

**PRECORSO**

# **PROPEDEUTICA BIOCHIMICA**

# **AVVERTENZA SULL'USO DEL MATERIALE DIDATTICO FORNITAGLI 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.**

# La Biochimica studia:

- la composizione chimica degli esseri viventi
- le trasformazioni chimiche che avvengono negli esseri viventi e che sono alla base della vita

## Obiettivi della Biochimica:

- Chimica strutturale: relazione tra struttura e funzione
- Metabolismo
- (Genetica molecolare)

# La complessa organizzazione strutturale della materia vivente possiede una regolarità di base: è costruita in maniera gerarchica

## Esempio di organizzazione gerarchica delle strutture biologiche

### Livelli biologici di complessità

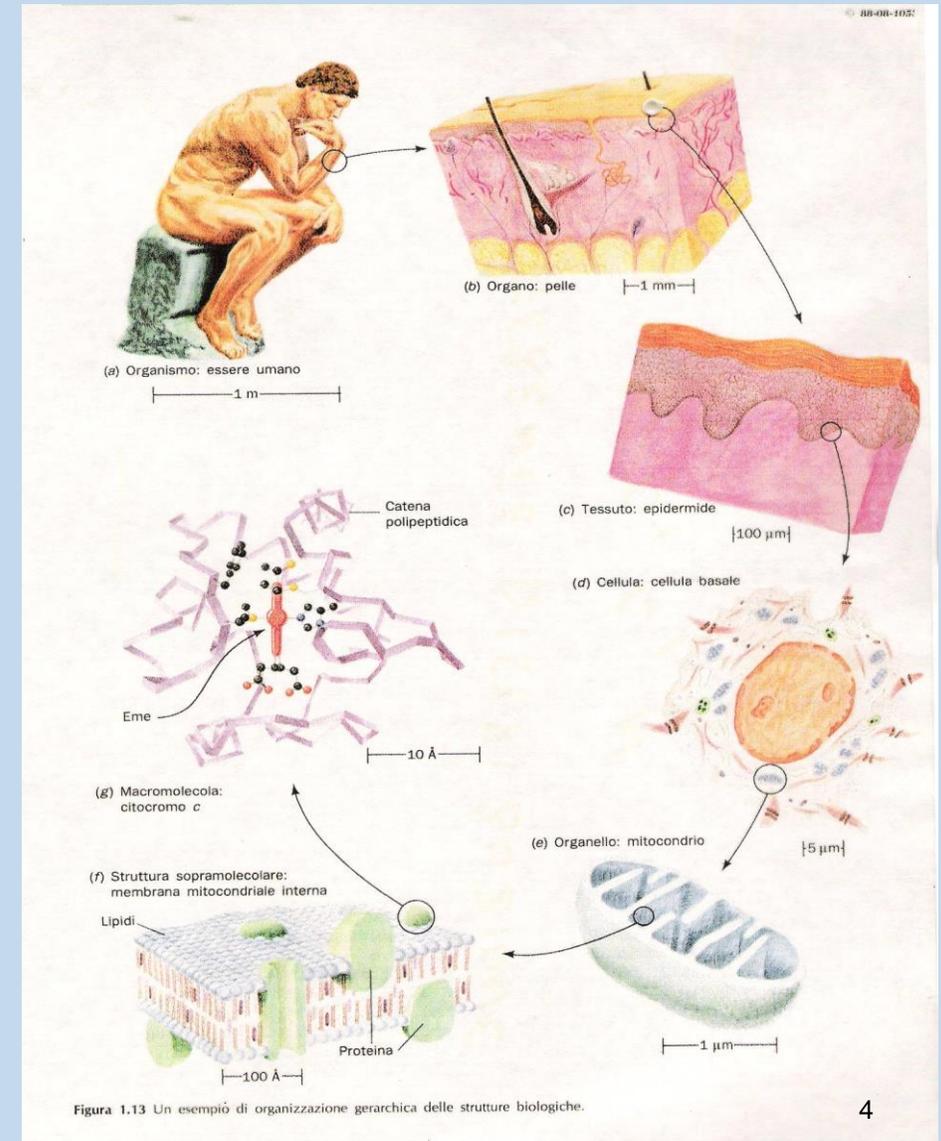
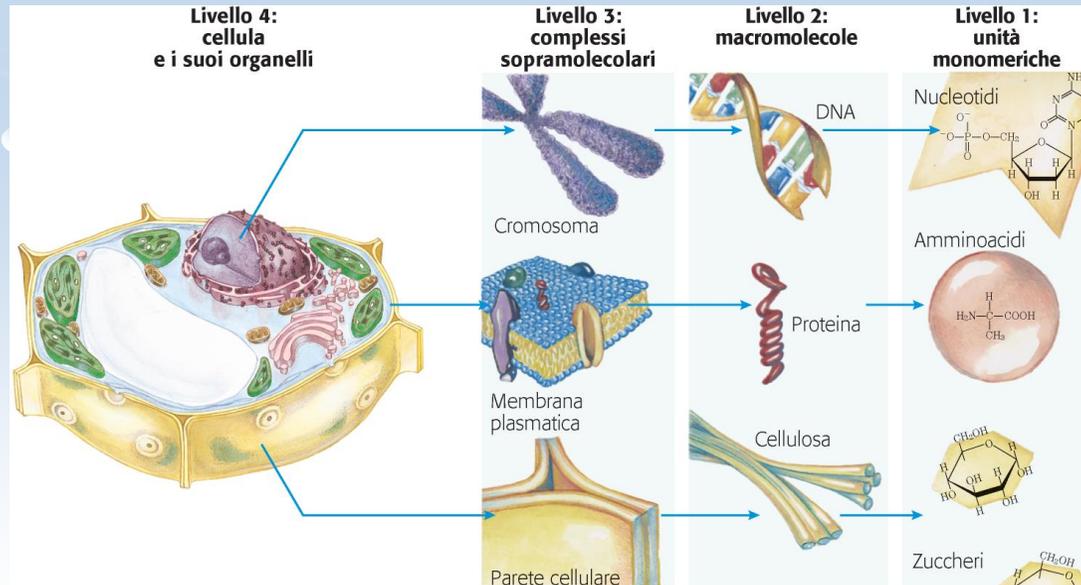


Figura 1.13 Un esempio di organizzazione gerarchica delle strutture biologiche.

# 1. La chimica della materia vivente

- La **chimica** è la scienza che studia le proprietà della materia e tutte le trasformazioni a cui essa può andare incontro.
- Le maggiori suddivisioni di questa scienza riguardano:
- la **chimica organica** che studia essenzialmente i composti derivati dal carbonio
- la **chimica inorganica** che studia tutti gli altri elementi
- la **chimica fisica** che studia la teoria della chimica partendo dalle leggi della fisica
- la **chimica analitica** che studia i metodi di analisi
- la **chimica biologica** che si occupa di studiare il comportamento di molecole e composti presenti nella cellula ed implicati nelle reazioni chimiche che costituiscono la base della vita

**La CHIMICA è la scienza che descrive la materia, le sue proprietà e le trasformazioni che essa subisce, insieme alle variazioni energetiche che accompagnano questi processi**

# La materia

- Si definisce materia tutto ciò che **occupa spazio** ed è dotato di **massa**.
  - Massa e peso sono termini differenti sebbene siano spesso utilizzati con la stessa accezione.
  - La **Massa** è la forza che è necessario applicare ad un oggetto per modificare lo stato di moto o di quiete
  - il **Peso** dipende oltre che dalla massa dell'oggetto dalla sua posizione nel campo gravitazionale ed è l'effetto del campo gravitazionale su un oggetto costituito di materia
- 
- La materia può essere descritta e identificata mediante le sue proprietà fisiche e chimiche.
  - La materia è costituita da elementi chimici
  - Ogni elemento è costituito da un solo tipo di **atomi**

# MISCELE OMOGENEE ED ETEROGENEE

- Nelle **miscele omogenee**, i componenti sono mescolati in modo molto “profondo” tanto che essi perdono alcune proprietà e non sono più distinguibili fra loro
- Nelle **miscele eterogenee**, i componenti sono più facili da individuare perché in genere i diversi componenti che li costituiscono si riconoscono nettamente, talvolta anche ad occhio nudo.

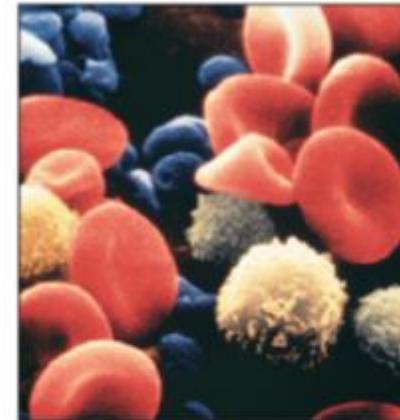
Una miscela in cui è presente una sola fase è detta **omogenea**. Tipico esempio sono le soluzioni (**sale sciolto in acqua**). Una miscela in cui è possibile evidenziare più di una fase è detta **eterogenea** o **miscuglio**

Miscela  
eterogenea  
liquido-liquido

Miscela  
eterogenea  
solido-liquido



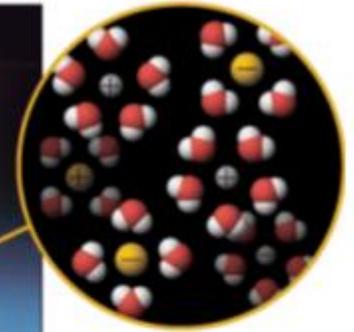
(a)



(b)



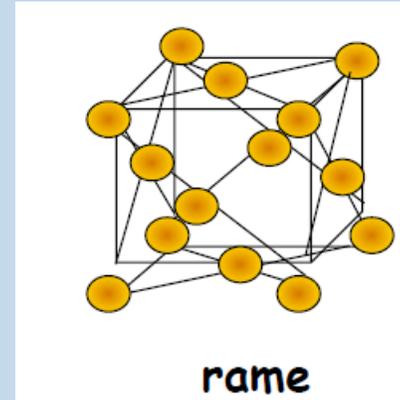
(c)



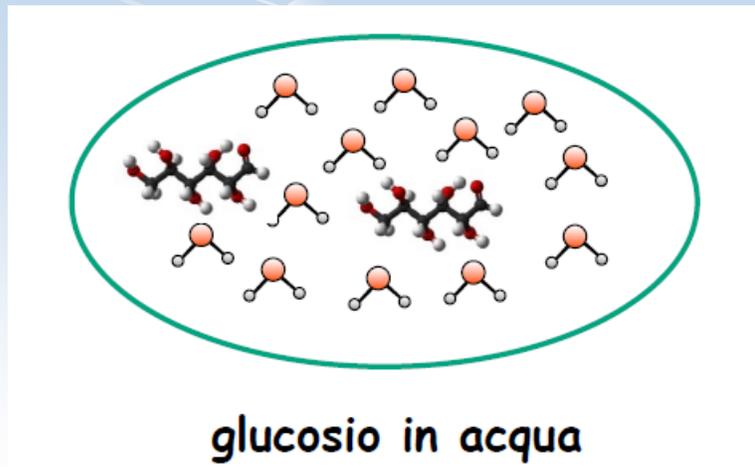
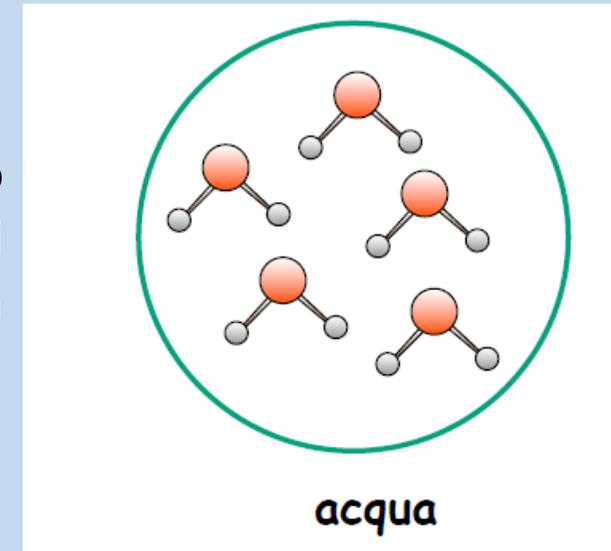
**Miscela.** (a) Una tazza di minestra rappresenta una miscela eterogenea. (b) Un campione di sangue può sembrare omogeneo, ma un esame al microscopio mostra che esso difatti è una miscela eterogenea di liquidi e particelle sospese (cellule del sangue). (c) Un esempio di miscela omogenea è quella formata da sale in acqua. Il modello mostra che il sale è formato da particelle dotate di carica elettrica separate fra loro (ioni) in acqua, ma le particelle non possono essere osservate con un microscopio ottico.

# ELEMENTI - COMPOSTI - MISCELE

Un **elemento** è una sostanza che non può essere separata in sostanze più semplici mediante trasformazioni né chimiche né fisiche



Un **composto** è una sostanza che può essere separata in sostanze più semplici mediante trasformazioni chimiche, ma non fisiche.



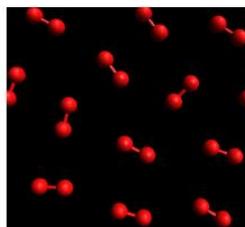
La **miscela** è un insieme di sostanze che è possibile separare mediante trasformazioni di tipo fisico.

# ELEMENTI

Ogni elemento è costituito da un solo tipo di **atomi**



Oro puro (Au)



ossigeno



Elio (Lu)



Carbonio (C), grafite



Acqua Pura (H<sub>2</sub>O)

# COMPOSTI



Sale da tavola (NaCl)



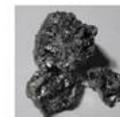
Metano (CH<sub>4</sub>)



Succo D'arancia



rame



stagno



bronzo di Riace

# MISCELE



Aria



Acqua di Mare



acqua



alcol etilico



vino

# L' ATOMO

- L'atomo è la **particella elementare** che costituisce la materia, cioè la più piccola parte con cui un elemento si combina per formare i composti.
- Pochi elementi in natura, **i gas nobili**, esistono sotto forma di specie atomiche isolate; la maggior parte di essi è invece presente sotto forma di aggregati detti **molecole**.
- La **molecola** è la **più piccola parte** di un elemento chimico che ne conserva le proprietà chimiche fisiche ed è capace di esistenza indipendente.

# L' ATOMO: struttura

La parola ATOMO deriva dal greco "atomos" che significa indivisibile!  
In realtà... È composto da particelle.

- E' costituito da **protoni** particelle dotate di massa ( $1,6726231 \times 10^{-27}$  kg), con carica elettrica positiva (+) e da **neutroni** particelle dotate di massa ( $1,6749271 \times 10^{-27}$  kg) ma **prive** di carica.
- Il **nucleo** è la parte centrale densa e contiene la maggior parte della **massa** dell'atomo.
- Nello spazio circostante il nucleo orbitano gli **elettroni**, particelle dotate di carica elettrica negativa (-1, stesso valore assoluto di quella del protone ma di segno opposto) e massa trascurabile circa 2000 volte inferiore a quella dei protoni e neutroni.
- Gli elettroni (**e<sup>-</sup>**) occupano la maggior parte del volume dell'atomo che ha un diametro 10.000 volte più grande di quello del nucleo

CARBON

# L' ATOMO: particelle atomiche

▪Le **3 particelle sub-atomiche** sono:

- ✓ **Elettroni** → con carica negativa ( $e^-$ )
- ✓ **Protoni** → con carica positiva (+)
- ✓ **Neutroni** → particelle prive di carica

▪L'insieme dei protoni e dei neutroni costituisce il **nucleo atomico** → **struttura molto densa presente al centro dell'atomo**

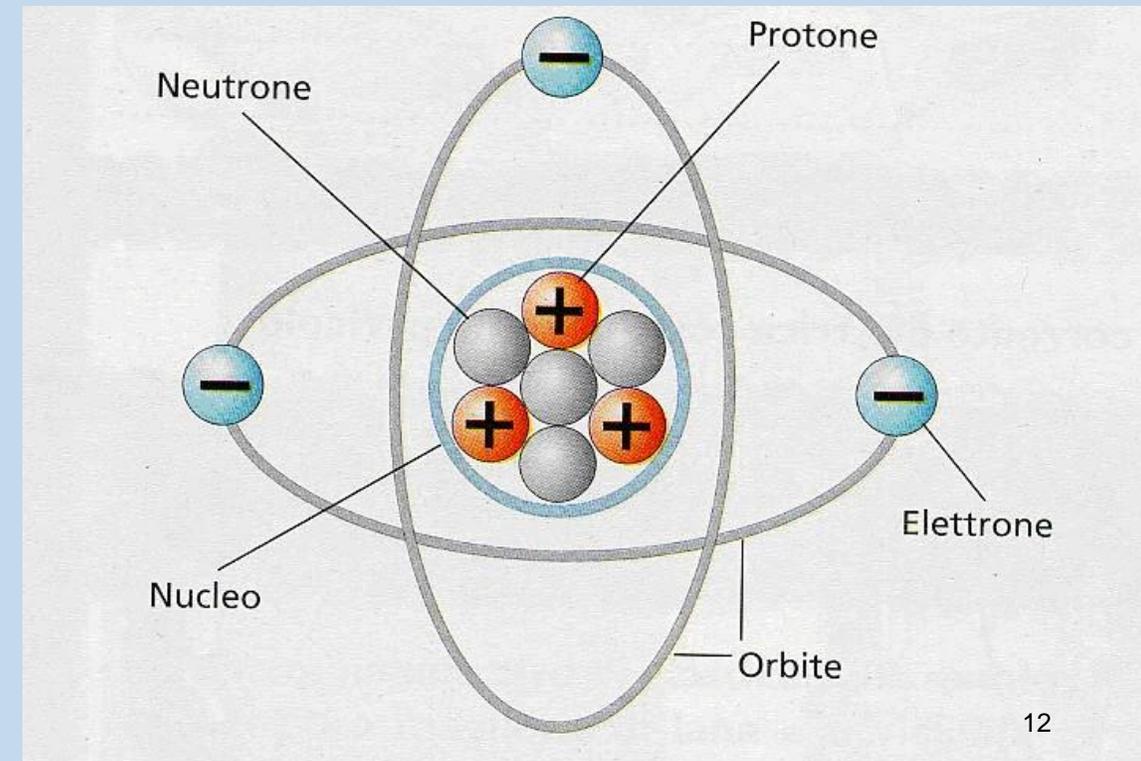
La **massa** dell'atomo può considerarsi concentrata nel nucleo.

**Gli atomi dei diversi elementi differiscono nel numero di particelle atomiche.**

**Gli  $e^-$  → non hanno una collocazione fissa, si muovono nello spazio intorno al nucleo atomico.**

Un atomo è formato da un nucleo centrale di cariche positive (protoni) e neutre (neutroni)

In periferia, ruotano le cariche negative (elettroni)



# GLI ATOMI: il numero atomico

Ogni atomo è caratterizzato:

- da un simbolo che identifica il nome **dell'elemento**.  
Es. H per idrogeno, O per ossigeno, etc.
- **Z: numero atomico** che rappresenta il **numero** di protoni (carica +) presenti nel nucleo.

Elementi diversi hanno Z diverso e diverse caratteristiche chimiche che dipendono essenzialmente dalla loro struttura elettronica.

Pertanto Z identifica in maniera univoca a quale elemento appartiene un atomo

Numero di massa ← A X → Simbolo dell'elemento  
Numero atomico ← Z



26	numero atomico
Fe	simbolo
ferro	nome
55,845	peso atomico

Numero atomico	6	Simbolo atomico
	C	Nome dell'elemento
	Carbonio	Peso atomico
	12,011	
	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	
Configurazione elettronica		

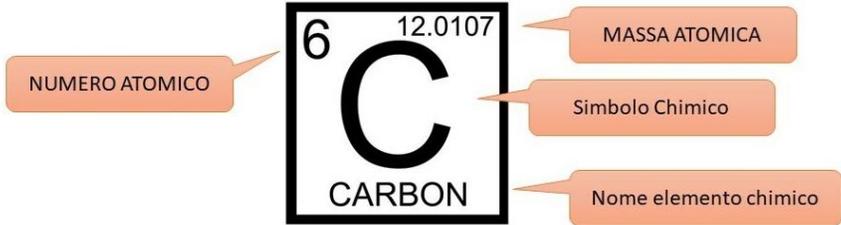
# GLI ATOMI: il numero atomico (Z)

Quindi: Il **numero atomico** di un elemento → **numero di protoni** che si trovano nel nucleo (**Z**).

In un atomo **neutro** il numero atomico corrisponde anche al numero di elettroni; in caso contrario l'atomo è detto **ione**.

Il numero atomico identifica la posizione dell'elemento della **tavola periodica**.

**NUMERO E MASSA ATOMICA**

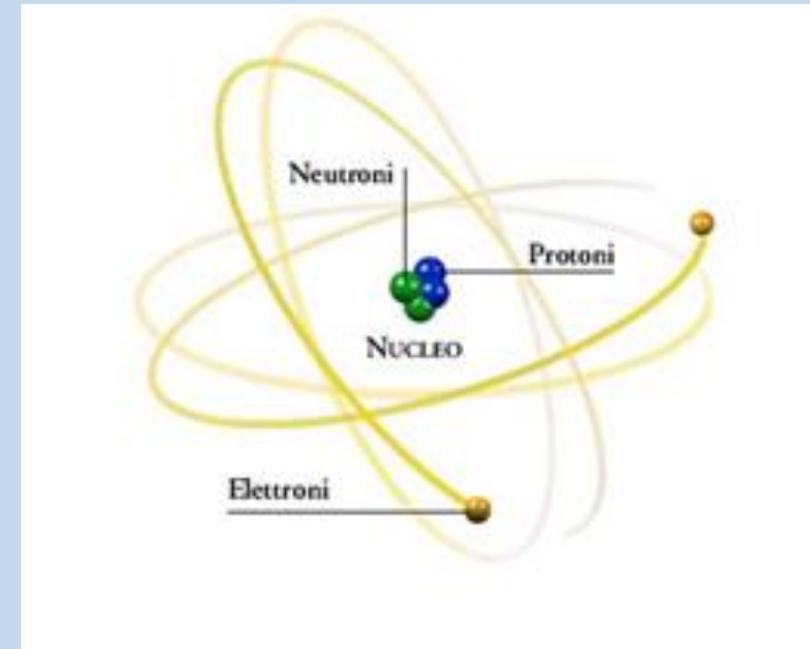


The diagram shows a periodic table entry for Carbon (C) with the following components and callouts:

- 6**: Callout "NUMERO ATOMICO" (Atomic Number)
- 12.0107**: Callout "MASSA ATOMICA" (Atomic Mass)
- C**: Callout "Simbolo Chimico" (Chemical Symbol)
- CARBON**: Callout "Nome elemento chimico" (Chemical Element Name)

**NUMERO ATOMICO = N° protoni**  
**MASSA ATOMICA = N° protoni + N° Neutroni**

**Ogni specie chimica ha un suo caratteristico numero atomico, perché da esso dipende la specie chimica, la massa atomica invece può variare grazie ai neutroni.**

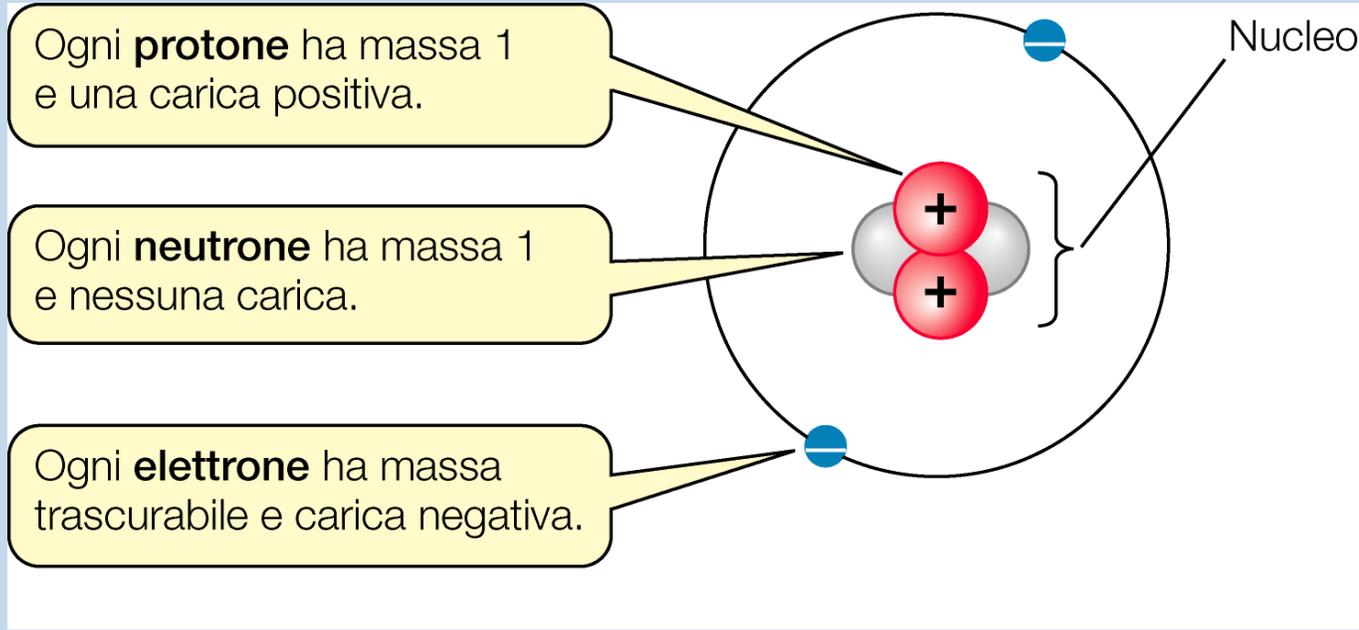


# L' ATOMO: numero di massa (A)

Protoni e neutroni hanno la stessa **MASSA**, assunta come **unitaria**.

La somma dei **neutroni** e dei **protoni** presenti nel nucleo di un atomo viene definito **numero di massa (A)** (somma delle masse dei protoni e dei neutroni)

Gli elettroni hanno una massa trascurabile.



▪ Un atomo è caratterizzato da:

- ❑ **Numero di Massa**, indicato con **A** → costituito dalla somma del numero di neutroni e di protoni, indica la **massa** dell'atomo
- ❑ **Numero atomico**, indicato con **Z** → corrisponde al numero di protoni e quindi di elettroni che caratterizzano l'elemento

# QUANTO "PESA" UN ATOMO?

## UNITA DI MASSA PER GLI ATOMI

Se lo misurassimo in grammi, l'atomo di H, il più piccolo, avrebbe una massa di  $1,6 \times 10^{-27}$  kg.

Per convenzione, si assegna un valore arbitrario (12) alla massa dell'atomo più diffuso (isotopo 12 del Carbonio) e con questa massa si confrontano le masse degli altri atomi.

L'unità di massa atomica (u.m.a.) è pari ad un dodicesimo della massa di un atomo di  $^{12}\text{C}$

Per definizione tale atomo di carbonio possiede una massa esatta **12 u.m.a.**

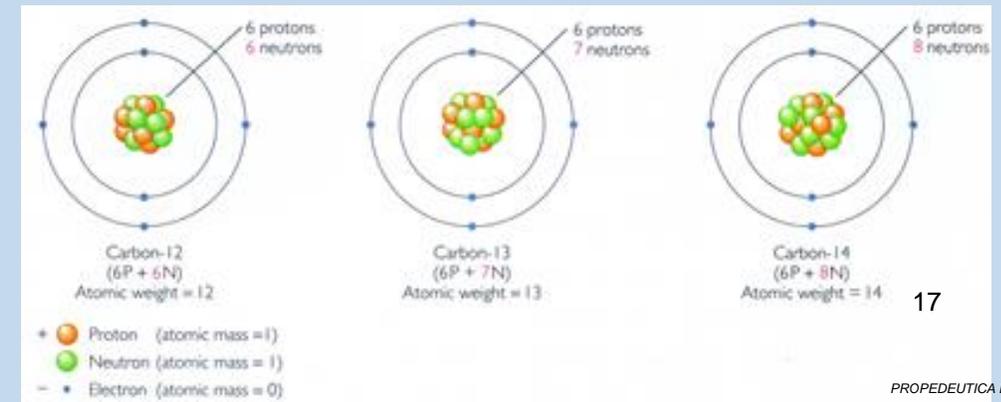
$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Tale massa è chiamata unità di massa atomica (u.m.a.) oppure Dalton (Da)

Qualsiasi massa atomica, quindi, è rapportata alla massa presa come riferimento (u.m.a.); pertanto la **massa atomica è una grandezza relativa**, e di conseguenza il valore numerico è puro, adimensionale.

# GLI ISOTOPI

- Atomi di uno stesso elemento possono **differire** nel numero di **neutroni** pur avendo lo stesso numero di protoni.
- Essi vengono definiti **ISOTOPI**
- Gli isotopi → possono essere anche definiti come due atomi di uno stesso elemento che differiscono tra loro per **numero di Massa**, avendo lo stesso numero di protoni (e quindi di elettroni), ma **diverso numero di neutroni**.



