



*Centro Studi
Colombo*

Glossario di chimica

I PARTE
LEGGI E PRINCIPI DELLA CHIMICA

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI (W. Pauli, 1925)

In un atomo o in una molecola non possono esistere due o più elettroni con tutti i quattro numeri quantici uguali. Infatti due elettroni che presentano i quattro numeri quantici uguali sarebbero lo stesso elettrone. Quindi, in uno stesso orbitale, caratterizzato da definiti valori di n, l ed m, si possono trovare, al massimo, due elettroni con numero quantico di spin opposto.

PRINCIPIO DELLA MASSIMA MOLTEPLICITÀ, o REGOLA DI HUND

Gli elettroni "occupano" gli orbitali in modo da realizzare il massimo spin totale (la massima molteplicità di spin, ovvero il massimo numero di spin paralleli). Pertanto gli elettroni non si accoppiano (occupando cioè lo stesso orbitale) fino a che tutti gli orbitali con una determinata energia non abbiano almeno un elettrone. Infatti gli elettroni sono particelle con carica negativa e stanno il più possibili lontani tra loro.

LEGGE DI BOYLE (legge isoterma, 1660)

Per una data quantità di gas perfetto, mantenuto a temperatura costante, il prodotto della pressione cui è sottoposto per il volume occupato si mantiene costante ($PV = \text{cost}$), cioè il volume è inversamente proporzionale alla pressione. Per ciascuna temperatura, l'equazione di Boyle è rappresentata nel piano PV (pressione in funzione del volume) da una iperbole equilatera.

LEGGE DI CHARLES (legge isobara, 1787)

Asserisce che, a volume costante, la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta $\frac{V}{T} = \text{cost}$. Pertanto ad ogni grado centigrado di aumento della temperatura corrisponde un aumento del volume pari a 1/273,15 del volume occupato a 0 °C (V_0).

LEGGE DI GAY-LUSSAC (legge isocora, 1803)

Per una data quantità di gas n, a volume costante, la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta (T) $\frac{P}{T} = \text{cost}$. Pertanto ad ogni grado centigrado di aumento della temperatura corrisponde un aumento della pressione pari a 1/273,15 della pressione esercitata a 0°C (P_0).

EQUAZIONE DI STATO DEL GAS IDEALE

P= pressione in atmosfere (atm)

V= volume in litri (l)

n= numero di moli (mol)

$$PV = nRT$$

R= costante universale dei gas=0,08205 $\frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

temperatura assoluta (K)

T=

LEGGE DI AVOGADRO (1811)

Il chimico italiano **Amedeo Avogadro** formulò la legge secondo cui volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di particelle (e quindi di moli). Ciò implica che due contenitori identici, ad esempio con capacità di un litro, riempiti rispettivamente di elio e di ossigeno, contengono lo stesso numero di particelle; nel primo caso si tratta effettivamente di atomi, nel secondo di molecole biatomiche di formula O₂. In particolare, il volume occupato da una mole di gas a temperatura di 0°C e a pressione di 1 atm (cioè in condizioni standard) è pari a 22,414 litri/mol (volume molare).

LEGGE DI DALTON SULLE PRESSIONI PARZIALI (1807)

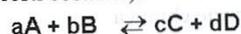
La pressione esercitata da un miscuglio gassoso è pari alla somma delle pressioni parziali che ciascun gas eserciterebbe da solo occupando lo stesso volume del miscuglio. Così il valore di ciascuna pressione parziale è dato dal prodotto della pressione totale per la frazione molare del gas considerato. Inoltre ogni gas del miscuglio aeriforme agisce in modo indipendente dalla presenza degli altri gas.

LEGGE DI HENRY (1903)

Un gas, poco solubile, che esercita una pressione sulla superficie di un liquido, vi entra in soluzione finché avrà raggiunto in quel liquido la stessa pressione che esercita sopra di esso. Quando all'interno del liquido la pressione del gas entrato in soluzione raggiunge lo stesso valore della pressione esercitata dallo stesso gas all'esterno, il liquido si definisce saturo di quel gas a quella pressione. Tale stato di equilibrio permane fino a quando la pressione esterna del gas resta inalterata, altrimenti, se essa aumenta, altro gas entra in soluzione; se diminuisce, il liquido si viene a trovare in una situazione di sovrassaturazione ed il gas si libera tornando all'esterno fino a quando le pressioni non si saranno nuovamente equilibrate.

LEGGE D'AZIONE DI MASSA (1860-1880)

A temperatura costante, per una reazione all'equilibrio, poiché all'equilibrio le **concentrazioni** dei componenti sono **costanti**, è **costante anche il loro rapporto**, che esprime la **legge dell'azione di massa** (nel senso che se si modifica la concentrazione di un componente, automaticamente si modificano le altre in modo che il rapporto generale K_c resti costante).



$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c$$

Legge dell'azione di massa

Per convenzione si scrivono al numeratore i prodotti della reazione; se si considerasse la reazione inversa, si avrebbe al numeratore A e B, al denominatore C e D. Gli esponenti sono i rispettivi coefficienti stechiometrici. La costante K_c viene chiamata **costante di equilibrio** ed è una **costante termodinamica**; dipende solo dalle sostanze in equilibrio e dalla T del sistema; il simbolo "c" è dovuto al fatto che essa è espressa mediante le concentrazioni (mol dm⁻³). Il valore di K_c è ovviamente costante, ma esso rappresenta la **costante di equilibrio** solo quando il sistema è effettivamente all'equilibrio; prima del raggiungimento esprime la legge dell'azione di massa. Queste espressioni dell'azione di massa permettono di calcolare come variano

le concentrazioni degli altri componenti del sistema se si varia la concentrazione (o la pressione p_i o il numero di moli n_i) di uno di essi (sempre però a T costante). La K perciò può avere delle **dimensioni**, che dipendono dalla somma algebrica degli esponenti oppure può essere **adimensionale se $(a+b) = (c+d)$** . Quest'ultima condizione significa che non c'è variazione del numero di moli nel corso della reazione.

PRINCIPIO DELL'EQUILIBRIO MOBILE DI LE CHATELIER (1888)

Se, quando un sistema è in equilibrio, si cerca di modificarne qualcosa dall'esterno, il sistema reagisce cercando di minimizzare l'effetto provocato. Questo è detto **principio dell'equilibrio mobile** o **principio di Le Chatelier**. La posizione dell'equilibrio si sposta nella direzione che tende a ristabilire le condizioni iniziali. Per esempio, se si impone dall'esterno un aumento di pressione, l'equilibrio si sposta verso una situazione di minore pressione (la pressione è però ininfluente se non c'è variazione del numero di moli); oppure, se si cerca di aumentare la T, l'equilibrio si sposta nella direzione che comporta un assorbimento di calore.

DEFINIZIONE DI ACIDO E DI BASE SECONDO ARRHENIUS (1887)

Acido è una specie chimica che in soluzione acquosa dissociandosi produce ioni H^+ .

Base è una specie chimica che in soluzione acquosa, dissociandosi, produce ioni OH^- .

DEFINIZIONE DI ACIDO E DI BASE SECONDO BRÖNSTED E LOWRY (1923)

Acido è una sostanza capace, in soluzione (acquosa o non acquosa), di cedere ioni H^+ ad un'altra specie chimica, venendo chiamata, questa ultima, base.

Base è una sostanza capace, in soluzione (acquosa o non acquosa), di acquisire ioni H^+ da un'altra specie chimica, che glielo ha ceduto e detta acido.

Tale definizione introduce anche il concetto di complementarità tra acido e base, dato che l'acido non è tale se non in presenza di una controparte cui cedere il proprio ione H^+ .

DEFINIZIONE DI ACIDO E DI BASE SECONDO LEWIS (1923)

Acido di Lewis è una sostanza capace di accettare un **doppetto elettronico** da un'altra specie.

Base di Lewis è una sostanza capace di donare un **doppetto elettronico** ad un'altra specie chimica.

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

Data la reazione di dissociazione dell'acqua: $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

in cui H_3O^+ = **ione idrossonio**; OH^- = **ione ossidrilico**.

L'equilibrio ha ovviamente una sua costante, ma poiché l'attività di H_2O è costante, essa può venire conglobata nella **costante di equilibrio** e si ottiene così:

$$K [H_2O] = [H_3O^+] [OH^-] = K_w$$

Questa K_w , che si chiama **prodotto ionico dell'acqua**, a $25^\circ C$, vale

$$(K_w)_{25^\circ C} = 1.00 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

Nell'acqua pura è ovviamente $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$

GRADO DI ACIDITÀ DI SOLUZIONI ACQUOSE :

IL pH

Il pH esprime la concentrazione degli ioni idronio (H_3O^+) e quindi il grado di acidità di soluzioni acquose.

Esso è espresso dalla seguente relazione:

dove le parentesi quadre indicano la concentrazione degli ioni H_3O^+ .

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Il pH può assumere valori compresi tra 1 e 14, dove il valore 7 è quello assunto da una soluzione neutra. Tutte le soluzioni con $pH < 7$ sono acide, essendo sempre più acide quanto più piccolo è il valore di pH.

Tutte le soluzioni con $pH > 7$ sono basiche, essendo sempre più basiche quanto più grande è il valore di pH.

II PARTE

COMPOSTI INORGANICI SISTEMATICA CHIMICA

ossidi - idrossidi - idruri - anidridi - idracidi
ossoacidi - sali

VALENZA

La valenza è la capacità di combinazione di un atomo. Viene indicata con il numero di atomi di idrogeno con cui un atomo può, teoricamente, combinarsi e il suo valore si rappresenta convenzionalmente con i numeri romani.

