

Lezione 2:

Si chiama legame chimico ciò che tiene unito un atomo ad un altro e si forma sempre fra almeno due atomi. Gli atomi formano legami chimici per raggiungere una configurazione elettronica più stabile, generalmente la configurazione elettronica del gas nobile più vicino, quindi cercano di completare l'ottetto.

I gas nobili non formano i legami chimici.

Il raggiungimento della stabilità si ottiene per CONDIVISIONE o TRASFERIMENTO.

- Esempio di condivisione (legame covalente):

L'atomo di idrogeno (H) ha un solo elettrone nel suo orbitale e per raggiungere la stabilità (la configurazione elettronica del gas nobile più vicino, l'elio, con due elettroni nel primo orbitale) tende a condividere il suo elettrone con un altro atomo di idrogeno. Questo porta alla formazione di un legame covalente.

Quando due atomi di idrogeno si avvicinano, le loro nubi elettroniche (orbitali 1s) si sovrappongono e gli elettroni vengono condivisi tra i due atomi. Anche se i nuclei non si toccano, entrambi gli atomi "percepiscono" di avere due elettroni, uno proprio e uno condiviso, che ruotano all'interno della nube energetica condivisa. Questo permette a ciascun atomo di raggiungere la stabilità elettronica, simile a quella dell'elio, formando una molecola H_2 .

Quindi sì, in natura, l'idrogeno si trova prevalentemente come molecola diatomica H_2 , dove due atomi di idrogeno condividono un paio di elettroni.

- Esempio di trasferimento (legame ionico):

In questo processo:

- Un atomo cede uno o più elettroni, diventando un catione (ione positivo), perché ha perso elettroni.
- L'altro atomo acquisisce quegli elettroni, diventando un anione (ione negativo), perché ha guadagnato elettroni.

Questi due ioni, che hanno cariche opposte, si attraggono elettrostaticamente, e questa attrazione forma il legame ionico. Gli atomi in questo tipo di legame non si avvicinano tanto come accade nei legami covalenti, perché non condividono una nube elettronica, ma sono tenuti insieme dalla forza di attrazione tra le loro cariche opposte.

Un esempio classico è il legame tra il sodio (Na) e il cloro (Cl):

- Il sodio, che ha un solo elettrone nel suo livello esterno, tende a cederlo, diventando un catione Na^+ .
- Il cloro, che ha sette elettroni nel suo livello esterno, tende a ricevere quell'elettrone, diventando un anione Cl^- .

Il risultato è la formazione del cloruro di sodio (NaCl), un composto ionico dove Na^+ e Cl^- sono legati insieme dalle forze elettrostatiche.

Il legame covalente può essere:

- **LEGAME COVALENTE PURO O APOLARE:**

Un legame covalente viene detto "puro" quando si verifica tra atomi con valori identici o molto simili di elettronegatività, cioè (l'elettronegatività è) la capacità di un atomo di attrarre a sé gli elettroni in un legame chimico. In questo caso, gli elettroni condivisi sono equamente distribuiti tra le due cariche.

Quando due atomi di idrogeno si uniscono per formare una molecola di H_2 , si crea un legame covalente puro, poiché i due atomi di idrogeno hanno la stessa elettronegatività. In un legame covalente puro, gli elettroni vengono condivisi in modo equo tra i due atomi, poiché hanno la stessa capacità di attrarre gli elettroni. La nube elettronica che si forma tra di essi ha quindi una distribuzione simmetrica.

Il legame covalente è considerato un legame forte. In particolare, i due atomi sono uniti da forze tali da mantenere una distanza tipica di circa 0,1 nm (nanometri). Questa breve distanza implica che l'interazione è molto forte, poiché gli elettroni condivisi formano una zona stabile in cui la forza di attrazione tra i nuclei e gli elettroni mantiene salda la struttura della molecola.

In breve:

- Un legame covalente puro si forma tra atomi con elettronegatività uguale o simile.
- Gli elettroni vengono condivisi equamente.
- L'elettronegatività rappresenta la capacità di un atomo di attrarre elettroni, mentre gli atomi elettropositivi tendono a cedere elettroni.
- I legami covalenti sono forti e tipicamente si formano a una distanza di circa 0,1 nm.

