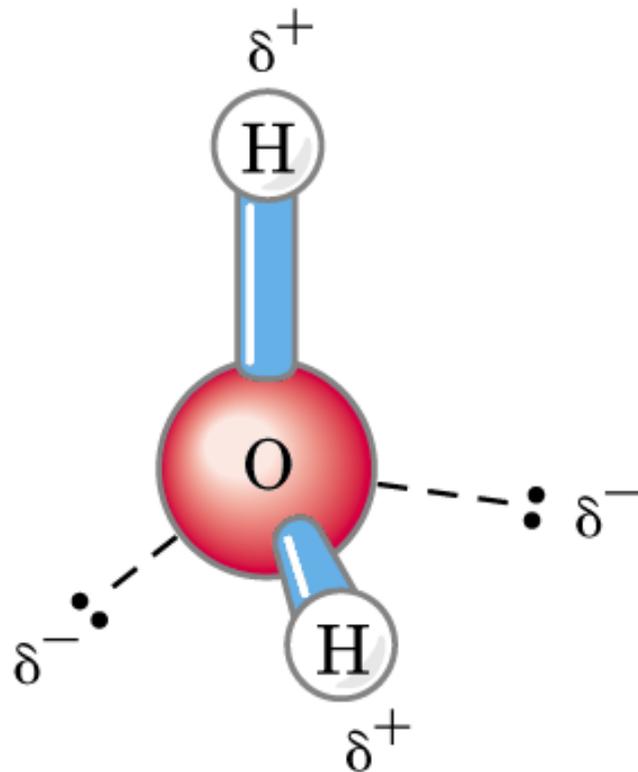
- ✿ **Interazioni non covalenti di piccola intensità**
 - ✦ **Legami ad idrogeno (ponte ad H)**
 - ✦ **Interazioni tra gruppi carichi**
 - ✦ **Forze di van der Waals**
 - ✦ **Interazioni idrofobiche**

Singolarmente poco rilevanti ma collettivamente importanti anche dal punto di vista biologico

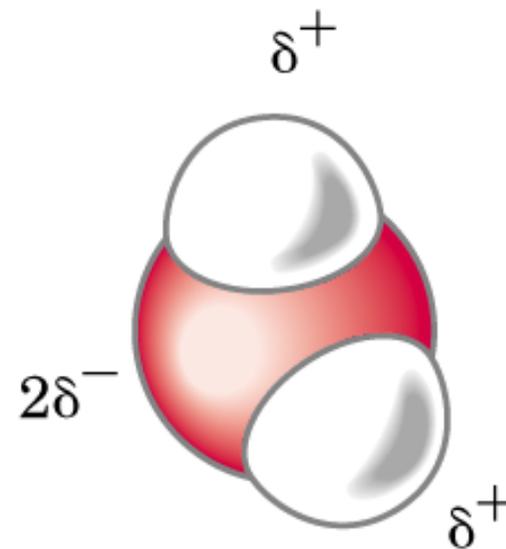
Interazioni di natura transitoria che conferiscono flessibilità e stabilità alle biomolecole

Molecola di acqua

L'ossigeno è legato ai due atomi di idrogeno mediante legami covalenti polarizzati. L'angolo di legame è di circa 105° .