Es. L'atomo di ossigeno in H_2O è combinato con 2 atomi di H, quindi ha valenza II.

Es. Il carbonio in CO_2 è combinato con 2 atomi di ossigeno che hanno valenza II e quindi equivalgono a 4 H. La valenza del carbonio è allora IV.

OSSIDI

Sono composti binari (con due soli atomi diversi) formati da un metallo e dall'ossigeno.

OSSIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

La formula si ottiene pareggiando gli elettroni ceduti dal metallo con quelli acquistati dall'ossigeno. In pratica basta scambiare le valenze tra il metallo e l'ossigeno e poi dividere per due se entrambe le valenze sono numeri pari.

Es. Ossido di alluminio

Valenze: $Al^{III} O^{II}$

Formula: Al_2O_3 .

Es. Ossido di calcio

Valenze: $Ca^{II} O^{II}$

Formula: Ca_2O_2 , cioè, semplificando, CaO .

Es. Ossido stannico

Valenze: $Sn^{IV} O^{II}$

Formula Sn_2O_4 , cioè SnO_2 .

OSSIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Se il metallo presenta una sola valenza, il nome del composto si ottiene aggiungendo alla parola "ossido" il nome del metallo.

Es. K_2O è l'ossido di potassio.

Se il metallo presenta due valenze, l'ossido dove il metallo ha la valenza minore prende la desinenza **-oso**, dove il metallo ha la valenza maggiore prende la desinenza **-ico**.

Es. FeO dove il ferro ha valenza II, e' l'ossido ferroso;
Fe₂O₃ " " " III " " ferrico.

PEROSSIDI ($\overline{\text{O}}-\overline{\text{O}}$)

Composti in cui 2 atomi di ossigeno sono legati tra loro. In questi composti ogni ossigeno ha **numero di ossidazione -1**

H₂O₂ perossido di idrogeno
Na₂O₂ perossido di sodio

IDROSSIDI O BASI

Secondo la definizione proposta da Arrhenius, un idrossido e' una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni ossidrilici OH⁻. Essi sono formati da un ossido ed acqua.

IDROSSIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

La formula di un idrossido si scrive indicando il simbolo del metallo seguito da un numero di gruppi OH pari alla sua valenza. Si noti che si considera un idrossido anche il composto NH₄OH (idrossido d'ammonio) che si forma dalla reazione tra ammoniaca e l'acqua.

Es. Idrossido di alluminio

Valenza: Al^{III}
Formula: Al(OH)₃.

IDROSSIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Se il metallo ha una sola valenza, il nome del composto si ottiene aggiungendo alla parola "idrossido" il nome del metallo.

Es. Zn(OH)₂ e' l'idrossido di zinco.

Se il metallo presenta due valenze, l'idrossido dove il metallo ha valenza minore prende la desinenza **-oso**, dove il metallo ha valenza maggiore, prende la desinenza **-ico**.

Es. HgOH, dove Hg ha valenza I, e' l'idrossido mercurioso;
Hg(OH)₂, " Hg " " II, " " mercurico.

ANIDRIDI O OSSIDI ACIDI

Sono composti binari formati da un non-metallo e dall'ossigeno.

ANIDRIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

La formula si ottiene scambiando la valenza tra il non-metallo e l'ossigeno. Se entrambe le valenze sono pari, si dividono per 2.

Es. Anidride borica

Valenze: B^{III} O^{II}
Formula: B₂O₃.

Es. Anidride solforosa

Valenze: S^{IV} O^{II}
Formula: S₂O₄, cioe' SO₂.

ANIDRIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Se il non-metallo ha una sola valenza, l'anidride prende la desinenza **-ica**.

Es. CO₂, dove il carbonio ha valenza IV, e' l'anidride carbonica.

Se il non-metallo presenta due valenze, l'anidride dove il non-metallo ha la valenza minore prende la desinenza **-osa**, dove il non-metallo ha la valenza maggiore prende la desinenza **-ica**.

Es. SO₂, dove S ha valenza IV, e' l'anidride solforosa;

SO₃, " S " " VI, " " solforica.

Es. N₂O₃, dove N ha valenza III, e' l'anidride nitrosa;

N₂O₅, " N " " V, " " nitrica.

Se il non-metallo presenta quattro valenze, si usa anche il prefisso **ipo-** per la valenza minima, e il prefisso **per-** per la valenza massima.

Es. Cl₂O, dove Cl ha valenza I, e' l'anidride ipoclorosa;

Cl₂O₃, " Cl " " III, " " clorosa;

Cl₂O₅, " Cl " " V, " " clorica;

Cl₂O₇, " Cl " " VII, " " perclorica.

ACIDI

Secondo la definizione proposta da Arrhenius, un acido e' un composto che in soluzione acquosa libera ioni H⁺. Si conoscono due tipi di acidi: gli idracidi e gli ossiacidi.

IDRACIDI

Sono composti binari formati da idrogeno e da un non-metallo. Anche l'acido cianidrico HCN, che e' un composto ternario, viene considerato un idracido.

IDRACIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

La formula si ottiene indicando prima l'idrogeno e poi il non-metallo. Il numero di atomi di idrogeno da indicare e' pari alla valenza che il non-metallo impiega quando si combina con l'idrogeno (si trova nell'elenco delle valenze).

Es. Acido solfidrico

Valenze: H^I S^{II}
Formula: H₂S.

IDRACIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Il nome si ottiene aggiungendo alla parola "acido" il nome del non-metallo con la desinenza **-idrico**.

Es. HCl e' l'acido cloridrico;

HI e' l'acido iodidrico.

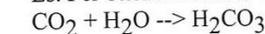
OSSIACIDI

Sono composti ternari formati da idrogeno, un non-metallo e ossigeno.

OSSIACIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

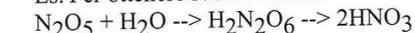
La formula si ottiene, di regola, facendo reagire la corrispondente anidride con una sola molecola d'acqua. Se gli indici di tutti gli atomi sono pari, si dividono per 2.

Es. Per ottenere l'acido carbonico:



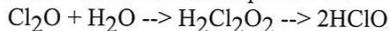
| | |
|-----------|-----------|
| ANIDRIDE | ACIDO |
| CARBONICA | CARBONICO |

Es. Per ottenere l'acido nitrico:



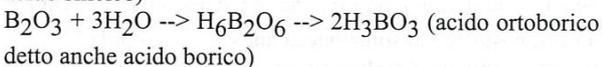
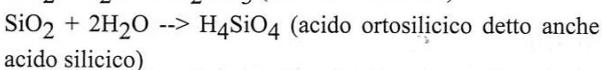
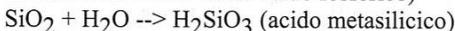
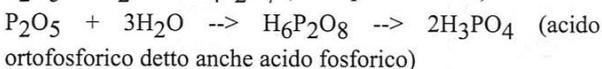
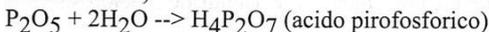
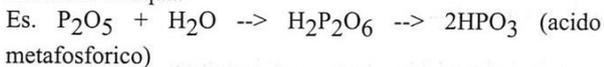
ANIDRIDE SEMPLIFICANDO 2 MOLECOLE DI
NITRICA PER 2 ACIDO NITRICO

Es. Per ottenere l'acido ipocloroso:



ANIDRIDE SEMPLIF. 2 MOLECOLE
IPOCLOROSA PER 2 DI ACIDO IPOCLOROSO

Con le anidridi P_2O_3 , P_2O_5 , B_2O_3 e SiO_2 si ottengono formule di acidi diversi per reazione con una o più molecole d'acqua.



OSSIACIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Il nome di un ossiacido deriva da quello della corrispondente anidride.

Es. HClO è l'acido ipocloroso (deriva dalla anidride ipoclorosa).

Es. H_2SO_4 è l'acido solforico (deriva dalla anidride solforica).

I nomi degli acidi che derivano dalle anidridi P_2O_3 , P_2O_5 , B_2O_3 e SiO_2 prendono il prefisso:

- **meta** quando si impiega una sola molecola d'acqua,

- **piro** " si impiegano due molecole "

- **orto** " " " tre " "

Fa eccezione l'acido ortosilicico che si ottiene con due sole molecole d'acqua.

Es. H_3PO_4 è l'acido ortofosforico perché si ottiene dalla anidride fosforica con 3 molecole d'acqua.

SALI

I sali sono composti ionici che si ottengono per sostituzione totale o parziale degli atomi di H di un acido con atomi di un metallo. Se la sostituzione è totale, vengono detti sali neutri, se è parziale, sali acidi.

Es. NaCl è un sale neutro che deriva da HCl per sostituzione di H^+ con Na^+ .

Es. NaHCO_3 è un sale acido perché deriva da H_2CO_3 per sostituzione di un solo H^+ con Na^+ .

SALI NEUTRI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

La formula di un sale neutro si ottiene agevolmente facendo reagire l'idrossido e l'acido corrispondenti in modo che i gruppi OH delle molecole dell'idrossido siano in numero uguale agli atomi di H presenti nelle molecole dell'acido.

Infatti ogni ione OH^- deve reagire con uno ione H^+ per formare H_2O .

