

Appunti di chimica

di Fulvio Cacciapuoti



Sommario:

<i>Numero di Avogadro:</i>	5
<i>Mole:</i>	5
<i>Peso atomico:</i>	5
<i>Numero atomico, numero di massa, nuclidi, isotopi e isobari:</i>	6
<i>Modello atomico:</i>	6
<i>Il principio di indeterminazione di Heisenberg:</i>	6
<i>L'equazione di Schroedinger:</i>	7
<i>Numeri quantici:</i>	7
<i>Principio di esclusione di Pauli:</i>	7
<i>Regola di Hund:</i>	7
<i>Principio di Aufbau:</i>	7
<i>Tavola periodica:</i>	8
<i>Effetto schermante e carica nucleare:</i>	8
<i>Energia di ionizzazione:</i>	8
<i>Affinità elettronica:</i>	8
<i>Elettronegatività:</i>	8
<i>Legami chimici:</i>	9
<i>Momento dipolare (m):</i>	10
<i>Orbitali molecolari:</i>	10
<i>Distanza di legame:</i>	10
<i>Legge di Coulomb:</i>	10
<i>Dissociazione elettrolitica:</i>	10
<i>Paramagnetismo:</i>	10
<i>Ibridazione degli orbitali atomici:</i>	11
<i>Cinetica chimica:</i>	11
<i>Teoria delle collisioni:</i>	11
<i>Velocità di reazione:</i>	11
<i>Molecolarità ed ordine di reazione:</i>	11
<i>Reazioni di ordine zero:</i>	12
<i>Reazioni di primo ordine:</i>	12
<i>Reazioni di secondo ordine:</i>	12
<i>Temperatura e velocità di reazione:</i>	13
<i>Equazione di Boltzmann:</i>	13
<i>Equazione di Arrhenius:</i>	13
<i>Catalizzatori e velocità di reazione:</i>	13
<i>Equilibrio chimico:</i>	14

<i>Legge di azione di massa (o legge di Guldberg e Waage):</i>	14
<i>Principio dell'equilibrio mobile (o principio di Le Chatelier):</i>	14
<i>Grammoatomo:</i>	14
<i>Grammomolecola (mole):</i>	14
<i>Peso equivalente di un acido:</i>	15
<i>Grammo-equivalente di un acido:</i>	15
<i>Peso equivalente di una base:</i>	15
<i>Grammo-equivalente di una base:</i>	15
<i>Reazioni di ossido-riduzione:</i>	15
<i>Costante di Plank:</i>	16
<i>Soluzioni:</i>	16
<i>Dissociazione elettrolitica:</i>	17
<i>Grado di dissociazione (α):</i>	17
<i>Costante di dissociazione dell'acqua (K_W):</i>	17
<i>pH e pOH:</i>	18
<i>Acidi e basi secondo Bronsted e Lowry:</i>	18
<i>Elettroliti anfoteri (anfolti):</i>	18
<i>Forza di acidi e basi:</i>	18
<i>Costante di dissociazione:</i>	18
<i>Legge di diluizione (di Ostwald):</i>	19
<i>Soluzioni tampone:</i>	19
<i>Equazione di Henderson-Hasselbalch:</i>	19
<i>Formule dei composti organici:</i>	21
<i>Tipi di reagenti:</i>	21
<i>Intermedi di reazione:</i>	22
<i>Tipi di reazioni organiche:</i>	22
<i>Idrocarburi alifatici:</i>	22
<i>Alcani lineari</i>	22
<i>Radicali alchilici</i>	23
<i>Idrocarburi aromatici:</i>	24
<i>Alcoli:</i>	24
<i>Le aldeidi e i chetoni:</i>	25
<i>Acidi carbossilici:</i>	27
<i>Le ammine:</i>	27
<i>Ammidi, nitrili e isonitrili:</i>	28
<i>Composti eterociclici azotati:</i>	28

<i>Amminoacidi e proteine:</i>	29
<i>Idrati di carbonio:</i>	30
<i>I lipidi:</i>	31
<i>Nucleosidi, nucleotidi e acidi nucleici:</i>	32

CHIMICA INORGANICA

Atomo:

L'atomo rappresenta la parte più piccola della materia di cui presenta tutte le caratteristiche sia fisiche che chimiche. Risulta costituito da centinaia di particelle subatomiche di cui solo 3 presentano caratteristiche fondamentali ai fini dei comportamenti dell'atomo:

- | | | |
|---|---|----------|
| 1. protoni –carica positiva | { | Nucleoni |
| 2. neutroni –privi di carica elettrica | | |
| 3. elettroni –carica negativa | | |
- { Ruotano attorno al
nucleo

Numero di Avogadro:

Indicato con il simbolo N_A o N_0 , è il numero di molecole contenute in una mole di qualunque sostanza o, alternativamente il numero di atomi contenuti in 12 gr. di ^{12}C . Esso risulta identico considerando una mole di qualunque sostanza. Le prime stime del numero di Avogadro divennero possibili alla fine dell'Ottocento, dopo che il concetto di mole fu esteso alle sostanze liquide e solide; attualmente si assume il valore $6,022 \times 10^{23}$, calcolato come media approssimata dei dati ottenuti mediante metodi sperimentali chimici e fisici indipendenti.

Mole:

La mole di una sostanza è una quantità in gr. pari al numero che esprime il suo peso molecolare relativo. In essa è contenuto un numero di molecole che è espresso dal numero di Avogadro.

Peso atomico:

Il peso atomico è un valore che indica il peso di un singolo atomo. Tale valore può essere espresso in maniera *assoluta* o *relativa*. Il **peso atomico assoluto** indica il peso effettivo di un atomo (espresso in gr.) di un elemento. Il **peso atomico relativo** indica quante volte un atomo dell'elemento pesa in più rispetto all'U.M.A. (è un numero adimensionale).

Numero atomico, numero di massa, nuclidi, isotopi e isobari:

Il **numero atomico** (Z) indica il numero di protoni contenuti in un atomo. In un atomo neutro il numero atomico indica anche il numero di elettroni.

Il **numero di massa** (A) esprime il numero totale di protoni e neutroni contenuti in un atomo. Il numero di protoni può essere dato dalla differenza $A-Z$.

Il **nuclide** è un atomo contrassegnato dal suo numero atomico e dal suo numero di massa. Esso si indica scrivendo in alto a sinistra il numero di massa ed in basso a sinistra il numero atomico (${}^A_Z\text{E}$).

Il numero di neutroni è estremamente variabile da un atomo di un elemento all'altro; aumenta con l'aumentare del numero di protoni senza una regola fissa o di stretta proporzionalità.

Gli **isotopi** sono nuclidi che presentano lo stesso numero atomico ma un diverso numero di massa. Gli elementi presenti in natura sono, di solito, un misto di vari isotopi. Esempi di isotopi sono il *prozio*, il *deuterio* e il *tritio* (rispettivamente i nuclidi ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ e ${}^3_1\text{H}$).

Gli **isobari** sono nuclidi che presentano, a differenza degli isotopi, uno stesso numero di massa e un diverso numero atomico.

Modello atomico:

Il primo modello atomico fu proposto da **Thomson** nel 1899, e secondo questo le particelle dotate di carica erano disposte tutte in maniera uniforme nell'atomo. Successivamente **Rutherford** propose un modello secondo cui protoni e neutroni erano disposti nel nucleo, mentre gli elettroni erano liberi di muoversi attorno al nucleo stesso. L'ipotesi più accreditata rimane quella di **Bohr**, secondo cui gli elettroni si muovono attorno al nucleo (in cui sono contenuti protoni e neutroni) descrivendo delle *orbite stazionarie* ben delimitate.

