

Infermieristica

(abilitante alla professione sanitaria di Infermiere)

Corso di laurea in Infermieristica (0530)

**Insegnamento: Scienze Biochimiche e biologiche
(9 CFU)**

**Modulo: Biochimica e Scienze Biomediche
(A002163) (3CFU)**

- **Corso integrato di Scienze Biochimiche e Biologiche:**

- **Biochimica e Scienze Biomediche**

(3 CFU, 24 ore, Prof.ssa Stefania D'Angelo)

- Biochimica clinica e biologia molecolare

(1 CFU, 8 ore, Prof. Mariorosario Masullo)

- **Farmacologia**

(2 CFU, 16 ore, Prof. Mariorosario Masullo)

- **Biologia applicata**

(3 CFU, 24 ore, Prof.ssa Rosaria Meccariello)

Programma

- 8 ore - 1 CFU.

- **BIOCHIMICA PROPEDEUTICA**

La chimica della materia vivente. Legami chimici ed interazioni molecolari. Le reazioni chimiche. La molecola d'acqua e le sue proprietà. Composti del carbonio: struttura e nomenclatura dei gruppi funzionali e loro reattività.

- **BIOCHIMICA STRUTTURALE**

Proteine: struttura e funzione. Emoglobina. Enzimi. **Carboidrati:** struttura, classificazione, funzione. **Lipidi:** classificazione e funzione

Programma

16 ore - 2 CFU.

- **BIOENERGETICA E BIOCHIMICA METABOLICA.**

- Composti fosforici ad alta energia. ATP. Ciclo ATP-ADP. Introduzione al metabolismo. Anabolismo e catabolismo. Metabolismo intermedio.
- **Metabolismo dei carboidrati.** Glicolisi, destino metabolico dell'acido piruvico (fermentazione lattica e decarbossilazione ossidativa). Glicogenosintesi. Glicogenolisi. Gluconeogenesi. **Metabolismo dei lipidi.** Biosintesi degli acidi grassi. Catabolismo degli acidi grassi (β -ossidazione). Corpi chetonici. Colesterolo.
- **Metabolismo delle proteine.** Catabolismo degli amminoacidi (deaminazione ossidativa, transaminazione). Ciclo dell'urea.
- **Metabolismo ossidativo.** Ciclo di Krebs. Fosforilazione ossidativa: catena di trasporto degli elettroni e sintesi di ATP.
- Cenni su adrenalina, glucagone ed insulina

Testi consigliati

LIBRI CONSIGLIATI

- Samaja M, Paroni R. Chimica e Biochimica. Per le lauree triennali dell'area biomedica. PICCIN.
- M.V. Catani, V. Gasperi, Di Venere A., Savini I., Guerrieri P., Avigliano L. Appunti di Biochimica. Per le lauree triennali. PICCIN.
- Bertoldi et al. “Chimica e Biochimica per le Scienze Motorie”. EdiSES casa editrice. 2023.
- *Qualunque testo di Biochimica umana*
- *Dispense del docente*

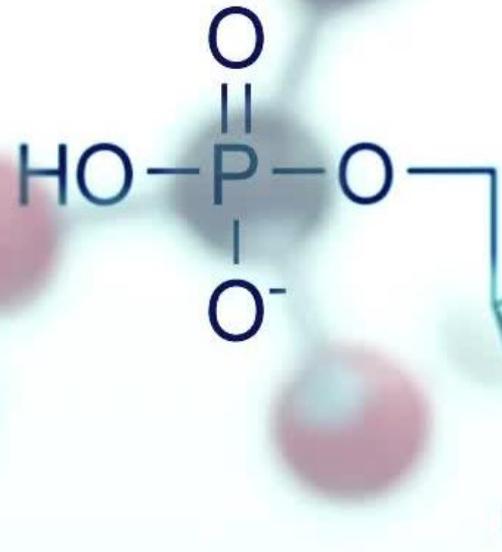
AVVERTENZA SULL'USO DEL MATERIALE DIDATTICO FORNITO AGLI STUDENTI

**L'uso del materiale didattico fornito agli
studenti deve essere considerato
strettamente personale e la sua
distribuzione deve essere in ogni caso
autorizzata dal docente**

Introduzione alla Biochimica, la chimica della vita

La Biochimica studia:

- **La composizione chimica degli esseri viventi. Chimica strutturale: relazione tra struttura e funzione**
- **Le trasformazioni chimiche che avvengono negli esseri viventi e che sono alla base della vita. Metabolismo**



La cellula

Unità base dell'organizzazione biologica

La cellula procariotica

Ribosomi I ribosomi batterici sono più piccoli di quelli degli eucarioti, ma hanno la stessa funzione: sintesi delle proteine da uno stampo di RNA messaggero

Nucleoide Contiene una sola molecola di DNA circolare

Pili Sono i punti di adesione alla superficie di altre cellule

Flagelli Spostano la cellula nel suo ambiente

Involucro cellulare Struttura che varia a seconda del tipo di batterio



Batteri gram-negativi
Membrana esterna e strato di peptidoglicano

Batteri gram-positivi
Strato di peptidoglicano più sottile e membrana esterna assente



Cianobatteri
Batteri gram-negativi con uno strato di peptidoglicano resistente e un sistema membranoso interno molto esteso, contenente i pigmenti fotosintetici

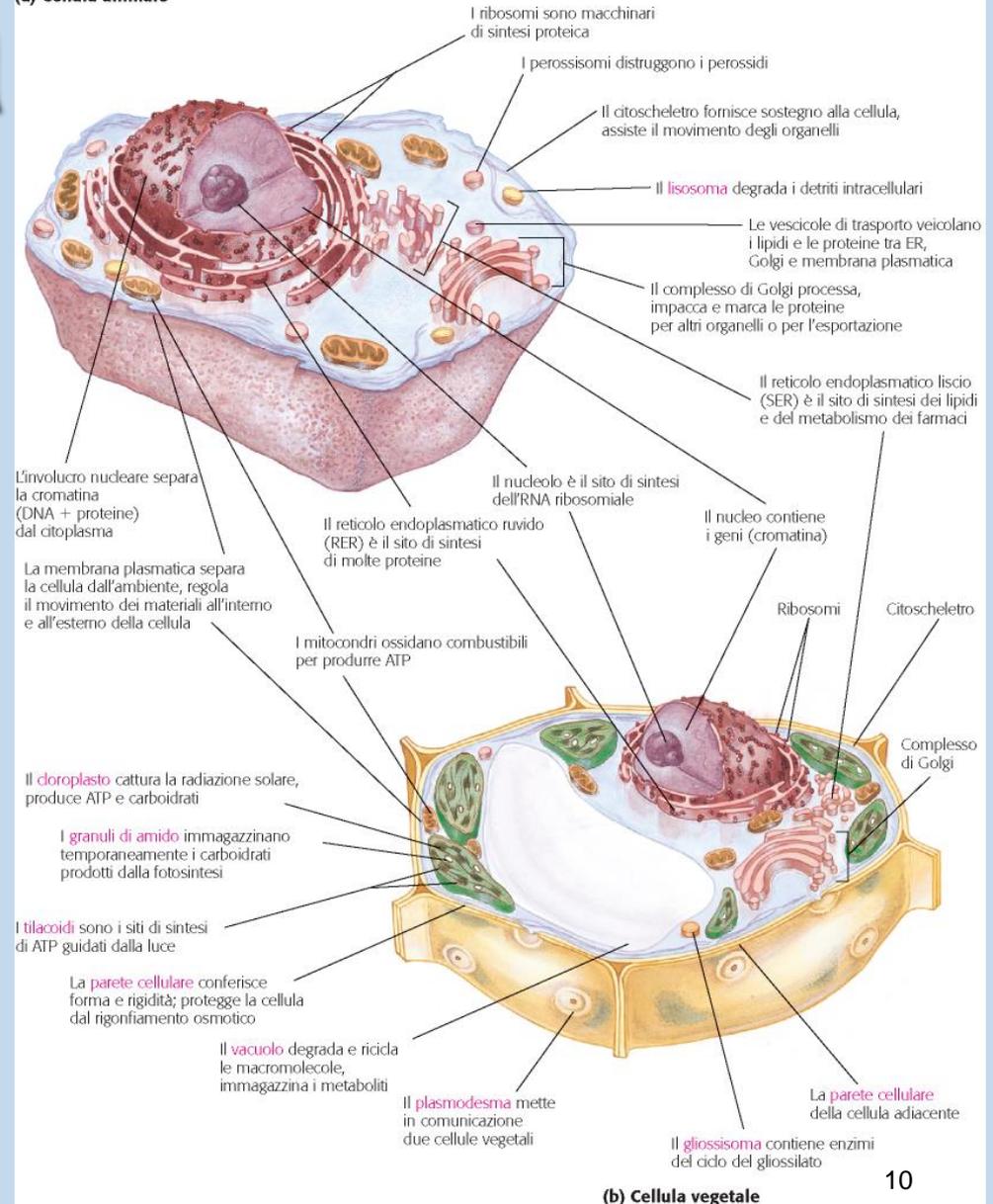


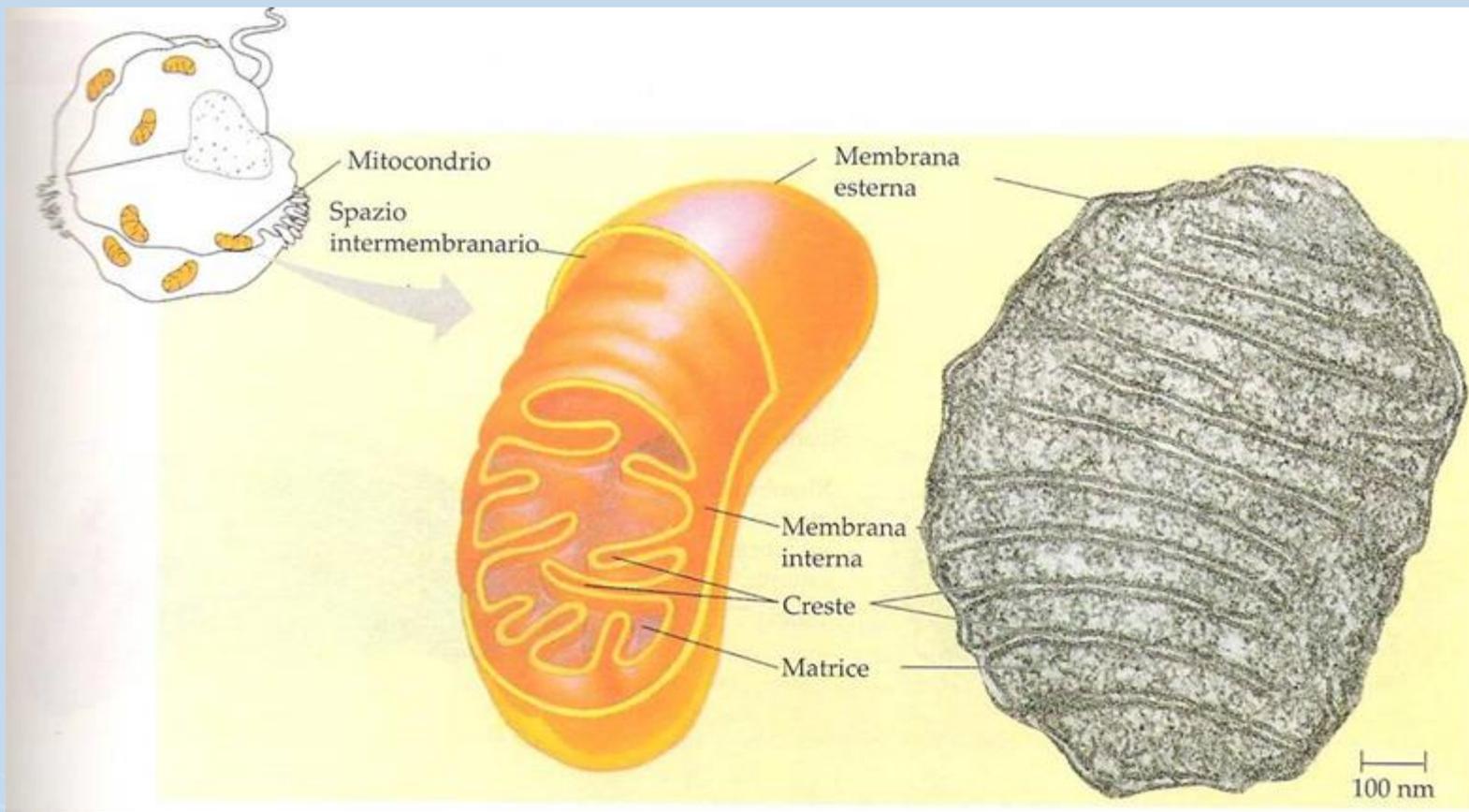
Archeobatteri
Strato di peptidoglicano fuori della membrana plasmatica; membrana esterna assente