- Legame covalente polare:

Legame covalente polare:

Il legame covalente polare si verifica quando due atomi con una differenza significativa di elettronegatività condividono una coppia di elettroni. In questo caso, l'atomo con l'elettronegatività maggiore esercita una forza di attrazione più forte sugli elettroni

condivisi. Di conseguenza, la nube elettronica si trova più vicina all'atomo più elettronegativo, e ciò crea una distribuzione asimmetrica della carica elettronica.

Questo tipo di legame crea un dipolo elettrico: l'atomo più elettronegativo acquisisce una parziale carica negativa (δ^-), mentre l'altro atomo, meno elettronegativo, acquisisce una parziale carica positiva (δ^+).

- Esempi di legami covalenti polari:
 - H-Cl (acido cloridrico): Il cloro è molto più elettronegativo dell'idrogeno; quindi, attira gli elettroni condivisi più verso sé stesso, generando una carica parziale negativa sul cloro (δ^-) e una carica parziale positiva sull'idrogeno (δ^+).
 - H-O (in H_2O): Nella molecola d'acqua, l'ossigeno è molto più elettronegativo dell'idrogeno, quindi attira maggiormente gli elettroni, creando un dipolo permanente con cariche parziali negative sull'ossigeno e cariche parziali positive sugli idrogeni.
 - N-H (in NH_3 , ammoniaca): L'azoto, essendo più elettronegativo dell'idrogeno, attrae gli elettroni verso sé stesso, creando cariche parziali negative sull'azoto e positive sugli idrogeni.

Nel caso di legami polari, le molecole risultanti sono spesso idrofile, cioè capaci di interagire bene con l'acqua, proprio grazie alla loro distribuzione di cariche che favorisce la formazione di legami idrogeno con le molecole d'acqua.

Differenza tra legame covalente apolare e polare:

- Legame covalente apolare: Si verifica quando gli atomi che condividono elettroni hanno la stessa elettronegatività o valori molto simili. Gli elettroni sono equamente condivisi e la molecola non presenta cariche parziali. Questo tipo di legame si trova spesso in molecole formate da atomi uguali o molto simili (come negli idrocarburi, in H_2 , O_2 , ecc.).
- Legame covalente polare: Si verifica quando c'è una differenza significativa di elettronegatività tra gli atomi coinvolti. Gli elettroni condivisi sono attratti maggiormente dall'atomo più elettronegativo, portando alla formazione di un dipolo con cariche parziali positive e negative. Questo tipo di legame si trova in molecole come l'acqua (H_2O), dove l'ossigeno ha una forte elettronegatività rispetto all'idrogeno.

Elettronegatività:

L'elettronegatività è una proprietà chimica che indica la capacità di un atomo di attrarre verso di sé gli elettroni di legame. Più un atomo è elettronegativo, più tende ad attrarre gli elettroni condivisi in un legame covalente.

- Atomi con alta elettronegatività: Atomi come fluoro (F), ossigeno (O), e azoto (N) hanno elevata elettronegatività e tendono a trattenere fortemente gli elettroni.

- Atomi con bassa elettronegatività: Atomi come il carbonio (C) e l'idrogeno (H) hanno un'elettronegatività relativamente bassa e tendono a condividere gli elettroni con altri atomi con meno forza.

L'elettronegatività relativa tra due atomi determina se il legame sarà apolare (equamente condiviso) o polare (attrazione disuguale degli elettroni).

- Legame ionico:

Il **legame ionico** si verifica quando un atomo cede elettroni a un altro atomo, permettendo ad entrambi di raggiungere una configurazione elettronica stabile, simile a quella di un gas nobile. Questo scambio di elettroni si basa sulla differenza di elettronegatività tra i due atomi coinvolti.

Nel caso del **cloruro di sodio (NaCl)**, l'atomo di **sodio (Na)** ha un solo elettrone nel suo guscio elettronico più esterno, l'orbitale 3s. Questo lo rende altamente instabile, poiché tende a "liberarsi" di quell'elettrone per raggiungere una configurazione stabile come quella dell'**argon**, che è il gas nobile più vicino (con 8 elettroni nel guscio esterno). Quando il sodio cede questo elettrone, diventa uno **ione positivo (Na⁺)** con un guscio esterno completo.

