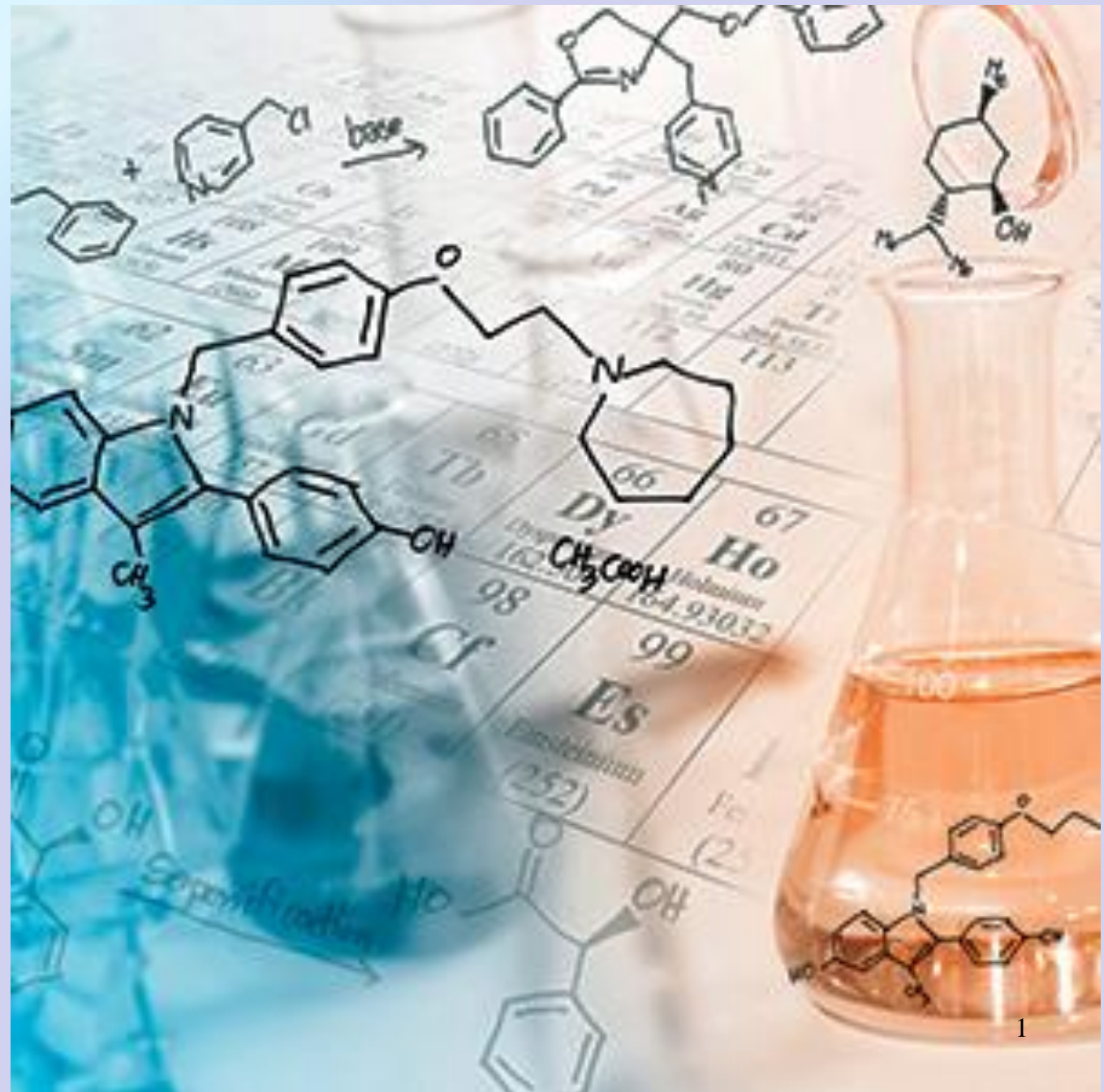




Precorso

2. Elementi di Biochimica Umana (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

ARGOMENTI



1. La chimica della materia vivente.
2. Legami chimici ed interazioni molecolari.
3. Le reazioni chimiche: proprietà, classificazione e cinetica.
4. La molecola d'acqua e le sue proprietà.
5. Soluzioni e loro proprietà. Acidi, basi e pH.
6. Sistemi tampone fisiologici.
7. Composti del carbonio: struttura e nomenclatura dei gruppi funzionali e loro reattività.

CARBON

2. Legami chimici ed interazioni molecolari

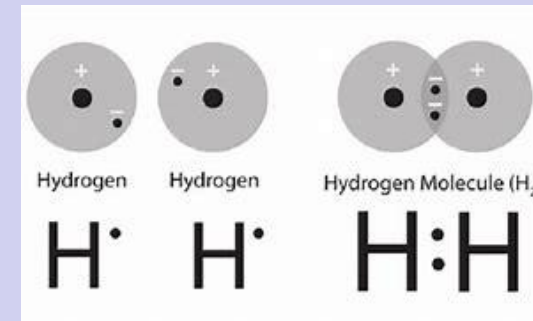
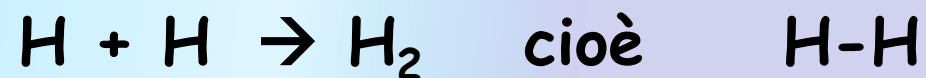
LEGAMI CHIMICI

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.

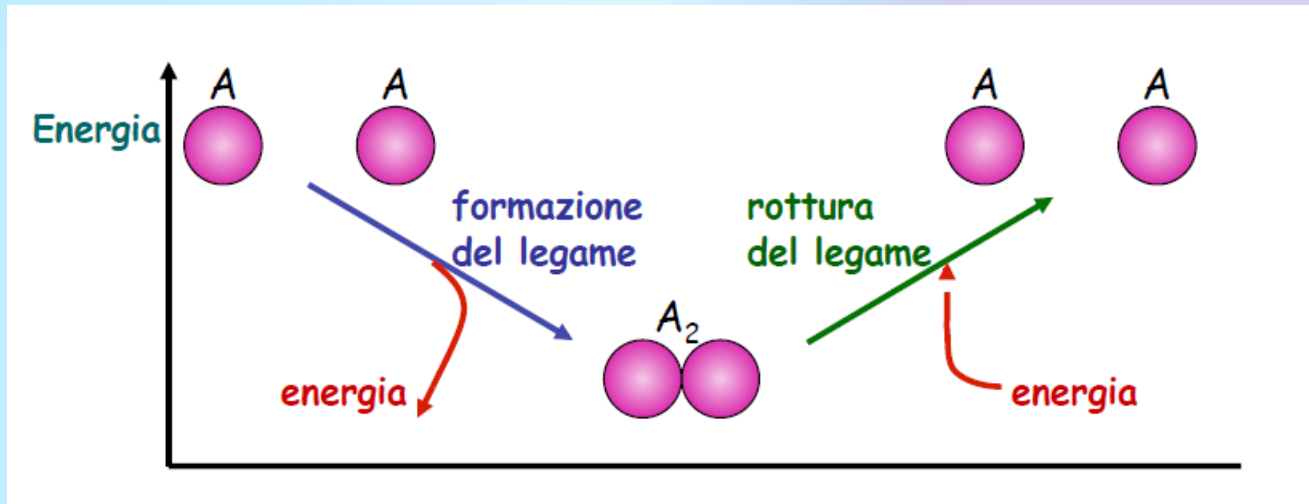
Es. l'idrogeno in natura esiste come molecola biatomica in cui due atomi sono legati fra di loro:



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**.



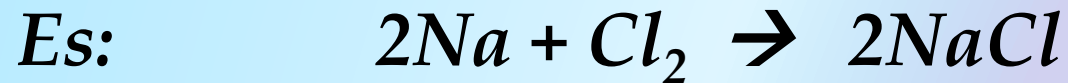
Formazione di un legame: processo esotermico (liberazione di energia)

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

LEGAMI CHIMICI

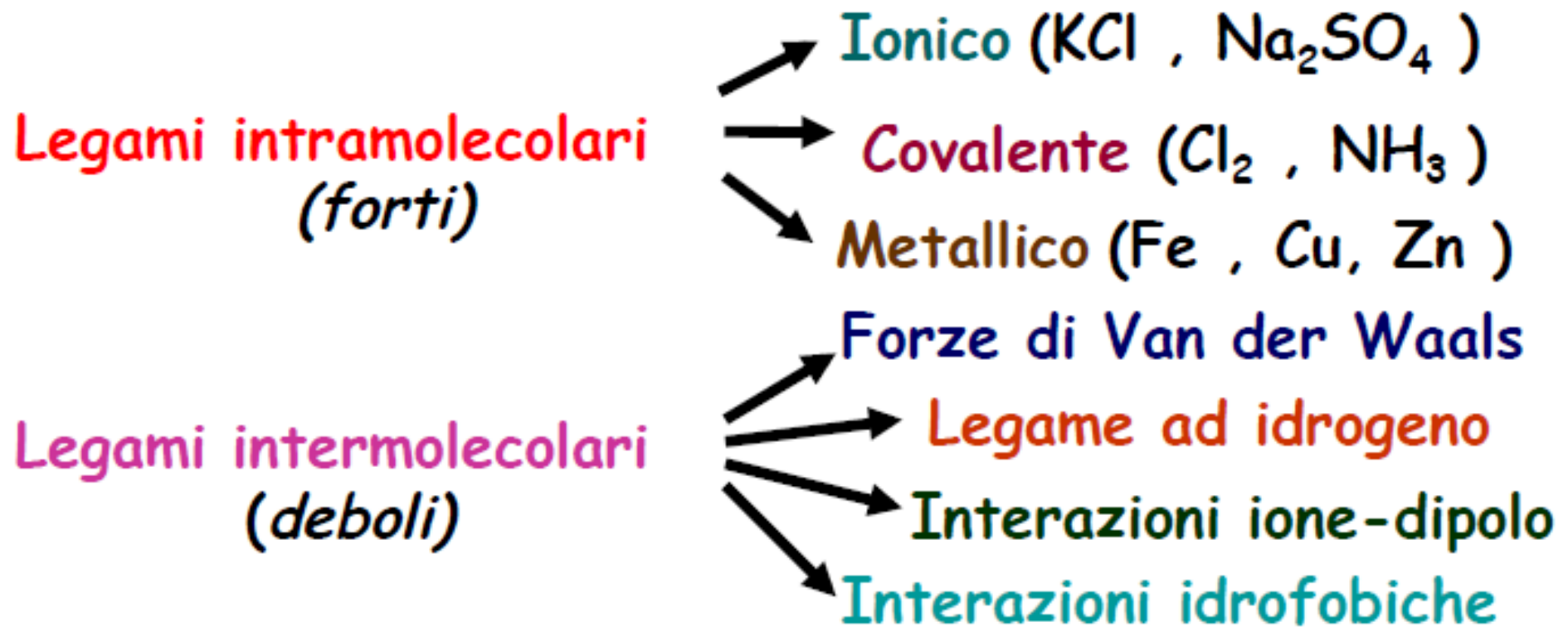
Si definisce **ENERGIA DI LEGAME** la minima energia che bisogna applicare, partendo dalla distanza di legame, per allontanare a distanza infinita tra di loro due atomi.

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.

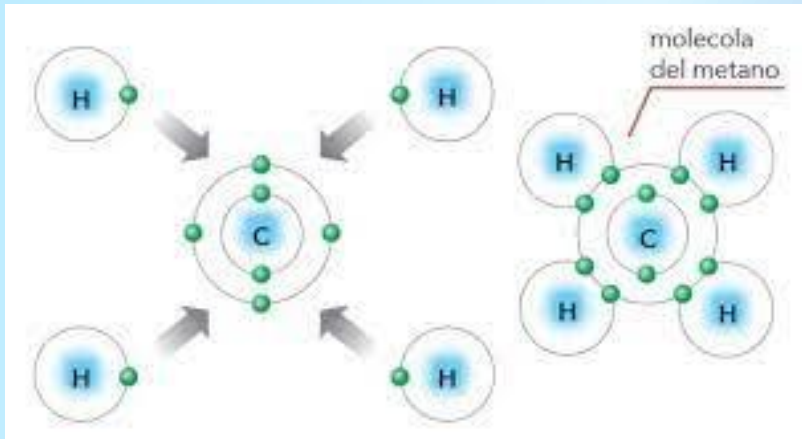
Classificazione dei legami chimici



✓ 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.