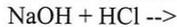
Per individuare l'acido da impiegare nella reazione occorre ricordare che:

- un sale con desinenza **-uro** deriva da un acido con desinenza **-idrico** (es. un cloruro da ac. cloridrico);

- un sale con desinenza **-ito** deriva da un acido con desinenza **-oso** (es. un solfito da ac. solforoso);

- un sale con desinenza **-ato** deriva da un acido con desinenza **-ico** (es. un solfato da ac. solforico).

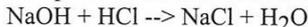
Es. Per ottenere la formula del cloruro di sodio scrivo le formule dell'idrossido di sodio e dell'acido cloridrico:



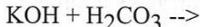
Poiché i gruppi OH e gli atomi di H sono nel rapporto di 1:1 pongo Na al posto di H e scrivo la formula del sale:



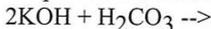
Completo la reazione con una molecola d'acqua:



Es. Per ottenere la formula del carbonato di potassio scrivo le formule dell'idrossido di potassio e dell'acido carbonico:



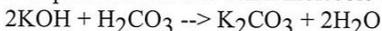
Poiché i gruppi OH e gli atomi di H sono nel rapporto di 1:2 prendo 2 molecole di KOH:



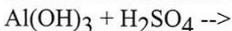
Scrivo la formula del sale ponendo due atomi di K al posto dei due atomi di H:



Completo la reazione con 2 molecole d'acqua:

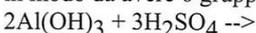


Es. Per ottenere la formula del solfato di alluminio scrivo la formula dell'idrossido di alluminio e dell'acido solforico:



Poiché i gruppi OH e gli atomi di H sono nel rapporto di 3:2, prendo 2 molecole di $\text{Al}(\text{OH})_3$ e 3 molecole di H_2SO_4

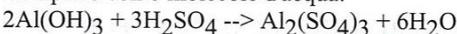
in modo da avere 6 gruppi OH^- e 6 ioni H^+ :



Scrivo la formula del sale ponendo 2 atomi di Al e 3 gruppi SO_4 :



Completo con 6 molecole d'acqua:



SALI NEUTRI: COME RICAVARE IL NOME NOTA LA FORMULA

Occorre intanto individuare l'acido da cui deriva la parte non metallica del sale e modificare la desinenza dell'acido secondo il solito schema:

- da **-idrico** ad **-uro** (es. da ac. cloridrico a cloruro);

- da **-oso** ad **-ito** (es. da ac. solforoso a solfito);

- da **-ico** ad **-ato** (es. da ac. solforico a solfato).

Si completa poi il nome del sale con il nome del metallo. Se l'atomo del metallo può assumere due diverse valenze, si impiega la desinenza **-oso** per la valenza minore, la desinenza **-ico** per la valenza maggiore.

Es. Attribuire il nome al composto BaCO_3 .

Poiché il bario ha solo valenza II, il gruppo CO_3 corrisponde allo ione CO_3^{2-} che deriva dall'acido carbonico H_2CO_3 . Il sale considerato è il carbonato di bario.

Es. Attribuire un nome al composto $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$.
Poiché il calcio ha solo valenza II, il gruppo NO_2 corrisponde allo ione NO_2^- che deriva dall'acido nitroso HNO_2 . Il sale considerato è il nitrito di calcio.

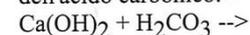
Es. Attribuire un nome al composto FeS .
Poiché non vi sono atomi di ossigeno nella formula, il sale deriva da un idracido, H_2S (acido solfidrico). Il ferro, che può presentare sia valenza II che valenza III, qui presenta valenza II perché sostituisce due atomi di H dell'acido solfidrico. Il sale considerato è il solfuro ferroso.

SALI ACIDI: COME RICAVARE LA FORMULA NOTO IL NOME

Nei sali acidi uno o più atomi di H dell'acido restano anche nel sale: un sale monoacido (detto anche semplicemente "sale acido") presenta un solo H nella propria formula per ogni molecola di acido impiegata, un sale biacido presenta due H per ogni molecola di acido e un sale triacido presenta tre H per ogni molecola di acido. Si noti che per indicare un sale acido che deriva da acidi con due H (detti "acidi diprotici"), viene impiegato pure il prefisso **bi-**: si può dire, ad esempio, carbonato acido di calcio oppure bicarbonato di calcio.

La formula dei sali acidi si può ottenere scrivendo la reazione tra l'idrossido e l'acido corrispondenti e facendo attenzione a mantenere nel sale gli atomi di H che esso richiede.

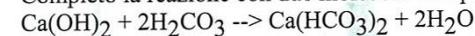
Es. Per ottenere il bicarbonato di calcio, cioè l'acido carbonico di calcio, scrivo la formula dell'idrossido di calcio e dell'acido carbonico:



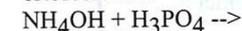
Scrivo la formula del sale combinando il calcio con due gruppi HCO_3 :



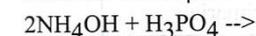
Completo la reazione con due molecole d'acqua:



Es. Per ottenere l'ortofosfato monoacido di ammonio, scrivo la formula dell'idrossido d'ammonio e dell'acido ortofosforico:



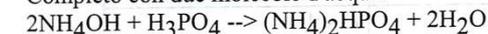
Poiché nella formula del sale deve restare un solo H per ogni molecola di H_3PO_4 impiegata, devo usare due molecole di NH_4OH :



Scrivo la formula del sale combinando due gruppi NH_4 con HPO_4 :



Completo con due molecole d'acqua:



Il sale ottenuto è anche detto fosfato biammonico.

SALI ACIDI: COME RICAVARE IL NOME NOTO LA FORMULA

Il nome dei sali acidi si ottiene dalla formula in modo analogo a quello dei sali neutri, cercando il nome dell'acido e del metallo corrispondenti. Si aggiunge poi l'attributo "monoacido" (o "acido"), "biacido", "triacido" in base al numero di atomi di H presenti nella formula del sale per ogni gruppo derivato dall'acido corrispondente.

Es. Attribuire il nome al composto CaHPO_4 .

Poiché il calcio ha solo valenza II, il gruppo HPO_4 deriva da H_3PO_4 (acido ortofosforico). Il sale corrispondente è l'ortofosfato monoacido di calcio, detto comunemente fosfato bicalcico.

Es. Attribuire il nome al composto $\text{Sn}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_4$.

Lo stagno, che può avere sia valenza II che valenza IV, presenta in questo sale valenza IV perché un solo atomo è combinato con 4 gruppi $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7$. Ciascun gruppo $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7$ deriva da $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (acido pirofosforico) perché Sn ha sostituito un solo H per ogni molecola dell'acido. Il nome del sale è quindi: pirofosfato triacido stannico.

CHIMICA ORGANICA

La chimica organica studia i composti del carbonio.

I composti del carbonio o composti organici hanno caratteri propri.

Risultano formati da pochi elementi, i più importanti dei quali sono C, H, O, N, S, Cl, Br e I.

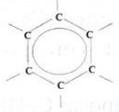
Il carbonio, sempre presente, è di regola **tetravalente**. La **tetravalenza** del carbonio ($1s^2 2s^2 2p^2$) è data dal processo di eccitazione di un elettrone dell'orbitale 2s promosso all'orbitale 2p vuoto: così l'atomo di carbonio presenta **4 elettroni spaiati**.

L'**equivalenza** dei legami è dovuta al processo di **ibridizzazione** degli orbitali s (uno) e p (tre), cioè al mescolamento dei suddetti orbitali e alla loro successiva ridivisione in nuovi orbitali ibridi energeticamente equivalenti (degeneri), capaci di formare legami ibridi equivalenti.

Subiscono difficilmente il fenomeno della ionizzazione. Presentano i fenomeni dell'isomeria, della tautomeria e della polimeria. Tutti per combustione sviluppano anidride carbonica (CO_2) e acqua (H_2O).

PRINCIPALI GRUPPI FUNZIONALI CON RELATIVE CLASSI DI COMPOSTI

Per **gruppi funzionali** si intendono atomi o gruppi di atomi capaci di conferire alla molecola una **speciale reattività**.

| Gruppo funzionale | Nome | Classe di composti |
|---|---|-----------------------------------|
| — | legame semplice | alcani, cicloalcani |
| >C=C< | doppio legame | alcheni, cicloalcheni |
| $\text{—C}\equiv\text{C—}$ | triplo legame | alchini, cicloalchini |
|  | anello aromatico | Aromatici (Ar) |
| —F, —Cl, —Br, —I | gruppo alogenuro | alogenuri alchilici |
| —OH | ossidrile : a) gruppo alcolico b) gruppo fenolico | alcoli, fenoli |
| $\text{R—CH}_2\text{—OH}$ | gruppo alcolico primario | alcoli primari |
| $\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R—CH—OH} \end{array}$ | gruppo alcolico secondario | alcoli secondari |
| $\begin{array}{c} \text{R} \\ \\ \text{R—C—OH} \\ \\ \text{R} \end{array}$ | gruppo alcolico terziario | alcoli terziari |
| Ar—OH | gruppo fenolico | fenoli |
| —O— | gruppo etereo | eteri |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—} \end{array}$ | gruppo chetonico | chetoni |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—H} \end{array}$ | gruppo aldeidico | aldeidi |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—OH} \end{array}$ | gruppo carbossilico (o carbossile) | acidi carbossilici |
| $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{—C—O—C—} \end{array}$ | gruppo anidridico | anidridi |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—O—} \end{array}$ | gruppo estereo | esteri |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—N—} \end{array}$ | gruppo ammidico | ammidi |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R—C—N—H} \\ \\ \text{R}' \end{array}$ | gruppo peptidico o carboamidico | peptidi, polipeptidi, proteine |

| Gruppo funzionale | Nome | Classe di composti |
|---|--------------------------|--------------------|
| $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{—C—N—C—} \end{array}$ | gruppo immidico | immidi |
| $\begin{array}{c} \text{—C—} \\ \\ \text{N—} \end{array}$ | gruppo imminico | Immine |
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—X} \end{array} \quad (\text{X} = \text{F, Cl, Br, I})$ | gruppo alogenuro acilico | alogenuri acilici |

| Gruppo funzionale | Nome | Classe di composti |
|---------------------------|----------------------------|--------------------|
| $\text{—C}\equiv\text{N}$ | gruppo nitrile | nitrili |
| —NH_2 | gruppo amminico primario | ammine primarie |
| >NH | gruppo amminico secondario | ammine secondarie |
| >N— | gruppo amminico terziario | ammine terziarie |
| —SH | gruppo tiolico | Tioli |
| —S— | gruppo solfuro | Solfuri |
| —S—S— | gruppo disolfuro | Disolfuri |
| $\text{—SO}_2\text{—}$ | gruppo solfone | Solfori |
| $\text{—SO}_3\text{H}$ | gruppo solfonico | acidi solfonici |

