Università degli Studi di Milano

CORSO DI LAUREA IN SCIENZE NATURALI

Corso di Biologia generale e ambientale con elementi di istologia

COMPONENTI CHIMICI DI CELLULE E TESSUTI

Citologia e Istologia – Capitolo 1

Anno accademico
2022-2023

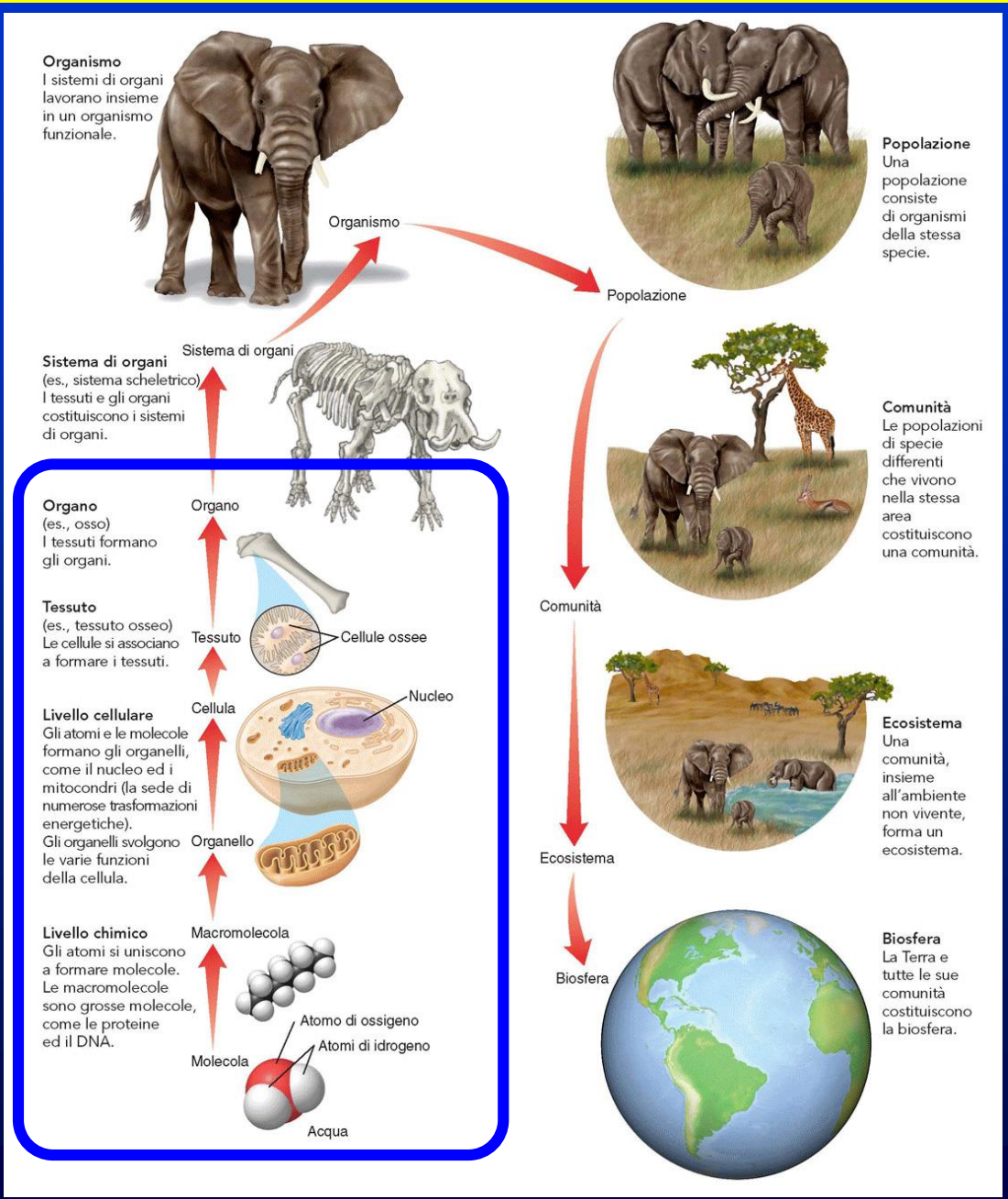
Livelli di studio della Biologia

Lo studio della vita si estende dalla scala microscopica (molecole e cellule che compongono gli organismi) alla scala macroscopica (intero pianeta vivente).

È possibile dividere questo enorme intervallo di scala in diversi livelli di organizzazione biologica, all'interno di una gerarchia.

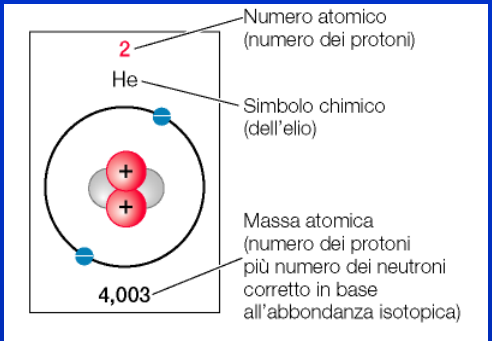
La biologia è lo studio della vita a tutti i livelli di organizzazione, dalle molecole alla biosfera.

Ogni livello dell'organizzazione della vita presenta specifiche proprietà emergenti, cioè caratteristiche che non sono presenti ai livelli inferiori.



COMPONENTI CHIMICI DELLE CELLULE

La tavola periodica raggruppa gli elementi secondo le loro proprietà fisiche e chimiche.



Mendeleev, 6 marzo 1869

I sei elementi su fondo giallo costituiscono complessivamente oltre il 98% della massa di qualsiasi essere vivente.

>98%

Le colonne verticali contengono elementi con proprietà simili.

Gli elementi su fondo arancione sono presenti in molti esseri viventi in quantità assai ridotte.

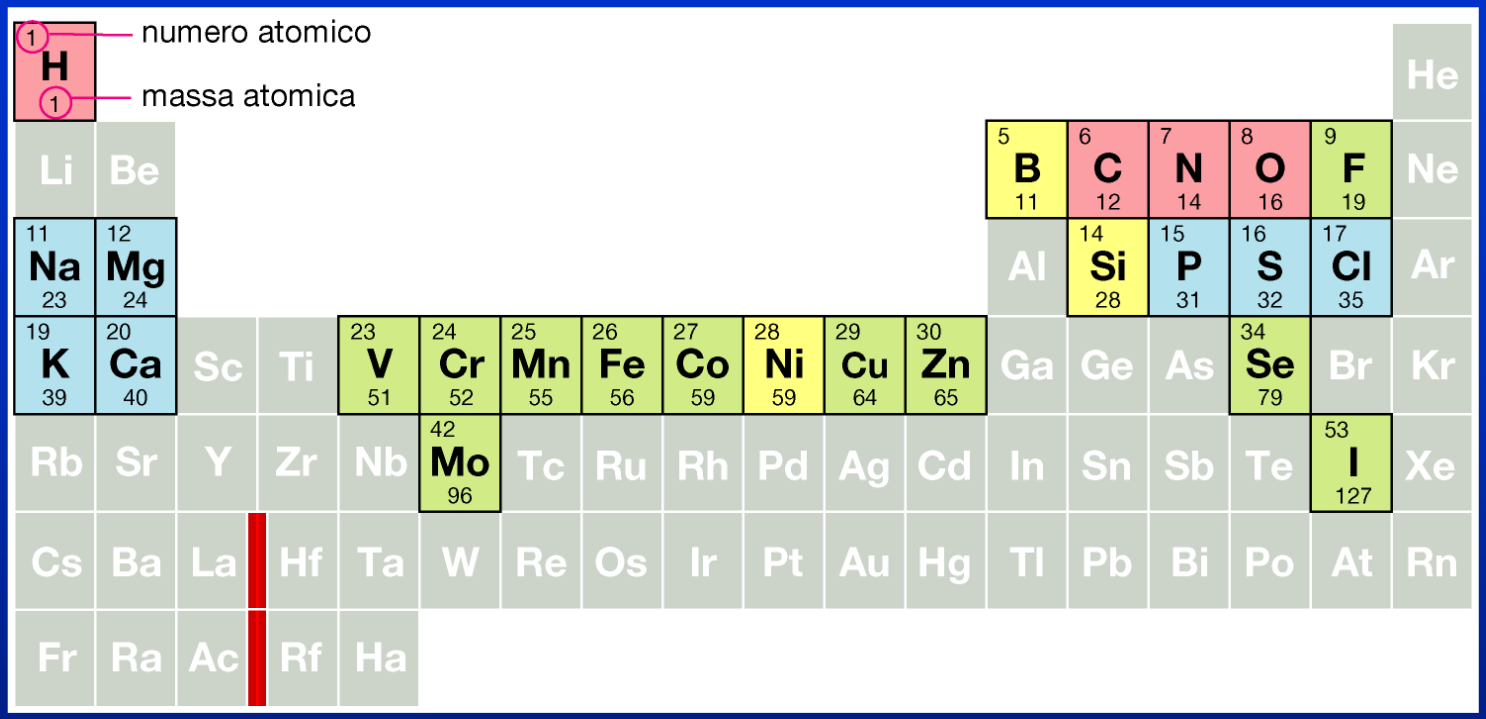
1 H 1,0079																	2 He 4,003
3 Li 6,941	4 Be 9,012											5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,179
11 Na 22,990	12 Mg 24,305											13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,69	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,909	36 Kr 83,80
37 Rb 85,4778	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,4	47 Ag 107,870	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,30
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	71 Lu 174,97	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,207	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,08	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226,025	103 Lr (260)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 (269)	111 (272)	112 (277)	113	114 (285)	115 (289)	116	117	118 (293)

Le masse tra parentesi indicano elementi instabili che decadono rapidamente formando altri elementi.

Gli elementi privi di simbolo chimico non hanno ancora ricevuto un nome.

Serie dei lantanidi	57 La 138,906	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9077	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04
Serie degli attinidi	89 Ac 227,028	90 Th 232,038	91 Pa 231,0359	92 U 238,02	93 Np 237,0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)

COMPONENTI CHIMICI DELLE CELLULE



Essenziali abbondanti

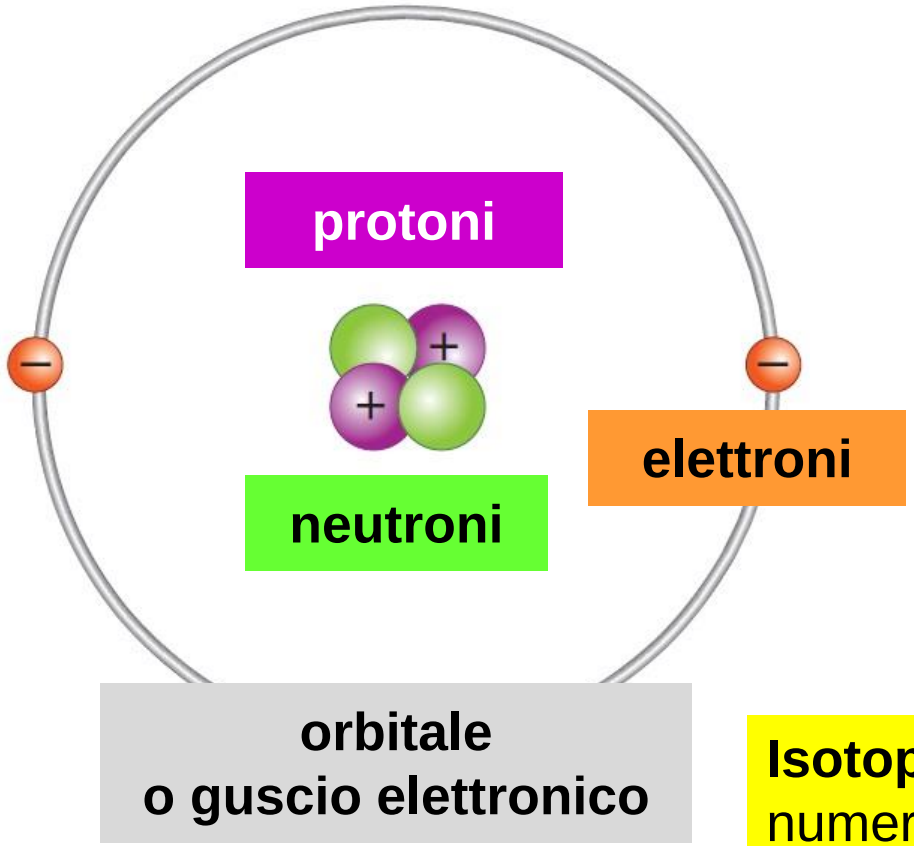
Essenziali minori

Oligoelementi

- La materia è costituita da elementi. Un **ELEMENTO** è una sostanza che non può essere suddivisa in sostanze più semplici per mezzo di reazioni chimiche ordinarie.
- Dei 92 elementi naturali, 25 sono essenziali per la vita, di cui **C**, **O**, **H** e **N** costituiscono ~ il **96% del peso** di un organismo, mentre **Ca**, **P**, **K**, **S**, **Na**, **Cl** e **Mg** ~ il **4%**.
- **Elementi traccia** o **oligoelementi**: elementi necessari a un organismo in quantità estremamente basse (<0,01%).

ATOMI

RAPPRESENTAZIONE SCHEMATICA DEGLI ATOMI



Gli **elettroni** sono carichi negativamente e sono presenti nello stesso numero dei protoni. Essi ruotano attorno al nucleo rimanendo confinati all'interno di livelli energetici definiti **orbitali**

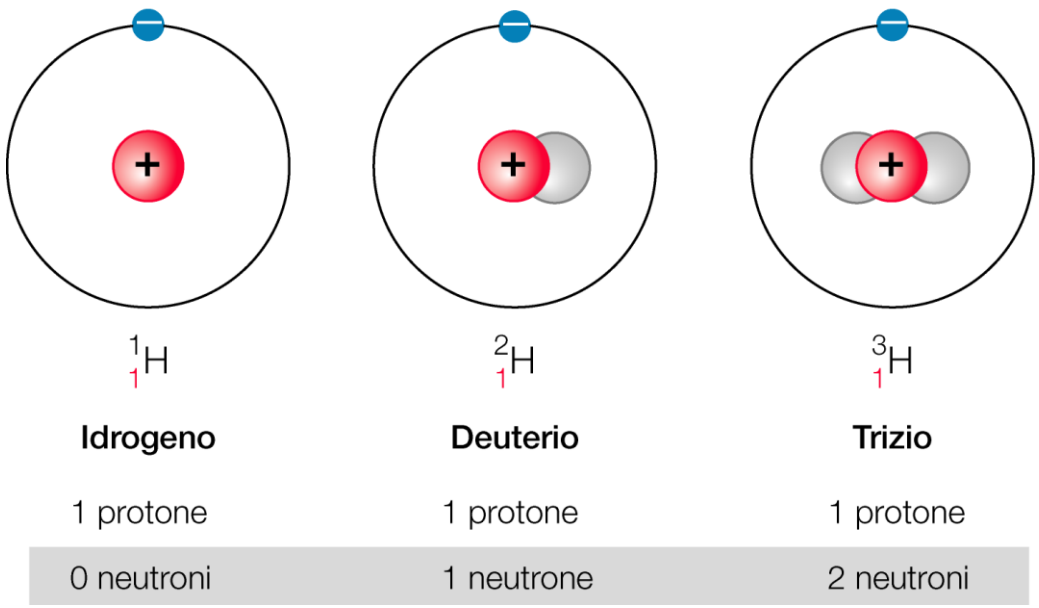
L'atomo si definisce in base al numero di massa e al numero atomico: il **numero di massa** è la somma del numero di neutroni e protoni presenti nel nucleo; il **numero atomico** è il numero di protoni, che, in condizioni di stabilità, corrisponde al numero di elettroni.

Isotopi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni ed elettroni, mentre varia il numero di neutroni.

