

Lezione 1

Scienza che studia:

- Struttura
- Organizzazione
- Funzioni basate su processi chimico-fisici

Anatomia molecolare + fisiologia molecolare

Metodi e logica riduzionistica

Atomo- molecola- cellula- tessuto-organo- apparato/sistema

Principali molecole biologiche : **nucleotidi – amminoacidi – zuccheri – lipidi**

Sequenza nucleotidica = acido nucleico segmento di DNA

Sequenza amminoacidica = proteina segmento polipeptidico

Sequenza di monosaccaridi = polisaccaride con proprietà non sempre presenti nei monomeri

Monomeri con legame debole = **macrostrutture**

I lipidi non polimerizzano e si associano per formarle

Monomeri con legami covalenti = **macromolecole**

Macrostrutture + macromolecole = maggiori strutture cellulari

Lezione 2

400 a. c. democrito = la materia non può dividersi all'infinito = particella **elementare ATOMO**

1800 John Dalton = **modello atomico**

- Materia formata da atomi
- Atomi uguali nello stesso elemento
- Atomi di diversi elementi si combinano per fare composti
- Nelle relazioni gli atomi si RIRAGGIRANO

Nucleo = insieme di protoni e neutroni, intorno girano gli elettroni seguendo delle orbite

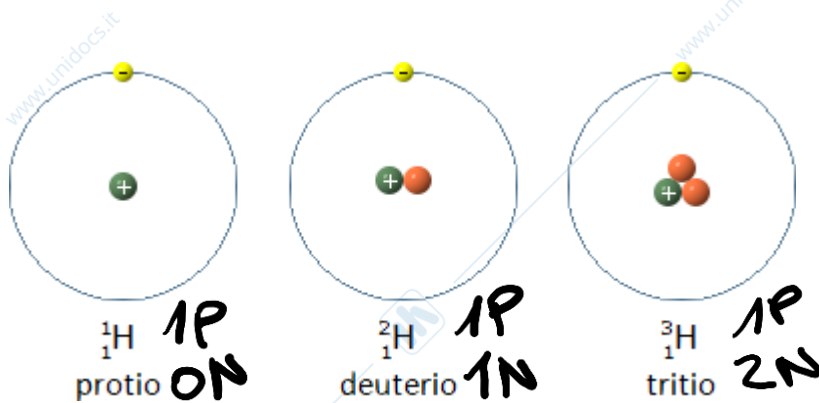
Numero protoni = **NUMERO ATOMICO Z** scritto in basso

Identifica l'elemento chiamato con la prima lettera del nome latino

NATURA DISCRETA DELLA MATERIA = protone unità di base , unione di più protoni crea atomi diversi

n. protoni + neutroni = **NUMERO DI MASSA A** scritto in alto

stessi protoni diversi neutroni sempre stesso elemento = **ISOTOPI** = stesse proprietà chimiche ma diverse proprietà fisiche **Z- UGUALE A- DIVERSO**



Il TRIZIO è ISTABILE e decade trasformandosi in un ISOTOPO STABILE (isotopo radioattivo)

ATOMO NEUTRO = n protoni uguale a n neutroni

Atomo perde o acquisisce **ELETTRONI** = **IONE**

- CATIONE (carico positivo)
- ANIONE (carico negativo)

Atomi reagiscono tra di loro = **RAPPORTI STECHINOMETRICI** = formano molecole

SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

n. Protoni mettono in ordine gli elementi dal più piccolo al più grande = non spiega la periodicità

ELETTRONI descritto come onda, l'orbita sostituita dal concetto di **ORBITALE**

NUMERI QUANTICI = dimensione, forma, orientamento degli orbitali

- Principale n = livello energetico e dimensioni
 - Valore intero 1-7
 - Stesso valore= isoenergetici
 - Massimo 2 elettroni
- **Secondario l = geometria**
 - Valori 0-6
 - 0 orbitale sferico (orbitale s)
 - 1, orbitale a due lobi (orbitale p)
 - 2, orbitale a quattro lobi (orbitale d)
 - 3, orbitale a otto lobi (orbitale f)
 - Per un determinato valore di n, l può assumere valori compresi tra 0 e n-1
- Magnetico m = orientamento nello spazio
 - Valori -1 e +1

Più sono alti i numeri quantici più aumentano le orbite

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA = disposizione elettronica in ogni livello ; ogni livello contiene 2 elettroni si riempiono prima quello con energia più bassa. Determina la **REATTIVITA'** dell'atomo