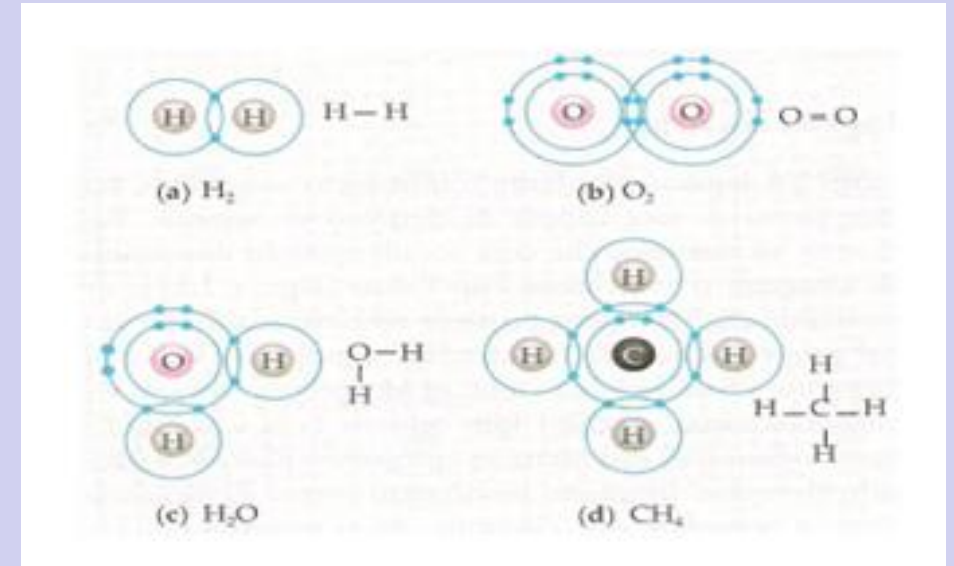
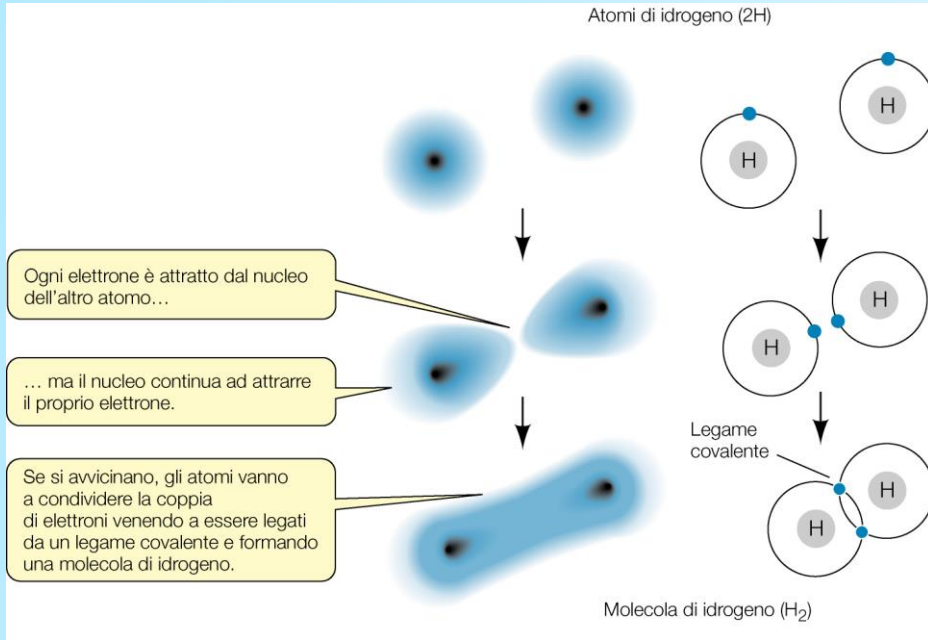
Ad esempio due atomi di H condividono una coppia di elettroni in modo tale che entrambi raggiungono la condizione con due elettroni nel un primo livello energetico (guscio **K oppure 1**)



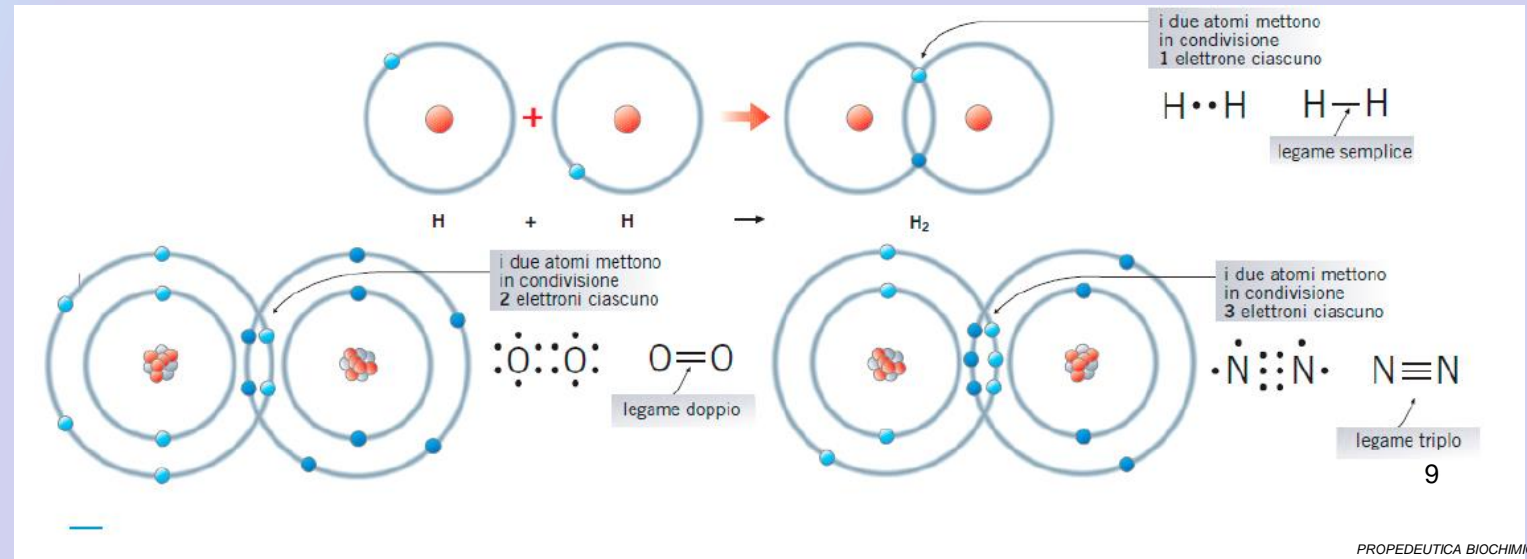
Un atomo di C condivide una coppia di elettroni con ciascuno dei quattro atomi di H cui si lega. In questo modo il C raggiunge la condizione stabile con 8 elettroni nel secondo livello energetico (guscio **L**)

LEGAME COVALENTE (molto forte)

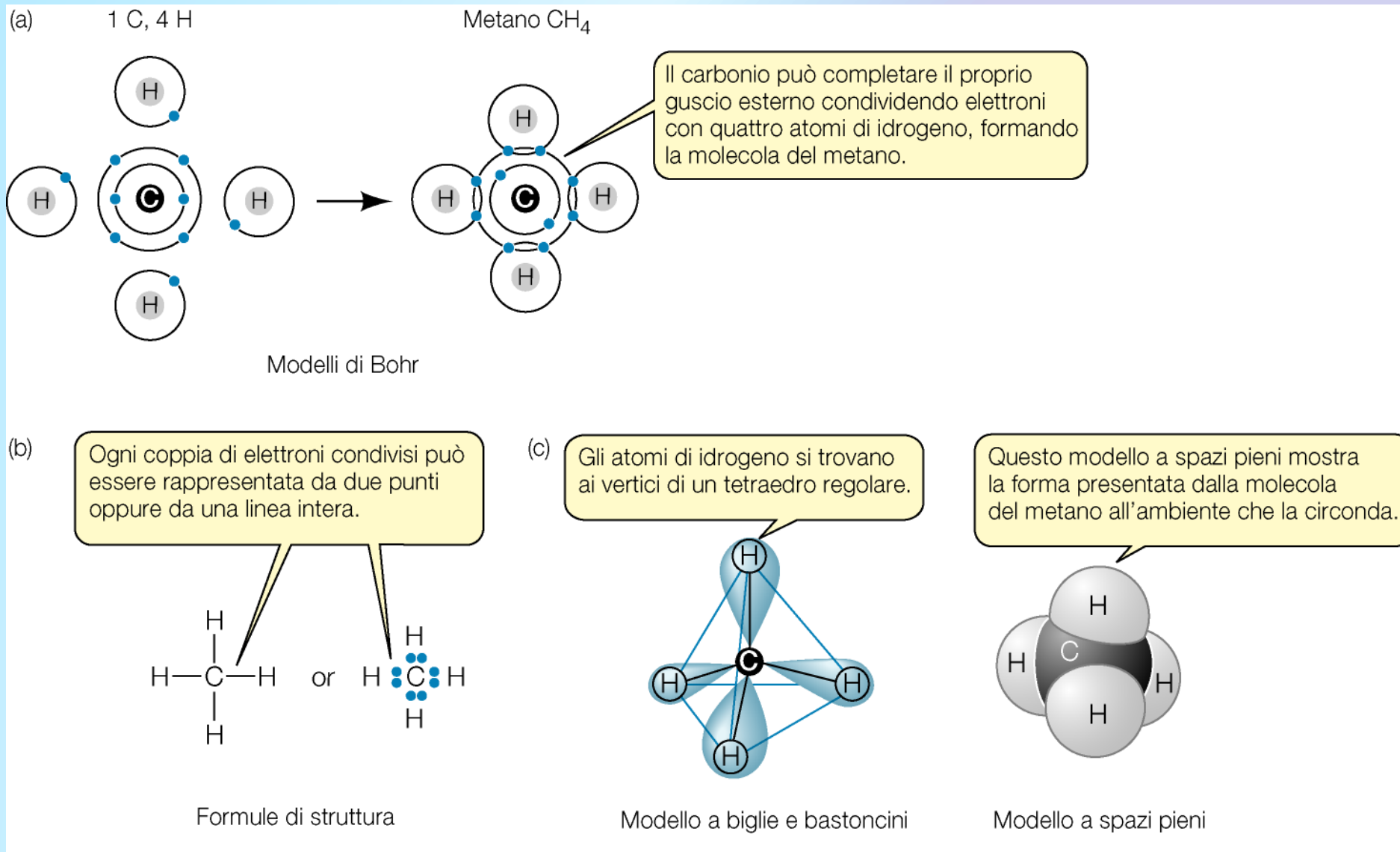
- Consiste nella **condivisione** di una o più (massimo tre) coppie di elettroni



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



✓ LEGAME COVALENTE

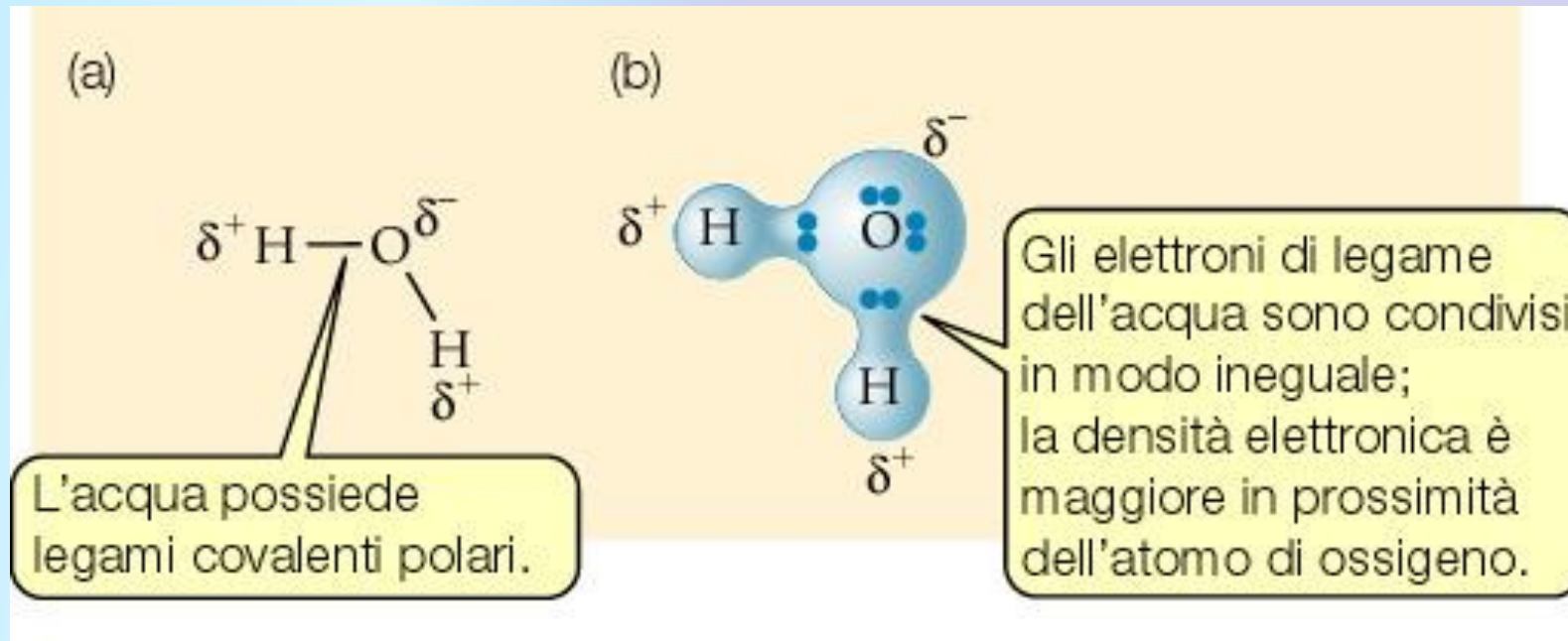


✓ LEGAME COVALENTE

- 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**

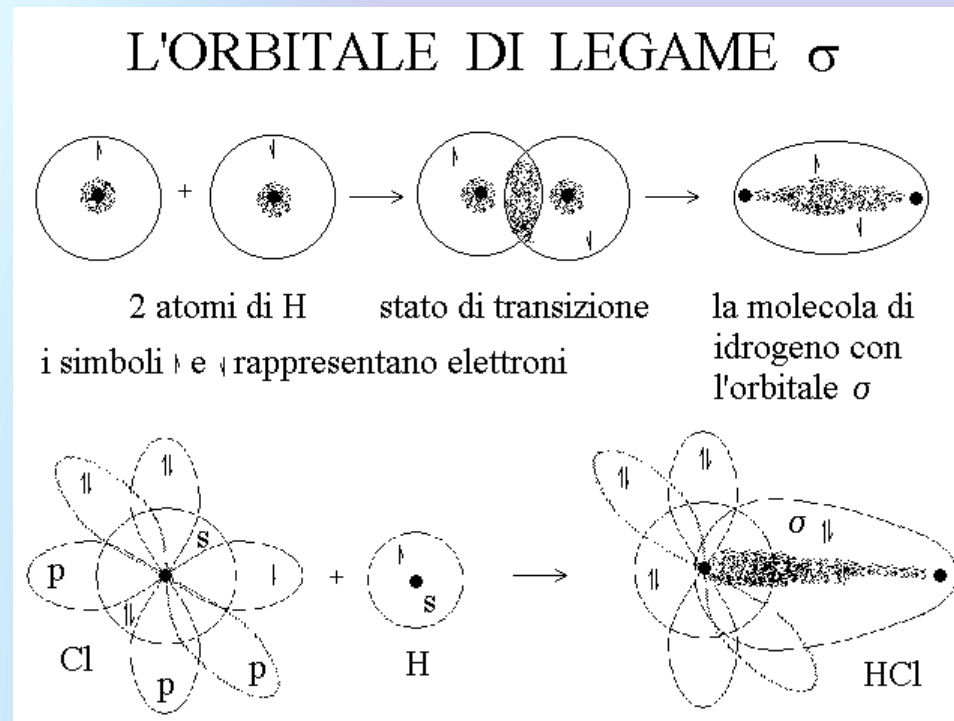
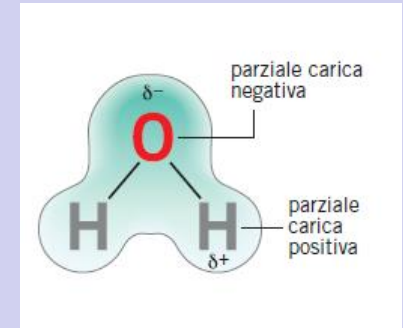