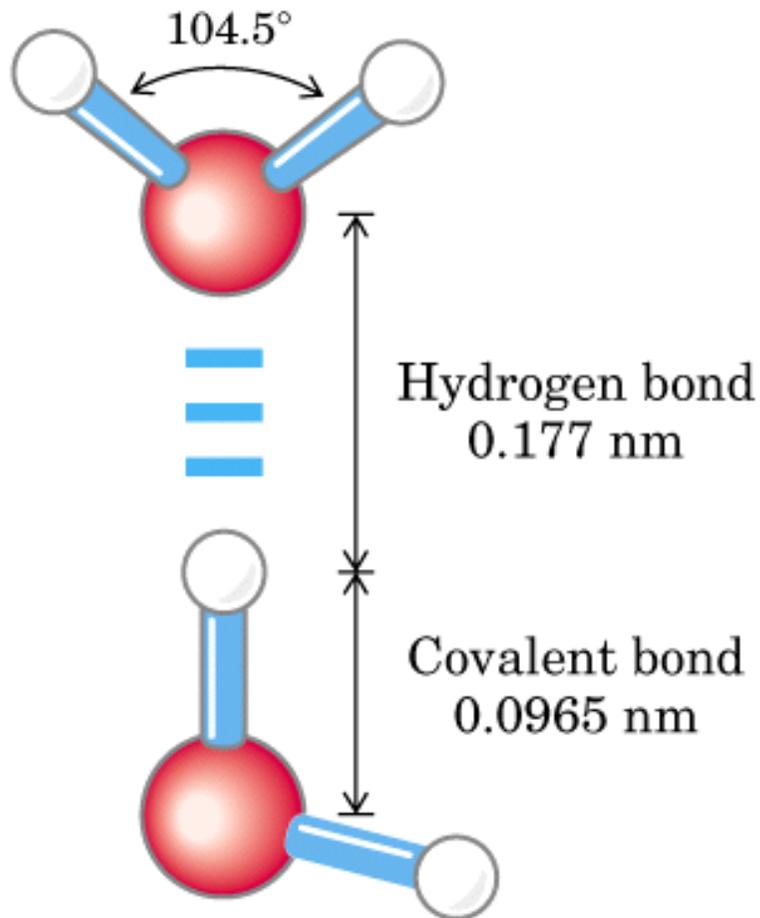


(a)



(b)

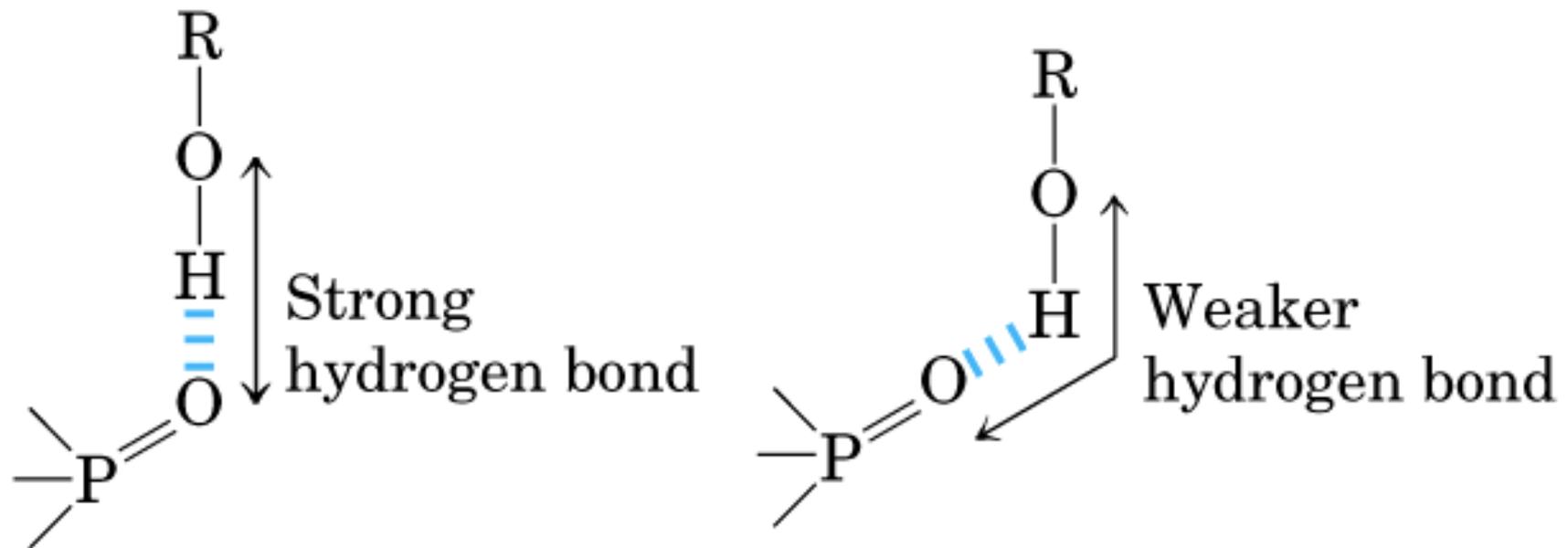
Il legame ad idrogeno



(c)