GAS NOBILI (Elio, neon, argon, kripton, xenon e radon) = Si trovano in natura sotto forma di **atomi isolati neutri**. Sono caratterizzati da inerzia chimica

Aumentando il numero di elettroni presenti nello stesso guscio orbitalico aumenta l'attrazione con i protoni= **CONTRAZIONE**

Guscio orbitalico occupato con numero quantico n maggiore

TENDENZA A PERDERE ED ACQUISTARE ELETTRONI

- **POTENZA DI IONIZZAZIONE :**
 - energia per allontanare un elet.
 - Energia per trasformare una mole di atomi in una mole di cationi monovalenti
- **AFFINITA' ELETTRONICA :**
 - energia per accettare un elet.
 - Energia rilasciata da una mole di atomi quando si trasforma in una mole di anioni monovalenti.

ELETTRONEGATIVITA' = tendenza ad attrarre elettroni di un legame = energia di ionizzazione + affinità elettronica. Dalla più alla meno elettronegativa da sinistra verso destra e dal basso verso l'alto (obliqua)

Potenziale di ionizzazione: Energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo

Affinità elettronica: Capacità di un elemento di accettare un altro elettrone

LEGAMI CHIMICI

Interazioni tra atomi che portano alla formazione di molecole, cristalli ionici o cristalli di tipo metallico

REGOLA DELL'OTTETTO = un atomo prende o perde elettroni per arrivare alla conformazione completa del guscio più esterno.

Il primo guscio può contenere al massimo 2 elettroni, il secondo e il terzo guscio 8, il quarto e il quinto guscio 18, il sesto e il settimo 32.

LEGAME COVALENTE – Lewis 1916

- ✓ Puro o omeopolare = la molecola derivante non ha polarità perché elettronegatività simile da 0 a 0,4 di diff. (apolare) es. carbonio-idrogeno
 - Singolo – una coppia condivisa
 - Doppio - due coppie condivise
 - Triplo – tre coppie condivise
- ✓ Polare = atomi diversi con una differenza di elettronegatività non superiore a 1,9m (da 0.5 a 1.9)
Si formano poli per la diff. di elettroneg.
- ✓ Ionico = diff. elettronegatività superiore a 1,9.
- ✓ Dativo = fatto con un solo atomo, in questo caso non viene fatto per completare l'ottetto.
Indistinguibile da quello canonico. Tra atomo con un doppietto elettronico e l'altro che ha l'orbitale vuoto, senza elettroni.

Secondo Lewis i legami sono rappresentati da linee e gli elettroni non condivisi da coppie di punti disposti in modo simmetrico.

CONDIVISIONE ELETTRONI

LEGAME IONICO – Lewis 1916

Tra atomi diversi con una differenza di elettronegatività superiore a 1.9 dall'atomo meno elettronegativo (diventa catione) a quello più elettronegativo (diventa anione). Conseguenza della carica opposta.

Spostamento di elettroni

GEOMETRIA DELLA MOLECOLA

Teoria VSEPR “ Valenc Shell Electron Pair Repulsion ”

Le coppie di elettroni si posizionano il più lontano possibile le une dalle altre, ossia ai vari vertici.

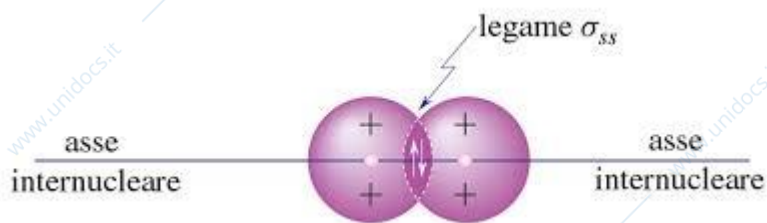
Coppie elettroniche di valenza

- Di legame (condivise dagli atomi)
- Non leganti (coppie solitarie), inducono lievi distorsioni nella struttura

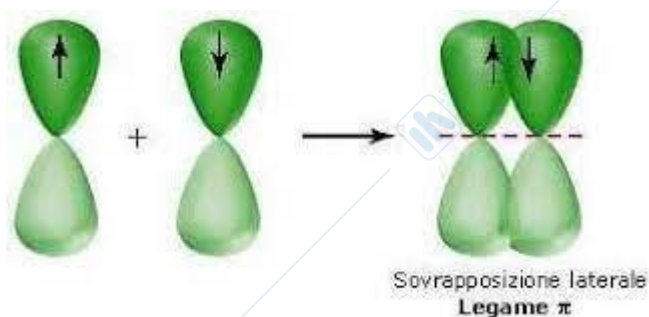
I doppi legami vengono considerati come singole coppie elettroniche di legame.