✓ Legami covalenti asimmetrici (polari) e simmetrici (apolari)

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

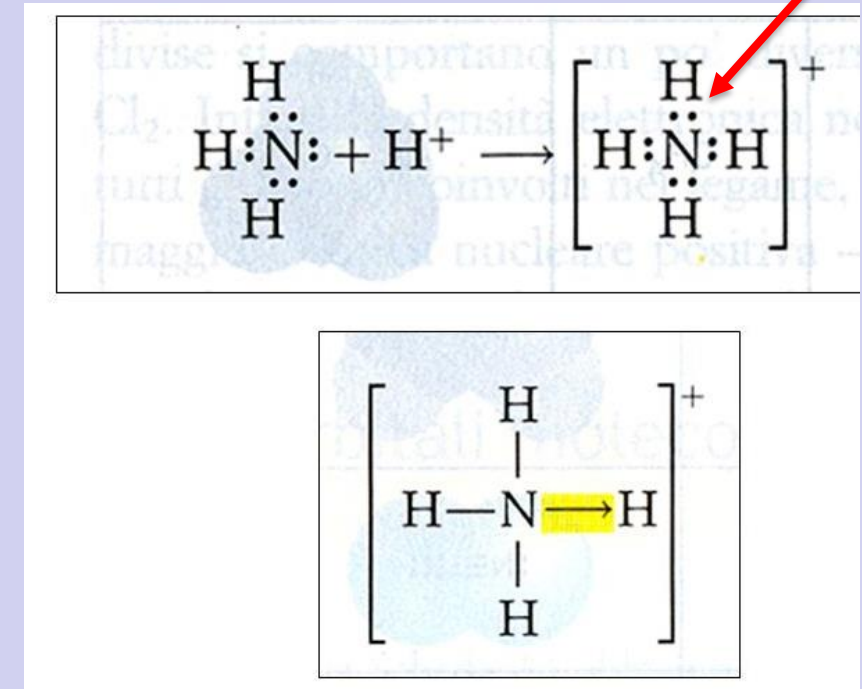
La molecola di idrogeno è **apolare**

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

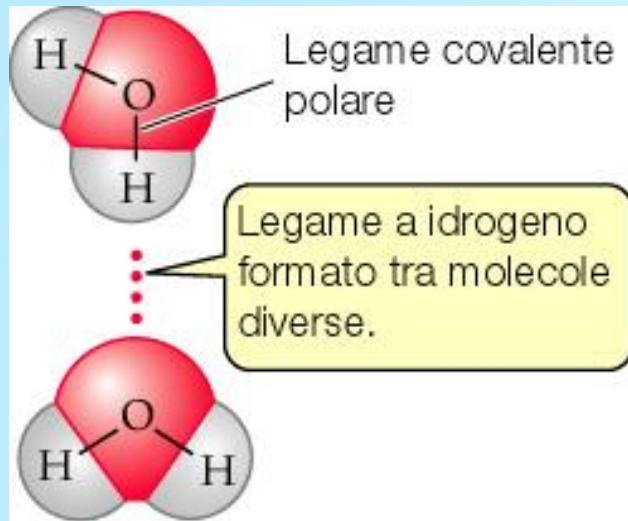


Legame di coordinazione (descritto in alcuni testi anche col termine **legame dativo** divenuto obsoleto) → particolare tipo di legame chimico covalente in cui una coppia di elettroni viene messa a disposizione direttamente da un solo atomo (donatore), mentre l'altro atomo che interviene nel legame non utilizza elettroni propri in compartecipazione bensì sfrutta la coppia "donata" dal primo atomo (accettore).

Il legame dativo, una volta formatosi, è della stessa natura di un legame covalente (si basa sempre su una coppia di elettroni condivisa, anche se fornita interamente da uno solo dei due atomi che si sono legati).



✓ 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.

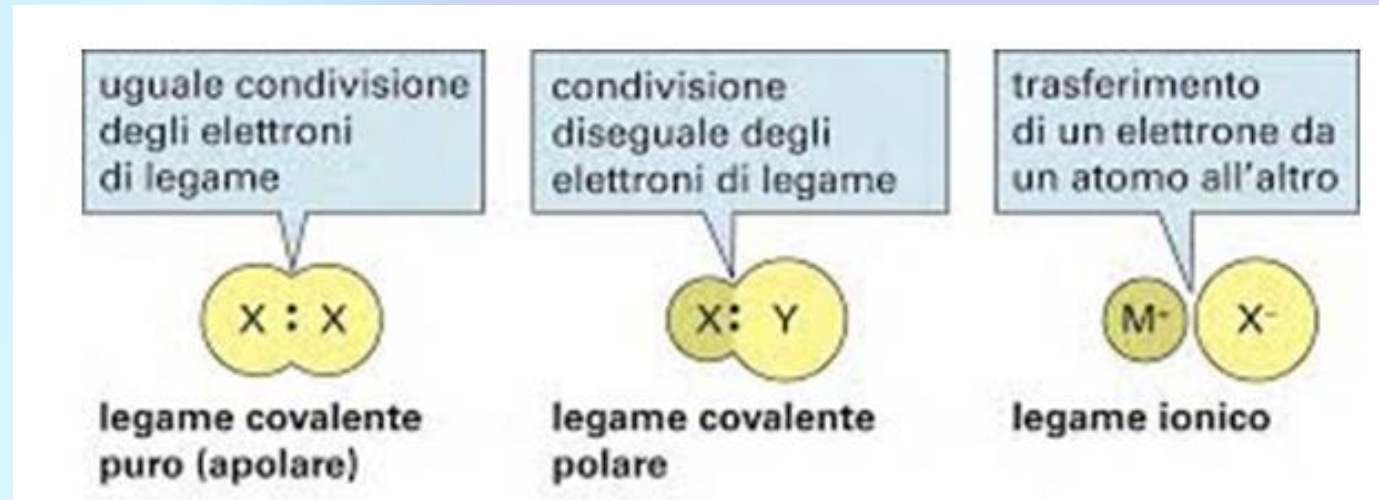
Un esempio di legame ad idrogeno è quello che si forma tra le molecole d'acqua

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)

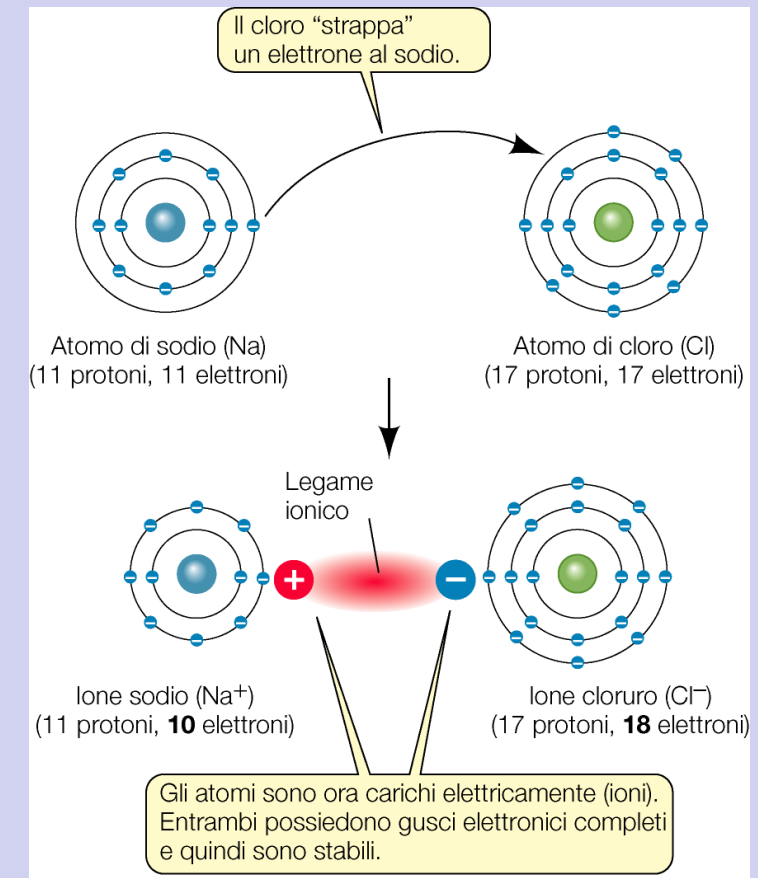
Quando due atomi differiscono notevolmente nella loro *elettronegatività* e uno mostra forte tendenza a perdere elettroni e l'altro ad acquistarli può avvenire il trasferimento di un elettrone da un atomo all'altro.

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

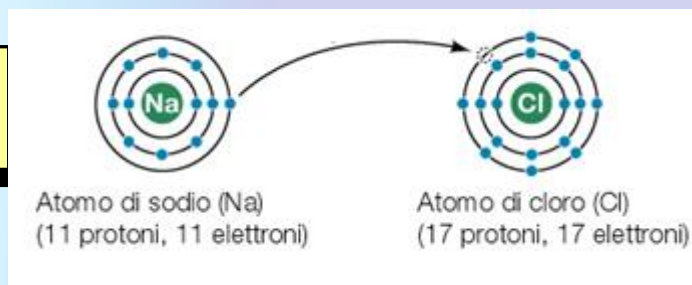
All'inizio i due atomi sono elettricamente neutri, ma instabili e fortemente reattivi.

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

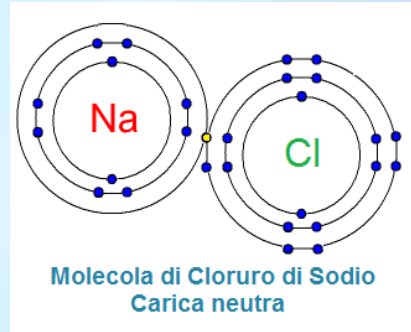
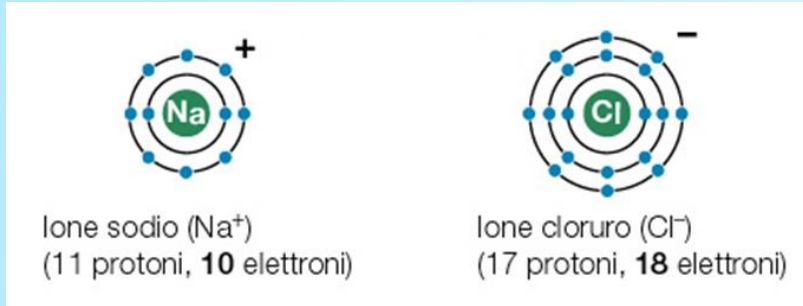


Il cloro "strappa" un elettrone al sodio



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

✓ LEGAME IONICO (forte)

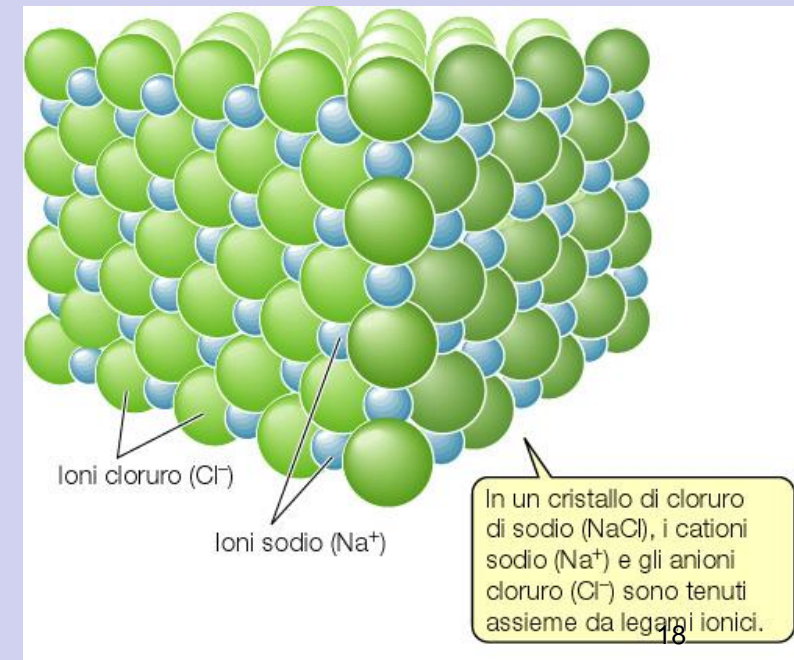


Ora però il sodio è caricato positivamente Na^+ (ha perso un elettrone cioè una carica unitaria) :CATIONE

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

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

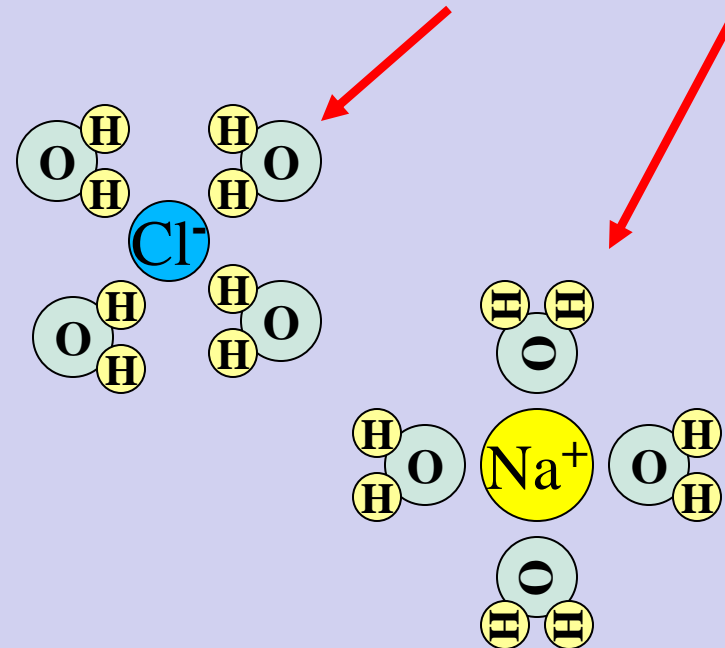
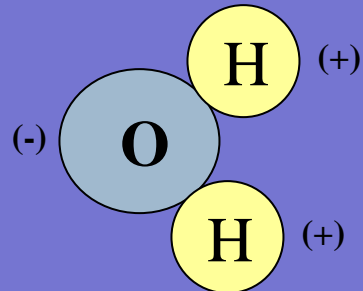
Allo stato solido i due ioni sono strettamente uniti a formare cristalli