Più atomi legati tra loro formano le MOLECOLE

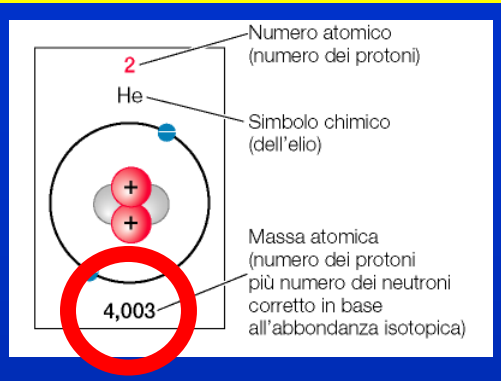
ELEMENTI E ISOTOPI

- Tutti gli atomi di un elemento contengono lo stesso numero di protoni, tuttavia gli elementi presenti in natura sono costituiti da una miscela di atomi che hanno un numero diverso di neutroni e perciò una massa differente → ISOTOPI
- Isotopi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni ed elettroni, ma diverso numero di neutroni.
- Tutti gli isotopi di un elemento hanno le stesse caratteristiche chimiche.
- Alcuni isotopi, chiamati ISOTOPI RADIOATTIVI, sono instabili e tendono a decadere spontaneamente emettendo particelle ed energia = decadimento radioattivo
- Se cambia il numero di protoni, l'atomo si trasforma in un elemento diverso.



COMPONENTI CHIMICI DELLE CELLULE

La tavola periodica raggruppa gli elementi secondo le loro proprietà fisiche e chimiche.



Mendeleev, 6 marzo 1869

I sei elementi su fondo giallo costituiscono complessivamente oltre il 98% della massa di qualsiasi essere vivente.

>98%

Le colonne verticali contengono elementi con proprietà simili.

Gli elementi su fondo arancione sono presenti in molti esseri viventi in quantità assai ridotte.

1 H 1,0079																	2 He 4,003
3 Li 6,941	4 Be 9,012											5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,179
11 Na 22,990	12 Mg 24,305											13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,69	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,909	36 Kr 83,80
37 Rb 85,4778	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,4	47 Ag 107,870	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,30
55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	71 Lu 174,97	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,207	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,08	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226,025	103 Lr (260)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 (269)	111 (272)	112 (277)	113	114 (285)	115 (289)	116	117	118 (293)

Le masse tra parentesi indicano elementi instabili che decadono rapidamente formando altri elementi.

Gli elementi privi di simbolo chimico non hanno ancora ricevuto un nome.

Serie dei lantanidi	57 La 138,906	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9077	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04
Serie degli attinidi	89 Ac 227,028	90 Th 232,038	91 Pa 231,0359	92 U 238,02	93 Np 237,0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)

Massa atomica: N + P

$I_A = 1000$ $m_A = 4$
$I_B = 100$ $m_B = 5$
$I_C = 10$ $m_C = 6$

$I_P = 1110$
$m_P = 4{,}108$

ELEMENTI E ISOTOPI

- Il **PESO ATOMICO** o **MASSA ATOMICA** di un elemento è la **media pesata** dei numeri di massa di tutti gli isotopi in natura.

  P.es., peso atomico del C = 12.011; peso atomico dell'H = 1.0079.

- L'energia liberata dal decadimento radioattivo può interagire con la materia circostante → UTILIZZO DEI RADIOISOTOPI:

- **traccianti per seguire gli atomi attraverso il metabolismo**; i radioisotopi possono essere incorporati nelle molecole e agire come "etichette" che permettono ai ricercatori e ai medici di seguire il destino di tali molecole e qualsisasi cambiamento esse subiscano all'interno dell'organismo

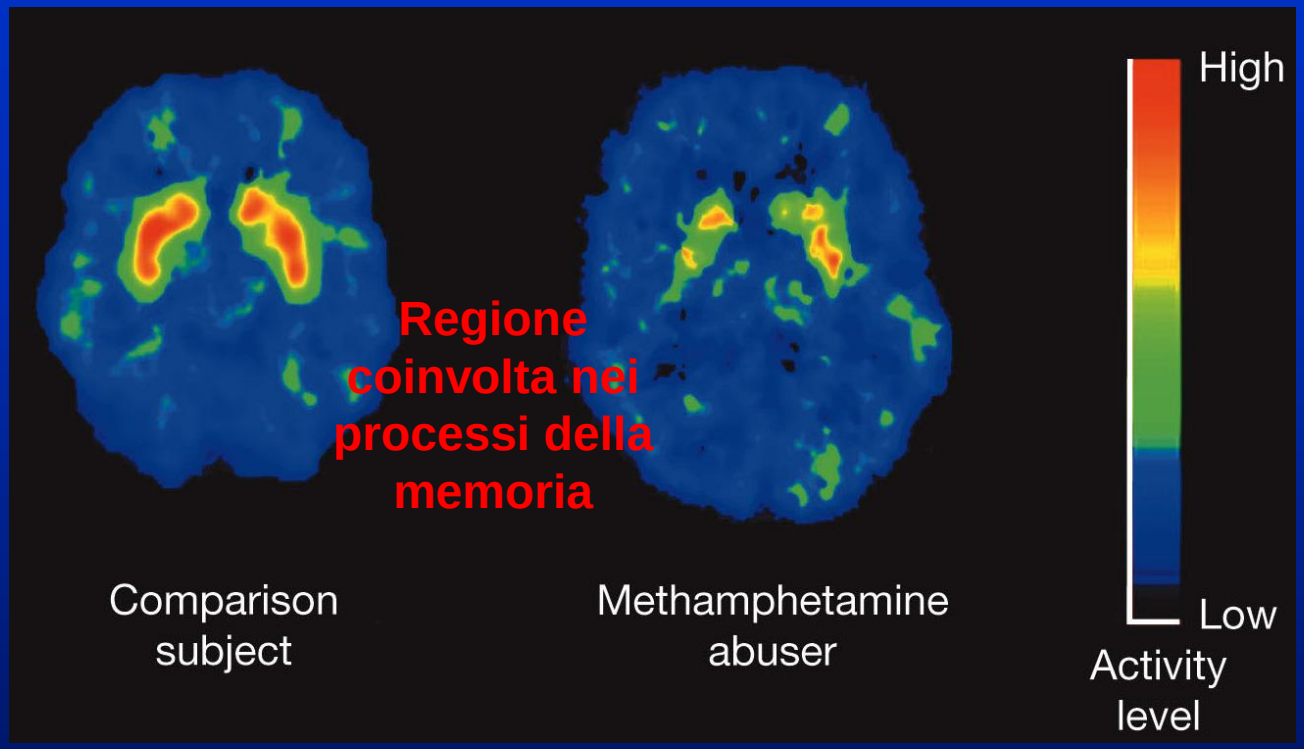
- **datazione radiometrica**, per datare l'età dei fossili e delle rocce: ogni isotopo radioattivo "genitore" decade in un isotopo "figlio" a una velocità costante, espressa dal tempo necessario perché il 50% di un radioisotopo decada (cioè, si trasformi in un elemento diverso), definito **emivita**.

P.es., ^{15}O = 2 min; ^{13}N = 10 min; ^{132}I = 2.4 ore; ^{14}C = 5730 anni;
^{235}U = 704 milioni di anni; ^{238}U = 4.5 miliardi di anni.

ELEMENTI E ISOTOPI

In medicina i radioisotopi sono utilizzati sia per la diagnosi sia per la terapia.

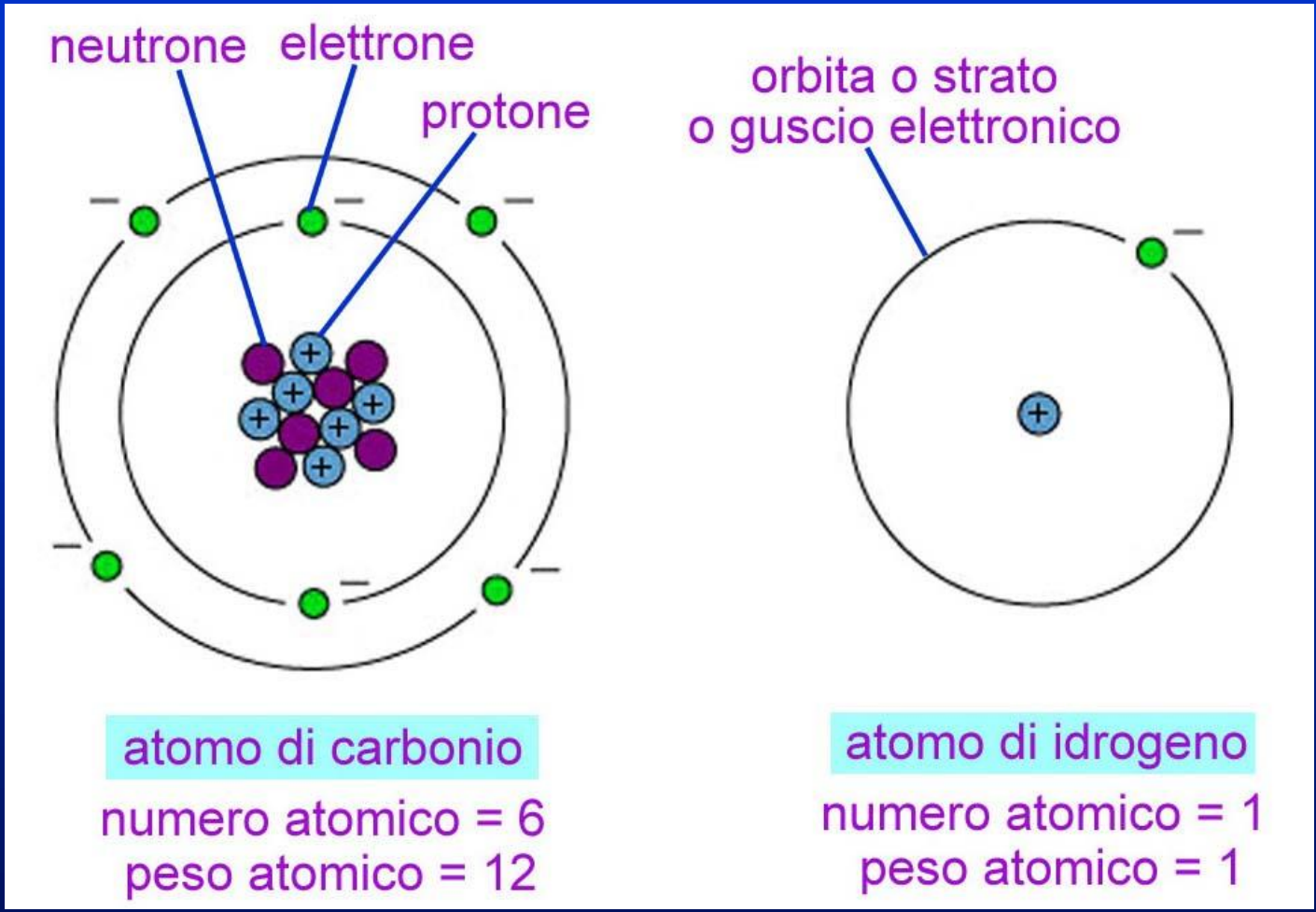
Es. Attività metabolica del cervello:
glucosio marcato con un isotopo radioattivo permette di individuare differenze nell'attività cerebrale di una persona sana e di una che abusa di metamfetamina; più una regione del cervello è attiva, più zucchero essa ingloba.



Le radiazioni associate al decadimento radioattivo creano rischi per la vita, dato che possono danneggiare molecole e strutture cellulari. La gravità di questi danni per l'organismo dipende dal tipo e dalla quantità di radiazione assorbita.

RAPPRESENTAZIONI SCHEMATICA

- Quando il guscio di valenza non è completo, l'atomo tende a cedere, acquisire o condividere e^- per completare il guscio esterno.
- I gusci di valenza di tutti gli isotopi di uno stesso elemento sono uguali: è per questo che essi hanno proprietà chimiche uguali e possono sostituirsi tra loro nelle reazioni chimiche.

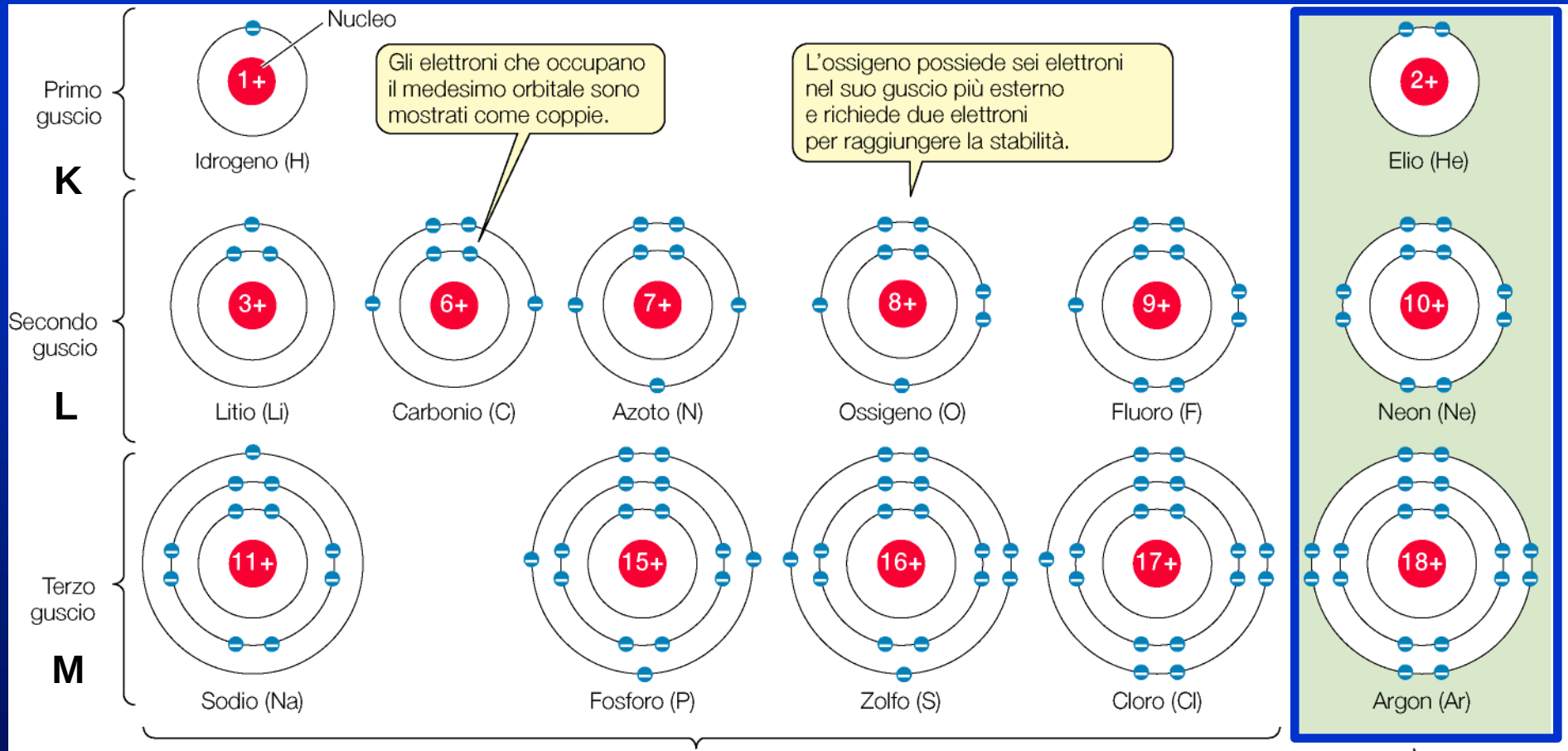


NUMERO ATOMICO = numero di protoni nel nucleo
NUMERO DI MASSA ≈ PESO ATOMICO

ELETTRONI E LEGAMI CHIMICI

Il comportamento chimico di un atomo dipende principalmente dal n° di e⁻ presenti nel suo livello più esterno o guscio di valenza

Gli atomi reattivi raggiungono la stabilità condividendo e⁻ con altri atomi oppure cedendo o acquistando uno o più e⁻.