In un **legame orbitale** gli orbitali dei vari atomi si sovrappongono occupando lo stesso spazio **ORBITALE MOLECOLARE**, però non contengono più di 2 elettroni quindi questo avviene tra due orbitali semisaturi o uno pieno con uno vuoto (=legame dativo)

Il legame σ (Simmetria cilindrica attorno all'asse internucleare).



Legame π (sovrapposizione laterale). Il legame è più debole: Minore sovrapposizione fra gli orbitali



Un atomo può creare un numero di legami pari al numero di elettroni spaiati.

ORBITALI IBRIDI = sovrapposizione di orbitali atomici dello stesso livello energetico.

ECCITAZIONE = serve per spiegare un numero di legami dell'atomo centrale diviso del numero di elettroni spaiati.

IBRIDAZIONE = serve per spiegare una geometria molecolare diversa da quella solita con gli orbitali atomici puri. È un modello: procedura matematica per le funzioni d'onda, orbitali ibridi con nuova conformazione e nuove proprietà.

Lezione 3

Le interazioni intermolecolari sono **considerate "deboli"**, infatti non sono in grado di tenere uniti gli atomi.

- Le forze di Van der Waals $\rightarrow 0.4 - 4 \text{ KJ mol}^{-1}$
- Il legame idrogeno $\rightarrow 12 - 30 \text{ KJ mol}^{-1}$
- Le interazioni ioniche $\rightarrow 20 \text{ KJ mol}^{-1}$
- Le interazioni idrofobiche $\rightarrow <40 \text{ KJ mol}^{-1}$

Legame covalente = $100-1000 \text{ KJmol}^{-1}$ (legame che riesce a tener uniti due atomi)

Vengono create interazioni che si formano e rompono di continuo a temperatura ambiente, a meno che molte di queste si instaurino contemporaneamente ed in tal caso impartiscono una stabilità significativa e sono responsabili della struttura delle macromolecole biologiche

INTERAZIONI DI VAN DE WAALS

- Interazioni ione-dipolo
- Interazioni di dipolo-dipolo
- Interazioni dipolo-dipolo indotto
- Forze di dispersione di London

Interazioni elettroniche dovute alla fluttuazione degli elettroni. sono attrazioni tra i nuclei e le nuvole elettroniche.

Presenti in tutte le molecole

Efficaci solo in brevi distanze e quando le superfici delle molecole hanno una certa complementarità strutturale.

INTERAZIONE DIPOLO-DIPOLO (dipolo permanente – permanente) permanente perché è polare

Molecole non hanno carica netta dipende da:

- differenza di elettronegatività all'interno
- geometria della molecola
- energia che dipende da $1/r^3$ (r distanza tra centri che interagiscono)

Molecola che ha fatto sì che ci sia uno spostamento di elettroni di legame verso sinistra, molecola con dipolo permanente (legame è comunque stabile). Molecola si comporta come una calamita (polo negativo attrae quello positivo e viceversa)

- Dipolo-dipolo= si chiama così perché ci sono almeno due molecole che hanno due poli con carica opposta parziale la molecola con due lobi (uno delta meno e uno delta più) ma permanente.
- Molecola 1 interagisce con molecola 2: più la distanza è corta, più l'energia è alta. L'energia sale fino a quando diventa stabile: le molecole si sono allontanate.

INTERAZIONI DIPOLO-DIPOLO INDOTTO (dipolo permanente-indotto)

Dipolo molecola polare (dipolo permanente) può indurre una polarizzazione in una molecola non polare (polarizzabile). Si instaura una forza di interazione tra dipolo e il dipolo indotto.

Energia dipende da $1/r^3$

Intensità dipende da : grandezza dipolo induttore e polarizzazione molecola.