IDROCARBURI

Sono composti formati da **carbonio e idrogeno**. Essi si dividono in:

ALIFATICI e AROMATICI

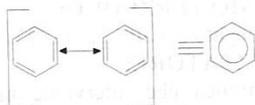
ALIFATICI

- A) **ALCANI:** C_nH_{2n+2} desinenza **-ano**
 CH_4 CH_4 **metano**
 C_2H_6 CH_3-CH_3 **etano**
 C_3H_8 $CH_3-CH_2-CH_3$ **propano**
- B) **ALCHENI:** C_nH_{2n} desinenza **-ene**
 C_2H_4 $CH_2=CH_2$ **etene** detto etilene
 C_3H_6 $CH_2=CH-CH_3$ **propene** detto anche propilene
 C_4H_8 $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ **1-butene**
- C) **ALCHINI:** C_nH_{2n-2} desinenza **-ino**
 C_2H_2 $CH\equiv CH$ **etino** detto acetilene
 C_3H_4 $CH\equiv C-CH_3$ **propino**
 C_4H_6 $CH\equiv C-CH_2-CH_3$ **1-butino**

AROMATICI:



A) **BENZENE:** C_6H_6



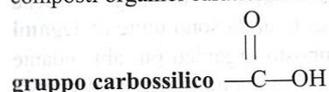
La molecola del **benzene** presenta ibridizzazione sp^2 ed elettroni π delocalizzati sull'intera molecola.

GLOSSARIO DI CHIMICA GENERALE ED ORGANICA

A

ACIDI CARBOSSILICI:

composti organici caratterizzati dal



ACIDI GRASSI:

acidi alifatici monocarbossilici a lunga catena lineare di atomi di carbonio ($C \geq 12$). Partecipano alla formazione di lipidi (grassi o cere) esterificandosi, rispettivamente, con il glicerolo (alcolcoo trivalente) e con alcoli superiori.

ACIDI POLICARBOSSILICI:

composti contenenti due o più gruppi carbossilici

ACIDO:

donatore di idrogenioni; molecola o ione che dissociandosi dà origine ad uno o più ioni H^+ .

Secondo **Arrhenius**: specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni idrogeno H^+ ;

secondo **Brønsted-Lowry**: specie chimica che in soluzione

(acquosa o non acquosa) cede un protone H^+ ad un'altra specie chimica, detta base;

secondo **Lewis**: specie chimica capace di accettare una o più coppie di elettroni.

ACIDO ADENOSINTRIFOSFORICO (ATP):

nucleotide trifosfato, rappresenta una fonte di energia; infatti gli ultimi due residui fosforici sono uniti con **legame anidridico** ricco di energia che, liberata per idrolisi, può essere utilizzata dalla cellula per i propri fabbisogni metabolici.

ACIDO MONOPROTICO:

composto che in soluzione cede un solo ione H^+ .

ACIDO POLIPROTICO:

composto che in soluzione cede più di uno ione H^+ .

AFFINITÀ ELETTRONICA (E_a):

- energia necessaria affinché un atomo, uno ione o una molecola acquisti un elettrone.
- la variazione di energia relativa al processo di addizione di un elettrone ad un atomo per formare uno ione negativo.

ALCANI:

idrocarburi saturi in quanto contenenti solo **legami semplici** (σ) **carbonio-carbonio** con formula generale C_nH_{2n+2} es.: CH_4 metano, C_2H_6 etano, C_3H_8 propano.

ALCHENI:

idrocarburi insaturi in quanto contenenti un **doppio legame** (un legame σ e uno π) **carbonio-carbonio** con formula generale C_nH_{2n} es.: C_2H_4 etene o etilene, C_3H_6 propene o propilene.

ALCHINI:

idrocarburi insaturi in quanto contenenti un **triplo legame** (un legame σ e due π) **carbonio-carbonio** con formula generale C_nH_{2n-2} es.: C_2H_2 etino o acetilene, C_3H_4 propino.

ALCOLI:

composti contenenti uno o più gruppi ossidrilici (**-OH**).

ALCOOL PRIMARIO:

alcol il cui gruppo funzionale **-OH** è legato ad un carbonio primario: $R-CH_2-OH$.

ALCOOL SECONDARIO:

alcol il cui gruppo funzionale **-OH** è legato ad un carbonio secondario: R_2CH-OH

ALCOOL TERZIARIO:

alcol il cui gruppo funzionale **-OH** è legato ad un carbonio terziario: R_3C-OH

ALDEIDI:

composti caratterizzati dal **gruppo carbonilico** ($C=O$)

legato a uno o a due idrogeni:



ALLOTROPO:

una delle forme distinte di un elemento nello stesso stato fisico. Un esempio sono la grafite e il diamante, forme allotropiche del carbonio.

ALOGENI:

elementi del **VII gruppo** di tipo A della tavola periodica

con configurazione elettronica esterna $s^2 p^5$.

ALOGENURI:

composti in cui uno o più atomi di idrogeno sono sostituiti da uno o più **atomi di alogeno**.

AMIDO:

polisaccaride di riserva del regno vegetale. Esso è formato da molecole di

D-glucosio unite da **legami α -glucosidici**. Si distinguono due componenti fondamentali dell'amido: **l'amilosio** e **l'amilopectina** (vedi amilosio e amilopectina).

AMILOSIO:

polimero lineare costituente dell'amido formato da monosaccaridi uniti mediante legami 1-4 α glucosidici.

AMILOPECTINA:

polimero ramificato costituente dell'amido formato da monosaccaridi uniti mediante legami 1-4 α glucosidici e 1-6 α glucosidici (questi nei punti di ramificazione).

AMMIDE:

deriva dalla sostituzione dell'ossidrilico (-OH) degli acidi carbossilici con un gruppo amminico. Si ottengono dalla reazione tra un acido carbossilico ed ammina oppure da quella tra un acido carbossilico ed ammoniaca.

AMMINA PRIMARIA:

composto caratterizzato dal gruppo amminico **R-NH₂**, derivante dalla sostituzione di un atomo di idrogeno della molecola dell'ammoniaca (NH₃) con un radicale alchilico R.

AMMINA SECONDARIA:

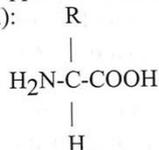
composto caratterizzato dal gruppo amminico **R-NH-R**, derivante dalla sostituzione di 2 atomi di idrogeno della molecola dell'ammoniaca (NH₃) con due radicali R.

AMMINA TERZIARIA:

composto caratterizzato dal gruppo amminico **R-N-R**, derivante dalla sostituzione di 3 atomi di idrogeno della molecola dell'ammoniaca (NH₃) con tre radicali R.

AMMINOACIDI:

composti che contengono almeno un gruppo **amminico (-NH₂)** e un gruppo **carbossilico (-COOH)**:



Si legano tramite legame peptidico, formando le proteine. In natura si riscontrano α - amminoacidi, mentre i β - amminoacidi sono di sintesi.

ANFOTERO:

specie chimica che può comportarsi sia da **acido** sia da **base** a seconda dell'ambiente (basico o acido) in cui si trova.

ANIONE:

ione che presenta carica elettrica negativa.

ANODO:

elettrodo dove avviene la semi-reazione di **ossidazione**, cioè dove vengono rilasciati gli elettroni.

AVOGADRO:

- **ipotesi:** volumi uguali dello stesso gas o di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole, e quindi di moli.
- **numero:** $6,022 \cdot 10^{23}$; indica il numero di entità contenute in una mole.

B**BASE:**

accettore d'idrogenioni.

- Secondo **Arrhenius:** specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni ossidrilici OH⁻;
- secondo **Brønsted-Lowry:** specie chimica che in soluzione (acquosa o non acquosa) accetta un protone H⁺ da un'altra specie chimica;
- secondo **Lewis:** specie chimica capace di donare una o più coppie di elettroni.

BASE POLIVALENTE:

composto capace di cedere due o più OH⁻.

BRINAMENTO:

passaggio dallo stato aeriforme allo stato solido.

C**CARBONIO ASIMMETRICO O CHIRALE**

atomo di carbonio tetraedrico legato a 4 atomi, o gruppi di atomi, diversi.

