

CHIMICA E PROPEDEUTICA BIOCHIMICA

CHIMICA: studia la materia

Materia= ogni cosa che ha massa

Proprietà

Struttura

Trasformazioni (Reazioni)

BIOCHIMICA: studia la chimica degli organismi viventi

Di cosa è composta la materia?

ELEMENTI: non si possono suddividere in sostanze più semplici
(con reazioni chimiche ordinarie)

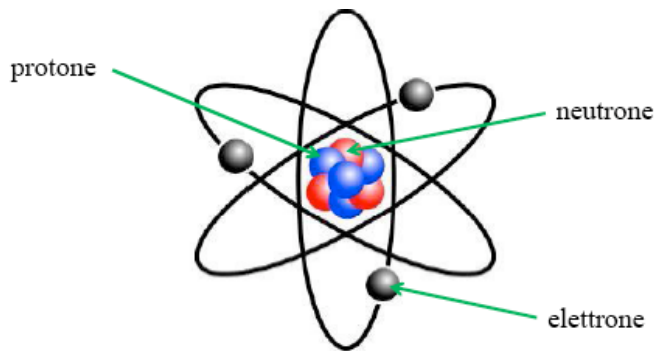
COMPOSTI: possono essere scissi in elementi.
Hanno composizione e proporzioni definite.
Mostrano proprietà diverse dagli elementi costituenti.

MISCELE: Non hanno proporzioni definite.
Le proprietà dei costituenti si ritrovano inalterate.
Possono essere omogenee (soluzioni) o eterogenee (solidi).

LA STRUTTURA DELLA MATERIA SI SPIEGA SULLA BASE DELLA TEORIA ATOMICO-MOLECOLARE

(pensando cioè che è formata da atomi e molecole).

STRUTTURA DELL'ATOMO



Atomo secondo Bohr

Le particelle che compongono l'atomo

L'atomo è costituito da un NUCLEO centrale, che ne contiene quasi tutta la massa, e dagli ELETTRONI che ruotano intorno al nucleo.

particella	massa U.M.A	massa assoluta	carica elem.	carica assoluta
protone	1,0007	$1,67 \times 10^{-24}$ g	+1	$1,6 \times 10^{-19}$ C
neutrone	1,009	$1,67 \times 10^{-24}$ g	0	0
elettrone	$5,49 \times 10^{-4}$	$9,11 \times 10^{-28}$ g	-1	$-1,6 \times 10^{-19}$ C

L'atomo di Bohr è QUANTISTICO: si intende con questo termine che l'elettrone ruota soltanto su alcune orbite stabili e può trovarsi soltanto a certe distanze dal nucleo.

NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni nel nucleo

- Esempio: l'idrogeno, H, è l'elemento più semplice con 1 solo protone nel nucleo

Il numero di protoni rappresenta il *numero atomico Z*

Dato che l'atomo è elettricamente neutro:
 $Z = \text{numero atomico} = \text{n. protoni} = \text{n. elettroni}$

La massa di un atomo corrisponde alla somma dei protoni e neutroni

Il numero di massa $A = \text{n. protoni} + \text{n. neutroni}$

numero di massa \rightarrow A
numero atomico \rightarrow Z X \leftarrow simbolo dell'elemento

ISOTOPI

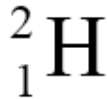
Atomi con **stesso numero atomico** e **diverso numero di massa** sono detti **isotopi**



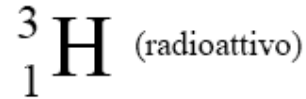
idrogeno (H)
1.0078 u



deuterio (D)
2.0141 u



trizio (T)
3.0161 u



*GLI ISOTOPI RADIOATTIVI SONO ATOMI
CON RAPPORTO PROTONI/NEUTRONI NON OTTIMALE
→ EMETTONO ENERGIA SOTTO FORMA DI RADIAZIONI.*

NON TUTTI GLI ATOMI SONO PARTICELLE STABILI NEL TEMPO

I radioisotopi nel laboratorio biomedico

- Nei dosaggi radioimmunologici (RIA):

La quantità di una molecola biologica presente in una miscela complessa viene misurata usando un derivato radioattivo della stessa molecola