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

La separazione dei due ioni in soluzione è resa possibile dal fatto che in sostituzione del legame forte tra Na^+ e 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 Na^+ che con Cl^-



✓ LEGAME IONICO

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

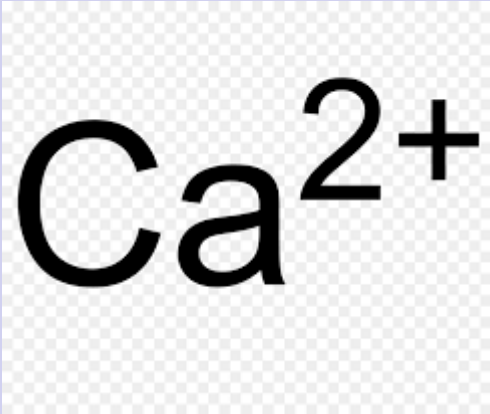
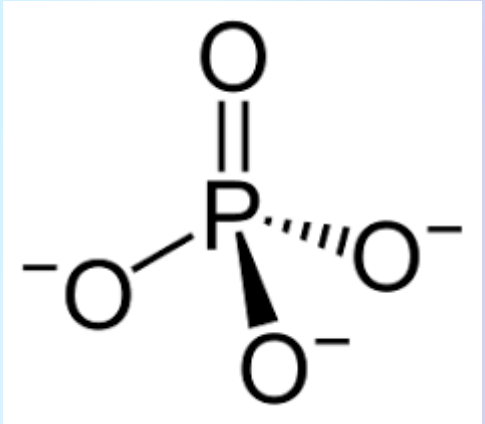
Fe⁺⁺⁺
Ione ferrico

Mg⁺⁺
Ione magnesio

Ca⁺⁺
Ione calcio

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

PO₄³⁻
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**

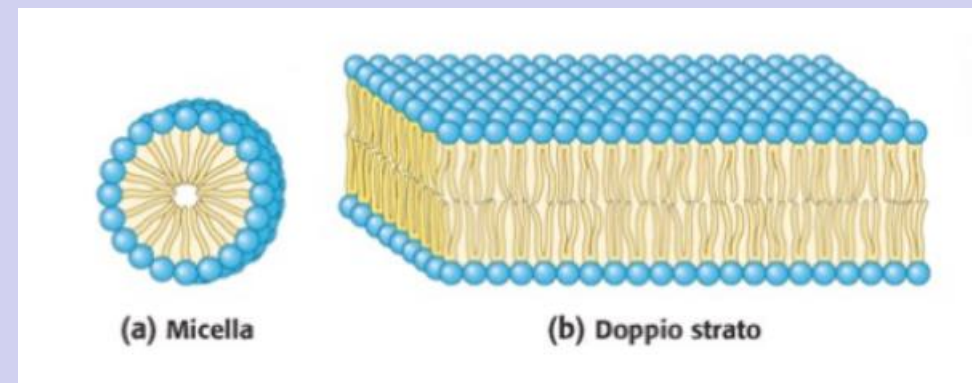
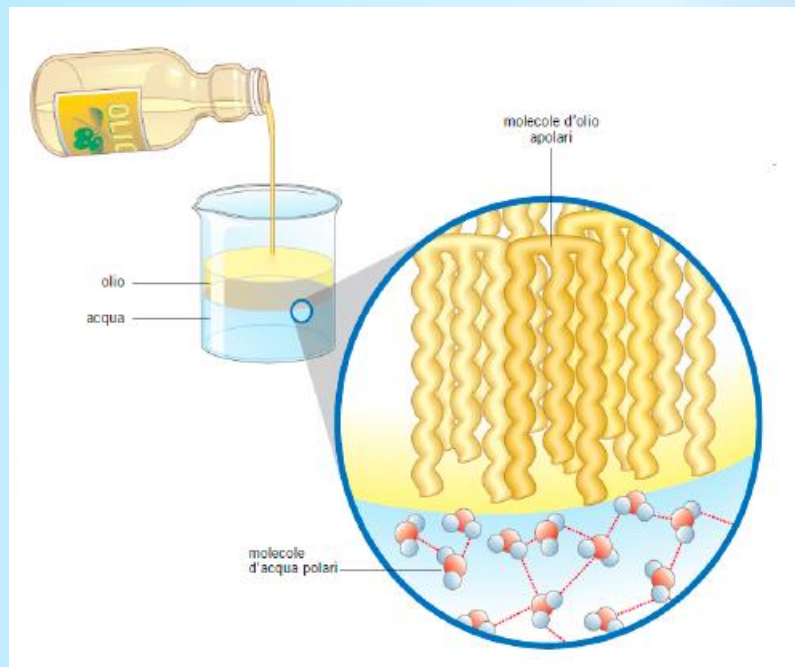
...le quali possono essere biologicamente importanti (es membrana citoplasmatica)

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

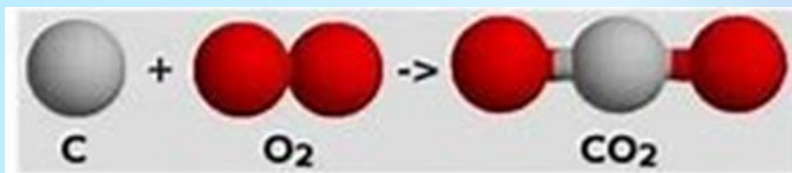
Ogni volta che una o più sostanze si trasformano in altre sostanze avviene un fenomeno chimico detto **reazione chimica**

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**."

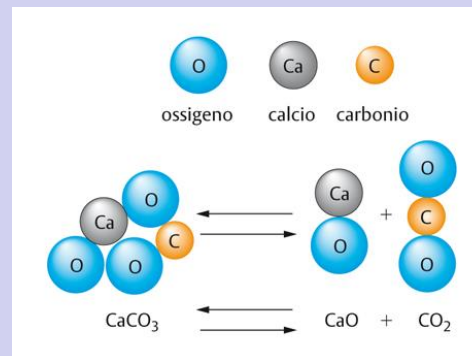
In altre parole, nel corso di una reazione chimica **la materia non si crea e non si distrugge**".

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



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

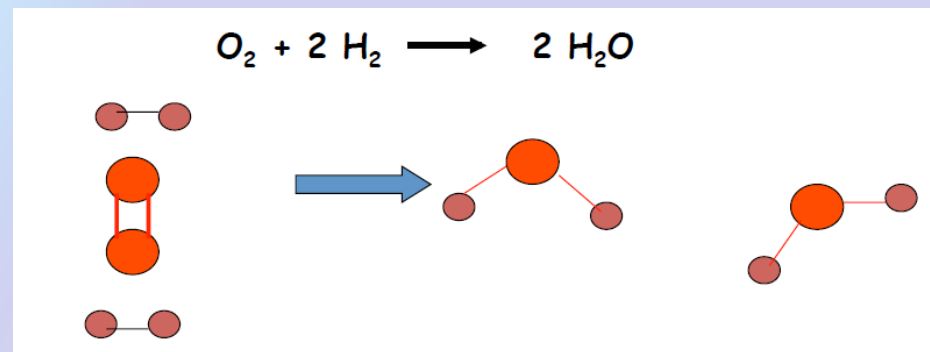


Per **meccanismo di reazione** si deve intendere il percorso che le molecole dei reagenti devono seguire per essere convertite in prodotti.

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.

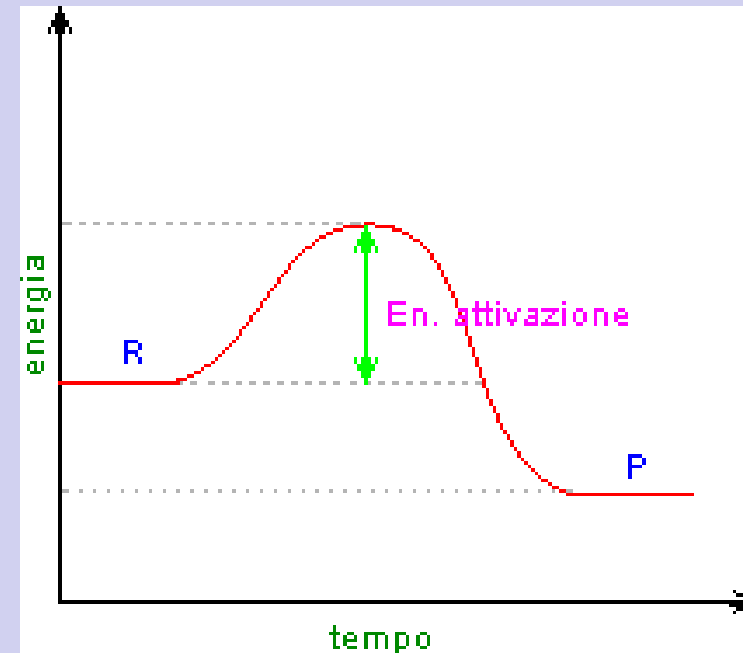
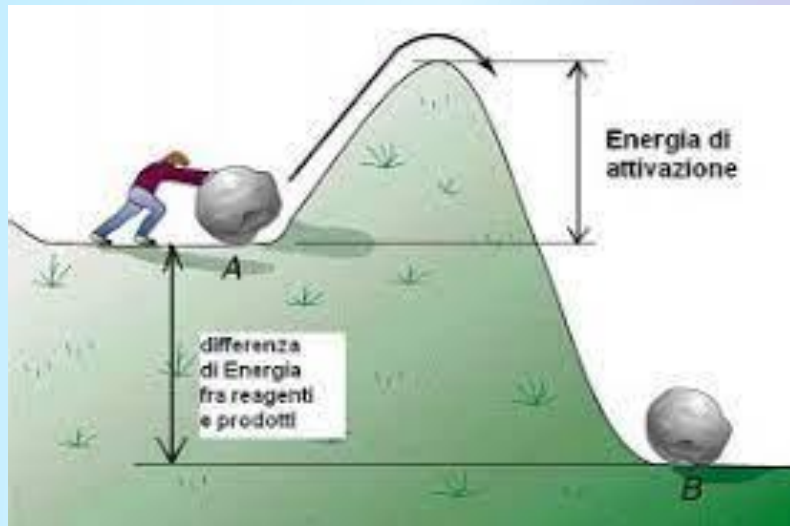
L'energia minima richiesto affinché l'urto dia luogo alla reazione chimica è detta **energia di attivazione** e dipende dalla particolare reazione considerata.

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

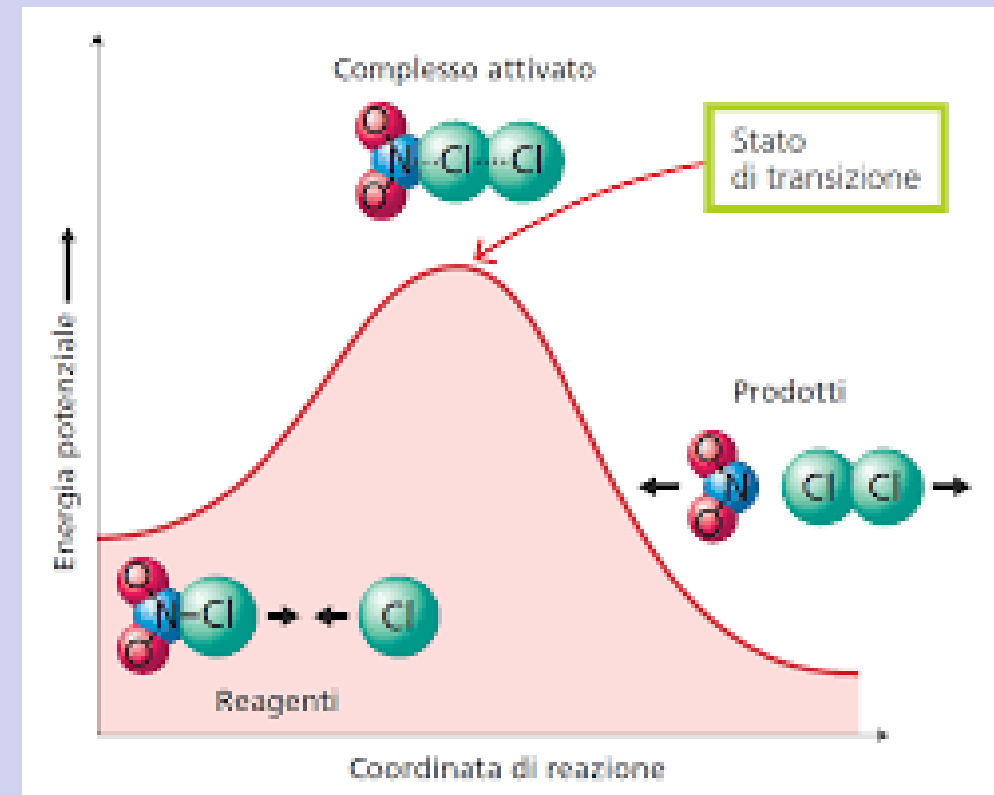
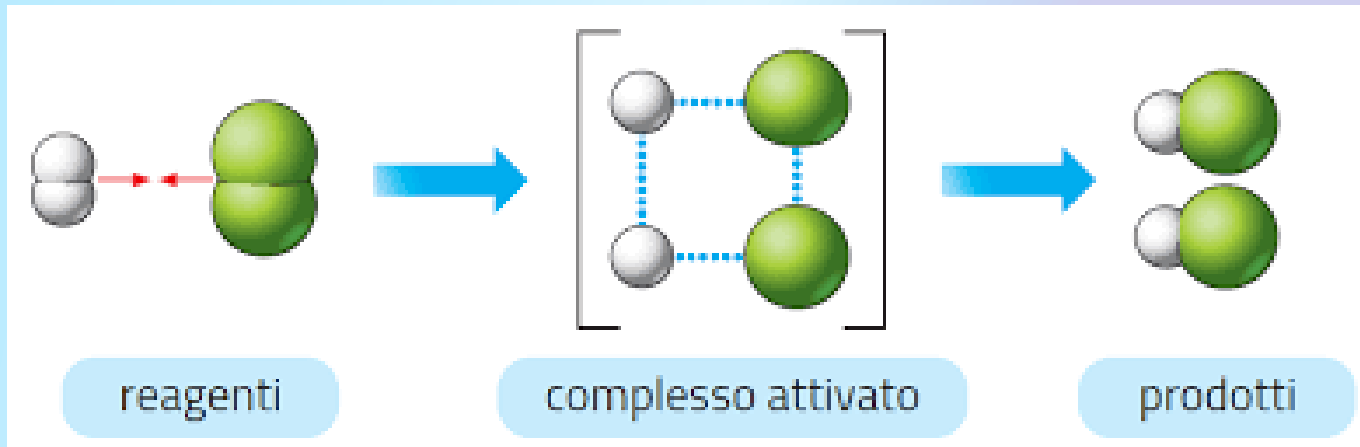
Ogni reazione per procedere necessita di raggiungere l' **energia di attivazione**, cioè l' **energia necessaria** per far superare al **sistema** chimico la "collina" che gli impedisce il passaggio da **reagenti** a **prodotti**

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**.