L'atomo di **cloro (Cl)**, invece, ha sette elettroni nel suo guscio più esterno e "desidera" acquisire un ottavo elettrone per completare il proprio ottetto, raggiungendo la configurazione stabile del gas nobile **argo**. Quando il cloro accetta l'elettrone ceduto dal sodio, diventa uno **ione negativo (Cl⁻)**, con una carica negativa in eccesso.

Poiché gli ioni **Na⁺** e **Cl⁻** hanno cariche opposte, si attraggono fortemente tra loro, formando un solido reticolo cristallino ionico. Questo è il motivo per cui il cloruro di sodio esiste come un insieme di cristalli solidi, dove ogni ione è circondato da ioni di carica opposta.

Dissoluzione in acqua

Quando il NaCl viene messo in acqua, avviene il fenomeno della **dissoluzione**:

- Le molecole d'acqua, essendo polari, hanno una regione con carica parzialmente negativa (l'ossigeno) e una con carica parzialmente positiva (gli idrogeni).
- Le cariche parzialmente negative degli atomi di ossigeno dell'acqua sono attratte dallo **ione sodio (Na⁺)**, positivo, e tendono a staccarlo dal legame con il cloro.
- Contemporaneamente, le cariche parzialmente positive degli atomi di idrogeno dell'acqua sono attratte dallo **ione cloro (Cl⁻)**, negativo, separandolo dallo ione sodio.

Quando il NaCl si dissolve, ogni ione **Na⁺** e **Cl⁻** viene circondato da molecole d'acqua, impedendo agli ioni di ricombinarsi e permettendo loro di rimanere dispersi nella soluzione. Questo processo permette al sale di dissolversi completamente in acqua.

- LEGAME IDROGENO:

Il legame idrogeno è fondamentale in molte strutture biologiche e processi vitali. Questo tipo di legame si verifica quando un atomo di idrogeno, legato covalentemente a un atomo fortemente elettronegativo (come l'ossigeno, l'azoto o, in alcuni casi, il fluoro), interagisce con un altro atomo elettronegativo.

Come si forma il legame idrogeno

1. L'idrogeno è legato a un atomo molto elettronegativo:

- In una molecola, l'idrogeno si lega con un atomo fortemente elettronegativo come **ossigeno (O)**, **azoto (N)** o **fluoro (F)** attraverso un **legame covalente polare**.
- Poiché l'atomo elettronegativo **attira gli elettroni** verso di sé più di quanto lo faccia l'idrogeno, gli elettroni condivisi nel legame sono spostati verso l'atomo più elettronegativo.
- Questo fa sì che l'idrogeno acquisisca una **leggera carica positiva (δ^+)**, diventando parzialmente elettropositivo.

2. Interazione con un altro atomo elettronegativo:

- L'idrogeno, essendo parzialmente positivo, è ora attratto da un altro atomo che possiede una **parziale carica negativa (δ^-)**. Di solito, questo secondo atomo è **ossigeno (O)**, **azoto (N)** o **fluoro (F)** in un'altra molecola o in una parte diversa della stessa molecola.
- Questa attrazione tra il parziale positivo dell'idrogeno e il parziale negativo dell'altro atomo crea il **legame idrogeno**.

3. Forza del legame idrogeno:

- Il legame idrogeno è più debole rispetto a un legame covalente, ma è abbastanza forte da influenzare la **struttura e la stabilità** delle molecole in cui si forma. Ad esempio, i legami idrogeno stabilizzano la doppia elica del DNA e sono importanti nella struttura tridimensionale delle proteine.

Esempio: l'acqua (H_2O)

Nella molecola d'acqua:

- L'**ossigeno** è molto più elettronegativo dell'**idrogeno**, quindi l'ossigeno attira gli elettroni del legame covalente, rendendosi **parzialmente negativo (δ^-)**, mentre gli atomi di idrogeno diventano **parzialmente positivi (δ^+)**.
- Questi idrogeni **parzialmente positivi** di una molecola d'acqua vengono attratti dagli ossigeni **parzialmente negativi** di altre molecole d'acqua, formando legami idrogeno. Questi legami idrogeno conferiscono all'acqua molte delle sue

proprietà uniche, come la capacità di formare strutture ordinate e la coesione tra molecole.