FORZE DI DISPERSIONE DI LONDON

In una molecola apolare gli elettroni possono essere distribuiti in modo non omogeneo e creare un dipolo istantaneo che induce un dipolo allineato in una seconda molecola apolare polarizzata vicina : FORZA DI ATTRAZIONE DIPOLI MOMENTANEI

Dipende dalla forma delle molecole: più sono grandi le superfici maggiore è la forza di dispersione. (nelle molecole sferiche apolari meno forze di London)

Caso speciale:

Perché ci sia un legame idrogeno serve

1) un idrogeno legato ad un elemento piccolo e molto elettronegativo (O, N) – è detto Donatore di legame idrogeno

2) una coppia di elettroni non condivisi su un atomo molto elettronegativo vicino (solitamente F, O, o N di un'altra molecola) – è detto Accettore di legame idrogeno

- i legami sono molto polari vista la diff. di elettroneg.
 - La carica all'esterno del dipolo è concentrata viste le piccole dimensioni
- Si crea un LEGAME IDROGENO (5 volte più forti delle attr. Dipolo-dipolo)

Direzionalità : attrazione tra i dipoli è maggiore se gli atomi sono in una linea retta

INTERAZIONI IONE- DIPOLO = ione reagisce con un dipolo esattamente come una molecola polare reagirebbe con un'altra polare: una molecola è o solo positiva o solo negativa e reagisce con un dipolo.

IONE-DIPOLO (indotto) carica netta o totalmente positiva o negativa

Dipolo= molecola polare

Forza di tipo ionico, debole.

INTERAZIONI IONICHE = interazioni elettrostatiche tra gruppi di carica opposta che sono localizzati su diverse molecole o su parti diverse della stessa (macro)molecola. (20kj/mol in soluzione acquosa).

La carica elettrica è distribuita radialmente, per cui queste interazioni non hanno la direzionalità ad esempio dei legami idrogeno. Poiché le cariche sono localizzate su punti definiti stericamente, le interazioni ioniche possono impartire specificità strutturale. Sono dipendenti dalla natura delle specie interagenti e dalla loro distanza.

ACQUA

un dipolo permanente può essere attratto da uno ione vicino (int carica-dipolo) oppure da un dipolo permanente (int dipolo-dipolo).

Ogni molecola d'acqua è simultaneamente un donatore e un accettore di legame idrogeno. L'acqua ha elevati valori della tensione superficiale, del calore specifico e del calore di evaporazione.

COME SOLVENTE = SOLUBILITÀ = ioni idratati ossia circondati da molecole d'acqua detti **gusci di idratazione**. La solubilità è legata alla polarità della molecola. L'acqua è un dipolo e scoglie o un altro dipolo o una carica (tipo sale da cucina).

INTERAZIONI IDROFOBICHE = tra molecole non polari e acqua (forze di VdW non molto forti)

Attorno a queste si forma il **reticolo dell'acqua** che forma delle **gabbie** ordinate simili a quelle del ghiaccio.

L'acqua preferisce interagire con quest'ultime. Ci sono numerosi legami con l'idrogeno.

I gruppi idrofobi sono tenuti insieme da **legami idrofobi** nati dalla repulsione dell'acqua. Fra le molecole non polari c'è solo la forza di Van der Waals.

MOLECOLE IDROFOBICHE = apolari, non si sciolgono in acqua.

MOL. IDROFILICHE = polari

MOLECOLE ANFIFILICHE = molecole la cui struttura contiene sia atomi idrofili che idrofobi, di conseguenza hanno una affinità ambivalente con l'acqua.

PRESSIONE OSMOTICA

Proprietà colligativa : proprietà che dipende solo dal NUMERO delle molecole e NON dalla NATURA CHIMICA delle molecole.

- Iperotonico (pressione maggiore dell'esterno)
- Isotonico (stessa pressione osmotica) soluzione fisiologica **NaCl 0.9 %** 9g in 1l
- Ipotonico (pressione osmotica minore)

Se ho una membrana semipermeabile (decidono cosa entra ed esce) con soluti in entrambe le pareti. L'acqua si muove verso il lato in cui c'è una maggiore concentrazione di soluto.

Più concentrazione fuori dalla cellula l'acqua esce e la cellula si raggrinza (ipertonico)

Se la conc. soluto è maggiore dentro l'acqua entra fino a far scoppiare la cellula (ipotonica)

QUANTIFICAZIONE biochimica 1

PESO MOLECOLARE = protoni + neutroni di tutti gli atomi di una molecola.