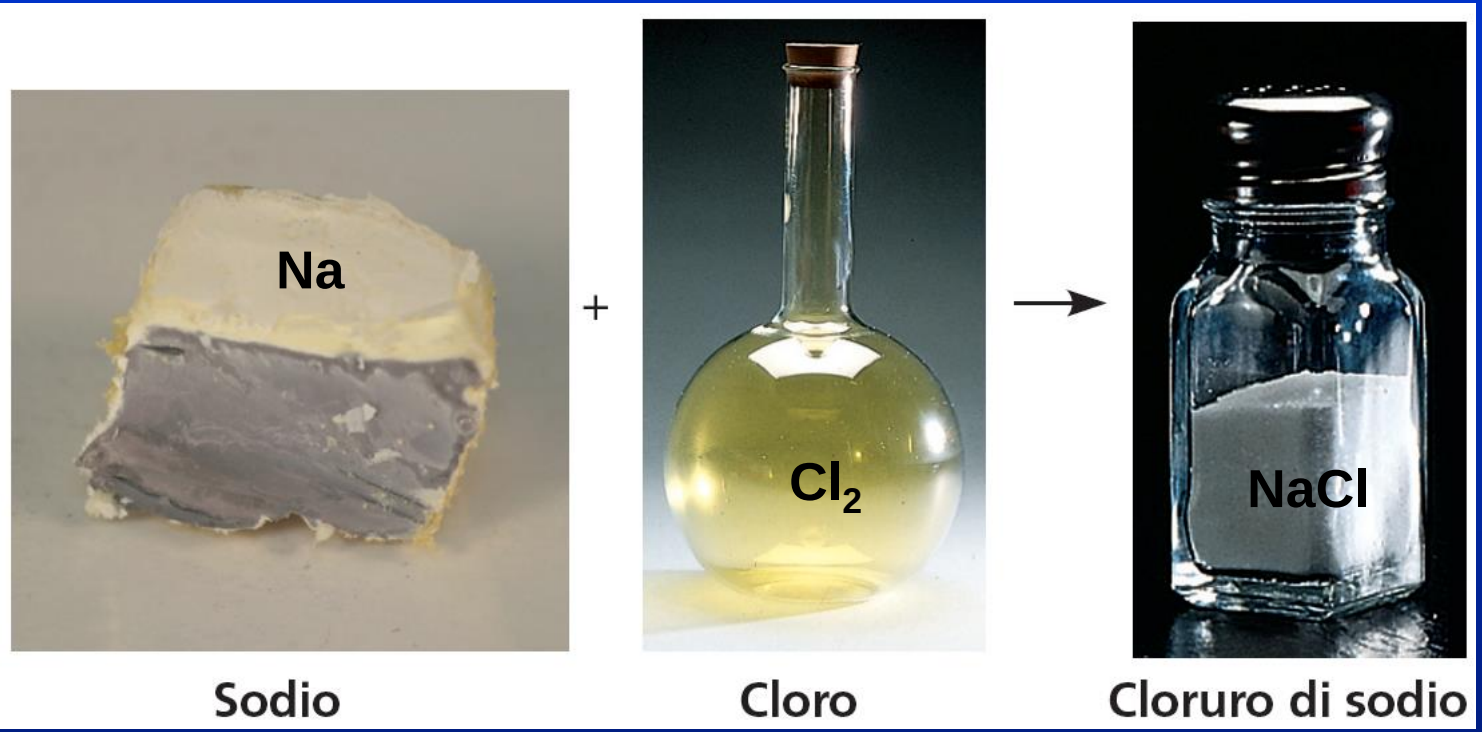
Gli elementi i cui gusci esterni contengono orbitali non completamente riempiti (elettroni spaiati) sono chimicamente reattivi.

Quando gli orbitali del guscio più esterno sono completamente riempiti l'elemento è stabile.

e⁻ spaiati = atomi reattivi

atomi stabili o inerti

ELEMENTI E ATOMI



La combinazione, in un rapporto fisso, di due o più elementi diversi porta alla formazione di un COMPOSTO, che ha caratteristiche diverse da quelle degli elementi che lo costituiscono.

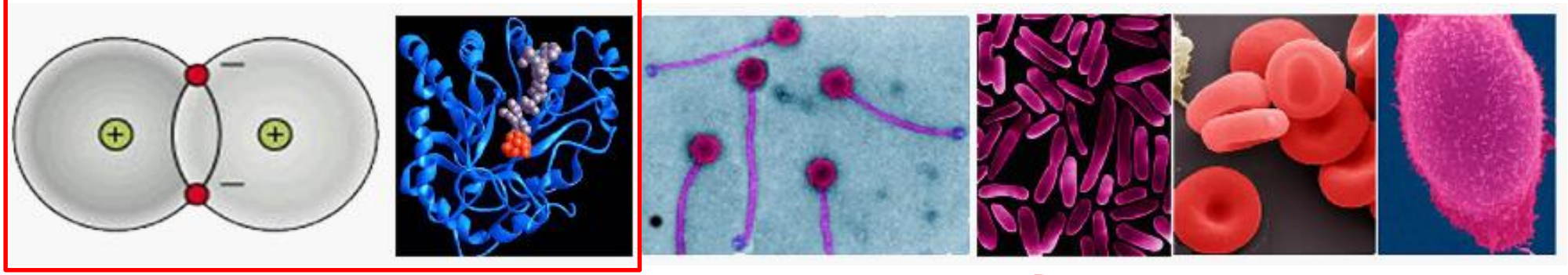
Ad es., il sale da cucina è il cloruro di sodio (NaCl), un prodotto commestibile, in cui il sodio metallico si combina nel rapporto di 1:1 con il cloro, un gas velenoso.

COMPONENTI CHIMICI DI CELLULE E TESSUTI

DAGLI ATOMI ALLE MOLECOLE – LEGAMI CHIMICI

I **legami chimici** sono le interazioni tra atomi che portano alla formazione di molecole.

ATOMI **MOLECOLE** **Virus** **Batteri** **Cellule eucariote**



LEGAMI FORTI

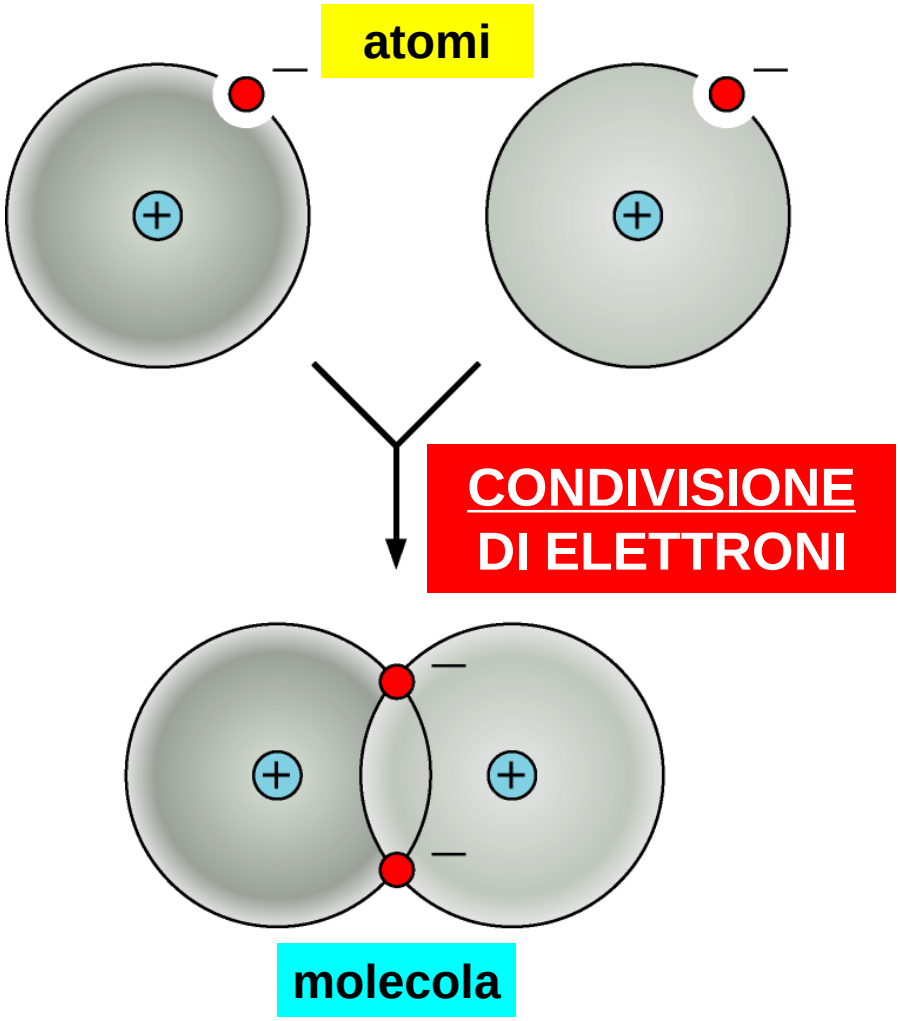
- **LEGAME COVALENTE**

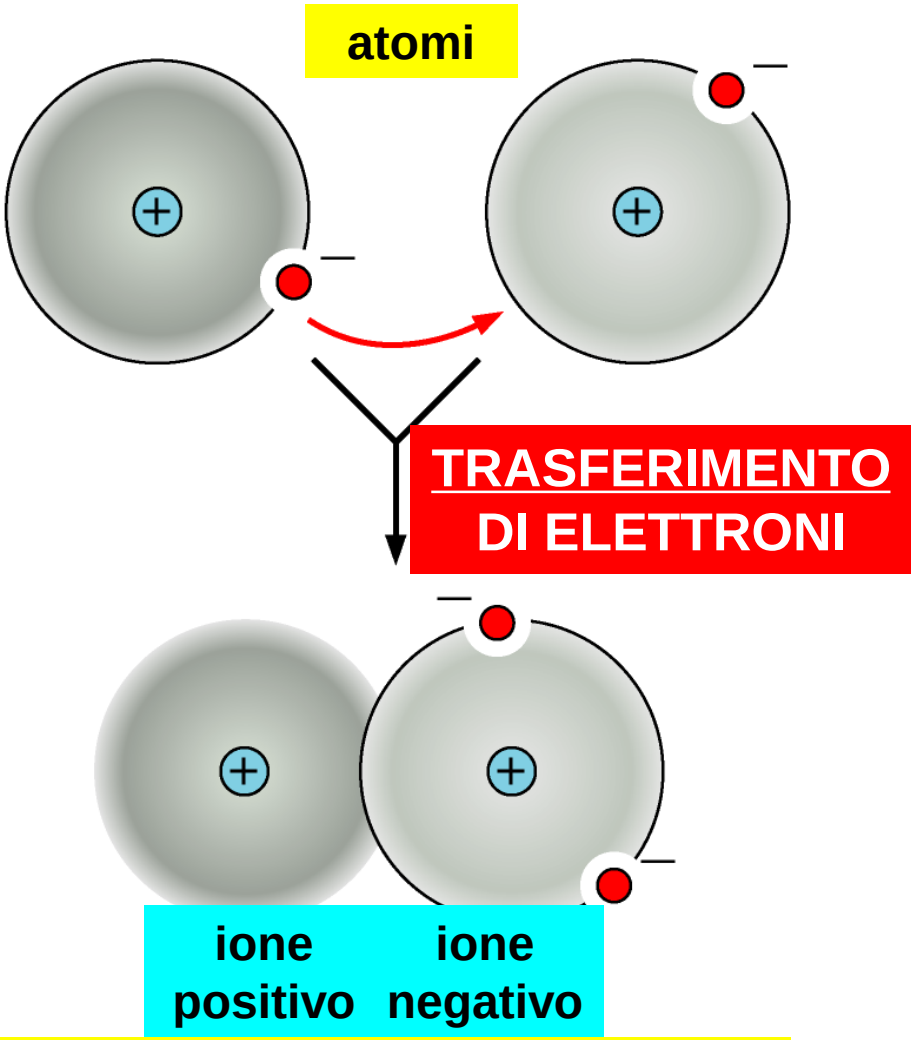
LEGAMI DEBOLI

- **LEGAME IONICO**
- **LEGAME METALLICO**
- **FORZE DI VAN DER WAALS**
- **LEGAME IDROGENO**
- **INTERAZIONI IDROFOBE**

→ **molecole biologiche**

LEGAME COVALENTE & LEGAME IONICO





LEGAME COVALENTE

= LEGAME FORTE

LEGAME IONICO

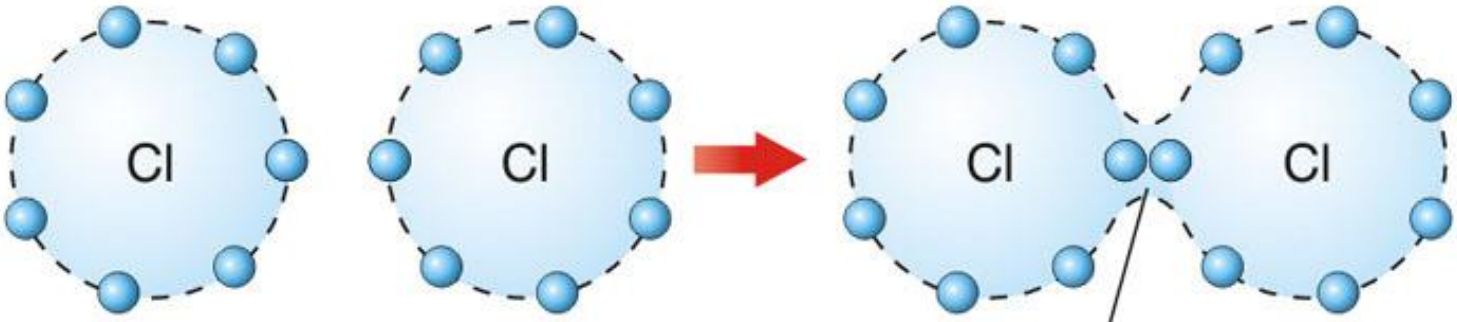
= LEGAME DEBOLE

LEGAME COVALENTE & LEGAME IONICO

LEGAME COVALENTE PURO O NON POLARE O APOLARE

CONDIVISIONE DI ELETTRONI

Elettroni messi in condivisione a <u>distanza identica</u> tra i due atomi



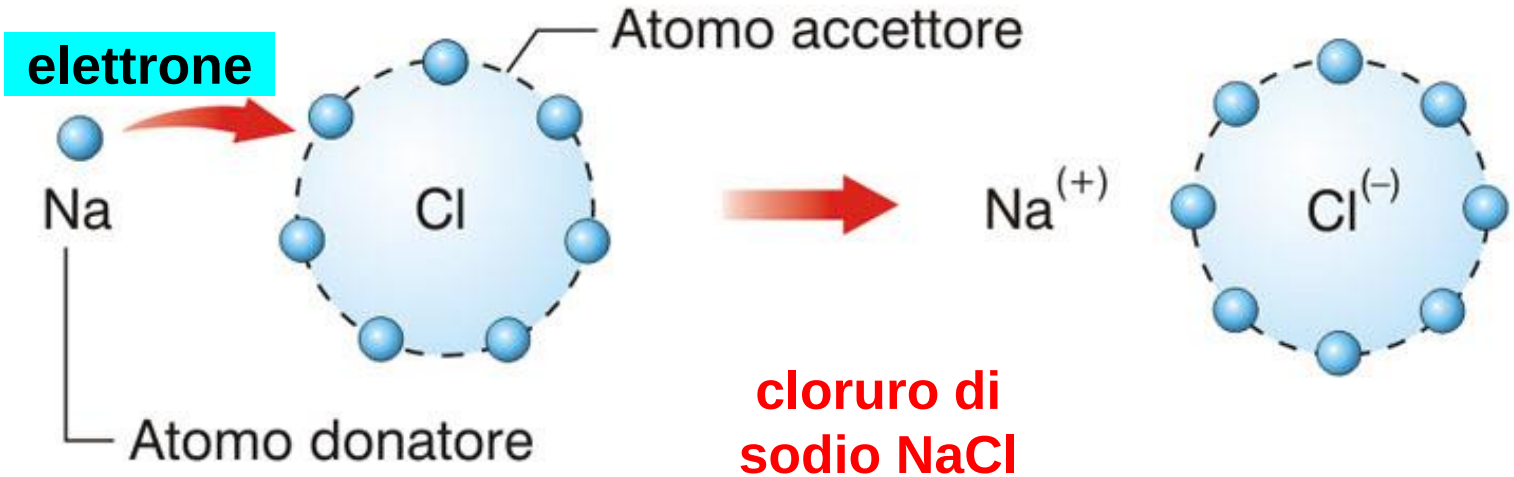
NON polare

Elettroni messi in comune

cloro Cl-Cl o Cl_2

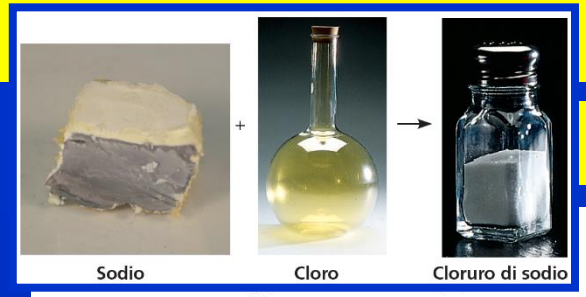
LEGAME IONICO (DEBOLE)