Lezione 3:

Molecole polari e legami con l'acqua (idrofiliche)

Le molecole che sono in grado di formare legami a idrogeno con l'acqua sono considerate polari o idrofiliche (dal greco "idros" = acqua e "philia" = amore), cioè, sono attratte dall'acqua. Questo accade perché le molecole polari possiedono una distribuzione asimmetrica delle cariche elettriche. Hanno regioni parzialmente positive e parzialmente negative, che possono interagire con le molecole d'acqua (che sono anch'esse polari). Queste interazioni si manifestano attraverso legami idrogeno, che sono legami deboli ma fondamentali per solubilizzare queste molecole in acqua.

Esempi comuni di molecole polari e idrofiliche includono zuccheri come il glucosio, alcoli, e molti composti che contengono gruppi funzionali come l'ossidrile (-OH) o il carbonile (C=O), che sono capaci di formare legami idrogeno.

Molecole apolari o idrofobiche

Al contrario, le molecole che non possono formare legami con l'acqua sono considerate apolari o idrofobiche (dal greco "idros" = acqua e "phobos" = paura), quindi respingono l'acqua. Queste molecole hanno una distribuzione simmetrica delle cariche o non possiedono regioni di carica parziale significativa. Di conseguenza, non sono in grado di formare legami idrogeno con l'acqua e tendono a non dissolversi in essa.

Un esempio classico è rappresentato dagli idrocarburi, come gli oli e i grassi, che non formano legami con l'acqua e per questo motivo si aggregano tra loro quando vengono a contatto con l'acqua, separandosi da essa. Per questo possiamo dissolverli in solventi apolari come l'etere o il benzene, ma non in acqua.

Attrazione idrofobica

Le molecole idrofobiche, invece di mescolarsi con l'acqua, tendono a raggrupparsi per ridurre l'esposizione all'acqua. Questo fenomeno, chiamato effetto idrofobico, è essenziale per processi biologici cruciali, come la formazione della membrana plasmatica delle cellule. Nelle membrane cellulari, i fosfolipidi hanno una "testa" idrofila (che interagisce con l'acqua) e una "coda" idrofobica (che si nasconde dall'acqua). Questo dà origine alla classica doppia membrana lipidica, con le code idrofobiche rivolte verso l'interno, lontane dall'acqua, e le teste idrofile rivolte verso l'esterno, a contatto con l'ambiente acquoso.

In sintesi:

- Molecole polari (idrofile): attratte dall'acqua, formano legami a idrogeno con essa, si dissolvono facilmente.

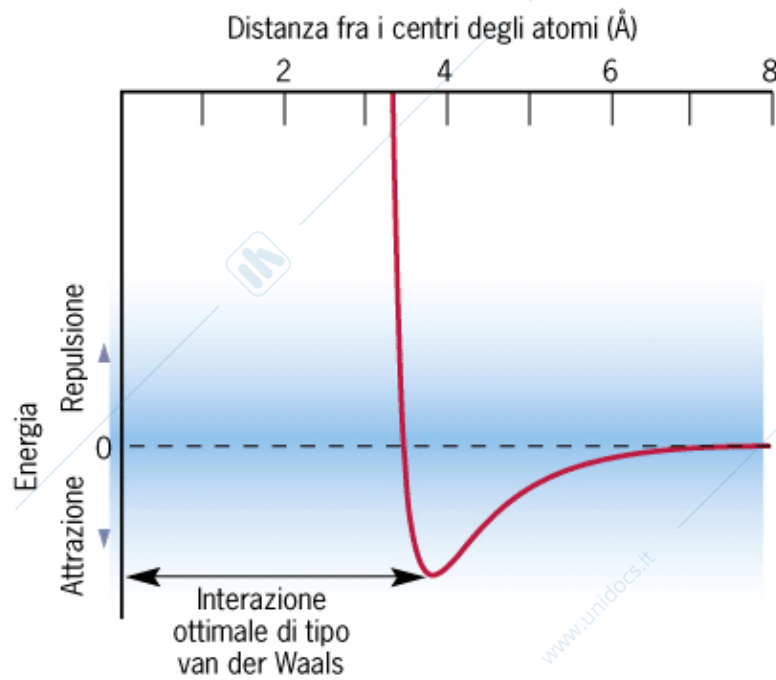
- Molecole apolari (idrofobiche): respingono l'acqua, tendono a dissolversi solo in solventi apolari e a interagire tra loro, formando strutture aggregate per minimizzare il contatto con l'acqua.