Il principio di indeterminazione di Heisenberg:

Date le caratteristiche dell'elettrone, Heisenberg formulò il suo *principio di indeterminazione*, secondo cui è impossibile determinare con eguale precisione la **velocità** e la **posizione** dell'elettrone.

L'equazione di Schroedinger:

Il moto di un elettrone all'interno di un atomo è descritto da un'**equazione d'onda** che tiene conto della *continuità* dell'onda descritta dall'elettrone, della *stazionarietà* dell'onda nel tempo (cioè della sua *non mutevolezza*). L'equazione di Schroedinger è risolvibile mediante l'introduzione di tre costanti: n , l ed m (definite *numeri quantici*)

Numeri quantici:

Gli orbitali atomici e le caratteristiche degli elettroni di un atomo dipendono dai 4 valori detti *numeri quantici*. Si distinguono:

1. **numero quantico principale (n)** caratterizza lo *stato energetico* dell'orbitale in base alla sua distanza dal nucleo. Può assumere valori interi compresi tra 1 e 7.
2. **numero quantico secondario (l)** riguarda la *forma* dell'orbitale. Può assumere valori compresi tra 0 ed $n-1$.
3. **numero quantico magnetico (m)** esprime l'*orientazione spaziale* dell'orbitale. Può assumere tutti i valori compresi tra $-l$ ed l .
4. **numero quantico di spin (s)** indica il *senso di rotazione* dell'elettrone. Assume solo valori che siano $-\frac{1}{2}$ o $+\frac{1}{2}$.

Principio di esclusione di Pauli:

Il *principio di esclusione* di Pauli (1925) afferma che gli elettroni di uno stesso atomo non possono avere tutti e 4 i numeri quantici uguali (almeno uno deve essere diverso).

Regola di Hund:

La *regola di Hund*, o *principio della massima molteplicità* afferma che gli elettroni si dispongono ad occupare il massimo numero di orbitali in un sottolivello.

Principio di Aufbau:

Per il *principio di Aufbau*, gli elettroni tendono ad occupare gli orbitali seguendo l'ordine di energia crescente.

-Lo *stato fondamentale* di un atomo è quello in cui questo è neutro e non eccitato-

Tavola periodica:

Tutti gli elementi presenti in natura sono stati raggruppati nella cosiddetta **tavola periodica a lunghi periodi**, in cui essi sono stati ordinati in base a *numero atomico crescente* e disposti secondo 7 righe orizzontali (**periodi**) e 16 colonne verticali (**gruppi**).

Il gruppo IA comprende i **metalli alcalini**, il gruppo IIA i **metalli alcalino-terrosi**, il gruppo IIIA viene chiamato **gruppo del boro**, il gruppo IVA **gruppo del carbonio**, il gruppo VA **gruppo dell'azoto**, il gruppo VIA i **calcogeni**, il gruppo VIIA gli **alogeni**, il gruppo 0 i **gas nobili**.

Effetto schermante e carica nucleare:

Gli elettroni di strati energetici differenti subiscono l'attrazione coulombiana da parte del nucleo in misura diversa non solo per la diversa distanza, ma anche per l'*effetto schermante* che gli elettroni interni esplicano a danno di quelli periferici.

Indicando quindi con Q la **carica nucleare** e con S la parte di carica che viene meno a causa dell'**effetto schermante**, la *carica effettiva* (Q_{eff}) sarà data da: $Q_{eff} = Q - S$.

Lungo i periodi della tavola periodica, la Q_{eff} aumenta, mentre rimane costante lungo i gruppi.

Energia di ionizzazione:

Viene definita *energia di ionizzazione*, l'energia necessaria per strappare l'elettrone più debolmente legato all'atomo isolato allo stato gassoso e portarlo all'infinito. Tale energia dipende dalla carica nucleare effettiva e dal raggio atomico. Se il numero di protoni è maggiore di quello di elettroni, allora si parla di **catione**, in una condizione contraria, abbiamo **anioni**.

Affinità elettronica:

L'*affinità elettronica* è definita come l'energia che viene liberata quando un elettrone viene acquistato da un atomo neutro allo stato gassoso. Come l'energia di ionizzazione, anche l'affinità elettronica dipende dalla carica nucleare effettiva e dal raggio atomico.

Elettronegatività:

La grandezza che raccoglie sia gli effetti dell'energia di ionizzazione che dell'affinità elettronica è l'*elettronegatività*. Viene definita come la tendenza di un atomo ad attrarre

verso di sé gli elettroni di legame. Un elemento è elettronegativo se nelle sue interazioni con altri elementi tende ad acquistare elettroni.

L'elemento più elettronegativo è il **Fluoro** (4), seguito dall'**Ossigeno** (3,5) e dall'**Azoto** (3).

Legami chimici:

L'insieme delle forze che tengono uniti due o più atomi fra loro in un assetto stabile di minore energia. Questa configurazione è composta da 8 elettroni ed è indicata anche con il termine di **ottetto**. I legami si distinguono in *deboli* e *forti*: i deboli sono i legami ad idrogeno (2-7 kcal/mol) e le forze di Van der Waals (1-4 kcal/mol), mentre i forti hanno energia compresa tra 50 e 250 kcal/mol.

1. **legame ionico**: è una forza di natura elettrostatica che si stabilisce tra due ioni di carica opposta e si forma a seguito di un trasferimento reale di elettroni da un atomo all'altro. Non si può *mai formare tra atomi dello stesso tipo*.
2. **legame covalente**: si forma quando la configurazione stabile dell'ottetto si raggiunge attraverso la compartecipazione tra atomi di due o più elettroni. Se gli atomi sono simili, il legame si definisce **covalente omeopolare**. Quando gli elettroni sono 1 coppia, si parla di **legame covalente semplice**; nel caso in cui le coppie di elettroni siano 2 o 3, il legame viene definito **doppio** o **triplo**.
3. **legame dativo**: si instaura tra due atomi di cui ve ne sia uno che cede elettroni (*donatore*) ed uno che li acquista (*accettore*).
4. **legame metallico**: poiché i metalli presentano nel loro strato più esterno pochi elettroni da mettere in compartecipazione con altri atomi dello stesso tipo per formare l'ottetto, trovano più agevole liberarsi degli elettroni esterni, diventando cationi.
5. **legame a idrogeno**: è anch'esso un legame di natura elettrostatica, si forma quando un atomo di idrogeno è condiviso tra due atomi fortemente elettronegativi che fanno parte di due molecole o raggruppamenti diversi.
6. **forze di Van der Waals**: si tratta di deboli forze di natura elettrostatica che possono stabilirsi tra molecole originariamente non polari (*dipolo istantaneo, indotto, permanente*).

Momento dipolare (μ):

Il momento dipolare, espresso dal simbolo μ , si definisce come il prodotto tra il valore assoluto della carica e la distanza. Cioè, se le due cariche δ^- e δ^+ si trovano ad una distanza r , il momento dipolare è dato da: $\mu = \delta \times r$.

Orbitali molecolari:

È lo spazio in cui si spostano gli elettroni di più atomi che appartengono agli atomi che compongono una molecola.

Distanza di legame:

Indica la distanza tra i due nuclei alla quale corrisponde il minimo di energia (e quindi la massima stabilità) del sistema.

Legge di Coulomb:

La forza di attrazione (F) tra due cariche di segno opposto q^+ e q^- poste tra loro alla distanza r è data da:

$$F = \frac{1}{D} \times \frac{q^+ \times q^-}{r^2}$$

dove D è una grandezza detta **costante dielettrica** che dipende dalla natura del mezzo interposto tra le cariche.