CARBONIO PRIMARIO:

carbonio legato ad un solo altro atomo di carbonio.

CARBONIO QUATERNARIO:

carbonio legato a 4 altri atomi di carbonio.

CARBONIO SECONDARIO:

carbonio legato a due altri atomi di carbonio.

CARBONIO TERZIARIO:

carbonio legato a 3 altri atomi di carbonio.

CATALIZZATORE:

specie chimica che interviene in una reazione chimica **abbassando** l'energia di attivazione e **accelerando** una reazione stessa senza parteciparne direttamente e, quindi, senza venir consumata.

CATIONE:

ione che presenta carica elettrica positiva.

CATODO:

elettrodo dove avviene la semi-reazione di **riduzione**, cioè dove vengono accettati gli elettroni.

CELLULOSA:

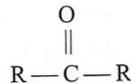
omopolisaccaride vegetale costituito da lunghe catene lineari di **β -D-glucosio** in cui le unità sono unite da **legami 1-4 β -glucosidici**. E' il composto organico più abbondante sulla terra. Per l'uomo non ha funzione nutritiva in quanto esso non possiede enzimi capaci di rompere i legami della cellulosa.

CERE:

esteri di acidi grassi (C \geq 16) con alcoli monovalenti superiori (C \geq 16) (lanolina, cera d'api, spermaceti). Fanno parte della classe generale dei lipidi.

CHETONI:

composti contenenti il gruppo carbonilico (che non rappresenta mai il carbonio terminale) legato a due radicali alchilici R:

**CHIRALITA':**

non sovrapponibilità di una molecola con la sua immagine speculare. Questa parola deriva da un termine della lingua greca che significa "mano", appunto perché le mani sono chinali, ovvero immagini speculari non sovrapponibili.

CICLOALCANI:

alcani ciclici aventi formula generale **C_nH_{2n}**.

CICLOALCHENI:

alcheni ciclici aventi formula generale C_nH_{2n-2} .

CICLOALCHINI:

alchini ciclici aventi formula generale C_nH_{2n-4} .

COMPOSTI AROMATICI:

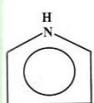
composti insaturi con strutture cicliche di formula generale $C_{4n+2}H_{4n+2}$ ($n=1,2,3,\dots$) caratterizzati da **elettroni delocalizzati** in numero pari a $4n+2$ ($n=1,2,3,\dots$), dove n indica il numero di anelli ciclici del composto. Il più semplice idrocarburo aromatico è il benzene (C_6H_6).

COMPOSTI CARBONILICI:

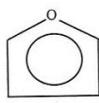
composti contenenti il gruppo carbonilico —C— ; es:
aldeidi e chetoni.

COMPOSTI ETEROVICICLICI:

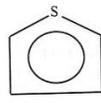
composti aromatici che contengono eteroatomi (uno o più atomi diversi dal carbonio): **pirrolo (N)**, **furano (O)**, **tiofene (S)**.



PIRROLO



FURANO



TIOFENE

COMPLESSO ATTIVATO:

stato di transizione, in una reazione, caratterizzato da **energia potenziale superiore** rispetto a quella dei reagenti e dei prodotti.

COMPOSTO:

costituito da due o più elementi.

COMPOSTO IONICO:

composto formato da ioni di **carica opposta** legati da forze di **natura elettrostatica**.

CONCENTRAZIONE:

quantità di soluto in grammi riferita ad un dato volume (g/V)

COSTANTE DI EQUILIBRIO:

rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti e quello delle concentrazioni dei reagenti (all'equilibrio), essendo elevata, ogni concentrazione, a una potenza con esponente uguale al proprio coefficiente stechiometrico.

CRISTALLO (solido cristallino):

un tipo di solido avente una disposizione tridimensionale regolare di atomi, molecole o ioni.

D

DIENI:

idrocarburi insaturi con due doppi legami carbonio = carbonio.

DISACCARIDI:

zuccheri formati dalla condensazione di due monosaccaridi. Il legame che si realizza è un legame di tipo glicosidico e avviene con la perdita di una molecola di acqua.

DNA (acido desossiribonucleico):

polimero costituito da un insieme di **desossiribonucleotidi**. Nel DNA le basi azotate sono adenina, guanina, citosina, timina. Lo zucchero dei nucleotidi del DNA è il 2-deossiribosio (ovvero una molecola di ribosio che ha perso l'atomo di ossigeno in posizione 2').

E

ELEMENTO:

una sostanza formata da atomi con uno stesso numero atomico (Z).

ELETTROLITA:

composto che in un solvente polare **si dissocia** in ioni (sali) o **si ionizza** (acidi e basi), rendendo, così, la soluzione capace di condurre l'elettricità.

ELETTRONE:

particella subatomica con carica elettrica unitaria negativa $1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb e massa $9,1095 \cdot 10^{-31}$ Kg. La massa dell'elettrone è circa 1836 volte minore di quella del protone e circa 1839 volte minore di quella del neutrone.

ELETTRONEGATIVITÀ:

capacità di un atomo ad attirare a sé gli elettroni di legame. Questa è una proprietà periodica della tavola degli elementi chimici che aumenta da sinistra a destra, nel periodo, e diminuisce dall'alto al basso, nel gruppo.

ELETTRONI DELOCALIZZATI:

elettroni condivisi da tre o più atomi.

ENERGIA DI ATTIVAZIONE:

energia che le molecole devono possedere per riuscire a rompere i legami chimici e poter, quindi, far avvenire una reazione.

ENERGIA DI IONIZZAZIONE:

quantità di energia necessaria ad allontanare un elettrone da un atomo neutro.

ENERGIA LIBERA:

frazione dell'energia totale che può essere trasformata in lavoro utile.

EQUILIBRIO CHIMICO:

condizione in cui la velocità della reazione diretta (quella che va da reagenti a prodotti) è **uguale** alla velocità della reazione inversa (quella che va da prodotti a reagenti). In tali condizioni, è costante il rapporto tra il **prodotto delle concentrazioni dei prodotti e quello delle concentrazioni dei reagenti**, ogni concentrazione essendo elevata ad una **potenza con esponente uguale al proprio coefficiente stechiometrico**.

Tale costante prende il nome di **costante di equilibrio K**.

ESTERI:

composti ottenuti dalla reazione di condensazione tra un **alcol** ed un **acido** con eliminazione di acqua. Gli acidi grassi mediante il processo di esterificazione con glicerolo o con alcoli monovalenti superiori formano, rispettivamente, i grassi e le cere. Gli esteri sono

caratterizzati dal gruppo funzionale R—C—OR .

ETERE:

composti contenenti il gruppo funzionale **R-O-R**, in cui un atomo di ossigeno viene a trovarsi a ponet tra due gruppi alchilici. Questi composti vengono ottenuti per condensazione di due alcool con eliminazione di una molecola di acqua.

F

FENOLI:

composto il cui gruppo funzionale **-OH** è legato ad un anello aromatico.

FORMULA DI STRUTTURA:

indica la distribuzione nello spazio degli atomi della molecola, mettendo in evidenza il numero, la sequenza ed il tipo di legami.

FORMULA MINIMA O EMPIRICA:

indica il numero di atomi, presenti nella molecola, nel **minimo rapporto**, usualmente ricavata da dati sperimentali di composizione percentuale.

FORZE DI LONDON:

deboli legami secondari tra molecole causate dalla formazione di piccoli dipoli istantanei che si formano spontaneamente quando in un determinato istante la distribuzione elettronica della molecola risulta asimmetrica.

FORZE DI VAN DER WAALS:

raggruppamento dei legami secondari intermolecolari deboli che comprendono le forze di London, le interazioni dipolo-dipolo e il dipolo indotto.

FOSFOGLICERIDI:

grassi in cui il glicerolo è esterificato con due acidi grassi e un acido ortofosforico; vengono frequentemente chiamati **fosfolipidi** e fanno parte della più generale classe dei **lipidi**.

FOSFOLIPIDI:

vedi fosfogliceridi.

FOTONE:

quantità di energia liberata quando un elettrone eccitato ad un livello di energia superiore tende a ritornare al suo livello fondamentale dove ha la massima stabilità e la minima energia.

FRAZIONE MOLARE (X):

esprime il rapporto fra il numero di moli del soluto o del solvente e il numero di moli totali (moli solvente + moli soluto).

FRUTTOSIO:

monosaccaride chetoesoso. Caratterizzato, cioè, da sei atomi di carbonio ed un gruppo funzionale chetonico.

FUSIONE:

passaggio dallo **stato solido** allo **stato liquido**.

G

GALATTOSIO:

monosaccaride aldoseso, cioè caratterizzato da sei atomi di carbonio ed un gruppo funzionale aldeidico. Si ottiene dall'idrolisi di alcuni disaccaridi e soprattutto dal lattosio (costituito da galattosio + glucosio).

GAS NOBILI:

elementi dell'**VIII gruppo** (o gruppo zero) di tipo A della tavola periodica con configurazione elettronica esterna $s^2 p^6$. Sono gas inerti perché hanno la configurazione elettronica ottezziale, a minima energia e massima stabilità.

GLICERIDI:

a) monogliceridi: esteri del glicerolo con un solo acido grasso;

b) digliceridi: esteri del glicerolo con due acidi grassi;

c) trigliceridi: esteri del glicerolo con tre acidi grassi.

Fanno parte di quella classe generale di composti detti **grassi**. Vengono chiamati anche **lipidi semplici**.