UN ALTRO LEGAME: FORZE DI VAN DEER WAALS

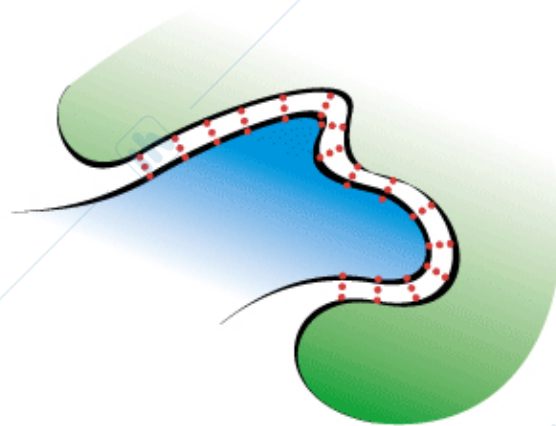
Le **forze di Van der Waals** sono forze di attrazione e repulsione tra molecole o atomi, e sono deboli ma fondamentali per molte interazioni molecolari. Queste forze dipendono dalla **distanza** tra le molecole e dalle loro **dimensioni**.

Funzionamento delle forze di Van der Waals:

- Quando due molecole o atomi sono a **distanze intermedie**, le forze di Van der Waals tendono a **far avvicinare** le molecole, perché c'è una forza di attrazione che le spinge l'una verso l'altra.
- Quando però gli atomi si avvicinano troppo, scatta una **forza di repulsione** molto forte, che impedisce il collasso dei nuclei atomici. Questo avviene perché i nuclei, che hanno carica positiva, si respingono fortemente se messi troppo vicini.



(a)



Il diagramma mostra le forze di Van der Waals in relazione alla distanza tra i centri degli atomi. Vediamo che:

1. Asse Y (ordinate) rappresenta l'energia:
 - Sopra lo zero, la curva indica le forze di repulsione. Quando la curva sale, significa che gli atomi si respingono perché sono troppo vicini.
 - Sotto lo zero, la curva indica le forze di attrazione. Quando la curva scende, significa che c'è attrazione tra gli atomi.
2. Asse X (ascisse) rappresenta la distanza tra i centri degli atomi (in Å, Ångström):
 - Fino a circa 4 Å, le molecole si avvicinano e l'attrazione aumenta. La forza attrattiva è massima a questa distanza ottimale.

- Se la distanza tra gli atomi diventa inferiore ai 3 Å, le nubi elettroniche si sovrappongono troppo e scatta una forte forza di repulsione che allontana gli atomi, impedendo che si sovrappongano completamente.

In breve, il grafico mostra come le forze di Van der Waals siano forze attrattive che raggiungono un massimo a una certa distanza tra gli atomi, ma se gli atomi si avvicinano troppo, le forze di repulsione prevalgono.

Interazione molecolare:

- Le forze di Van der Waals **agiscono fino a una certa distanza**: quando le molecole sono troppo lontane, l'interazione è troppo debole; quando sono troppo vicine, la repulsione prevale.
- Una singola forza di Van der Waals è **molto debole**, ma quando più forze agiscono in modo **cooperativo** (come accade con molte molecole o su grandi superfici molecolari), possono diventare significative.