Dissociazione elettrolitica:

È la formazione di ioni liberi in soluzioni derivanti dalla dissoluzione di composti ionici in solventi polari.

Paramagnetismo:

Il *paramagnetismo* è quella proprietà di cui una sostanza si rivela essere propria quando sottoposta ad un campo magnetico o elettrico, ma non la conserva se ne viene allontanata.

Ibridazione degli orbitali atomici:

La combinazione di orbitali di uno stesso atomo dà luogo al fenomeno dell'*ibridazione*, e gli orbitali derivanti vengono detti *orbitali ibridi*. L'ibridazione può essere di tipo *sp*, *sp²*, *sp³*. L'ibridazione di tipo **sp** (alchini) deriva dalla fusione di un orbitale s e di un orbitale p. I due orbitali ibridi sono orientati l'uno rispetto all'altro formando un angolo di 180°.

L'ibridazione di tipo **sp²** (alcheni) deriva dalla fusione di un orbitale di tipo s e due di tipo p. L'angolo di legame è di 120°; nell'ambito di questo tipo di ibridazione si ricorda il legame **carboamidico -CONH-** (nelle proteine prende il nome di legame peptidico).

L'ibridazione di tipo **sp³** (alcani) deriva dalla combinazione di tre orbitali s e tre p. Si ottiene così una struttura tetraedrica che presenta angoli di 109°.

Cinetica chimica:

Oggetto di studio della cinetica chimica è la *velocità* con cui avviene una reazione chimica ed i *fattori* da cui essa dipende.

La **concentrazione** è la grandezza di riferimento per esprimere la velocità di reazione dei reagenti o dei prodotti.

Teoria delle collisioni:

Per poter reagire tra loro, due molecole devono urtarsi. Affinché l'urto sia efficace, è necessario che le due molecole si urtino con **sufficiente energia** così da rompere i vecchi legami e formarne di nuovi, e secondo un **fattore sterico** o **geometrico** che assicura che l'urto avvenga in punti *sensibili* delle molecole.

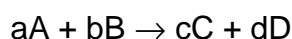
Velocità di reazione:

La velocità di reazione è un valore proporzionale alla concentrazione dei reagenti (*A*) e alla concentrazione dei prodotti (*B*).

$$V = k [A]^a [B]^b \quad \text{-Equazione cinetica della reazione-}$$

Moleolarità ed ordine di reazione:

Data una reazione generica



a temperatura costante, la **velocità di reazione** (*V*) è data dalla generica formula

$$V = k [A]^{a'} [B]^{b'}$$

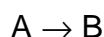
dove a' e b' sono dei valori numerici che non corrispondono necessariamente con i coefficienti a e b della reazione.

La *molecolarità* di una reazione indica il numero di molecole reagenti che devono complessivamente interagire fra loro per dar luogo alla reazione e si ottiene sommando i coefficienti stechiometrici a e b .

L'*ordine di reazione* riflette l'influenza, sulla velocità, delle concentrazioni dei reagenti ed è dato dalla somma degli esponenti a' e b' che soddisfano l'equazione cinetica. Un parametro importante per stabilire l'ordine di reazione è il **tempo di dimezzamento** ($t_{1/2}$), definito come il tempo necessario affinché la concentrazione dei reagenti diventi la metà di quella iniziale.

Reazioni di ordine zero:

Data la reazione generica



Se l'equazione cinetica ha la forma

$$V = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k_0[A]^0$$

l'ordine della reazione è zero. In questo caso, la velocità della reazione non dipende dalla concentrazione.

Reazioni di primo ordine:

Se per una reazione generica $A \rightarrow B$ l'equazione cinetica assume la forma

$$V = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k_1[A]$$

si parla di una reazione di primo ordine. In questo caso la velocità di reazione diminuisce con l'aumentare del tempo di reazione (t).

Reazioni di secondo ordine:

Per una generica reazione $A + B \rightarrow C + D$, l'equazione cinetica è data da

$$V = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = k_2[A][B].$$

Poiché la somma degli esponenti di A e di B è uguale a 2, la reazione è di secondo ordine.

Temperatura e velocità di reazione:

La velocità di reazione è un fenomeno direttamente proporzionale alla temperatura, infatti con l'aumentare della temperatura, aumenta anche la probabilità che vi siano urti efficaci tra le molecole. L'**energia** totale posseduta dalle molecole è connessa ai loro moti di *traslazione*, di *rotazione*, di *vibrazione*. Questa energia aumenta con l'aumentare della temperatura secondo l'equazione

$$E_{cin} = \frac{1}{2} m \bar{v}^2 = \frac{3}{2} RT .$$

Dove m è la massa, \bar{v} la velocità media delle molecole, T è la *temperatura assoluta* e R la *costante universale dei gas*.

Equazione di Boltzmann:

Indicando con E un certo valore di energia, il numero N_E di molecole che posseggono un'energia eguale o superiore ad E è dato dalla formula:

$$N_E = N e^{-\frac{E}{RT}}$$

Equazione di Arrhenius:

La relazione tra temperatura e velocità di reazione è data dalla equazione

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

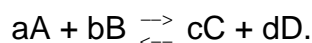
in cui k è la costante cinetica, A è una costante per ciascuna reazione (*Costante di Arrhenius*) e E_a è il minimo valore di energia che le molecole devono possedere affinché un loro urto dia origine a reazione (**Energia di Attivazione**).

Catalizzatori e velocità di reazione:

I *catalizzatori* sono sostanze che sono in grado di accelerare la velocità di una reazione chimica. Essi non sono consumati e quindi non compaiono nell'equazione di reazione. La catalisi può essere un fenomeno *omogeneo* o *eterogeneo* a seconda che il catalizzatore e i reagenti siano nella stessa fase o meno.

Equilibrio chimico:

Lo stato di equilibrio viene raggiunto da un sistema quando le concentrazioni di tutte le specie chimiche che lo compongono sono costanti (non uguali!!!) nel tempo. Viene indicato



Il tempo a partire dal quale le concentrazioni sono costanti e le velocità V_1 e V_2 sono uguali si definisce **tempo di equilibrio** (t_e).

Legge di azione di massa (o legge di Guldberg e Waage):

In un sistema chimico all'equilibrio, il rapporto tra le concentrazioni dei reagenti e le concentrazioni dei prodotti, ognuna elevata a potenza con un esponente eguale al proprio coefficiente di reazione, è costante a temperatura costante. In formula:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = k_e$$

dove alla costante k_e si dà il nome di **Costante di equilibrio**. Se $k_e > 1$, si dice che l'equilibrio è *spostato verso destra* (quindi verso i **prodotti**); se invece $k_e < 1$, allora l'equilibrio è *spostato verso sinistra* (quindi verso i **reagenti**).

Principio dell'equilibrio mobile (o principio di Le Chatelier):

L'aggiunta di uno dei prodotti ad un sistema in equilibrio, provoca uno spostamento dell'equilibrio di reazione verso sinistra, viceversa, l'aggiunta di uno dei reagenti provoca lo spostamento dell'equilibrio di reazione verso destra.

Grammoatomo:

Il numero di Avogadro esprime il numero di atomi di un elemento contenuti in una quantità in grammi dell'elemento stesso numericamente pari al suo peso atomico relativo.

Grammolecola (mole):

E' la quantità in grammi di una sostanza pari al peso molecolare relativo della sostanza stessa.