GLICOGENO:

omopolisaccaride che costituisce una riserva di glucosio per il regno animale. E' molto ramificato ed è costituito da molecole di D-glucosio unite da legami 1,4 α -glucosidici nei punti in cui la molecola è lineare e 1,6 α -glucosidici nei punti in cui la molecola si ramifica. Le sedi anatomiche in cui viene accumulato per poi essere utilizzato, in caso di bisogno, sono il fegato ed i muscoli.

GLUCOSIO:

monosaccaride aldoseso, cioè caratterizzato da sei atomi di carbonio ed un gruppo funzionale aldeidico. E' lo zucchero naturale in cui vengono trasformati i polisaccaridi per idrolisi enzimatica. Attraverso la **glicolisi**, processo di ossidazione del glucosio stesso, gli esseri viventi producono energia sotto forma di ATP (**adenosintrifosfato**).

GRASSI:

esteri di acidi grassi ($C \geq 12$) saturi o insaturi con il glicerolo (detto anche glicerina); vengono chiamati anche **gliceridi** e fanno parte della più generale classe dei **lipidi**. Fra i nutrienti sono le sostanze che forniscono più energia quando vengono metabolizzate: **9 Kcal/g**.

GRUPPO:

colonna verticale della tavola periodica, costituito da elementi aventi proprietà chimiche simili e **configurazione elettronica esterna uguale**. Scendendo nel gruppo il raggio e l'effetto di schermatura elettronica aumentano mentre l'energia o potenziale di ionizzazione e l'elettronegatività diminuiscono.

I

IBRIDAZIONE:

riarrangiamento di elettroni attorno ad un atomo che avviene durante la formazione di un legame chimico e che è possibile grazie al fatto che **orbitali diversi per energia e forma, grazie al fenomeno dell'ibridazione, diventano uguali per energia (degeneri) e forma**.

IDRATAZIONE:

reazione di addizione d'acqua ad un composto.

IDRATO:

composto che contiene nei suoi cristalli molecole d'acqua legate con legami a idrogeno.

IDROCARBURI ALIFATICI:

composti formati dai due soli elementi carbonio ed idrogeno. Questi, quasi sempre molecole non polari, si dividono in idrocarburi saturi o insaturi e, in ogni caso, non contengono anelli aromatici. Vengono classificati in: **Alcani, Alcheni, Alchini, Cicloalcani, Cicloalcheni, Cicloalchini**.

IDROCARBURI INSATURI:

idrocarburi contenenti almeno un doppio o un triplo legame carbonio-carbonio: **Alcheni-Alchini**

IDROCARBURI SATURI:

idrocarburi contenenti solo legami semplici (σ) carbonio-carbonio. **Alcani**.

IDROLISI SALINA:

reazione acido-base di un sale con l'acqua in cui il sale è disciolto.

INDICATORE:

acido o base organica debole che assume in soluzione una colorazione diversa a seconda se si trova in forma dissociata o indissociata, ovvero se la soluzione contiene ioni H_3O^+ al di sopra o al di sotto di un certo valore.

IONE IDRONIO:

ione H_3O^+ . A volte viene rappresentato come H^+ .

ISOBARI:

atomi che hanno uguale numero di massa A e diverso numero atomico Z. Presentano le stesse proprietà fisiche.

ISOMERI:

composti aventi la stessa formula bruta (o molecolare) e diversa formula di struttura (differente disposizione di atomi e legami nello spazio); quindi con proprietà chimiche e fisiche differenti.

ISOTOPI:

atomi che hanno uguale numero atomico Z e diverso numero di massa A . Avendo uguale numero atomico Z presentano le medesime proprietà chimiche.

L

LATTOSIO:

disaccaride formato da una molecola di D-galattosio e una di D-glucosio, unite da legame 1,4 α -glicosidico, il quale porta al legame dei due saccaridi mediante la liberazione di una molecola di acqua.

LEGAME:

interazione con condivisione di elettroni e/o di tipo elettrostatica che si stabilisce tra due o più atomi per raggiungere la configurazione massimamente stabile, ovvero quello con gli orbitali di tipo s e p del livello energetico più alto completamente riempiti di elettroni.

LEGAME A IDROGENO:

legame tra un atomo di idrogeno di una molecola legato covalentemente ad un elemento molto elettronegativo (F, O, N) ed un altro elemento sempre molto elettronegativo (F, O, N) della stessa o di un'altra molecola.

LEGAME COVALENTE:

legame atomico di natura elettronica in cui due atomi condividono una o più coppie di elettroni. I legami covalenti possono essere **omopolari**, quando gli atomi che formano il legame presentano la stessa elettronegatività od una differenza di essa non superiore allo 0,2, oppure **eteropolari**, quando gli atomi presentano valori di elettronegatività differenti (da 0,3 a 1,6).

LEGAME DATIVO (O COVALENTE DI COORDINAZIONE):

legame covalente in cui tutti e due gli elettroni di legame sono **donati** da un atomo solo ad un altro atomo che li **riceve** (elemento accettore).

LEGAME PEPTIDICO:

legame ammidico intermolecolare tra il gruppo carbossilico di un amminoacido e il gruppo amminico di un altro, con eliminazione di acqua.

LEGAME π (pi greco):

legame formato dalla sovrapposizione di orbitali p non ibridizzati di due atomi adiacenti. Non possono esistere più di due legami π tra due atomi.

LEGAME σ (sigma):

legame formato dalla sovrapposizione o di due orbitali di tipo s oppure da quella tra due orbitali di tipo p_x in cui quindi la densità elettronica si trova lungo l'asse di legame, ovvero l'asse congiungente i due nuclei.

LIPIDI:

esteri di acidi grassi ($C \geq 12$) con alcoli di varia natura (spesso il glicerolo). Questi si dividono in: grassi o gliceridi, fosfogliceridi o fosfolipidi, cere, etc.. Biologicamente, essi possono essere: **lipidi di deposito**, con funzione di riserva energetica e protettiva, localizzati nei tessuti adiposi; **lipidi cellulari**, costituenti fondamentali delle membrane cellulari.

M

MALTOSIO:

disaccaride formato da due molecole di D-glucosio, unite da legame 1,4 α -glicosidico, il quale porta al legame dei due saccaridi mediante la liberazione di una molecola di acqua.

METABOLISMO:

somma di tutte le reazioni chimiche e di tutti i processi di trasformazione delle molecole all'interno di un organismo.

METALLI:

si distinguono per la conducibilità (elettrica e termica) e la loro generale tendenza a formare **cationi**. Il carattere metallico di un elemento diminuisce lungo un periodo della tavola periodica, da sinistra a destra, ed è inversamente proporzionale al potenziale di ionizzazione.

METALLI ALCALINI:

elementi del **I gruppo** di tipo A della tavola periodica degli elementi con **configurazione elettronica esterna s^1** .

METALLI ALCALINO-TERROSI:

elementi del **II gruppo** di tipo A della tavola periodica degli elementi con **configurazione elettronica esterna s^2** .

METALLI DI TRANSIZIONE:

sono quelli in cui avviene il riempimento elettronico degli orbitali d di uno strato con numero quantico inferiore a quello del periodo a cui appartengono. Questi metalli si trovano tutti nei gruppi di tipo B della tavola periodica degli elementi chimici.

MISCUGLIO:

miscela di due o più specie chimiche una nell'altra. Possono essere: a) **omogenei**, se hanno composizione percentuale costante in tutti i punti del sistema (es: soluzioni); b) **eterogenei**, se hanno composizione percentuale non costante (es: emulsioni, sospensioni). I miscugli eterogenei vengono divisi, in base alla grandezza delle particelle del soluto, in: **soluzioni eterogenee** o false, quando le particelle di soluto hanno dimensioni inferiori ad 1 nm; **colloidi**, quando le particelle di soluto hanno dimensioni comprese tra 1 e 100 nm; **sospensioni**, quando le particelle di soluto hanno dimensioni superiori a 100 nm;

MOLALITÀ (m)

numero di moli soluto disciolte in **1000g** di solvente.

MOLARITÀ (M):

numero di moli soluto disciolte in **1 litro** di soluzione. Questa viene anche chiamata formalità (F).

MOLE:

- quantità di materia di un sistema contenente un numero di Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) di particelle (atomi, molecole, ioni, elettroni, etc.) di quella data sostanza;
- quantità di materia di un sistema il cui peso, espresso in grammi, coincide con il peso atomico relativo (P.A.) o con il peso molecolare relativo (P.M.) di quella data sostanza.

MONOMERO:

La più piccola unità ripetitiva di cui sono composti i polimeri.

MONOSACCARIDI:

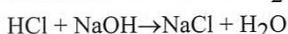
Zuccheri semplici, come il glucosio; unità di base con cui sono composti i carboidrati (o zuccheri) più grandi. Chimicamente possono essere definiti come polioidrossialdeidi o polioidrossichetoni, oppure come polialcoli nei quali una funzione alcolica è ossidata ad aldeide o a chetone.

Nei primi casi si parla di aldosi, nei secondi di chetosi. A seconda del numero di atomi di carbonio che li compongono (3,4,5,6), i monosaccaridi vengono distinti in triosi, tetrosi, **pentosi**, **esosi** (gli ultimi due sono di particolare interesse biologico).

N

NEUTRALIZZAZIONE:

reazione tra un **acido** ed una **base di ugual forza e nelle stesse quantità espresse in equivalenti** che porta alla formazione di un sale ed H_2O



Tale reazione è anche un particolare tipo di reazione di **salificazione**.