Acidi e Basi:

Acido: un donatore di protoni (H^+)

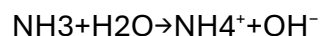
- **Protone (H^+)**:
 - L'idrogeno è un atomo costituito da un solo protone (con carica positiva) nel nucleo e un solo elettrone (con carica negativa) nel suo primo e unico orbitale.
 - Quando l'idrogeno perde il suo elettrone, rimane solo il **protone**. Questo fa sì che l'idrogeno diventi **H^+** , poiché gli resta solo la carica positiva del protone.
- **Acido**:
 - Un acido è una sostanza che, in **ambiente acquoso**, rilascia ioni H^+ (protoni).
 - L'acido contiene atomi di idrogeno che, in soluzione acquosa, si **dissociano** dalla molecola madre.
 - Durante questa dissociazione, l'elettrone dell'idrogeno rimane legato alla molecola originaria, mentre l' H^+ (protone) viene **liberato nell'ambiente acquoso**.

-Base: un accettore di protoni (H^+)

- Una **base** è una sostanza che accetta protoni (H^+) da un'altra molecola. In soluzione acquosa, una base può reagire con l'acqua, sottraendole un protone (H^+).

Esempio: Ammoniaca (NH_3)

- Quando l'ammoniaca (NH_3) si trova in soluzione acquosa, agisce come una **base** accettando un protone (H^+) da una molecola d'acqua (H_2O).
- La reazione è la seguente:



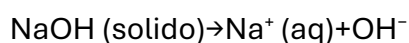
- In questa reazione:
 - NH_3 (ammoniaca) accetta un protone (H^+) da H_2O (acqua), trasformandosi in NH_4^+ (ione ammonio).
 - L'acqua, avendo perso un protone, si trasforma in OH^- (ione idrossido).

In acqua aumenta la concentrazione degli OH^- e quindi diminuisce la concentrazione molare di H^+ .

Quando parlo di una soluzione acida: soluzione che contiene tanti H^+ ; invece soluzione basica: soluzione che contiene tanti OH^- e pochi H^+

2. Basi (es. NaOH)

- **Dissociazione in acqua:**
 - Le basi, come l'**idrossido di sodio (NaOH)**, si dissociano in acqua rilasciando ioni OH^- e ioni Na^+ :



- **Proprietà delle basi:**
 - Le basi aumentano la concentrazione di ioni OH^- in soluzione (ho cambiato l'equilibrio dei componenti dell'acqua)
 - Ho diminuito gli H^+ e aumentato gli OH^-

3. Dissociazione delle basi:

- Le basi possono dissociarsi in acqua e rilasciare OH^- , ma **non si dissociano "da sole"** senza un solvente come l'acqua.

- In altre parole, le basi non rilasciano OH^- senza un solvente che consenta questa dissociazione. Quindi, non si dissociano "tra loro" senza la presenza di un solvente.

IN SINTESI:

Acido:

- Un acido è un donatore di protoni (H^+) e, quando si trova in soluzione acquosa, provoca un aumento della concentrazione di protoni (H^+) nella soluzione.

Basi:

- Una base è un accettore di protoni (H^+) e, in soluzione acquosa, aumenta la concentrazione degli ioni idrossido (OH^-) mentre provoca una diminuzione della concentrazione di protoni (H^+).

La quantità di H^+ o OH^- che troviamo nell'ambiente determina il pH in un ambiente acquoso:

-il pH: è il log negativo della concentrazione degli ioni idrogeno di una soluzione [il log è l'esponente; quindi, il pH non è altro che l'esponente con il segno negativo e la concentrazione molare dei protoni in soluzione]

$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$ (concentrazione molare dei protoni)

es. $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ $\text{pH}=7 \rightarrow$ in questo caso la soluzione è neutra

La soluzione è neutra se il $\text{pH} = 7$

La soluzione è acida se il $\text{pH} < 7$

La soluzione è basica se il $\text{pH} > 7$

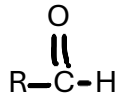
CHIMICA ORGANICA:

Gruppi funzionali organici biologicamente importanti:

Gruppo funzione: gruppi di atomi presenti in una molecola complessa che conferisce una funzione a questa molecola; è un atomo o un gruppo di atomi legati da legami covalenti che costituisce una porzione definita e caratteristica di una molecola organica ed ha proprietà caratteristiche e distintive.