TRASFERIMENTO DI ELETTRONI



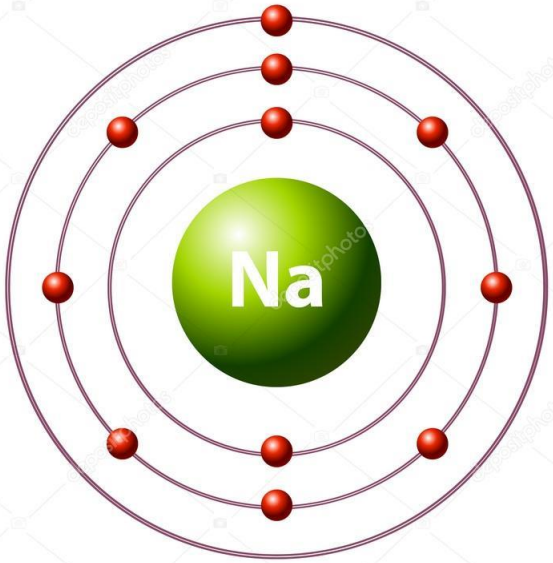
cloruro di sodio NaCl

ATOMI



RAPPRESENTAZIONE SCHEMATICA DEGLI ATOMI

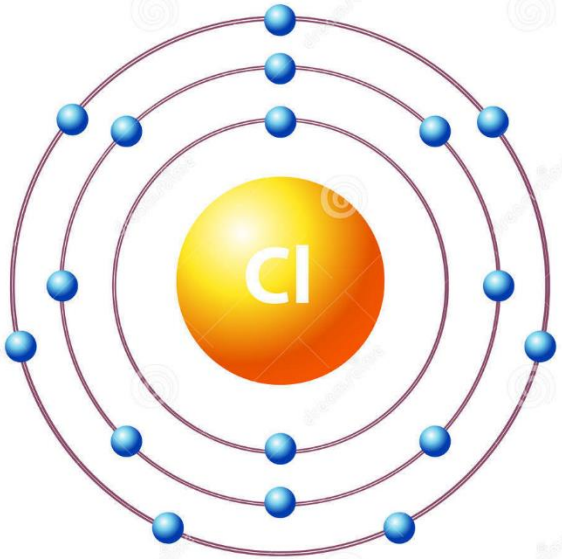
11 **Sodium** Na



Atomic mass: 22.989
Electron configuration: 2, 8, 1

ATOMO DI SODIO

17 **Chlorine** Cl

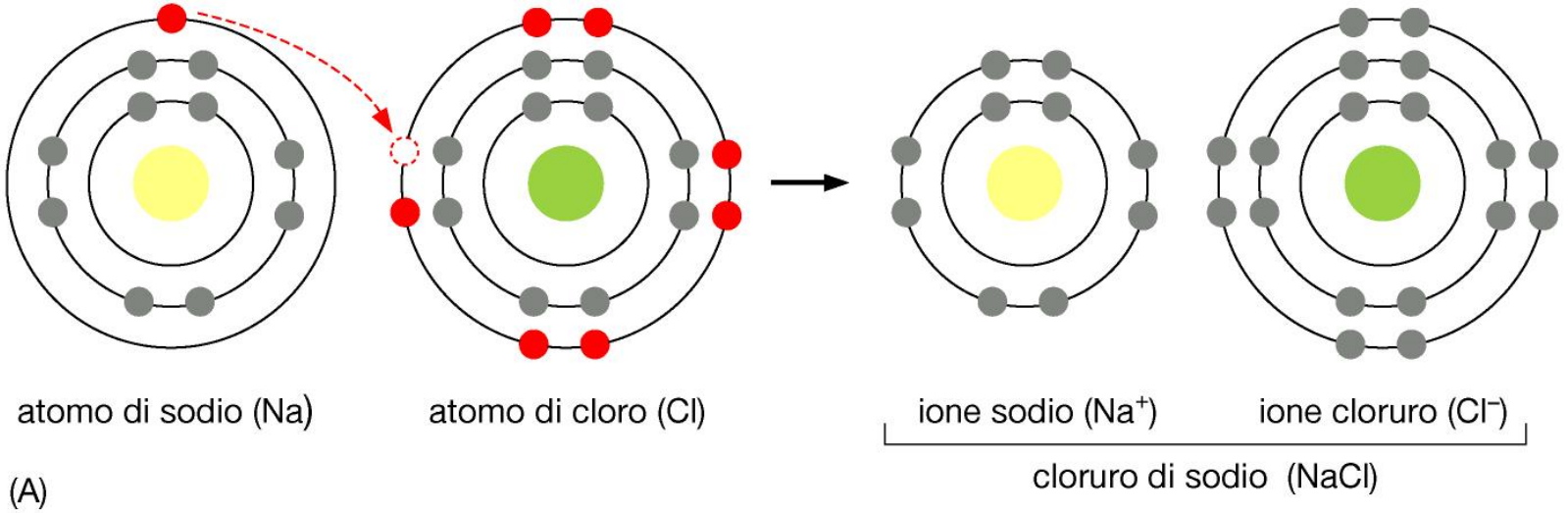


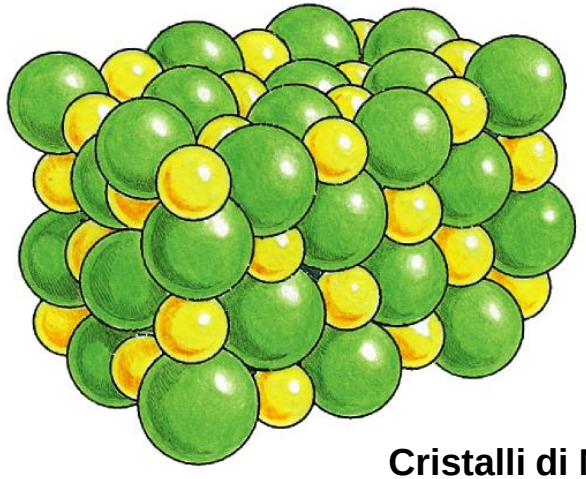
Atomic mass: 35.45
Electron configuration: 2, 8, 7

ATOMO DI CLORO

Più atomi legati tra loro formano le MOLECOLE

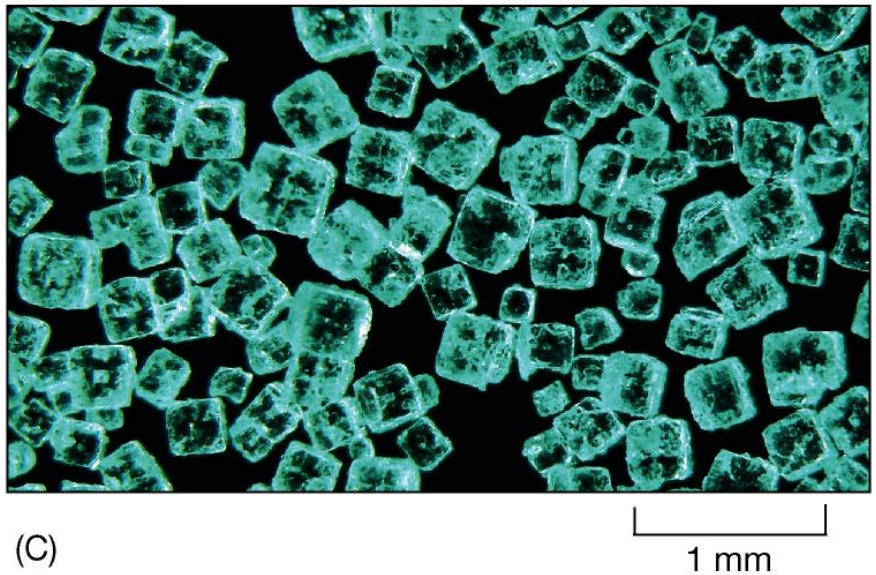
LEGAME IONICO





Cristalli di NaCl osservati al microscopio

(B)



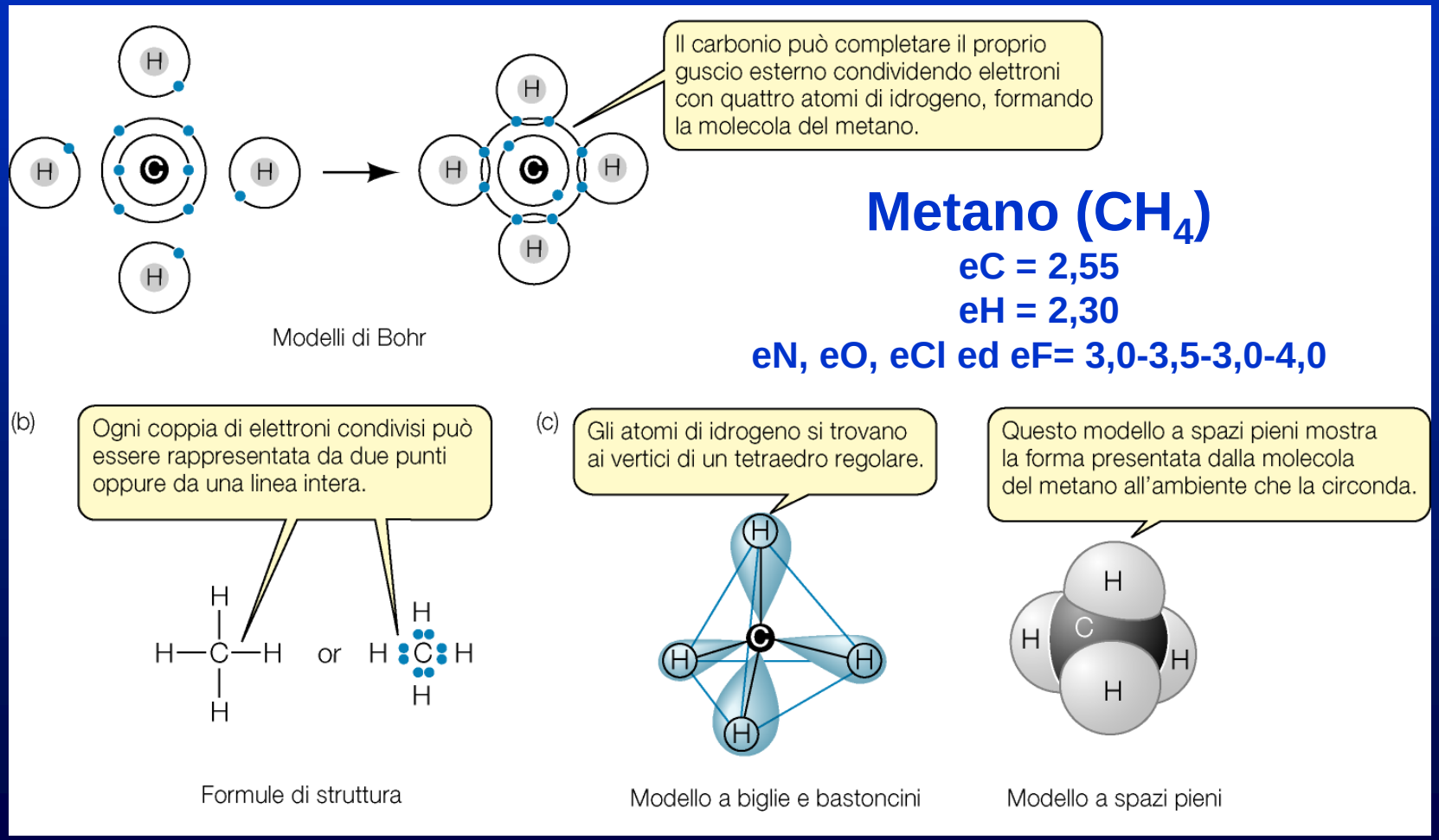
(C)

Gli IONI sono particelle elettricamente cariche che si formano quando gli atomi acquistano o perdono uno o più e^-.

Quando un atomo interagisce con un altro atomo molto più elettronegativo, può avvenire un trasferimento completo di uno o più elettroni.

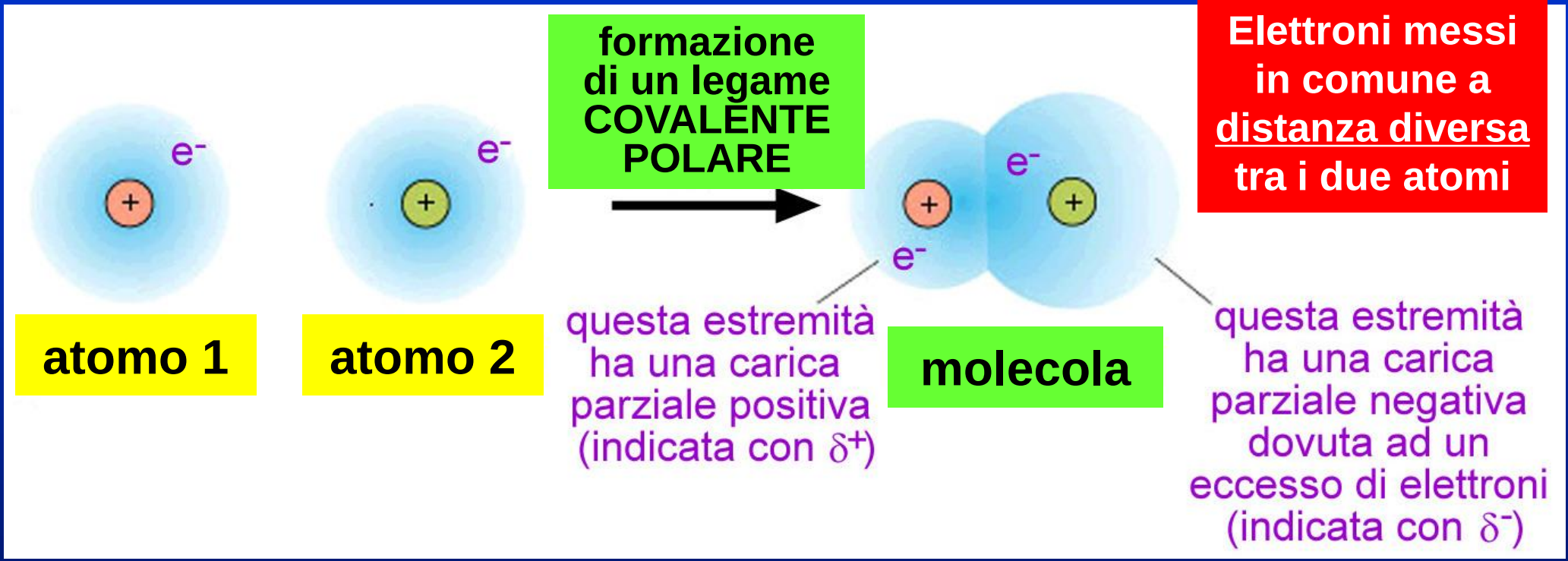
LEGAMI COVALENTI POLARI E APOLARI

- **Gli atomi di elementi diversi differiscono per la loro affinità per gli elettroni.**
  ELETTRONEGATIVITÀ: attrazione esercitata da un atomo sugli e^- di un legame
- **LEGAME COVALENTE APOLARE: legame covalente tra due atomi dello stesso elemento o di elettronegatività simile, in cui gli e^- sono condivisi in maniera equivalente. Es. H_2, O_2, N_2, CH_4.**