Formule riassuntive

Numero di atomi = numero di grammoatomi $\times 6,03 \times 10^{23}$

Numero di grammoatomi = $\frac{\text{numero di atomi}}{6,03 \times 10^{23}}$

Numero di molecole = numero di moli $\times 6,03 \times 10^{23}$

Numero di moli = $\frac{\text{numero di molecole}}{6,03 \times 10^{23}}$

Peso equivalente di un acido:

È quel numero che si ottiene dividendo il peso molecolare relativo dell'acido per il numero di ioni H^+ che una molecola dell'acido è in grado di liberare o per il numero di atomi di H, della molecola dell'acido, che nel corso di una reazione vengono sostituiti.

Grammo-equivalente di un acido:

È la quantità in grammi numericamente corrispondente al peso equivalente. Il peso-equivalente è un numero, laddove il grammo-equivalente esprime una quantità in grammi numericamente corrispondente al peso equivalente.

Peso equivalente di una base:

È un numero che si ottiene dividendo il peso molecolare relativo della base per il numero di ioni H^+ che una molecola di base è capace di accettare (o di ioni OH^- che è capace di dissociare).

Grammo-equivalente di una base:

È la quantità in grammi numericamente corrispondente al peso equivalente della base stessa. Si può calcolare dividendo il peso di una mole per il numero di H^+ che una molecola di base è capace di accettare (o di OH^- che è capace di dissociare).

Reazioni di ossido-riduzione:

Sono quelle reazioni in cui si verifica una *variazione* del numero di ossidazione di alcuni elementi. L'elemento che aumenta il proprio numero di ossidazione è detto *agente riducente* (si ossida), mentre quello che lo diminuisce è detto *agente ossidante* (si riduce).

$$\text{gr-equiv. di un ossidante} = \frac{\text{peso di una mole}}{\text{n.ro di elettroni accettati da una molecola}}$$

$$\text{gr-equiv. di un riducente} = \frac{\text{peso di una mole}}{\text{n.ro di elettroni ceduti da una molecola}}$$

Costante di Plank:

Quando un elettrone passa da uno stato energetico E_1 (orbita 1) ad uno stato energetico E_2 (orbita 2), la variazione di energia connessa a tale salto soddisfa l'equazione:

$$E_1 - E_2 = h \cdot \nu$$

in cui h è la costante di Plank e ν la frequenza della reazione.

Soluzioni:

Sono miscele omogenee di due o più sostanze pure. Qualsiasi parte della soluzione presenta le stesse caratteristiche fisiche e chimiche delle parti rimanenti. Si possono avere soluzioni di gas in gas, liquidi in liquidi, solidi in solidi e solidi in liquidi. Il **solvente** è la componente presente in maggior quantità; il **soluto** è la componente presente in quantità minore. La composizione della soluzione si indica attraverso la **concentrazione**.

Molarità (M):

Esprime il numero di moli di soluto in un litro di soluzione:

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}.$$

Molalità (m):

Esprime il numero di moli di soluto disciolte in 1000 gr di solvente:

$$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ moli di soluto}}{\text{gr. di solvente}} \times 1000.$$

Normalità (N):

Esprime il numero di grammo-equivalenti di soluto disciolti in un litro di soluzione:

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ grammo-equivalenti di soluto}}{\text{volume in litri di soluzione}}.$$

Frazione molare:

È il rapporto tra il numero di moli di soluto o solvente e il numero di moli totali.

Legge di Henry:

A temperatura costante la quantità in peso di un gas disciolto in un liquido è direttamente proporzionale alla pressione parziale del gas.

Dissociazione elettrolitica:

Acidi, basi e sali disciolti in solventi polari (es. H₂O) si dissociano dando luogo alla formazione di ioni. Questo tipo di composto prende il nome di *elettrolita*.

Grado di dissociazione (α):

È il volume di gas che, a 1 atm. e a una data temperatura si scioglie in un volume di liquido. Indica il rapporto tra il numero di molecole di elettrolita dissociate (N_D) e il numero di molecole totali (N_t).

$$a = \frac{N_D}{N_t}$$

Il valore numerico del grado di dissociazione è compreso tra 0 ed 1.

$$0 \leq \alpha \leq 1.$$

Costante di dissociazione dell'acqua (K_W):

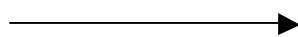
$$\frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]} = K_{DISS.} = 1,8 \times 10^{-16}.$$

a 25°C.

In dipendenza dell'uguaglianza o della diversità tra [H⁺] e [OH⁻] si definiscono i concetti di *neutralità*, *acidità* e *basicità* delle soluzioni.

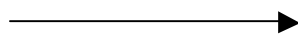
A 25°C una soluzione si definisce:

Neutra



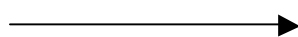
[H⁺] è 1 X 10⁻⁷ M

Acida



[H⁺] è > 1 X 10⁻⁷ M

Basica



[H⁺] è < 1 X 10⁻⁷ M

pH e pOH:

Il **pH** esprime la concentrazione di ioni H^+ . È un valore numerico che equivale al *logaritmo decimale negativo* di $[H^+]$

$$pH = -\log[H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Il **pOH** indica il *logaritmo decimale negativo* di $[OH^-]$

$$pOH = -\log[OH^-] = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

Formule di calcolo di pH e pOH:

$$pH + pOH = K_w = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pOH = 14 - pH$$

(a 25°C)

Acidi e basi secondo Bronsted e Lowry:

Secondo le definizioni di Bronsted e Lowry, si definisce **acido** una sostanza capace di cedere H^+ ; una **base** è invece una sostanza in grado di accettare un H^+ .

Elettroliti anfoteri (anfolti):

Gli **anfolti** sono specie chimiche che, a seconda dell'ambiente in cui sono immerse, sono capaci di comportarsi sia da acidi che da basi.

Forza di acidi e basi:

La *forza* di un acido o di una base è la capacità di questo di dissociare o di *accettare* un H^+ .

Costante di dissociazione:

La **costante di dissociazione di un acido (K_A)** è data dalla formula

$$\frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[AH]} = K \times [H_2O] = K_A.$$

Secondo la legge dell'equilibrio chimico, il valore di K_A non dipende dalla concentrazione totale dell'acido in soluzione, ma solo dalla temperatura (**25°C**).

La **costante di dissociazione di una base** è data dalla formula

$$\frac{[B^+] \times [OH^-]}{[BOH]} = K_B.$$

Indica la tendenza della base a mandare in dissociazione ioni OH^- .

Legge di diluizione (di Ostwald):

Al diminuire della concentrazione, α (grado di dissociazione) aumenta in maniera tale da mantenere costante il valore del rapporto espresso da K_A .

$$K_A = \frac{a^2 C}{(1-a)}$$

$$a = \sqrt{\frac{K_A}{C}}.$$

Dove C rappresenta la concentrazione.

Soluzioni tampone:

Le soluzioni tampone sono in grado di limitare le variazioni di pH che si hanno a seguito dell'aggiunta ad esse di moderate quantità di acido o di base. Esse possono essere costituite da:

a. *un acido debole e da un suo sale con una base forte*

oppure

b. *una base debole e da un suo sale con una base debole.*

Equazione di Henderson-Hasselbalch:

Consente di calcolare il pH di una soluzione tampone di cui si conoscano le concentrazioni dei componenti. Essa è data dalla formula:

$$pH = pK_A + \log \frac{[Sale]}{[Acido]} = pK_A + \log \frac{[AH]}{[A]}.$$

Essendo pK_A una costante a temperatura costante, il pH di una soluzione tampone dipende dal rapporto $\frac{[Acido]}{[Sale]}$. Il massimo potere tampone si ha quando tale rapporto è 1.