La cellula

Cellula eucariotica

(a) Cellula animale





Mitocondrio

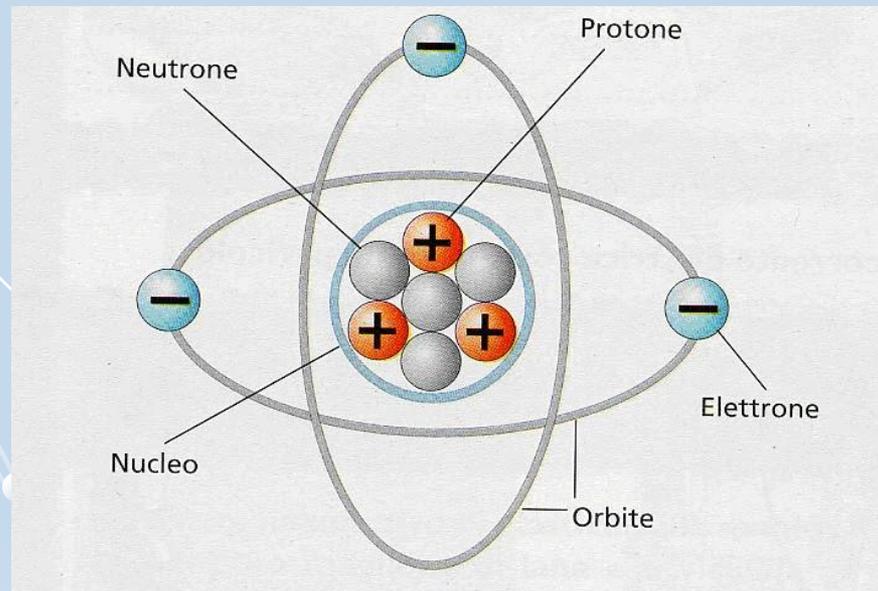
La materia è costituita da
elementi chimici

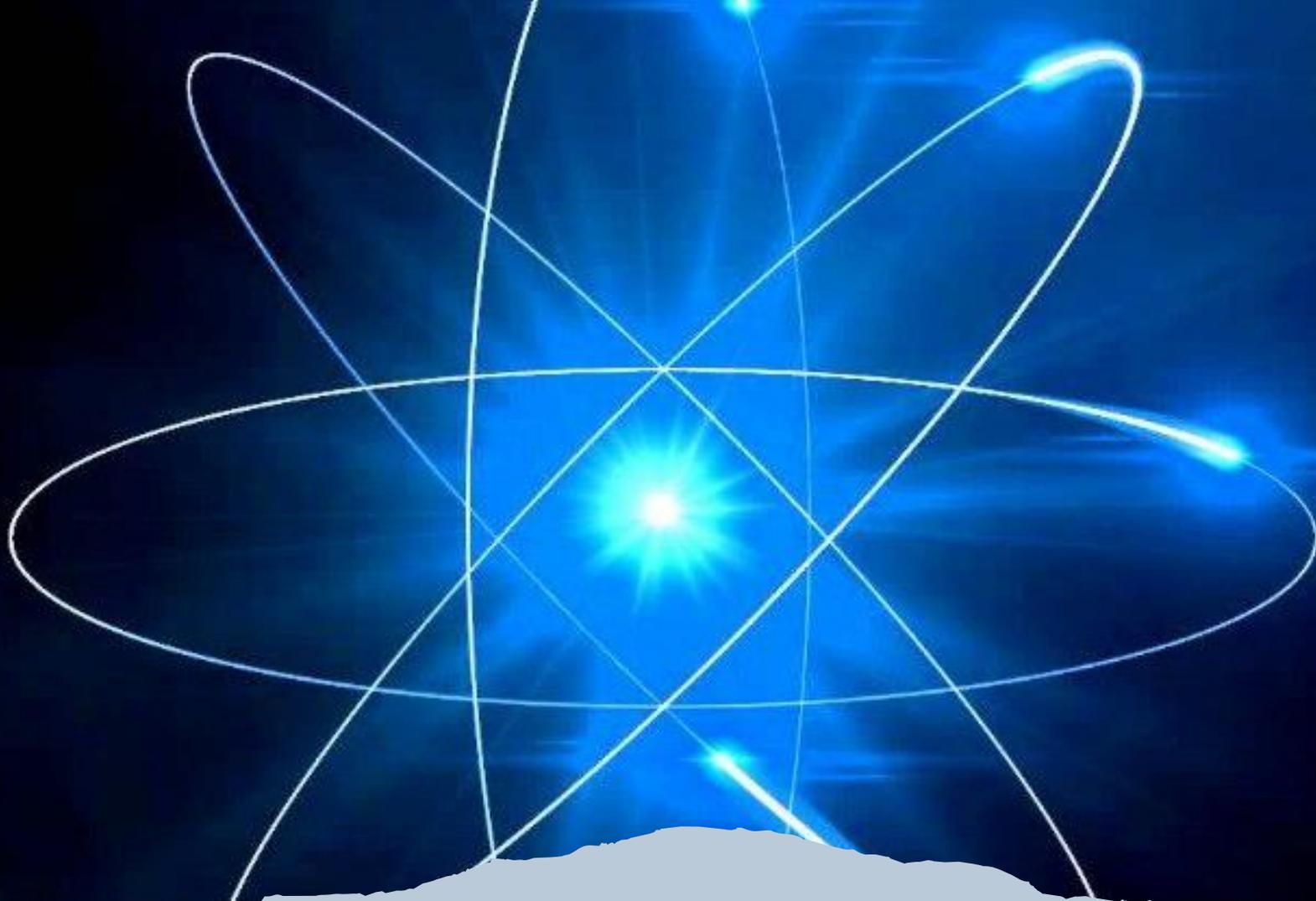
Ogni elemento è costituito
da un solo tipo di atomi

Da cosa è formato un atomo?

Un atomo è formato da:

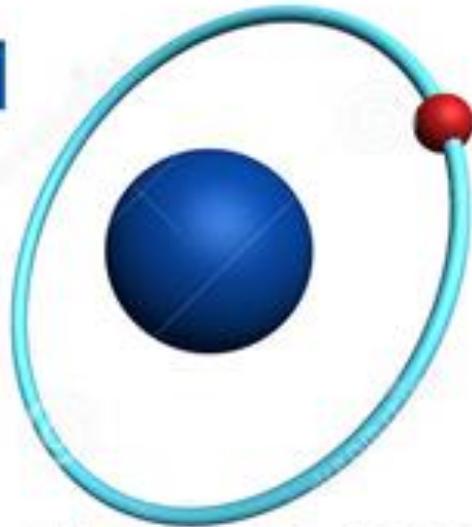
- un nucleo centrale → cariche positive → **PROTONI** e neutre → **NEUTRONI**
- in periferia **RUOTANO** le cariche negative → **ELETTRONI**





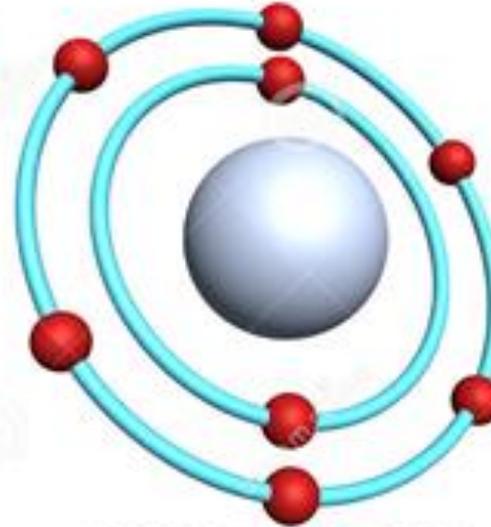
**Come sono distribuiti
gli elettroni attorno al nucleo?**

H



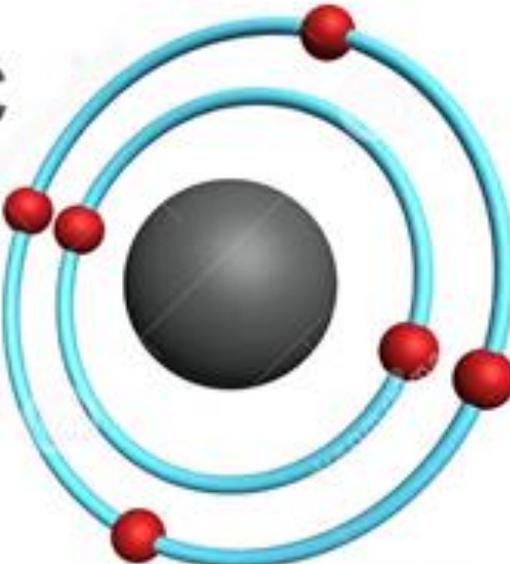
HYDROGEN ATOM

O



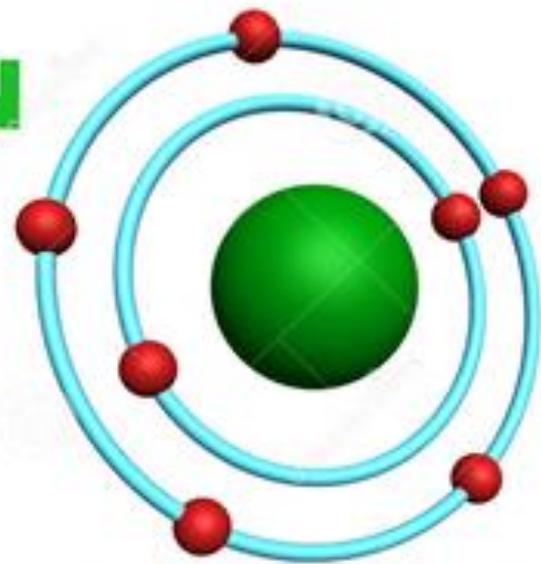
OXYGEN ATOM

C



CARBON ATOM

N



NITROGEN ATOM

GLI ATOMI

- Identificati con un simbolo chimico, di solito rappresentato dalla prima o dalle prime due lettere del nome latino o inglese

Es: K da kalium = potassio

Na da natrium= sodio

Gli elementi presenti in natura sono 120, di cui:

-92 naturali

-18 prodotti artificialmente

- 4 incerti poiché non ne è stata provata l'esistenza a causa della loro brevissima vita

-3 ipotetici

-3 scoperti nel 1999

Dalla combinazione degli atomi si originano i composti, di cui se ne conoscono almeno 15.000.000

- Quelli con numero atomico superiore al 96, cioè l'uranio, sono detti **elementi transuranici** e non esistono in natura, ma vengono creati in laboratorio

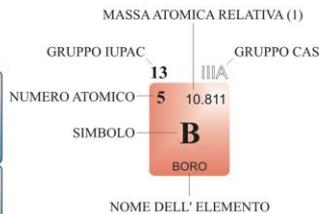


TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

<http://www.periodni.com/it/>



PERIODO	GRUPPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18								
		IA	IIA	LANTANIDI										IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1		1 H IDROGENO																		2 He ELIO							
2		3 Li LITIO	4 Be BERILLIO																	5 B BORO	6 C CARBONIO	7 N AZOTO	8 O OSSIGENO	9 F FLUORO	10 Ne NEO		
3		11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO																	13 Al ALLUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FOSFORO	16 S Zolfo	17 Cl CLORO	18 Ar ARGO		
4		19 K POTASSIO	20 Ca CALCIO	21 Sc SCANDIO	22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMO	25 Mn MANGANESE	26 Fe FERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NICHEL	29 Cu RAME	30 Zn ZINCO	31 Ga GALLIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSENICO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPTO								
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr STRONZIO	39 Y ITTRIO	40 Zr ZIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNETO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	46 Pd PALLADIO	47 Ag ARGENTO	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn STAGNO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELLURIO	53 I IODIO	54 Xe XENO								
6		55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57-71 La-Lu Lantanidi	72 Hf AFNIO	73 Ta TANTALIO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIUM	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALLIO	82 Pb PIOMBO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADON								
7		87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89-103 Ac-Lr Attinidi	104 Rf RUTHERFORDIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SEABORGIO	107 Bh BOHRIO	108 Hs HASSIO	109 Mt MEITNERIO	110 Ds DARMSTADTIO	111 Rg ROENTGENIO	112 Cn COPERNICIO	113 Uut UNUNTRIO	114 Fl FLEROVIO	115 Uup UNUNPENTIO	116 Lv LIVERMORIO	117 Uus UNUNSEPTIO	118 Uuo UNUNOCTIO								



STATO DI AGGREGAZIONE A 25 °C

- Ne - gas
- Fe - solido
- Hg - liquido
- Tc - artificiali

CLASSIFICAZIONE

- Metalli (blu)
- Semimetali (arancione)
- Non metalli (verde)
- Metalli alcalini (blu scuro)
- Metalli alcalino terrosi (blu medio)
- Metalli di transizione (blu chiaro)
- Lantanidi (rosa)
- Attinidi (rosa scuro)
- Calcogeni (verde scuro)
- Alogeni (verde medio)
- Gas nobili (verde chiaro)

LANTANIDI

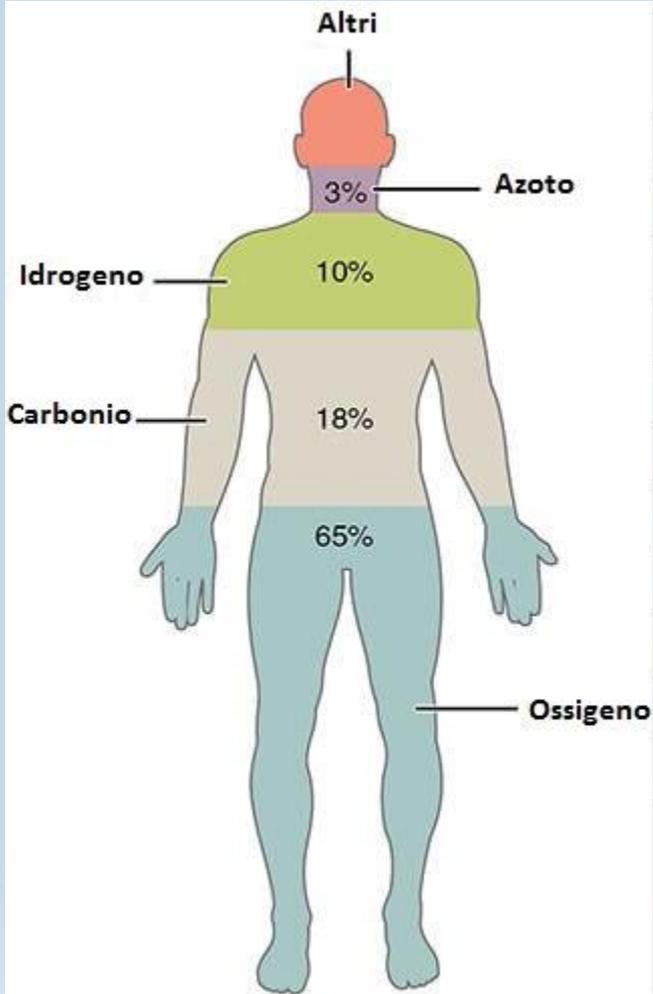
57 138.91 La LANTANIO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho OLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULLIO	70 173.05 Yb ITTERBIO	71 174.97 Lu LUTEZIO
------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

ATTINIDI

89 (227) Ac ATTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTOATTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NETTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENTIO
----------------------------------	---------------------------------	--	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
Le masse atomiche relative sono espresse con cinque cifre significative. L'elemento non ha alcuni nuclidi stabili e un valore tra parentesi, e.g. [209], indica il numero totale dell'isotopo lungo-vivo dell'elemento. Tuttavia, tre elementi (Th, Pa ed U) hanno una composizione isotopica terrestre caratteristica e così loro massa atomica data.