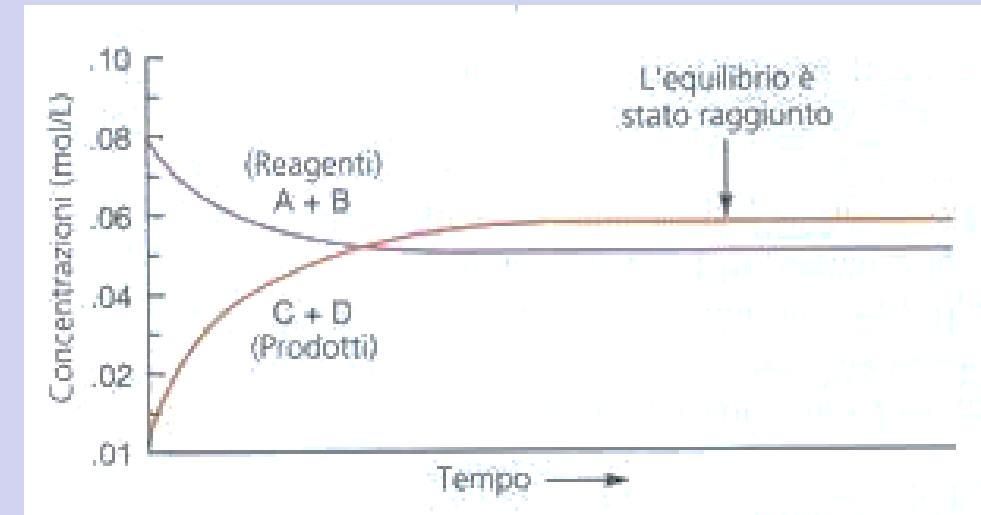


Equilibrio e velocità delle reazioni

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.

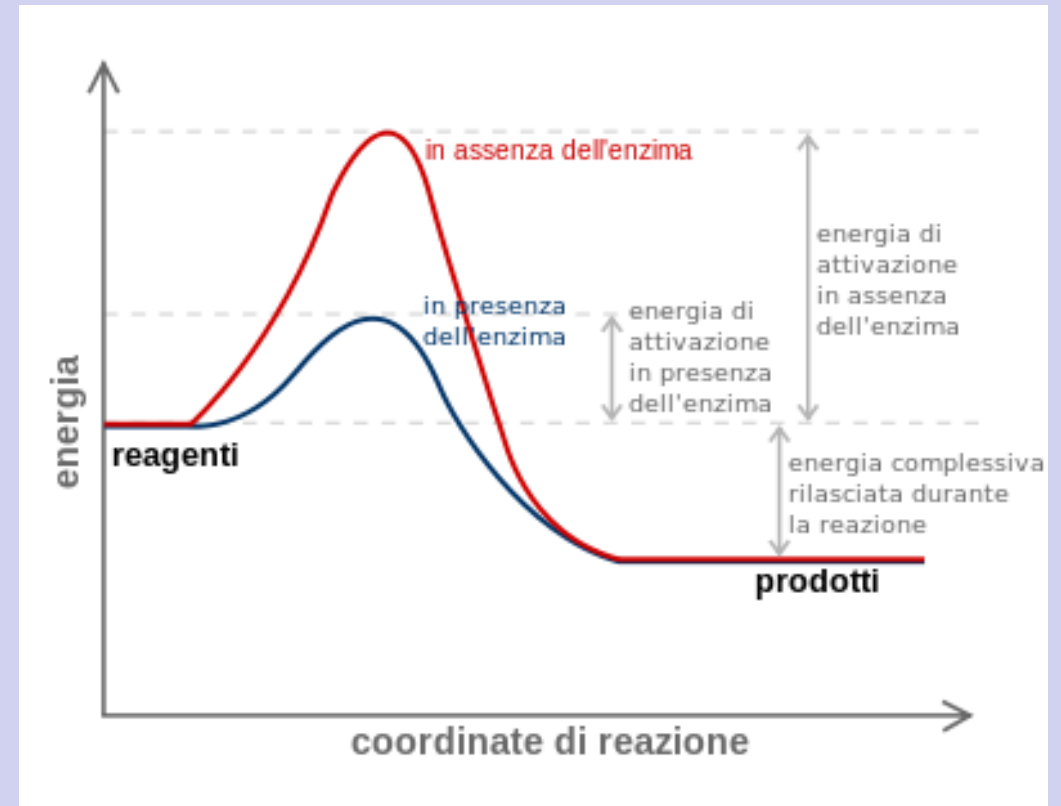
CATALIZZATORI



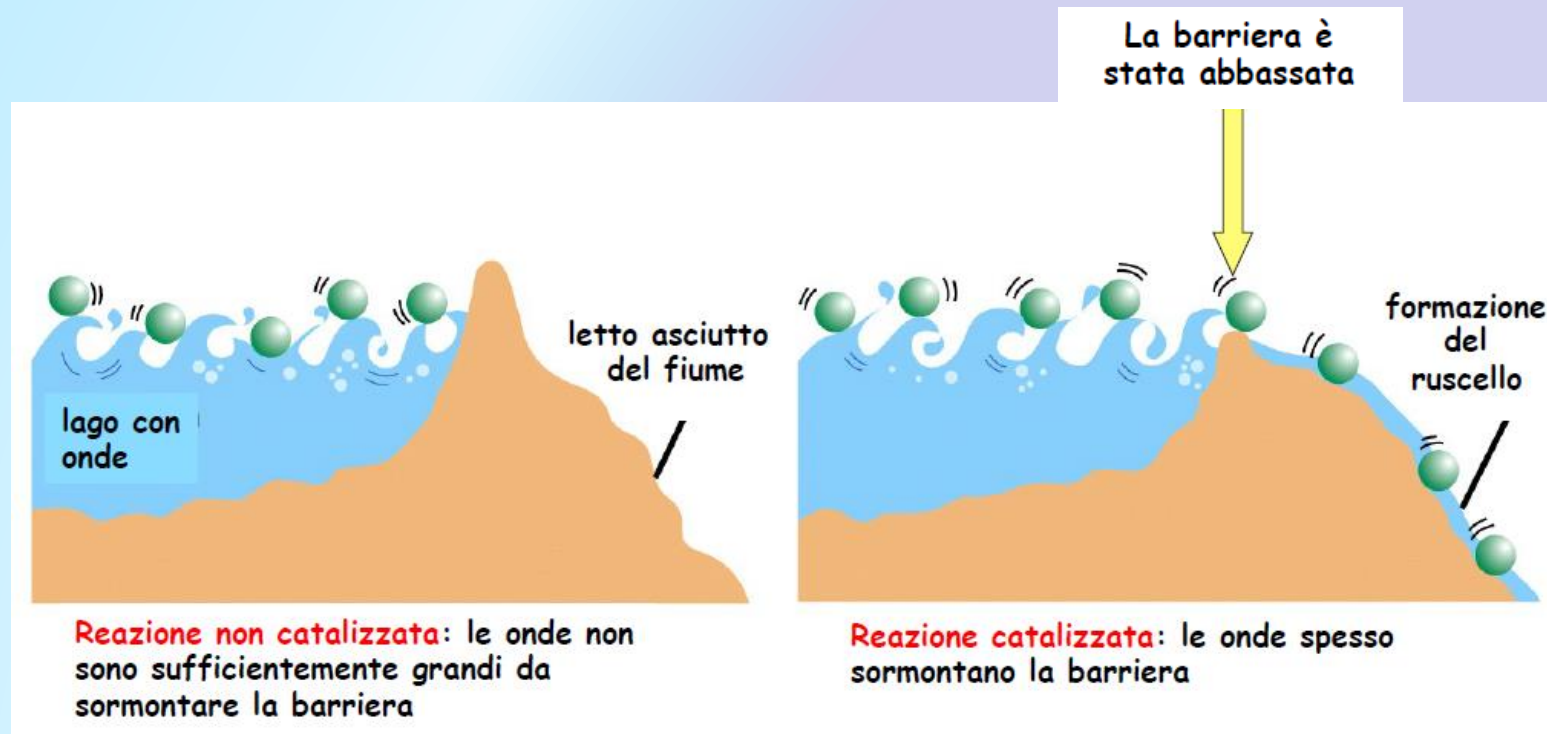
Il catalizzatore è un elemento, una molecola che ha la capacità di abbassare l'energia di attivazione di una reazione chimica facilitandola, accelerandola.

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.



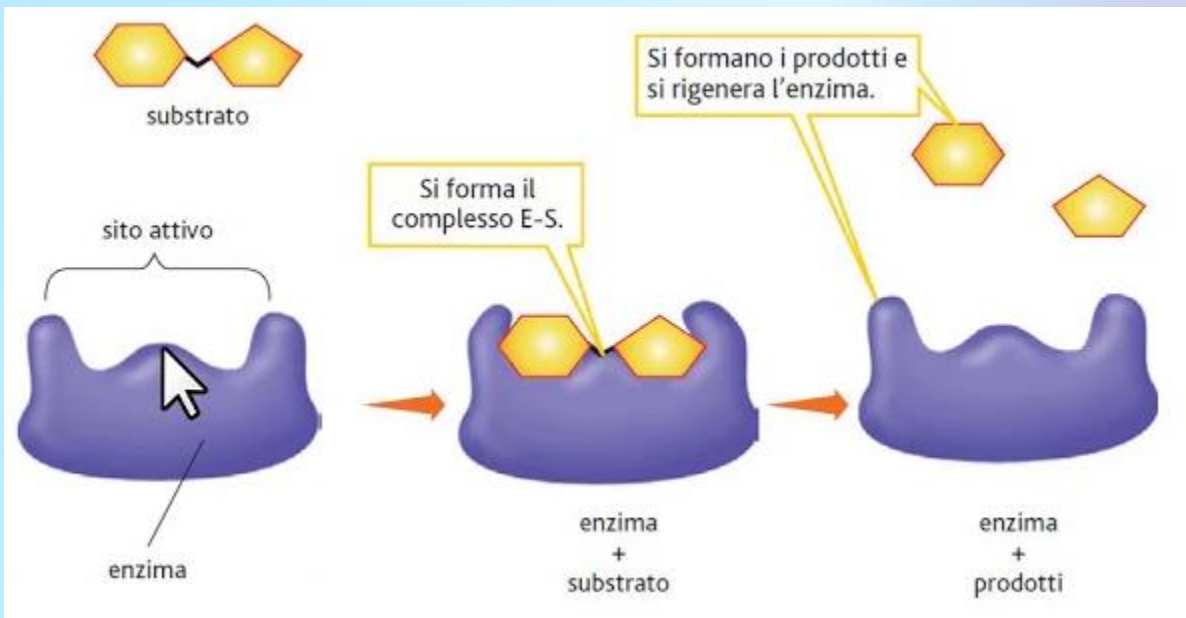
EFFETTO DEL CATALIZZATORE



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

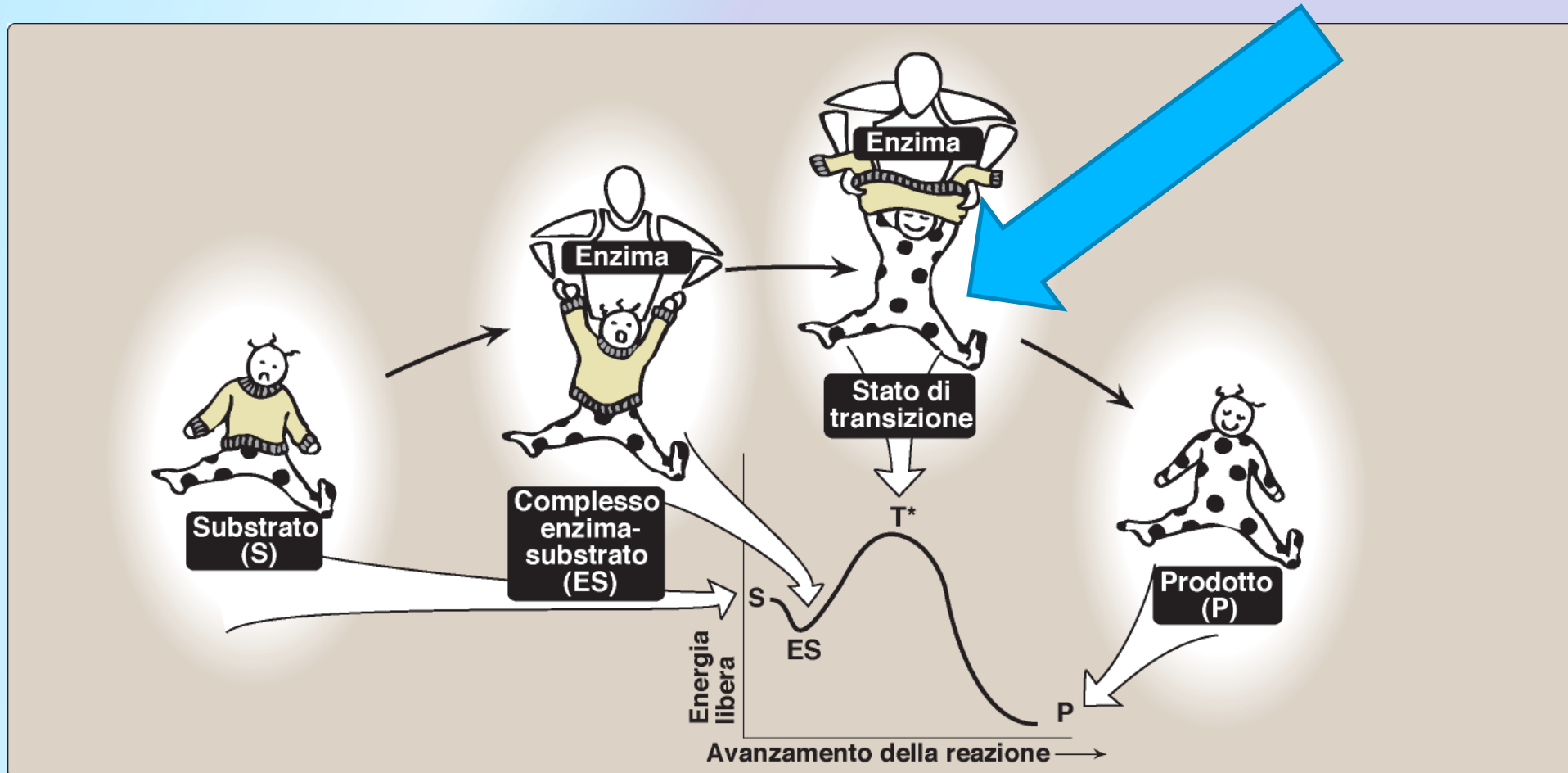
Non vengono consumati

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

Ecco una rappresentazione schematica delle modificazioni dell'energia che accompagnano la formazione di un complesso E-S e la successiva formazione di un complesso nello stato di transizione:





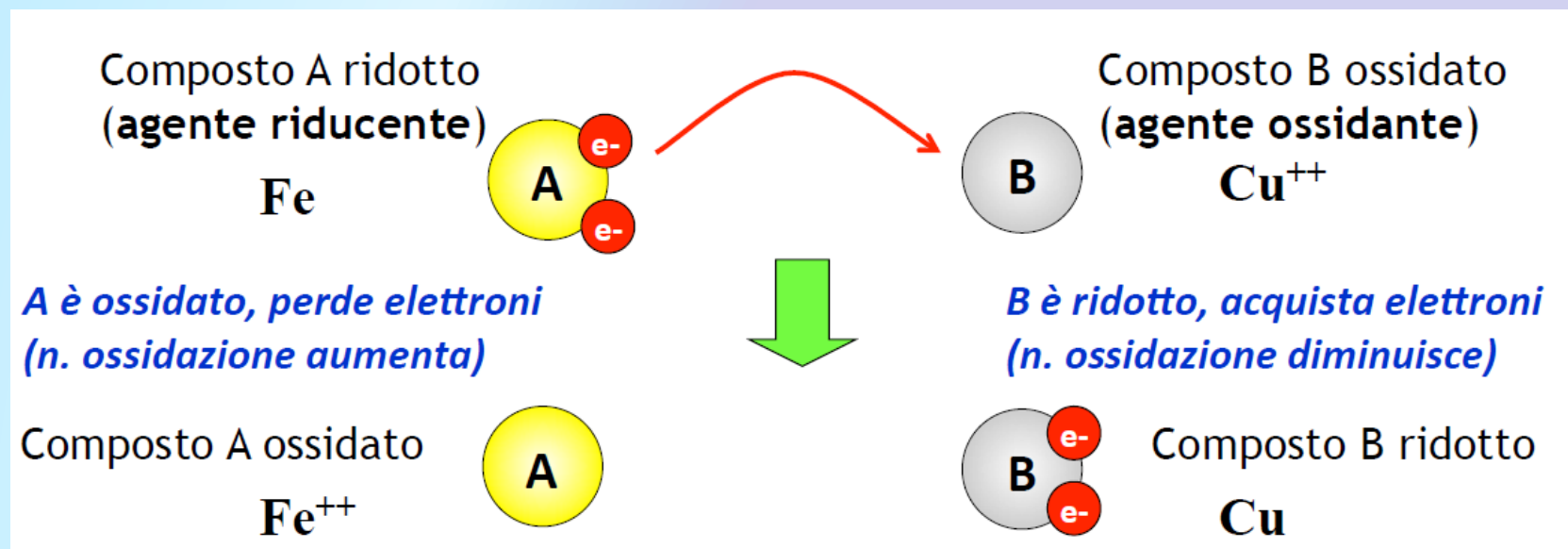
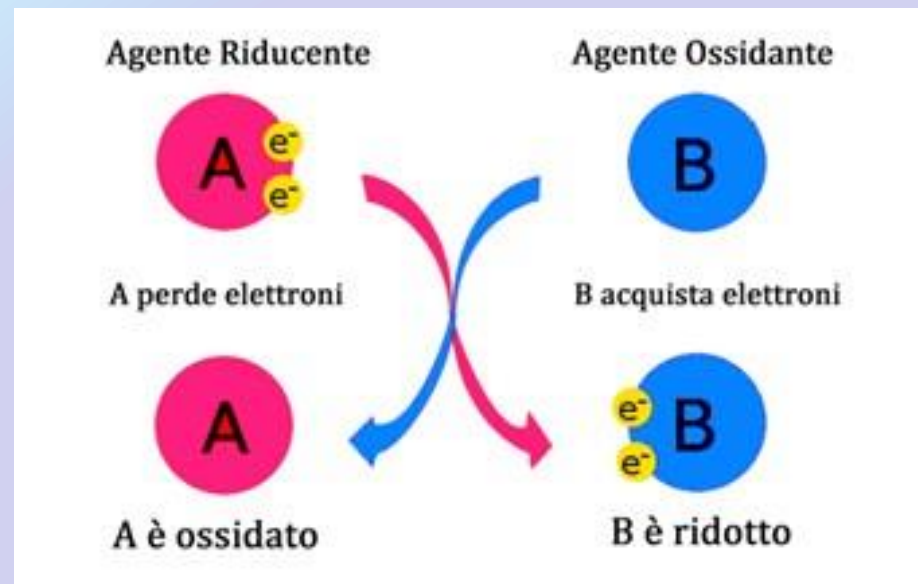
Le reazioni chimiche possono suddividersi in due grandi classi:

- 1. Reazioni di ossido riduzione**
- 2. Reazioni non di ossido riduzione**

Reazioni di ossido riduzione

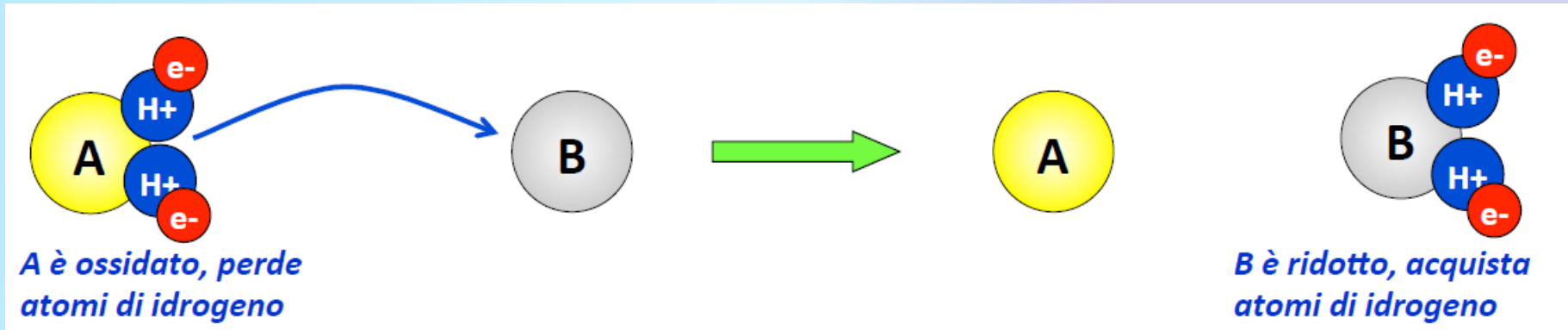
Hanno alla base la **CESSIONE** di elettroni tra le specie chimiche reagenti. In particolare:

- La specie chimica che perde elettroni si **OSSIDA** (ha azione riducente)
- La specie chimica che acquista elettroni si **RIDUCE** (ha azione ossidante)



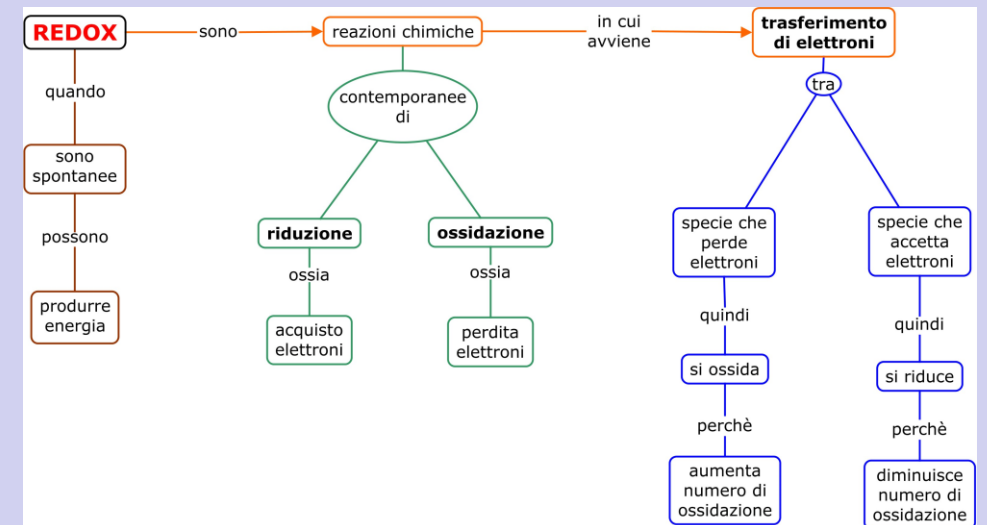
Una reazione di ossidoriduzione comporta sempre il trasferimento di elettroni da una sostanza che si ossida (riducente) ad una che si riduce (ossidante).

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.

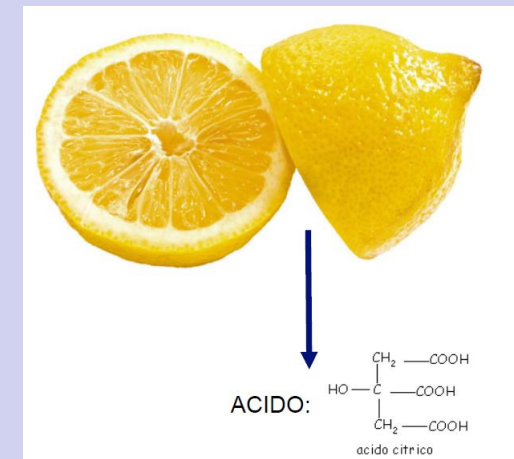
Altre sostanze invece presentano un gusto differente. Ad esempio se sciogliamo un cucchiaino di **bicarbonato di sodio** in un bicchiere di acqua la soluzione è un sapore amarognolo; il bicarbonato di sodio e le sostanze che presentano lo stesso comportamento sono dette **basi**.



Basi

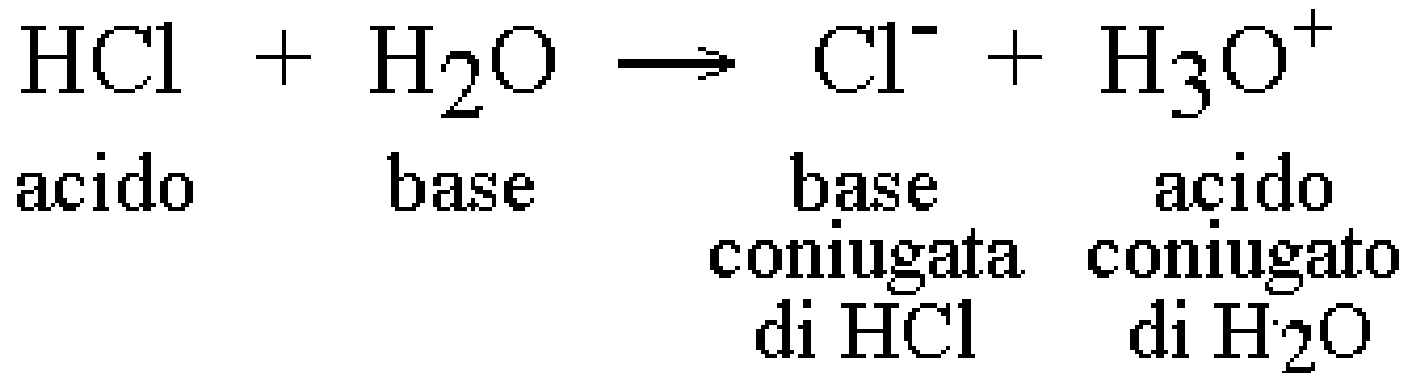


Acidi



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”.

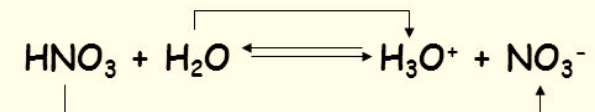
“Base è una specie chimica che in soluzione acquosa dà uno o più ioni ossidrile”.



□ 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

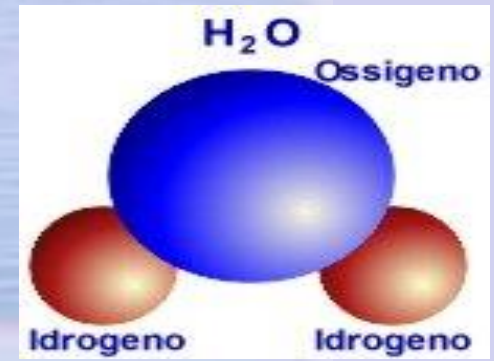
Requisito necessario perché un composto sia un **acido** → avere almeno un atomo di idrogeno

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



La vita dipende dall'acqua

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

Il nostro pianeta visto dallo spazio appare formato per la maggior parte di acqua; infatti il **71%** della sua superficie è occupata da mari e oceani e solo il 29% delle terre emerse.