CHIMICA ORGANICA

Tipi di legame carbonio-carbonio:

Per il carbonio esistono tre possibilità di ibridazione:

1. **legame semplice**: è un legame di tipo σ e si forma in seguito alla sovrapposizione di due orbitali appartenenti a due diversi atomi di carbonio. Si può ottenere:
 - per sovrapposizione di due orbitali ibridi sp^3 ;
 - per sovrapposizione di un orbitale ibrido sp^3 o di due orbitali ibridi sp^2 ;
 - per sovrapposizione di un orbitale ibrido sp^3 con un orbitale ibrido sp o di due orbitali ibridi sp .
2. **legame doppio**: è caratterizzato dalla presenza di un legame σ e uno π .
3. **legame triplo**: è costituito da un legame di tipo σ e due di tipo π .

Formule dei composti organici:

- **Formula minima**: Indica in quale rapporto stanno tra loro gli atomi degli elementi nella molecola di un composto.
- **Formula molecolare**: La formula molecolare, o *bruta* o *grezza* dà un'informazione più completa in quanto precisa il numero di atomi di ciascun elemento presente nella molecola del composto preso in esame.
- **Formula di struttura**: Indica come sono legati gli atomi degli elementi costituenti.
- **Formula convenzionale**: esprime la struttura di un composto in maniera simbolica.
- **Formula razionale**: Vengono indicati gli atomi che costituiscono la struttura portante della molecola.

Scissione di legami covalenti:

La scissione **omolitica** o **radicalica** si verifica quando gli elettroni impegnati in un legame covalente si ripartiscono egualmente tra gli atomi che si separano.

Una scissione si dice invece **eterolitica** quando si verifica tra atomi legati da un legame covalente non polarizzato e può portare anche alla formazione di atomi liberi.

Tipi di reagenti:

In base alla carenza o alla disponibilità di elettroni, i reagenti vengono classificati in **elettrofili** e **nucleofili**. I primi (ioni H^+ , acidi, ...) sono caratterizzati dalla presenza di parziale o totale carica positiva e possono disporre di un orbitale vuoto. Essi tendono ad attaccare la molecola con cui reagiscono nei punti di maggiore densità elettronica. I nucleofili (basi, ROH –alcoli–, R_2NH , RNH_2 e R_3N –ammine–, OH^- , Cl^- , I^- , NO_3^- -ammine-,

...) sono portatori di totale o parziale carica negativa per cui si legano alle molecole nei punti di minor densità elettronica.

I intermedi di reazione:

Molte reazioni organiche decorrono attraverso diversi stadi ognuno dei quali prevede composti intermedi estremamente reattivi. I più frequenti sono:

- **radicali** (o radicali liberi), ovvero raggruppamenti atomici o atomi isolati caratterizzati dalla presenza di un numero dispari di elettroni;
- **carbocationi** (C^+) si formano per scissione eterolitica di un legame C-X. In essi l'atomo di carbonio è ibridato sp^2 e ha quindi una configurazione planare;
- **carboanioni** (C^-) sono ioni contenenti un atomo di carbonio dotato di un doppietto elettronico e quindi di una carica negativa. Hanno struttura sp^3 . Sono basi molto forti.

Tipi di reazioni organiche:

Le reazioni organiche possono essere classificate in diversi modi:

- *radicaliche*: sono quasi sempre reazioni a catena che portano a prodotti di sostituzione. Sono costituite da una reazione di inizio, una reazione di propagazione e una reazione di terminazione;
- *sostituzione elettrofila* (S_E): riguardano composti nei quali un atomo che dispone di un eccesso di carica negativa (**nucleofilo**) viene attaccato da un composto contenente a sua volta un atomo con un difetto di elettroni (**elettrofilo**) con conseguente eliminazione di un gruppo uscente;

I idrocarburi alifatici:

Alcani: (C_nH_{2n+2}) sono detti anche idrocarburi saturi, in quanto contengono il maggior numero possibile di atomi di H compatibile con la tetravalenza del carbonio.

Alcani lineari

Metano CH_4
Etano C_2H_6
Propano C_3H_8
Butano C_4H_{10}
Pentano C_5H_{12}

Esano C₆H₁₄

I **radicali alchilici** si originano dagli n-alcani per sottrazione di un H. Prendono il nome dai corrispondenti n-alcani cambiando la desinenza *-ano* in *-ile*.

Radicali alchilici

Metile	CH ₃
Etile	C ₂ H ₅
Propile	C ₃ H ₇
Butile	C ₄ H ₉
Pentile	C ₅ H ₁₁
Esile	C ₆ H ₁₃

Dal **metano** al **pentano** gli alcani sono *gassosi*; da C₅ a C₁₆ sono *liquidi*; da C₁₇ in poi sono *solidi*.

La temperatura di fusione e di ebollizione aumenta con l'aumentare del P.M.; a causa della piccola differenza di elettronegatività tra Carbonio e Idrogeno, gli alcani sono composti apolari, e quindi insolubili in acqua. Sono composti caratterizzati da una debole reattività a causa della presenza dei legami σ C-C e C-H.

Danno luogo a: reazioni di *ossidazione*, producendo CO₂, H₂O e calore; reazioni di *alogenazione* di tipo radicalico.

I **cicloalcani** (C_nH_{2n}) sono alcani a struttura chiusa. Per denominarli si aggiunge il prefisso *ciclo-* che si fa seguire al nome dell'alcano da cui derivano. Secondo la **teoria delle tensioni di Bayer**, si generano delle tensioni molecolari derivanti da *tensioni angolari* e da *tensioni torsionali* che sono tanto più elevate quanto maggiore è la deviazione dell'angolo di legame dall'angolo tetraedrico.

Alcheni: (C_nH_{2n}) sono idrocarburi insaturi contenenti un doppio legame. Il nome degli alcheni deriva da quello dei corrispondenti alcani sostituendo la desinenza *-ano* in *-ene*. Il doppio legame può essere posizionato diversamente lungo la catena carboniosa. Le catene laterali devono essere nominate prima.

Le temperature di fusione e di ebollizione sono più basse rispetto a quelle dei corrispondenti alcani. L'**etene**, il **propene** e l'**1-butene** sono *gassosi*, i successivi sono *liquidi*, da C₂₀ in poi sono *solidi*.

Si possono preparare mediante *disidratazione* con acido solforico concentrato a temperatura elevata, oppure dagli alogenuri alchilici mediante trattamento con basi forti.

La presenza del doppio legame conferisce elevata reattività che si evidenzia soprattutto attraverso le *reazioni di addizione*. Secondo la **regola di Markonikov** stabilisce che l'attacco elettrofilo di H^+ avviene sull'atomo di carbonio più idrogenato.

I **cicloalcheni** hanno formula generale C_nH_{2n-2} .

Alchini: (C_nH_{2n-2}) sono idrocarburi insaturi che contengono nella molecola uno o più tripli legami. Prendono il nome dai corrispondenti alcani per sostituzione della desinenza *-ano* in *-ino*. I radicali hanno la desinenza finale *-inile*.

I drocarburi aromatici:

Secondo la **regola di Huckel** si definiscono idrocarburi aromatici quei composti ciclici la cui molecola contiene $4n+2$ elettroni π . Si dividono in: idrocarburi **ad anello singolo** (un solo anello), **poli-cilici** (più anelli) ed **eterociclici** (contenenti un atomo diverso dal carbonio).

Il **benzene** (C_6H_6) ha un alto grado di insaturazione ed è poco reattivo. Nella sua struttura 3 legami singoli si alternano a 3 legami doppi.

Il **nome** degli idrocarburi aromatici NON DERIVA dal numero di atomi di C:

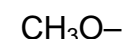
- *Benzene* (un anello)
- *Naftalene* (due anelli)
- *Atracene* (tre anelli).

I nomi dei composti bi-sostituiti vengono preceduti dai prefissi **orto** (1,2), **meta** (1,3) e **para** (1,4).