Copyright © 2012 Eni Generali



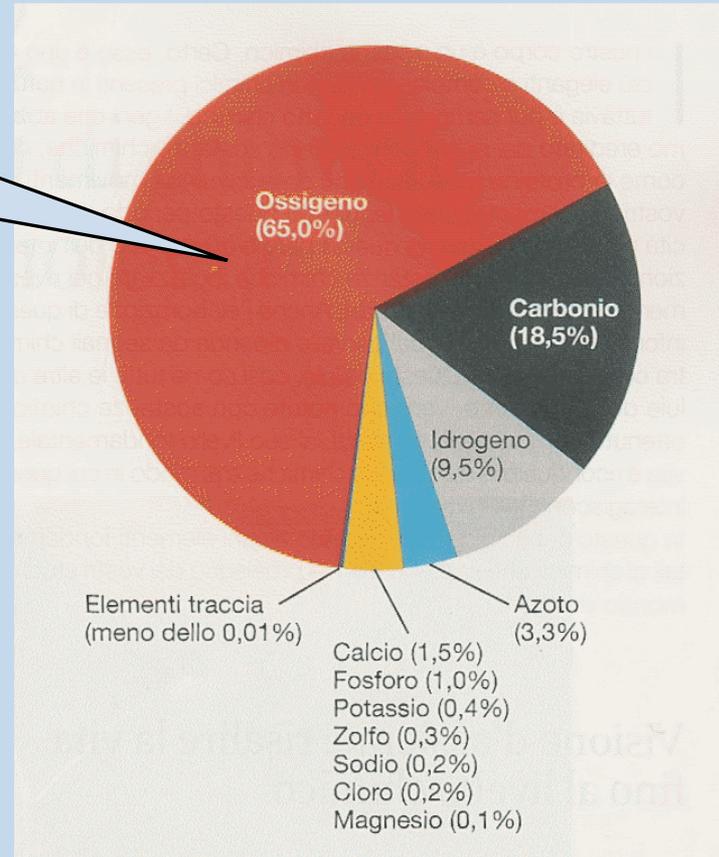
Elemento	Simbolo	Percentuale nel corpo
Ossigeno	O	65.0
Carbonio	C	18.5
Idrogeno	H	9.5
Azoto	N	3.2
Calcio	Ca	1.5
Fosforo	P	1.0
Potassio	K	0.4
Zolfo	S	0.3
Sodio	Na	0.2
Cloro	Cl	0.2
Magnesio	Mg	0.1
Gli elementi in tracce includono boro (B), cromo (Cr), cobalto (Co), rame (Cu), fluoro (F), iodio (I), ferro (Fe), manganese (Mn), molibdeno (Mo), selenio (Se), silicio (Si), stagno (Sn), vanadio (V) e zinco (Zn).		meno di 1,0

La rilevante percentuale di O_2 è dovuta al fatto che esso entra nella composizione dell'acqua (H_2O) la sostanza che compone quasi il 70% del nostro organismo

Calcio (Ca), fosforo (P), potassio (K), zolfo (S) e pochi altri costituiscono il rimanente 4%

Ci sono poi circa altri 15 elementi che si trovano in tracce. Assieme sono poco più di un decimillesimo

Pur essendo in tracce, la loro importanza non è minore. Infatti nella maggior parte dei casi l'organismo non sopravviverebbe senza questi elementi



Sono necessari per lo svolgimento di reazioni biochimiche fondamentali:
Fe, Mn, Cu, B, V, Zn, Mo, Si

Tabella 2.1 Elementi presenti in natura nel corpo umano*

<i>Simbolo</i>	<i>Elemento</i>	<i>Numero atomico</i>	<i>Contenuto % in peso del corpo umano</i>
 O	Ossigeno	8	65,0
 C	Carbonio	6	18,5
 H	Idrogeno	1	9,5
 N	Azoto	7	3,5
Ca	Calcio	20	1,5
P	Fosforo	15	1,0
K	Potassio	19	0,4
S	Zolfo	16	0,3
Na	Sodio	11	0,2
Cl	Cloro	17	0,2
Mg	Magnesio	12	0,1

Elementi traccia (meno dello 0,01%): boro (B), cromo (Cr), cobalto (Co), rame (Cu), fluoro (F), iodio (I), ferro (Fe), manganese (Mn), molibdeno (Mo), selenio (Se), silicio (Si), stagno (Sn), vanadio e zinco (Zn).

* Compresa l'acqua

LEGAMI CHIMICI

- ❑ Solo raramente si trovano in natura sostanze costituite da atomi isolati.
- ❑ In genere gli atomi si trovano combinati fra loro in composti molecolari, ionici o metallici.
- ❑ L'idrogeno in natura esiste come **molecole** biatomiche in cui due atomi sono legati fra di loro:

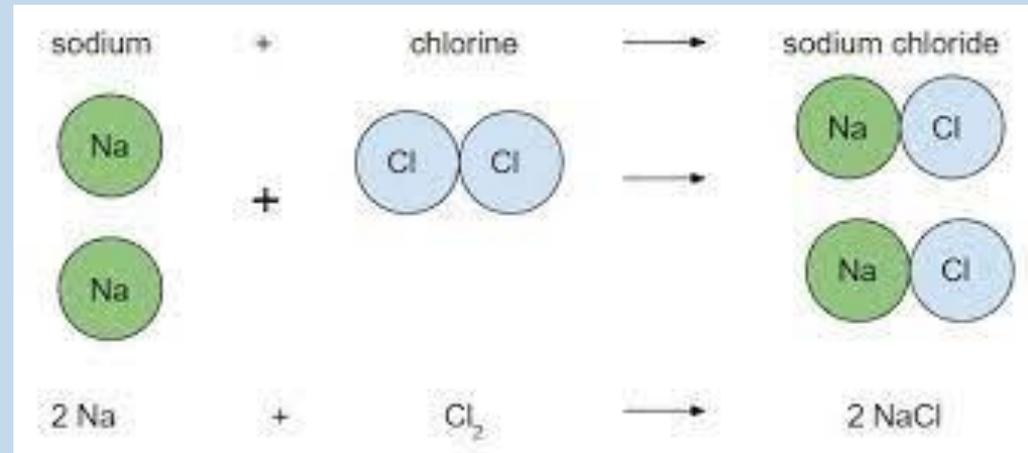


Fra le poche eccezioni notiamo i gas nobili (particolarmente stabili e non reattivi; es. He, Ne).

- Gli atomi di una molecola sono tenuti insieme da forze attrattive chiamate **legami chimici**, allo scopo di raggiungere una forma più stabile, di «**equilibrio**».
- I meccanismi con cui viene raggiunta la stabilità sono principalmente due:
 1. la condivisione di elettroni → a formazione di un **legame covalente**
 2. la perdita o acquisto di elettroni → formazione di un **legame ionico**

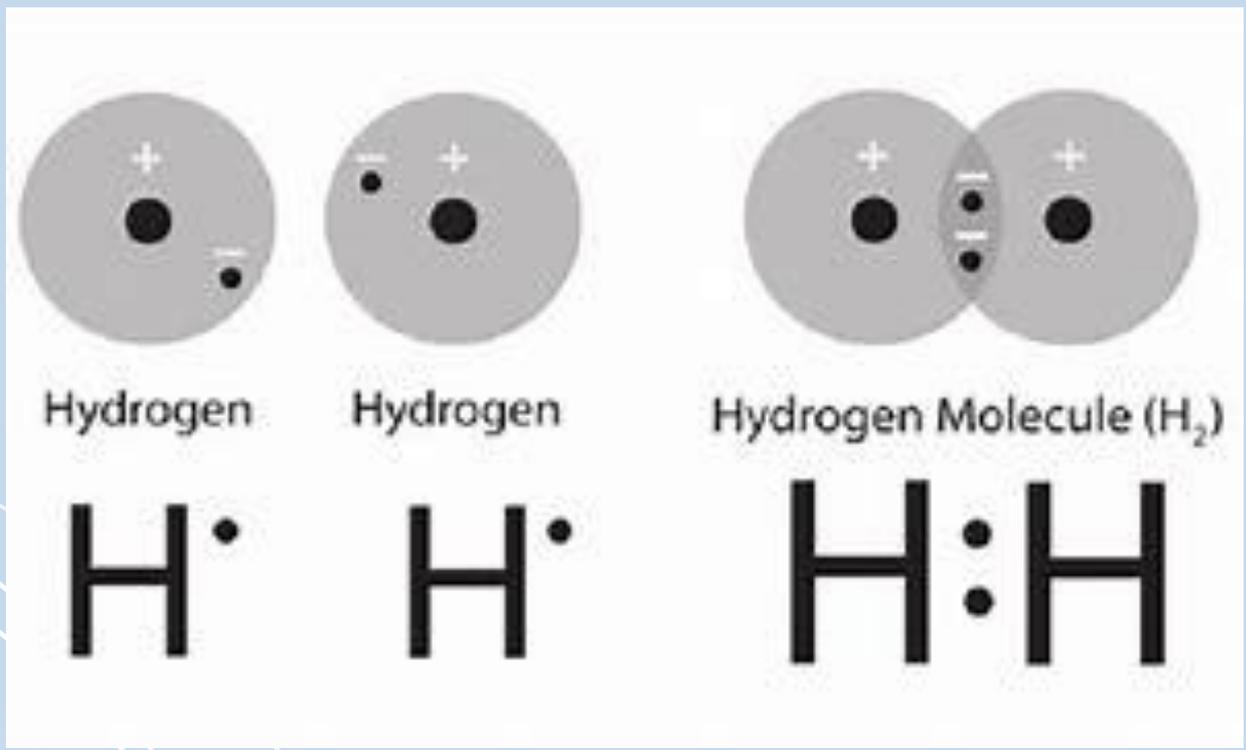
LEGAMI CHIMICI

Con il termine legame chimico si intende la forza attrattiva che tiene uniti due o più atomi o ioni in una molecola o un solido.



- ✓ IONICO
- ✓ COVALENTE
- ✓ IDROGENO
- ✓ VAN DER WAALS

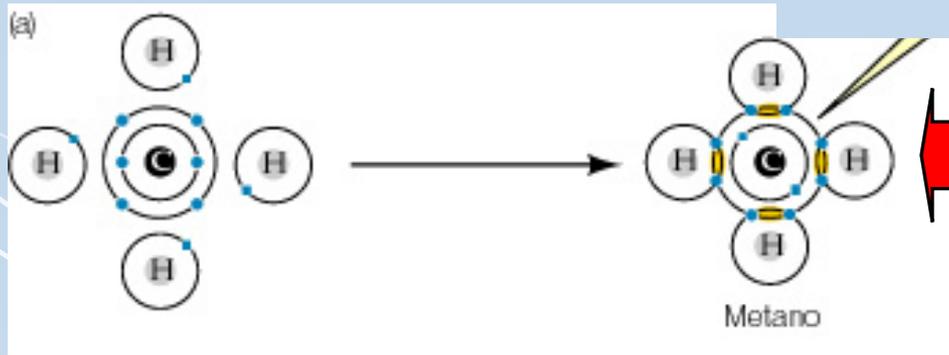
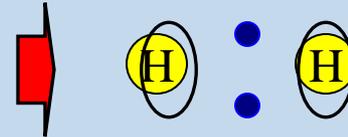
✓ LEGAME COVALENTE



✓ LEGAME COVALENTE

Un **legame covalente semplice** viene a formarsi quando due atomi **condividono una coppia di elettroni** in modo tale che entrambi raggiungono una condizione più stabile

Ad esempio due atomi di **H** condividono una coppia di elettroni in modo tale che entrambi raggiungono la condizione con due elettroni nel **un primo livello energetico (guscio K)**



Un atomo di **C** condivide una coppia di elettroni con ciascuno dei quattro atomi di H cui si lega

In questo modo il **C** raggiunge la condizione stabile con 8 elettroni nel **secondo livello energetico**