# GLI ISOTOPI

Tutti gli atomi di Carbonio hanno numero atomico **6**

Non tutti gli atomi di carbonio però hanno  
massa atomica = **12**

**Carbonio-12**

6 protoni

6 neutroni

6 elettroni

Il 99% degli  
atomi

**Carbonio-13**

6 protoni

7 neutroni

6 elettroni

Meno dell'1%  
degli atomi

**Carbonio-14**

6 protoni

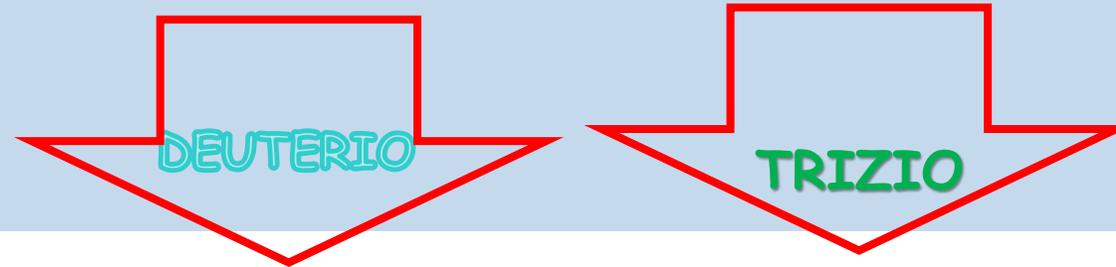
8 neutroni

6 elettroni

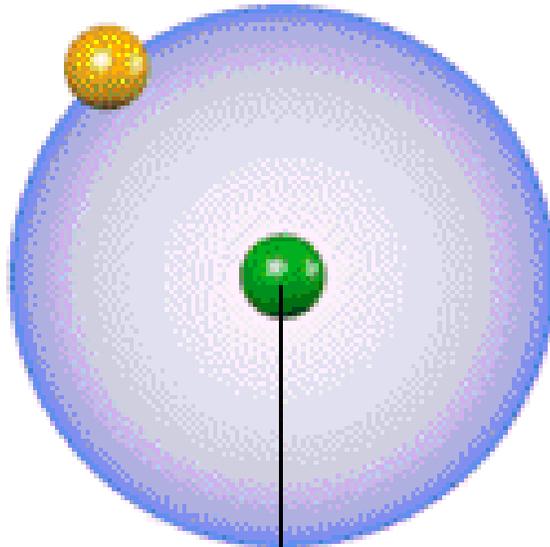
In quantità  
minime

Le forme dello stesso elemento che differiscono per il numero di massa si chiamano  
**ISOTOPI** ( $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$ )

# GLI ISOTOPI

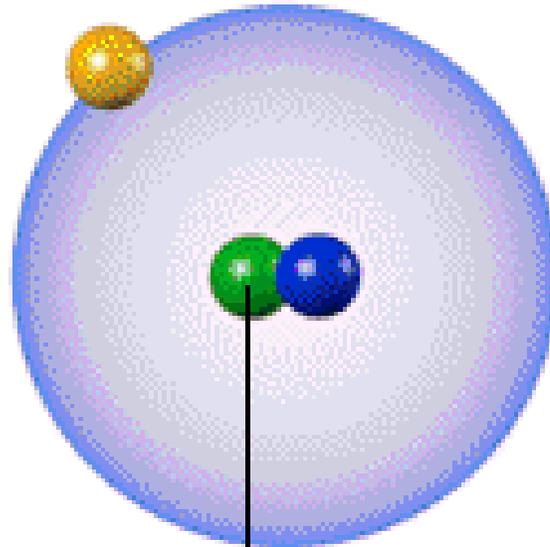


IDROGENO  
COMUNE



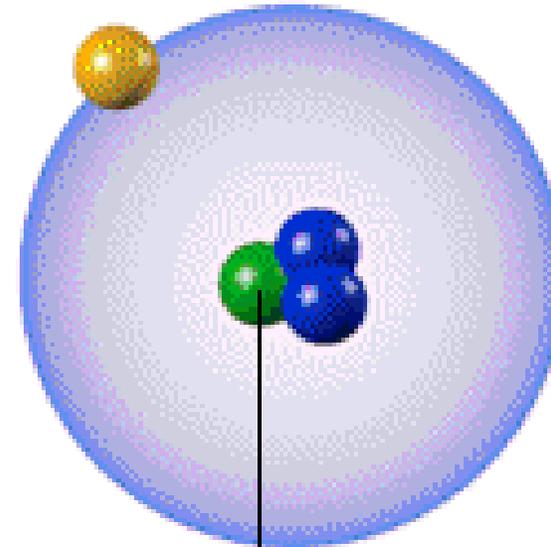
Un **protone**

IDROGENO  
PESANTE



Un protone  
e un neutrone

IDROGENO  
RADIOATTIVO



Un protone  
e due neutroni

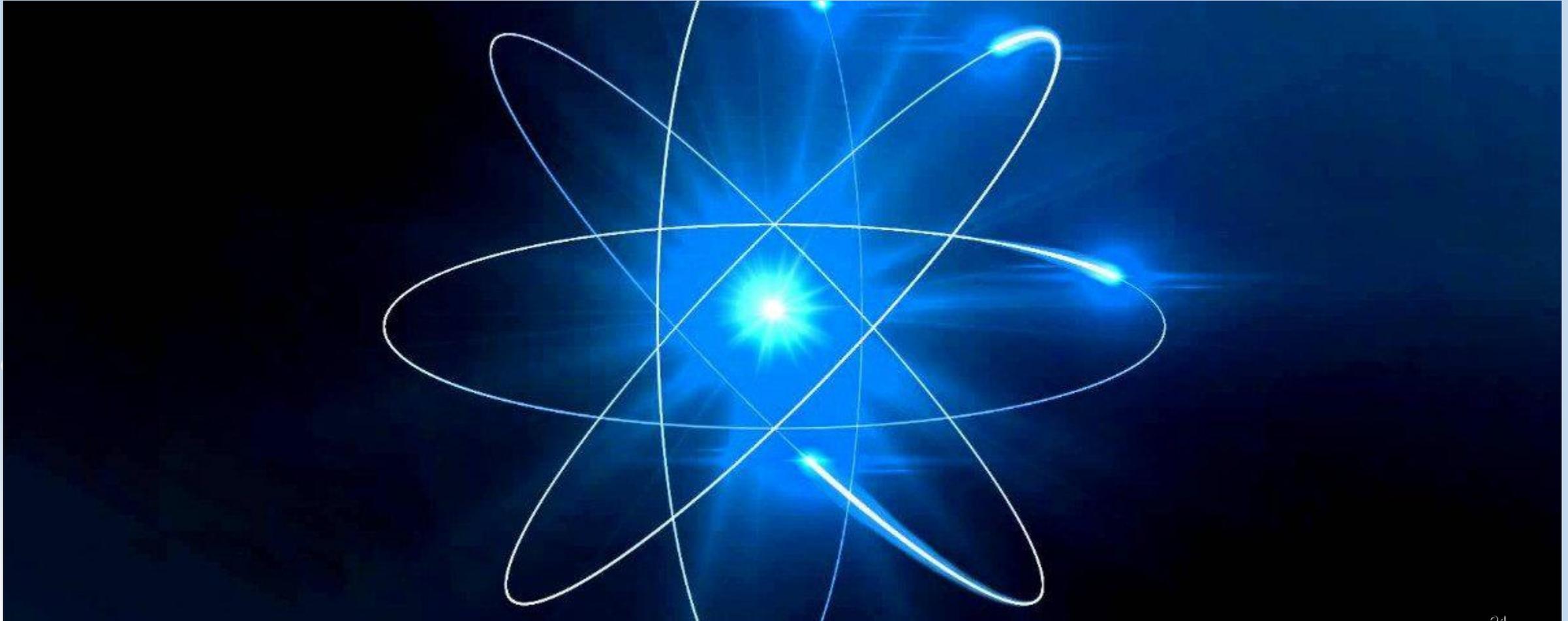
# GLI ISOTOPI

Alcuni isotopi sono instabili e decadono emettendo particelle ed energia.  
Questi isotopi si chiamano Isotopi radioattivi

Un esempio è dato dall'isotopo del **Carbonio-14**

Alcuni isotopi radiattivi come il **carbonio-14**, il **fosforo-32** e il **trizio ( $^3\text{H}$ )** trovano largo impiego sia nella **Diagnostica Medica** che nella **Ricerca Biologica**

# Come sono distribuiti gli elettroni attorno al nucleo?

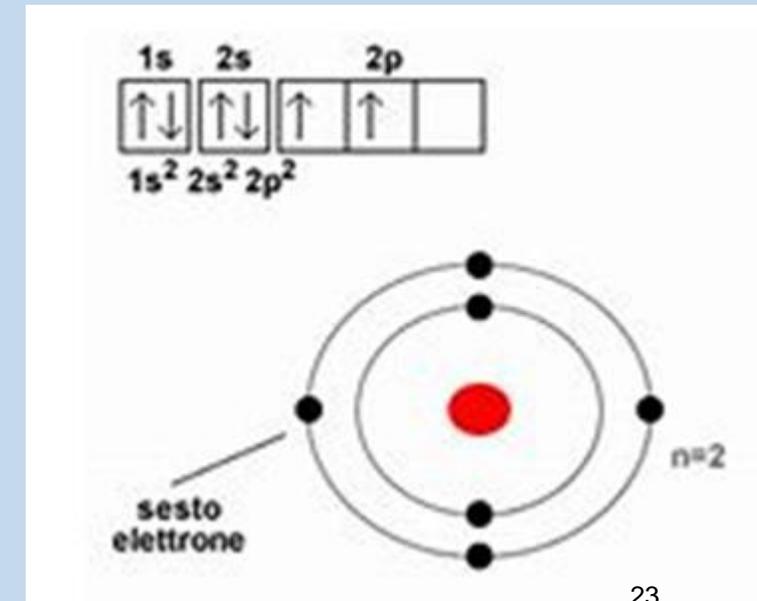
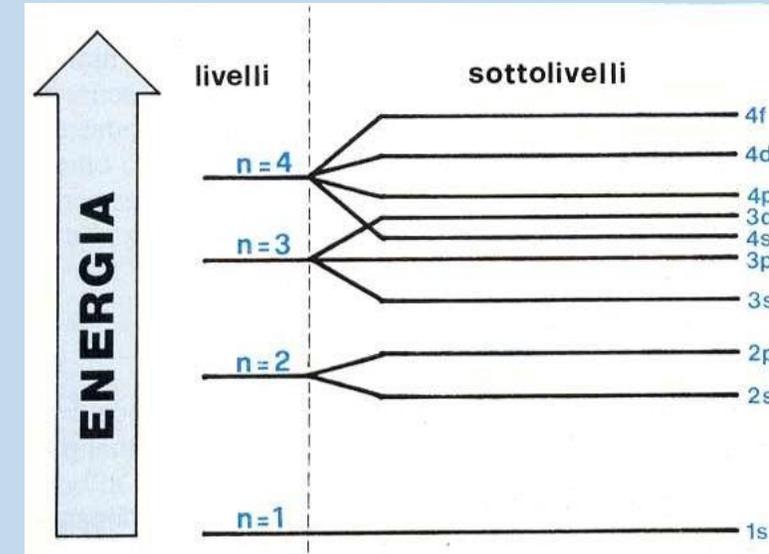


# ELETTRONI

- Nel modello atomico attuale, una particella molto piccola come l'elettrone possiede oltre alle proprietà tipiche della materia anche le proprietà caratteristiche di **un'onda elettromagnetica**.
- La loro posizione e traiettoria non potranno essere identificate con esattezza come per un qualunque oggetto di grandi dimensioni movimento.
- Il comportamento di queste particelle piccolissime potrà essere spiegato con la meccanica quantistica basata sulle **proprietà ondulatorie della materia**.
- Conseguenza di questa teoria è che **non** è possibile determinare una con **precisione** ed esattezza la traiettoria degli elettroni attorno al nucleo e che gli atomi.
- Tramite la risoluzione di **equazioni matematiche** molto complesse si può descrivere lo stato energetico degli atomi e definire con una certa probabilità (90-99%) lo **spazio tridimensionale** circostante il nucleo (orbitale atomico) in corrispondenza del quale si trova un elettrone.
- L'elettrone non viene visto come un singolo punto, ma viene indicato come una **nuvola di carica negativa**.
- Per definire fisicamente la regione di spazio chiamato **orbitale** occorre introdurre dei parametri detti **numeri quantici**

# Configurazione degli elettroni

- Gli elettroni di un atomo sono sempre più di uno (tranne l'atomo di H).
- La distribuzione degli elettroni negli orbitali atomici, detta **configurazione elettronica**, non avviene casualmente ma segue delle regole ben precise.
- Facilitando, è possibile **individuare le seguenti regole principali**:
  - gli orbitali vengono riempiti dagli elettroni in **ordine di energia crescente** partendo di norma da quelli disponibili a minore energia (**Principio di Aufbau**). Si parla di **livelli** e **sottolivelli** energetici. Si può creare un parziale sovrapposizione tra l'intervallo di energia entro cui si situano i sottolivelli di un dato livello energetico e l'intervallo di energia entro cui sono localizzati i sottolivelli di un livello energetico adiacente.
  - Un orbitale atomico può contenere al **massimo due elettroni**, che devono possedere uno spin opposto (**Principio di esclusione di Pauli**). Lo **spin** è una proprietà quantica degli elettroni e può avere verso orario oppure antiorario.
  - Quando vi sono più **orbitali di uguale energia**, essi vengono occupati ciascuno da un solo elettrone a spin paralleli finché tutti contengono un elettrone e poi sono riempiti con un secondo elettrone a spin opposto (**Principio di Hund**).
- Solo gli elettroni posizionati negli orbitali dello strato più esterno, detti **elettroni di valenza**, prendono parte alle reazioni chimiche e determinano le proprietà caratteristiche degli elementi

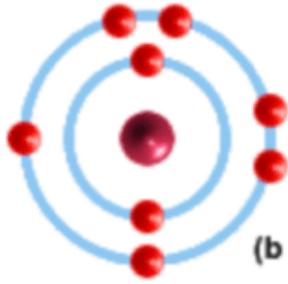


# Gli elettroni occupano orbitali. Ci sono due elettroni per ogni orbitale



a)

Primo livello energetico:  
1 elettrone  
Idrogeno  
(numero atomico=1)



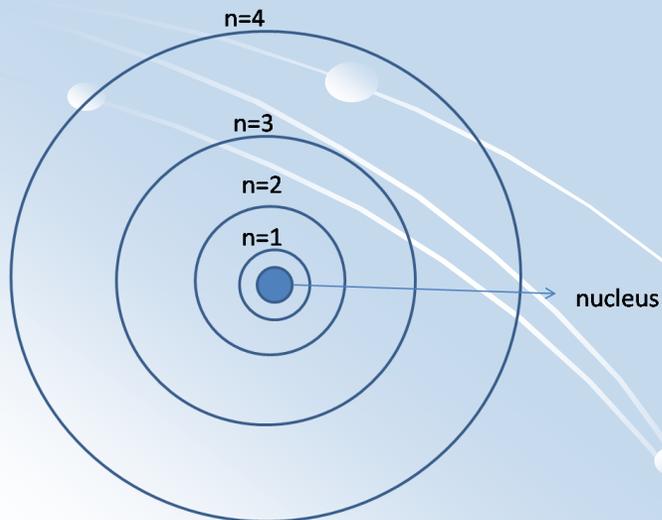
(b)

Primo livello energetico:  
2 elettroni  
Secondo livello energetico:  
6 elettroni  
Ossigeno (numero atomico=8)

All'interno di ogni livello energetico esistono uno o più **sottolivelli**, che ospitano fisicamente gli elettroni. Per descrivere le strutture di tutti gli elementi esistenti sono sufficienti sottolivelli **s, p, d, f**.

E' importante ricordare che ogni livello ha un numero di sottolivelli uguale al proprio N.

- Il numero massimo di elettroni che possono occupare un determinato livello energetico è dato dalla formula  $2n^2$  dove **n** è il corrispondente numero quantico principale



Il modo di indicare i sottolivelli è quello di **anteporre N** del livello alla **lettera** del sottolivello, quindi:

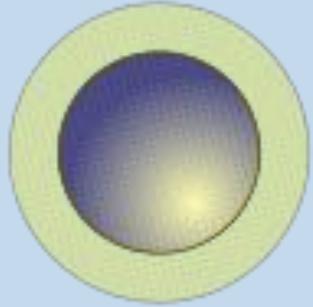
**N = 1** contiene **1** sottolivello (**1s**);

**N = 2** contiene **2** sottolivelli (**2s, 2p**);

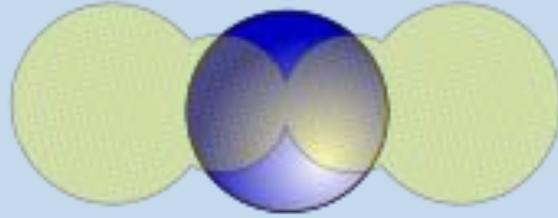
**N = 3** contiene **3** sottolivelli (**3s, 3p, 3d**);

Ogni livello è suddiviso in sottolivelli:

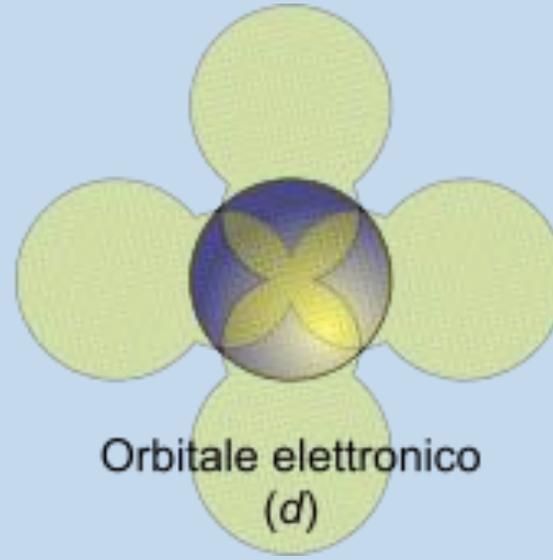
- il primo livello **1** ha un solo sottolivello **s**
- il secondo livello **2** ha due sottolivelli, **s** e **p**
- il terzo livello **3** comprende i sottolivelli **s, p** e **d**
- il quarto livello **4** ha quattro sottolivelli **s, p, d, e f**



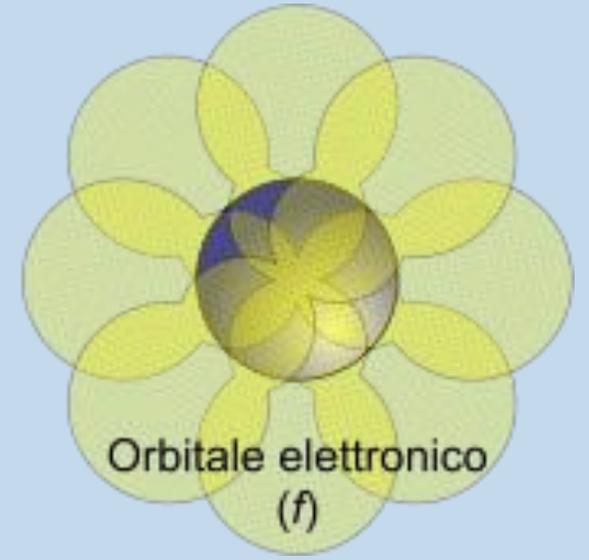
Orbitale elettronico (s)



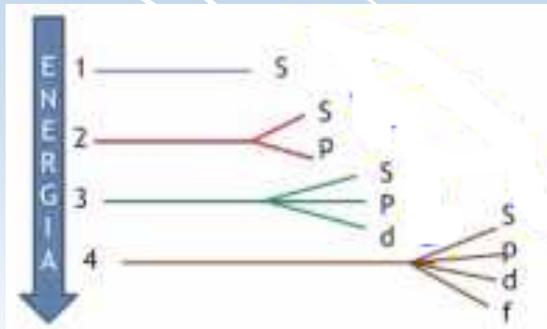
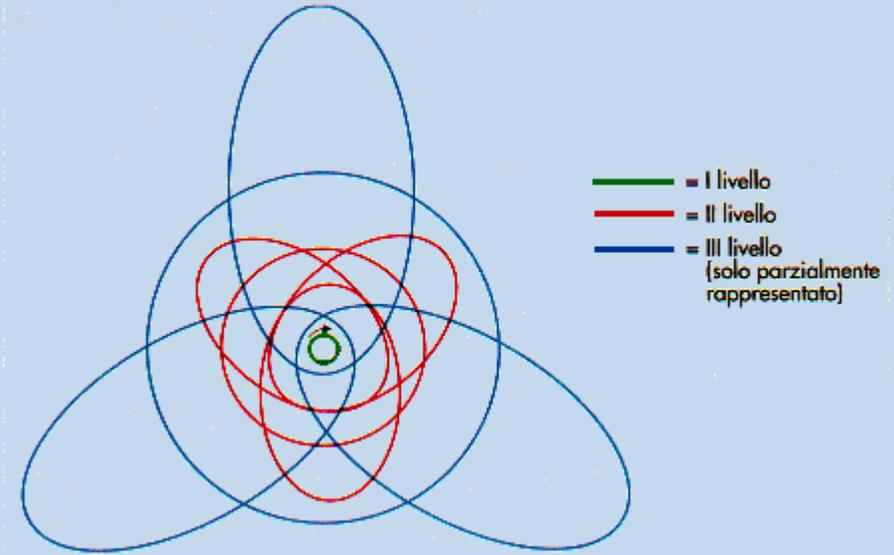
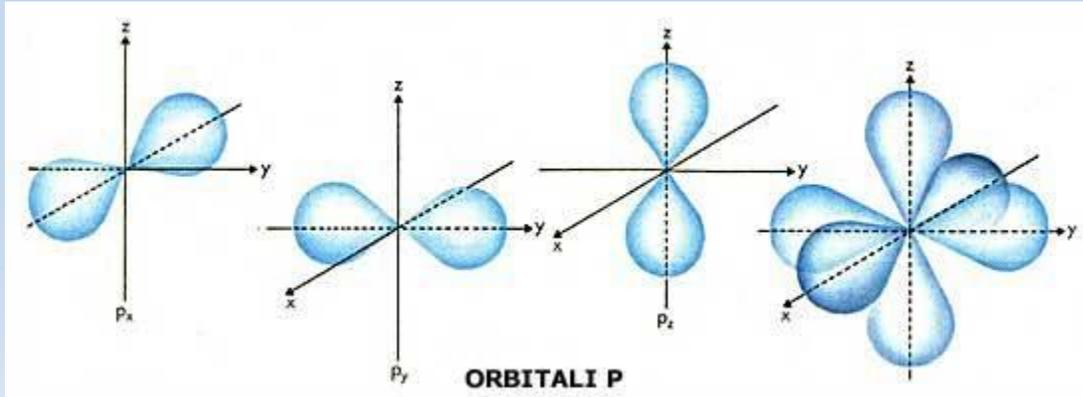
Orbitale elettronico (p)



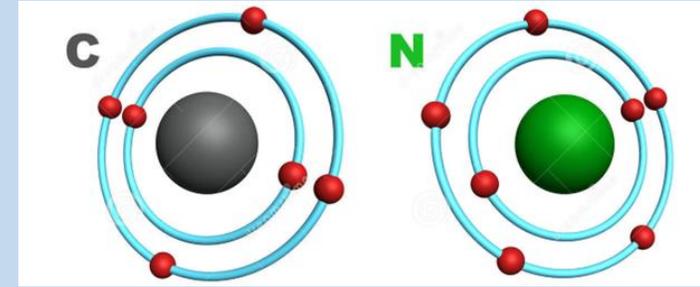
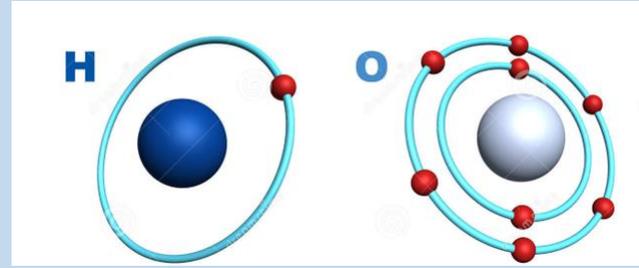
Orbitale elettronico (d)



Orbitale elettronico (f)



# ELETTRONI



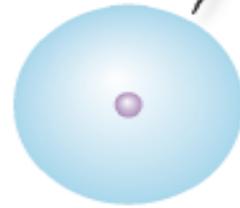
- ✓ Gli e<sup>-</sup> possiedono una singola carica negativa
- ✓ Una massa trascurabile
- ✓ Ruotano intorno al nucleo su orbite proposte, diverse per forma, per orientamento, per distanza dal nucleo.
- ✓ Tali orbite sono dette **ORBITALI**
- ✓ Gli orbitali più esterni e quindi più lontani dal nucleo, sono chiamati **orbitali di valenza** sono gli e<sup>-</sup> presenti in questi orbitali a prendere parte alle reazioni chimiche e a determinare il numero di legami (VALENZA) che un atomo è capace di formare con altri atomi.
- ✓ Complessivamente gli e<sup>-</sup> degli orbitali di valenza variano in numero da **1 ad 8**.

I due elettroni più vicini al nucleo si muovono in un orbitale sferico  $s$ .

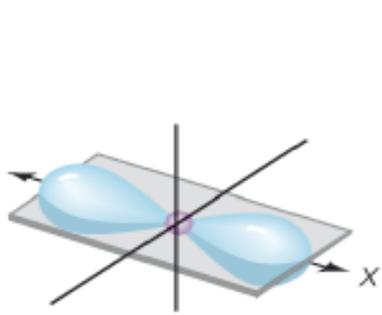


Orbitale 1s

Due elettroni occupano un orbitale  $2s$ , uno dei quattro orbitali del secondo guscio elettronico.

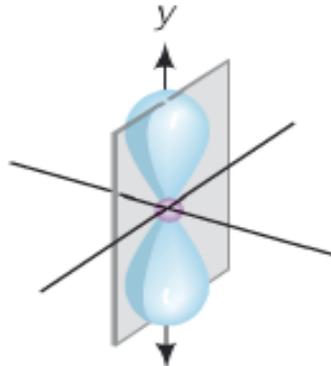


Orbitale 2s



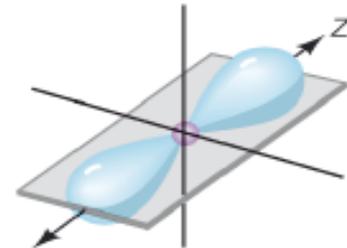
Orbitale  $p_x$

Due elettroni si distribuiscono secondo un orbitale ( $p_x$ ) bilobato disposto secondo l'asse  $x$ ...



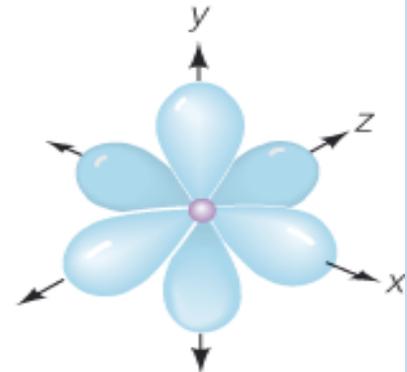
Orbitale  $p_y$

... altri due riempiono l'orbitale  $p_y$ ...



Orbitale  $p_z$

... e due occupano l'orbitale  $p_z$ .

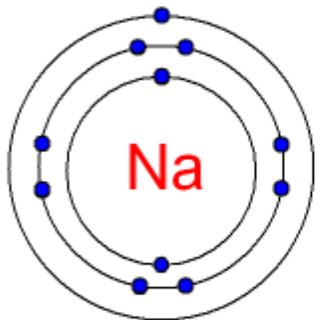


Tutti gli orbitali  $p$  sono pieni

Sei elettroni riempiono tutti e tre gli orbitali  $p$ .