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

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



L'acqua = H₂O

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 H₂O, i 2 H hanno il proprio elettrone che forma un legame covalente con uno elettrone dell'atomo di O

Legame covalente

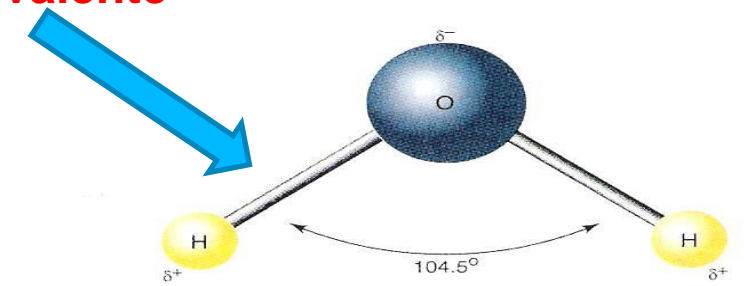


Fig.1.2. Formula di struttura di una molecola di acqua. L'angolo del legame H-O-H è di 104,5°; entrambi gli atomi di idrogeno presentano una parziale carica positiva mentre l'atomo di ossigeno possiede una parziale carica negativa. Questa distribuzione elettronica conferisce alla molecola caratteri di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

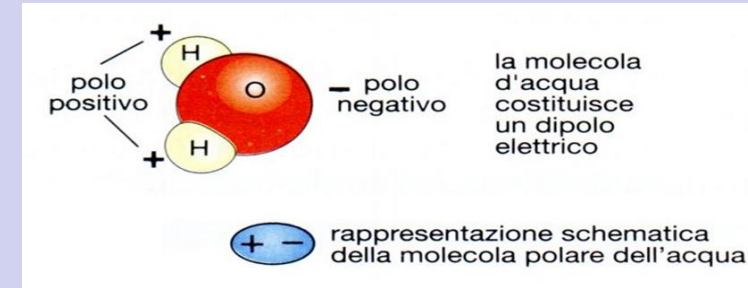
DIPOLO

La forma geometrica e l'elettronegatività rendono la molecola di H₂O una molecola POLARE, con l'O con carica - e i due atomi di H con carica +.

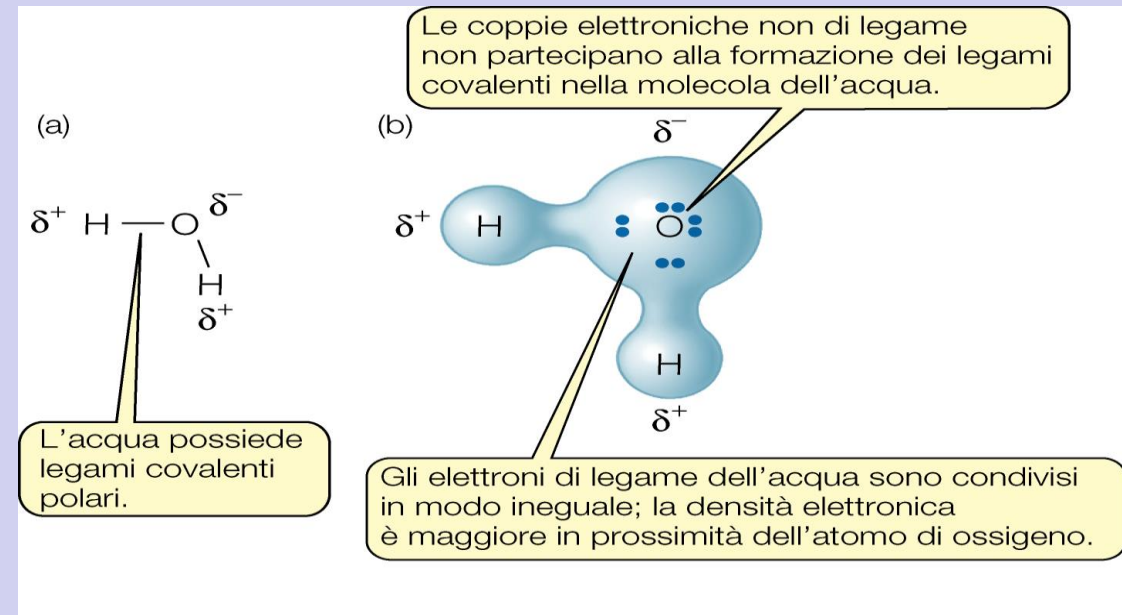
Ogni molecola di H₂O è un piccolo DIPOLO.

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)



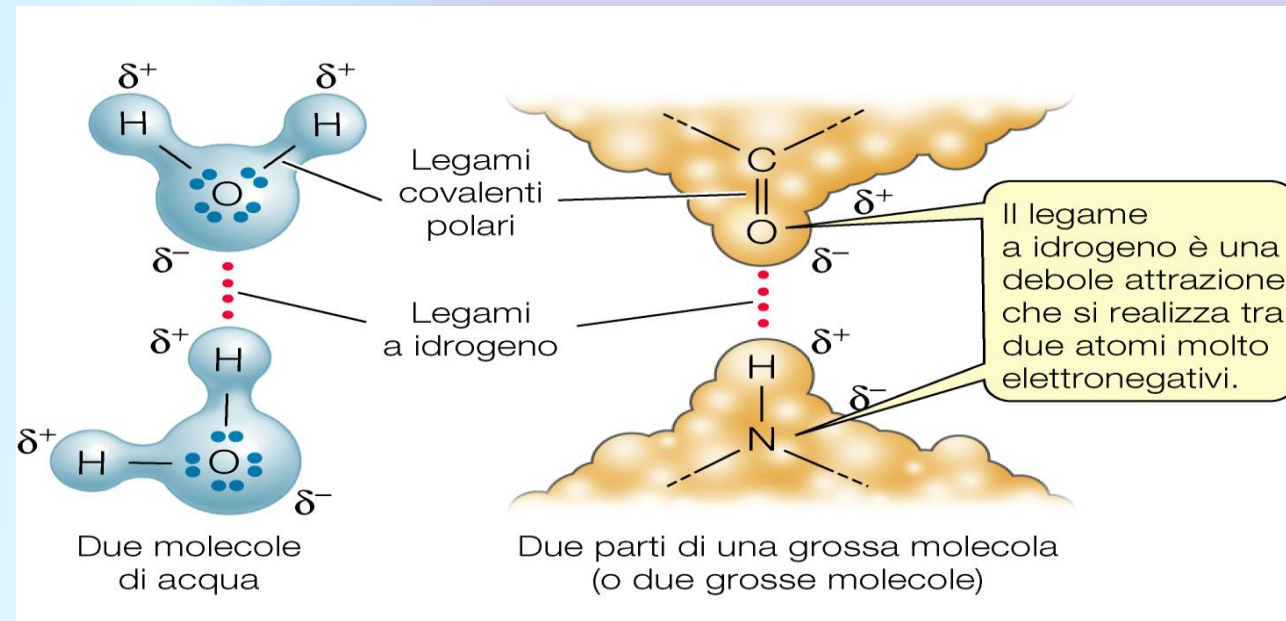
Legame covalente polare



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)

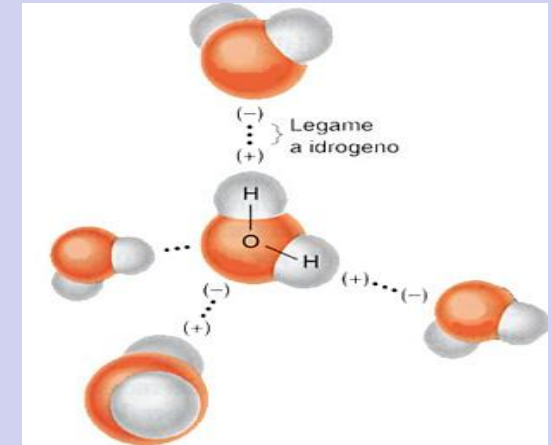
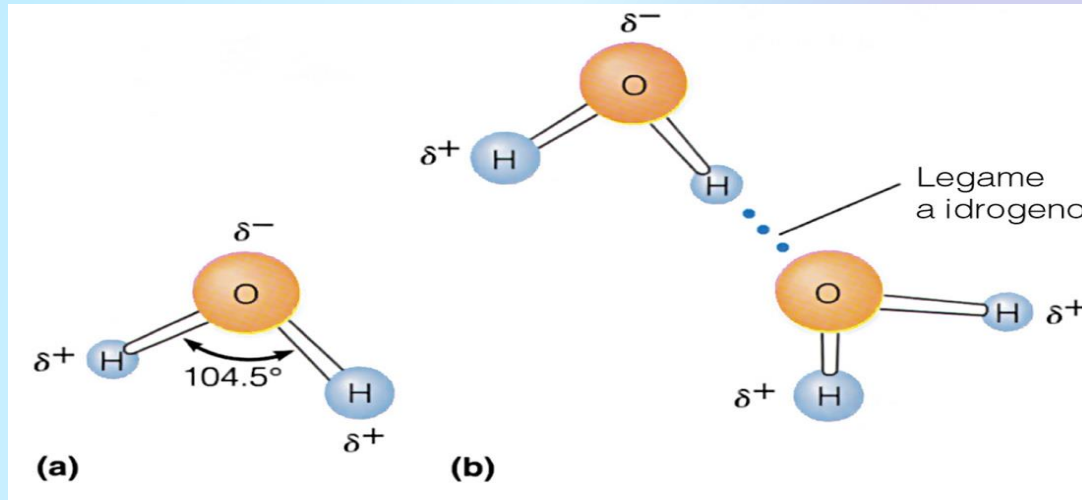
Legame circa 20 volte **meno forte** del covalente



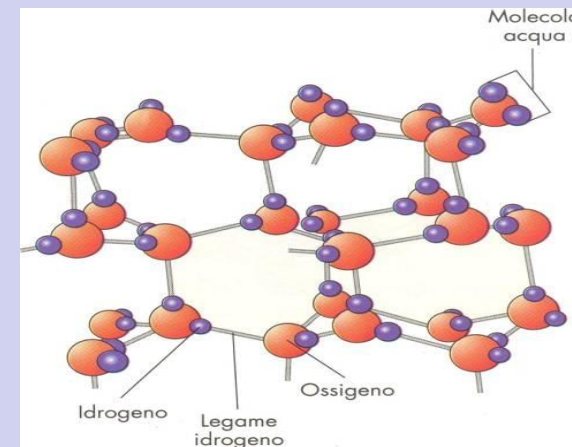
Acqua

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

Questo rende la molecola di H_2O una molecola speciale.



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



Alcune proprietà dell'acqua

- ✓ **Capacità termica**
- ✓ **Calore di evaporazione**
- ✓ **Punto di ebollizione**
- ✓ **Densità**
- ✓ **Tensione superficiale**
- ✓ **Forza di coesione**
- ✓ **Punto di fusione**



Alcune proprietà dell'acqua

- ❖ **A temperatura ambiente l'H₂O è liquida**, mentre altre molecole simili come CH₄ (metano), NH₃ (ammoniaca) sono allo stato gassoso.
- Nell'H₂O i legami idrogeno fanno sì che l'evaporazione dell'H₂O richiede una **notevole quantità di energia** e che il punto di ebollizione sia particolarmente elevato (100° C)

❖ TERMOLEGOLAZIONE

- ✓ L'H₂O possiede un calore specifico fra i più alti (Il calore specifico è la quantità di energia assorbita (o ceduta) da 1 kg di sostanza durante un aumento (o una diminuzione) di temperatura di 1° K (o in modo equivalente di 1° C).
- ✓ Per aumentare di 1° C la T dell'H₂O è necessaria 1 caloria.
- ✓ L'alto valore specifico rende temperato il clima nelle vicinanze di grosse masse d'acqua, dove viene accumulato il calore generato dal sole.

Agli organismi viventi permette di:

mantenere costante la temperatura corporea

Inibire la dissipazione del calore

Nel nostro corpo, le ossa hanno un calore specifico molto più basso, circa ¼ di quello dell'H₂O.

Es.: le dita delle mani e dei piedi (che hanno un maggior contenuto osseo) oltre ad un maggiore rapporto superficie/volume, sono le prime a raffreddarsi.

❖ Elevata capacità termica

- ✓ L'acqua è in grado di assorbire una quantità di calore elevata aumentando di poco la propria temperatura.
- ✓ Temperatura oceani \pm costante
- ✓ Clima temperato
- ✓ Ciò protegge le molecole che interessano la vita dall'inattivazione dovuta al rilascio di calore che si ha nelle varie reazioni metaboliche
- ✓ L'acqua ha una grande capacità termica (immagazzina e rilascia il calore molto lentamente): ciò significa che i grandi bacini d'acqua mostrano variazioni di temperatura molto più ridotte rispetto all'aria circostante

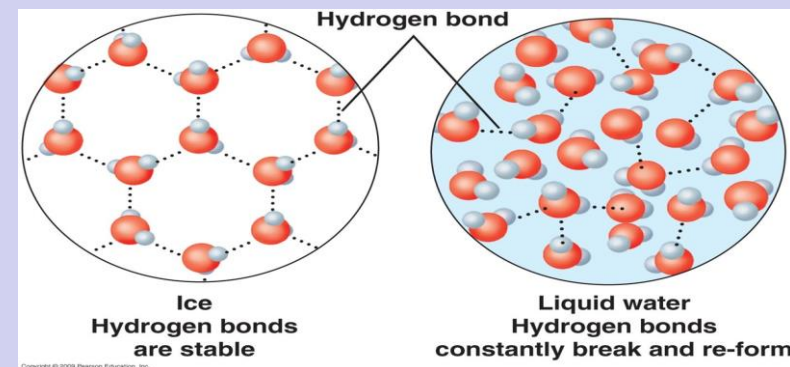
❖ Allo stato liquido è più densa rispetto alla sua forma solida

La formazione di legami idrogeno diventa più regolare quando l'acqua congela creando un reticolo molecolare. Questo spiega una proprietà insolita dell'acqua.

La maggior parte delle sostanze è più densa quando solidifica.

Al contrario *l'acqua allo stato liquido è più densa rispetto alla sua forma solida* dato che quando si scioglie il reticolo perde la struttura cristallina e le molecole si avvicinano l'una all'altra: *la massima densità si ha a 4° C.*

L'acqua, quando solidifica, diventa meno densa e per questo motivo il ghiaccio galleggia



Questo fatto è della massima importanza per la vita sulla terra.