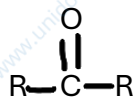
-ossidrilico: $R-OH$ è un gruppo appartenente a una grossa molecola R che crea un legame con il gruppo OH

-carbonilico:



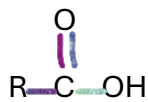
Il gruppo R è legato al carbonio, quest'ultimo fa un doppio legame con l'ossigeno e un legame con l'idrogeno

Altro modo per rappresentarlo:



Il gruppo R è legato al carbonio, quest'ultimo fa un doppio legame con l'ossigeno e un legame con un'altra molecola

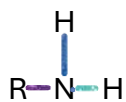
-carbossilico



Unione del gruppo ossidrilico e quello carbonile. Questo gruppo è presente soprattutto in molecole acide (presente in tutti gli acidi carbossilici);

Il carbonio è legato con un doppio legame a un ossigeno e con un legame semplice a un gruppo ossidrilico (-OH)

-amminico



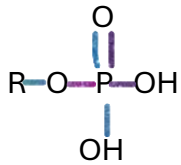
Questo gruppo funzionale ha come centro l'azoto (che deve fare tre legami per raggiungere la stabilità); è presente nelle ammine

-metilico



Carbonio legato al resto della molecola e legato tramite legami semplici con tre atomi di idrogeno

-fosfato



Il gruppo funzionale ha come centro il fosforo (P), quest'ultimo per raggiungere la stabilità deve fare cinque legami (in questo caso si lega con gli atomi di ossigeno: tre atomi di ossigeno con un legame semplice e un atomo di ossigeno con il doppio legame); presenti negli esteri ma soprattutto è presente in tutti i nucleotidi