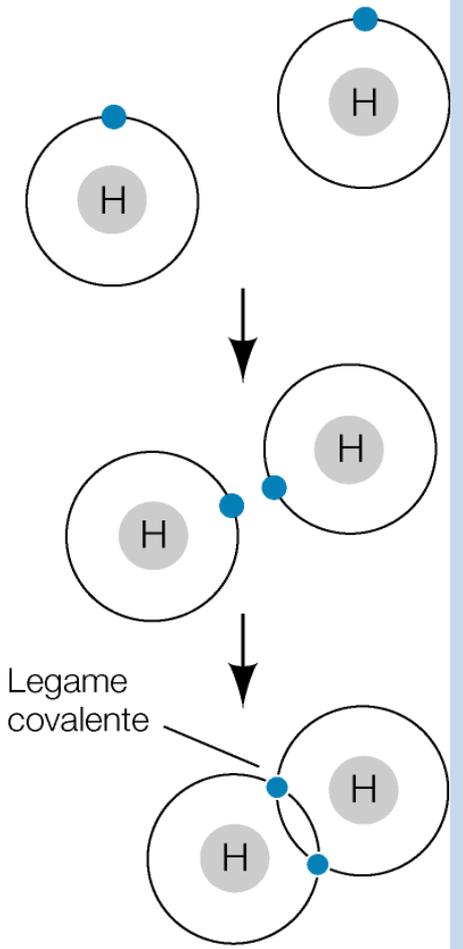
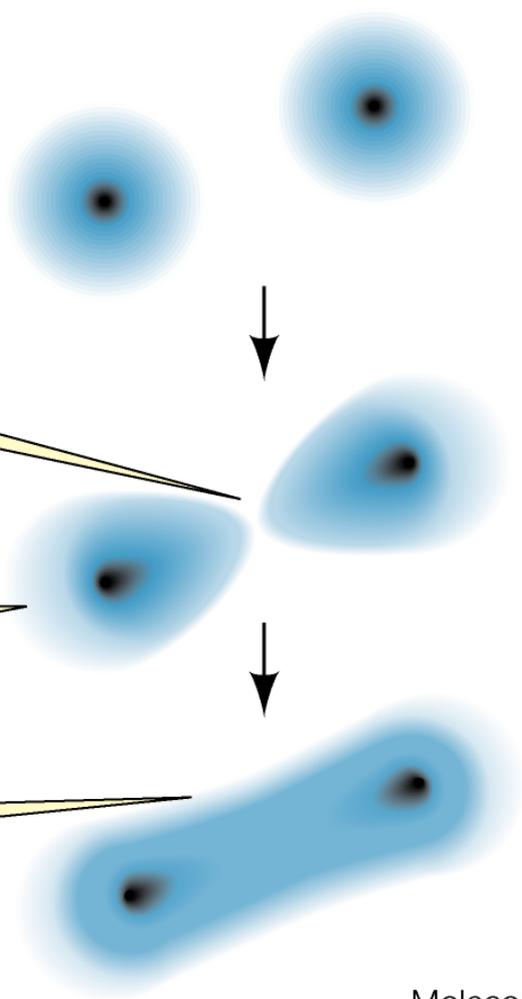
LEGAME COVALENTE (molto forte)

Atomi di idrogeno (2H)

Ogni elettrone è attratto dal nucleo dell'altro atomo...

... ma il nucleo continua ad attrarre il proprio elettrone.

Se si avvicinano, gli atomi vanno a condividere la coppia di elettroni venendo a essere legati da un legame covalente e formando una molecola di idrogeno.



Molecola di idrogeno (H₂)

✓ LEGAME COVALENTE

- Consiste nella **condivisione** di una o più (massimo tre) coppie di elettroni

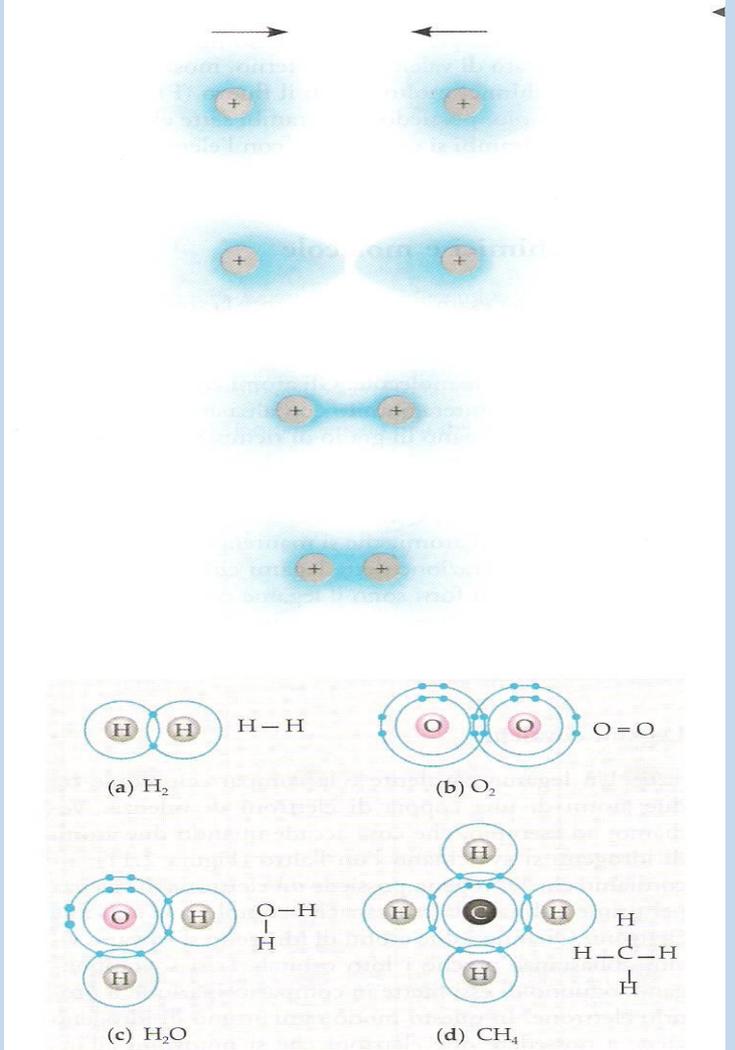


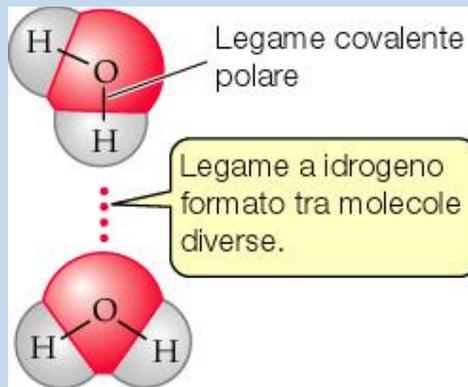
Figura 2.12
Legami covalenti. Un legame covalente si forma quando due atomi condividono una coppia di elettroni di valenza. Il numero di elettroni necessari per completare il guscio di valenza di un atomo determina quanti legami formerà tale atomo. (a) Quando si incontrano, due atomi di idrogeno formano un singolo legame covalente mettendo in compartecipazione il loro elettrone più esterno. (b) Due atomi di ossigeno formano una molecola mettendo in compartecipazione una coppia di elettroni di valenza; gli atomi così vengono ad essere legati da un legame covalente doppio. (c) Due atomi di idrogeno possono legarsi con legami covalenti a un atomo di ossigeno per produrre una molecola di acqua. (d) Quattro atomi di idrogeno possono soddisfare la valenza di un atomo di carbonio, portando alla formazione del metano.

✓ LEGAME COVALENTE

- E' quindi, costituito da una coppia di elettroni condivisi tra due atomi.
- Può **essere**:
 - Semplice
 - Doppio
 - Triplo
- Può essere di **natura**:
 - **Apolare** (omopolare) quando gli atomi che si legano, condividendo gli elettroni, hanno elettronegatività uguale o simile. E' caratterizzato da una condivisione equa della coppia di elettroni di legame.
 - **Polare** (eteropolare) quando gli atomi coinvolti nel legame hanno una piccola differenza di elettronegatività; in questo caso la nube elettronica che si forma per condivisione degli elettroni, non è equamente distribuita sui due atomi, ma tende ad essere distorta e più densa verso l'elemento più elettronegativo.
- L'**elettronegatività** è definita come la capacità di un atomo di attrarre a sé elettroni di legami. E' una grandezza adimensionale; diminuisce lungo il gruppo e aumenta lungo il periodo.

✓ Legame a idrogeno

Il legame ad idrogeno si forma tra un **atomo di idrogeno** con una **carica parziale positiva** e un altro atomo (ad es. O oppure N) con una **carica parziale negativa**



Esso può formarsi tra **piccole molecole** o tra **parti diverse** di una stessa grande molecola

Un esempio di legame ad idrogeno è quello che si forma tra le molecole d'acqua

La forza di legame ad idrogeno è **1/20** di quella di un legame covalente. Tuttavia la formazione di molti legami ad idrogeno può conferire una notevole **stabilità alle strutture**

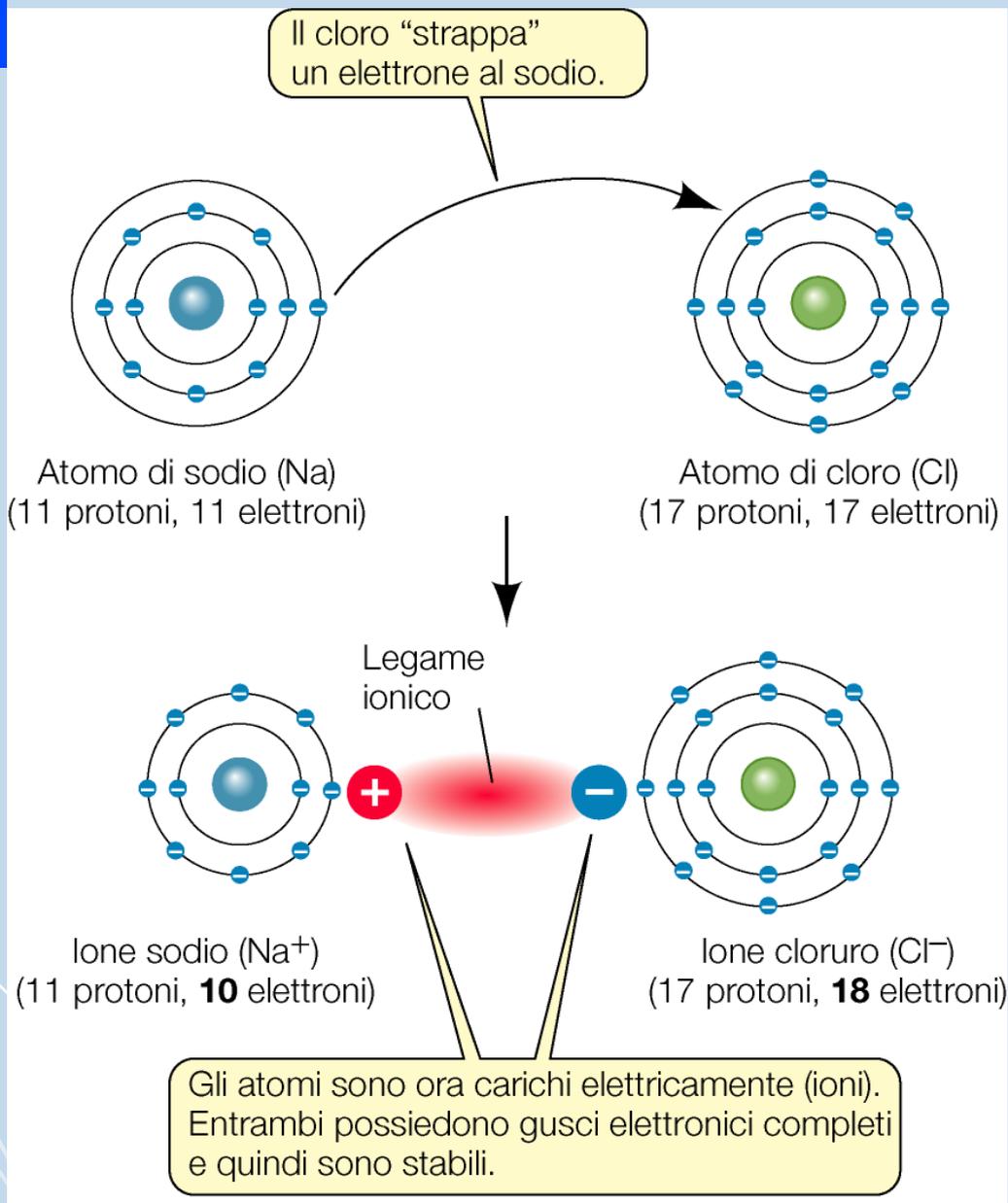
Proteine, DNA

✓ LEGAME IONICO (forte)

Quando due atomi differiscono **notevolmente** nella loro *elettronegatività* e uno mostra forte tendenza a perdere elettroni e l'altro ad acquistarli può avvenire il trasferimento di un elettrone da un atomo all'altro

L'esempio di come questo trasferimento può legare assieme atomi differenti è dato dal cloruro di sodio (**NaCl**) il comune sale da cucina

✓ LEGAME IONICO (forte)



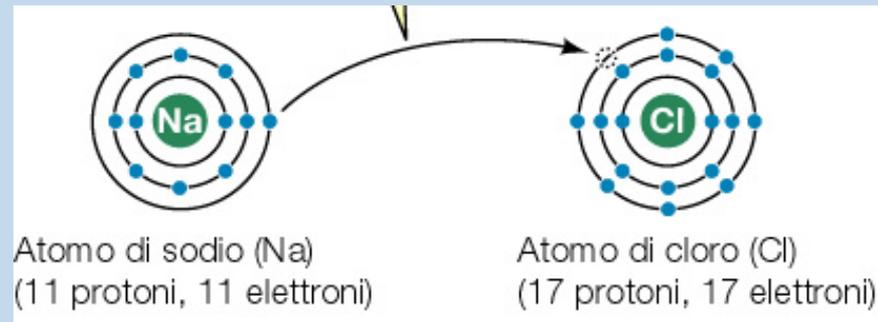
✓ LEGAME IONICO (forte)