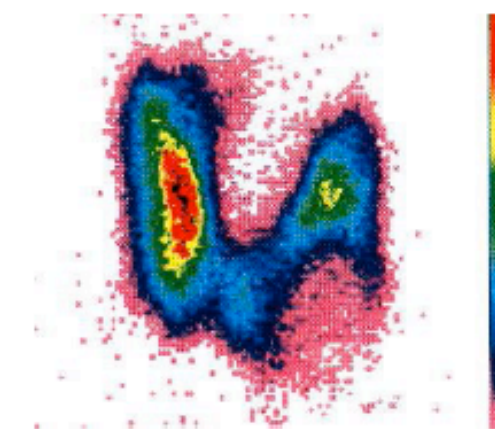
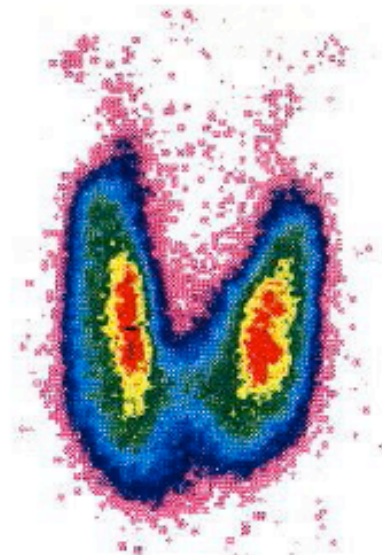
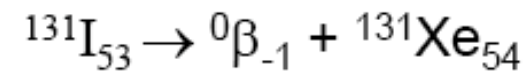
- Esempio:
- Misura dell'ormone tiroideo T4 libero (^{125}I)

Uso degli isotopi radioattivi in medicina: scintigrafia della tiroide

Si esegue somministrando un indicatore radioattivo che viene assorbito elettivamente a livello della tiroide e la cui presenza è rilevata da una apparecchiatura predisposta a riconoscerne la presenza, la distribuzione e l'entità della fissazione.

Si utilizza come lo ^{131}I (radioisotopo prodotto dalla fissione di uranio e plutonio) che si concentra nella tiroide in tempi brevi.

La scintigrafia ci fornisce una immagine della ghiandola, della sede, della fissazione del radionuclide indicatore.