# Concetto di IONE

- In un determinato elemento il numero di elettroni è identico al numero di protoni e di conseguenza l'atomo ha una **carica netta uguale a zero**.
- Ad esempio l'elemento più semplice è l'idrogeno (H) che ha un solo protone nel nucleo e un elettrone intorno ad esso.
- Alcuni atomi hanno la tendenza a perdere o acquistare uno o più elettroni periferici rispetto al loro stato fondamentale allo scopo di raggiungere una configurazione elettronica energeticamente più stabile; questo per avere gli orbitali di valenza completamente riempiti o viceversa completamente vuoti (questa è una situazione particolarmente stabile per un atomo).
- Un atomo con uno squilibrio elettronico rispetto allo stato fondamentale è detto **IONE: atomo che non contiene protoni ed elettroni in egual numero, e che perciò possiede una o più cariche elettriche positive o negative.**
- **L'aggiunta** di uno o più elettroni ad un determinato atomo genera una o più cariche nette **negative**, mentre la **sottrazione** di uno o più elettroni conferisce all'atomo una o più cariche nette **positive**.
- **Gli atomi con carica positiva o negativa vengono chiamati ioni: cationi se la carica è positiva, anioni se la carica è negativa.**
- **ANIONE: quando acquista uno o più elettroni periferici e quindi anche una o più cariche negative**
- **CATIONE: quando perde uno o più elettroni periferici acquistando una o più cariche positive**

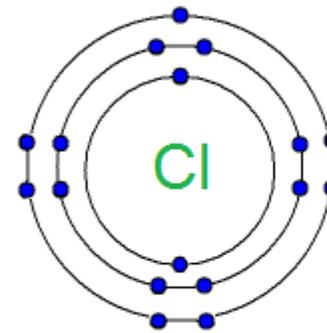


11 protoni

11 elettroni:

- 2 nell'orbita più interna
- 8 nell'orbita intermedia
- 1 nell'orbita più esterna

Atomo di Sodio

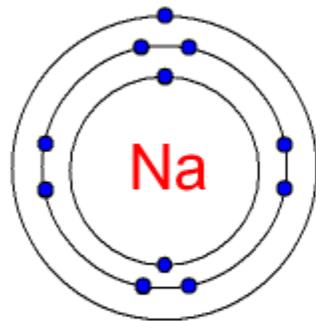


17 protoni

17 elettroni:

- 2 nell'orbita più interna
- 8 nell'orbita intermedia
- 7 nell'orbita più esterna

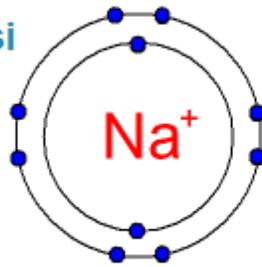
Atomo di Cloro



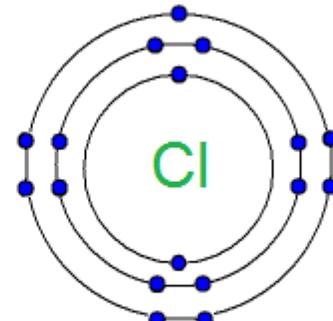
Atomo di Sodio  
Carica neutra

In acqua si  
ionizza

perdendo  
l'elettrone  
esterno



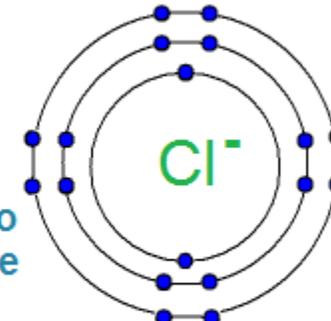
Ione di Sodio  
Una carica positiva



Atomo di Cloro  
Carica neutra

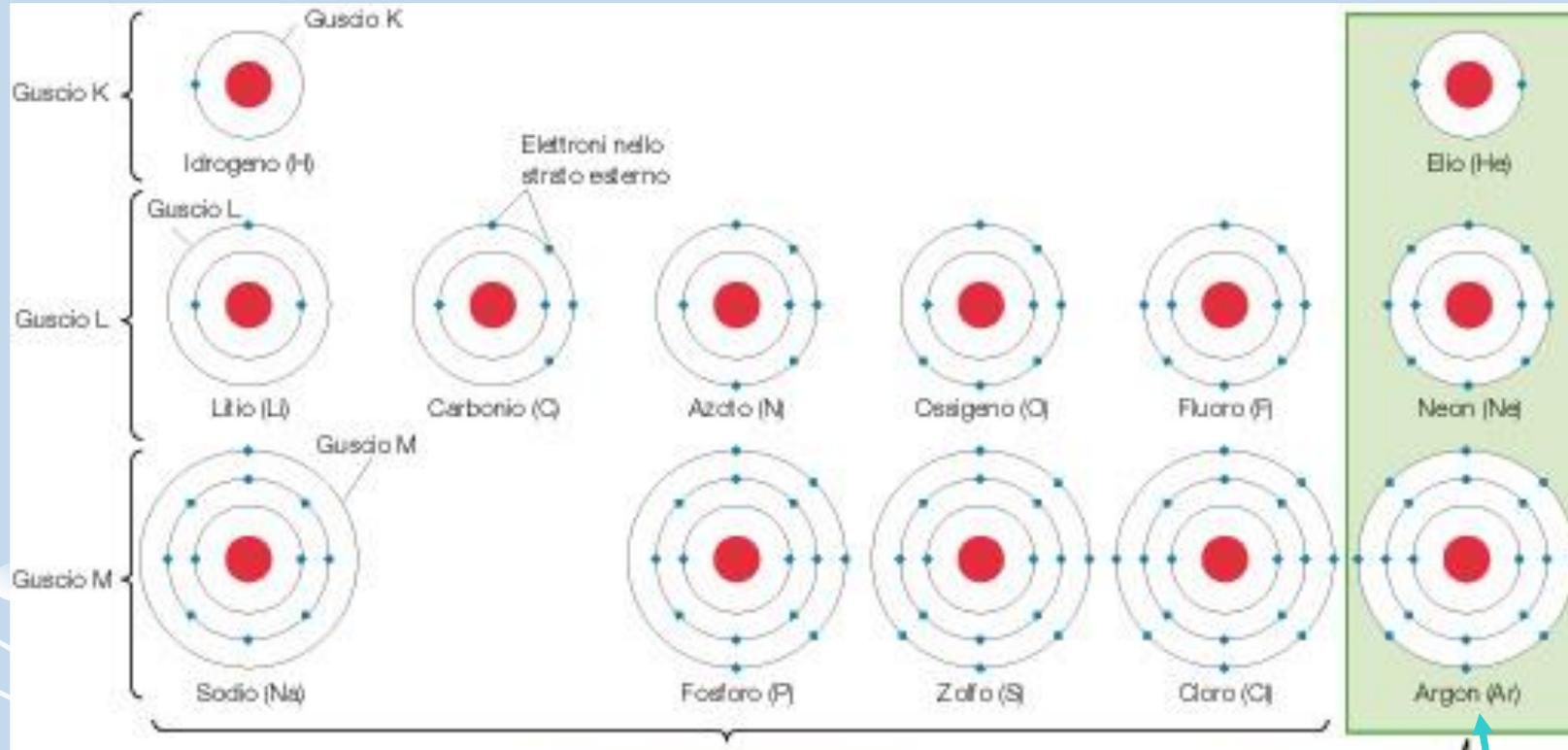
In acqua si  
ionizza

acquisendo  
un elettrone  
esterno



Ione di Cloro  
Una carica negativa

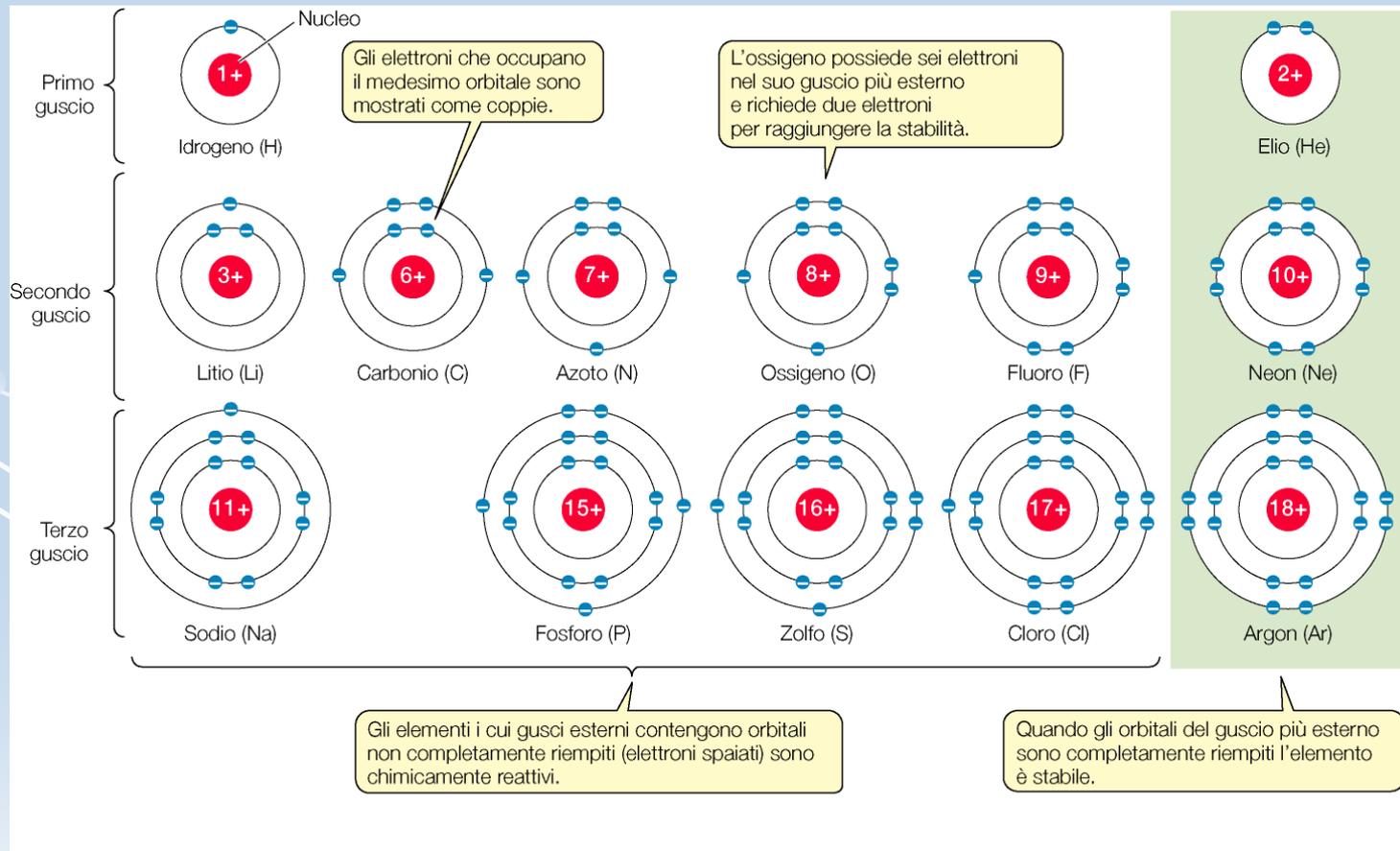
Gli elementi chimici che hanno un guscio **completamente riempito** (2, 10 o 18 elettroni) sono molto stabili e tendono a reagire poco con gli altri elementi (elementi inerti)



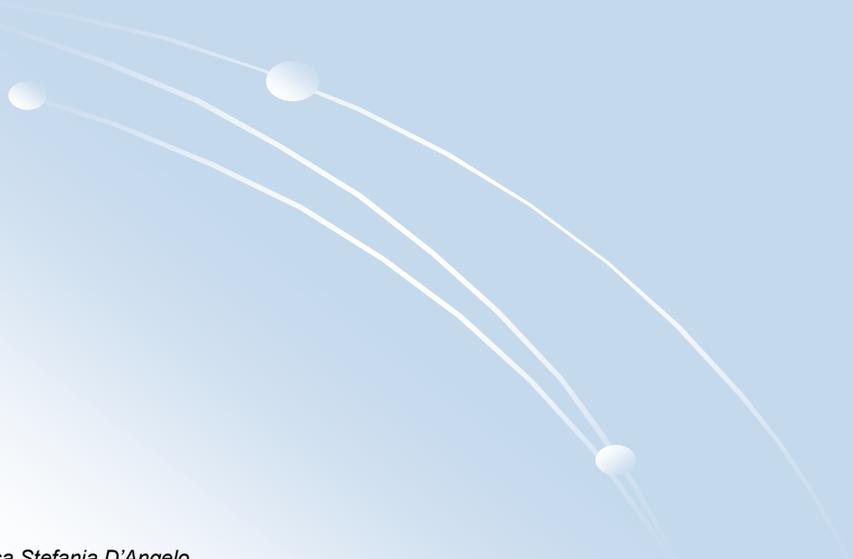
Elementi inerti

Gli **elementi** che non hanno uno o più elettroni per completare il guscio e quelli che hanno uno o più elettroni in eccesso sono estremamente **reattivi**.

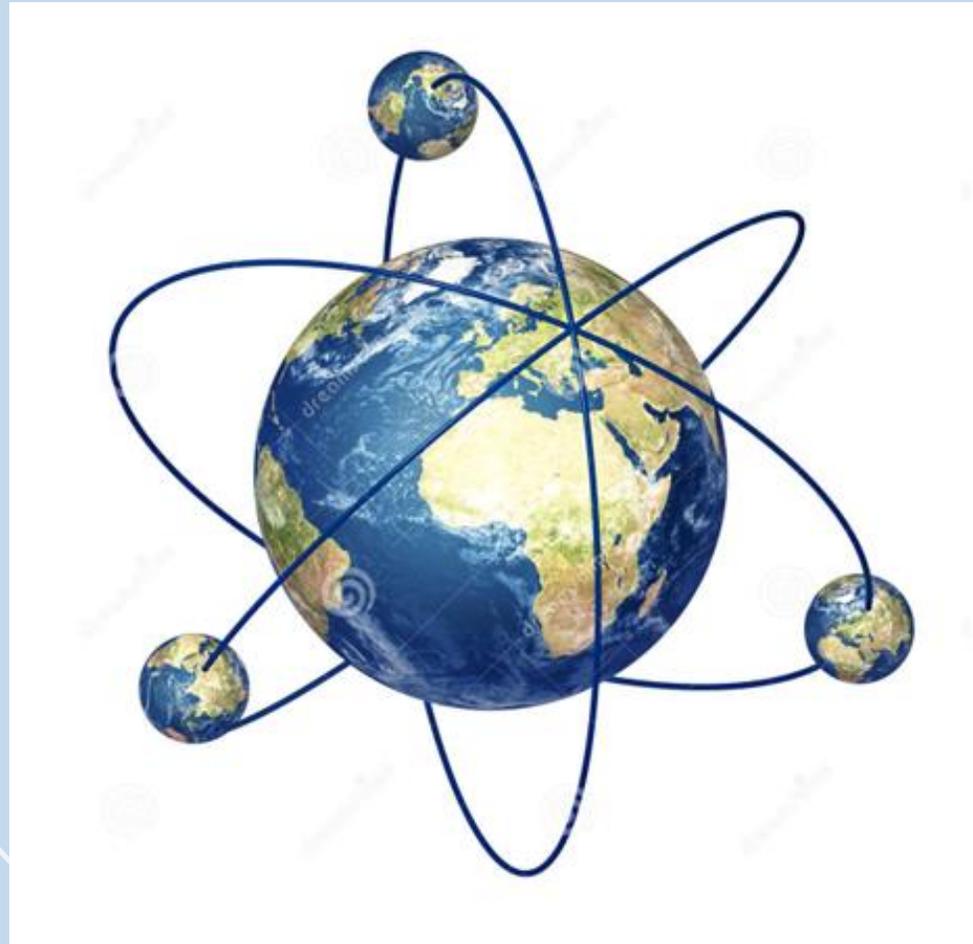
I primi tenderanno a combinarsi con altri elementi in modo tale da attirare elettroni per completare l'orbitale; i secondi, tenderanno a combinarsi con altri elementi in modo tale da 'perdere' gli elettroni in eccesso



- 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 → la formazione di un legame covalente
  2. la perdita o acquisto di elettroni → formazione di un legame ionico.



# ***Quanti tipi di atomi sono presenti sulla Terra?***



# GLI ATOMI

- Vengono 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, che è l'uranio, sono detti elementi transuranici e non esistono in natura, ma vengono creati in laboratorio

Tutti gli atomi allo stato fondamentale, cioè quando l'atomo è più stabile, hanno il numero di protoni (carica +) uguale al numero di elettroni (carica -).

4 di essi costituiscono il 99% degli organismi viventi: idrogeno (H), ossigeno (O), azoto (N), carbonio (C).

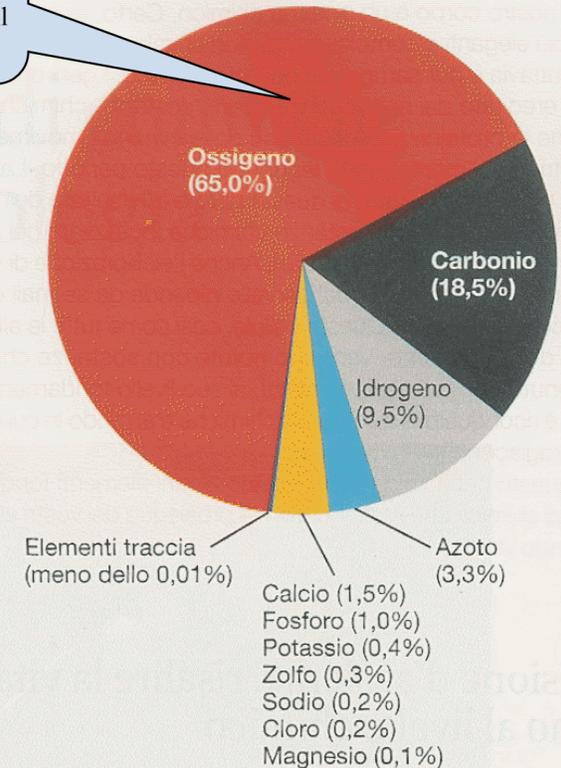
Altri elementi, per quanto presenti in percentuali molto basse, sono fondamentali per gli esseri viventi: zolfo (S), fosforo (P), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potassio (K), cloro (Cl).

Circa 15 elementi 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 di questi elementi. Elementi essenziali, ma presenti in tracce sono: iodio (I), ferro (Fe), zinco (Zn).

L'elenco completo degli elementi chimici è presente nella **tavola periodica**

## Composizione chimica della Terra solida

La rilevante percentuale di O<sub>2</sub> è dovuta al fatto che esso entra nella composizione dell'acqua (H<sub>2</sub>O), sostanza che compone quasi il 70% del nostro organismo



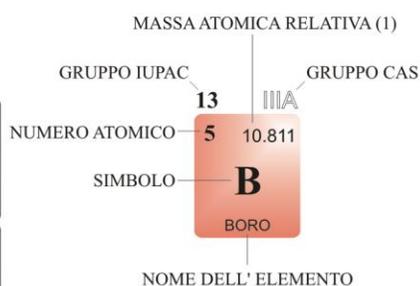
# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

- Gli atomi presenti in natura sono classificati nella **Tavola periodica**.
- La tavola periodica degli elementi è stata ideata dal chimico russo Dmitrij Ivanovič **Mendeleev nel 1869**, e, in modo indipendente, dal chimico tedesco Julius Lothar Meyer (1830 - 1895). Comunque, la prima versione e anche la più utilizzata è la tavola periodica di Mendeleev
- La tavola presentava inizialmente numerosi spazi vuoti, previsti per gli elementi che sarebbero stati scoperti in futuro, alcuni dei quali nella seconda metà del Novecento.
- Ogni elemento chimico per brevità è indicato con un simbolo che deriva dal nome dell'atomo ogni simbolo è formato dalla prima o dalle prime due lettere del nome dell'atomo per non creare confusione tra atomi in cui nomi hanno le stesse iniziere
- E' costruita basandosi su osservazioni sperimentali→ le caratteristiche degli elementi **sembrano ripetersi** in maniera ordinata
- La spiegazione di ciò→ disposizione degli elettroni negli orbitali.
- La posizione di ciascun elemento nella tavola dipende→
  - dal numero di protoni (e quindi dalle dimensioni e dalla carica)
  - dalla conseguente configurazione elettronica esterna

# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

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

GRUPPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERIODO	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 1.0079 <b>H</b> IDROGENO																	2 4.0026 <b>He</b> ELIO
2	3 6.941 <b>Li</b> LITIO	4 9.0122 <b>Be</b> BERILLIO											5 10.811 <b>B</b> BORO	6 12.011 <b>C</b> CARBONIO	7 14.007 <b>N</b> AZOTO	8 15.999 <b>O</b> OSSIGENO	9 18.998 <b>F</b> FLUORO	10 20.180 <b>Ne</b> NEO
3	11 22.990 <b>Na</b> SODIO	12 24.305 <b>Mg</b> MAGNESIO											13 26.982 <b>Al</b> ALLUMINIO	14 28.086 <b>Si</b> SILICIO	15 30.974 <b>P</b> FOSFORO	16 32.065 <b>S</b> SOLFO	17 35.453 <b>Cl</b> CLORO	18 39.948 <b>Ar</b> ARGO
4	19 39.098 <b>K</b> POTASSIO	20 40.078 <b>Ca</b> CALCIO	21 44.956 <b>Sc</b> SCANDIO	22 47.867 <b>Ti</b> TITANIO	23 50.942 <b>V</b> VANADIO	24 51.996 <b>Cr</b> CROMO	25 54.938 <b>Mn</b> MANGANESE	26 55.845 <b>Fe</b> FERRO	27 58.933 <b>Co</b> COBALTO	28 58.693 <b>Ni</b> NICHEL	29 63.546 <b>Cu</b> RAME	30 65.38 <b>Zn</b> ZINCO	31 69.723 <b>Ga</b> GALLIO	32 72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	33 74.922 <b>As</b> ARSENICO	34 78.96 <b>Se</b> SELENIO	35 79.904 <b>Br</b> BROMO	36 83.798 <b>Kr</b> CRIPTO
5	37 85.468 <b>Rb</b> RUBIDIO	38 87.62 <b>Sr</b> STRONZIO	39 88.906 <b>Y</b> ITTRIO	40 91.224 <b>Zr</b> ZIRCONIO	41 92.906 <b>Nb</b> NIOBIO	42 95.96 <b>Mo</b> MOLIBDENO	43 (98) <b>Tc</b> TECNETO	44 101.07 <b>Ru</b> RUTENIO	45 102.91 <b>Rh</b> RODIO	46 106.42 <b>Pd</b> PALLADIO	47 107.87 <b>Ag</b> ARGENTO	48 112.41 <b>Cd</b> CADMIO	49 114.82 <b>In</b> INDIO	50 118.71 <b>Sn</b> STAGNO	51 121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	52 127.60 <b>Te</b> TELLURIO	53 126.90 <b>I</b> IODIO	54 131.29 <b>Xe</b> XENO
6	55 132.91 <b>Cs</b> CESIO	56 137.33 <b>Ba</b> BARIO	57-71 <b>La-Lu</b> Lantanidi	72 178.49 <b>Hf</b> AFNIO	73 180.95 <b>Ta</b> TANTALIO	74 183.84 <b>W</b> WOLFRAMIO	75 186.21 <b>Re</b> RENI	76 190.23 <b>Os</b> OSMIO	77 192.22 <b>Ir</b> IRIDIO	78 195.08 <b>Pt</b> PLATINO	79 196.97 <b>Au</b> ORO	80 200.59 <b>Hg</b> MERCURIO	81 204.38 <b>Tl</b> TALLIO	82 207.2 <b>Pb</b> PIOMBO	83 208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	84 (209) <b>Po</b> POLONIO	85 (210) <b>At</b> ASTATO	86 (222) <b>Rn</b> RADON
7	87 (223) <b>Fr</b> FRANCIO	88 (226) <b>Ra</b> RADIO	89-103 <b>Ac-Lr</b> Attinidi	104 (267) <b>Rf</b> RUTHERFORDIO	105 (268) <b>Db</b> DUBNIO	106 (271) <b>Sg</b> SEABORGIO	107 (272) <b>Bh</b> BOHRIO	108 (277) <b>Hs</b> HASSIO	109 (276) <b>Mt</b> MEITNERIO	110 (281) <b>Ds</b> DARMSTADTIO	111 (280) <b>Rg</b> ROENTGENIO	112 (285) <b>Cn</b> COPERNICIO	113 (...) <b>Uut</b> UNUNTRIO	114 (287) <b>Fl</b> FLEROVIO	115 (...) <b>Uup</b> UNUNPENTIO	116 (291) <b>Lv</b> LIVERMORIO	117 (...) <b>Uus</b> UNUNSEPTIO	118 (...) <b>Uuo</b> UNUNOCTIO



<span style="color:blue">■</span> Metalli	<span style="color:red">■</span> Semimetali	<span style="color:green">■</span> Non metalli
<span style="color:blue">■</span> Metalli alcalini	<span style="color:green">■</span> Calcogeni	
<span style="color:blue">■</span> Metalli alcalino terrosi	<span style="color:green">■</span> Alogeni	
<span style="color:blue">■</span> Metalli di transizione	<span style="color:green">■</span> Gas nobili	
<span style="color:purple">■</span> Lantanidi		
<span style="color:purple">■</span> Attinidi		

STATO DI AGGREGAZIONE A 25 °C  
■ Ne - gas      ■ Fe - solido  
■ Hg - liquido      ■ Tc - artificiali

## LANTANIDI

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

## ATTINIDI

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

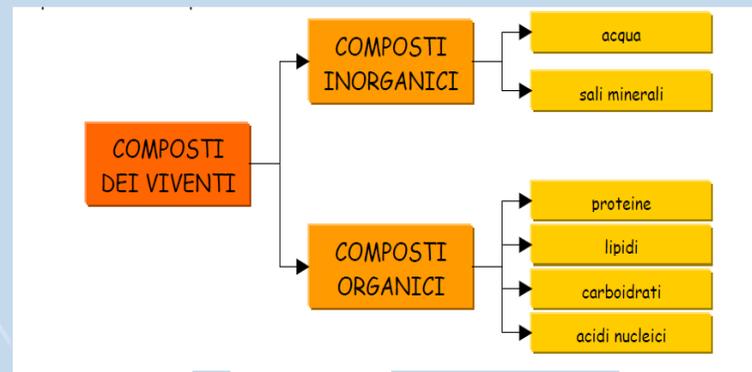
Copyright © 2012 Eni Generali

# 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**

## LA CHIMICA DEGLI ESSERI VIVENTI:

I composti presenti negli esseri viventi si possono classificare:



## 2. Legami chimici ed interazioni molecolari

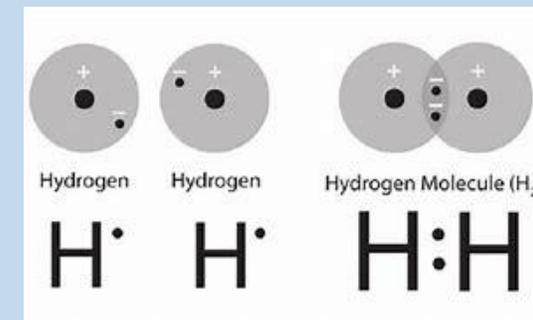
# LEGAMI CHIMICI

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.

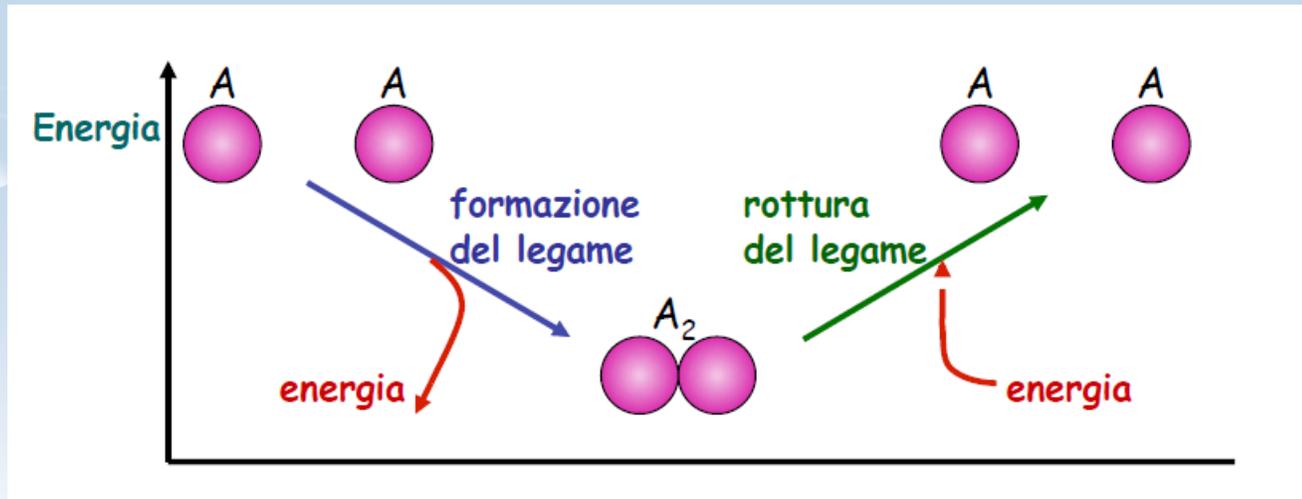
Fra le poche eccezioni notiamo i gas nobili che sono particolarmente stabili e non reattivi.

Es. l'idrogeno in natura esiste come molecola biatomica in cui due atomi sono legati fra di loro:



# LEGAMI CHIMICI

- Gli atomi tendono a legarsi spontaneamente fra di loro per formare molecole; tale evento consente di ottenere una condizione di minore energia e quindi una condizione di maggiore stabilità degli atomi legati rispetto a quelli liberi.
- Questo processo dà luogo al **legame chimico**.

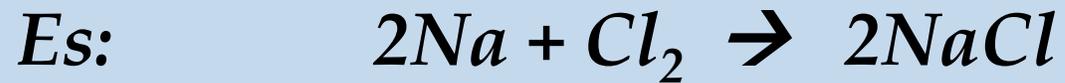


**Formazione di un legame: processo esotermico  
(liberazione di energia)**

**Rottura di un legame: processo endotermico  
(assorbimento di energia)**

# 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



Ogni legame tra atomi coinvolge, in un modo o nell'altro, gli elettroni periferici, detti **ELETTRONI DI VALENZA**, dell'atomo stesso.

Si definisce **ENERGIA DI LEGAME** la minima energia che bisogna applicare, partendo dalla distanza di legame, per allontanare a distanza infinita tra di loro due atomi.