LEGAMI COVALENTI

LEGAME COVALENTE POLARE (O ETEROPOLARE)



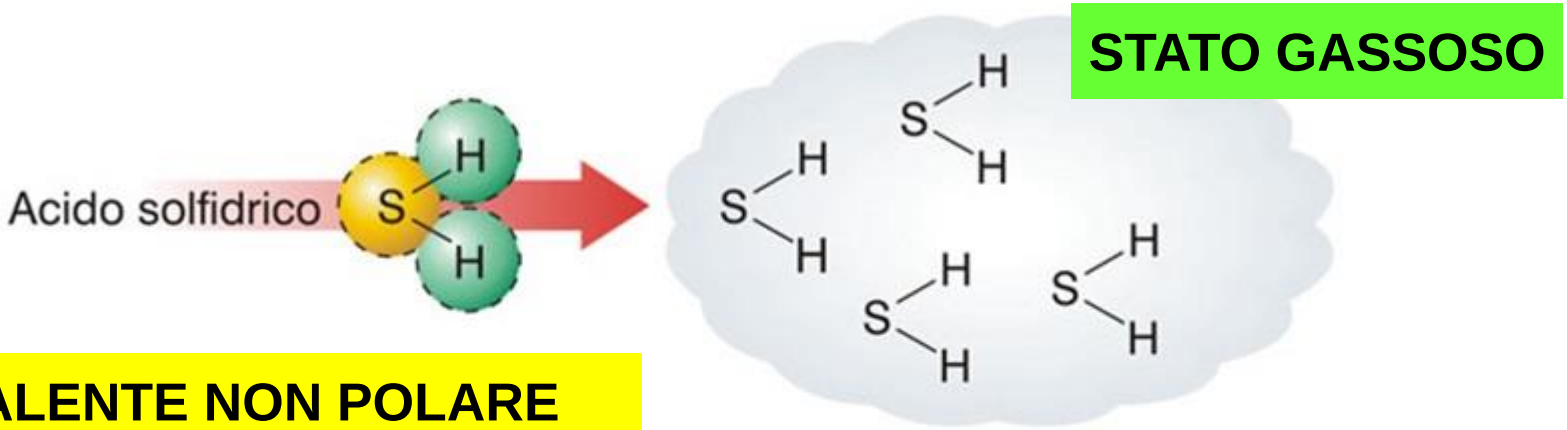
LEGAME COVALENTE POLARE:

legame covalente tra due atomi con diversa elettronegatività, in cui gli e^- NON sono condivisi in maniera equivalente perché sono attratti maggiormente dall'atomo più elettronegativo. Tale legame ha due estremità (o poli) diverse, una con parziale carica positiva, l'altra con parziale carica negativa. Es. H_2O

LEGAMI COVALENTI

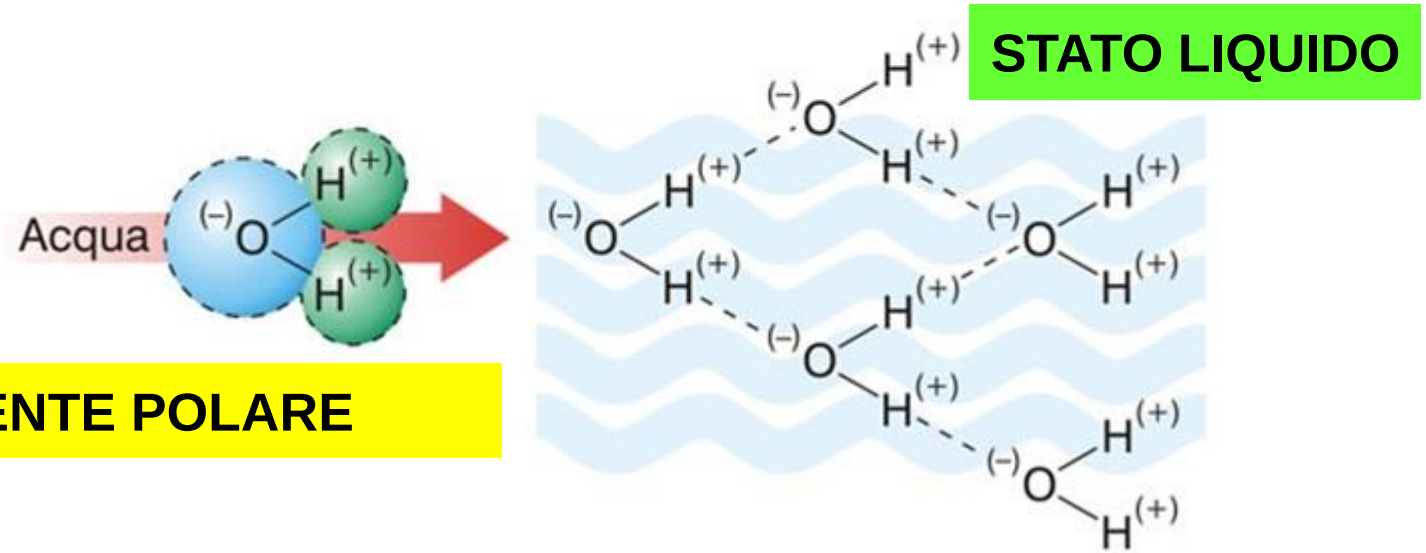
LEGAME COVALENTE POLARE & NON POLARE

Elettroni messi in comune a <u>distanza identica</u> tra i due atomi



LEGAME COVALENTE NON POLARE

Elettroni messi in comune a <u>distanza diversa</u> tra i due atomi



LEGAME COVALENTE POLARE

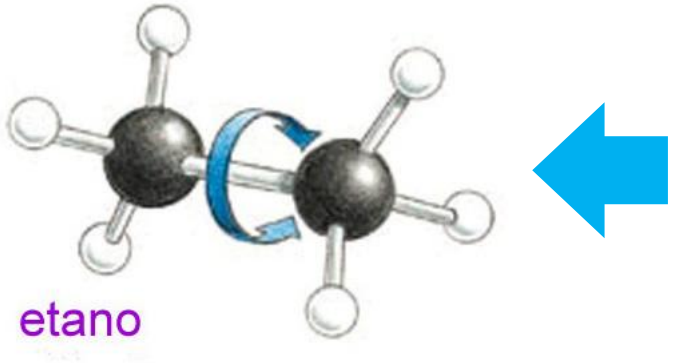
LEGAMI COVALENTI

LEGAMI COVALENTI SEMPLICI, DOPPI & TRIPLI

Un legame covalente può essere:

- **SEMPLICE** (o **singolo**) = condivisione di una singola coppia elettronica
- **DOPPIO** = condivisione di due coppie elettroniche
- **TRIPLO** = condivisione di tre coppie elettroniche; quest'ultimo è raro (es., nell'azoto gassoso, N_2)

LEGAME CARBONIO-CARBONIO SINGOLO



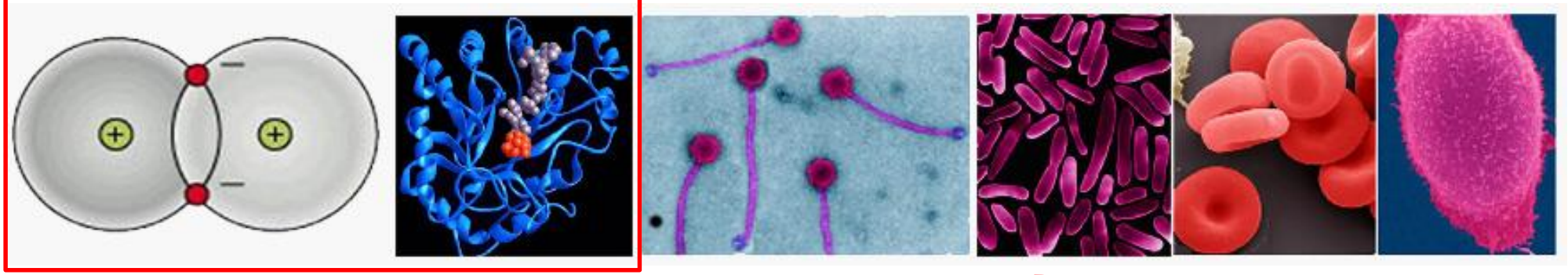
LEGAME CARBONIO-CARBONIO DOPPIO

COMPONENTI CHIMICI DI CELLULE E TESSUTI

DAGLI ATOMI ALLE MOLECOLE – LEGAMI CHIMICI

I **legami chimici** sono le interazioni tra atomi che portano alla formazione di molecole.

ATOMI **MOLECOLE** **Virus** **Batteri** **Cellule eucariote**



LEGAMI FORTI

- **LEGAME COVALENTE**

LEGAMI DEBOLI

- **LEGAME IONICO**
- **LEGAME METALLICO**
- **FORZE DI VAN DER WAALS**
- **LEGAME IDROGENO**
- **INTERAZIONI IDROFOBE**

→ **molecole biologiche**

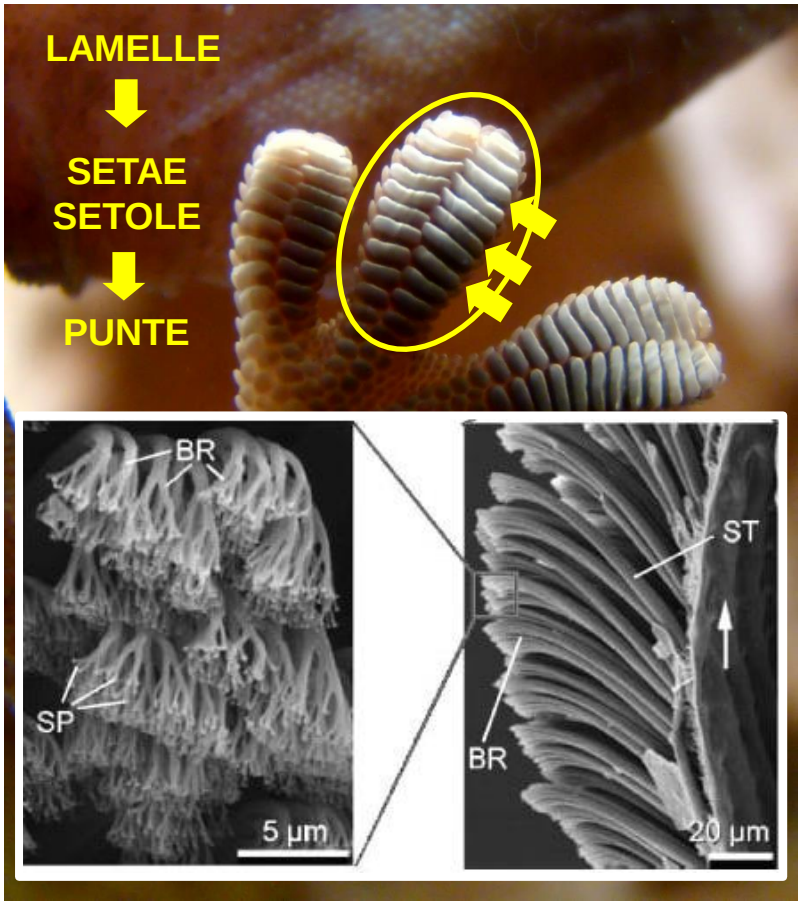
LEGAMI DEBOLI

FORZE DI VAN DER WAALS

Le **forze di van der Waals** possono essere attrattive o repulsive e si manifestano tra atomi di una stessa molecola o di molecole diverse, quando si trovano molto vicini tra loro, senza che vi sia la formazione di un legame chimico.

Derivano dall'interazione elettrostatica tra le nubi elettroniche e i nuclei degli atomi coinvolti, che è modificata dalla presenza degli atomi delle molecole vicine, dall'ambiente circostante o dalle fluttuazioni elettroniche. Abbiamo tre tipi di interazione:

- dipolo-dipolo (Interazione di Keesom)
- dipolo-dipolo indotto (Forza di Debye)
- dipolo istantaneo-dipolo indotto (Forza di London)



Pur essendo piuttosto deboli (100-1000 volte meno di un legame ionico o covalente), le forze di van der Waals sono essenziali in molti processi biologici, come il ripiegamento delle catene amminoacidiche delle proteine.

LEGAMI DEBOLI

INTERAZIONI IDROFOBE

Le **interazioni idrofobe** sono interazioni che contribuiscono a diminuire i contatti con l'acqua delle **molecole non polari** (o **idrofobe**).

Esse si originano perché le molecole d'acqua tendono a formare interazioni più forti tra loro piuttosto che con molecole non polari.

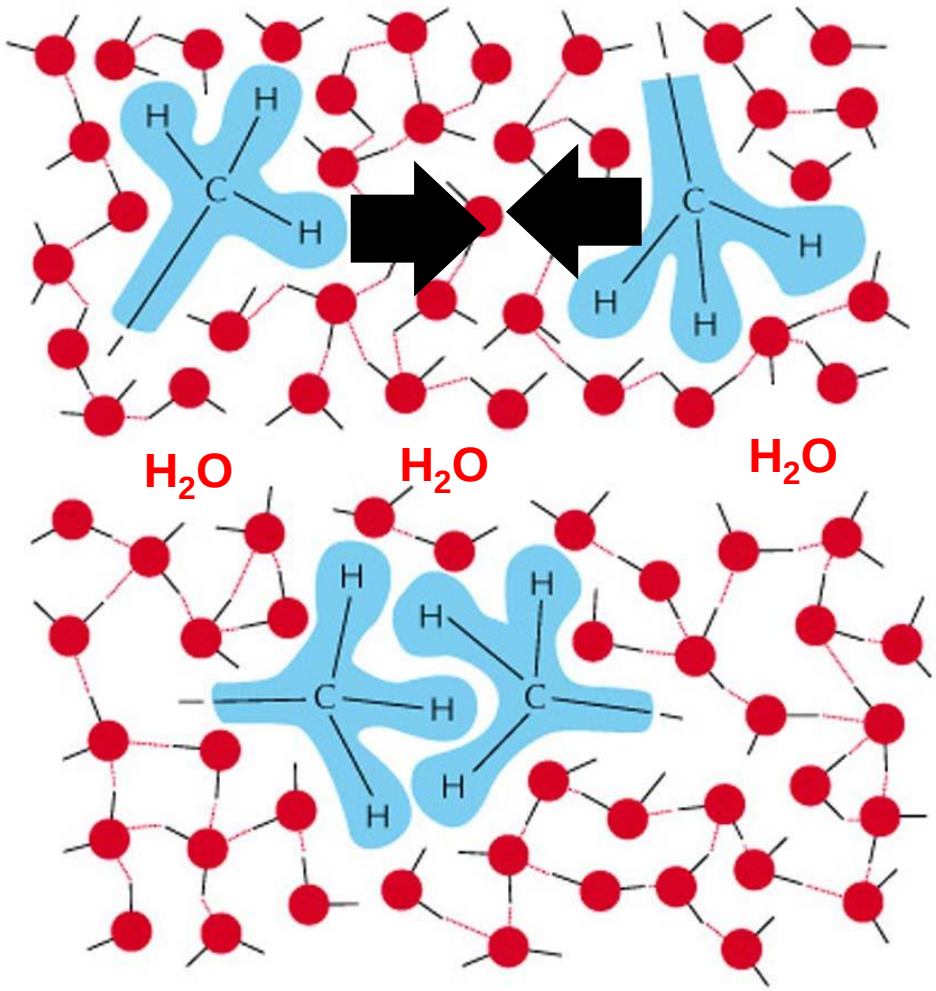
Di conseguenza, le regioni non polari delle macromolecole biologiche tendono a sfuggire all'ambiente acquoso, nascondendosi all'interno delle macromolecole stesse.