Nel caso dei composti tri-sostituiti, i sostituenti possono legarsi in posizione **vicinale**, **simmetrica** o **asimmetrica**. Per sottrazione di un H si ottengono *radicali arilici*.

Alcoli:

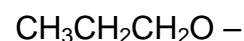
Negli **alcoli** (**R-OH**), il radicale alchilico (R) può essere saturo o insaturo. La denominazione di un alcol deriva dal nome del corrispondente idrocarburo sostituendo la *-o* terminale con la desinenza *-olo*.



-*Metossi*-



-*Etossi*-



-*Propossi*-

Si classificano in **primari**, **secondari** e **terziari**, a seconda del tipo di atomo di C cui sono legati. Sono **monovalenti**, **bivalenti** o **trivalenti** a seconda del numero di gruppi *-OH*.

Gli alcoli, per le loro caratteristiche chimiche, sono elettroliti anfoteri.

I **mercaptani (R-SH)** hanno legami H intermolecolari molto deboli (hanno quindi temperature di ebollizione inferiori!!!) rispetto agli alcoli.

I **fenoli (C₆H₅-OH)** sono composti in cui il gruppo ossidrilico è legato direttamente all'anello aromatico. Si ottengono per *distillazione del catrame*. Sono solidi a temperatura ordinaria (T.F. 43°C) estremamente solubili in acqua.

Gli **eteri (R-O-R)** sono composti caratterizzati dalla presenza di un atomo di ossigeno legato a due residui idrocarburici che possono essere alifatici o aromatici. Al nome dei residui legati all'ossigeno si fa seguire la parola *etere*. Si preparano per *disidratazione* degli alcoli mediante acidi concentrati oppure tramite *alchilazione* degli alcoli con alogenuri alchilici.

Si tratta di composti molto stabili, per cui la loro reattività è estremamente bassa. Malgrado ciò, alla luce e all'aria si ossidano lentamente dando luogo alla formazione di perossidi esplosivi. La loro temperatura di ebollizione è molto più bassa di quella degli alcoli isomeri e prossima a quella degli alcani derivanti dalla sostituzione dell'ossigeno con un gruppo CH₂.

Le aldeidi e i chetoni:

Sia **aldeidi** che **chetoni** sono caratterizzati dalla presenza del gruppo carbonilico >C=O . In questi, il carbonio del gruppo C=O presenta una ibridazione sp^2 e il doppio legame con cui esso è legato all'atomo di ossigeno è costituito da un legame σ , che deriva dalla sovrapposizione di un legame sp^2 del carbonio con un orbitale p dell'ossigeno, e da un legame π che si origina dalla sovrapposizione dell'orbitale p non ibridato del carbonio con l'orbitale p_z dell'ossigeno.

Aldeidi: il gruppo funzionale aldeidico (**-CHO**) è legato ad un residuo idrocarburico aromatico o alifatico. Solo nell'aldeide formica (HCHO), che è l'aldeide più semplice, il carbonio è legato ad un secondo atomo di idrogeno. Le aldeidi sono indicate dalla desinenza *-ale* che si aggiunge al nome del residuo idrocarburico cui è legato.

L'*aldeide formica*, il primo termine della serie, è gassosa; le *aldeidi alifatiche* sono liquide, quelle *aromatiche* sono solide. La solubilità in acqua delle aldeidi (ma anche dei chetoni) deriva dalle possibilità dell'atomo di ossigeno di formare un legame a idrogeno con

l'acqua. Le temperature di fusione e di ebollizione sono più elevate rispetto a quelle degli idrocarburi di P.M. paragonabile. Queste non formano legami a idrogeno intermolecolari, a differenza di quanto accade per gli alcoli rispetto ai quali hanno temperature di ebollizione più basse.

Le aldeidi si possono preparare per *ossidazione degli alcoli primari* o per *riduzione degli acicloruri*. Danno luogo a *reazioni di ossidazione, di addizione* e di *condensazione*.

In ambiente acido, poi, le aldeidi reagiscono con gli alcoli per dar luogo alla formazione di **semiacetali** o **emiacetali**.

L'**aldeide formica** (o formaldeide) si prepara su larga scala per ossidazione dell'alcol metilico. A temperatura ambiente è gassosa, la sua soluzione al 37% costituisce la *formalina*.

L'**aldeide acetica** si ottiene per addizione di acqua all'etino o mediante ossidazione dell'etene.

L'**aldeide benzoica** si ottiene dal toluene, ed è una delle più semplici aldeidi aromatiche.

Chetoni: si distinguono in *semplici* e *misti*. Sono caratterizzati dalla presenza del gruppo carbonilico $\text{C}=\text{O}$, legato a due residui aromatici che possono essere uguali o diversi: nel primo caso vengono definiti semplici, nel secondo sono detti misti. La desinenza dei chetoni è *-one*. Oppure, al nome dell'idrocarburo cui sono legati, si fa seguire la parola *chetone*. Non potendo formare legami a idrogeno intermolecolari, sono più volatili degli alcoli secondari corrispondenti e quindi hanno temperature di ebollizione più basse.

Queste sostanze si ottengono principalmente mediante ossidazione degli alcoli secondari, o per riscaldamento degli acidi carbossilici in presenza degli opportuni catalizzatori.

Sono attaccati dagli agenti ossidanti solo in condizioni estremamente energetiche. Le reazioni di addizione e quelle di condensazione sono simili a quelle già viste per le aldeidi.

Anch'essi reagiscono con gli alcoli, come le aldeidi, per formare chetali e semichetali.

L'**acetone** viene prodotto mediante *ossidazione dell'alcol isopropilico* o del propene. È completamente solubile in H_2O e trova largo impiego come solvente.

Il **ciclopentanone** e il **cicloesanoone** sono chetoni ciclici di natura alifatica. L'**acetofenone** è un chetone misto alifatico/aromatico.

Tra i chetoni di natura esclusivamente aromatica va ricordato il **benzofenone**. Derivati della naftalina sono i **naftochinoni**.

Numerosi chetoni rivestono importanti ruoli in campo bio-medico, tra questi vanno citati la *vitamina K* (vitamina liposolubile coinvolta nella coagulazione del sangue) e l'*ubichinone* (o

Coenzima Q) che, per la sua capacità di essere prima ridotto e poi ossidato, interviene nella catena respiratoria come trasportatore di elettroni.

Acidi carbossilici:

Gli **acidi carbossilici** contengono il gruppo funzionale carbossile (**R-COOH**) il cui atomo di carbonio è ibridato sp^3 e la cui geometria è simile a quella del gruppo aldeidico. Dalla sostituzione dell' -OH con un atomo di alogeno (es. l'atomo X) derivano gli alogenuri alchilici, R-COX, mentre due radicali R-CO legati tra loro da un atomo di ossigeno costituiscono le anidridi, (R-CO)₂-O. Il nome di un acido carbossilico deriva da quello dell'alcano corrispondente in cui la desinenza -o è sostituita dal suffisso -oico. La catena carboniosa viene numerata a partire dall'atomo di carbonio del gruppo carbossilico. Per eliminazione del gruppo -OH si ottengono i radicali acilici che prendono il nome dell'acido cambiando la desinenza da -ico in -ile.

Le ammine:

Le **ammine** sono caratterizzate dalla presenza del gruppo amminico -NH₂ legato a un radicale alchilico o arilico. La denominazione si ottiene facendo seguire al nome del radicale idrocarburico il suffisso -ammina. Si definiscono invece *immine* quelle sostanze che presentano un gruppo =NH legato con un doppio legame al C della catena carboniosa.