La mole di una sostanza pura contiene $6,02 \times 10^{23}$ unità della sostanza (numero di Avogadro)

$$\text{MOLE} = \text{g/PM}$$

Indica il numero di molecole (moli, millimoli, micromoli, nanomoli)

MOLARITA' = CONCENTRAZIONE moli di soluto/L solvente

Biochimica 2 = Concentrazione percentuale % m/m di una sostanza vedi esempio

Biochimica 3 Concentrazione percentuale % m/v di una soluzione

Biochimica 4 = Concentrazione percentuale % v/v di una soluzione

LA DILUIZIONE = aggiunta solvente in una soluzione per portare la sua concentrazione da un valore iniziale M_i ad uno finale M_f (molarità finale). $M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$

$V_f = M_i \cdot V_i / M_f$ soluzione da aggiungere = $V_f - V_i$

Vedi esempio per problema

- Esercizio: numero di millimoli di NaCl
0,9% (9 grammi in 1 litro) Sodio cloruro NaCl, $9/58,43 \text{ moli} = 0,154 \text{ moli}$ (58,43 peso molecolare di NaCl) (35,45+22,98).
0,154 moli → **154 mM di NaCl** (millimoli)

- Mole: g/PM (molarità: moli di soluto/ L solvente)
2,58 moli di NaCl in 455 mL di soluzione
Converto mL in L 0,455 L di soluzione → 2,58 moli/ 0,455 litri= **5,67 M di NaCl** (cioè la molarità).
- Determinare la concentrazione della soluzione ottenuta mescolando 100mL di HCl (acido cloridrico, è una molecola, tante molecole di HCl) 0,500 M con 100 mL di HCl 0,750 M. Si suppongano i volumi additivi. La sostanza è la stessa. Molecole di HCl presenti nei due contenitori, dobbiamo calcolare inizialmente le MOLI.

$$[100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}]$$

$$\text{Moli} = (n = M \times L) = \underline{0,500 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L}} + \underline{0,750 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L}} \text{ (li sommo e viene fuori 0,125 moli)}$$

$$\underline{\text{Moli totali}} = 0,05 + 0,075 = 0,125 \text{ moli}$$

$$\underline{\text{Volume totale}} = 0,100 \text{ L} + 0,100 \text{ L} = 0,200 \text{ L}$$

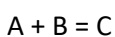
$$\underline{\text{Molarità totale}} = \text{numero moli/ litri} = 0,125 / 0,200 = 0,625 \text{ M}$$

CINETICA CHIMICA

TEORIA DELLE COLLISIONI = per far sì che una reazione decorra:

- 1- **le molecole dei reagenti devono incontrarsi.** Significa che la velocità di reazione dipende dal numero delle collisioni nell'unità di tempo che dipende dalla **CONCENTRAZIONE** delle molecole.
- 2- **Questi urti devono essere efficaci:** L'efficacia è correlata a proprietà delle due molecole (k)

È **COMPLETEA** (irreversibile) quando i reagenti sono praticamente scomparsi.



All'equilibrio le concentrazioni di reagenti e prodotti **NON** cambiano, la reazione è in **EQUILIBRIO DINAMICO**, diversa concentrazione compensa la diversa K.

K = COSTANTE DI EQUILIBRIO DELLA REAZIONE $K = \frac{k_1}{k_2} \frac{C}{AB}$

La costante di equilibrio serve per prevedere la direzionalità di una reazione chimica.

- $K \gg 1$ reazione spostata a destra
- $K \sim 1$ reazione all'equilibrio
- $K \ll 1$ reazione spostata a sinistra

Più sono presenti i reagenti più 'è probabilità che si scontrino, aumenta infatti anche la velocità

Mai fatto domande basta questa ultima frase

PH

$-\log \text{ Concentrazione } H^+ \quad -\log (H^+)$

Direttamente collegato alla concentrazione di H^+

Il pH normale del sangue è 7.4 e può variare da 7.37 a 7.43. Mantenuto in OMEOSTASI

- Convulsioni, aritmia, irritabilità = ALCALEMIA (pH 7.8)
- Sopore, apatia, coma = ACIDEMIA (pH 6,8)

ACIDI E BASI

Secondo Bronsted and Lowry (1923)

- Acidi - in soluzione acquosa DONANO H^+
- Basi - in soluzione acquosa ACCETTANO H^+

Gli acidi non possono esistere senza basi e viceversa.

Un acido quando dona ad una base diventa una potenziale base, infatti una reazione inversa può legare quel protone = **BASE CONIUGATA**

ACIDO FORTE = in soluzione acquosa è dissociato (vedi es. sl 43)

BASE FORTE = in soluzione acquosa si dissocia in ioni OH^-

ACIDO E BASE FORTE = in acqua si dissociano completamente e non posso tornare indietro.

ACIDI e BASI DEBOLI = sono solo parzialmente dissociati e stabiliscono un equilibrio.