L'interazione idrofoba non è quindi un vero e proprio legame.

Pur essendo deboli, le interazioni idrofobe sono fondamentali in molti processi biologici, come il ripiegamento delle proteine, la formazione delle membrane cellulari e l'inserzione in membrana delle proteine.

LEGAMI DEBOLI

INTERAZIONI IDROFOBE



Molecole non polari (o idrofobe)

Le **interazioni idrofobe** sono interazioni che contribuiscono a diminuire i contatti con l'acqua delle **molecole non polari** (o **idrofobe**).

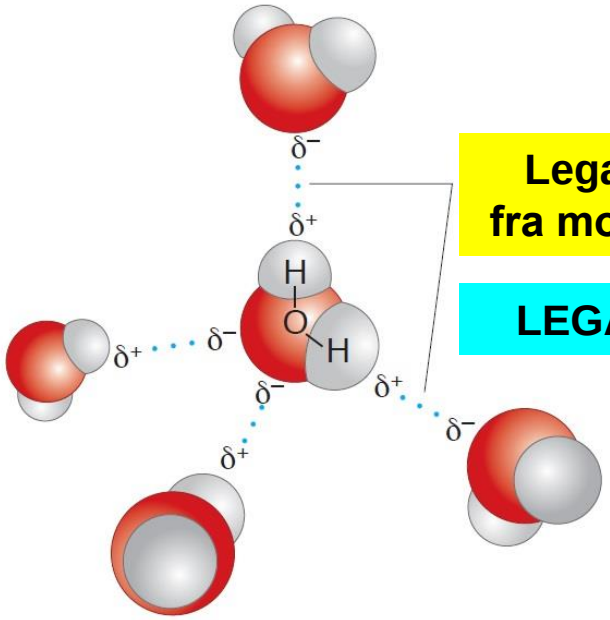
Le **interazioni idrofobe** si originano perché le molecole di H_2O tendono a formare interazioni più forti tra loro piuttosto che con molecole non polari. Di conseguenza, le regioni non polari delle macromolecole biologiche tendono a sfuggire all'ambiente acquoso, «nascondendosi» all'interno delle macromolecole stesse. L'interazione idrofoba non è quindi un vero e proprio legame.

Pur essendo deboli, le interazioni idrofobe sono fondamentali in molti processi biologici, come il ripiegamento delle proteine, la formazione delle membrane cellulari e l'inserzione in membrana delle proteine.

LEGAMI DEBOLI

LEGAME A IDROGENO

Il legame a idrogeno si forma quando un atomo di H è vicino a un atomo che attrae elettroni, es: OSSIGENO o AZOTO.



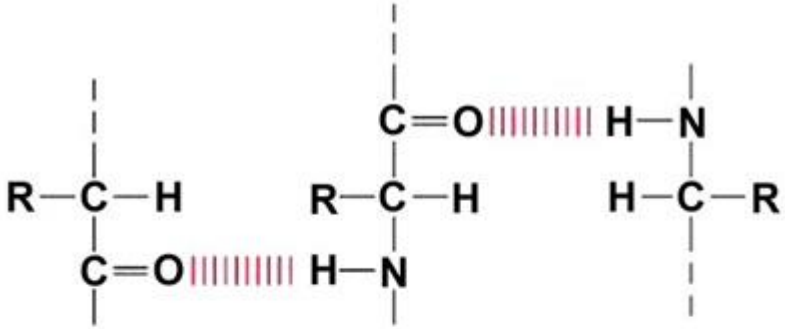
Legame idrogeno fra molecole d'acqua

LEGAME DEBOLE

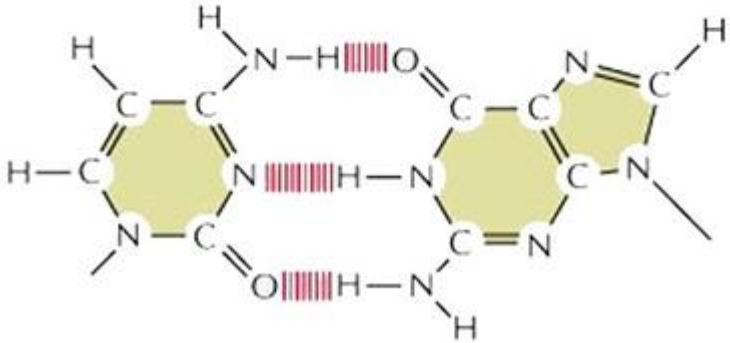
►Il legame a idrogeno (debole) ha una forza pari a 1/20 rispetto a quella di un legame covalente.

ESEMPI DI MOLECOLE BIOLOGICHE

Gli **AMMINOACIDI** nelle proteine sono uniti (anche) da legami a idrogeno.



Le **BASI AZOTATE** negli acidi nucleici (DNA e negli RNA) sono legate da legami a idrogeno. Nell'esempio Guanina e Citosina.

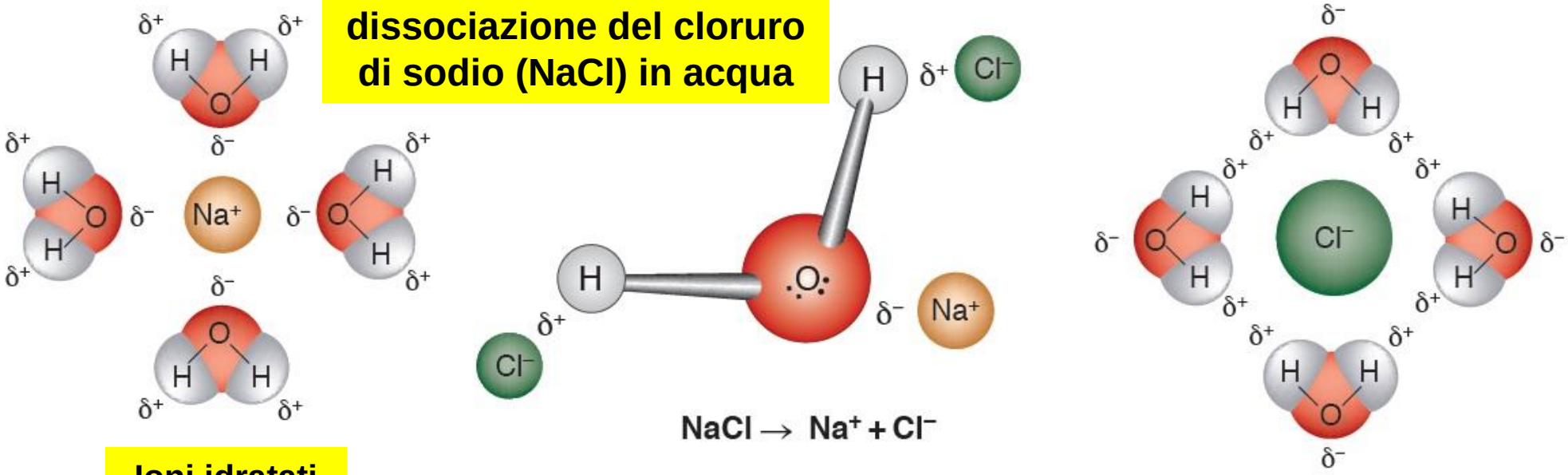


ACQUA

L'ACQUA COME SOLVENTE - MOLECOLE IDROFILE & IDROFOBE

Grazie alla sua polarità, l'acqua è un solvente per le sostanze polari o idrofile

dissociazione del cloruro di sodio (NaCl) in acqua



Ioni idratati

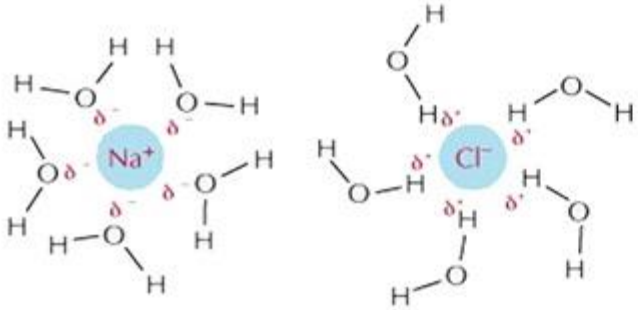
Il comportamento di solvente dell'acqua è determinato dalla **polarità** della sua molecola: quando un **composto ionico o polare** è disciolto in acqua, è circondato dalle molecole di acqua, che si inseriscono tra uno ione e l'altro o tra una molecola e l'altra di soluto, orientandosi così da presentare agli ioni del soluto la porzione che reca la carica opposta.

Le sostanze ioniche o polari sono solubili in acqua, mentre non sono solubili in acqua le sostanze non polari.

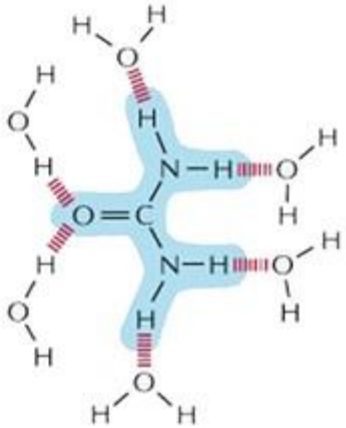
ACQUA

L'ACQUA COME SOLVENTE - MOLECOLE IDROFILE & IDROFOBE

COMPOSTI IONICI (idrofili)



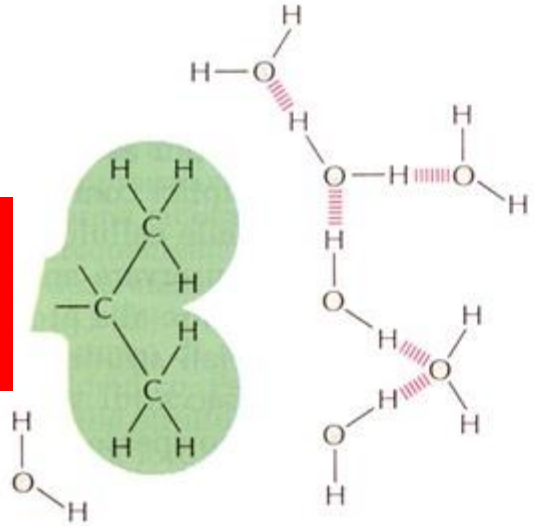
I COMPOSTI IONICI (es: NaCl) si dissolvono perché le molecole d'acqua sono attratte dallo ione positivo e dallo ione negativo, sono quindi definiti IDROFILI.



MOLECOLE POLARI (idrofile)

Le MOLECOLE POLARI (es: urea) si dissolvono perché le molecole d'acqua formano con loro i legami a idrogeno, sono perciò IDROFILE.

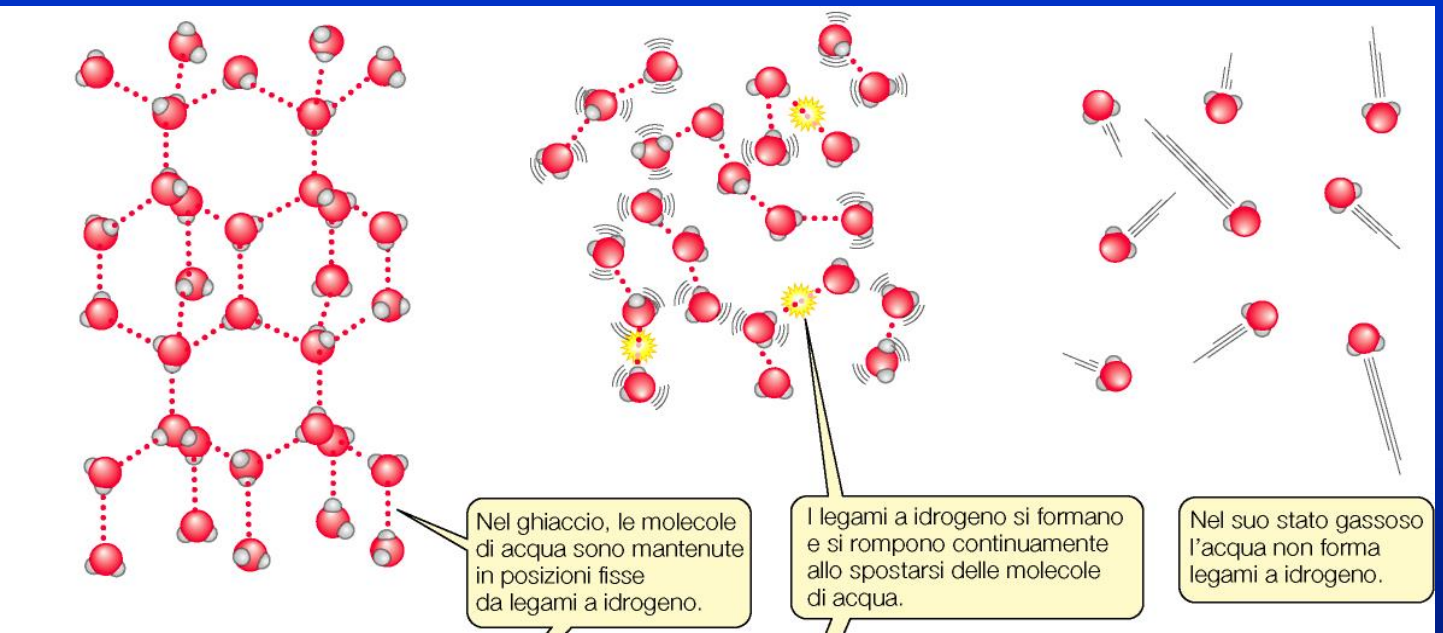
MOLECOLE NON POLARI (idrofobe)

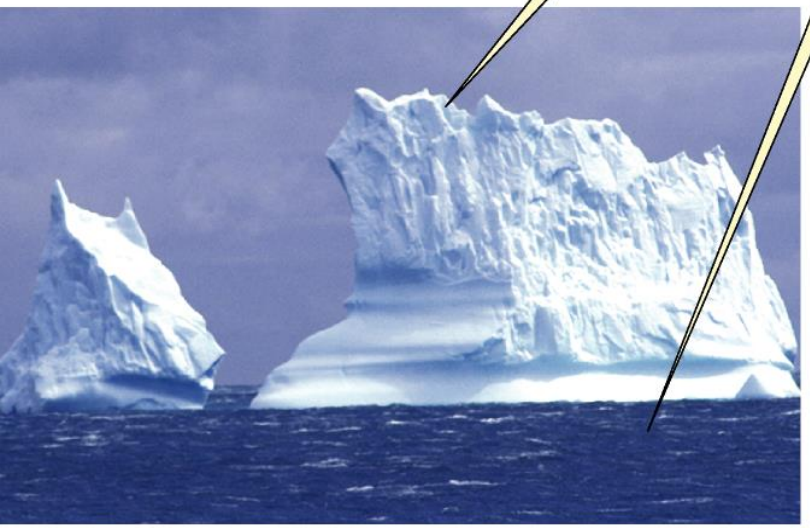


Le MOLECOLE NON POLARI non si dissolvono perché non formano interazioni con le molecole d'acqua, sono perciò IDROFOBE e non solubili in acqua.