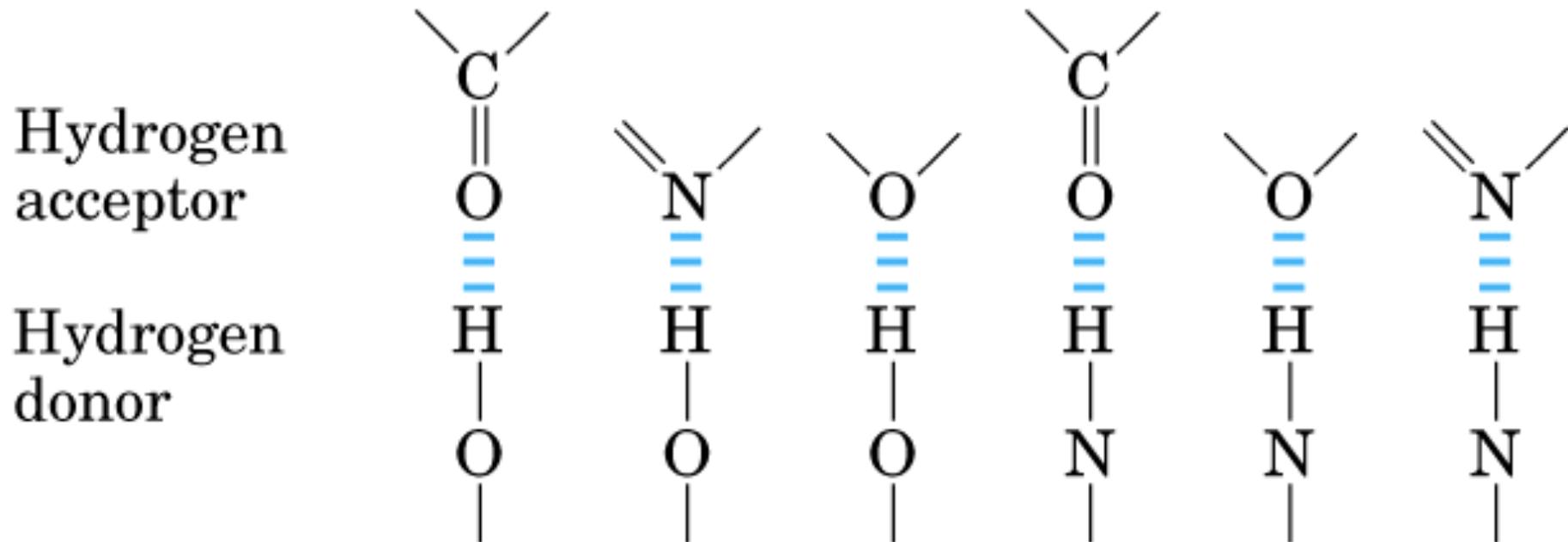
Il legame ad idrogeno si può formare ogni volta che un atomo di idrogeno legato covalentemente ad un atomo fortemente elettronegativo e di piccole dimensioni (F, O, N) si trova ad una certa distanza da un altro atomo di questo tipo di elementi.

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.

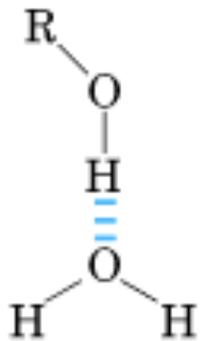
Alcuni esempi di legami ad idrogeno



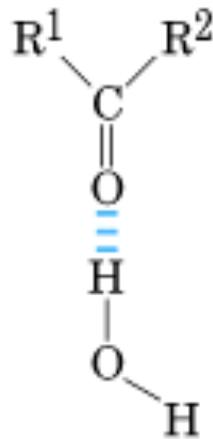
Questi tipi di legami si instaurano ogni volta che un atomo di idrogeno fa da ponte, ossia è condiviso, tra due atomi fortemente elettronegativi (N, O, F)