Il ghiaccio che si forma sulla superficie di mari e laghi in inverno resta in superficie permettendo la vita nell'acqua sottostante.



Questo permette agli organismi acquatici di sopravvivere durante l'inverno, quando il ghiaccio galleggiante fa anche da isolante alle temperature esterne più rigide.

Il ghiaccio ha una struttura altamente ordinata, conduce poco calore ed isola l'acqua sottostante impedendone il congelamento. Ciò permette la sopravvivenza di tutte le forme di vita presenti

❖ Elevato calore di evaporazione

La quantità di energia necessaria per rompere i legami idrogeno e fare evaporare un grammo d'acqua è molto più elevata rispetto a qualsiasi altro liquido

L'evaporazione raffredda l'ambiente (es sudorazione)

❖ Elevato punto di ebollizione e di fusione

In base al suo peso molecolare l'acqua **dovrebbe congelare** a -125°C e bollire a -75°C .

Dato l'elevato numero di ponti idrogeno si comporta come una molecola a più alto peso molecolare e quindi **congela** a 0°C e bolle a 100°C .

Ebollizione: richiede molta energia

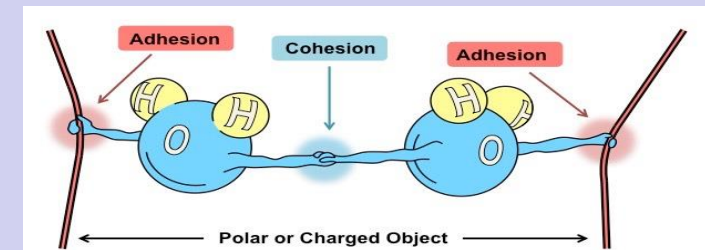
Congelamento: libera molta energia

❖ Elevata forza di coesione e tensione superficiale

I legami idrogeno rendono l'acqua sia **COESIVA** (tendenza delle molecole di acqua di attaccarsi le une alle altre) sia **ADESIVA** (tendenza delle molecole di acqua di attaccarsi ad altri composti).

L'elevata forza di coesione → dovuta alla tendenza delle molecole di acqua a formare una struttura compatta.

Ciò consente all'acqua di essere portata in alto nello xilema degli alberi. Infatti, l'acqua che evapora da una foglia viene sostituita da acqua che arriva dal basso attraverso i vasi.



Elevata forza di coesione e tensione superficiale

Se osserviamo l'acqua che gocciola da un rubinetto chiuso male, ogni goccia che si forma rimane attaccata al rubinetto per un istante prima di cedere alla gravità e di cadere in forma di sfera, ben delimitata dalla superficie esterna che la racchiude.

Come gli insetti che camminano sull'acqua, anche una graffetta di metallo se la si appoggia dolcemente sull'acqua rimane a galla grazie alla tensione superficiale. E' come se sulla superficie dell'acqua ci fosse invisibile pellicola a crearla sono le forze di coesione tra le molecole dell'acqua

La coesione delle molecole di acqua spiega l'elevata **TENSIONE SUPERFICIALE** dell'acqua.

Poiché ogni oggetto che penetra in una massa d'acqua deve rompere legami ad idrogeno tra molecole adiacenti, la superficie dell'acqua mostra una notevole resistenza alla penetrazione



Acqua: solvente per eccellenza

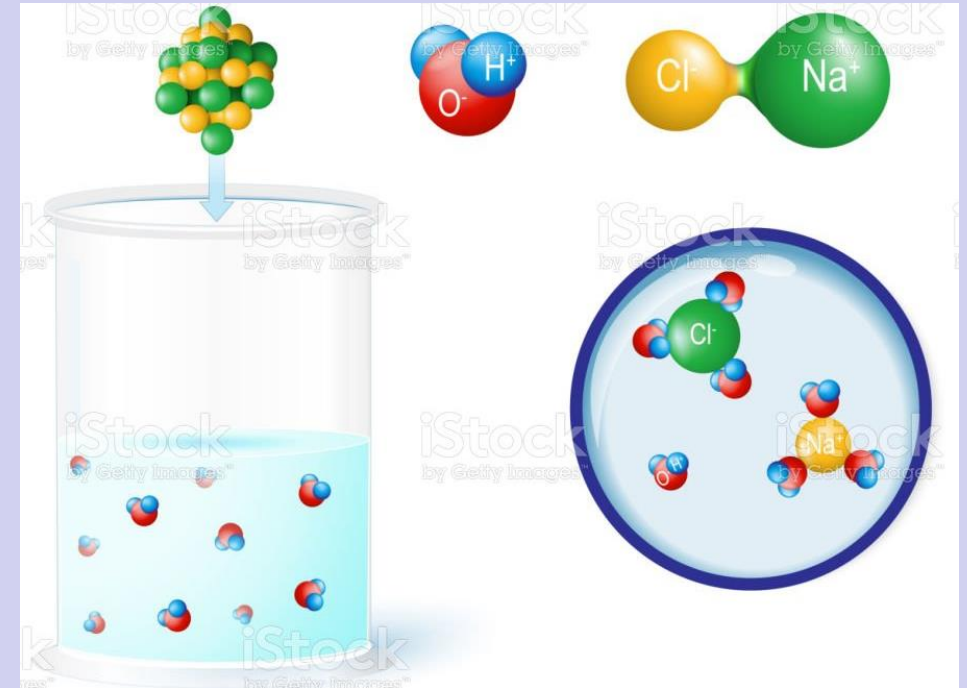
I composti che si sciolgono in H_2O sono detti **idrofili, sostanze idrofiliche**; sono polari.

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.

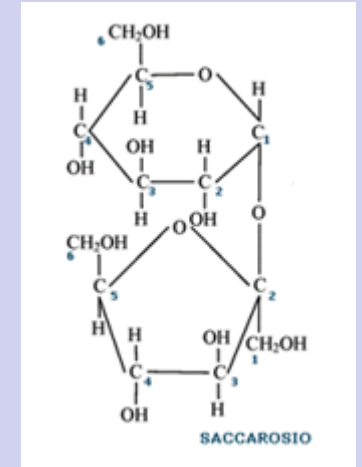


I dipoli dell'acqua interagiscono con gli ioni in modo tale che risultino idratati cioè circondati da di molecole di acqua. Le regioni negative delle molecole di acqua polari, cioè gli atomi di ossigeno sono attratte dai cationi di sodio (Na^+); le regioni positive delle molecole di acqua, cioè atomi 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.

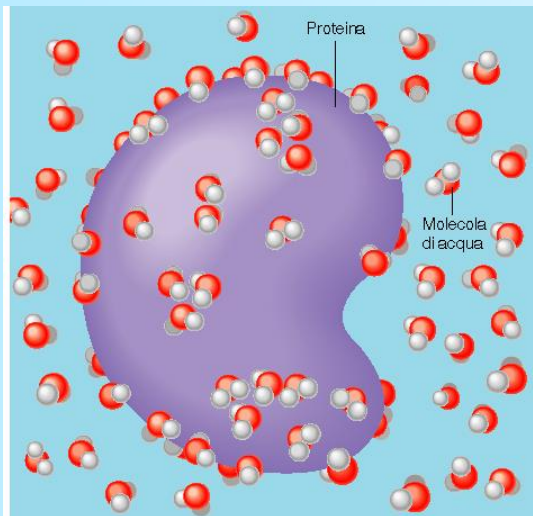
E' la conseguenza del fatto che l'acqua tende a minimizzare i suoi contatti con le molecole apolari (dette idrofobiche). Ciò favorisce l'interazione e l'associazione dei gruppi apolari fra di loro.



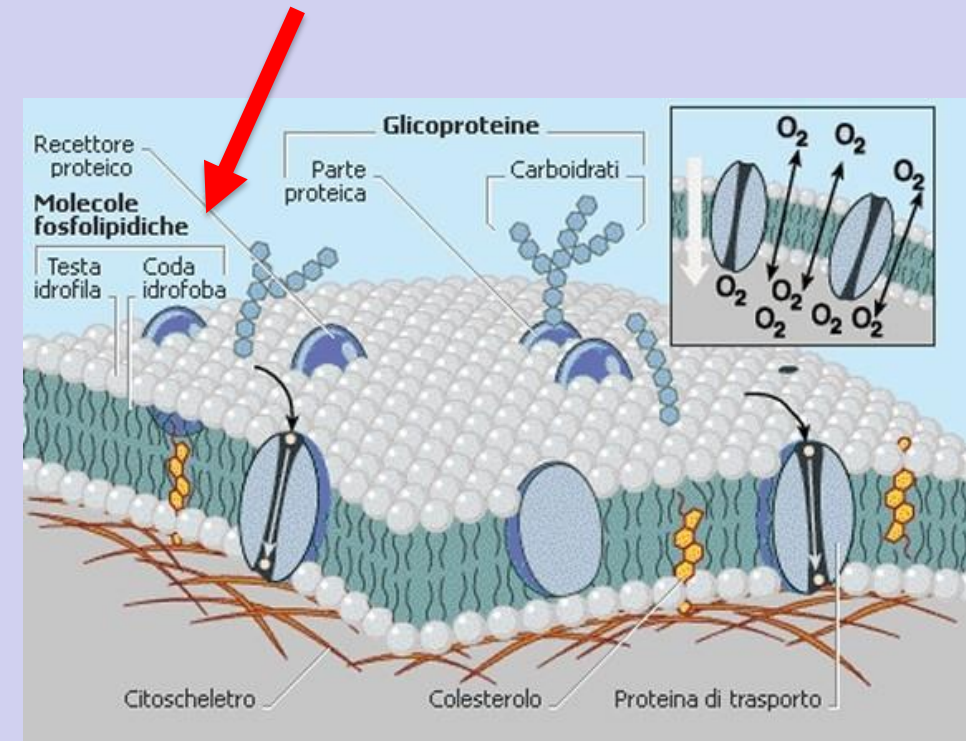
Una sostanza è solubile in acqua quando le **interazioni stabilite** con l'acqua sono più forti di quelle che si instaurano tra le sostanze stesse

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)



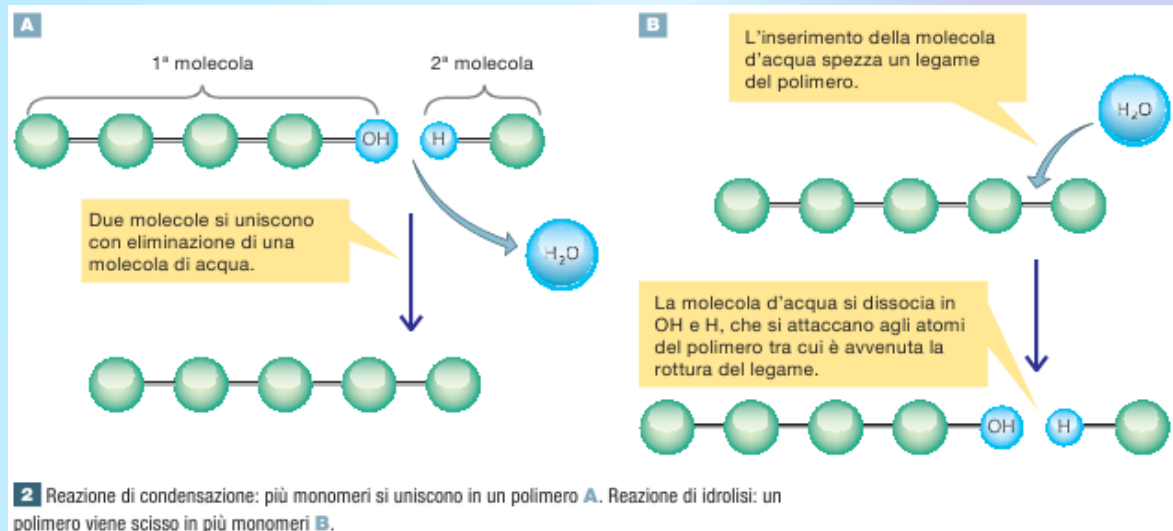
Molte grandi molecole o aggregati molecolari, quali proteine e membrane cellulari, assumono la loro forma specifica in risposta a tale effetto idrofobico



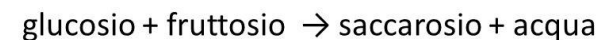
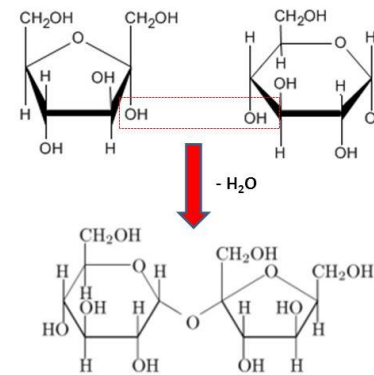
Funzioni biologiche dell'acqua

Acqua: reagente

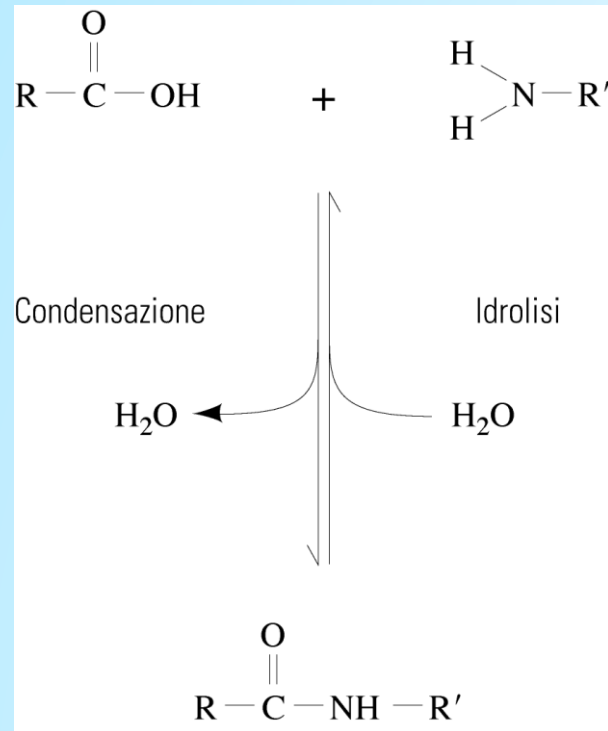
- Reazioni di idrolisi
- Reazioni di condensazione
- Prodotto terminale dell'ossidazione delle sostanze nutrienti



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