All'inizio i due atomi sono **eletttricamente neutri** ma **instabili** e fortemente **reattivi**

Il **sodio** ha un elettrone 'in più' rispetto al numero che serve per completare il guscio elettronico esterno e assumere una configurazione stabile (**8 elettroni**)

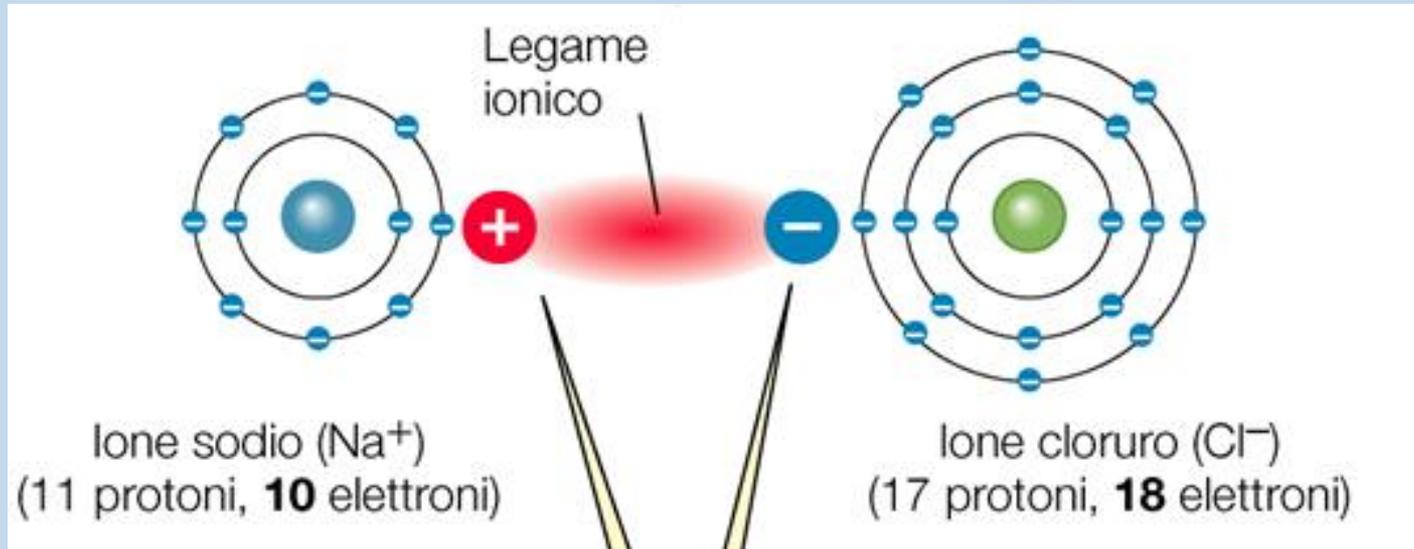
Al **cloro** invece manca un elettrone per raggiungere la configurazione stabile con **8 elettroni** nel guscio esterno

Il cloro "strappa" un elettrone al sodio



La reazione tra sodio e cloro permette ad entrambi di ottenere una **condizione stabile** con otto elettroni nel guscio esterno

✓ LEGAME IONICO (forte)



Ora però il sodio è **caricato positivamente** (ha perso un elettrone cioè una carica unitaria) **Na^+**

Cationi

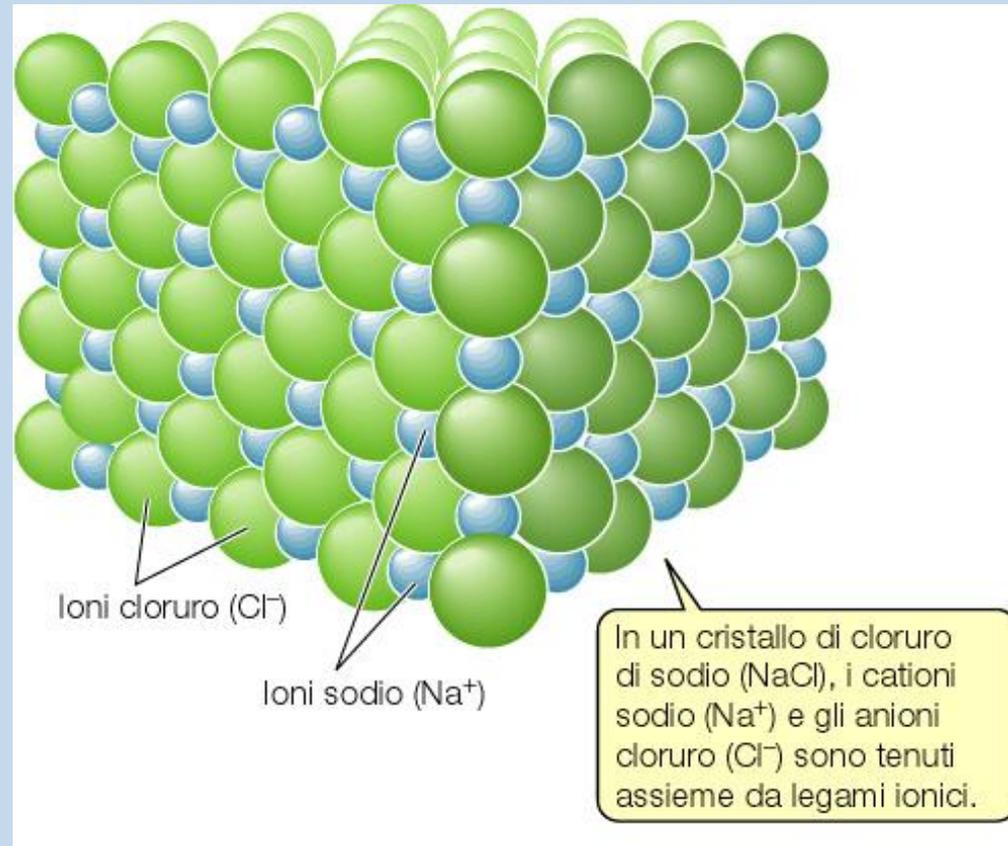
Il cloro invece è **caricato negativamente** (ha acquistato un elettrone cioè una carica unitaria) **Cl^-**

Anioni

✓ **LEGAME IONICO**
(forte)

Poiché hanno cariche opposte,
Na⁺ e **Cl⁻** si attraggono

Allo stato solido i due
ioni sono strettamente
uniti a formare **cristalli**





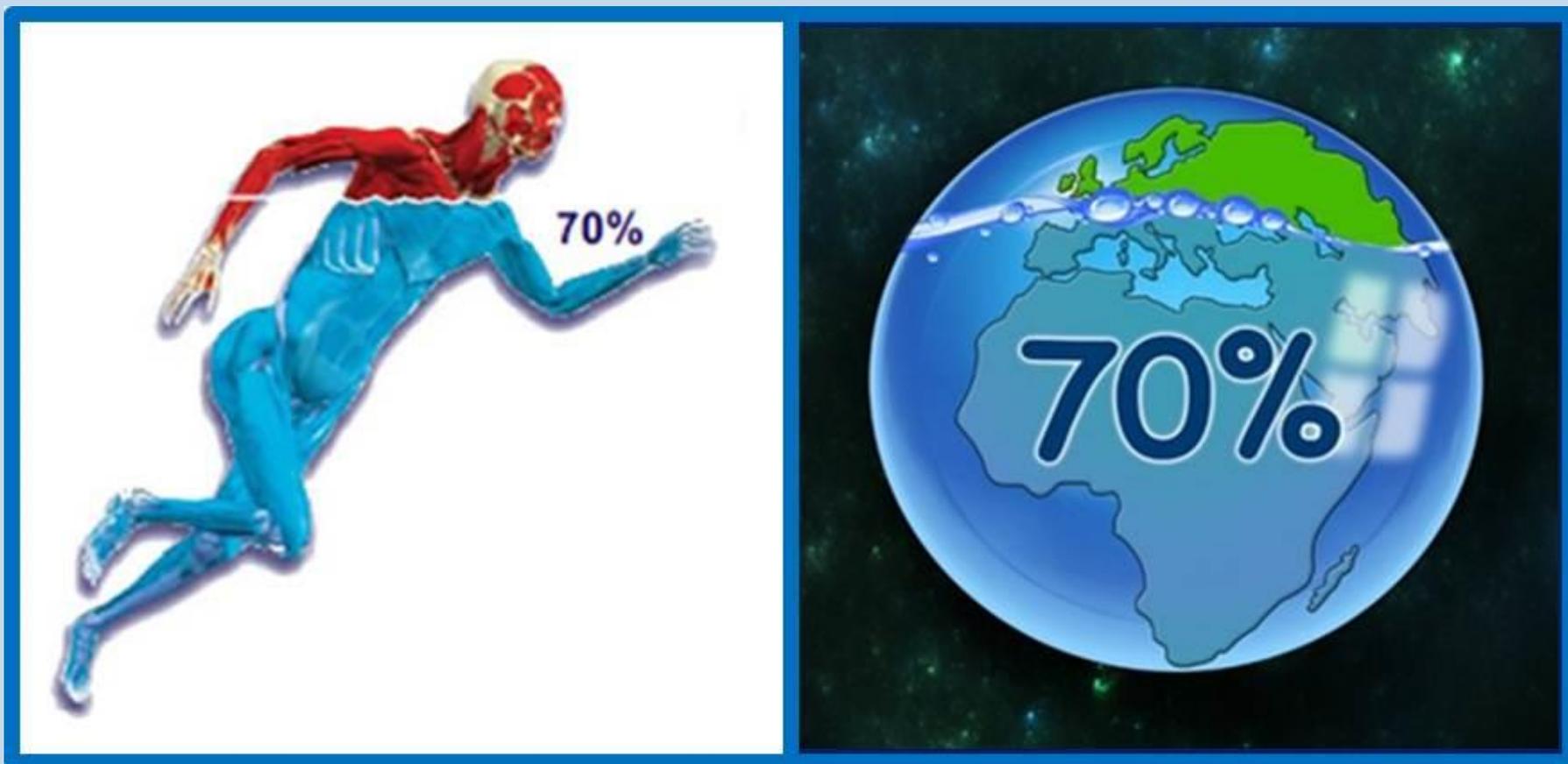
ACQUA



- La vita dipende dall'acqua
- La vita è nata e si è evoluta nei mari e anche dopo che gli organismi viventi hanno occupato le terre emerse, non sono comunque diventati indipendenti da essa.

Il nostro pianeta visto dallo spazio, appare formato per la maggior parte di acqua, infatti il 71% della sua superficie è occupata da mari e oceani e solo il 29% dalle terre emerse. Tutta l'acqua presente sulla terra costituisce **l'IDROSFERA.**