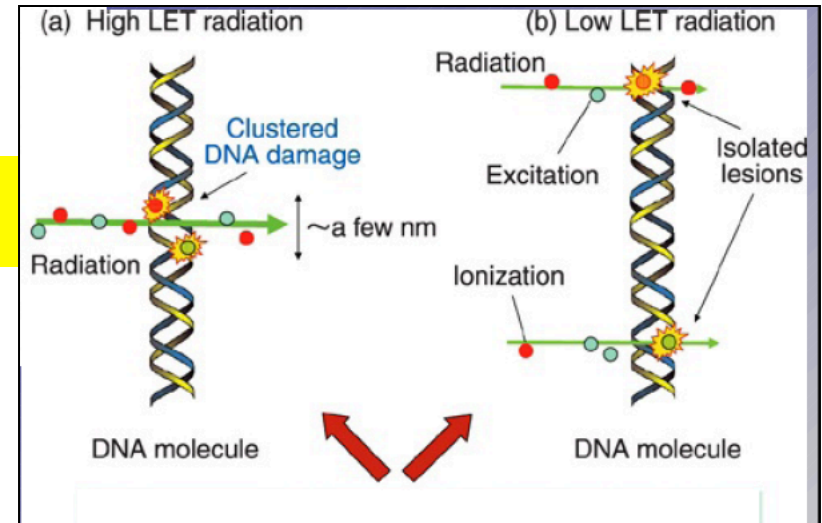




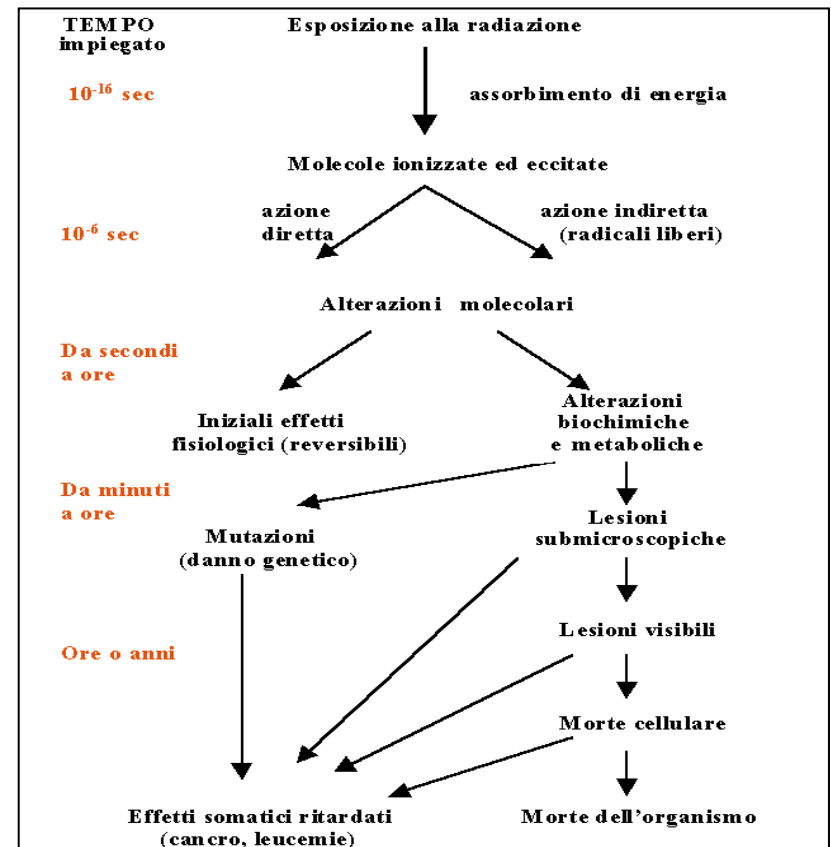
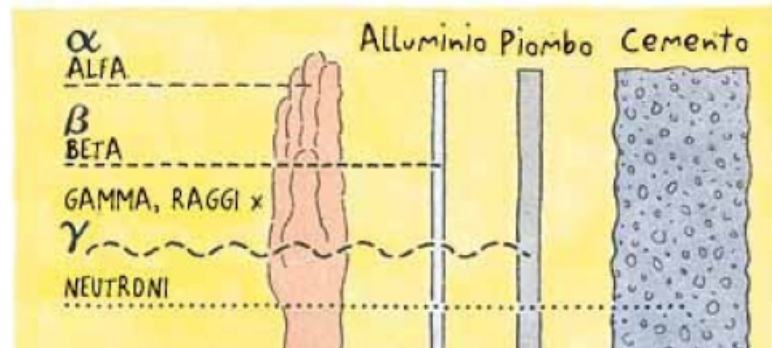
APPROFONDIMENTO

RADIAZIONI E RISCHIO BIOLOGICO

I DANNI PRINCIPALI SONO SUL DNA
-> MUTAZIONI



RADIOPROTEZIONE



ELETTRONI E PROPRIETA' DEGLI ATOMI

**LA REATTIVITA' DI UN ATOMO
E' LEGATA ALLA PRESENZA DEGLI ELETTRONI.**

Per studiare un atomo e capire come reagisce bisogna sapere:
Quanti elettroni possiede?
Che energia hanno?

*Le zone dello spazio dove
è probabile trovare gli elettroni si chiamano **orbitali***

**OGNI ORBITALE (e quindi gli elettroni che vi appartengono)
HA UNA ENERGIA CARATTERISTICA**

ORBITALI ATOMICI ED ENERGIA

Tabella 2. Ogni livello energetico principale è caratterizzato da un certo numero di sottolivelli energetici denominati s, p, d, f, etc.