Alcuni esempi di legami ad idrogeno di importanza biologica

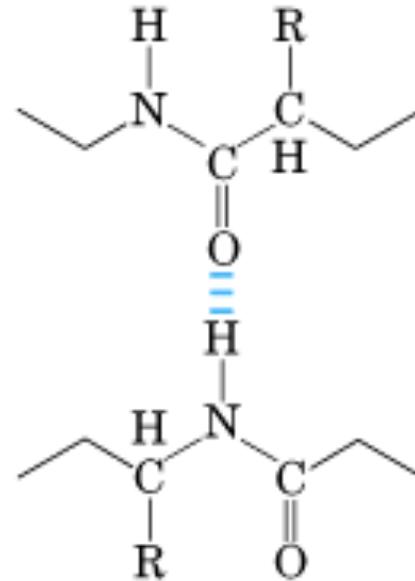
Between the hydroxyl group of an alcohol and water



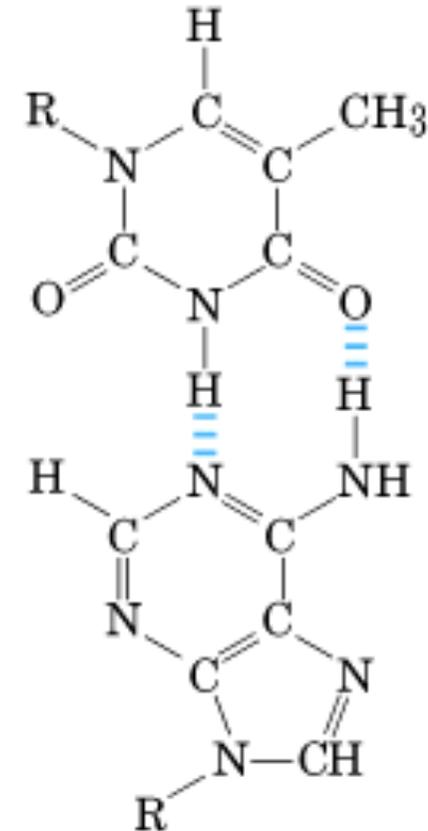
Between the carbonyl group of a ketone and water



Between peptide groups in polypeptides



Between complementary bases of DNA



Thymine

Adenine

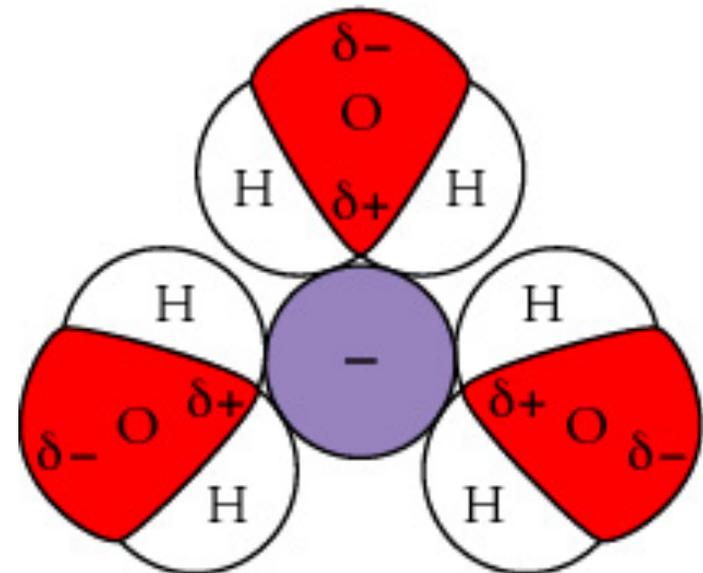
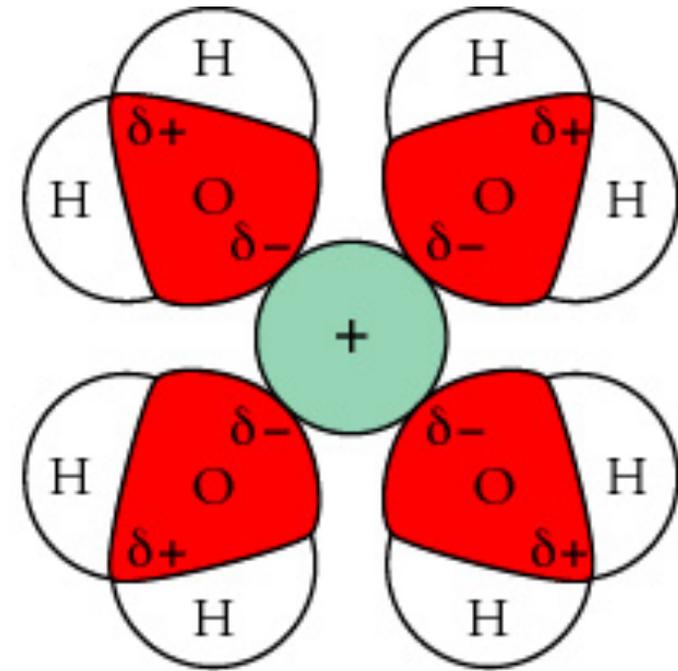
L'acqua (H₂O)