NEUTRALIZZAZIONE DEGLI ACIDI --> **Acido + Base = Acqua + Sale**

SOLUZIONI TAMPONE

Se in una soluzione acquosa si ha un acido debole e la sua base coniugata si ha una SOLUZIONE TAMPONE

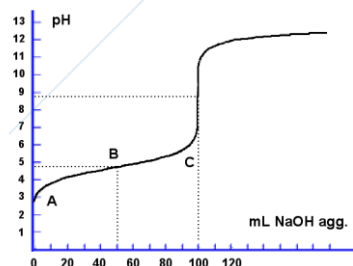
- Il pH tende a rimanere costante per piccole aggiunte di acidi e basi forti

Il potere tamponante è massimo quando le concentrazioni di acido e base coniugata sono uguali.

1 in più ed 1 in meno

Titolazioni

Le curve di titolazione si ottengono neutralizzando gradualmente soluzioni di acidi o di basi mediante l'aggiunta di aliquote successive della soluzione titolante (cioè una base o un acido a concentrazione nota) e misurando come varia il pH nel corso di operazione questa operazione



Acido debole con NaOH

EQUILIBRIO ACIDO – BASE

Nel nostro organismo produce acidi. La maggior quantità di acido prodotto deriva dalla RESPIRAZIONE CELLULARE

Reazione di idratazione della CO₂= Lenta (secondi), ma accelerata da anidraasi carbonica (presente nei globuli rossi)

Per mantenere l'equilibrio nel corpo :

- ✓ sintesi tampone del **sangue** (secondi) :
 - fosfati (il 20-30% del potere tamponante del sangue),
 - Proteine (emoglobina), 75% potere tamponante
 - bicarbonato
- ✓ regolazione della **respirazione** (minuti)
 - Se il pH diminuisce la ventilazione è stimolata e la conseguente riduzione di pCO₂ riporta il pH vicino ai valori normali
 - Se il pH aumenta il centro respiratorio viene depresso, la ventilazione si riduce e il conseguente aumento di pCO₂ riporta il pH vicino ai valori normali
- ✓ Regolazione **renale** (ore/giorni) la ppi è acida 3-4 ph
 - Riassorbimento del filtrato
 - secrezioni di una quantità di ioni H⁺ equivalente a quella prodotta

EQUILIBRIO ACIDO-BASE: SCHEMA GENERALE DI REGOLAZIONE

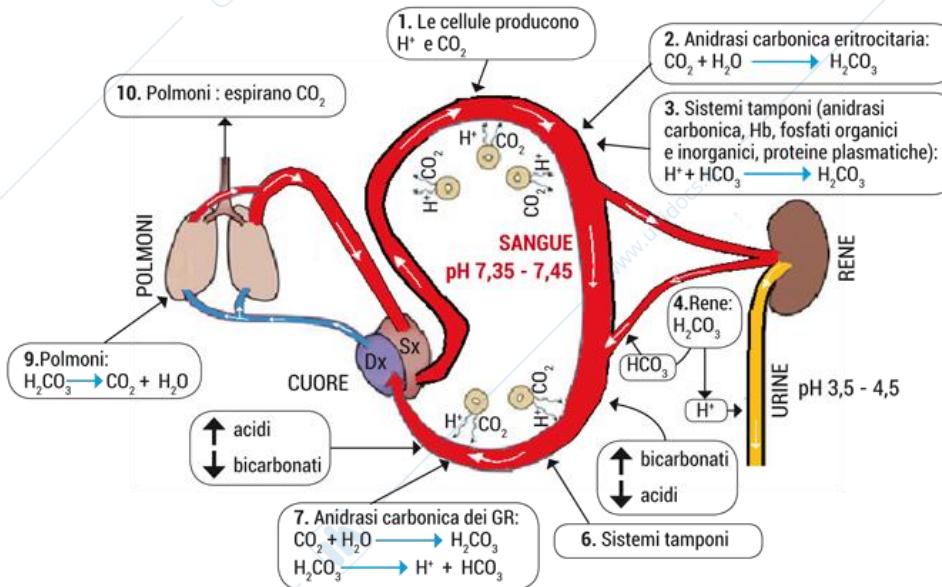


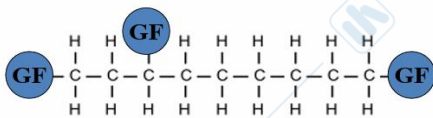
Fig.3 Tratta da Fertility Center, Valpolicelli V, 2011

LEZIONE 4

CHIMICA ORGANICA (DEL CARBONIO)