Livelli energetici principali (n)	Numero di sottolivelli	Tipo di sottolivelli
1	1	s
2	2	s,p
3	3	s,p,d
4	4	s,p,d,f

Tabella 3. Massimo numero di elettroni che possono essere sistemati nei diversi livelli energetici

Livelli energetici principali (n)	Massimo numero di elettroni $2n^2$
1	2
2	8
3	18
4	32

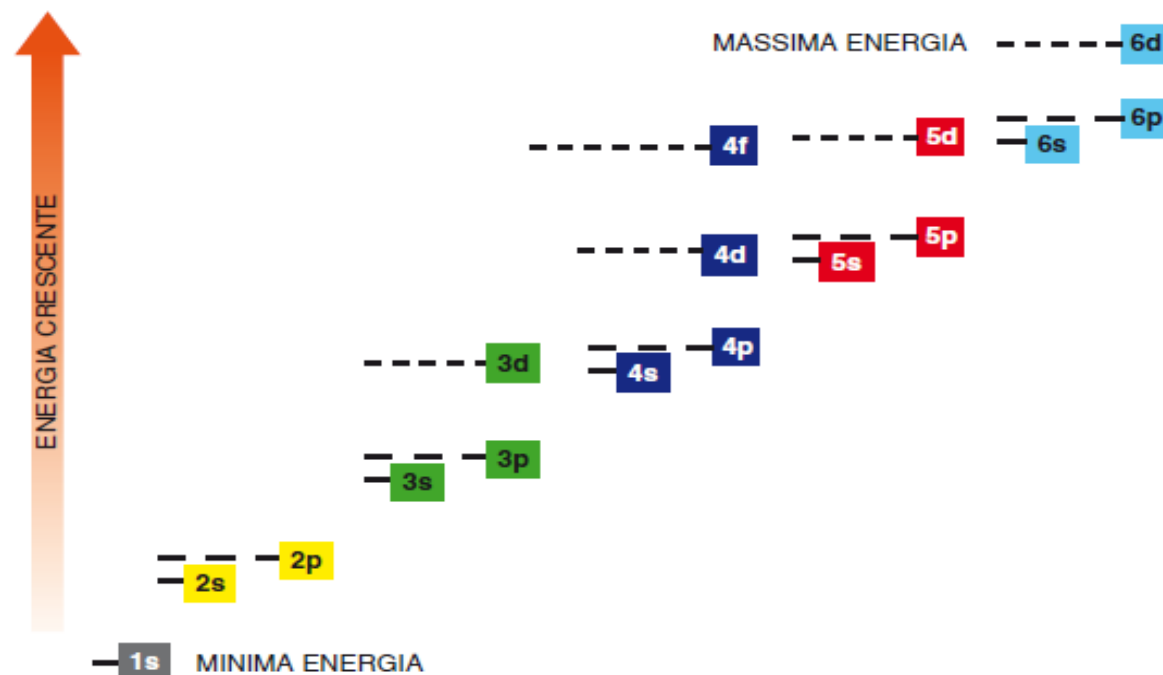
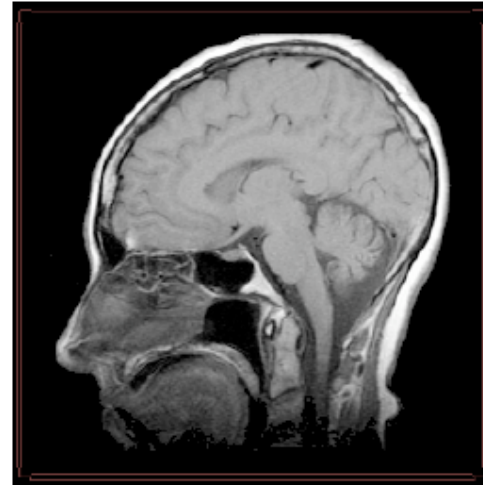


Figura 6. Sequenza di riempimento degli orbitali atomici. Gli orbitali di uno stesso sottolivello di un dato livello energetico principale hanno tutti la stessa energia. Nell'ambito di un qualsiasi livello energetico, l'energia minima compete al sottolivello s, seguito nell'ordine, dai sottolivelli p, d e f. Può esserci parziale sovrapposizione tra l'intervallo di energia entro cui si situano i sottolivelli di un dato livello energetico e l'intervallo di energia entro cui si situano i sottolivelli di un livello energetico adiacente: il sottolivello 4s ha energia minore del sottolivello 3d e il sottolivello 4f ha energia minore del sottolivello 5d.