# Classificazione dei legami chimici

**Legami intramolecolari**  
(*forti*)

Ionico ( $\text{KCl}$  ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  )

Covalente ( $\text{Cl}_2$  ,  $\text{NH}_3$  )

Metallico ( $\text{Fe}$  ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$  )

**Legami intermolecolari**  
(*deboli*)

Forze di Van der Waals

Legame ad idrogeno

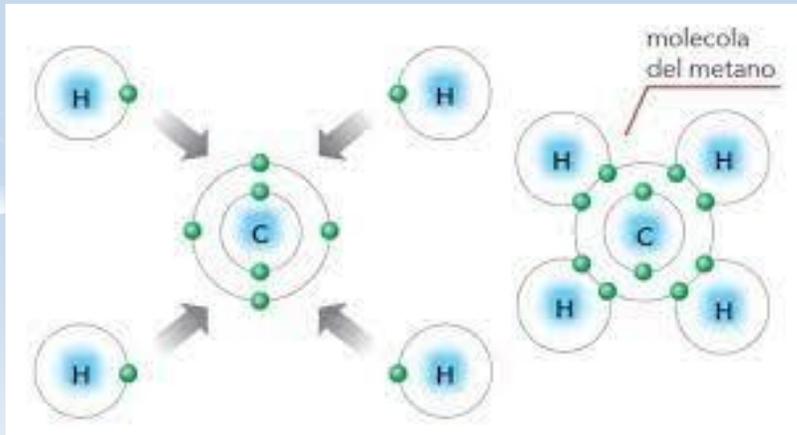
Interazioni ione-dipolo

Interazioni idrofobiche

# ✓ 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.

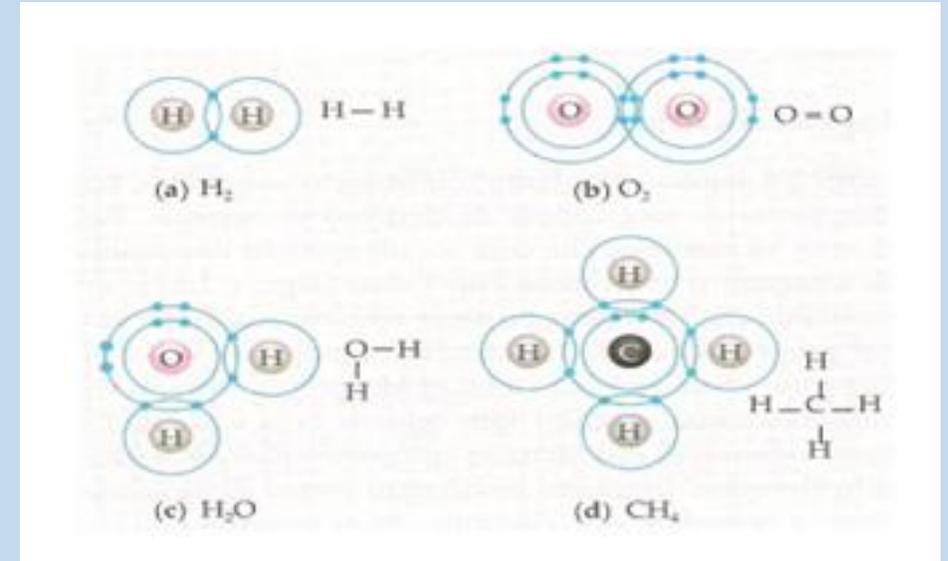
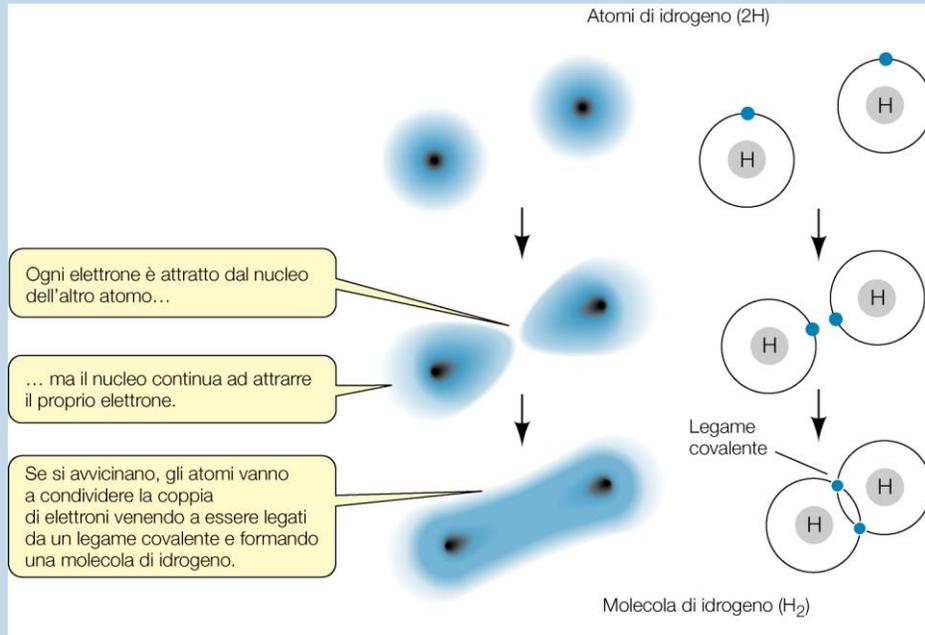
Ad esempio due atomi di H condividono una coppia di elettroni in modo tale che entrambi raggiungono la condizione con due elettroni nel un primo livello energetico ( guscio **K oppure 1**)



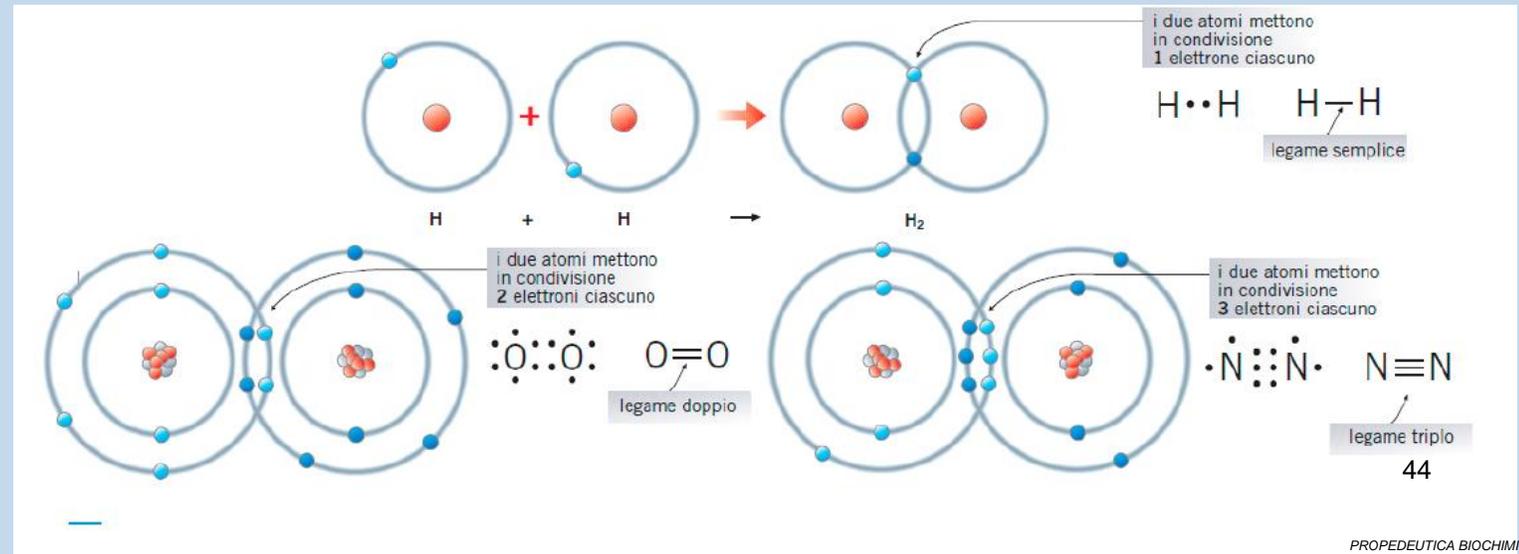
Un atomo di C condivide una coppia di elettroni con ciascuno dei quattro atomi di H cui si lega. In questo modo il C raggiunge la condizione stabile con 8 elettroni nel secondo livello energetico ( guscio **L**)

# LEGAME COVALENTE (molto forte)

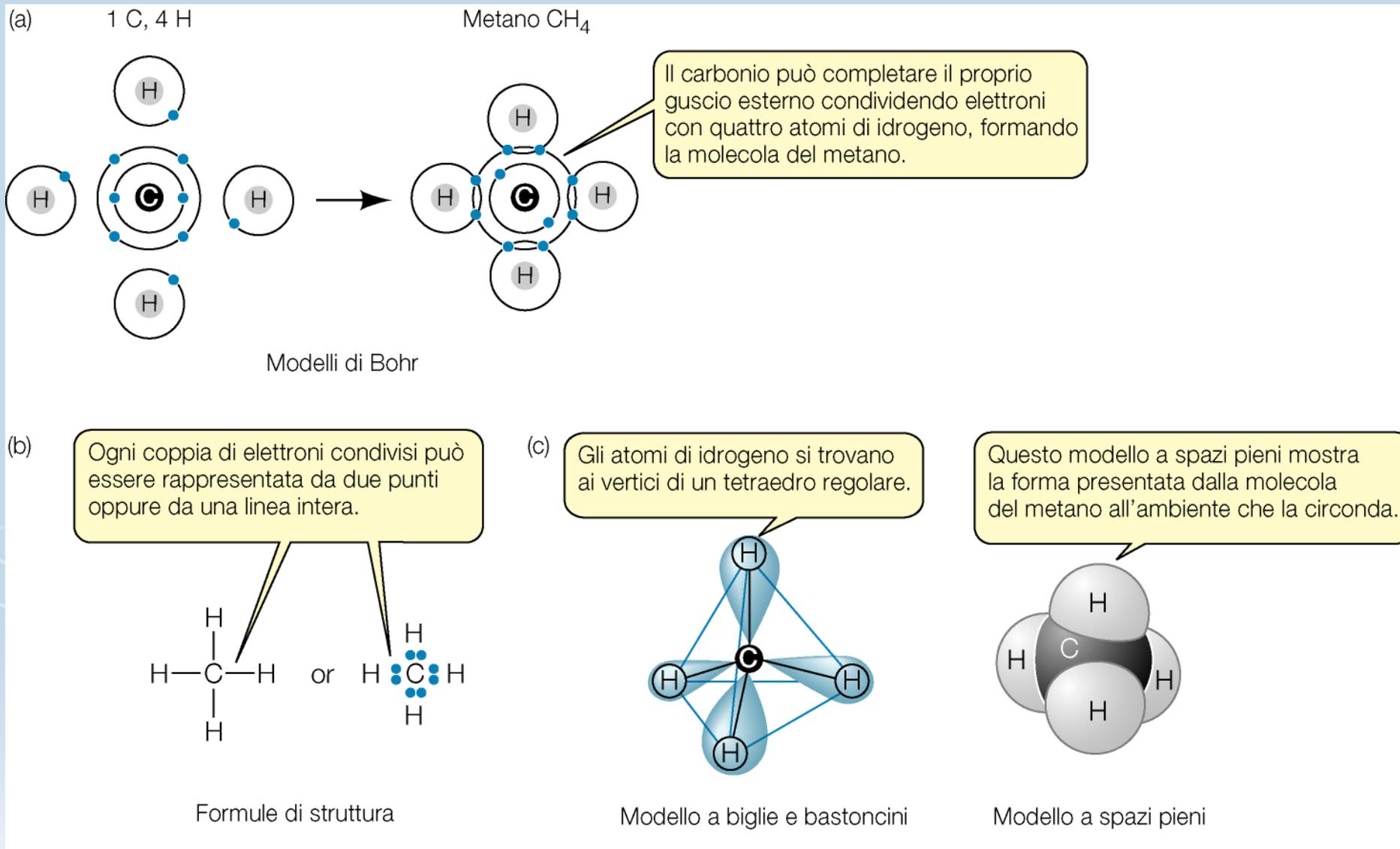
- Consiste nella **condivisione** di una o più (massimo tre) coppie di elettroni



Nel **legame covalente** ciascun atomo mette in comune con l'altro uno o più elettroni del suo strato più esterno.



# ✓ LEGAME COVALENTE

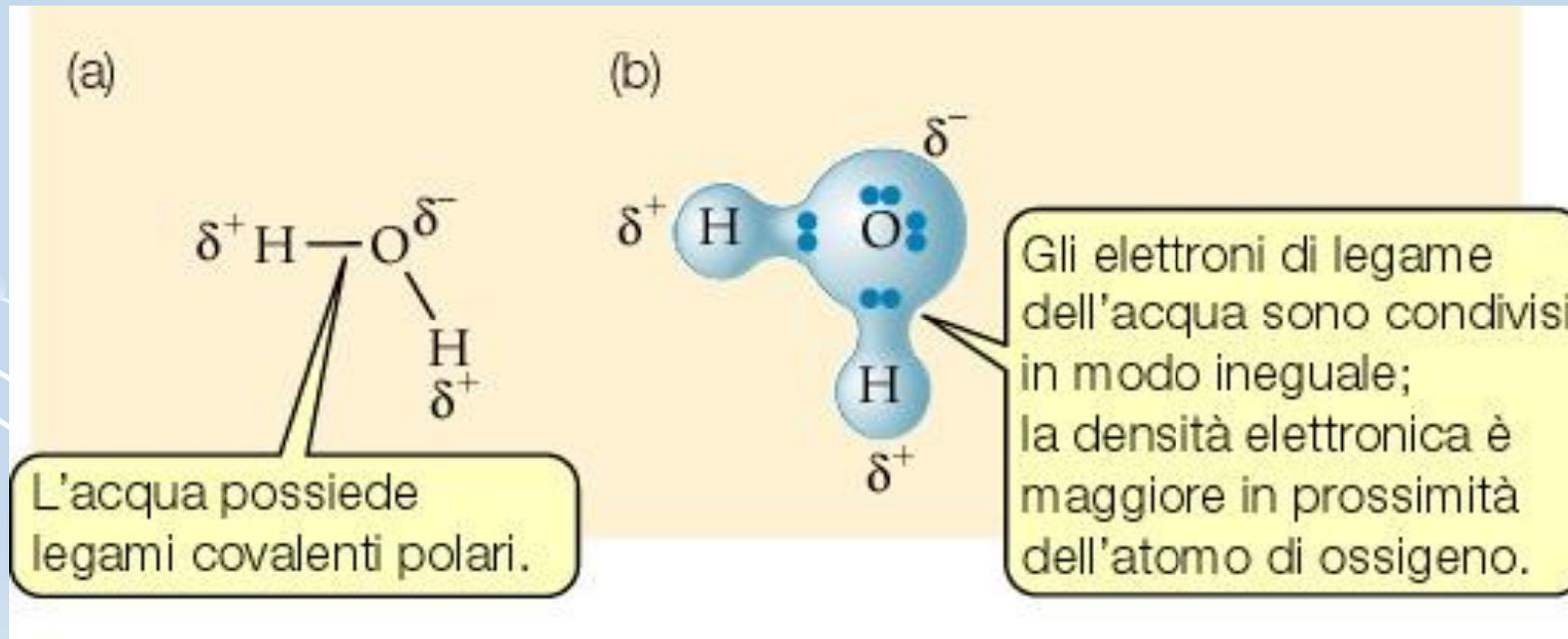


# ✓ LEGAME COVALENTE

- Costituito da coppie 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.

## ✓ Legami covalenti asimmetrici (polari)

In una molecola gli atomi che formano tra loro un legame possono avere una differente tendenza ad attrarre elettroni (si dice che uno è più **elettronegativo** dell'altro). Questo accade per esempio nella molecola dell'acqua dove l'O è più elettronegativo dell'H. **Gli elettroni condivisi passano più tempo attorno all'O che all'H**

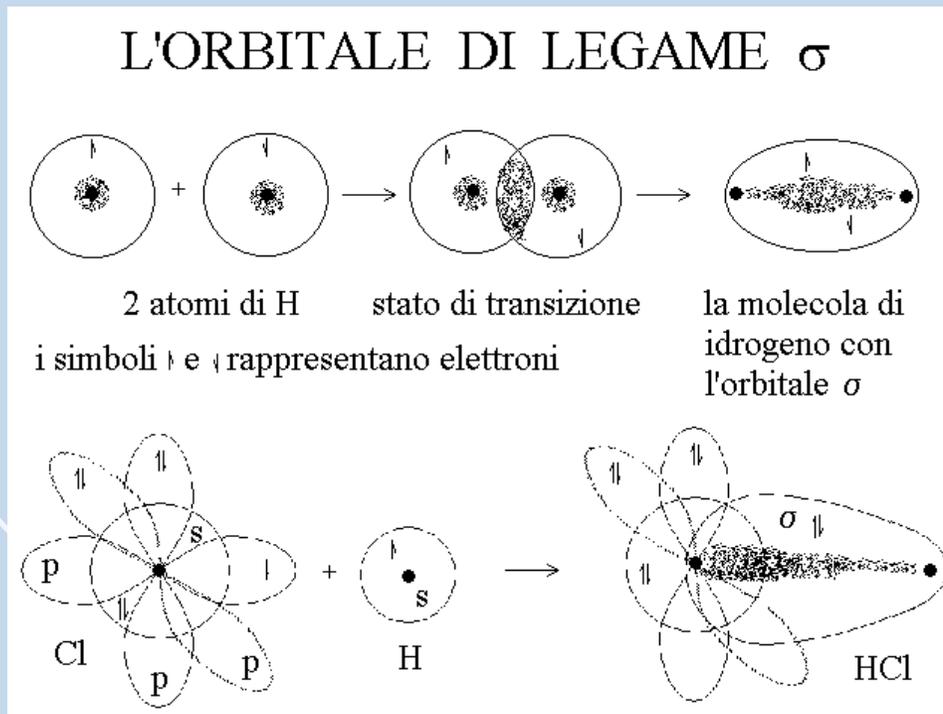
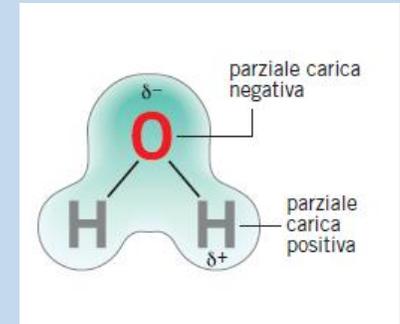


# ✓ Legami covalenti asimmetrici (polari) e simmetrici (apolari)

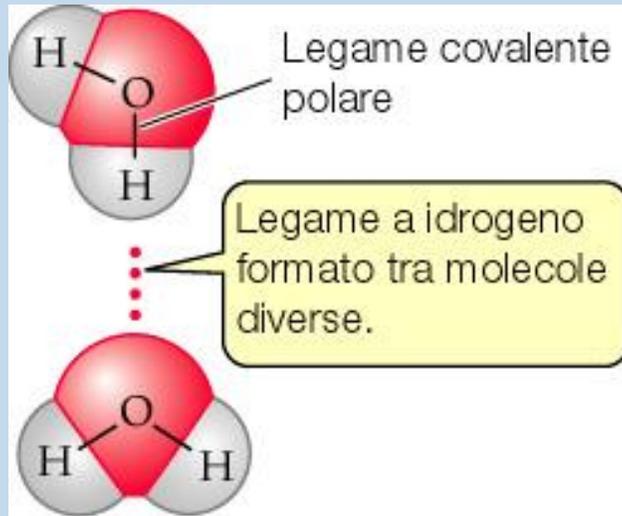
Nei legami covalenti **polari** un atomo è meno elettronegativo del suo «compagno» e resta con una parziale carica positiva ( $\delta+$ ). L'atomo più elettronegativo sarà invece dotato di parziale carica negativa ( $\delta-$ ).

La molecola di idrogeno è **apolare**

Le molecole di acqua e di acido cloridrico sono **polari**.



# ✓ Legame a idrogeno (legame intermolecolare)



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

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

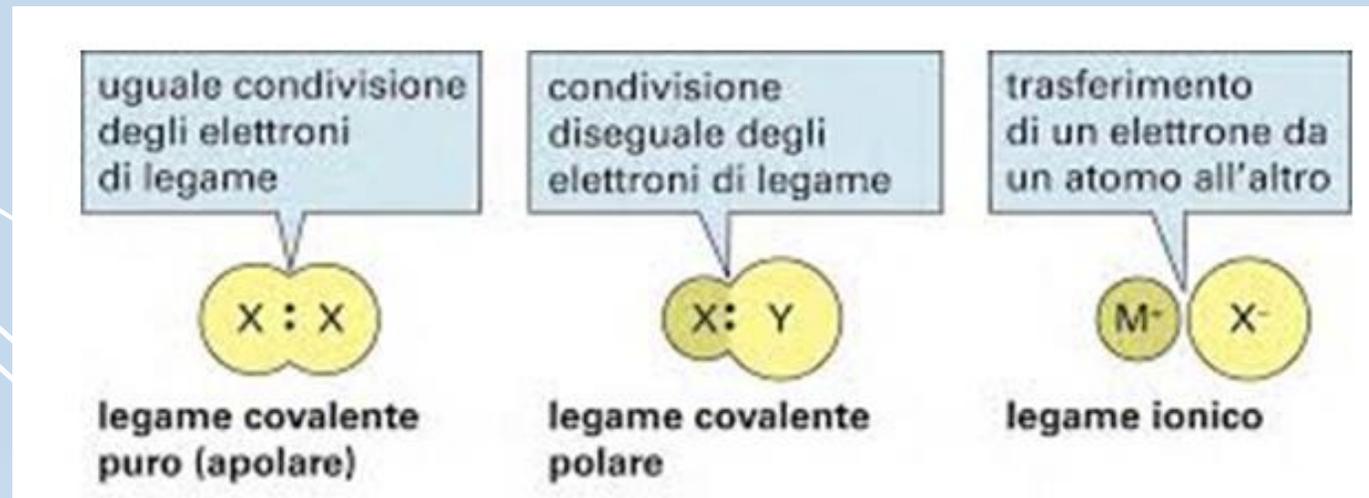
**Un esempio di legame ad idrogeno è quello che si forma tra le molecole d'acqua**

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

- Si forma tra due atomi caratterizzati da un'alta differenza di **elettronegatività**, in seguito al trasferimento di uno o più elettroni di valenza dall'atomo meno elettronegativo a quello più elettronegativo.
- Legame caratteristico dei **SALI**, dove un metallo cede uno o più elettroni di valenza al non metallo, dando origine a specie ioniche.
- Nel caso di legame ionico, le forze che tengono insieme gli atomi sono di natura esclusivamente **elettrostatica**.



# ✓ LEGAME IONICO (forte) (legame intramolecolare)

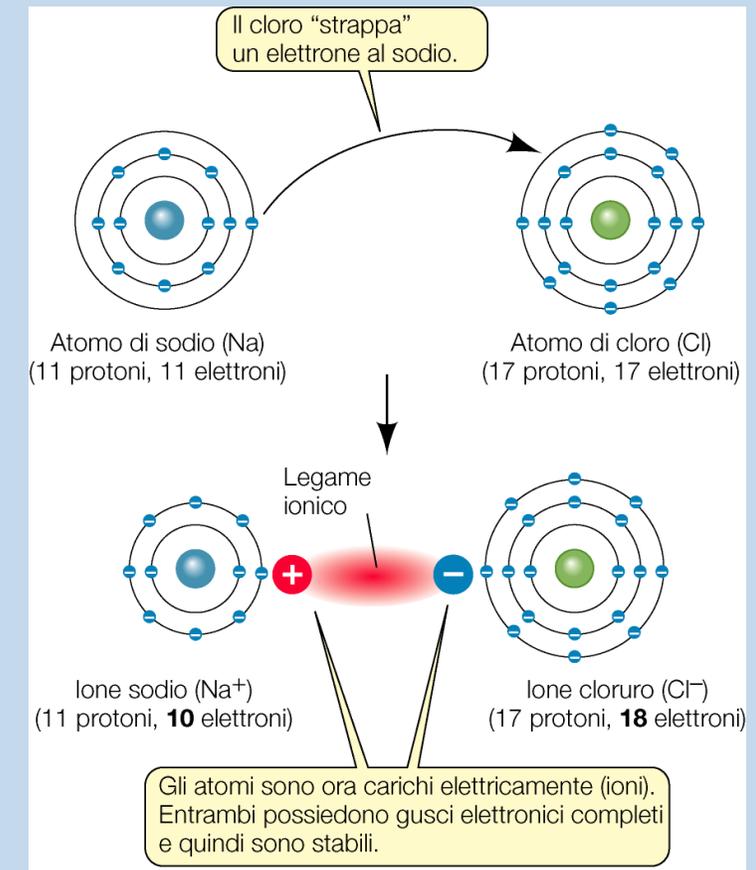
Quando due atomi differiscono notevolmente nella loro *elettronegatività* e uno mostra forte tendenza a perdere elettroni e l'altro ad acquistarli può avvenire il trasferimento di un elettrone da un atomo all'altro.

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

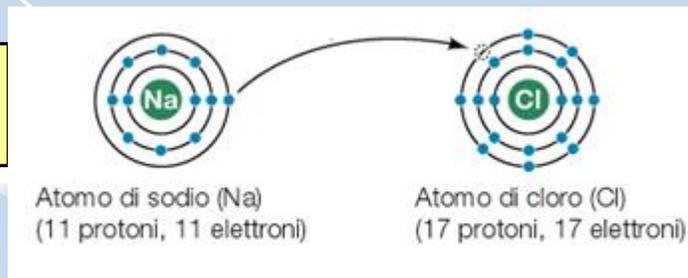
All'inizio i due atomi sono elettricamente neutri, ma instabili e fortemente reattivi.

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

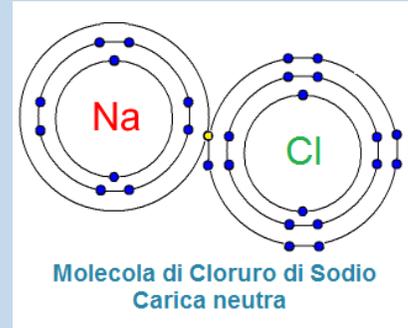
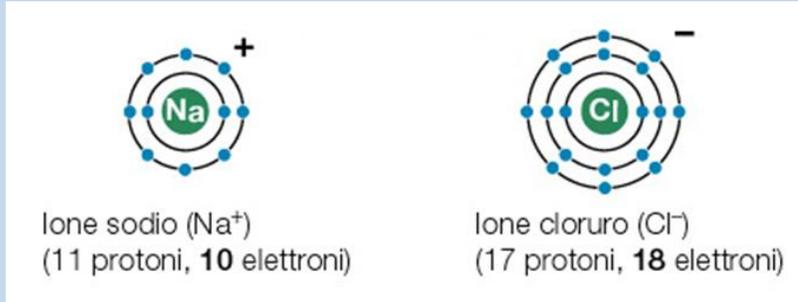


Il cloro "strappa" un elettrone al sodio



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

# ✓ LEGAME IONICO (forte)

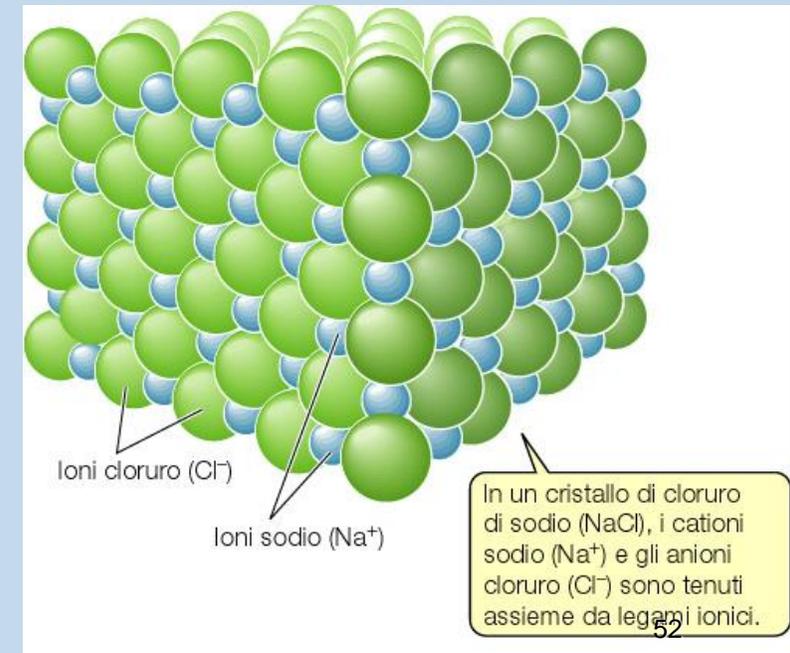


Ora però il sodio è caricato positivamente  $\text{Na}^+$  (ha perso un elettrone cioè una carica unitaria) :CATIONE

Il cloro invece è caricato negativamente  $\text{Cl}^-$  (ha acquistato un elettrone cioè una carica unitaria): ANIONE

**Poiché hanno cariche opposte,  
 $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si attraggono**

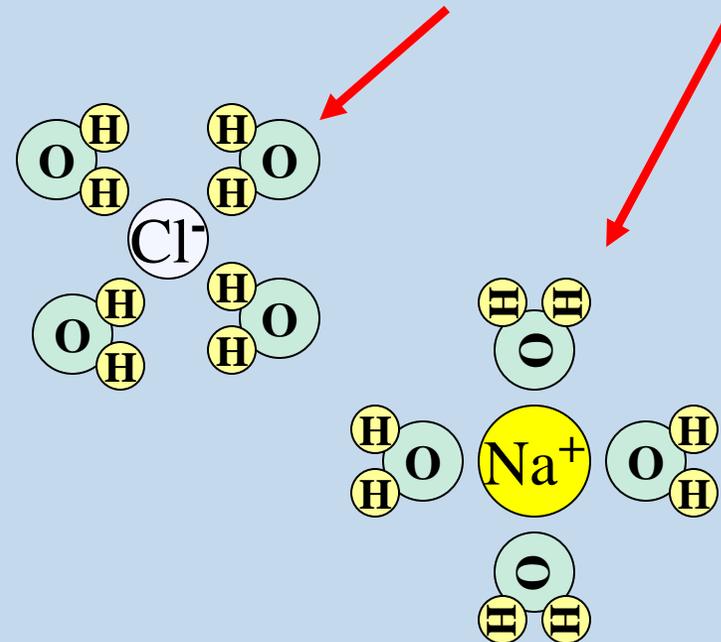
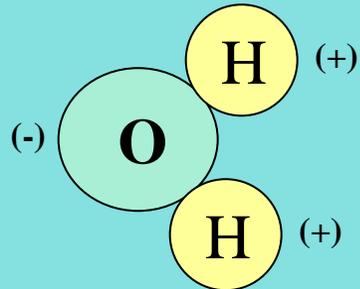
**Allo stato solido i due ioni sono strettamente uniti a formare cristalli**



Quando un sale, ad esempio cloruro di sodio, viene disciolto in acqua le sue molecole si dissociano in ioni  $\text{Na}^+$   $\text{Cl}^-$

La separazione dei due ioni in soluzione è resa possibile dal fatto che in sostituzione del legame forte tra  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si formano tanti legami deboli tra le molecole di acqua e gli ioni (il cosiddetto guscio di idratazione)

L'acqua infatti è un **dipolo** cioè una molecola con una parziale carica positiva e una parziale carica negativa in grado quindi di formare legami sia con  $\text{Na}^+$  che con  $\text{Cl}^-$



# ✓ LEGAME IONICO

Alcuni atomi o molecole possono perdere o guadagnare più di un elettrone

**Fe<sup>+++</sup>**  
Ione ferrico

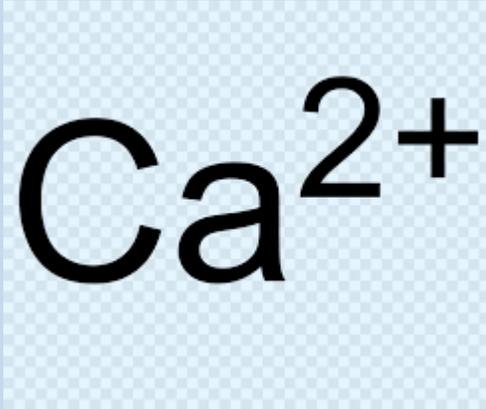
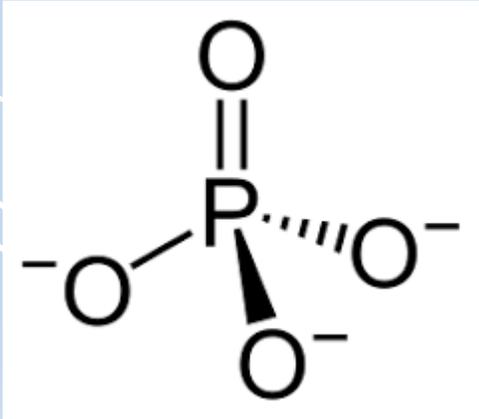
**Mg<sup>++</sup>**

Ione magnesio

**Ca<sup>++</sup>**  
Ione calcio

Numero atomico	→ 20	+2	← Stati di ossidazione (più comuni)
Simbolo	Ca		
Nome	Calcio		
Massa atomica	40,078		☼ Elementi radioattivi
			Solido Gassoso Liquido Sconosciuto

**PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>**  
Ione fosfato



L'acqua, per le sue proprietà, è un buon solvente per le sostanze polari (per queste si usano i termini idrofile o idrosolubili).