NEUTRONE:

particella subatomica priva di carica elettrica e con massa $1,6749 \cdot 10^{-27}$ Kg. La massa del neutrone è circa 1839 volte maggiore della massa dell'elettrone.

NON METALLI:

elementi privi di conducibilità (elettrica e termica), lucentezza, spesso tendono a formare **anioni**.

NORMALITÀ (N):

numero di equivalenti di soluto disciolti in **1 litro** di soluzione.

NUCLEOSIDI:

composti formati da una **base azotata ed uno zucchero**. La base azotata può essere sia pirimidinica sia purinica, mentre lo zucchero che si riscontra più spesso nella formazione di un nucleoside è un **pentoso**, ribosio o desossiribosio.

NUCLEOTIDI:

esteri fosforici dei nucleosidi, ovvero composti formati da base azotata ed uno zucchero (solitamente un pentoso) esterificato con uno o più residui fosforici. Tra i nucleotidi trifosfati particolare interesse riveste l'ATP, nucleotide in cui gli ultimi due residui fosforici sono uniti col precedente mediante legame di tipo anidridico, altamente energetico, ottenuto per condensazione di due molecole di acido.

NUMERO ATOMICO (Z):

indica il numero di **protoni** presenti nel nucleo di un atomo. Dal numero atomico dipendono le proprietà chimiche di un atomo.

NUMERO DI AVOGADRO:

numero di particelle elementari (atomi, molecole, ioni, elettroni, etc.) contenute in una mole, il cui valore è

$$6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

NUMERO DI MASSA (A):

indica la somma dei **protoni e neutroni** presenti nel nucleo di un atomo.

NUMERO DI OSSIDAZIONE (n.o.):

numero relativo, cioè positivo (+n), negativo (-n) o nullo, che indica il numero di elettroni messi in gioco nella formazione di un legame. Quando questi elettroni vengono persi il numero di ossidazione è positivo; quando tali elettroni vengono acquistati il numero di ossidazione è negativo. Inoltre tutti gli elementi allo stato naturale (molecole formate da atomi uguali) presentano numero di ossidazione pari a 0.

O

OMEOSTASI:

mantenimento di un costante ambiente interno.

OMOPOLIMERO:

polimero costituito da un solo tipo di monomero.

ORBITALE:

regione dello spazio dove si ha il 95% di probabilità di trovare l'elettrone.

ORBITALI IBRIDI:

orbitali risultanti dal mescolamento e dalla ridivisione di orbitali atomici di tipo diverso (s, p, d), cosicché da orbitali diversi per energia e forma se ne ottengono altrettanti uguali per energia (degeneri) e forma.

OSMOLARITÀ:

numero di **osmoli** (particelle osmoticamente attive) di una sostanza contenuti in **1 litro** di soluzione.

OSMOLE:

quantità di sostanza contenente un numero di Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) di particelle osmoticamente attive.

OSMOSI:

procedimento mediante il quale due soluzioni separate da una membrana semipermeabile tendono a rendere uguale la loro concentrazione. Tale risultato si ottiene attraverso il passaggio del solo solvente, visto che la membrana semipermeabile permette il passaggio solo di questo, dalla soluzione meno concentrata (con più solvente) a quella più concentrata (meno solvente).

OSSIDANTE:

specie chimica **che ossida** un'altra specie **riducendosi**, cioè acquistando elettroni. Sono ossidanti gli elementi molto elettronegativi come, ad esempio, gli alogeni (VII gruppo).

OSSIDAZIONE:

cessione di elettroni da parte di una specie chimica (che si ossida) ad un'altra (che si riduce). Ogni ossidazione è accompagnata da una riduzione, e viceversa.

OSSOACIDI:

acidi carbossilici che contengono, oltre al gruppo carbossilico **-COOH**, anche uno o più gruppi ossidrilici **-OH**.

P

PARTICELLE ALFA (${}^4_2\alpha^{2+}$):

particelle aventi massa 4 e carica $2+$, corrispondenti ad un nucleo di Elio (He^{2+}).

PARTICELLE BETA (β):

particelle di carica unitaria positiva (β^+), dette positroni, o negativa (β^-) e massa identica a quella dell'elettrone.

PEPTIDE:

composto costituito da 2-50 aminoacidi legati con legame peptidico detto anche carboamidico.

PERIODO:

riga orizzontale della tavola periodica che comprende gli elementi con numero atomico (Z) crescente da sinistra verso destra. Il primo elemento di un periodo è sempre un metallo, l'ultimo un gas nobile. In uno stesso periodo, da sinistra verso destra **il raggio atomico diminuisce, l'elettronegatività e il potenziale di ionizzazione aumentano**.

PESO ATOMICO RELATIVO (P.A.) DI UN ELEMENTO:

numero puro che esprime il rapporto tra la massa dell'elemento considerato e la massa dell'unità campione di riferimento, pari a $\frac{1}{12}$ della massa dell'isotopo carbonio ^{12}C

$^{12}_6C$, detta unità di massa atomica (u.m.a.);

$$1u = 1,66056 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

PESO EQUIVALENTE DI UN ACIDO:
si ottiene dividendo il peso molecolare (PM) dell'acido per il numero di H^+ dissociabili o neutralizzabili dell'acido stesso.

PESO EQUIVALENTE DI UNA BASE:
si ottiene dividendo il peso molecolare (PM) della base per il numero di H^+ accettati o di OH^- dissociabili della base stessa.

PESO EQUIVALENTE DI UN SALE:
si ottiene dividendo il peso molecolare del sale per il numero totale di cariche di stesso segno (positive o negative) che si hanno in seguito alla dissociazione.

PESO MOLECOLARE RELATIVO (P.M.):
somma dei pesi atomici relativi di tutti gli atomi che costituiscono una molecola.

pH:
esprime il grado di acidità di una soluzione. Esso è uguale al logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare (M) degli ioni H^+ .

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

pOH:
logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare (M) degli ioni OH^- .

$$pOH = -\log [OH^-]$$

POLISACCARIDI O GLICANI:
sono **polimeri di monosaccaridi** uniti tra loro con legami α o β glicosidici. Sono classificati come polisaccaridi **semplici** od omopolisaccaridi, se per idrolisi liberano un solo tipo di monosaccaride, e **complessi** od eteropolisaccaridi se per idrolisi liberano monosaccaridi di tipo diverso.

POTENZIALE DI IONIZZAZIONE (P.I. o E_i):
esprime la quantità di energia necessaria per togliere un elettrone ad un atomo isolato e portarlo a distanza infinita, a stato di energia cinetica nulla. Esso è riferito ad una mole di elettroni tolti ad una mole di atomi.

PRESSIONE OSMOTICA (π):
pressione esercitata dal solvente che tende a passare, attraverso una membrana semipermeabile, da una soluzione più diluita (o dal solvente puro) ad una soluzione più concentrata. Si definisce pressione osmotica la pressione che deve essere applicata sulla soluzione più concentrata per eguagliare il flusso delle molecole di solvente in entrambi i sensi.

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA (K_w):
prodotto delle concentrazioni degli ioni $[H^+]$ e $[OH^-]$ che, a temperatura costante, per qualunque soluzione acquosa ha un valore costante:

$$\text{a } 25^\circ\text{C } K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

PROTEINE:
macromolecole (P.M. da 5000 a vari milioni) costituite da un elevato numero (polimero) di aminoacidi legati con legame peptidico (da 50 a decine di migliaia di aminoacidi per molecola).

PROTONE:
particella subatomica con carica elettrica unitaria positiva ($1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb) e massa $1,6726 \cdot 10^{-27}$ Kg. La massa del protone è circa 1836 volte maggiore della massa dell'elettrone.

PUNTO DI EBOLLIZIONE:
temperatura alla quale una sostanza passa dalla fase liquida a quella gassosa. Si ricorda che un liquido bolle quando la sua pressione di vapore eguaglia la pressione atmosferica esterna.

PUNTO DI FUSIONE:
temperatura alla quale una sostanza passa dallo stato solido a quello liquido. Il punto di congelamento indica lo stesso passaggio, ma in senso opposto.

PUNTO TRIPLO:
il punto del diagramma di fase nel quale coesistono i tre stati fisici di una sostanza in equilibrio tra loro.

R
RADIAZIONE GAMMA (γ):
radiazione molto penetrante costituita da onde di natura elettromagnetica con lunghezza d'onda compresa fra 10^{-1} e 10^{-4} nm e carica e massa pari a zero. Spesso tali radiazioni accompagnano le radiazioni α e β emesse da materiali radioattivi.

RADIOATTIVITÀ:
emissione spontanea di particelle nucleari (α o β) e di radiazioni penetranti che avviene naturalmente negli atomi instabili. Durante questo processo gli atomi radioattivi si trasformano in nuovi elementi.

REAZIONE ACCOPPIATA:
reazione esotermica che fornisce energia ad una reazione endotermica.

REAZIONE DI CONDENSAZIONE O DISIDRATAZIONE:
reazione di eliminazione di una molecola di H_2O .

REAZIONE DI OSSIDO RIDUZIONE O REDOX:
reazione con trasferimento di elettroni da una specie chimica (che si ossida, detta riducente) ad un'altra (che si riduce, detta ossidante). In una reazione REDOX, quindi, ci sono due o più specie chimiche che variano il loro numero di ossidazione.

REAZIONI ENDOERGONICHE:
reazioni che avvengono con **aumento** di energia libera ($\Delta G > 0$).

REAZIONI ESOERGONICHE:
reazioni che avvengono con **diminuzione** di energia libera ($\Delta G < 0$).