-solfidrilico

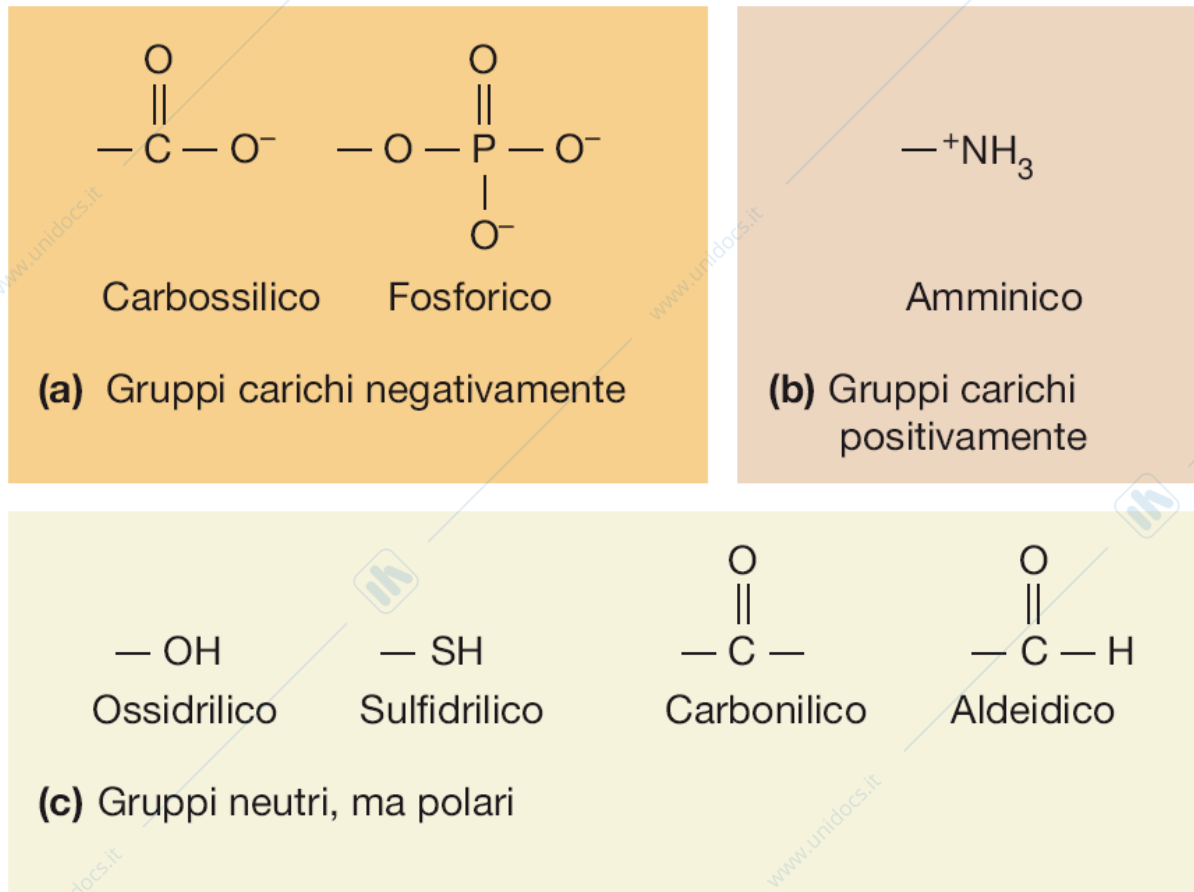


Ha come atomo centrale lo zolfo (S), quest'ultimo per raggiungere la stabilità deve formare due legami [il solfo (S) forma due legami, uno con un gruppo R e uno con l'idrogeno (H), come accade nella cisteina e nei tioli]; presente nei tioli e presente in un solo amminoacido, ossia la Cisteina

I gruppi funzionali attribuiscono specifiche proprietà chimiche e fisiche alle molecole, inclusa la loro polarità o apolarità, determinando come interagiscono con l'acqua. Una molecola è polare quando può formare legami a idrogeno con l'acqua, grazie alla presenza di gruppi funzionali come ossidrilico (-OH), solfidrilico (-SH), carbonilico (C=O) o aldeidico (-CHO), che creano cariche parziali positive o negative. Le molecole polari sono idrofile, in quanto attraggono l'acqua.

Alcuni gruppi funzionali si caricano in soluzione acquosa. I **gruppi acidi** (come il carbossilico $-\text{COOH}$) si caricano negativamente perché rilasciano un protone H^+ , diventando gruppi carbossilato ($-\text{COO}^-$), mentre i **gruppi basici** (come l'amminico $-\text{NH}_2$) si caricano positivamente perché accettano un protone, trasformandosi in ammonio ($-\text{NH}_3^+$). Questi gruppi carichi attirano l'acqua e rendono la molecola polare.

Al contrario, le molecole **apolari** contengono gruppi come il **metilico** ($-\text{CH}_3$), che non formano legami idrogeno e sono idrofobiche.



Stereoisomeria (isomeri ottici):

Una molecola che è identica ad un'altra sia per il numero di atomi sia per il tipo ma si dispone nello spazio in un modo diverso (sono speculari l'una all'altra).

Es. amminoacidi (esistono due forme isometriche: D-alanina e L-alanina) e gli zuccheri

La **gerarchia cellulare** descrive l'organizzazione strutturale della cellula, partendo dalle unità più piccole e semplici, che si combinano per formare strutture più complesse. Ogni livello gerarchico contribuisce alla funzionalità della cellula nel suo insieme. Ecco una descrizione tipica di questa gerarchia:

1. **Atomi:** le unità più piccole della materia (es. carbonio, idrogeno, ossigeno).
2. **Molecole:** combinazioni di atomi (es. acqua, glucosio, amminoacidi).
3. **Macromolecole:** molecole grandi e complesse formate dall'assemblaggio di molecole più piccole (es. proteine, lipidi, acidi nucleici).
4. **Organelli:** strutture cellulari che svolgono funzioni specifiche, composte da macromolecole (es. mitocondri, nucleo, reticolo endoplasmatico).
5. **Cellula:** l'unità base della vita, formata da organelli che lavorano insieme per mantenere le funzioni vitali.

Esempio:

- **Amminoacidi** → si uniscono per formare una **proteina**.
- **Proteine** → si integrano con altre molecole per formare la **membrana cellulare**.
- **Membrana cellulare** → insieme ad altre strutture compone l'intera **cellula**.

Questa struttura gerarchica si ripete anche in altre parti della cellula, come nei complessi enzimatici, nelle fibre del citoscheletro, e negli aggregati molecolari che formano i tessuti in organismi multicellulari.