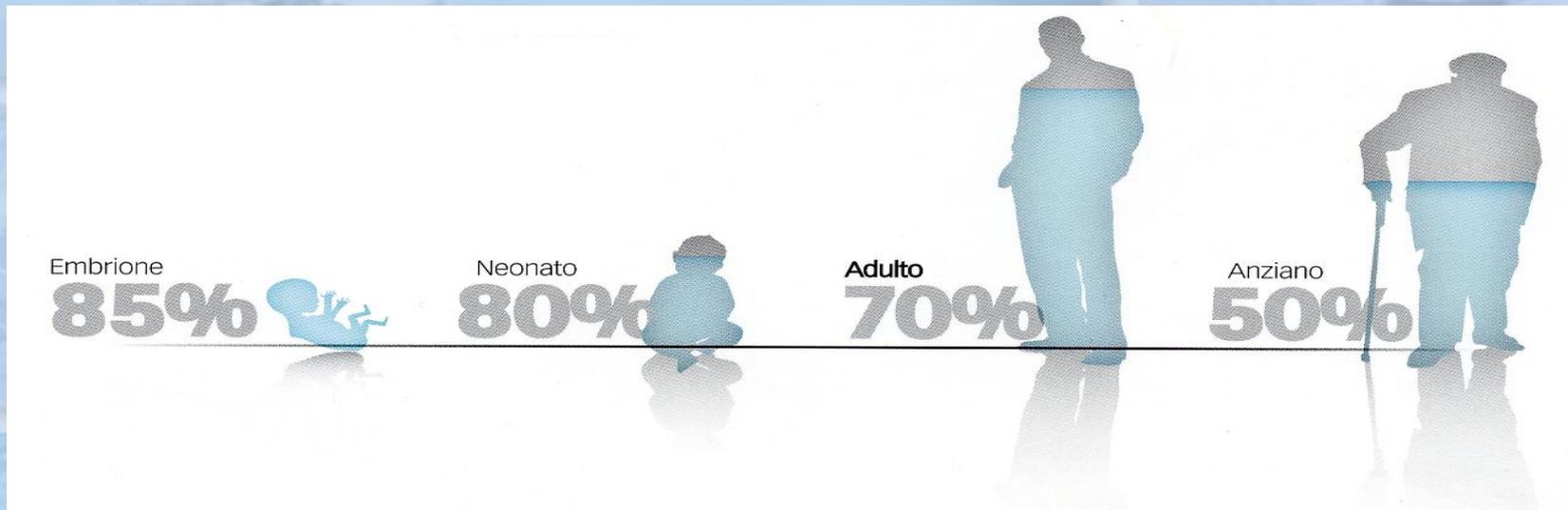


L'acqua ed il corpo umano

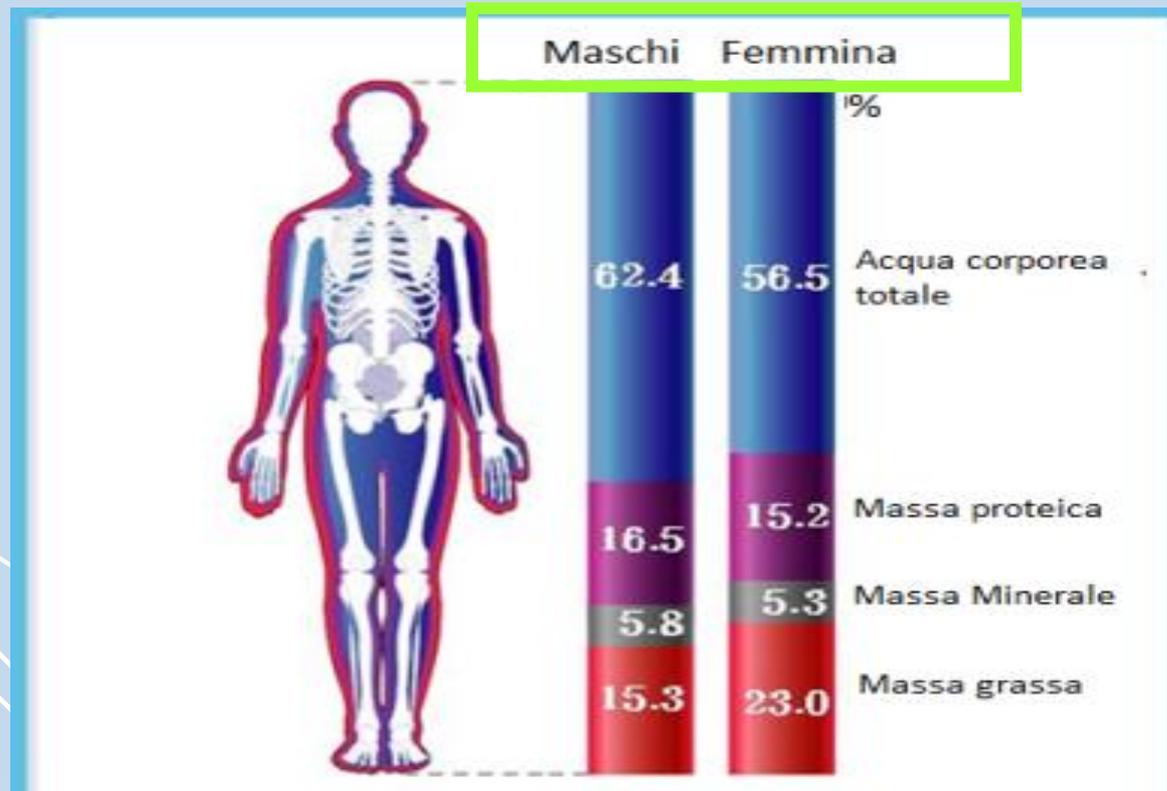
L'acqua = H₂O

- 45-75% del corpo umano (le variazioni sono legate al sesso, all'età, all'attività fisica, etc etc)
- Mezzo in cui hanno luogo tutte le attività cellulari

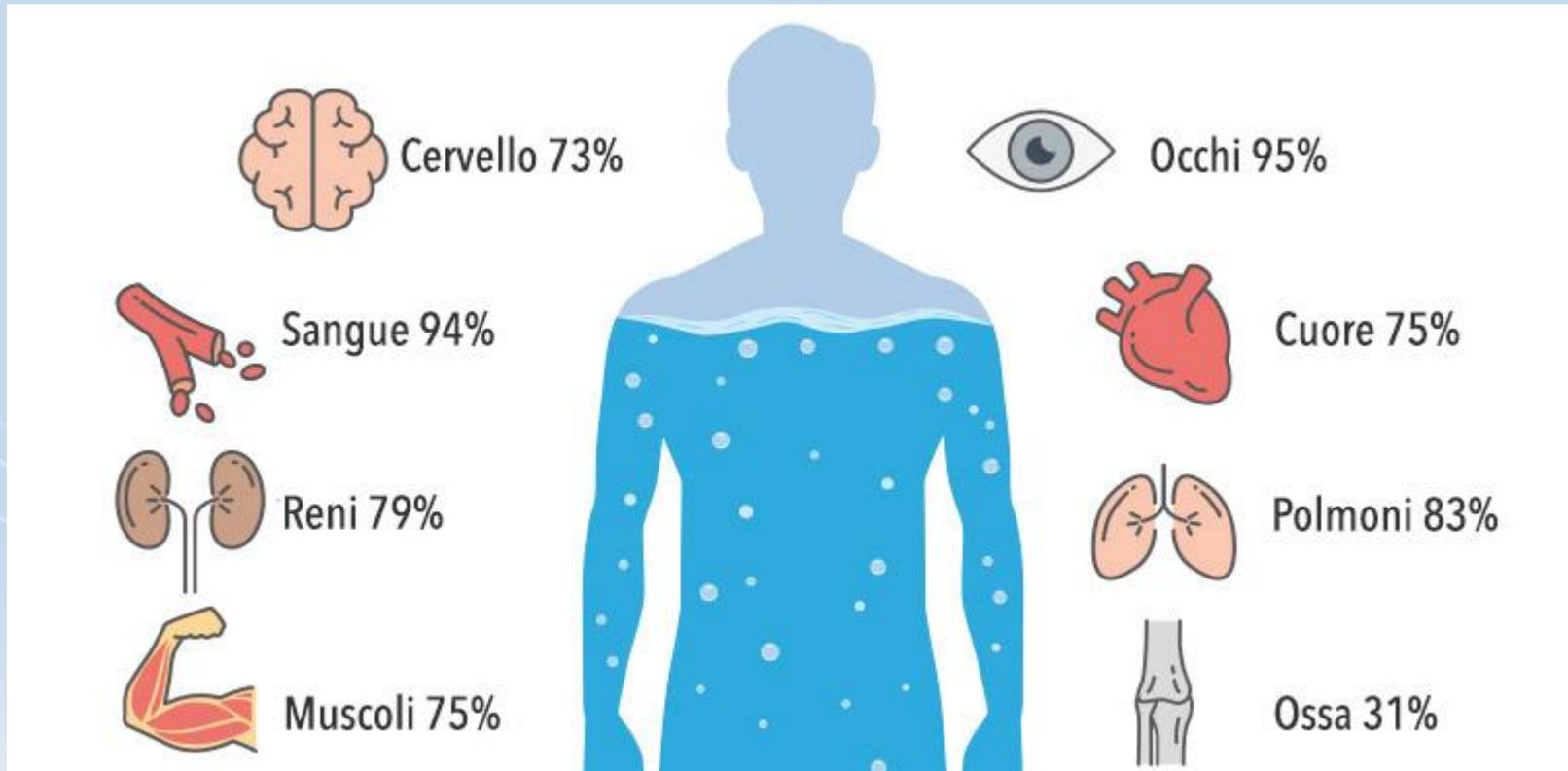
Età



I due sessi

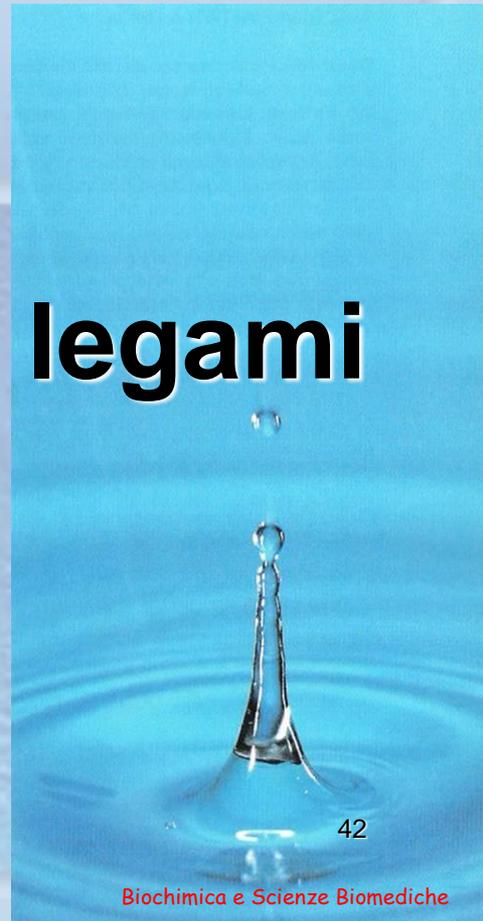


Nei vari tessuti



L'acqua = H₂O

- Mezzo in cui hanno luogo tutte le attività cellulari
- Molecola polare
- Sono tenute insieme da legami idrogeno



L'acqua = H₂O

- Determina la struttura e la funzione delle macromolecole biologiche
- Necessaria per le normali attività metaboliche cellulari

L'acqua = H₂O

- Tutto questo è dovuto alla è peculiari proprietà chimico-fisiche dell'acqua stessa, collegate alle sua straordinaria capacità di formare **legami idrogeno**
- Molecola polare → molecole unite tra loro da legami idrogeno

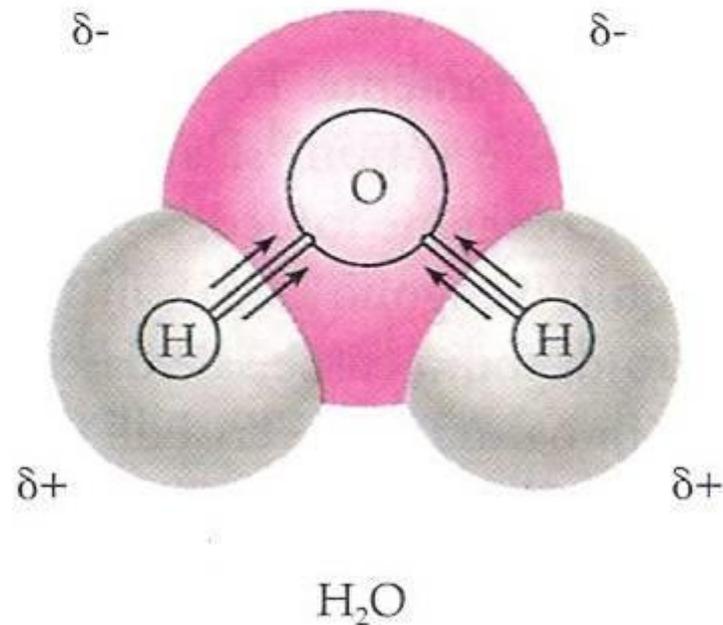


Figura 2.14

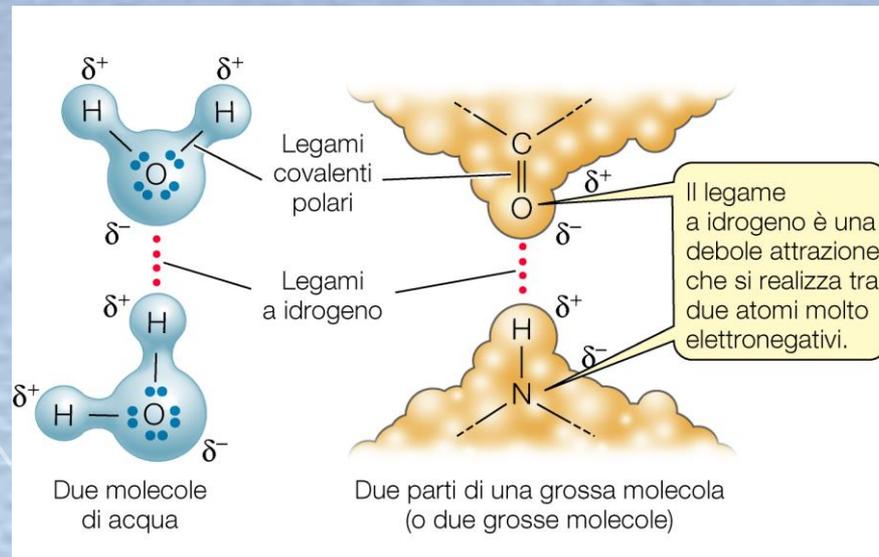
Legami covalenti polari nella molecola dell'acqua. Essendo più elettronegativo dell'idrogeno, l'ossigeno attrae verso di sé gli elettroni condivisi del legame covalente. Questa diversa distribuzione degli elettroni fornisce all'ossigeno una parziale carica negativa mentre l'idrogeno viene a possedere una parziale carica positiva. La lettera greca delta (δ) indica che le cariche sono meno di una unità completa.

DIPOLO

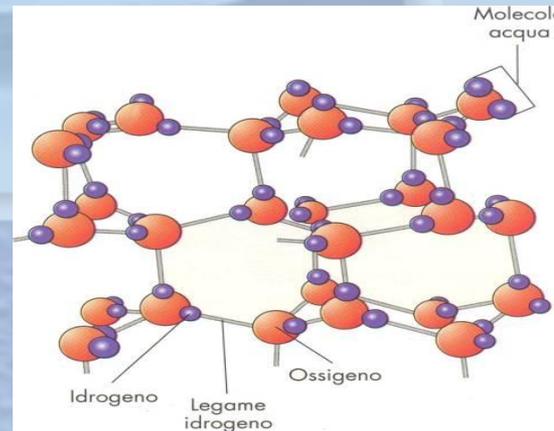
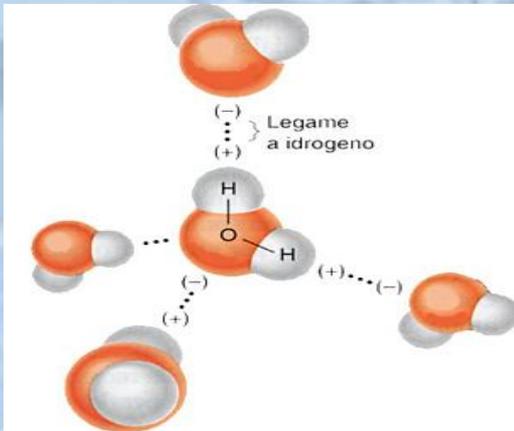
- La forma geometrica e l'elettronegatività rendono la molecola di H₂O una molecola POLARE, con l'O caricato – e i due atomi di H caricati +.
- Ogni molecola di H₂O è un piccolo DIPOLO.
- Questo è alla base delle sue peculiari proprietà chimiche e biologiche.