Al contrario, poiché tra molecole polari come l'acqua e molecole apolari come idrocarburi, trigliceridi e altri lipidi non esiste attrazione e non si formano legami, questi ultimi sono insolubili in acqua

Le molecole **apolari** tra loro formano altri tipi di legami...

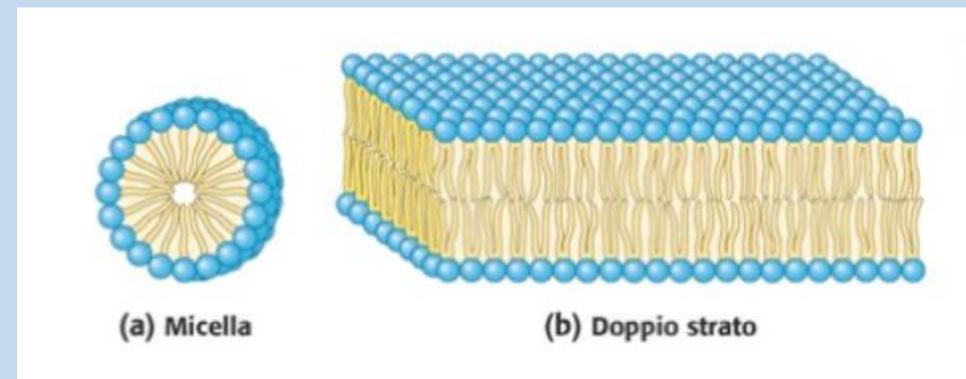
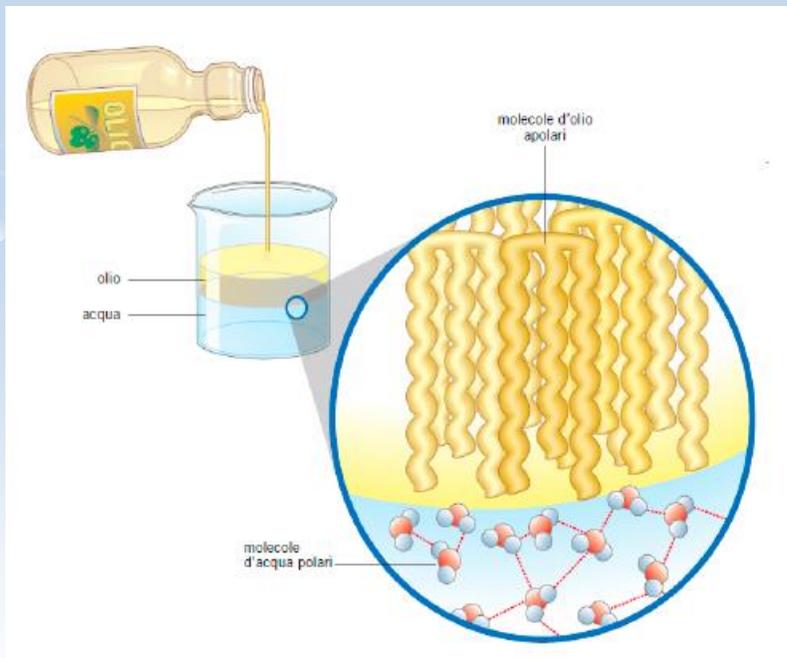


✓ **Forze di van der Waals**

...le quali possono essere **biologicamente importanti** (es membrana citoplasmatica)

# I legami tra molecole (intermolecolari)

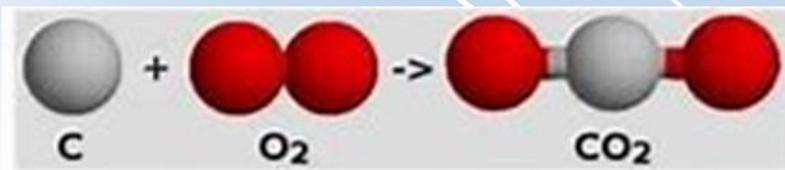
- Forze che tendono a riunire molecole o gruppi non polari quando si trovano a contatto con molecole polari, come ad esempio l'acqua.
- Le **interazioni idrofobiche** fanno in modo che molecole (o gruppi atomici) apolari si avvicinino tra loro, evitando il contatto con l'acqua.
- Le forze idrofobiche sono importanti nello stabilizzare la struttura tridimensionale di determinate macromolecole di rilevante interesse biologico come gli **acidi nucleici e le proteine**.



### 3. Le reazioni chimiche: proprietà, classificazione e cinetica

# Reazioni chimiche

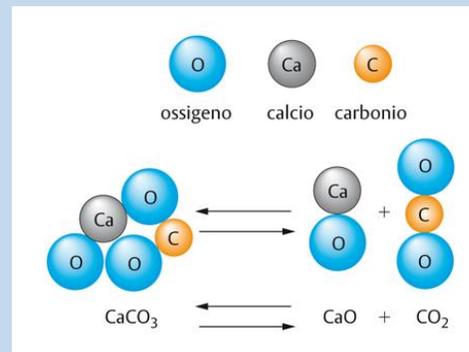
- Ogni volta che una o più sostanze si trasformano in altre sostanze avviene un fenomeno chimico detto **reazione chimica**
- In una reazione chimica gli atomi delle sostanze che reagiscono si ricombinano fra loro formando nuove sostanze e scambiando energia; in altre parole: le sostanze presenti all'inizio della reazione, chiamate **reagenti**, si trasformano in altre sostanze, con caratteristiche differenti da quelle dei reagenti, che vengono chiamati **prodotti**.
- Nelle reazioni chimiche si considera valida la legge di Lavoisier: "nel corso di una reazione chimica **la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti**".
- In altre parole, nel corso di una reazione chimica **la materia non si crea e non si distrugge**".
- Quindi ogni reazione chimica consiste nella **rottura** di uno più **legami chimici** nelle molecole che subiscono la trasformazione cioè i **reagenti** seguita dalla formazione di nuovi legami chimici e nuove molecole, i **prodotti**, alla fine della trasformazione



57

REAGENTI

PRODOTTI



# Come si scrivono le reazioni chimiche?

- Per rappresentare una reazione chimica bisogna scrivere da sinistra verso destra le formule dei reagenti separati dal segno più; poi si inserisce una freccia per indicare la direzione verso cui avviene la reazione; poi si scrive il prodotto (possono essere anche più molecole) della reazione

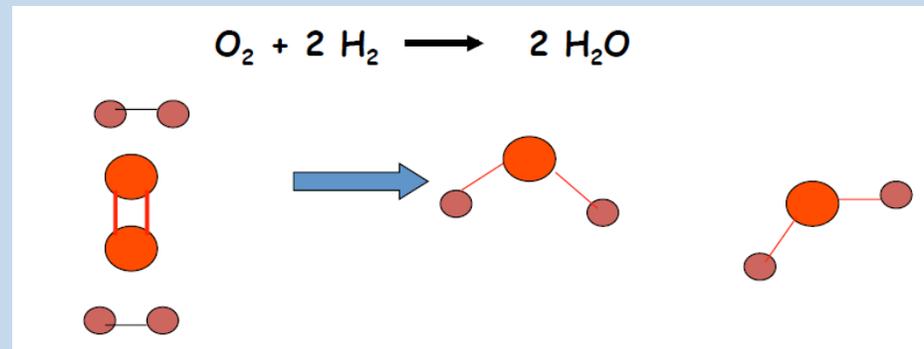
REAGENTI  $\rightleftharpoons$  PRODOTTI



Per **meccanismo di reazione** si deve intendere il percorso che le molecole dei reagenti devono seguire per essere convertite in prodotti.

# Teoria degli urti o delle collisioni

- Le molecole di reagente per trasformarsi nei prodotti devono **collidere** tra loro. Per poter reagire tra loro, due molecole devono urtarsi.
- Affinché l'urto sia efficace, è necessario che le due molecole si urtino con sufficiente energia così da rompere i vecchi legami e formarne di nuovi, e secondo un fattore sterico o geometrico che assicura che l'urto avvenga in punti sensibili delle molecole: cioè le molecole dei **reagenti** devono urtarsi con una certa **energia** e secondo un certo **angolo** per scindere i **legami** "vecchi" e formarne di nuovi per dare i **prodotti**.



A **temperatura** costante, la velocità della reazione è proporzionale alla **concentrazione** dei reagenti.

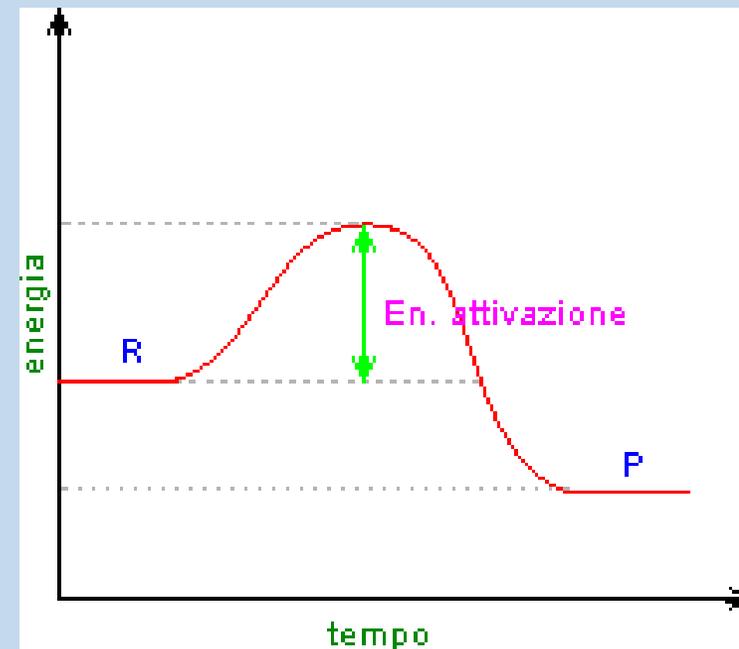
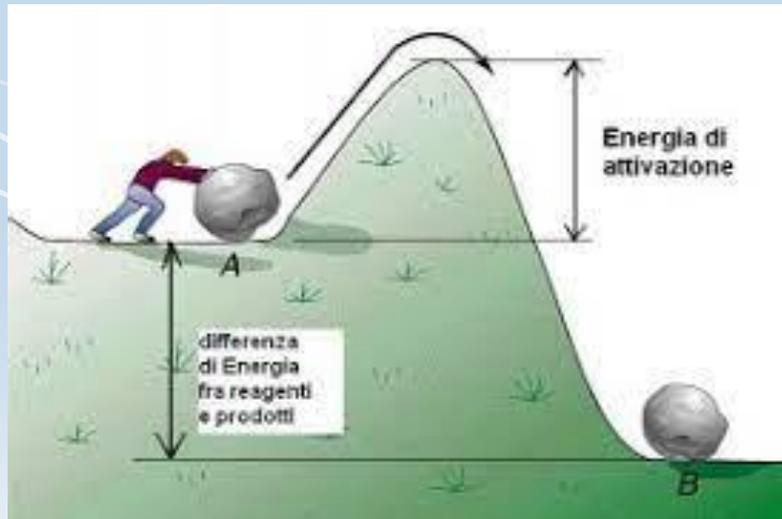
L'energia minima richiesto affinché l'urto dia luogo alla reazione chimica è detta **energia di attivazione** e dipende dalla particolare reazione considerata.

Le collisioni tra le molecole dei reagenti devono avvenire con un corretto orientamento (fattore sterico), in maniera tale da favorire la formazione del **complesso attivato**.

# ENERGIA DI ATTIVAZIONE

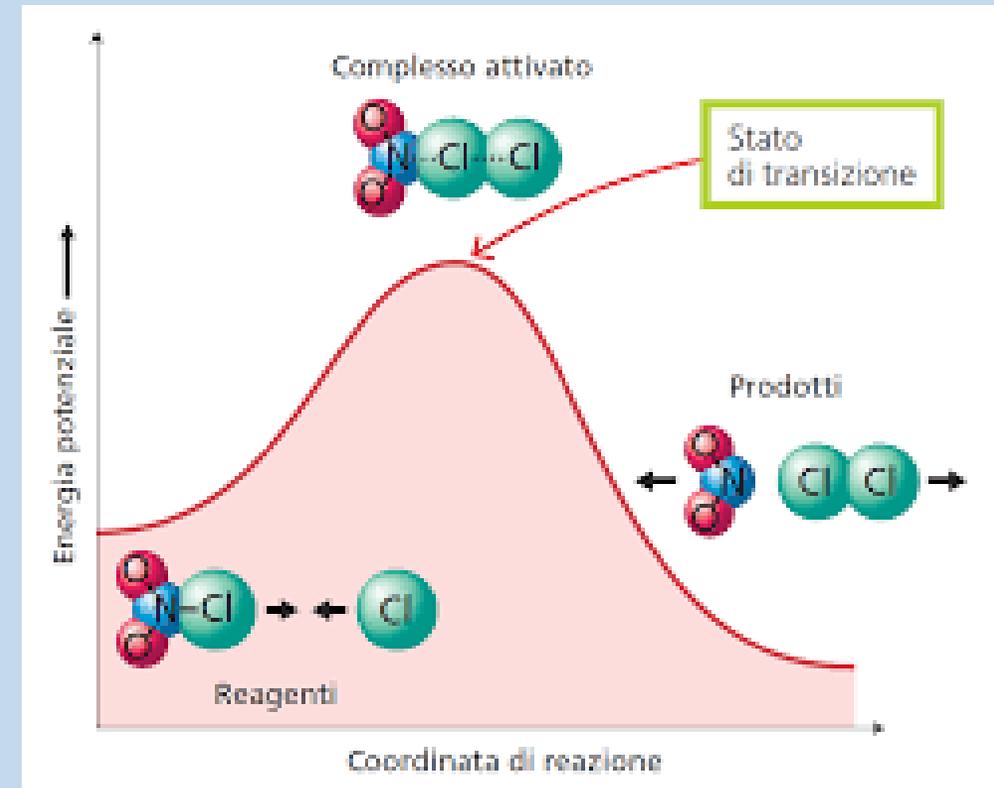
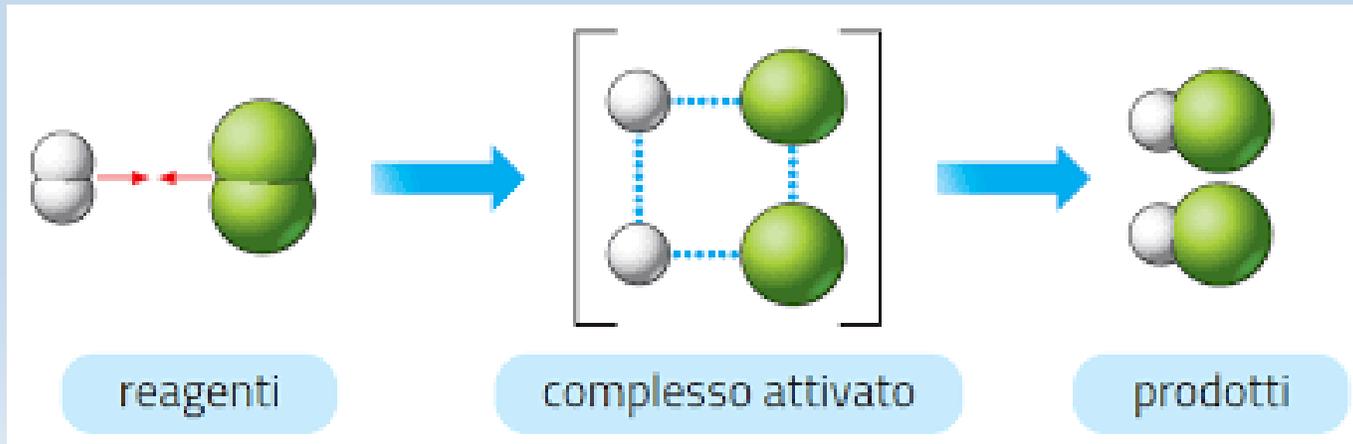
- Ogni reazione per procedere necessita di raggiungere l' **energia di attivazione, cioè l'energia necessaria** per far superare al **sistema** chimico la “collina” che gli impedisce il passaggio da **reagenti** a **prodotti**

L'energia di attivazione aumenta l' **energia cinetica delle molecole di reagente** e, quindi, la **probabilità degli urti produttivi**. Permette la formazione del **composto intermedio**, ricco di energia e instabile, detto complesso attivato



# Complesso attivato

Il **complesso attivato** è un **composto intermedio** tra i **reagenti** e i **prodotti**, quando ancora non si sono scissi i legami nelle molecole di **reagente** ma non si sono ancora stabilizzati i legami propri delle molecole di **prodotto**.

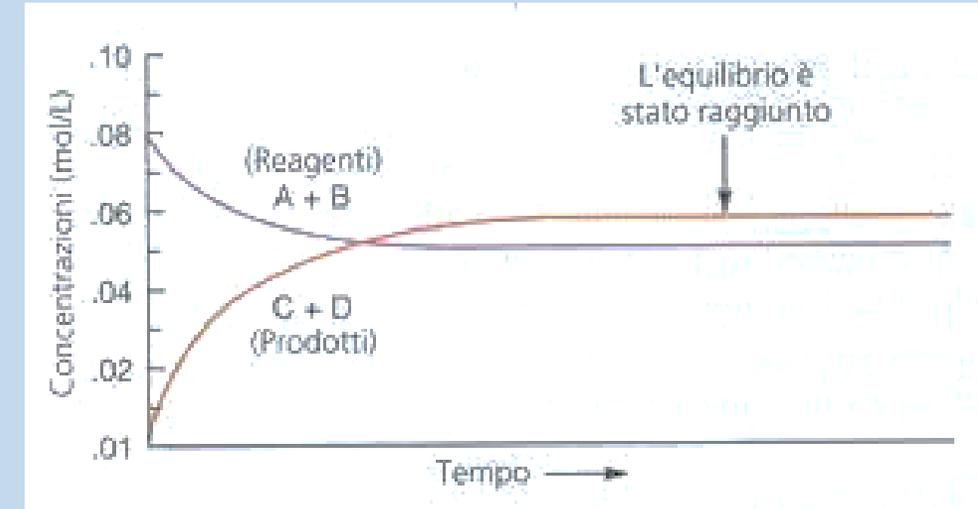


# Equilibrio e velocità delle reazioni

- La velocità di reazione è funzione del numero di urti tra le molecole di reagente per unità di tempo ossia della concentrazione dei reagenti secondo una costante di proporzionalità  $v = k \times [\text{reagente}]$

Si definisce **VELOCITÀ DI REAZIONE** la diminuzione nel tempo della concentrazione dei reagenti o all'opposto, l'aumento nel tempo della concentrazione dei prodotti.

- ✓ Quanto è maggiore la concentrazione dei reagenti tanto più veloce è la reazione.
- ✓ A mano a mano che la reazione prosegue le concentrazioni dei reagenti diminuiscono e la velocità di reazione diminuisce in proporzione.
- ✓ Quando non ci sono più reagenti, la velocità è pari a zero e la reazione non ha **velocità**



In teoria, ogni trasformazione può avvenire anche **in senso opposto** cioè i prodotti di una reazione in seguito a urti tra loro possono riformare i reagenti iniziali: si ha così la trasformazione inversa

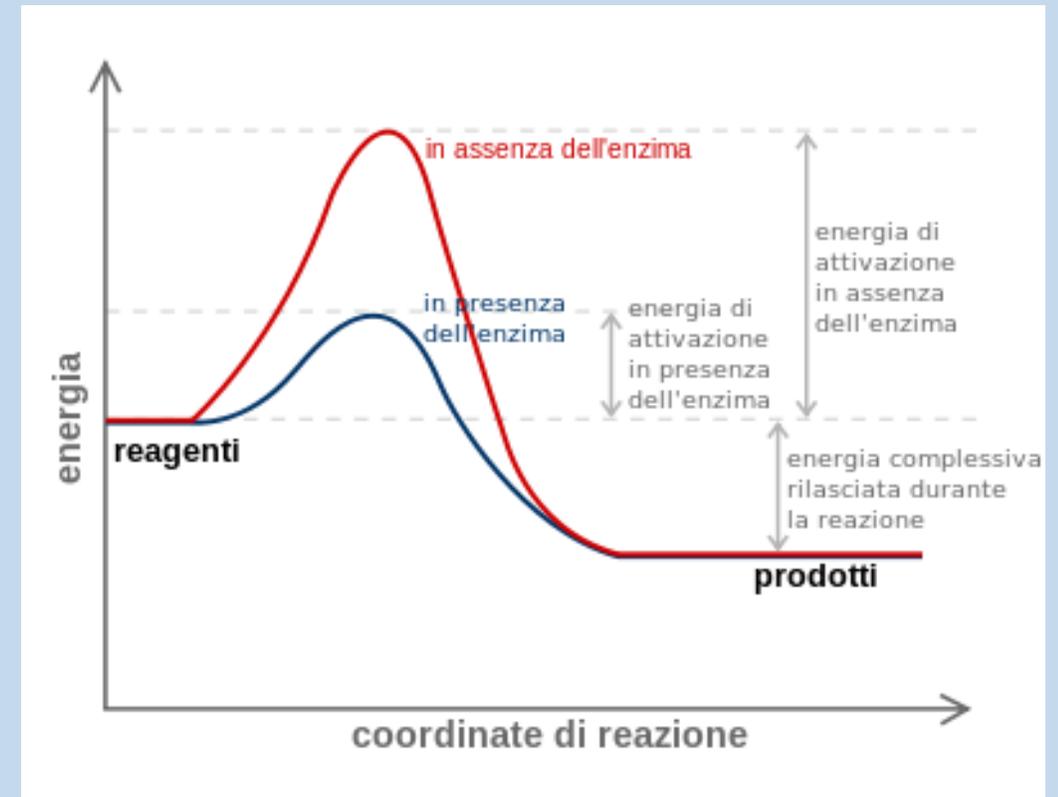
Una reazione può avvenire in un **unico stadio**, ad es.  $A \rightarrow B$ , oppure in **più stadi**, ad es.  $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$   
Ogni stadio è detto **processo elementare**.

**Nel meccanismo di reazione a più stadi, lo stadio che determina la velocità globale della reazione è quello più lento.**

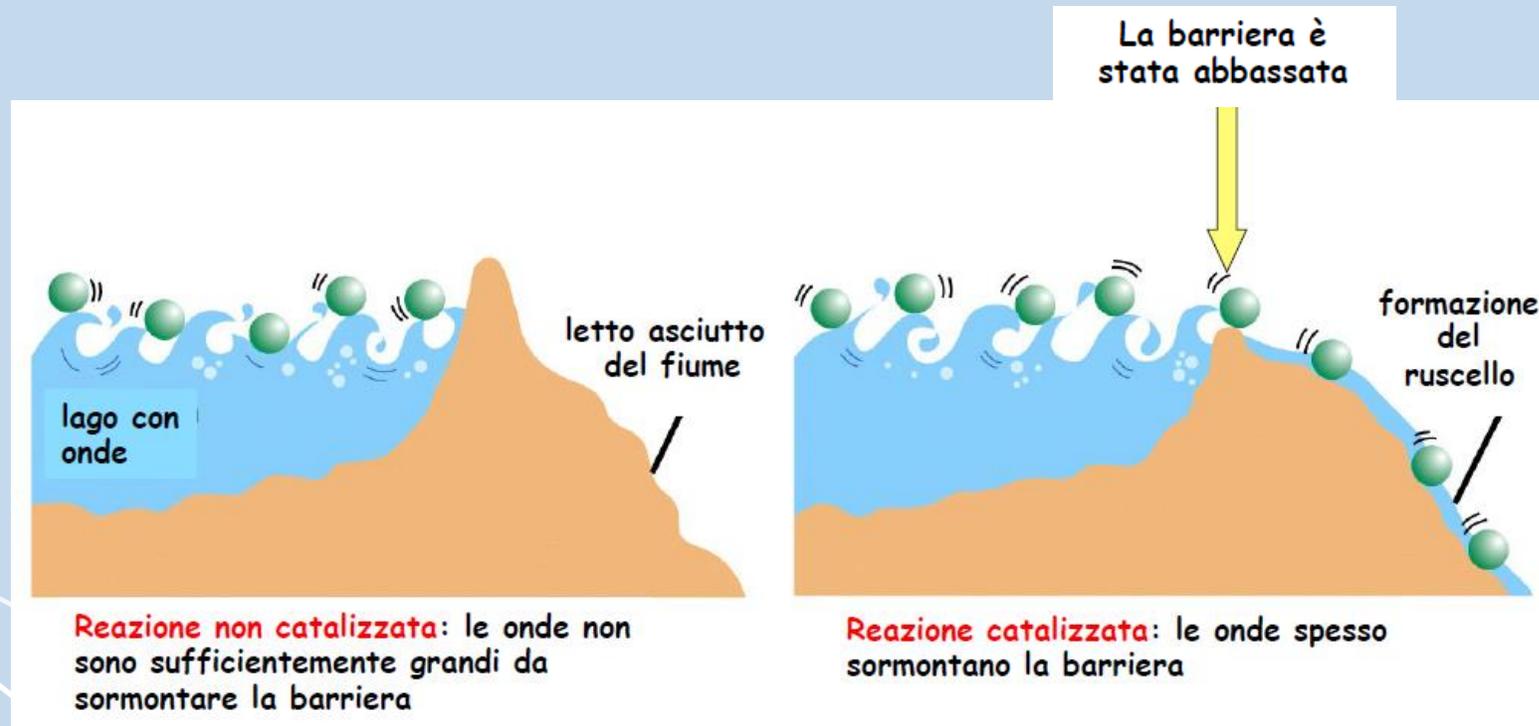
# CATALIZZATORI



- Il catalizzatore è un elemento, una molecola che ha la capacità di abbassare l'energia di attivazione di una reazione chimica facilitandola, accelerandola.
- I catalizzatori fanno aumentare la velocità di raggiungimento dell'equilibrio, facendo percorrere alla reazione un **percorso diverso** da quello che sarebbe spontaneo e che implica quindi un'energia di attivazione minore.
- Pur intervenendo nella reazione (legano reagenti e prodotti) non vengono consumati nel corso della reazione stessa.