LE FORME DELL'ACQUA

ghiaccio | H_2O liquida | vapore



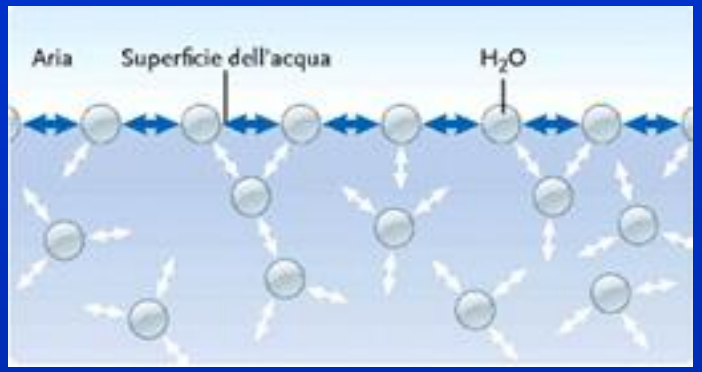


Il ghiaccio è meno denso (~10%) dell'H_2O liquida, ecco perché il ghiaccio galleggia e l'H_2O si espande quando congela.
La densità dell'H_2O è massima a 4°C.

Nel ghiaccio ogni molecola è legata a 4 molecole vicine da legami a idrogeno stabili, formando un cristallo tridimensionale. Tuttavia, le molecole di H_2O non sono così strettamente impacchettate come lo sono nell'H_2O liquida e nel cristallo sono presenti ampi spazi. A parità di volume il ghiaccio possiede un numero di molecole inferiore rispetto all'acqua liquida.

PROPRIETÀ DELL'ACQUA e LEGAMI A IDROGENO

- **Coesione: capacità delle molecole di acqua di opporsi alla separazione le une dalle altre quando sono sottoposte a tensione.**
- **Elevata tensione superficiale**
- **Elevato punto di ebollizione**
- **Elevato calore specifico: quantità di calore che 1 g di una sostanza deve assorbire o perdere affinché la sua temperatura aumenti o diminuisca di 1°C. L'elevato calore specifico conferisce all'acqua la sua capacità di stabilizzare la temperatura → l'acqua è un buon isolante.**
- **Elevato calore di evaporazione: quantità di energia che 1 g di un liquido deve assorbire per convertirsi allo stato di vapore.**



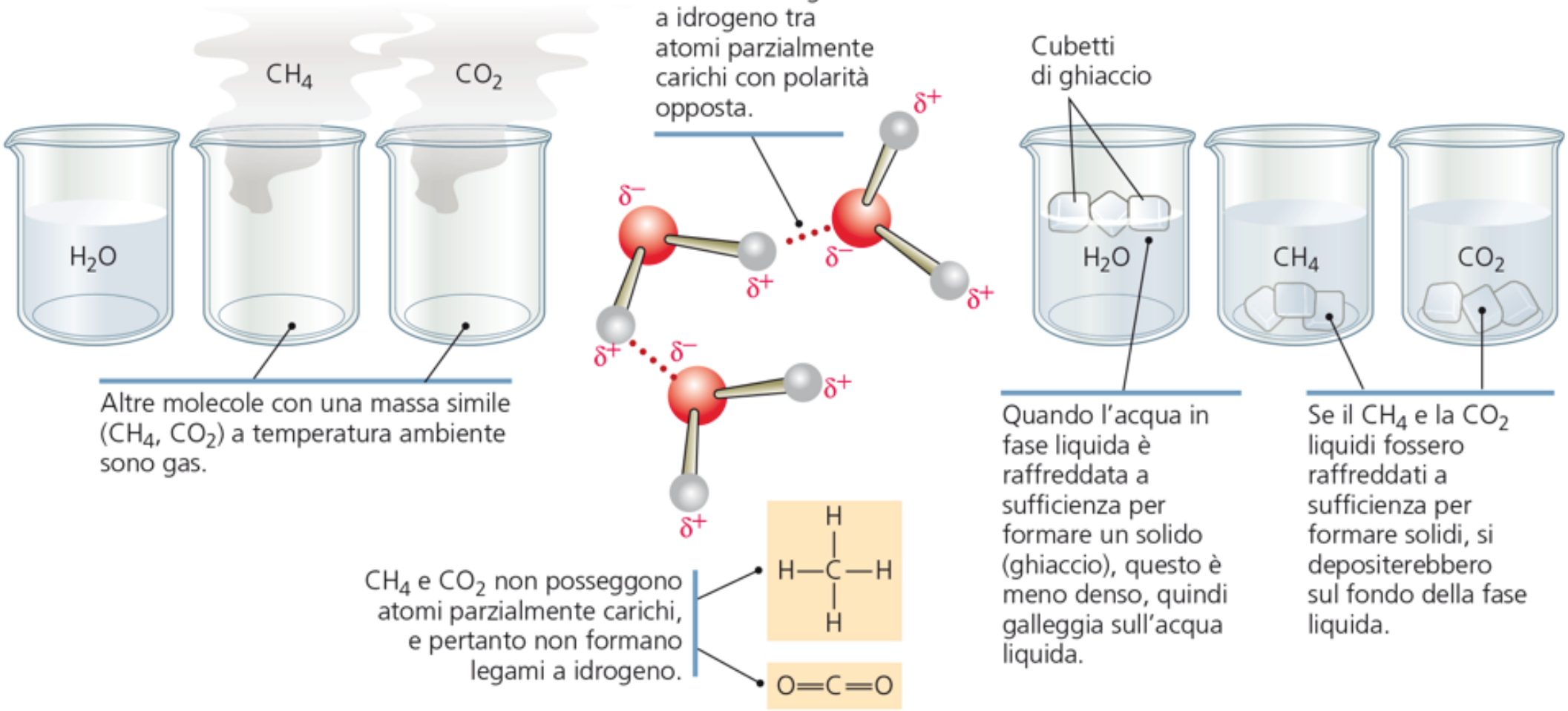
Tensione superficiale.

PROPRIETÀ DELL'ACQUA e LEGAMI A IDROGENO

(a) L'acqua a temperatura ambiente è un liquido.

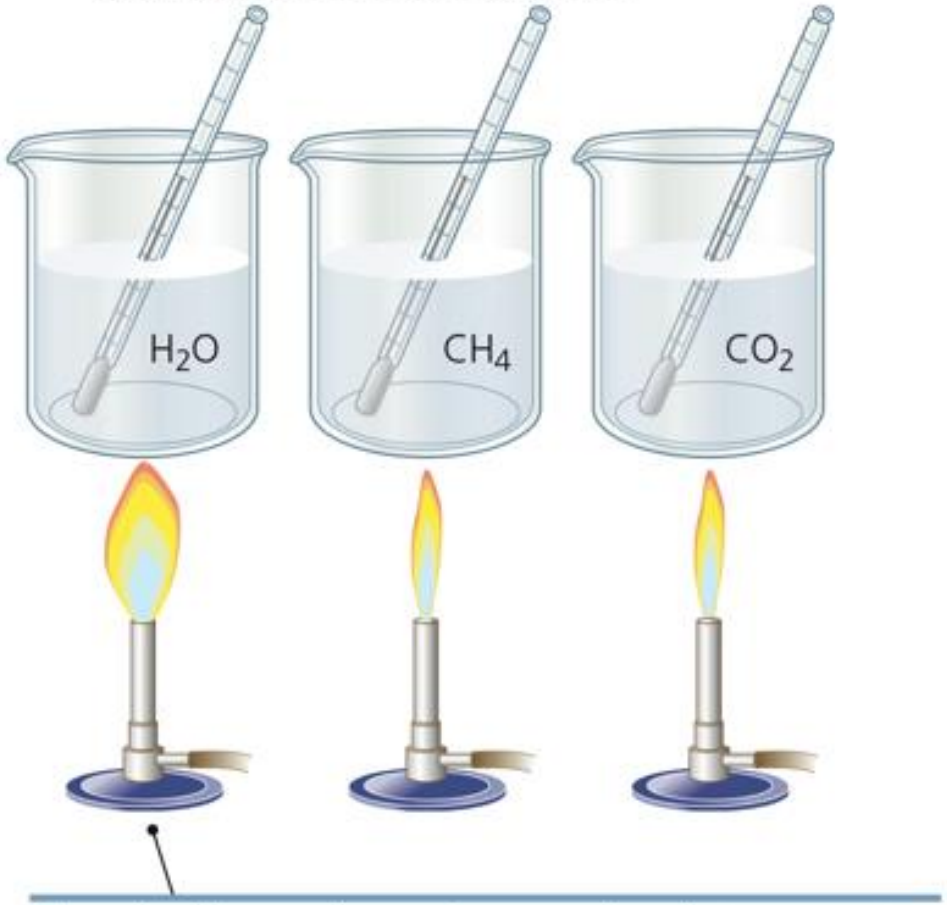
(b) L'acqua è una molecola polare.

(c) L'acqua in fase liquida è molto più densa che nella sua fase solida (ghiaccio).



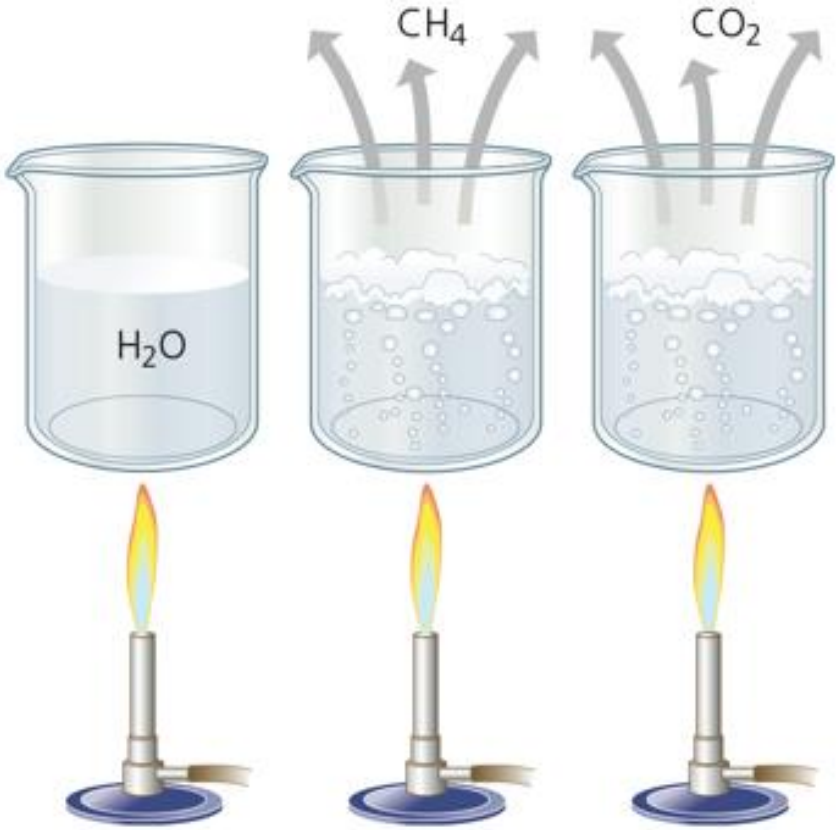
PROPRIETÀ DELL'ACQUA e LEGAMI A IDROGENO

(d) L'acqua ha un elevato calore specifico ed è un buon isolante.

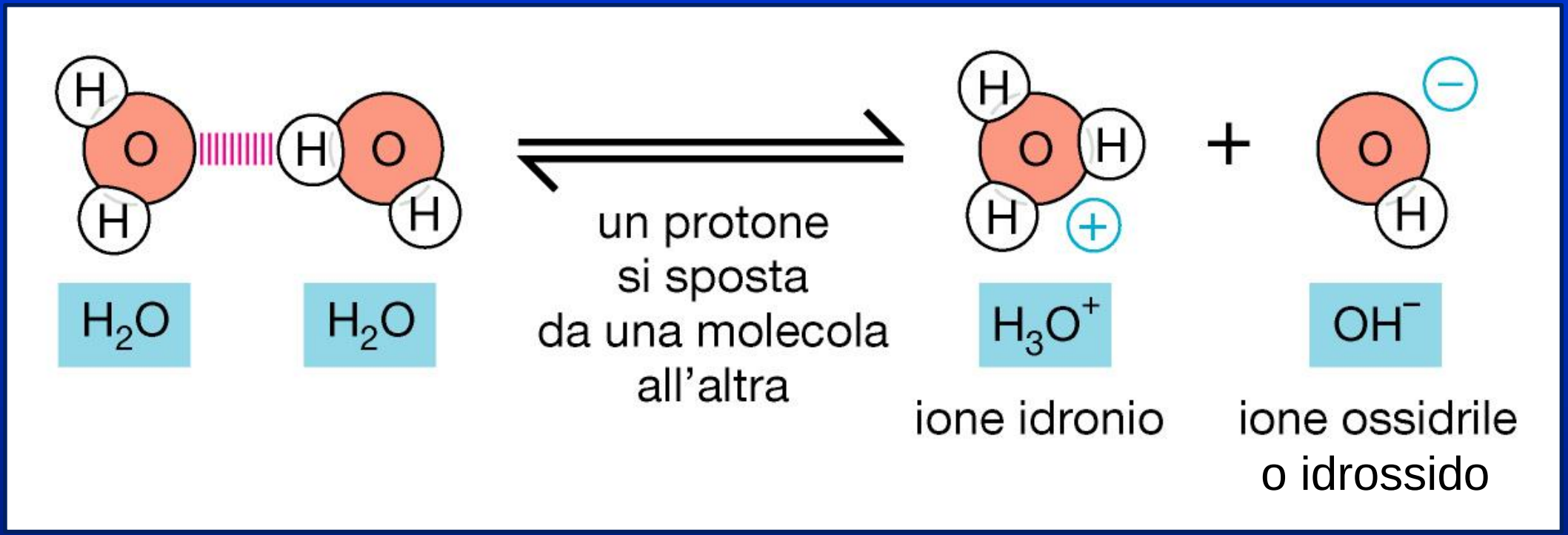


Ci vuole più energia termica per alzare la temperatura dell'acqua rispetto a quella che è necessaria per aumentare la temperatura del CH_4 o della CO_2.

(e) L'acqua ha un elevato calore di evaporazione.



ACQUA E pH



- **In soluzione, l'H_2O pura ha una leggera ma costante tendenza a ionizzarsi.**
- **In ogni momento si trova dissociata una molecola su ~500 milioni. La reazione è reversibile e all'equilibrio.**
- **La concentrazione dei due ioni H_3O^+ (H^+) e OH^- in H_2O pura, a 25°C, è 10^{-7} M. Questa soluzione è detta NEUTRA.**

ACIDI, BASI e pH

SOLUZIONI ACIDE, NEUTRE e BASICHE

Una sostanza che in soluzione acquosa **libera ioni idrogeno (H^+)** si definisce **ACIDO**
una sostanza che in soluzione acquosa **libera ioni idrossido (OH^-)** si definisce **BASE**.

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$
$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

L'acqua distillata (priva di sali disciolti) si dissocia secondo la reazione:

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$ ioni idronio (H_3O^+) e ioni ossidrile (OH^-)

Questa reazione di dissociazione è molto lenta e la quantità di molecole dissociate è molto piccola. Nell'acqua pura a 25° C, la concentrazione degli ioni idronio e ossidrile è:
$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ mol/l (M)

Poiché l'aggiunta di un acido o di una base nell'acqua alza o abbassa la concentrazione degli ioni H_3O^+, si prende come misura dell'acidità o della basicità di una soluzione il valore della concentrazione di tali ioni:

- **soluzione acida** quando $[H_3O^+] > 10^{-7}$ M
- **soluzione neutra** quando $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M
- **soluzione basica (o alcalina)** quando $[H_3O^+] < 10^{-7}$ M.

Per indicare l'acidità o l'alcalinità di una soluzione si utilizza il pH.