L'acqua è il solvente universale nei sistemi biologici.

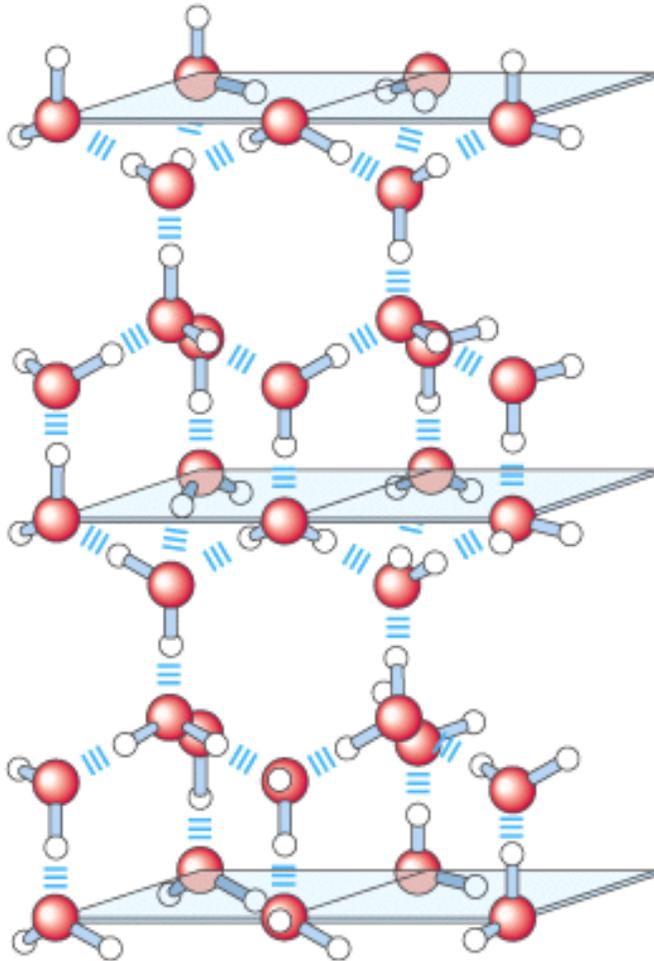
Composto covalente con elevata costante dielettrica.

Solubilizzazione delle sostanze ioniche in ambiente acquoso mediante solvatazione degli ioni.

Dissociazione elettrolitica.



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.