Alcuni atomi hanno orbitali contenenti un solo elettrone (*paramagnetici*)
Essi sono attratti da un campo magnetico.



MRI (magnetic resonance imaging)



Usando questa proprietà si possono produrre
immagini tridimensionali del corpo umano
(Risonanza Magnetica Nucleare, NMR)

NON TUTTI GLI ELETTRONI SONO UGUALI: elettroni di valenza

Gli elettroni negli atomi possono essere suddivisi in due gruppi:

- **gli elettroni di valenza:** determinano le proprietà chimiche dell'atomo. Di solito si trovano negli orbitali più esterni.

LE REAZIONI CHIMICHE DANNO LUOGO A **PERDITA O ACQUISTO** DI ELETTRONI DI VALENZA E AD UN **RIARRANGIAMENTO** DI QUESTI STESSI ELETTRONI

- **gli elettroni interni:** non sono coinvolti nel comportamento chimico

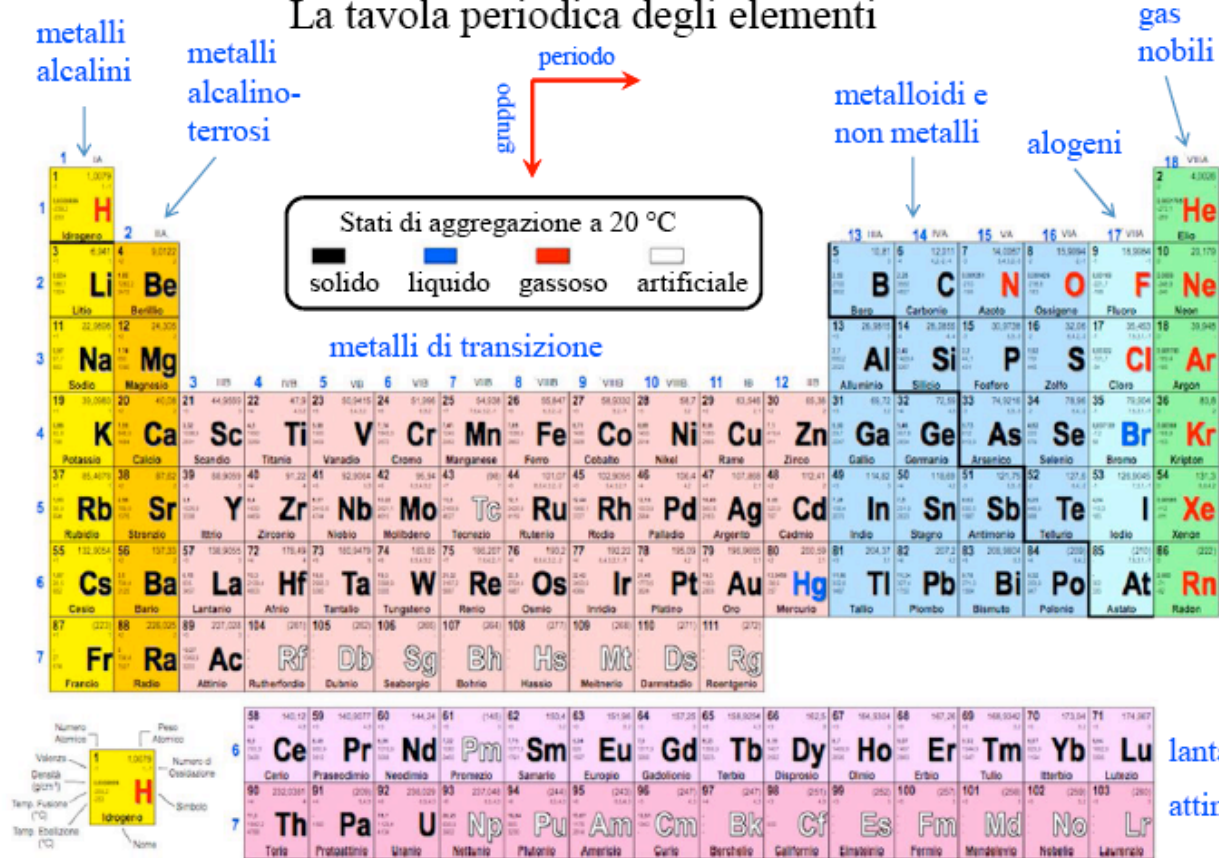
QUANDO UN ELEMENTO PRESENTA OTTO ELETTRONI SUL LIVELLO ENERGETICO PIU' ESTERNO (GAS NOBILI) SI TROVA NELLA SITUAZIONE DI MASSIMA STABILITA' (e minore reattività)