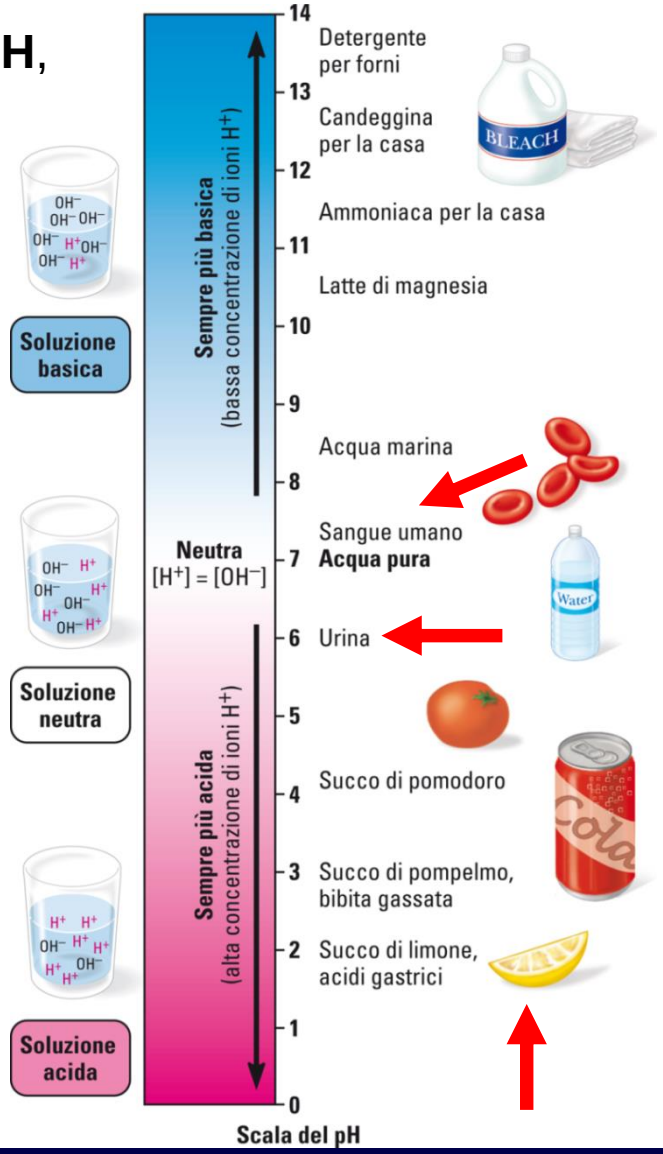
ACIDI, BASI e pH

SOLUZIONI ACIDE, NEUTRE & BASICHE

Per indicare l'acidità o l'alcalinità di una soluzione si utilizza il **pH**, il logaritmo decimale inverso della concentrazione degli ioni H^+

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

Il pH di una soluzione si può misurare utilizzando uno strumento chiamato pH-metro, che ha una scala graduata in valori di pH



ACIDI, BASI e pH

pH DEL SANGUE E DEI FLUIDI BIOLOGICI

sangue	pH 7.35 - 7.45
lacrime	pH 7.4 circa
saliva	pH 6.35 - 6.85
succhi gastrici	pH 0.9
urina	pH 4.4 - 8.0
latte	pH 6.6 - 6.9

►I pH dei fluidi biologici devono restare <u>COSTANTI</u> in determinati intervalli di valori per non andare incontro a pericolose patologie.

Il pH del sangue deve essere il più possibile costante, altrimenti si possono manifestare:

- coma acidosico (pH < 7.0) → esito fatale
- tetania alcalosica (pH > 7.8) → iperattività nervosa, convulsioni.

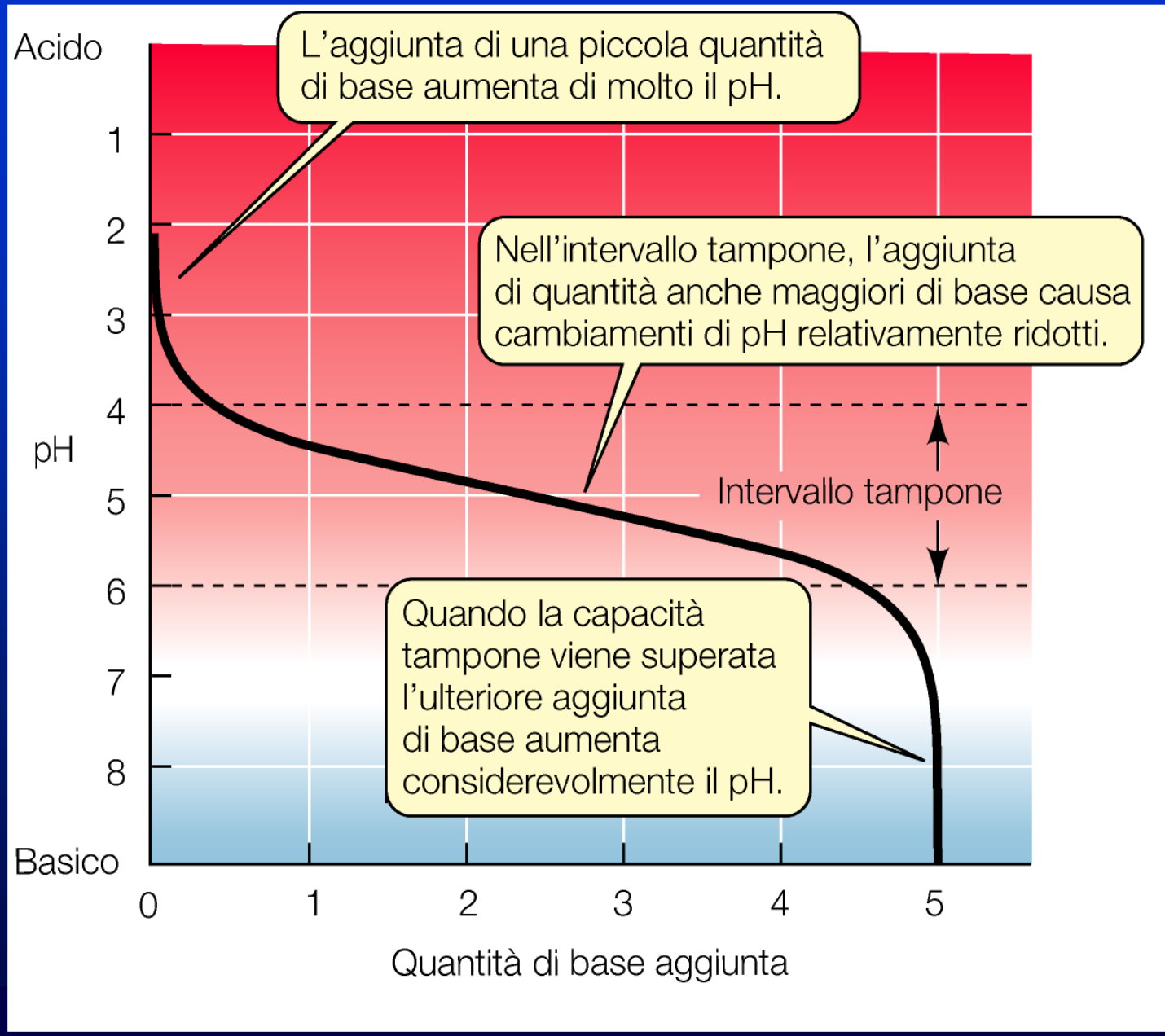
Le attività vitali sono compatibili solo con minime variazioni del pH dei liquidi biologici intra-ed extracellulari. Questi sono dotati di sistemi di regolazione del pH, i **SISTEMI TAMPONE**, che attenuano le variazioni di pH dovute ad alterazioni metaboliche o respiratorie o al contatto diretto con acidi e basi.

Le cellule sono immerse in una soluzione acquosa a <u>pH controllato e costante</u> (soluzione tampone)

I TAMPONI MINIMIZZANO I CAMBIAMENTI DI pH

TAMPONE: sostanza, o insieme di sostanze, che minimizza le variazioni di $[H^+]$ e $[OH^-]$ in soluzione: si oppone alle variazioni di pH dovute all'aggiunta di un acido o una base, assorbendo o rilasciando H^+. Un sistema tampone è costituito da un acido o una base debole.

Tutti gli organismi contengono molti tamponi naturali che minimizzano i cambiamenti di pH.



ACIDI, BASI e pH

SISTEMI TAMPONE:

Le soluzioni tampone contengono miscele di soluti che impediscono variazioni di pH in seguito all'aggiunta di moderate quantità di acidi e di basi forti.
Esse contengono, in concentrazioni circa uguali, un **ACIDO DEBOLE** e la sua base coniugata oppure una **BASE DEBOLE** e il suo acido coniugato.

Consideriamo una soluzione costituita da acido acetico e acetato di sodio.

L'acetato di sodio è completamente dissociato in acqua :

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

L'acido acetico, che è un acido debole, si dissocia secondo il seguente equilibrio:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

Gli ioni CH_3COO^- provenienti dalla dissociazione dell'acetato di sodio spostano l'equilibrio di dissociazione dell'acido acetico a sinistra.

Aggiungiamo piccole quantità di un acido forte (ioni H^+) e dovrebbe abbassare il pH della soluzione. Tuttavia, gli ioni H^+ vengono "catturati" dallo ione CH_3COO^-, formando altro acido acetico non dissociato:

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

Il pH NON si abbassa

Aggiungiamo piccole quantità di una base forte (NaOH) che si dissocia completamente: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

Gli ioni OH^- che così si liberano dovrebbero alzare il pH della soluzione, ma vengono "catturati" dalle molecole di CH_3COOH presenti, formando acqua secondo la reazione:

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

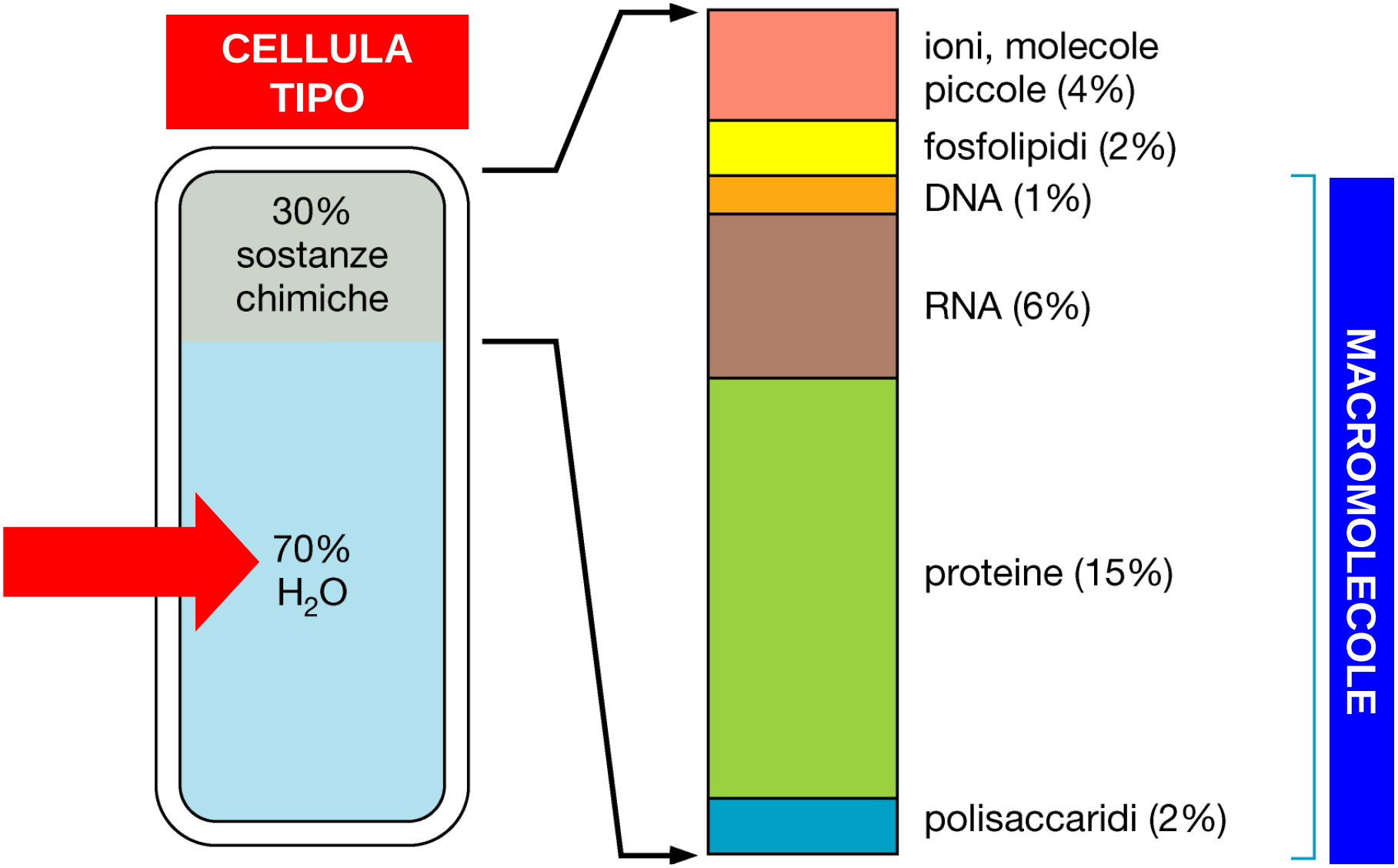
Il pH NON si alza

Anche in questo caso il pH rimane pressoché invariato, perché la quantità di H^+ varia pochissimo, dato che gli ioni ossidrile liberati dalla base forte sono neutralizzati.

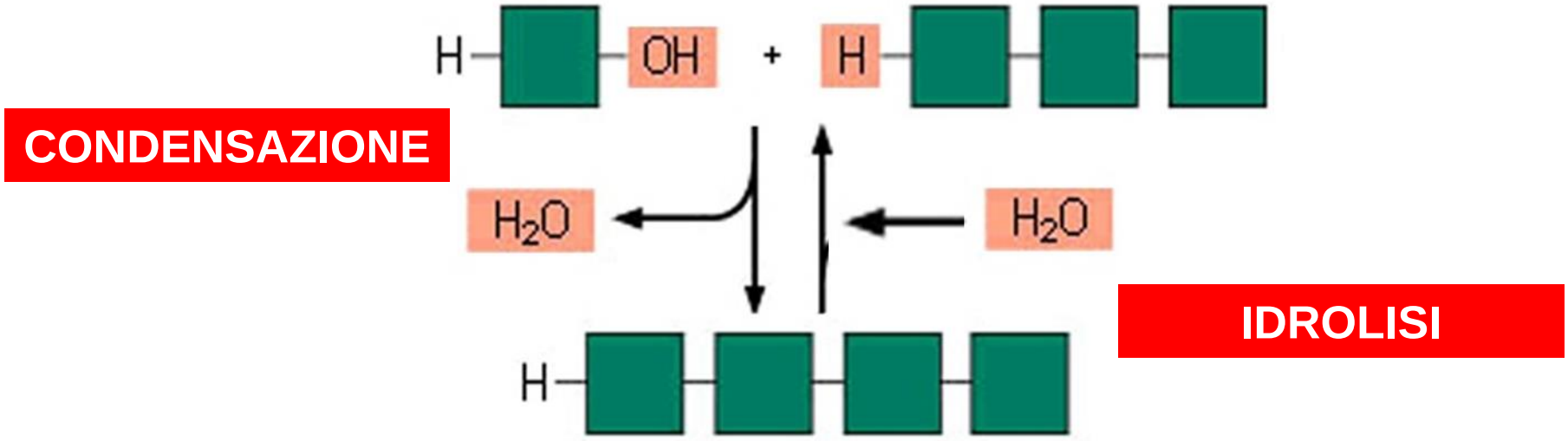
HCO_3^- / H_2CO_3	Proteine	$HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$
ione bicarbonato / acido carbonico		idrogeno fosfato/diidrogenofosfato

ACQUA

COMPOSIZIONE CHIMICA DELLE CELLULE



MOLECOLE ORGANICHE DELLE CELLULE

QUATTRO CLASSI PRINCIPALI

Componenti base semplici delle cellule (MONOMERI)		Componenti base complessi delle cellule (POLIMERI)
ACIDI GRASSI	→	LIPIDI/GRASSI
MONOSACCARIDI	→	POLISACCARIDI
AMMINOACIDI	→	PROTEINE
NUCLEOTIDI	→	ACIDI NUCLEICI