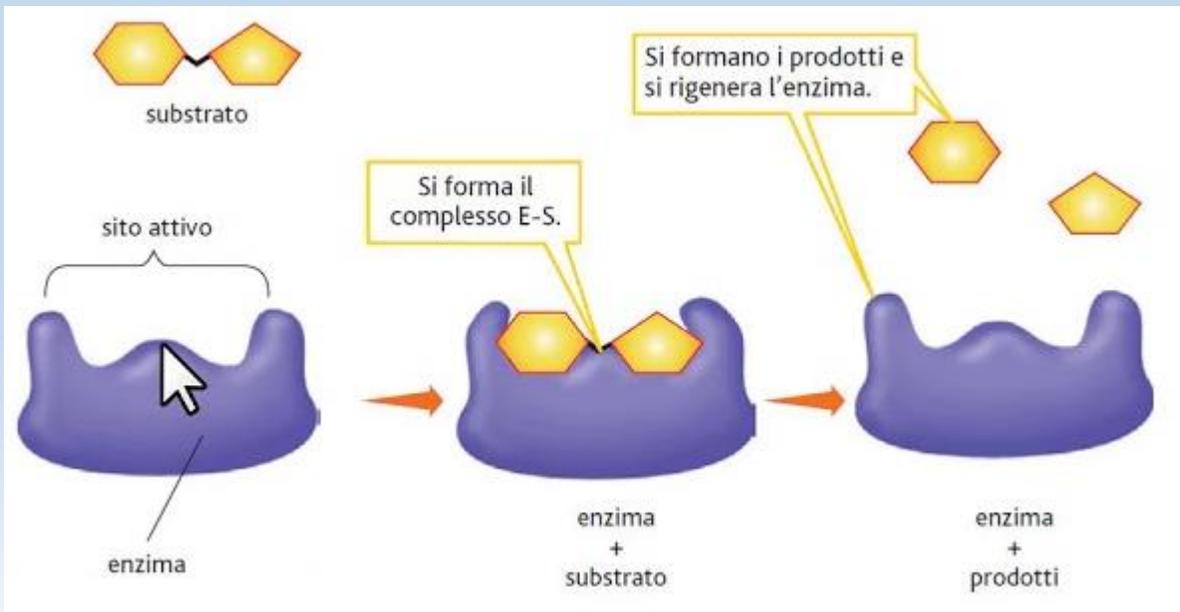
# EFFETTO DEL CATALIZZATORE



**L'azione del catalizzatore consiste appunto nell'abbassare tale barriera, cioè considerando la teoria delle collisioni, nel ridurre il valore dell'energia di attivazione**

Le reazioni biochimiche sono catalizzate da molecole specifiche, dette **enzimi**: catalizzatori biologici che accelerano (catalizzano) le reazioni.

Sono proteine altamente specializzate



Gli **enzimi** accelerano la reazione facilitando la formazione dello stato di transizione

Non alterano gli equilibri di reazione

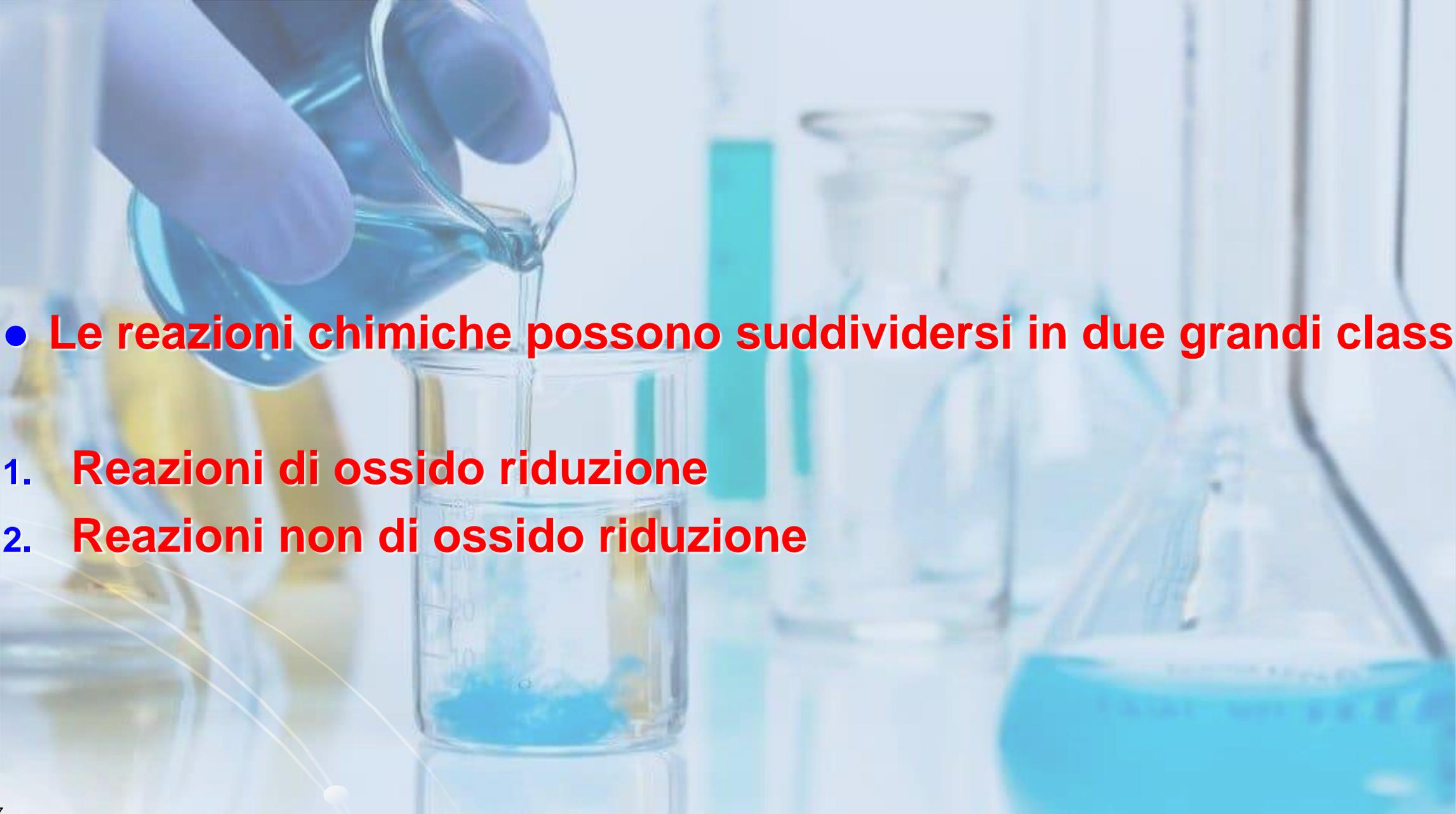
Non fanno parte del prodotto

Non vengono consumati

**Una semplice reazione enzimatica può essere descritta**

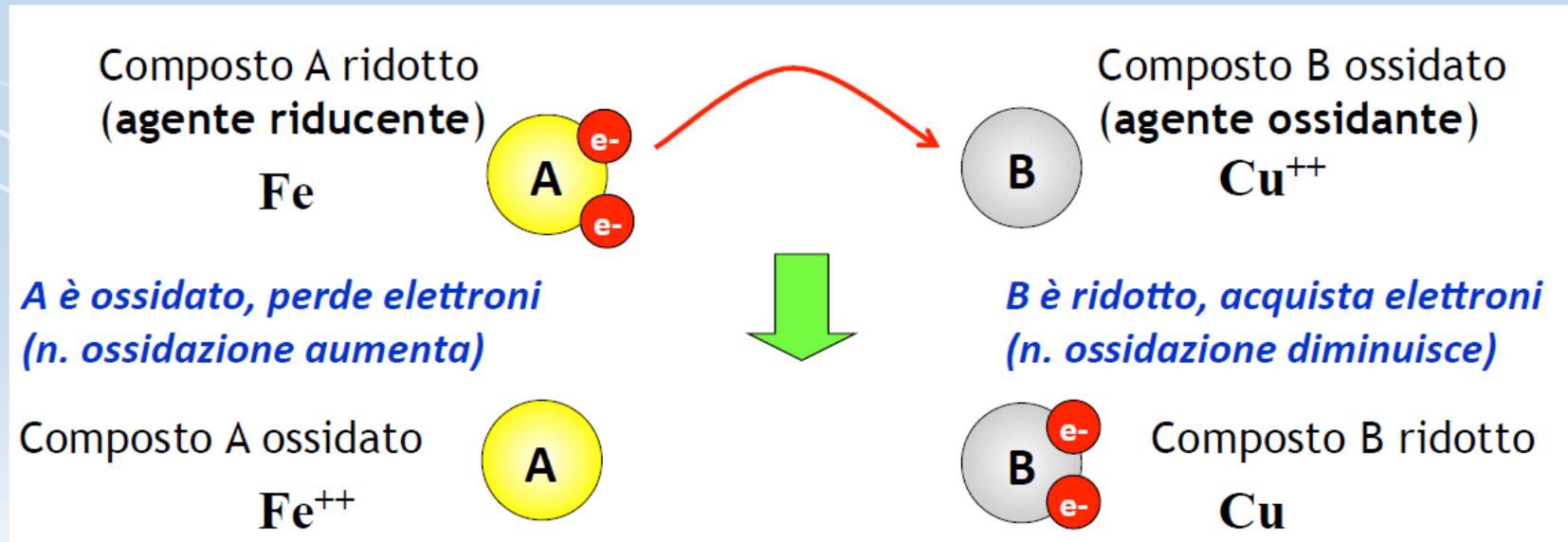
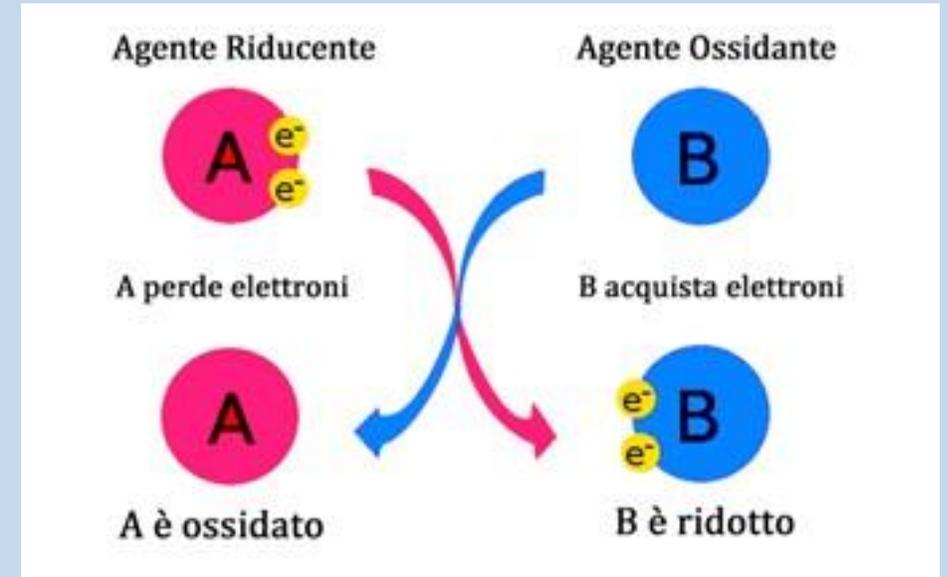


Gli **Enzimi** si combinano con i reagenti **modificando** il meccanismo cinetico della reazione, con conseguente **diminuzione** dell'energia di attivazione

- 
- **Le reazioni chimiche possono suddividersi in due grandi classi:**
    1. **Reazioni di ossido riduzione**
    2. **Reazioni non di ossido riduzione**

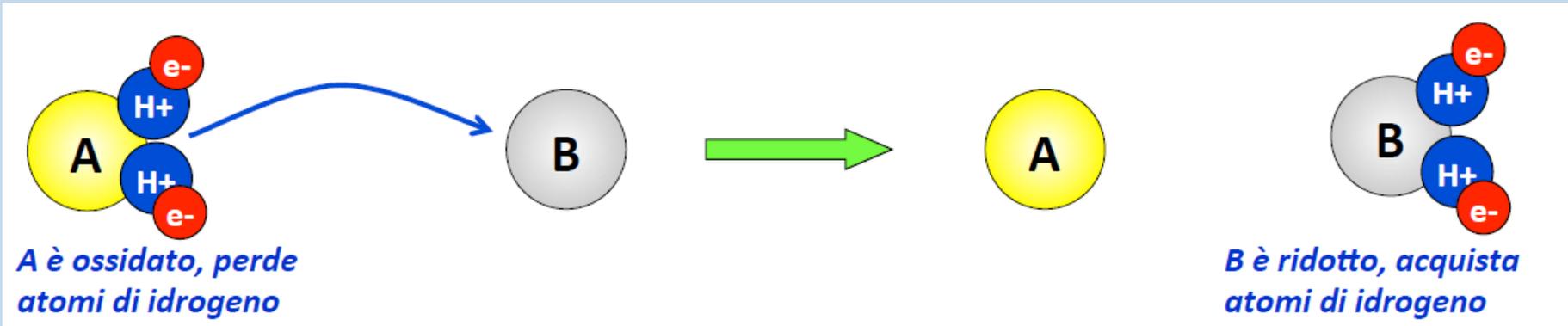
# Reazioni di ossido riduzione

- Hanno alla base la **CESSIONE** di elettroni tra le specie chimiche reagenti. In particolare:
- La specie chimica che perde elettroni si **OSSIDA** (ha azione riducente)
- La specie chimica che acquista elettroni si **RIDUCE** (ha azione ossidante)



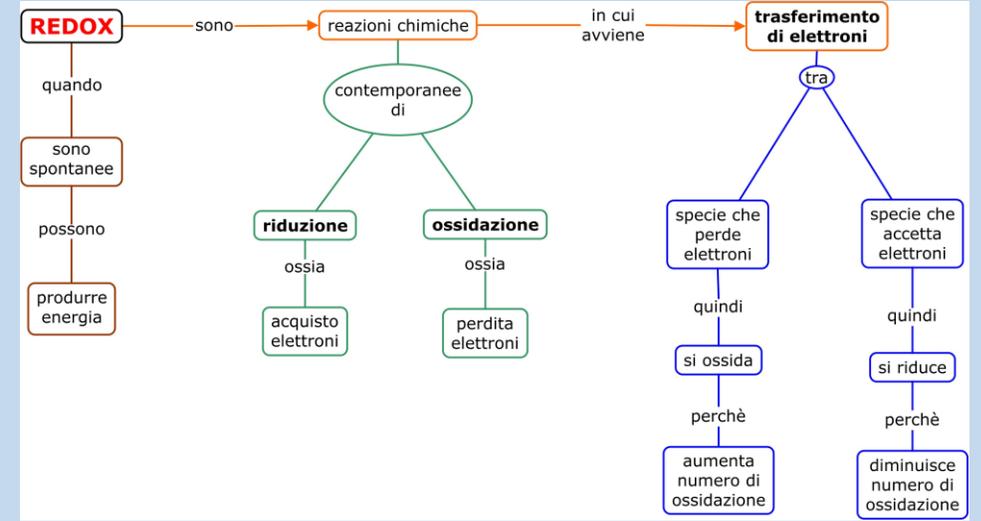
Una reazione di ossidoriduzione comporta sempre il trasferimento di elettroni da una sostanza che si ossida (riducente) ad una che si riduce (ossidante).

Reazioni di ossido-riduzione di interesse biochimico:



Non può esistere una reazione isolata di sola ossidazione o di sola riduzione → non esistono elettroni isolati → gli elettroni persi da un atomo o molecola devono essere necessariamente acquistati da un altro atomo o molecola.

Esistono quindi soltanto reazioni di ossido-riduzione o reazioni redox



# Reazioni di ossido riduzione

Nei sistemi biologici, l'ossigeno molecolare è un ossidante fisiologico negli organismi cosiddetti aerobi

I sistemi biologici **non** utilizzano come **riducente** l'idrogeno molecolare  $H_2$ , ma atomi di idrogeno **legati** a sostanze organiche  $\rightarrow$  NADH,  $FADH_2$ .....

Il numero degli  $e^-$  acquistati o ceduti in una reazione redox determina il numero di ossidazione.

Uno stesso elemento può possedere diversi numeri di ossidazione a seconda del partner.

- Esiste una scala delle specie chimiche ordinate secondo il loro **potere ossidante** (potenziale **redox**).
- Le sostanze che compaiono all'inizio della scala hanno spiccate proprietà riducenti:

Es.

- ✓ L' $H_2$  ha una tendenza a cedere  $e^-$   $\rightarrow$  è riducente e si trova nella parte iniziale della scala
- ✓ L' $O_2$  ha spiccate proprietà ossidanti (acquista  $e^-$ )  $\rightarrow$  si trova alla fine della scala

# Reazioni non di ossido riduzione

Nessuno dei reagenti si ossida o si riduce.

Ad esempio:

- ✓ Le reazioni acido-base
- ✓ Le reazioni di idrolisi



# Reazione acido-base

- Acidi e basi sono tra le sostanze più comuni presenti in natura e sono normalmente presenti nelle nostre case.

Alcuni alimenti quali l'aceto, il limone, lo yogurt presentano un tipico sapore aspro che viene meglio definito come **acido**.

Tale sapore è causato da particolari sostanze contenute in questi prodotti dette acidi: l'acido acetico nel caso dell'aceto, l'acido citrico nel caso del succo del limone, e l'acido lattico nel caso dello yogurt.

Alcuni acidi possono essere molto pericolosi, tra questi l'acido cloridrico, commercialmente chiamato acido muriatico, usato per togliere le incrostazioni da calcare, o l'acido solforico usato per sturare i bagni, o ancora l'acido solfidrico usato per togliere le macchie di ruggine dai tessuti.

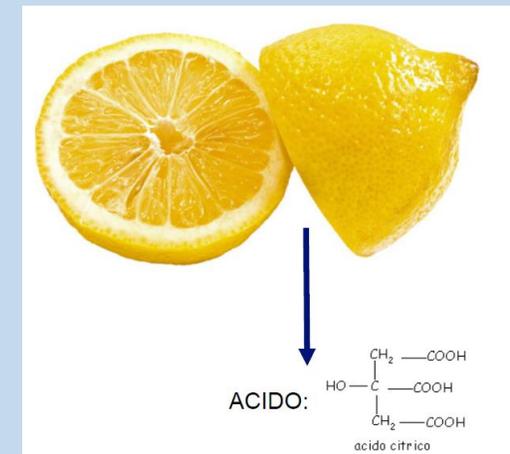
Altre sostanze invece presentano un gusto differente. Ad esempio se sciogliamo un cucchiaino di **bicarbonato di sodio** in un bicchiere di acqua la soluzione è un sapore amarognolo; il bicarbonato di sodio e le sostanze che presentano lo stesso comportamento sono dette **basi**.



Basi

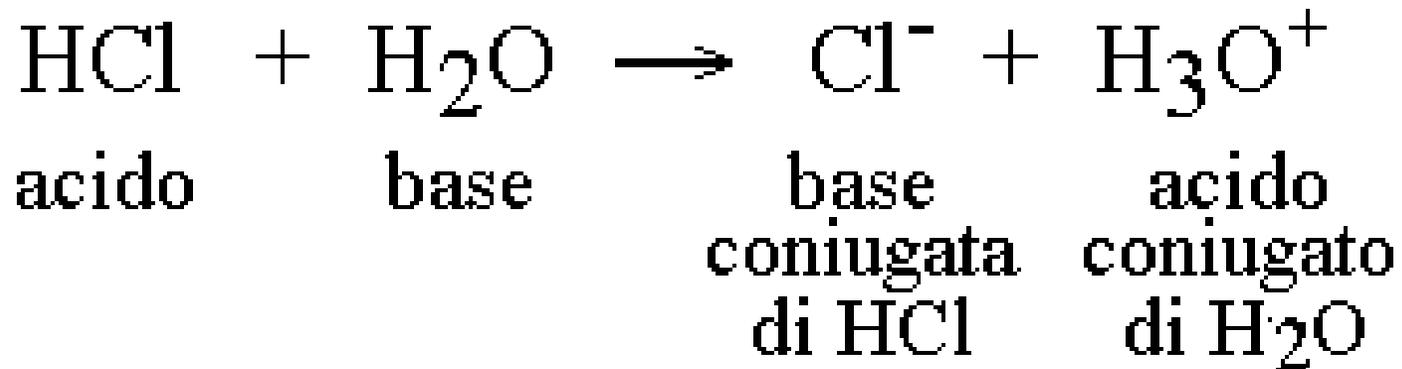


Acidi



# Reazione acido-base

- È detta, in chimica, **reazione acido-base** una reazione chimica in cui non vi è alcuna variazione dagli *stati di ossidazione* degli elementi dei reagenti a quelli dei prodotti.



# LE TEORIE SUGLI ACIDI E SULLE BASI

Boyle (1680)

Arrhenius (1887)

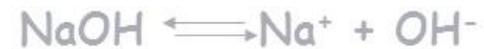
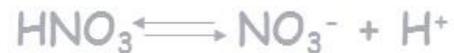
Brönsted-Lowry (1922)

Lewis (1923)

## □ Teoria Arrhenius (1887)

“Acido è una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia per dare uno (monoprotico) o più (poliprotico) ioni idrogeno”.

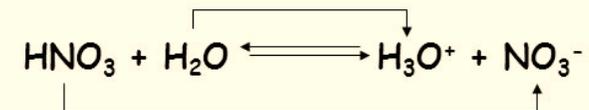
“Base è una specie chimica che in soluzione acquosa dà uno o più ioni ossidrile”.



## □ Teoria Brönsted-Lowry

“Acido è un specie chimica in grado di donare uno ione idrogeno ad un'altra” - “Base è una specie chimica in grado di accettare uno ione idrogeno da un'altra”.

Sistemi acido-base / coppie coniugate acido-base



- Tutti gli acidi e le basi in soluzione si dissociano in ioni e quindi sono elettroliti.
- Possono essere, però, elettroliti forti o deboli, cioè possono dissociarsi molto o poco.
- Acidi e basi che in acqua sono molto dissociati sono detti acidi forti e basi forti.
- Acidi e basi che in acqua sono parzialmente dissociati sono detti acidi deboli e basi deboli.

# Reazione acido-base

- Le reazioni acido-base sono le reazioni più semplici: un protone  $H^+$  si trasferisce da un acido ad una base

## Secondo Brønsted:

- ✓ un acido è una sostanza che si dissocia cedendo un protone (cioè  $H^+$ , una specie che non ha elettroni)
- ✓ una base è una sostanza che lega un protone

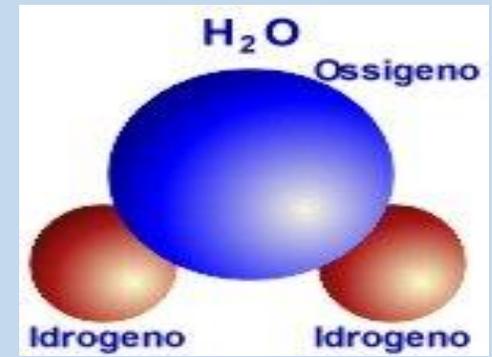
# Reazione acido-base

- Requisito necessario perché un composto sia un **acido** → avere almeno un atomo di idrogeno
- Requisito necessario perché un composto sia una **base** → avere almeno un atomo con una coppia di elettroni non condivisi, per poter fare legame con il protone (che non ha elettroni)

**Reazione di idrolisi:** prevede la partecipazione di molecole di acqua

## 4. La molecola d'acqua e le sue proprietà

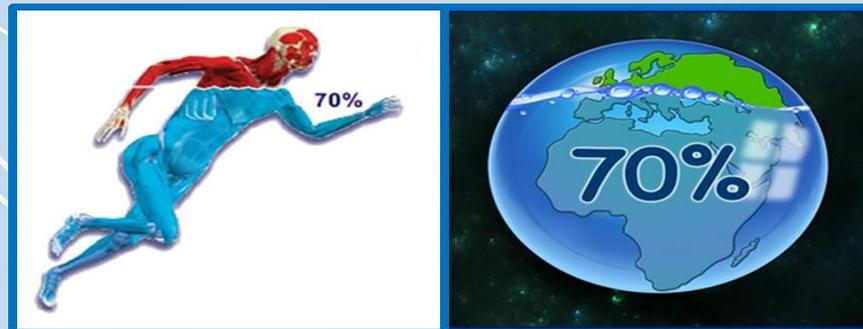
# L'acqua



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% delle terre emerse.

Tutta l'acqua presente sulla terra costituisce **l'idrosfera**.

Negli organismi viventi costituisce il **70-95%** del peso corporeo.



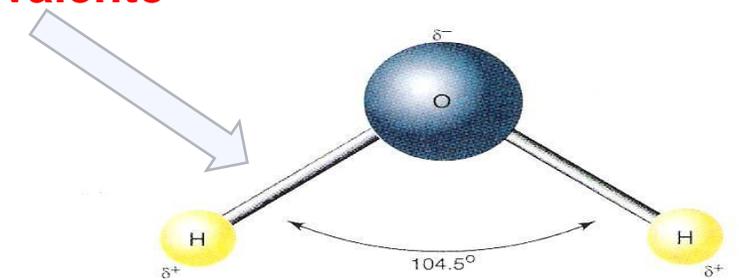
# L'acqua = H<sub>2</sub>O

- Determina la struttura e la funzione delle macromolecole biologiche ed è necessaria per le normali attività metaboliche cellulari.

Tutto questo è dovuto alla peculiari proprietà chimico-fisiche dell'acqua stessa, collegate alla sua straordinaria capacità di formare legami idrogeno

In una molecola di H<sub>2</sub>O, i 2 H hanno il proprio elettrone che forma un legame covalente con uno elettrone dell'atomo di O

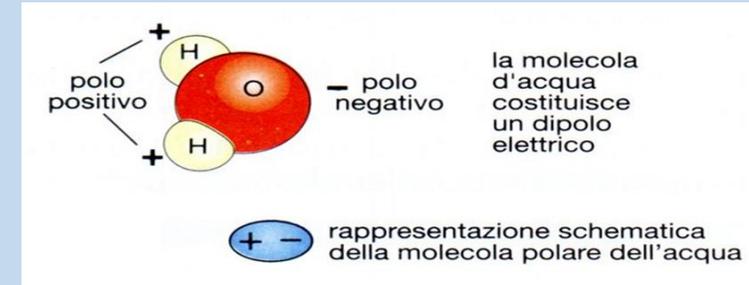
## Legame covalente



**Fig.1.2. Formula di struttura di una molecola di acqua.** L'angolo del legame H-O-H è di 104,5°; entrambi gli atomi di idrogeno presentano una parziale carica positiva mentre l'atomo di ossigeno possiede una parziale carica negativa. Questa distribuzione elettronica conferisce alla molecola caratteri di dipolo.

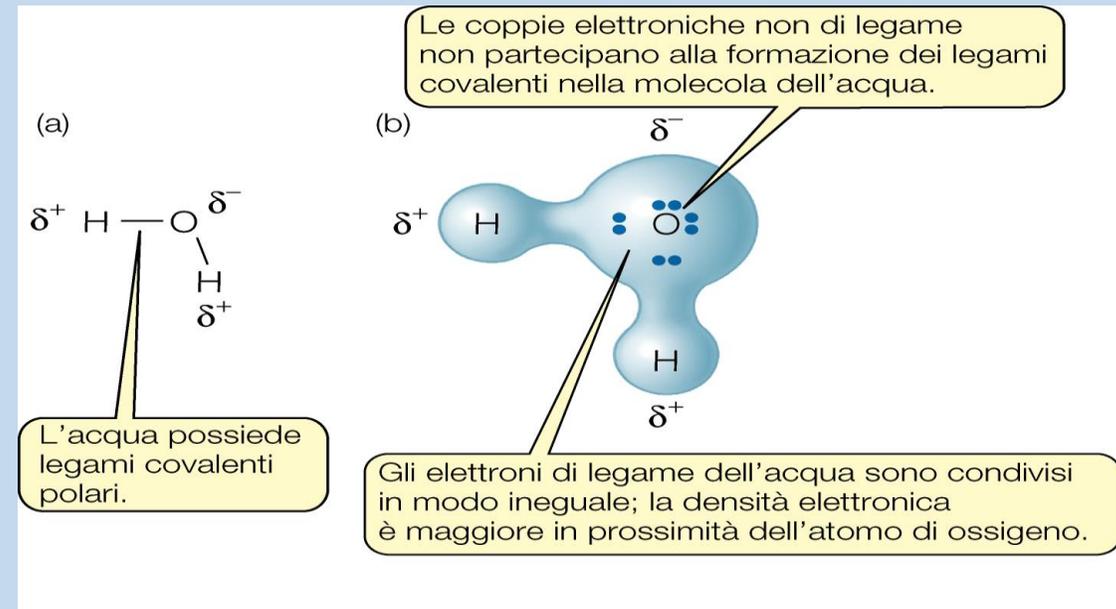
# DIPOLO

- La forma geometrica e l'elettronegatività rendono la molecola di H<sub>2</sub>O una molecola POLARE, con l'O con carica - e i due atomi di H con carica +.
- Ogni molecola di H<sub>2</sub>O è un piccolo DIPOLO.
- Questo è alla base delle sue peculiari proprietà chimiche e biologiche.