IDROCARBURI = c + H

ETEROATOMI = O N S P

I composti organici vengono classificati sulla base del **GRUPPO FUNZIONALE** che li caratterizza

GF Gruppo funzionale

GRUPPO FUNZIONALE: porzione della molecola costituita da un atomo o da un raggruppamento di atomi che presenta un comportamento chimico caratteristico. Da questi dipende la chimica della molecola a cui si inseriscono. Introducono la **REATTIVITA'** nelle molecole organiche

ALCANI paraffine

- desinenza -ano
- poco reattivi

		Formula bruta	Formula razionale
1	Metano	CH_4	CH_4
2	Etano	C_2H_6	CH_3CH_3
3	Propano	C_3H_8	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
4	Butano	C_4H_{10}	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
5	Pentano	C_5H_{12}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$
6	Esano	C_6H_{14}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$
7	Eptano	C_7H_{16}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$
8	Ottano	C_8H_{18}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$
9	Nonano	C_9H_{20}	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$
10	Decano	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_3$
11	Undecano	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_9\text{CH}_3$
12	Dodecano	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{CH}_3$
13	Tridecano	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{11}\text{CH}_3$

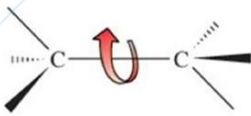
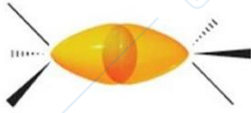
SERIE OMOLOGA = Ciascun composto ha un atomo di carbonio in più (la catena si allunga)

IUPAC

ISOMERI = Composti con identica formula molecolare, ma diversa struttura (concatenazione degli atomi) o diversa configurazione/conformazione (disposizione degli atomi nello spazio)

STREREOISOMERIA = atomi legati nello stesso ordine ma messi in modo diverso nello spazio

- Conformazionale = convertibili ruotando intorno al legame (a zig-zag + stabile)
 - Eclissata
 - Sfalsata, minore energia perché minore è l'ingombro sterico



- Configurazionale = convertibili rompendo e ricostruendo il legame

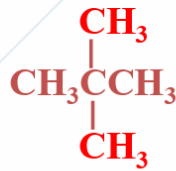
DI STRUTTURA = butano, dimetilbutano..., propano,



Pentano
(n-pentano)



CH₃
2 metilbutano



2,2 Dimetilpropano

Esano : isomeri struttura (catena) C₆H₁₄

n-esano	$\begin{array}{cccccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$
2-metil pentano	$\begin{array}{cccccc} & & \text{CH}_3 & & & \\ & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 & \end{array}$
3-metil pentano	$\begin{array}{cccccc} & & & \text{CH}_3 & & \\ & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH}_2 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 & \end{array}$
2,3 dimetilbutano	$\begin{array}{cccccc} & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_3 & \\ & & & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH} & -\text{CH}_3 & & \\ & 2 & 3 & 4 & & \\ 1 & & & & & \end{array}$
2,2 dimetilbutano	$\begin{array}{cccc} & & \text{CH}_3 & \\ & & & \\ \text{CH}_3 & -\text{CH}_2 & -\text{C} & -\text{CH}_3 \\ & & & \\ & & \text{CH}_3 & \end{array}$

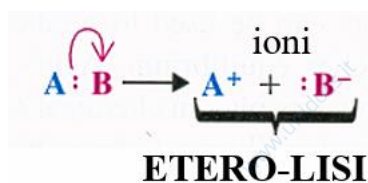
IDROCARBURI BIOLOGICI

- ✓ Apolari
- ✓ Solubili in solventi organici
- ✓ Basso p.e.

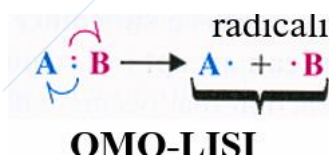
REAZIONI BIOCHIMICHE

REATTIVITA' = rottura di un legame

Eterolisi -> scissione eterolitica = asimmetrica uno diventa catione ed uno anione (+ -) reazione polare



Omolisi -> scissione omolitica = simmetrica diventano radicali (elettrone spaiato, atomo che non ha raggiunto l'otteto) reazione radicale



REAGENTE NUCLEOFILO: presenta un doppietto elettronico non condiviso con carica negativa intera o parziale

- Sono attratti da molecole o parti di molecole con carica positiva parziale o intera
- Cedono un doppietto elettronico

REAGENTE ELETTROFILO: presentano una carica positiva intera o parziale

- Sono attratti da molecole o parti di molecole con carica negativa parziale o intera
- attirano a sé il doppietto elettronico