Legame idrogeno

- Interazione elettrostatica di un atomo di H (legato covalentemente ad O, N, o F) con un atomo di O , N oppure F di una molecola vicina (20-40 KJ/mole).
- Legame circa 20 volte **meno forte** del covalente



- Le molecole di H_2O tendono ad orientarsi in modo che ciascuna molecola sia in grado di formare legami idrogeno con altre molecole



- Pertanto un campione d'acqua è una rete dinamica di molecole H_2O tenute insieme da legami idrogeno in cui ciascuna molecola fa contemporaneamente da donatore ed accettore di legame.

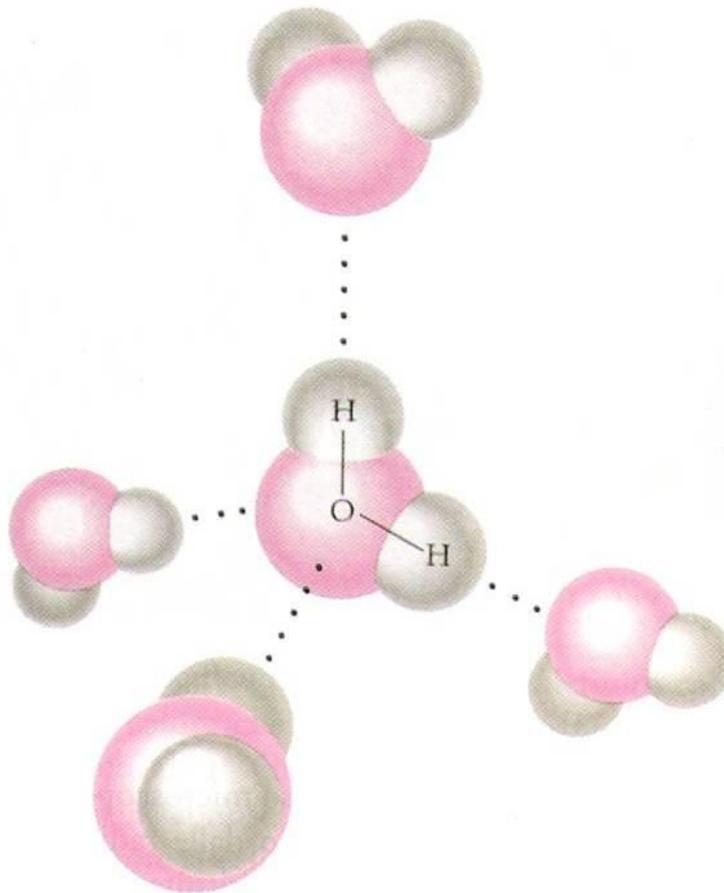


Figura 3.2

Legami a idrogeno tra molecole di acqua. Le regioni fornite di carica elettrica presenti su una molecola di acqua sono attratte dalle regioni fornite di carica opposta presenti su molecole vicine. (L'ossigeno possiede una debole carica negativa e l'idrogeno una debole carica positiva.) Ogni molecola può formare legami a idrogeno con un massimo di quattro molecole. In ogni istante, nell'acqua liquida a 37 °C (la temperatura del corpo umano), circa il 15% delle molecole sono unite mediante legami a idrogeno a quattro altre molecole formando associazioni a vita breve.

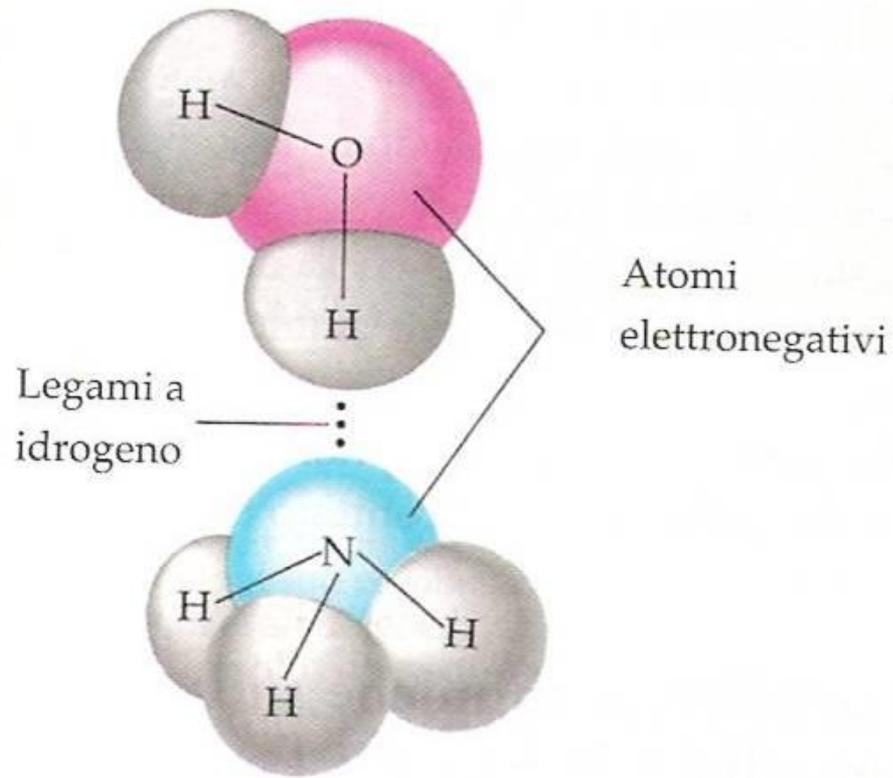


Figura 2.17

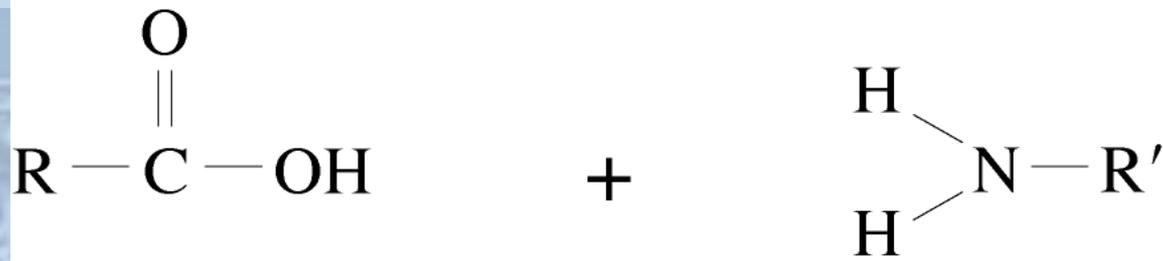
Un legame a idrogeno. Un atomo di idrogeno legato a un atomo elettronegativo attraverso un legame covalente polare viene condiviso con un altro atomo elettronegativo attraverso una debole attrazione elettrostatica. In questa figura, un legame a idrogeno lega un atomo di idrogeno di una molecola di acqua (H₂O) con l'atomo di azoto di una molecola di ammoniaca (NH₃).

L'H₂O come solvente

- I composti che si sciolgono in H₂O sono *idrofili* (es. alcune vitamine, sali)
- I composti **non** polari **non** si sciolgono in H₂O → *idrofobi* (es. benzene, cloroformio)
- *Anfipatici* (es. proteine, steroli, lipidi di membrana)

L'H₂O come reagente

1. Reazioni di idrolisi
2. Reazioni di condensazione
3. Prodotto terminale dell'ossidazione delle sostanze nutrienti



Condensazione

Idrolisi



ACIDI

- Si definisce **ACIDA** qualsiasi sostanza che, disciolta in acqua, ne **aumenta** il contenuto di H^+ .
- In queste sostanze sono presenti atomi elettronegativi, come l'O, che sottraggono l'elettrone ad un atomo di H, costringendo il H^+ a staccarsi.

Hanno un gusto aspro. Familiare l'acido acetico presente nell'aceto o l'acido citrico presente nel limone. Sono entrambi **acidi DEBOLI**, in quanto non tutte le molecole dissociano formando l'anione corrispondente e liberando il H^+ , ma esiste un equilibrio.

Invece altri acidi, come l'acido cloridrico HCl o l'acido solforico H_2SO_4 , sono definiti **acidi FORTI**, in quanto praticamente tutte le molecole in soluzione sono in forma dissociata.

Gli acidi forti risultano pericolosi. In qualche caso l'organismo è in grado di gestirli.

Es: Lo stomaco secerne acido cloridrico HCl ad alte concentrazione ed il succo gastrico è decisamente acido (pH circa 1,5). L'acidità serve per la digestione delle proteine e per l'assorbimento del ferro.

BASI

- Si definisce **BASE** (o sostanza alcalina) una molecola che disciolta in H_2O tende a legare i H^+ .

Es.

- L'ammoniaca NH_3 → sostanza prodotta dall'organismo durante il catabolismo delle proteine.
- NH_3 entra in competizione con l'acqua per i H^+ provenienti dalla dissociazione delle stesse molecole di H_2O ; alcuni di questi H^+ vengono catturati dalle molecole di NH_3 →



- La reazione complessiva è:



BASI

- Da questa equazione risulta un'altra definizione di base: una BASE è una sostanza che disciolta in acqua ne aumenta il contenuto di ioni ossidrili.
- La reazione è scritta in maniera più corretta con la doppia freccia



infatti esiste un equilibrio tra la reazione diretta e quella inversa.

L' NH_3 è una base debole

Una sostanza che disciolta in acqua produce direttamente ioni ossidrili e OH^- è la
• **SODA (NaOH).**

In acqua tutte le molecole di NaOH dissociano in Na^+ ed OH^-

La soda pertanto è una BASE FORTE: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ \text{OH}^-$

pH

- L'acqua funziona sia da acido (in quanto è donatore di H^+) sia da base (in quanto è un donatore di OH^-).
- ✓ Una soluzione è **ACIDA** quando la $[H^+] > 10^{-7}$ M (moli/litro)
- Una soluzione è **NEUTRA** quando la $[H^+] = 10^{-7}$ M (moli/litro)
- Una soluzione è **BASICA** quando la $[H^+] < 10^{-7}$ M (moli/litro)
- Per comodità di calcolo, poiché tali concentrazioni sono molto basse, si preferisce esprimere la $[H^+]$ in modo più immediato e semplice.

pH

- Il termine p (cologaritmo equivale a $-\log$) simboleggia due operazioni matematiche da operare sulla $[H^+]$:
 1. Il calcolo del logaritmo della $[H^+]$ espressa in moli/litro e quindi
 2. Il cambio di segno del risultato

$$pH = -\log [H^+]$$

Es. Una soluzione **neutra** ha una concentrazione molare di $H^+ = 10^{-7}$ quindi $\log 10^{-7} = -7$ che cambiato di segno diventa 7

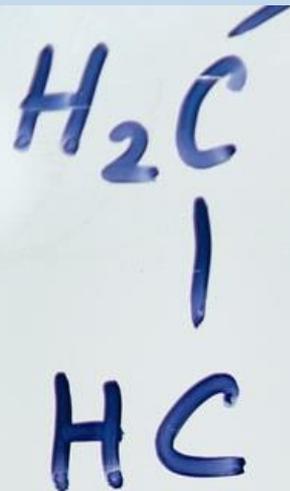
Quindi il valore di pH di una soluzione neutra è uguale a 7 (pH=7)

1. Viene sempre presa come riferimento la concentrazione di H^+ (anche se la soluzione è basica)
2. Maggiore è la $[H^+]$, più è basso il valore di pH
3. Maggiore è la $[OH^-]$ più è alto il valore del pH

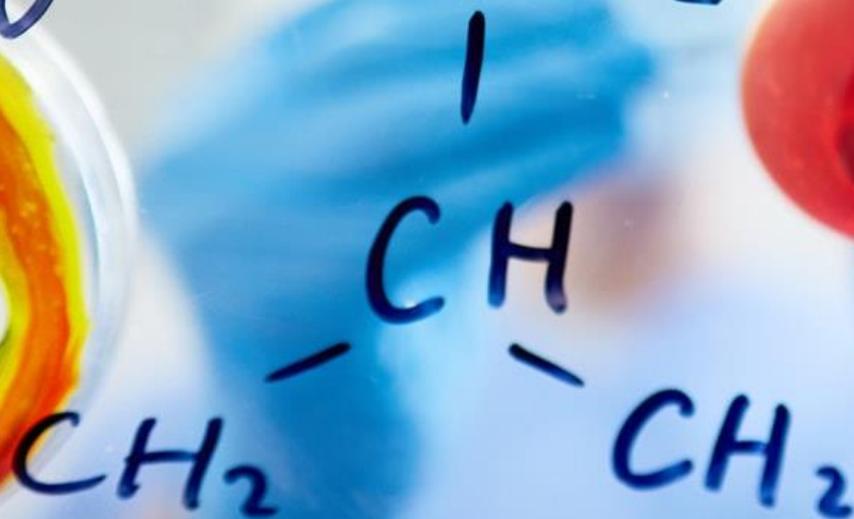
- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
- $\text{pH} > 7$ soluzione basica
- $\text{pH} < 7$ soluzione acida
- $\text{pH} = 7$ soluzione neutra