REGOLA DELL'OTTETTO:
la stabilità chimica implica che un atomo abbia otto elettroni negli orbitali di tipo s e p del livello energetico più esterno (configurazione otteziale $s^2 p^6$). In queste condizioni ogni atomo possiede **massima stabilità** e **minima energia**. Gli atomi, nella formazione dei legami, tendono a raggiungere la configurazione elettronica esterna $s^2 p^6$, cedendo, acquistando o mettendo in comune elettroni con altri atomi, al fine di essere massimamente stabili.

RIBOSIO:
monosaccaride aldopentoso, cioè caratterizzato da cinque atomi di carbonio ed un gruppo funzionale aldeidico. E' un componente fondamentale degli acidi nucleici.

RIDUCENTE:
specie chimica che riduce un'altra specie ossidandosi, cioè cedendo elettroni.

RIDUZIONE:

acquisto di elettroni da parte di una specie chimica che, pertanto, si riduce. Ogni riduzione è accompagnata da un'ossidazione, e viceversa.

RNA (acido ribonucleico):

polimero costituito da **ribonucleotidi** (nucleotidi che utilizzano il ribosio come zucchero). Nell'RNA le basi azotate sono **adenina, guanina, citosina, uracile** (al posto della timina del DNA).

S**SACCAROSIO:**

disaccaride formato da **glucosio e fruttosio** uniti da legame 1,4 α -glicosidico, il quale porta al legame dei due saccaridi mediante la liberazione di una molecola di acqua. Esso è il comune zucchero da cucina.

SALE:

composto contenente un metallo ed un non-metallo, spesso derivante dalla reazione tra un acido ed una base.

SAPONI:

sali alcalini degli acidi grassi, ottenuti per idrolisi alcalina di esteri di acidi grassi, cioè di lipidi semplici.

SISTEMA INTERNAZIONALE DI UNITA' (S.I.):

sistema di misura accettato internazionalmente, basato su standard fisici più che biologici. Questo sistema è caratterizzato dall'utilizzo di prefissi decimali per i multipli o i sottomultipli delle unità di base.

SOLUBILITA':

percentuale di una sostanza che si scioglie in una data quantità di solvente formando una soluzione satura.

SOLUTO:

sostanza meno rappresentata in una soluzione.

SOLUZIONE:

dispersione omogenea di due o più specie chimiche una nell'altra.

SOLUZIONE IPERTONICA:

soluzione con una **osmolarità maggiore** rispetto ad una soluzione di riferimento.

SOLUZIONE IPOTONICA:

soluzione con una **osmolarità minore** rispetto ad una soluzione di riferimento.

SOLUZIONE ISOTONICA:

soluzione con una **uguale osmolarità** rispetto ad una soluzione di riferimento.

SOLUZIONE TAMPONE:

soluzione acquosa formata da un **acido debole** e da un **suo sale** con una **base forte**; oppure, da una **base debole** e da un **suo sale** con un **acido forte**. Essa ha la proprietà di mantenere costante il pH per aggiunta di modeste quantità di un acido o di una base.

SOLVATAZIONE:

interazione tra soluto e solvente; se il solvente è l'acqua prende il nome di idratazione.

SOLVENTE:

sostanza più rappresentata in una soluzione.

STATO.ECCITATO:

stato instabile con elettroni nei livelli energetici superiori rispetto allo stato fondamentale.

STATO FONDAMENTALE:

stato stabile con elettroni nei livelli energetici più bassi possibile, dove vi è massima stabilità.

STERIODI:

composti naturali tetraciclici, costituiti dal nucleo steroideo detto ciclopentanoperidrofenantrene.

STRUTTURA PRIMARIA DI UNA PROTEINA:

indica la sequenza degli α -aminoacidi in una proteina o peptide.

STRUTTURA QUATERNARIA DI UNA PROTEINA:

struttura di una proteina oligomerica risultante dall'interazione specifica delle subunità di cui è composta tale proteina. Si realizza quando alcune proteine, per assolvere alla loro funzione, devono associarsi in due o più unità polipeptidiche (strutture dimeriche, trimeriche, tetrameriche). L'**emoglobina** è un esempio di proteina a struttura quaternaria, essendo costituita da 4 subunità polipeptidiche uguali tra di loro a due a due ($\alpha_2\beta_2$).

STRUTTURA SECONDARIA DI UNA PROTEINA:

indica la conformazione lungo una dimensione dello spazio assunta dalla catena polipeptidica dovuta ai legami a ponte idrogeno che si vengono ad instaurare tra gli atomi della catena polipeptidica che, a causa di tale conformazione spaziale, si vengono a trovare in rapporto di contiguità. Essa può essere principalmente di due tipi: ad α -elica; β a foglietto ripiegato.

STRUTTURA TERZIARIA DI UNA PROTEINA:

indica la conformazione tridimensionale (cioè spaziale) assunta dall'intera catena polipeptidica a causa delle interazioni all'interno della molecola stessa e tra la molecola e l'esterno. Tale conformazione è tipica di: proteine fibrose; proteine globulari.

SUBSTRATO:

molecola di reagente che si lega ad un enzima, il quale catalizza la sua trasformazione in prodotto.

T**TABELLA O TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI:**

tabella in cui gli elementi (o atomi) sono ordinati secondo il loro numero atomico crescente.

TIOETERI:

composti di formula generale **R-S-R**, in cui un atomo di zolfo viene a trovarsi legato a ponte tra due gruppi alchilici.

TIOLO O MERCAPTANI:

derivato di un alcool in cui l'atomo di ossigeno del gruppo funzionale è sostituito da un atomo di zolfo. Essi presentano formula generale **R-SH**.

U**UNITÀ DI MASSA ATOMICA (u.m.a.):**

l'unità di massa atomica (u) è l'unità campione di riferimento per determinare le masse degli atomi. Essa è

pari a $\frac{1}{12}$ della massa dell'isotopo Carbonio $^{12}_6\text{C}$ $1u =$

$1,66056 \cdot 10^{-27}$ Kg.

V**VALENZA:**

numero di legami che un atomo può formare quando si lega ad altri atomi.

VAPORE:

stato fisico di qualsiasi tipo di materia che normalmente si presenta sotto forma di liquido o solido. Si parla di vapore per una sostanza che si trovi allo stato aeriforme ad una temperatura al di sotto di quella sua critica (temperatura, oltre la quale, una specie aeriforme non può più tornare allo stato liquido a seguito di nessuna variazione, per quanto grande, di pressione e/o temperatura).

ALCUNI COMPOSTI ORGANICI DI PARTICOLARE INTERESSE BIOLOGICO

α -AMMINOACIDI NATURALI:

Glicina, Alanina, Serina, Lisina, Treonina, Leucina, Isoleucina, Cisteina, Metionina, Tirosina, Acido glutammico, Acido aspartico, Valina, Fenilalanina, Asparagina, Glutamina, Arginina,, Triptofano, Istidina, Prolina.

Gli aminoacidi, a seconda della catena laterale che presentano, si dividono in: **apolari, polari, acidi, basici.**

ACETILCOLINA:

estere della colina formato dalla seguente reazione: acido acetico + colina \rightleftharpoons acetilcolina + H₂O; l'acetilcolina è un importante mediatore chimico nella trasmissione degli impulsi nervosi.

ACIDO β -IDROSSIBUTIRICO:

idrossiacido. Insieme all'acetone e all'acido acetoacetico, si forma in alcuni stati patologici di alterato metabolismo glicidico (diabete scompensato). Essi costituiscono i **corpi chetonici**, la cui tossicità è dovuta al fatto che, abbassando il pH del sangue, provocano acidosi e quindi coma (coma chetoacidotico, tipico nei soggetti diabetici).

ACIDO ASCORBICO:

vitamina C. La sua carenza determina una patologia chiamata scorbuto.

ACIDO LATTICO (acido α -idrossipropionico):

idrossiacido prodotto nei tessuti muscolari degli organismi superiori dopo intenso sforzo fisico in condizioni di **anaerobiosi** (assenza di ossigeno).

COLESTEROLO:

il più importante steroide degli animali. Lipide di membrana molto importante, con implicazioni significative per la salute.

COLINA:

è: α -trimetilammonio etanolo (CH₃)₃N⁺-CH₂-CH₂-OH

EMOGLOBINA:

proteina coniugata, costituita da una parte **proteica**, la **globina**, e da un gruppo **prostetico**, l'**eme**, che a sua volta lega lo ione ferroso (Fe²⁺). Il ferro è legato anche alla globina e all'ossigeno.

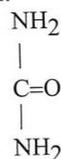
EPARINA:

eteropolisaccaride acido, elaborato nel fegato, con capacità anticoagulanti.

INSULINA:

ormone costituito da un polipeptide secreto dalle cellule β del pancreas endocrino (rappresentato dalle isole del Langerhans). Ha azione ipoglicemizzante e antidiabetogena in quanto promuove l'attività metabolica delle cellule bersaglio e il conseguente utilizzo del glucosio circolante da parte di queste cellule stesse.

UREA:



diammide, proveniente dalla sostituzione dei due gruppi OH dell'acido carbonico con 2 gruppi amminici (NH₂). Il nome deriva dal fatto che essa si trova nelle urine dell'uomo e dei mammiferi ureotelici: è, infatti, il prodotto terminale del catabolismo azotato. Viene prodotta nel fegato, tramite il ciclo dell'urea, ed è escreta tramite l'emuntorio renale con le urine.