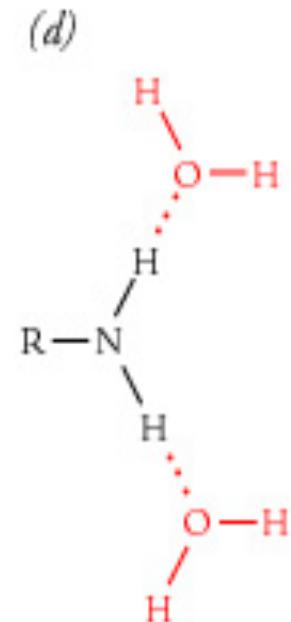
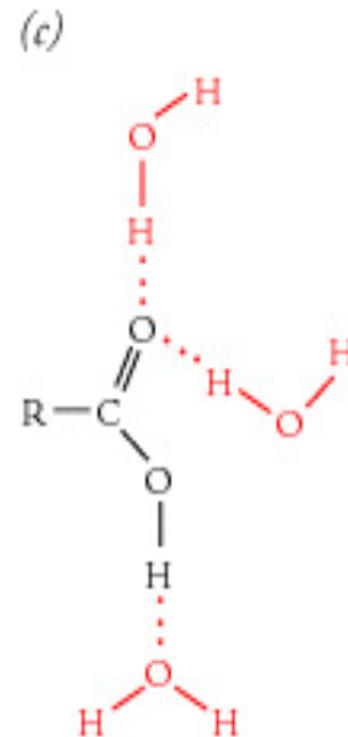
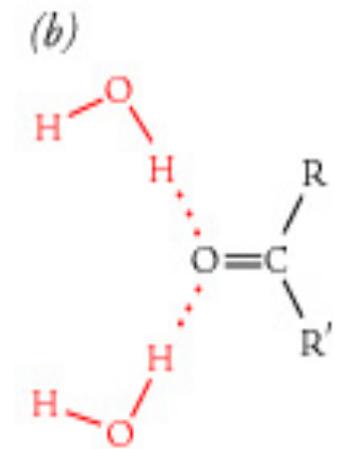
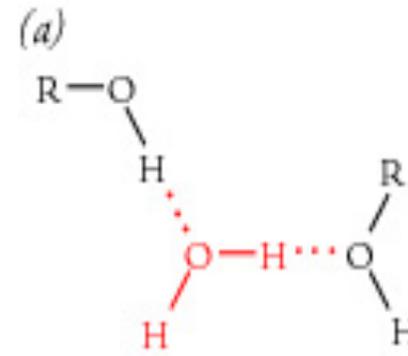
Allo stato liquido il numero di legami ad idrogeno è inferiore.

Legami idrogeno tra gruppi funzionali

La solubilità di una sostanza polare o ionica aumenta quando essa possiede alcuni gruppi funzionali.

L'acqua forma legami idrogeno con (a) gruppi ossidrilici, (b) gruppi chetonici, (c) gruppi carbossilici e (d) gruppi amminici.

Le biomolecole sono ricche di questi gruppi funzionali.



Interazioni dipolo-dipolo

Interazioni deboli che coinvolgono molecole neutre.

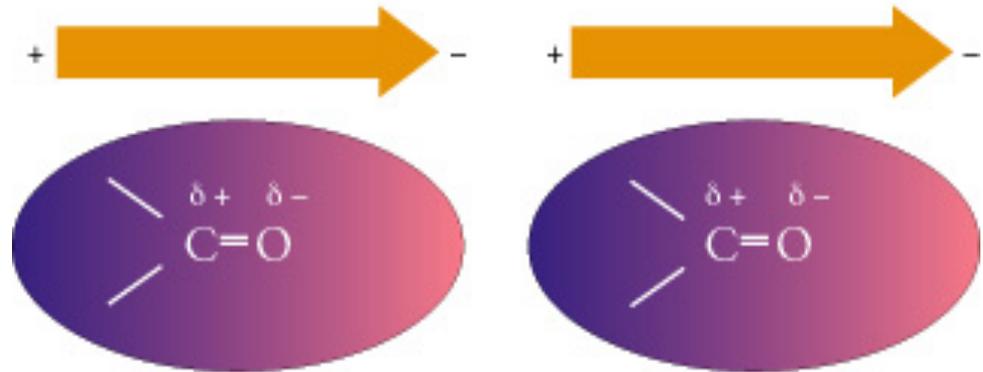
La forza di ogni dipolo è indicata dallo spessore della freccia.

(a) Interazione tra dipoli permanenti.