- pH globulo rosso = 7.4
- I liquidi biologici contenendo acidi e basi coniugate di vario tipo e a diverse concentrazioni sono in pratica dei **tamponi fisiologici**. Il pH dei liquidi biologici è mantenuto costante da sistemi tampone

Sangue	pH 7.35 - 7.45
Lacrime	pH 7.4 circa
Saliva	pH 6.35 - 6.85
Succo gastrico	pH 0.9
Latte	pH 6.6 - 6.9
Urina	pH 4.4 - 8.0



CHIMICA DEL CARBONIO



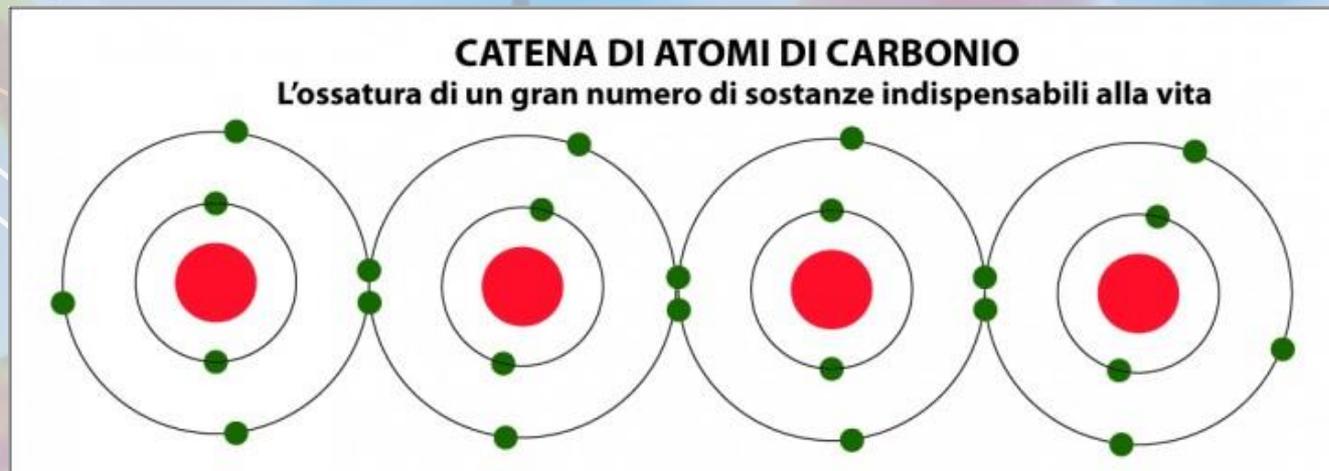
Composizione chimica della materia vivente

- **H, C, O, N** → hanno la caratteristica di formare legami covalenti stabili tra loro
- Il **C** si può legare ad altri atomi di **C** in maniera lineare o ramificata originando una varietà di molecole → CHIMICA DEL CARBONIO

Composizione chimica della cellula

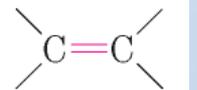
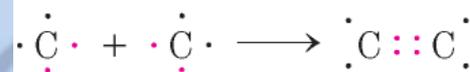
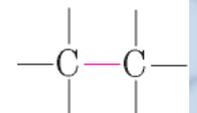
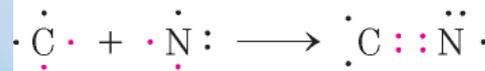
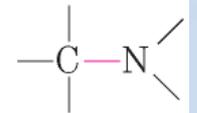
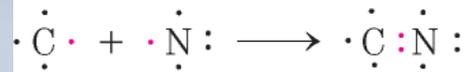
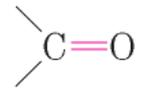
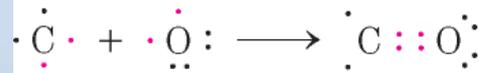
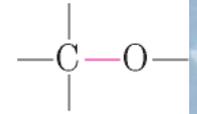
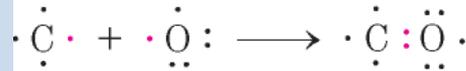
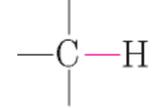
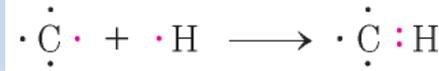
- H_2O
- **Sostanze organiche:**
 1. **macromolecole**
 2. **molecole organiche semplici**
- **Sostanze inorganiche**
- **Elementi presenti in tracce**

- La chimica degli organismi viventi si basa sul **carbonio (C)**
- **Composti organici:** molecole che contengono una struttura covalente carboniosa (presenti in natura in una varietà infinita)



- **legame semplice:**
due atomi condividono una sola coppia di elettroni

- **legame multiplo:**
vengono condivise più coppie di elettroni

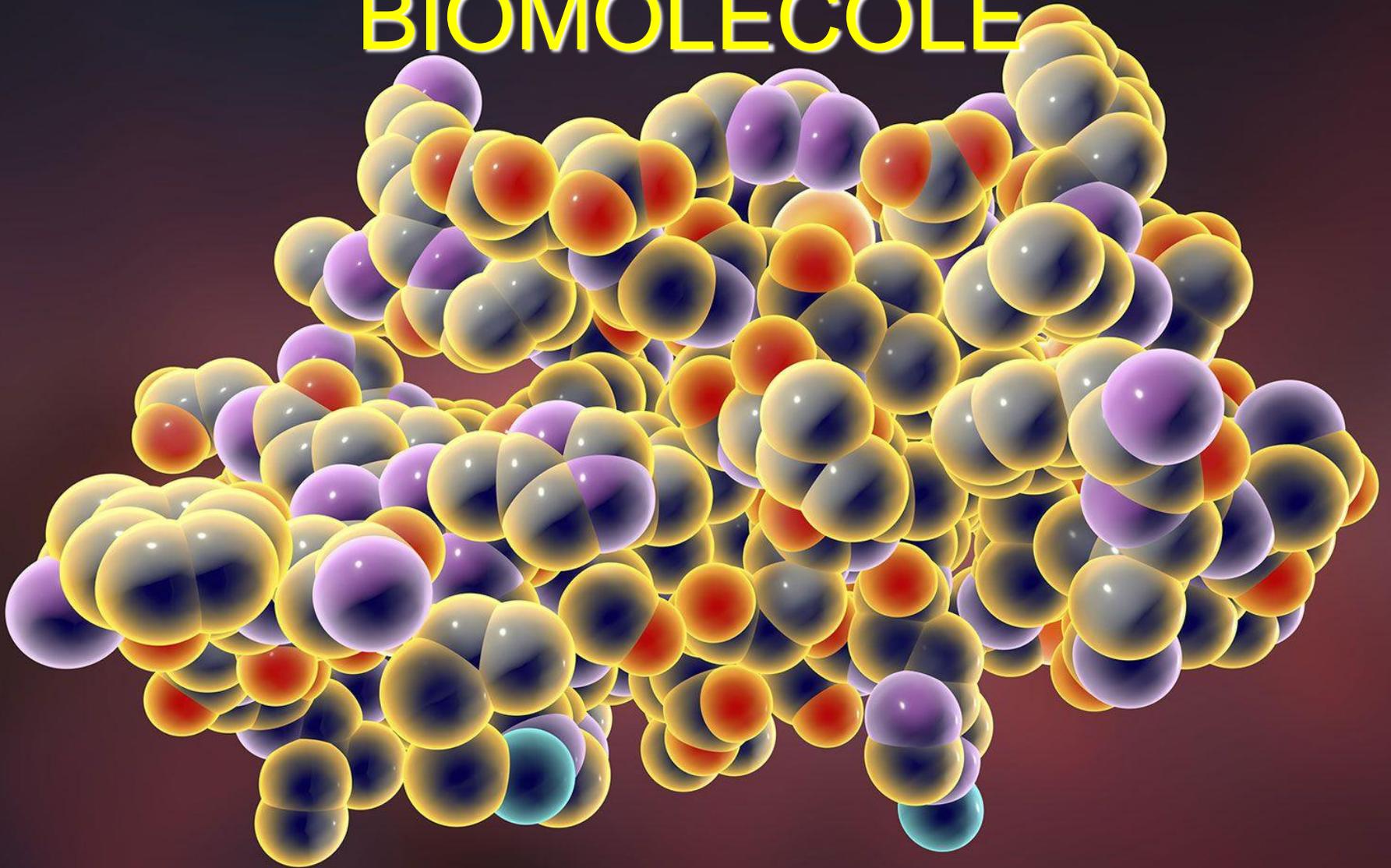


La grande varietà di biomolecole

Gruppi funzionali		
Gruppo	Struttura	Composti
Ossidrilico	$R-OH$	Alcol Presente negli zuccheri e in alcuni amminoacidi
Carbonilico	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$	Aldeide Presente negli zuccheri
	$R-C \begin{matrix} \uparrow O \\ \downarrow R \end{matrix}$	Chetone Presente negli zuccheri
Carbossilico	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$	Acido carbossilico Presente negli acidi grassi e negli amminoacidi
Amminico	$R-N \begin{matrix} \nearrow H \\ \searrow H \end{matrix}$	Ammina Presente negli amminoacidi
Solfidrilico	$R-SH$	Tioli Forma legami disolfuro; presente in alcuni amminoacidi
Fosfato	$R-O-P \begin{matrix} \uparrow O \\ \downarrow OH \\ \downarrow OH \end{matrix}$	Fosfato organico Presente nei nucleotidi e nei fosfolipidi

I gruppi funzionali sono combinazioni specifiche di atomi e conferiscono alle molecole proprietà caratteristiche

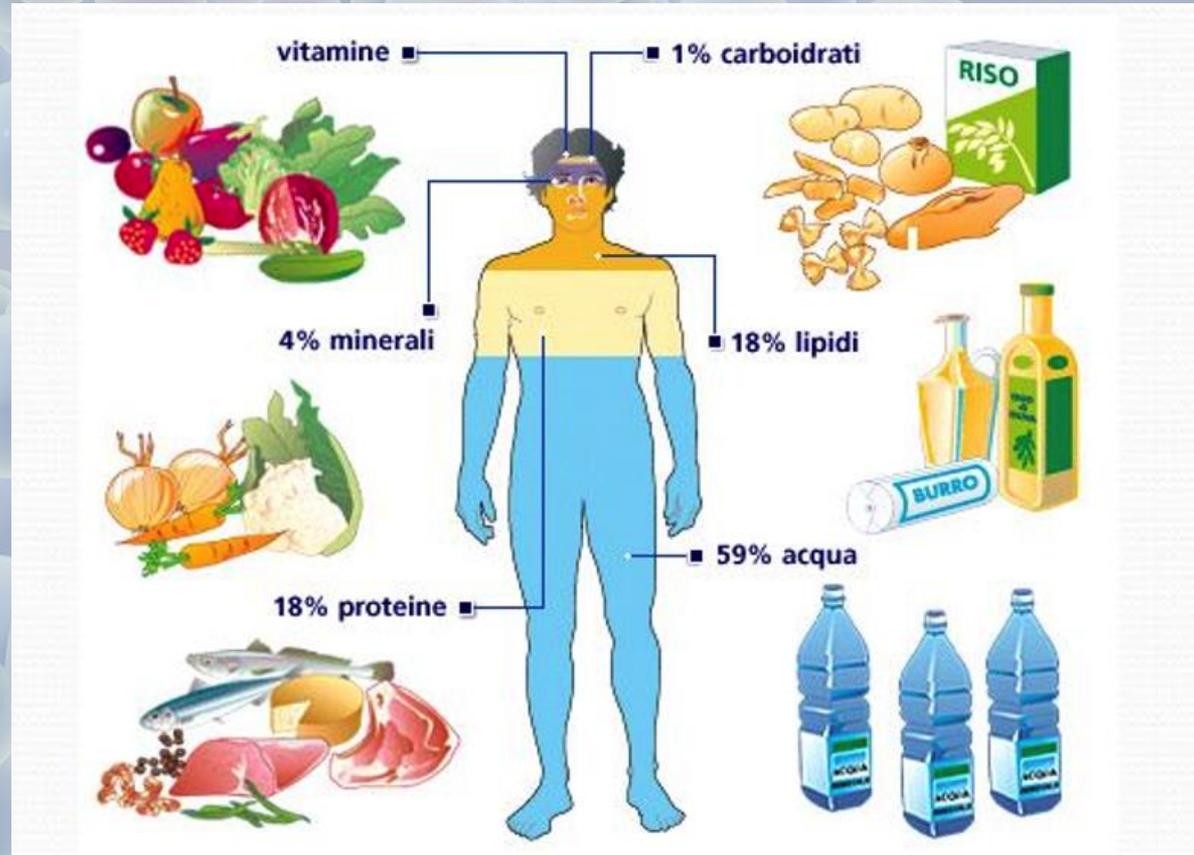
BIOMOLECOLE



Siamo fatti così!

Il corpo umano è costituito da:

- Acqua
- Proteine
- Lipidi
- Carboidrati
- Minerali
- Poche vitamine



POLIMERI:
componenti
complessi delle
cellule

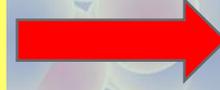
MONOMERI:
componenti
semplici delle
cellule

POLISACCARIDI

GRASSI/LIPIDI

PROTEINE

ACIDI NUCLEICI



ZUCCHERI

ACIDI GRASSI

AMMINOACIDI

NUCLEOTIDI