In generale le ammine si distinguono in *primarie*, *secondarie* e *terziarie* a seconda se contengono un gruppo -NH₂ legato a un solo radicale idrocarburico, il gruppo >NH legato a due radicali, o il gruppo >N- legato a tre radicali. Le ammine primarie reagiscono facilmente con il gruppo carbonilico di aldeidi e chetoni per formare immine sostituite o *basi di Schiff*.

Le ammine hanno carattere basico in dipendenza del doppietto elettronico disponibile sull'atomo di N. L'azoto ha una configurazione elettronica esterna di tipo $2s^2 2p^3$, e nel gruppo amminico è ibridato sp^3 . In soluzione acquosa le ammine legano uno ione H⁺ proveniente dalla dissociazione dell'acqua formando uno *ione di alchilammonio* (R-NH₃⁺).

Le ammine alifatiche primarie e secondarie reagiscono con l'acido nitroso in maniera differente e, da questo, dipende il loro riconoscimento. Le primarie portano alla formazione di un alcol e allo sviluppo di azoto gassoso; le secondarie formano, invece, nitrosoammine

(di colore giallo); le terziarie si riconoscono se non si ha la produzione di azoto gassoso o se non si osserva la presenza di colore giallo.

Ammidi, nitrili e isonitrili:

Le **ammidi** sono caratterizzate dalla presenza del gruppo funzionale contenente carbonio e azoto ($-\text{CONH}_2$) legato a un residuo aromatico o alifatico. Prendono il nome dall'acido corrispondente e il suffisso *-ico* o *-oico* dell'ammide viene sostituito dal suffisso *-ammide*. Si distinguono anch'esse in *primarie*, *secondarie* e *terziarie* a seconda del numero di radicali che presentano. Le ammidi primarie sono tutte *solide* a parte il primo termine della serie che è liquido. Le ammidi terziarie non possono portare alla formazione di legami a idrogeno in quanto l'atomo di N non è legato a nessun idrogeno.

Si possono ottenere per *idrolisi dei nitrili*; per *reazione degli alogenuri acilici o delle anidridi con l'ammoniaca o con le ammine*.

La **formammide** (HCONH_2) è l'ammide più semplice. Si prepara per sintesi da ossido di carbonio e ammoniaca.

La **benzammide** ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CONH}_2$) è la più semplice delle ammidi aromatiche.

L'**urea** ha un valore rilevante ai fini delle funzioni biologiche quale risultato finale del metabolismo azotato dell'uomo. Le ammidi cicliche sono denominate *lattami* e si formano dai $-\gamma$, $-\delta$ ed $-\epsilon$ amminoacidi in seguito alla formazione di un legame ammidico intermolecolare.

Le **immidi** sono un particolare tipo di ammidi, composti nei quali due gruppi acilici sono legati allo stesso atomo di azoto. Frequenti sono le immidi cicliche che si originano dagli acidi carbossilici, tra cui la *sucinimmide* e la *ftalimmide*.

I **nitrili** e gli **isonitrili** sono costituiti da un radicale acrilico o alchilico legato al gruppo *ciano* ($-\text{C}\equiv\text{N}$). Prendono il nome dell'acido che da essi si ottiene per idrolisi, sostituendo il suffisso *-oico* o *-ico* con *-onitrile*.

Composti eterociclici azotati:

Il **pirrolo** è costituito da cinque atomi, di questi quattro sono di carbonio e uno di azoto. Tutti e cinque gli atomi sono ibridati sp^2 . I cinque orbitali p non ibridati contengono in totale sei elettroni delocalizzati su cinque atomi. La **porfina** è un sistema aromatico molto stabile che può considerarsi molto stabile e costituito da quattro ponti pirrolici tenuti insieme da altrettanti ponti metinici CH. La *pirrolidina* è un derivato completamente deidrogenato del pirrolo.

L'**imidazolo** è un composto eterociclicopentatomico costituito da 3 atomi di carbonio e due di azoto (legato ad H in posizione 1, con un doppietto elettronico in posizione 3). Derivato dell'imidazolo è l'*istidina* (un amminoacido).

La **pirimidina** ha una struttura ciclica esatomica con un atomo di azoto in posizione 1. Da questa derivano la *nicotinammide* e l'*acido nicotinic* (–COOH il primo e –CONH₂ il secondo).

L'**indolo** è un composto che può considerarsi derivato dalla condensazione di un anello benzanico ed uno pirrolico.

Amminoacidi e proteine:

Delle migliaia di amminoacidi, solo 20 rientrano nella composizione delle proteine. Questi (gli amminoacidi) sono caratterizzati dalla presenza di un gruppo –COOH e uno –NH₂. Gli **amminoacidi** sono solubili in solventi polari e, disciolti in acqua, danno luogo alla formazione di *anfoioni* (che presentano un gruppo –NH₃⁺ e un gruppo –COO⁻ e sono quindi elettricamente neutri). Se nella soluzione c'è un eccesso di ioni H⁺, l'amminoacido si comporta da base, se c'è invece un difetto di protoni, l'amminoacido si comporta da acido. Ad un determinato valore di pH (*punto isoelettrico* –**P.I.**–) l'amminoacido non migra sotto il flusso di alcun campo elettrico.

$$P.I. = \frac{pK_{COOH} + pK_{NH_3^+}}{2}$$

Per valori di pH superiori al punto isoelettrico, l'amminoacido si comporta come acido.

Gli amminoacidi possono essere classificati in:

1. amminoacidi a catena laterale idrofobica (non polare)

- alanina
- glicina (eccezione –catena non alifatica)
- isoleucina
- metionina
- valina

Catena alifatica

- fenilalanina
- prolina
- triptofano

Catena aromatica

2. amminoacidi a catena laterale idrofilica (polare) non carica (a pH = 7)

- serina
- treonina
- tiroxina

Gruppo ossidrilico

- asparagina
- glutammica

Gruppo ammidico

- cisteina

Gruppo tiolico

3. amminoacidi a catena laterale idrofilica e acida (a pH =7)

- acido aspartico
- acido glutammico

Entrambi questi acidi presentano nella catena un secondo gruppo carbossilico.

Tutti gli amminoacidi presenti nelle proteine (tranne la glicina) hanno asimmetrico l'atomo di carbonio in posizione α e sono quindi *otticamente attivi*. Quelli naturali appartengono alla serie stereochimica *L*, in quanto il loro atomo di carbonio asimmetrico ha la stessa configurazione dell'atomo di carbonio asimmetrico della *L-gliceraldeide*. Le proprietà chimiche degli amminoacidi sono le stesse del gruppo amminico e del gruppo carbossilico. *L'acido nitroso reagisce con il gruppo $-NH_2$ trasformando un α -amminoacido in un α -ossiacido.* La trasformazione di un α -amminoacido in un α -chetoacido si ottiene mediante *deidrogenazione enzimatica* e successiva reazione con acqua. La *decarbossilazione* degli amminoacidi porta alla formazione di ammine primarie. Da un punto di vista biologico, la reazione più importante è quella in cui il gruppo $-NH_2$ di un amminoacido reagisce con il gruppo $-COOH$ di una seconda molecola di amminoacido per formare un dipeptide in cui il raggruppamento carboamidico $-CONH-$ tiene legati fra loro i due residui di amminoacidi. Il legame che tiene uniti C, O e N prende il nome di legame **carboamidico**; quando è presente *nei polipeptidi e nelle proteine* viene detto legame **peptidico**. Le proteine hanno struttura *primaria, secondaria, terziaria e quaternaria*.

- 1- **Primaria**: sequenza di amminoacidi uniti da legame peptidico.
- 2- **Secondaria**: disposizione spaziale della catena polipeptidica (struttura α e β).
- 3- **Terziaria**: struttura tridimensionale delle catene polipeptidiche.
- 4- **Quaternaria**: organizzazione delle catene (subunità) che formano una proteina.