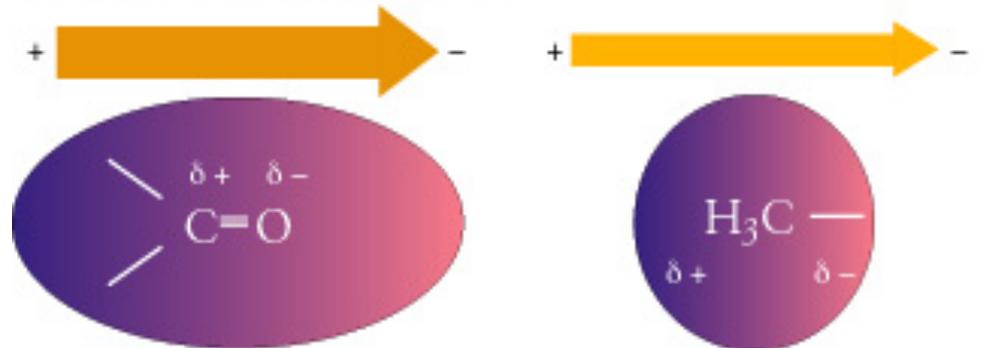
(b) Interazione dipolo-dipolo indotto dal gruppo polare su una molecola non polare.

(c) Forze di van der Waals: interazione tra *dipoli istantanei* indotti.

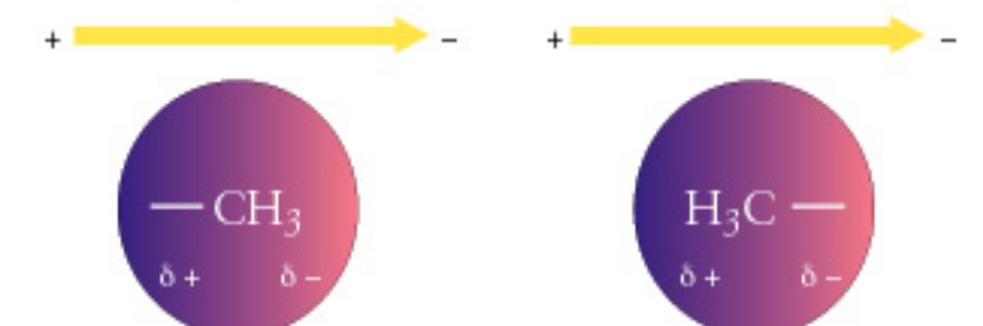
(a) Interazioni tra dipoli permanenti



(b) Interazioni dipolo-dipolo indotto



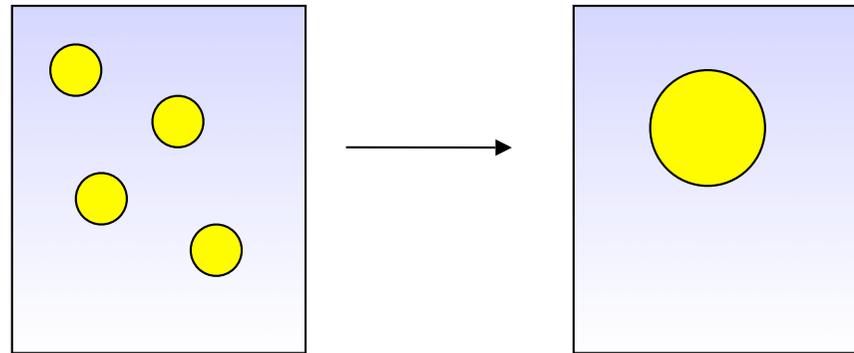
(c) Forze di dispersione di London



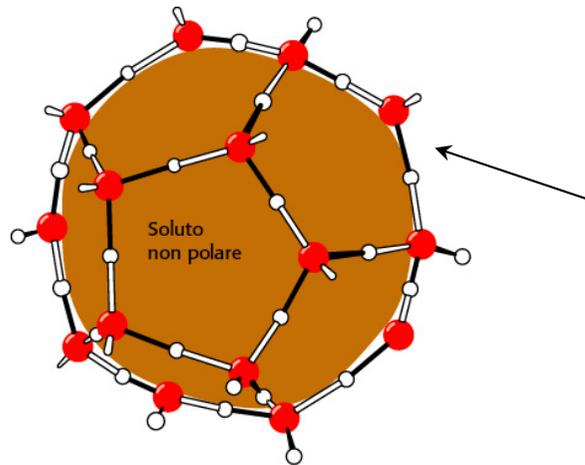
Interazioni idrofobiche

Orientamento delle molecole d'acqua intorno ad un soluto non polare

Comportamento dell'olio in acqua



Le molecole d'acqua si "strutturano" intorno ai soluti idrofobici formando una gabbia



le linee nere rappresentano i legami ad idrogeno