REAT. ALCANI = poca, reazioni radicaliche con la combustione (dispersione calore varia dalla forza dei legami da rompere)

OGGETTI **ACHIRALI** = divisi in simmetria sono identici destra e sinistra

OGGETTI **CHIRALI** = una parte e lo specchio dell'altra (2 mani) (il C è chirale solo se legato a 4 componenti diverse)

La molecola, in quanto ha un piano di simmetria; non può essere chirale. Il C asimmetrico è definito C chirale o stereocentro. Le molecole con un C asimmetrico non hanno un piano di simmetria ma mantengono le proprietà fisiche di ebollizione, fusione, solubilità.

ENANTIOMERI = due molecole una lo specchio dell'altra.

CICLOALCANI due fattori determinano la stabilità (angolo di legame e ingombro sterico)

Ciclopropano = h eclissati, legami sottoposti a tensione . gas planare C₃H₆

Ciclopentano = tensione di anello bassa (non si decompone facilmente), + distorsione anello -tensione eclissi H.

Cicloesano =

ALCHENI (C_n H_{2n})

-ene

Ibridazione

Planarità -no rotazione conformazionale -rotazione impedita.

Due atomi di C con orbitali paralleli di p paralleli, i due p paralleli si sovrappongono e si crea il legame p-greco

Vedi slide 57

ISOMERIA CIS-TRANS

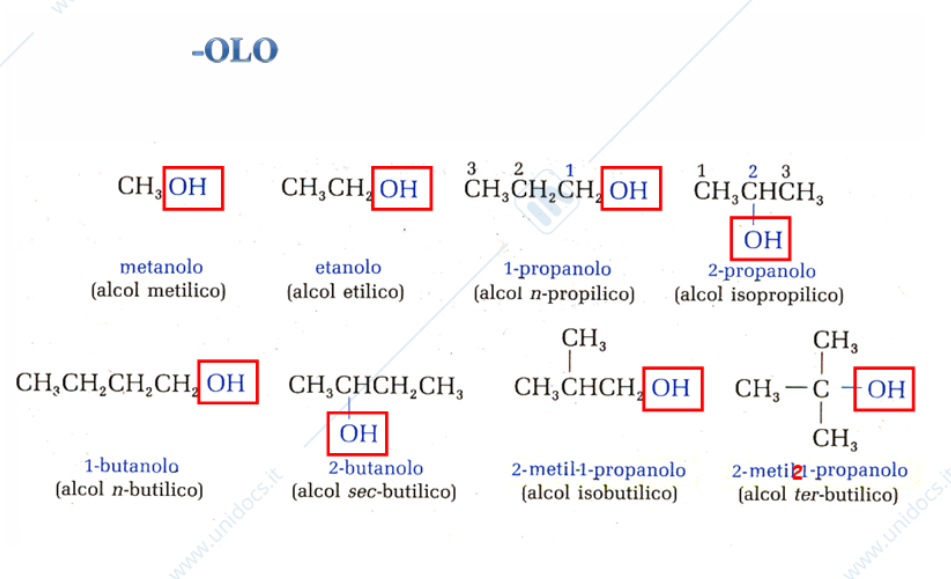
Cis = due gruppi paralleli

Trans = due gruppi obliqui ed opposti uno all'altro

- I sistemi con più di un C=C sono chiamati **POLIENI**
- I più semplici dieni sono quelli con due doppi legami: **DIENI**
- la reattività del sistema dipende dalla posizione relativa dei doppi legami.

IDROGENAZIONE

Aggiunta di H₂



Gli alcoli sono acidi molto deboli, i valori di K_a sono intorno a 10-16.

Il pka di un gruppo funzionale può variare:

- dipende dal resto della molecola e dall'intorno chimico (altre molecole nelle vicinanze)

Nelle aldeidi la desinenza è **-ale** (metanale, etanale)

Nei chetoni è **-one** (butanone, pentanone)

ACIDI CARBOSSILICI (acidi grassi)

-oico

Solubili in acqua = polari, formano legami H con se stessi e con altri (punti di ebollizione elevati).

Acidi + forti degli alcoli corrispondenti.

AMMINE = formano legami H ed agiscono come nucleofili nelle reazioni di sostituzione

- DIFFERENZA: L'azoto è meno elettronegativo dell'ossigeno
- Ammine + ac. Carbossilico = ammidi

Esercizi configurazione elettronica