Poiché la composizione varia, ogni proteina ha un proprio coefficiente di assorbimento (*coeff. di estinzione molecolare*) che dipende dalla lunghezza d'onda.

I drati di carbonio:

Sono caratterizzati dalla formula generale $C_n(H_2O)_n$. Essi sono molto diffusi sia nel mondo animale che vegetale. Vengono distinti in:

1. **monosaccaridi**: caratterizzati da una catena carboniosa costituita da 3 a 7 atomi di carbonio;
2. **disaccaridi**: per idrolisi danno 2 molecole di monosaccaridi;

3. **oligosaccaridi**: per idrolisi danno da 3 a 10 molecole di monosaccaridi;
4. **polisaccaridi**: per idrolisi danno da 11 a diverse centinaia di molecole di monosaccaridi.

I monosaccaridi sono solidi a temperatura ambiente e molto solubili in acqua; altrettanto solubili sono i disaccaridi, mentre i polisaccaridi sono poco solubili o insolubili. In soluzione acquosa sono assai poco dissociati. La loro principale proprietà fisica è l'attività ottica che deriva dalla presenza da 1 a 5 atomi di carbonio asimmetrici. L'appartenenza alla serie D o L viene definita per convenzione in base alla configurazione dell'atomo di carbonio asimmetrico che si trova più distante dalla funzione carbonilica. I monosaccaridi danno luogo a reazioni di *condensazione*, *ossidazione*, *riduzione*. La **mutarotazione** è quel fenomeno per cui un carboidrato, messo in un solvente, passa dalla forma chiusa alla forma aperta.

Il **legame glicosilico** è un legame covalente che si forma in corrispondenza degli atomi di carbonio e ossigeno, ed i composti che lo contengono prendono il nome di **glucosidi**.

I lipidi:

Sono composti insolubili in acqua e solubili in solventi apolari. Si distinguono in:

1. **acidi grassi**: ($C_nH_{2n+1}COOH$) sono acidi monocarbossilici alifatici a numero pari di atomi di carbonio e superiore a otto;
2. **trigliceridi**: sono esteri di acidi grassi con il glicerolo;
3. **cere**: sono esteri degli acidi grassi con alcoli diversi dal glicerolo;
4. **lipidi fosfati**: si distinguono in derivati del glicerofosfato e derivati della sfingosinafosfato.

Gli **acidi grassi** fino a 10 C sono liquidi a temperatura ordinaria. La temperatura di fusione aumenta con la lunghezza della catena carboniosa. A parità di numero di atomi di carbonio gli acidi grassi insaturi hanno una temperatura di fusione più bassa rispetto ai saturi.

I **saponi** sono sali di sodio o di potassio, caratterizzati da un'elevata solubilità in acqua. Il noto potere detergente è una conseguenza della loro struttura in cui l'estremità polare, che contiene il gruppo $-COOH$, è *idrofilica* mentre la catena carboniosa idrocarburica è *idrofobica* o *lipofilica*.

Le **cere** sono esteri degli acidi grassi e di alcoli alifatici monovalenti entrambi a lunga catena carboniosa non ramificata. Gli acidi grassi che rientrano nella composizione delle cere sono gli stessi che rientrano nella composizione dei trigliceridi (saturi o insaturi); tra

gli alcoli che entrano nella composizione delle cere si ricordano l'*alcol cetilico* (16 C) e l'*alcol mirilico* (30 C) di solito esterificati con *acido palmitico*.

Tra i principali fosfogliceridi si riconoscono i **plasmalogeni** (che contengono anch'essi legati al glicerolo la fosforilcolina e un acido grasso); la **cardiolipina** costituita da due molecole di acido fosfatidico tenute insieme da una terza molecola di glicerolo. Le **sfingomieline** sono derivati della *sfingosinafosfato*. Sono costituite da un ponte fosfodiesterico che lega la colina o la etanolamina alla sfingosina che, tramite un gruppo $-NH_2$, lega anche con legame carboamidico un acido grasso.

I lipidi *non fosforilati* comprendono tre classi di composti:

1. **glicolipidi**: costituiti da sfingosina, da un acido grasso e da una unità saccarifica di glucosio o galattosio.
2. **proteolipidi**: derivano dall'associazione non governata da legami covalenti tra proteine e lipidi. La loro struttura non è ben nota.
3. **steroidi**: costituiscono una classe di lipidi alla quale appartengono composti la cui struttura fondamentale è quella del ciclopentanoperidrofenantrene.

Dal colesterolo derivano gli *acidi biliari*, i *sali biliari*, la *vitamina D₂*.

Nucleotidi, nucleosidi e acidi nucleici:

Si tratta di composti cui sono affidati due compiti delicatissimi:

- conservazione, riproduzione e trasmissione dell'informazione biologica;
- espressione dell'informazione nella sintesi delle proteine.

La loro composizione chimica è fondata sulla combinazione di:

- basi azotate,
- zuccheri pentosi,
- acido fosforico secondo lo schema seguente:
 - base azotata + pentoso → nucleoside
 - nucleoside + 1 o più gruppi fosfati → nucleotide
 - polimerizzazione dei nucleotidi → catena polinucleotidica, costituente funzionale degli acidi nucleici.

Le **basi azotate** appartengono, strutturalmente, a due classi:

- *basi puriniche*, adenina e guanina, composte da due anelli eterociclici condensati di cui uno esatomico ed uno pentatomico,
- *basi pirimidiniche*, citosina, timina, uracile composte da un anello eterociclico esatomico.

Principali caratteristiche chimiche:

- aromaticità, che conferisce stabilità chimica elevata;
- sostituenti esterni (per es. gruppi $-NH_2$ $-OH$): essi sono legati in posizioni definite, dipendenti dalle caratteristiche di aromaticità; conferiscono alle basi proprietà individuali di reattività; possono subire tautomeria cheto-enolica o imino-aminica, responsabile di cambiamenti transitori delle loro proprietà chimiche.
- interazioni tra basi: interazioni idrofobiche tra anelli sovrapposti; formazione di legami a idrogeno.

Gli **zuccheri pentosi** che rientrano nella formazione dei **nucleosidi** sono di due tipi:

- ribosio nei ribonucleotidi;
- deossiribosio nei deossiribonucleotidi.

I **nucleotidi** sono il risultato della combinazione di nucleotidi con una o più molecole di acido fosforico. Le **catene polinucleotidiche** sono il prodotto della condensazione di singoli nucleotidi che si legano fra loro con ponti fosfodiesterici. Risultano dotate di uno scheletro covalente che conferisce loro *stabilità*, di una disposizione ordinata dei nucleotidi entro la catena che ne genera la *polarità*, di una sequenza di basi liberamente variabile che conferisce *informazione*.

Gli **acidi nucleici** sono macromolecole aventi, insieme alle proteine, il ruolo di componenti essenziali ed insostituibili di tutte le unità biologiche elementari. Sono costituite da una o due catene polinucleotidiche, lineari o circolari. In base alla loro composizione vengono classificati in DNA ed RNA. Sono dotati di una *struttura primaria, secondaria e terziaria*. Le molecole di DNA a doppia elica possono essere sottoposte a denaturazione termica reversibile, valutabile attraverso valutazioni di:

- viscosità della soluzione di DNA in corso di denaturazione;
- assorbimento di radiazione ultravioletta di 260 nm.

La rinaturazione delle catene può avvenire spontaneamente attraverso una fase iniziale (lenta perché richiede una energia di attivazione) ed una fase finale (veloce).