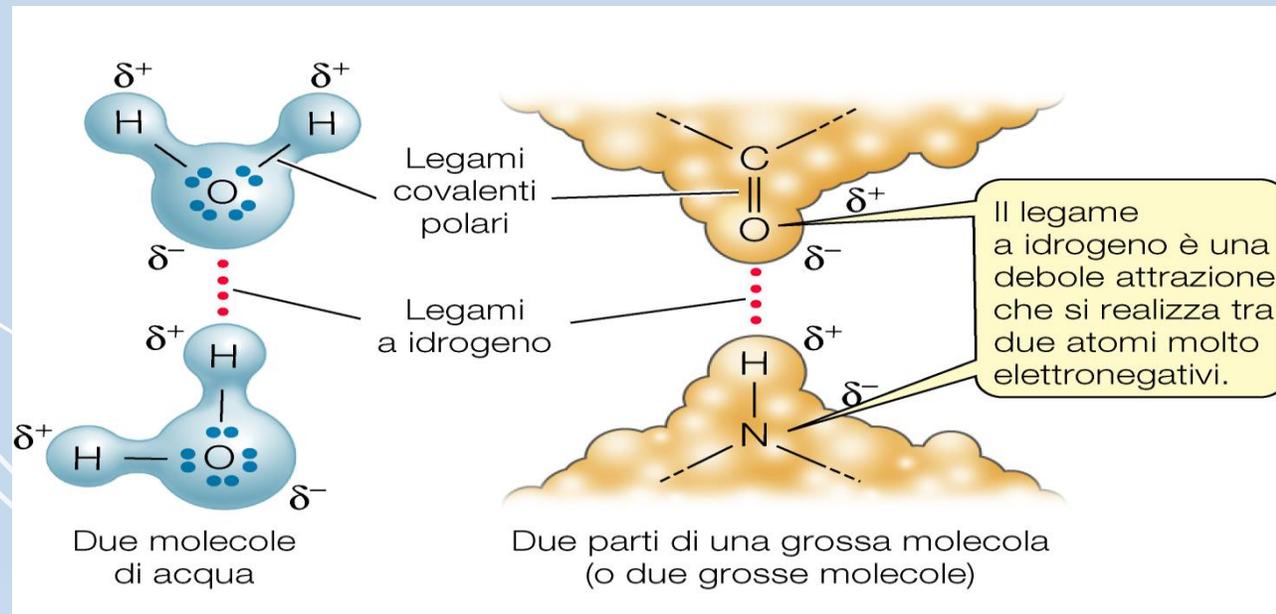
L'acqua ha una **molecola polare** in quanto possiede poli di elettricità opposta ed è proprio per questa caratteristica che è in grado di sciogliere numerose altre sostanze in particolare i sali, come il sale da cucina, il cloruro di sodio (NaCl)

Legame covalente polare



# 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)
- Legame circa 20 volte **meno forte** del covalente

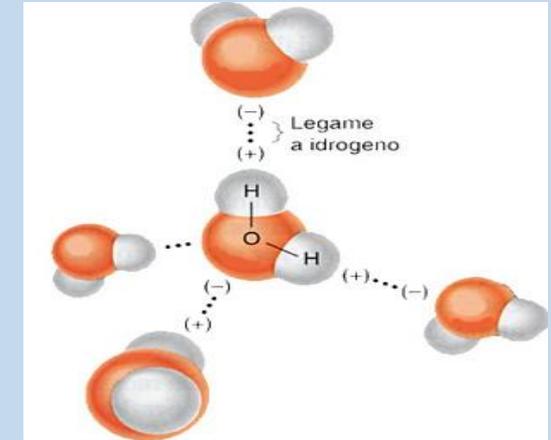
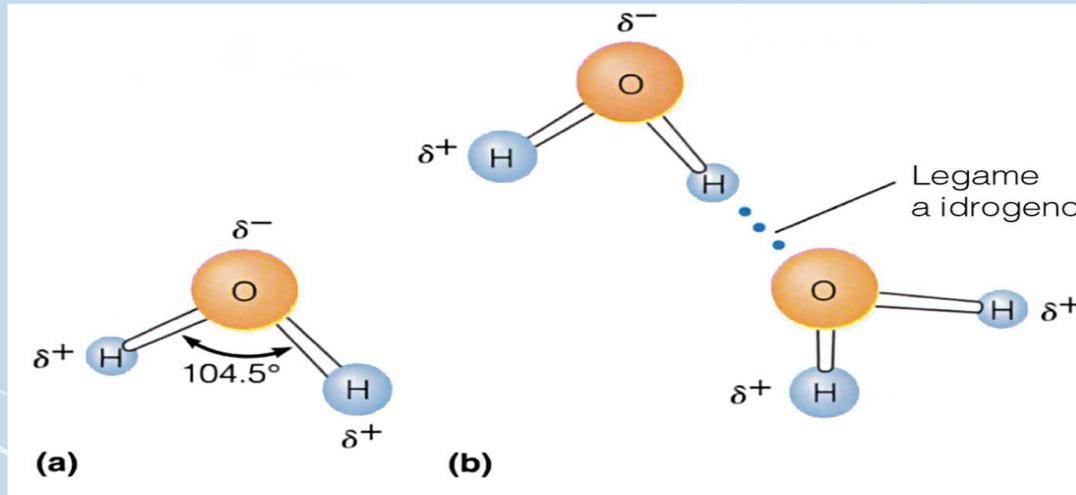


Debole carica +

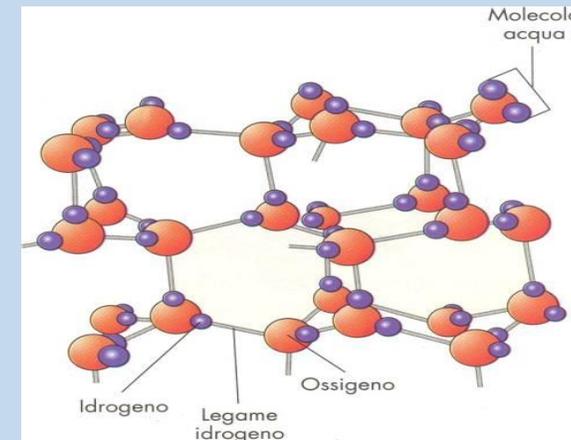
# Acqua

Le molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  tendono ad orientarsi in modo che ciascuna molecola sia in grado di formare legami idrogeno con altre molecole.

**Questo rende la molecola di  $\text{H}_2\text{O}$  una molecola speciale.**

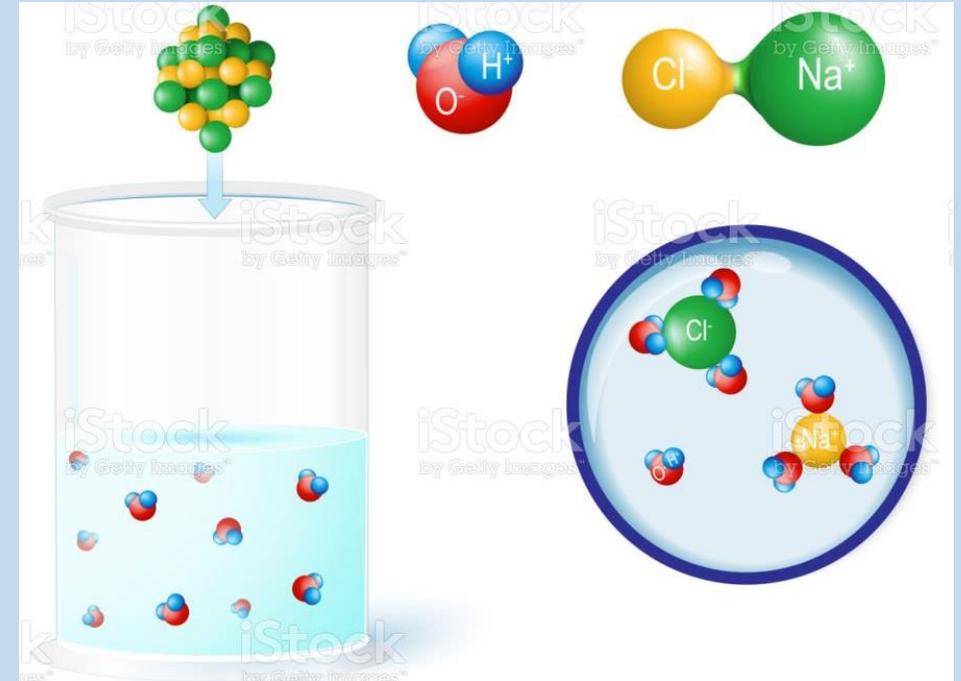


Pertanto un campione d'acqua è una rete dinamica di molecole  $\text{H}_2\text{O}$  tenute insieme da legami idrogeno in cui ciascuna molecola fa contemporaneamente da donatore ed accettore di legame.



# Acqua: solvente per eccellenza

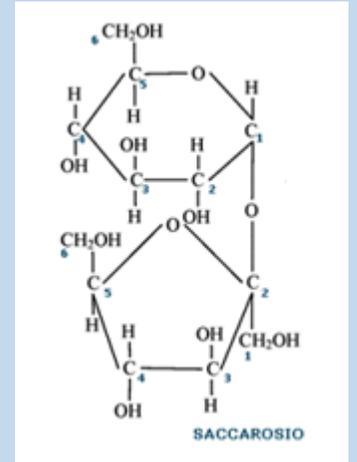
- I composti che si sciolgono in  $H_2O$  sono detti **idrofili**, **sostanze idrofiliche**; sono polari.
- Solvente per sostanze ioniche, come sali,
- Solvente per sostanze non ioniche ma polari (es. zuccheri)
- Es.
- Il sale da cucina  $Na^+Cl^-$  si scioglie poiché l'attrazione fra le molecole di acqua che circondano gli ioni  $Na^+$  e  $Cl^-$  è molto più grande della tendenza che hanno questi due ioni di carica opposta ad attrarsi fra loro.



I dipoli dell'acqua interagiscono con gli ioni in modo tale che risultino idratati cioè circondati da di molecole di acqua. Le regioni negative delle molecole di acqua polari, cioè gli atomi di ossigeno sono attratte dai cationi di sodio ( $Na^+$ ); le regioni positive delle molecole di acqua, cioè atomi di idrogeno sono attratte dagli anioni cloruro ( $Cl^-$ ). Tale fenomeno è indicato come **IDRATAZIONE**

# Acqua: solvente per eccellenza

- Il saccarosio, o zucchero da cucina, è polare ma non ha cariche.
- In questo caso svolge un ruolo fondamentale la formazione di legami H fra le molecole di acqua ed i gruppi ossidrilici (-OH) presenti nello zucchero.



Sostanze non polari (es. lipidi) non sono solubili in acqua ma si mescolano bene con altre molecole apolari.

**Es.** L'olio da cucina non si scioglie in acqua, ma viene escluso da essa, formando delle goccioline.

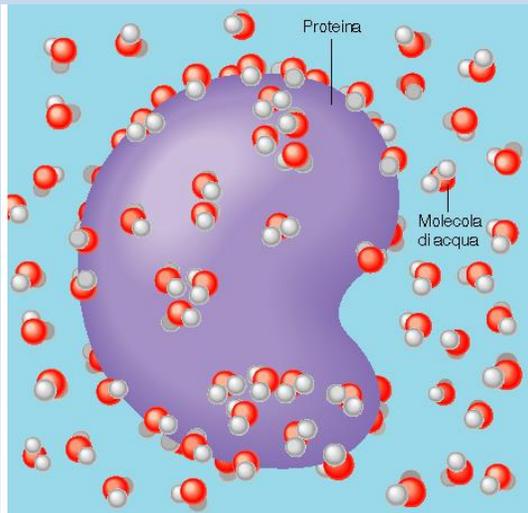
E' la conseguenza del fatto che l'acqua tende a minimizzare i suoi contatti con le molecole apolari (dette idrofobiche). Ciò favorisce l'interazione e l'associazione dei gruppi apolari fra di loro.



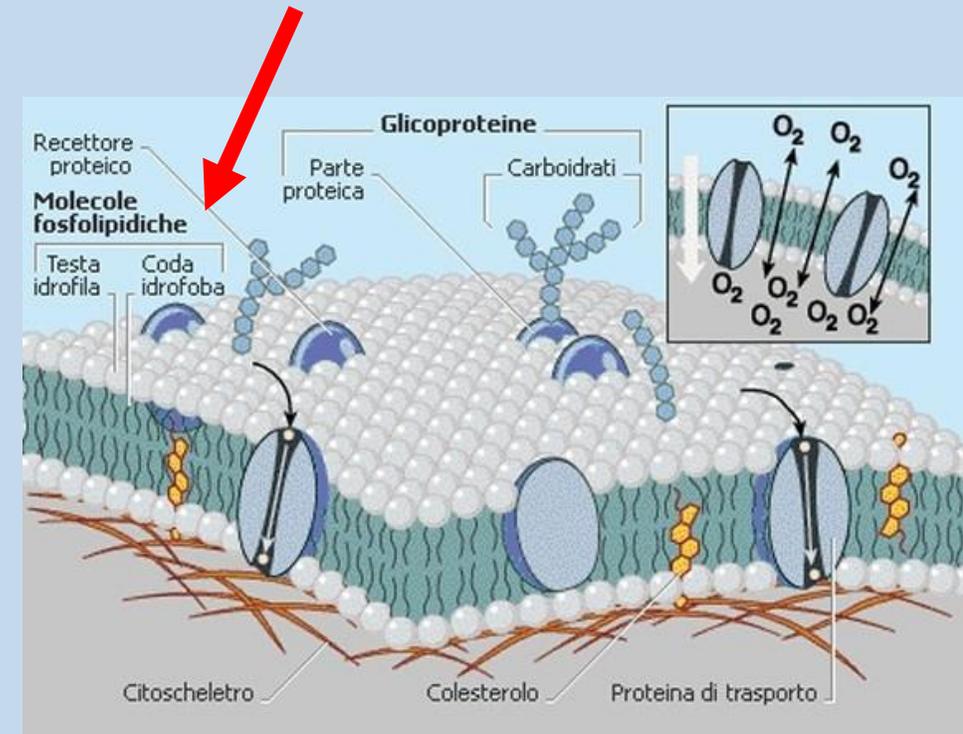
Una sostanza è solubile in acqua quando le **interazioni stabilite** con l'acqua sono più forti di quelle che si instaurano tra le sostanze stesse

**Idrofobi** → composti **non** polari **non** si sciolgono in  $H_2O$  → (es. benzene, cloroformio)

**Anfipatici** → molecole che contengono sia gruppi polari che gruppi apolari (es. proteine, steroli, lipidi di membrana)



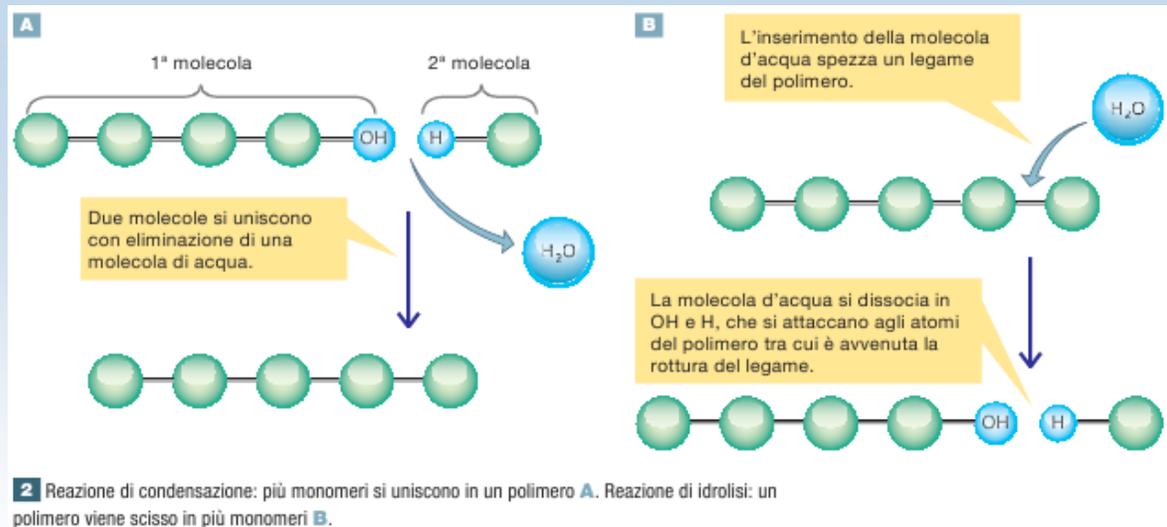
- Molte grandi molecole o aggregati molecolari, quali proteine e membrane cellulari, assumono la loro forma specifica in risposta a tale effetto idrofobico



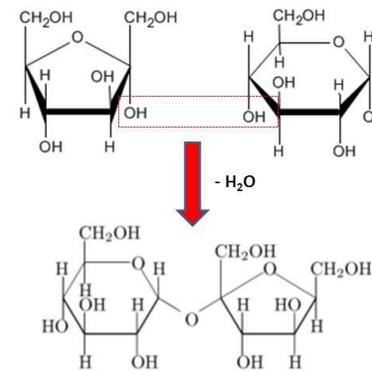
# Funzioni biologiche dell'acqua

## Acqua: reagente

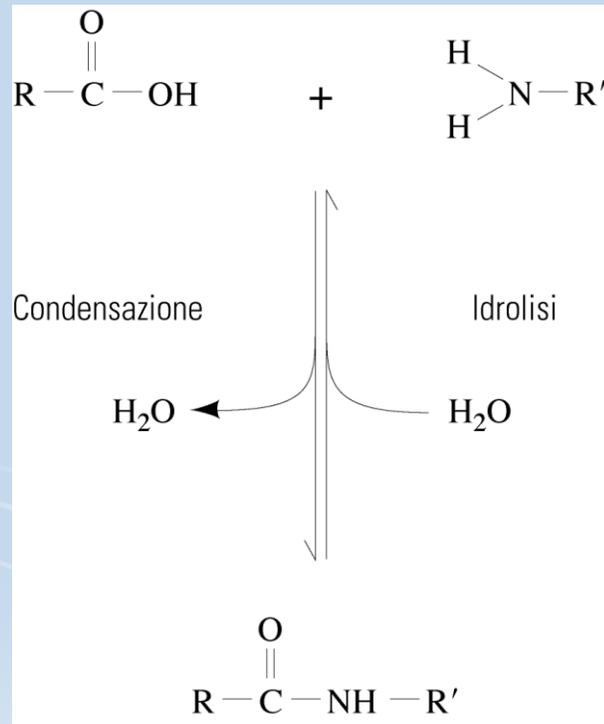
- Reazioni di idrolisi
- Reazioni di condensazione
- Prodotto terminale dell'ossidazione delle sostanze nutrienti



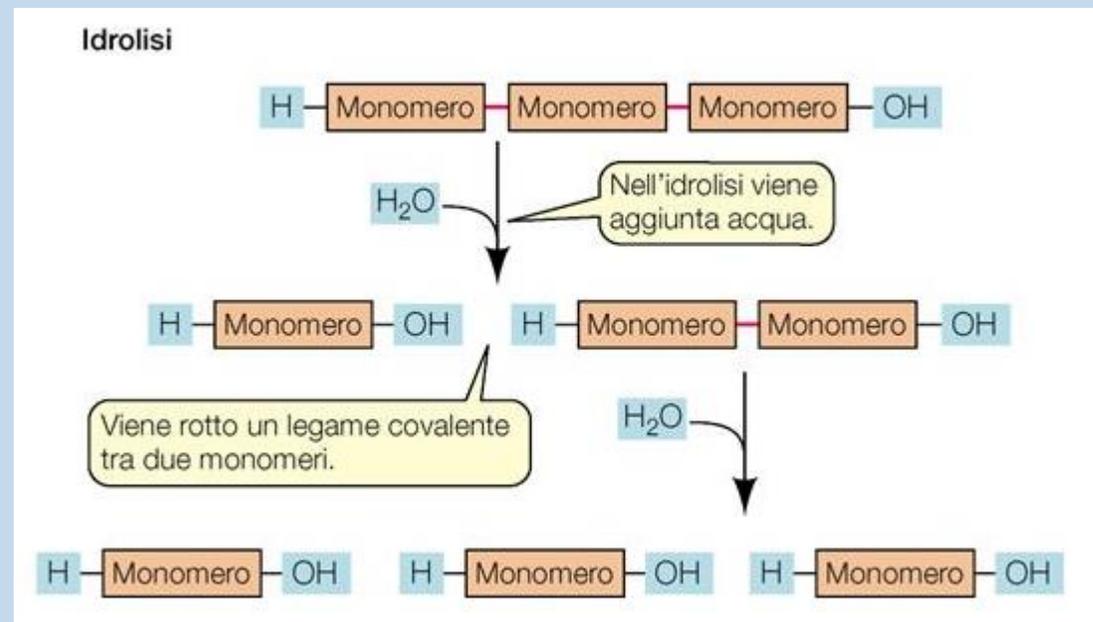
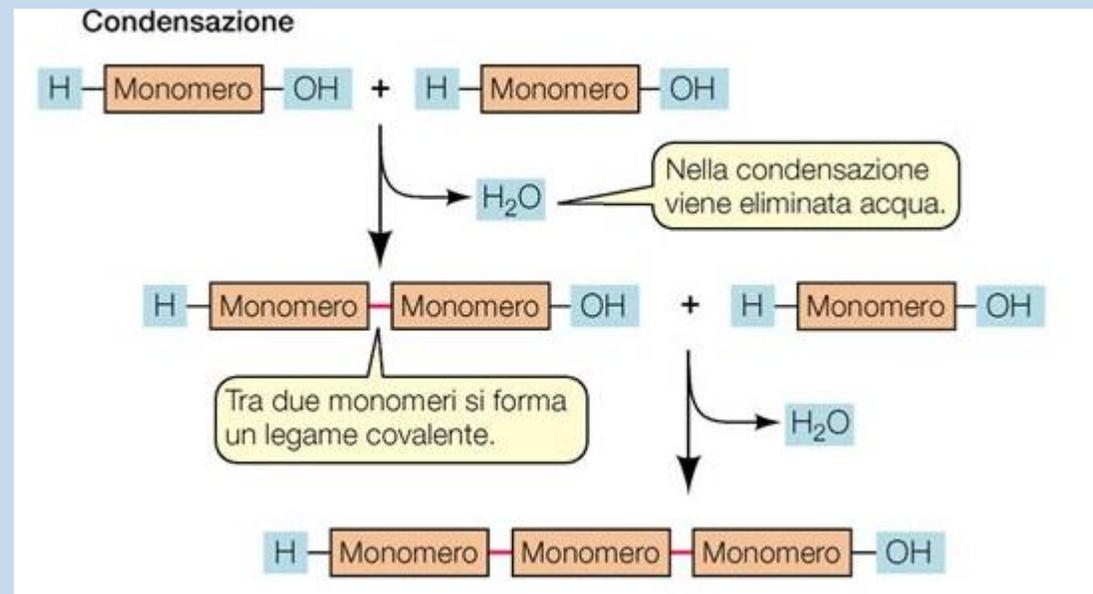
### REAZIONE DI CONDENSAZIONE



Una reazione di **condensazione** lega fra loro monomeri (con un legame covalente) a formare un polimero con l'eliminazione di una molecola di acqua



Una reazione di **idrolisi** rompe un legame covalente e stacca un monomero da un polimero utilizzando una molecola di acqua



# SOLUZIONI

- I sistemi chimici possono essere costituiti da una sola specie, ad es. acqua pura.
- In genere sono costituiti da più componenti.
- Fra i sistemi a più componenti ci sono le **SOLUZIONI**.
- La soluzione più semplice è costituita da due specie chimiche →
  1. **solvente**
  2. **soluto**
- Es. zucchero (soluto) sciolto in acqua (solvente)
- La specie chimica presente in maggiore quantità è detta **solvente** mentre le altre sono dette **soluti**.
- In genere parlando di soluzioni si pensa a qualcosa di liquido ma anche l'aria è una soluzione, ma poiché è un gas si indica con il termine **miscela**.
- Per quanto riguarda la biologia, le soluzioni più comuni hanno come solvente l'acqua mentre i soluti sono le varie micro- e macro- molecole biochimiche

# SOLUZIONI

- L'ossigeno e l'anidride carbonica sono disciolti nel sangue
- L'alcol etilico è un soluto del vino
- Il saccarosio si scioglie nel caffè

Il sangue può essere considerato una soluzione acquosa in cui sono sciolti ossigeno e anidride carbonica.

Il dato che caratterizza una soluzione è la **CONCENTRAZIONE**.

Quindi, per caratterizzare le proprietà di una soluzione non è sufficiente indicare il tipo di solvente e di soluti, ma si deve anche indicare il rapporto relativo esistente fra essi cioè la loro concentrazione.

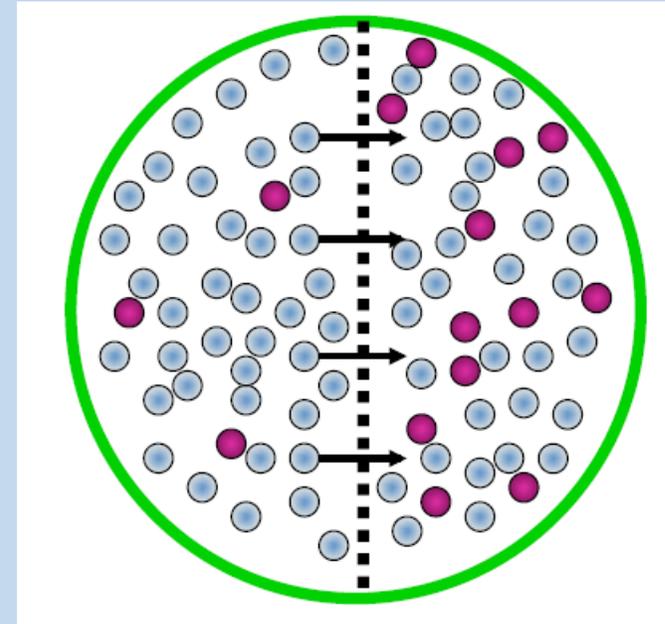
- La concentrazione del soluto può essere espressa in **unità differenti**:
  - rapporto peso/volume della soluzione
  - grammi di soluto in 100 ml di soluzione (concentrazione percentuale)
  - moli di soluto in 1 litro di soluzione (mol/L) (concentrazione molare o molarità)
- Es. La **glicemia** è la concentrazione di glucosio presente nel sangue. Può variare entro limiti ristretti intorno ad un valore di concentrazione 5 mM (5mmol/L)

# Solubilità e saturazione

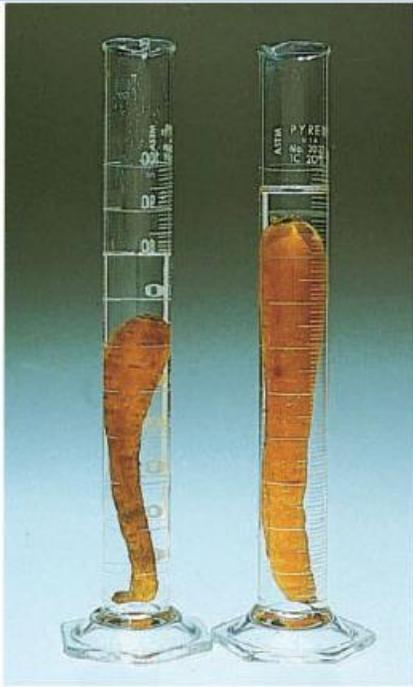
- **Solubilità:** proprietà di una sostanza di sciogliersi in un'altra a una data temperatura e pressione, dando luogo a una soluzione; massima quantità di un soluto che in tali condizioni si scioglie in una data quantità di solvente, formando in tal modo un'unica fase con esso.
- **Saturazione:** quando il solvente ha dissolto tutto il soluto possibile ed una parte resta non disciolta la soluzione è detta **satura**. Una soluzione satura rappresenta il limite della capacità del soluto a sciogliersi in una data quantità di solvente.
- Dipendono dalla natura del solvente, dalla temperatura, e per i gas dalla pressione.
- Es. La solubilità del cloruro di sodio in acqua è di circa 300 g/litro

# Osmosi

- L'osmosi è un processo che consiste nel passaggio delle molecole del solvente da una soluzione più diluita ad una più concentrata quando tra esse è posta una particolare membrana, detta membrana semipermeabile, capace di lasciarsi attraversare solo dalle molecole del solvente e non da quelle del soluto.



● molecola del soluto  
● molecola del solvente



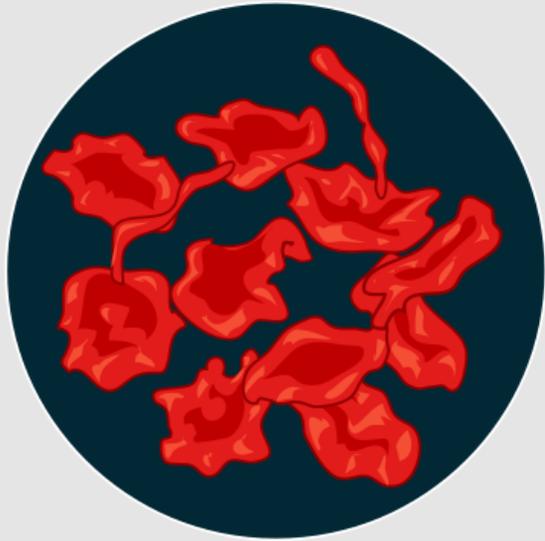
Quando si immerge una carota in una soluzione salina concentrata l'acqua per osmosi **fluisce fuori** dalle cellule vegetali.

Una carota (a sinistra) lasciata per tutta la notte in immersione in una soluzione salina ha perso molta acqua e si è **contratta**.

Una carota (a destra) lasciata in immersione per tutta la notte in acqua pura ha subito modifiche irrilevanti

# CONSEGUENZE DELLA VARIAZIONE DELLA PRESSIONE OSMOTICA SUI GLOBULI ROSSI

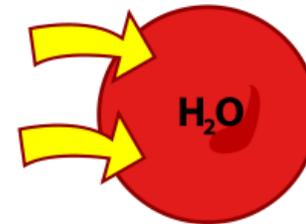
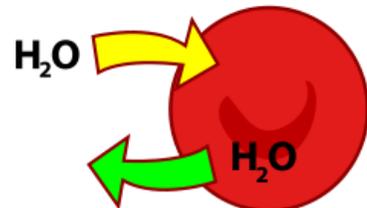
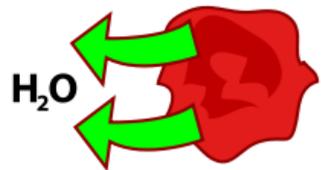
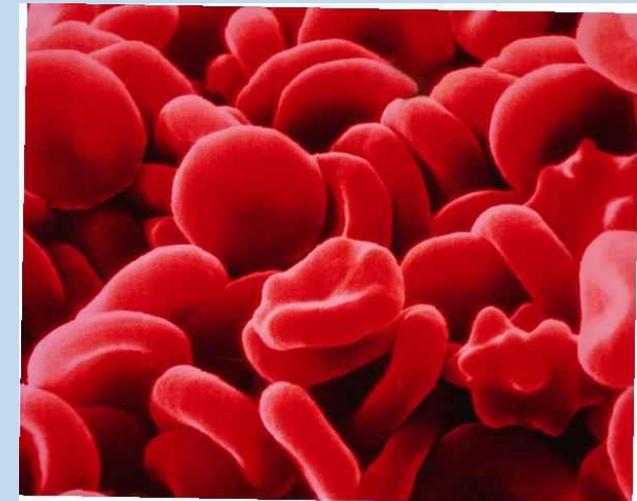
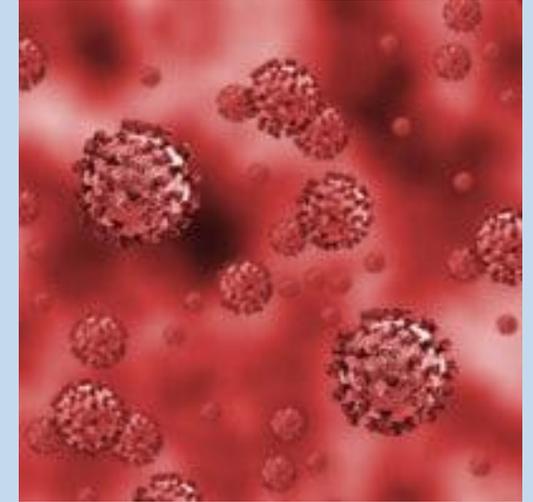
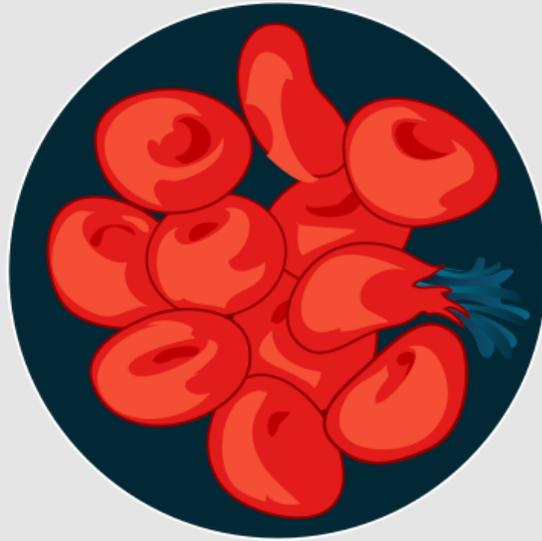
Iperotonico



Isotonico

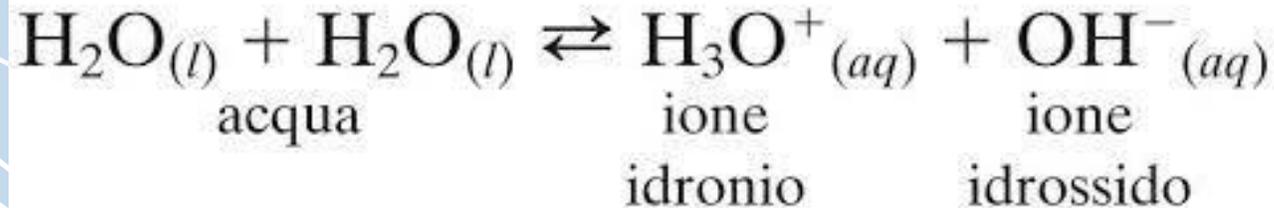


Ipotonico



# IONIZZAZIONE DELL'ACQUA

- L'acqua ha la tendenza a formare ioni.
- Ionizza perché un atomo di O elettronegativo strappa un elettrone ad uno degli atomi di H costringendo il protone H<sup>+</sup> a distaccarsi.
- Si formano due ioni → lo ione ossidrile OH<sup>-</sup> ed il protone o ione idrogeno H<sup>+</sup>.
- H<sup>+</sup> non resta libero → si lega all'O di una molecola di H<sub>2</sub>O, tramite un legame dativo, che pertanto diventa H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (ione idronio)



# 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<sub>2</sub>O tende a legare i **H<sup>+</sup>**.

Es.

- L'ammoniaca **NH<sub>3</sub>** → sostanza prodotta dall'organismo durante il catabolismo delle proteine.
- **NH<sub>3</sub>** entra in competizione con l'acqua per i **H<sup>+</sup>** provenienti dalla dissociazione delle stesse molecole di H<sub>2</sub>O; alcuni di questi **H<sup>+</sup>** vengono catturati dalle molecole di **NH<sub>3</sub>** →



- 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'  $\text{NH}_3$  è una base debole

Una sostanza che disciolta in acqua produce direttamente ioni ossidrili e  $\text{OH}^-$  è la **SODA (NaOH)**.

In acqua tutte le molecole di NaOH dissociano in  $\text{Na}^+$  ed  $\text{OH}^-$

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

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

**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
  
- $\text{pH}$  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  $\text{pH}$  dei liquidi biologici è mantenuto costante da sistemi tampone

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

# TAMPONI

- Si definisce **TAMPONE** o **soluzione tampone** una soluzione **di sali di acidi deboli con basi forti** oppure **di sali di basi deboli con acidi forti**, che essendo rispettivamente in grado di legare  $H^+$  oppure  $OH^-$  tendono ad opporsi al cambiamento del pH indotto dall'aggiunta di acidi o basi.
- Soluzioni il cui pH non varia in maniera apprezzabile all'aggiunta di moderate quantità di acido o di base, anche forte.

Se ad un litro di acqua vengono aggiunte 0,01 moli di HCl, il pH varia da 7 a 2, ovvero di 5 unità.

L'aggiunta della stessa quantità di HCl ad un litro di soluzione tampone può far variare il pH di circa 0,1 unità.

Per questo motivo le soluzioni tampone sono molto importanti, anche a livello biologico.

Per esempio il **sangue** è una soluzione tampone ed ha un pH di circa 7,4 e la sua funzione di trasportatore di ossigeno risulterebbe compromessa se tale valore dovesse variare.

# SISTEMI TAMPONE

- Durante il normale metabolismo vengono continuamente prodotte sostanze acide.
- Gli organismi viventi nel loro metabolismo formano una varietà di acidi deboli, anidride carbonica e acido lattico; corpi chetonici sono generati dal metabolismo degli acidi grassi ed in alcune condizioni particolari (es. digiuno, esercizio fisico, diabete)
- Una difesa immediata nei confronti di cambiamenti del pH è rappresentata dai sistemi tampone che possono accettare o donare protoni istantaneamente in risposta a cambiamenti dell'acidità dei liquidi corporei.
- Nei sistemi biologici vi è praticamente un pH costante, regolato da efficaci sistemi tampone in grado di compensare le variazioni di pH, dovute alla produzione metabolica di acidi come l'acido lattico o di basi come l'ammoniaca.

# SISTEMI TAMPONE

- Tenere sotto controllo il pH è vitale per tutte le cellule.

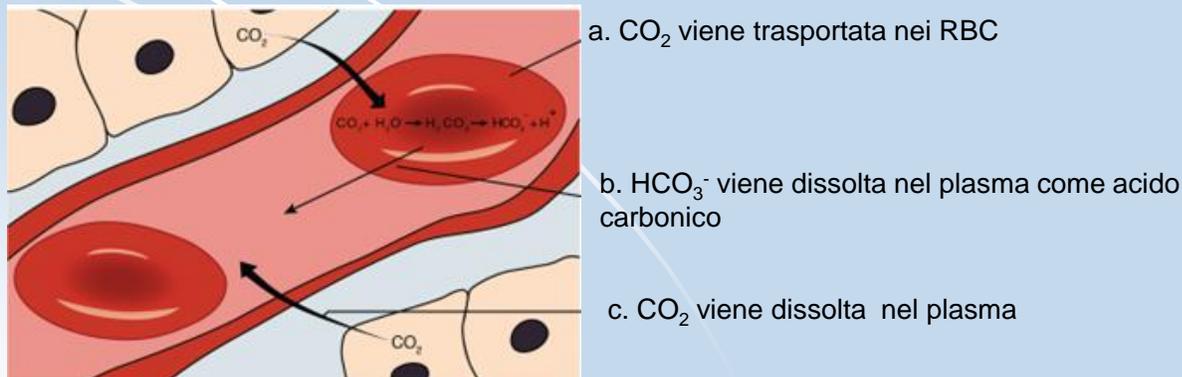
• Es.

- Le attività degli enzimi e quindi il metabolismo stesso sono influenzati dal pH.
- La necessità di mantenere costante il pH è particolarmente importante nel sangue (pH = 7,4).
- Il principale prodotto acido del metabolismo è l'anidride carbonica, potenzialmente equivalente ad acido carbonico



- I Sistemi tamponi ematici sono:

- ✓ il sistema anidride carbonica/bicarbonato (in questo caso il bicarbonato neutralizza l'acido). L'eliminazione di CO<sub>2</sub> (volatile-respirazione) equivale ad eliminazione di acido carbonico
- ✓ Sistema tampone diidrogeno fosfato/monoidrogeno fosfato (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>/HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>).
- ✓ Emoglobina (Hb/Hb<sup>-</sup>), proteina eritrocitaria che presenta gruppi debolmente acidi o basici.



# 7. Composti del carbonio: struttura e nomenclatura dei gruppi funzionali e loro reattività

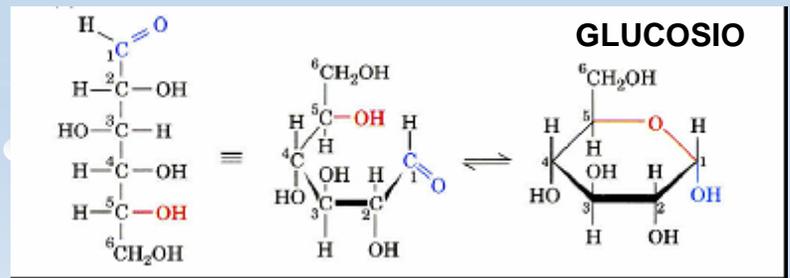
Chimica dei composti del carbonio, molecole con cui sono costruiti tutti i corpi viventi della terra.

Questi composti comprendono, ad esempio:

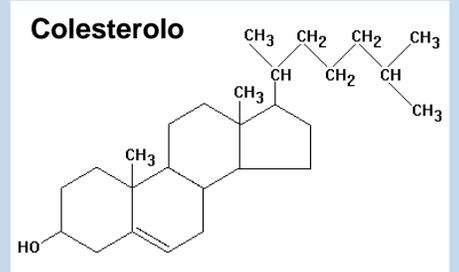
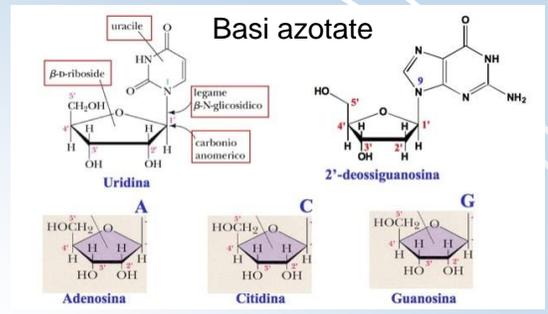
- il DNA, la molecola che contiene l'informazione genetica,
- le proteine del nostro organismo (proteine dei muscoli, della pelle, gli enzimi),

Insieme all'ossigeno dell'aria i composti del carbonio contenuti negli alimenti, forniscono l'energia indispensabile per la vita

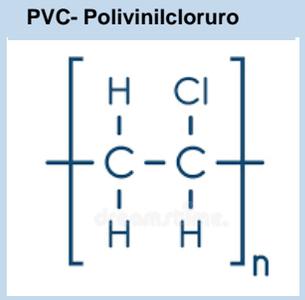
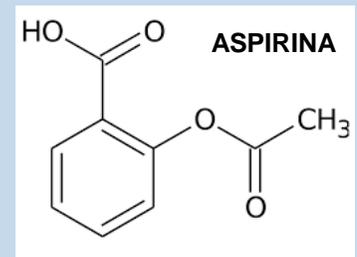
Inizialmente era chiamata chimica organica supponendo che tutti i composti del carbonio fossero presenti solo negli organismi viventi; ma in realtà i composti del carbonio possono essere sia naturali che di sintesi



NATURALI

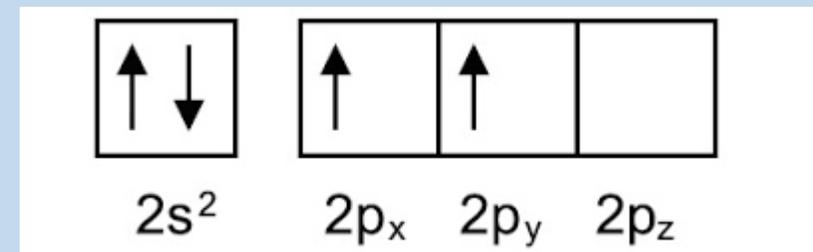
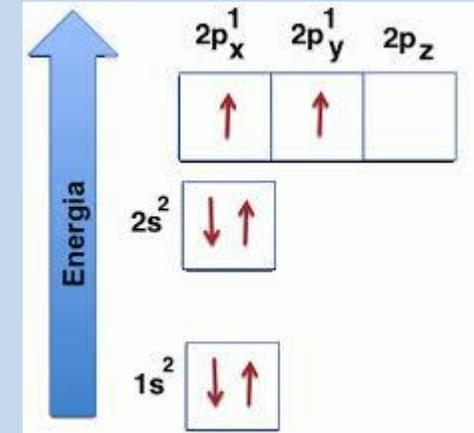


SINTETICI



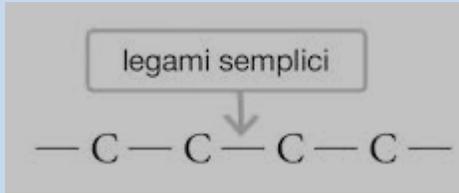
# CARBONIO

- Il carbonio è un elemento del 4° gruppo della tavola periodica
- Il suo numero di ossidazione varia da + 4 a - 4
- Può essere ibridato  $sp^3$ ,  $sp^2$  o  $sp$ .
- - Ibridazione  $sp^3$  se l'atomo di carbonio è legato a 4 atomi; i 4 orbitali ibridi degeneri  $sp^3$  sono orientati verso i vertici di un tetraedro regolare con angoli di  $109,5^\circ$
- - Ibridazione  $sp^2$  se l'atomo di carbonio è legato a 3 atomi; i tre orbitali ibridi degeneri  $sp^2$  si dispongono su un piano passante per il nucleo dell'atomo e sono orientati verso i vertici di un triangolo equilatero con angoli di  $120^\circ$
- - Ibridazione  $sp$  se l'atomo di carbonio è legato a due atomi; i due orbitali ibridi degeneri  $sp$  sono disposti lungo una retta passante per il nucleo dell'atomo, a  $180^\circ$  l'uno dall'altro

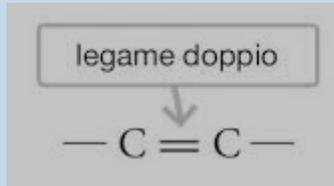


# CARBONIO

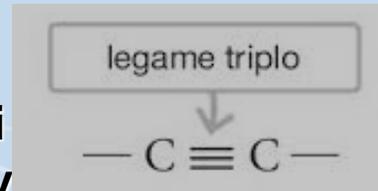
- Il carbonio può formare legami covalenti carbonio-carbonio semplici, doppi o tripli:



(atomi di carbonio ibridati  $sp^3$ )

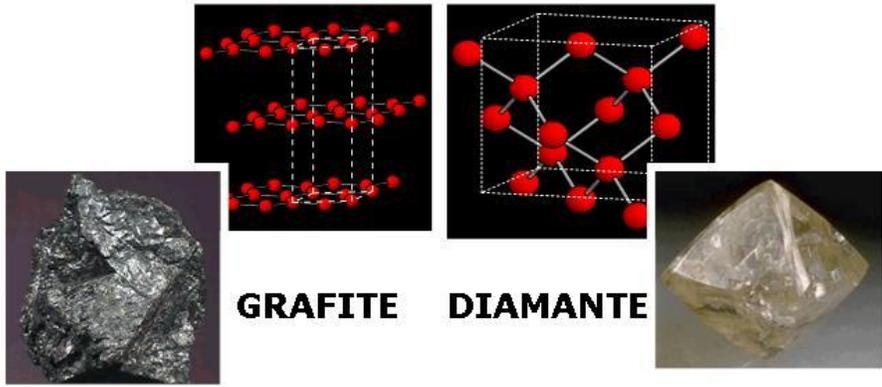


(atomi di carbonio ibridati  $sp^2$ )

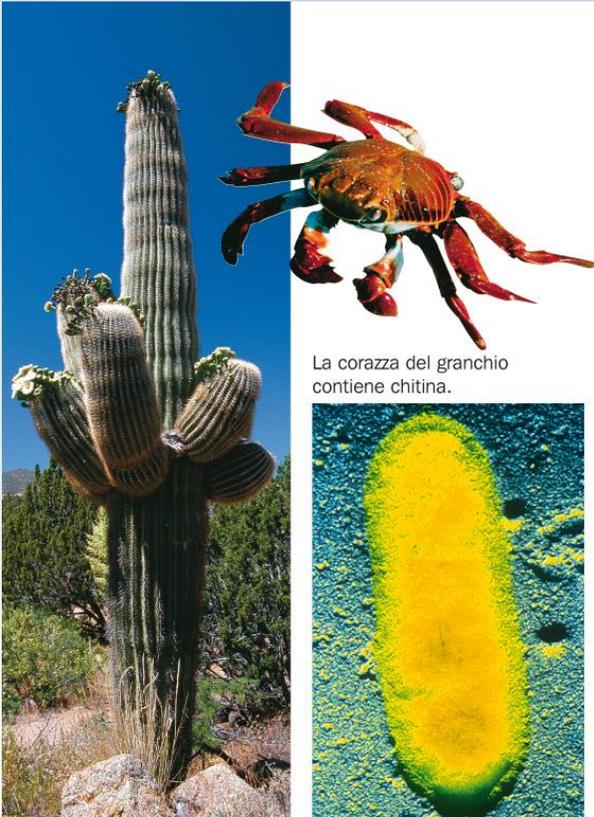


(atomi di carbonio ibridati  $sp$ )

- Nei composti organici, gli atomi di carbonio sono sempre ibridati e formano sempre quattro legami covalenti.
- I composti organici più semplici, gli **IDROCARBURI**, sono catene di atomi di carbonio legati fra loro da legami semplici, doppi o tripli e con tanti atomi di idrogeno quanti sono necessari per saturare le quattro valenze.



Il diamante è una delle tante forme allotropiche in cui può presentarsi il carbonio; in particolare il diamante è costituito da un reticolo cristallino di atomi di carbonio disposti secondo una struttura tetraedrica.



La corazza del granchio contiene chitina.

Le pareti cellulari dei batteri contengono peptidoglicano.

Le pareti cellulari delle cellule del cactus contengono cellulosa.

Il carbonio è l'elemento di base delle biomolecole. Una cellula batterica può contenere fino a 5000 tipi diversi di **composti organici**. Il carbonio presente anche nell'atmosfera sotto forma di anidride carbonica  $\text{CO}_2$

Il carbonio forma più di 2 milioni di composti differenti.

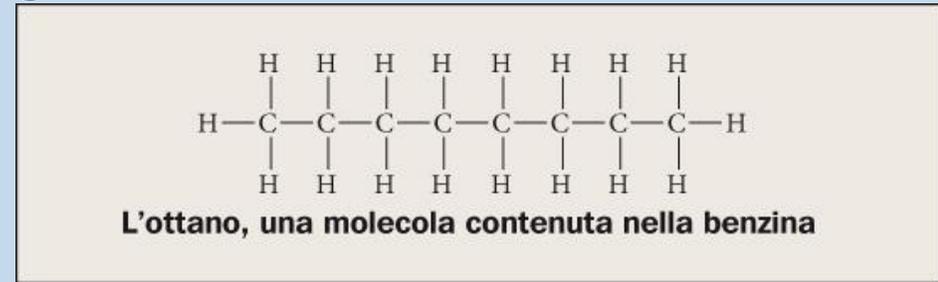
- I **composti del carbonio** sono costituiti principalmente da sei elementi: carbonio, idrogeno, ossigeno, azoto, fosforo, e zolfo, appartenente alla classe dei non metalli.
- Gli atomi di carbonio di azoto e di ossigeno possono formare legami semplici e doppi, il carbonio e l'azoto anche tripli.
- Questi elementi quindi sono quelli che possono formare composti più stabili in numero elevato.
- I composti organici si distinguono in tre grandi gruppi:
  1. gli **idrocarburi** sono composti costituiti esclusivamente da atomi di carbonio e di idrogeno
  2. i **derivati degli idrocarburi**, composti costituiti oltre che dato mi di carbonio ed idrogeno, anche da altri elementi come l'ossigeno, l'azoto, gli alogeni e lo zolfo. La presenza di questi atomi conferisce alle molecole proprietà chimiche e fisiche specifiche. Gli atomi o gli insiemi di atomi che caratterizzano i derivati idrocarburi sono detti **gruppi funzionali**
  3. Le **biomolecole**, distinte in carboidrati, lipidi, proteine e acidi nucleici. Sono **polimeri** (tranne i lipidi) costituiti prevalentemente da atomi di carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto.



# Il carbonio deve acquistare quattro elettroni per essere stabile

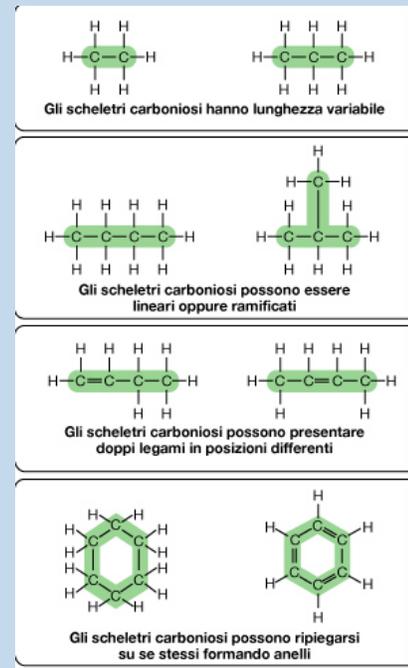
Ciascun atomo di carbonio può formare un legame con altri *quattro* atomi. Il *legame carbonio-carbonio* è di tipo covalente ed è stabile, consente quindi la formazione di **catene di carbonio** molto lunghe e resistenti.

Un atomo di carbonio forma facilmente legami con altri atomi di carbonio fino a formare catene (scheletri carboniosi) anche molto lunghe. Queste catene possono ramificarsi o chiudersi ad anello assumendo migliaia di strutture differenti.

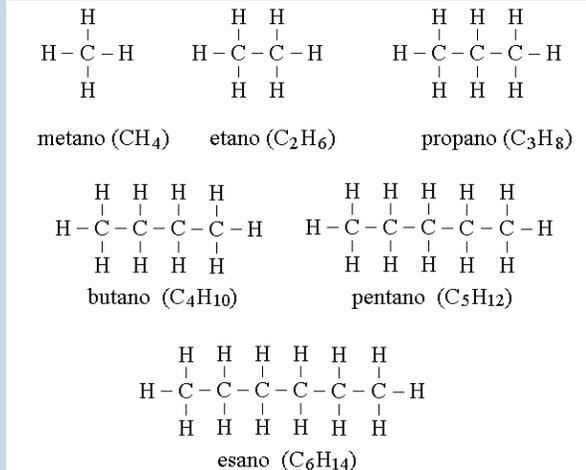


I composti più semplici del carbonio sono gli **idrocarburi** composti solo di C e H

▪ Gli atomi di carbonio possono formare tra loro legami semplici, doppi o tripli dando origine a catene lineari, ramificate o chiuse ad anello indicate come catene o scheletri carboniosi che rappresentano la struttura portante dei composti biologici.



## IDROCARBURI



# GRUPPI FUNZIONALI

Gli idrocarburi sono poco importanti dal punto di vista biologico.

Sono invece importanti altre molecole organiche nelle quali uno o più legami tra C e H sono sostituiti con legami con **gruppi funzionali**.

Le proprietà chimiche delle biomolecole dipendono dalla presenza di piccoli gruppi di atomi particolarmente reattivi chiamati **gruppi funzionali**. I principali gruppi funzionali presenti nelle biomolecole sono:

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

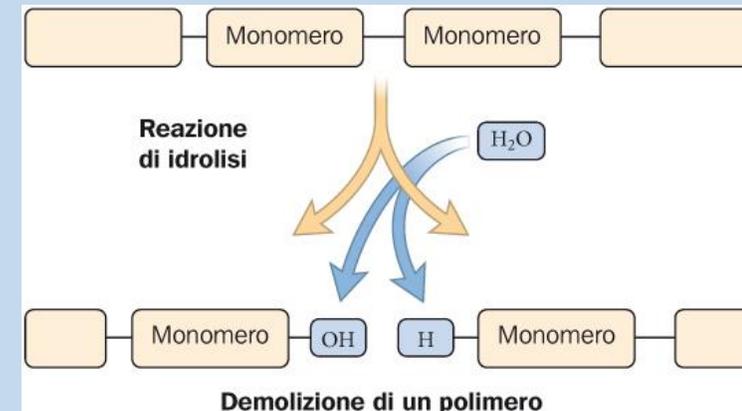
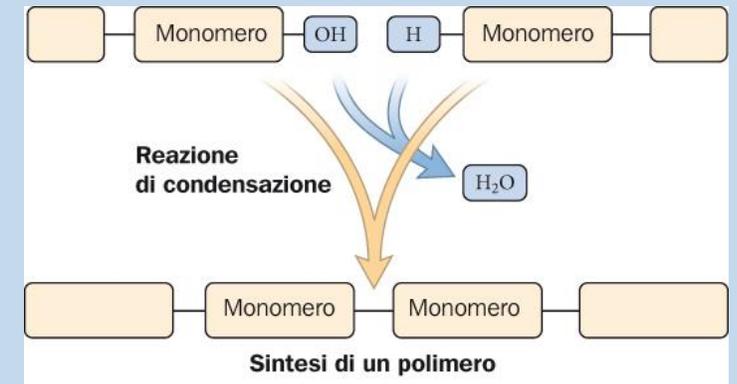
# POLIMERI

Con il termine **polimerizzazione** si intende la reazione chimica che porta alla formazione di una catena polimerica, ovvero di una molecola costituita da molte parti con le stesse caratteristiche che si ripetono in sequenza, dette **unità ripetitive**, a partire da molecole più semplici, dette **monomeri**.

Per la sintesi di un polimero, la cellula usa una **reazione di condensazione**, in cui viene liberata una molecola d'acqua.

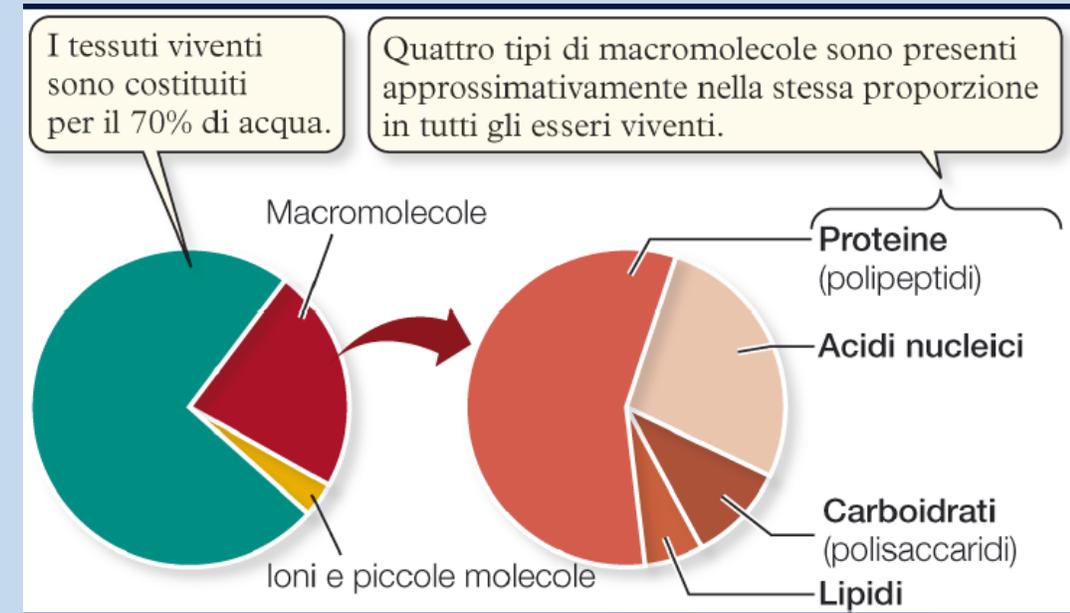
La reazione avviene grazie all'intervento degli *enzimi*, che mettono a contatto diretto i monomeri.

La reazione opposta è la demolizione di un polimero. Durante questo processo, una molecola d'acqua viene usata per rompere i legami tra i due monomeri. Il termine **idrolisi** significa infatti «spezzare con l'acqua».



# Macromolecole

I *carboidrati*, i *lipidi*, le *proteine* e gli *acidi nucleici* sono delle molecole di grosse dimensioni (**POLIMERI**) formate da sub-unità molecolari (**MONOMERI**) unite tra loro.



## Le classi di macromolecole

BIOMOLECOLA	POLIMERO	MONOMERO
Carboidrati	Polisaccaride (amido)	Monosaccaride (glucosio)
Lipidi	Grasso (olio)	Glicerolo e acidi grassi
Proteine	Polipeptide (albumina)	Amminoacido
Acidi nucleici	DNA, RNA	Nucleotide