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

GLI ELEMENTI POSSONO ESSERE CLASSIFICATI IN ORDINE CRESCENTE DI NUMERO ATOMICO

Le proprietà chimiche e fisiche variano in maniera periodica:

La tavola periodica degli elementi



Colonne verticali (GRUPPI):

Questi atomi hanno in comune il numero di elettroni sul livello (energetico) più esterno. N° elettroni di valenza = N° gruppo
La reattività chimica è simile

Righe orizzontali (PERIODI):

Questi atomi hanno un diverso numero di elettroni sul livello (energetico) più esterno. La reattività chimica è diversa

ELEMENTI PRESENTI NEGLI ORGANISMI VIVENTI

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

PIU' ABBONDANTI:
Idrogeno (H)
Carbonio (C)
Azoto (N)
Ossigeno (O)
Fosforo (P)
Zolfo (S)



IONE

ATOMO (O MOLECOLA) CON CARICA ELETTRICA NETTA

CARICA POSITIVA = ATOMO CHE HA PERSO ELETTRONI (CATIONE)

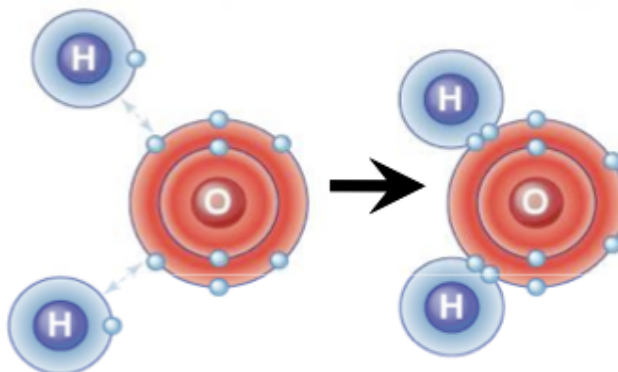
Esempio: Na^+ = ione sodio; Ca^{++} = ione calcio

CARICA NEGATIVA = ATOMO CHE HA ACQUISTATO ELETTRONI (ANIONE)

Esempio: Cl^- = ione cloro; SO_4^{2-} = ione solfato

GLI IONI SONO SPECIE CHIMICHE STABILI

Per interpretare le proprietà di una sostanza chimica bisogna riconoscere e capire la sua **struttura** e la maniera in cui si formano i **legami**.



- **struttura** = come gli atomi sono disposti nello spazio
- **legame** = forza che tiene insieme gli atomi

MOLECOLA

UNA SPECIE CHIMICA FORMATA DA DUE O PIU' ATOMI
LEGATI TRA LORO IN PROPORZIONI DEFINITE.

Esempi:

O₂ = **Molecola di ossigeno** = formata da due atomi di ossigeno

N₂ = **Molecola di azoto** = formata da due atomi di azoto

H₂O = **Molecola di acqua** = formata da due atomi di idrogeno e 1 di ossigeno

LEGAME CHIMICO

FORZA DI ATTRAZIONE CHE UNISCE DUE O PIU' ATOMI A FORMARE UNA MOLECOLA.

OGNI MOLECOLA PUO' ESSERE DESCRITTA DA:

-*FORMULA MOLECOLARE*: numero e tipo di atomi → **H₂O**

-*FORMULA DI STRUTTURA*: numero e tipo di legami

FORZA DI LEGAME

ENERGIA NECESSARIA PER ROMPERLO

AB + energia -> A+B

ELETTRONEGATIVITA':

tendenza di un elemento chimico ad attrarre gli elettroni di legame

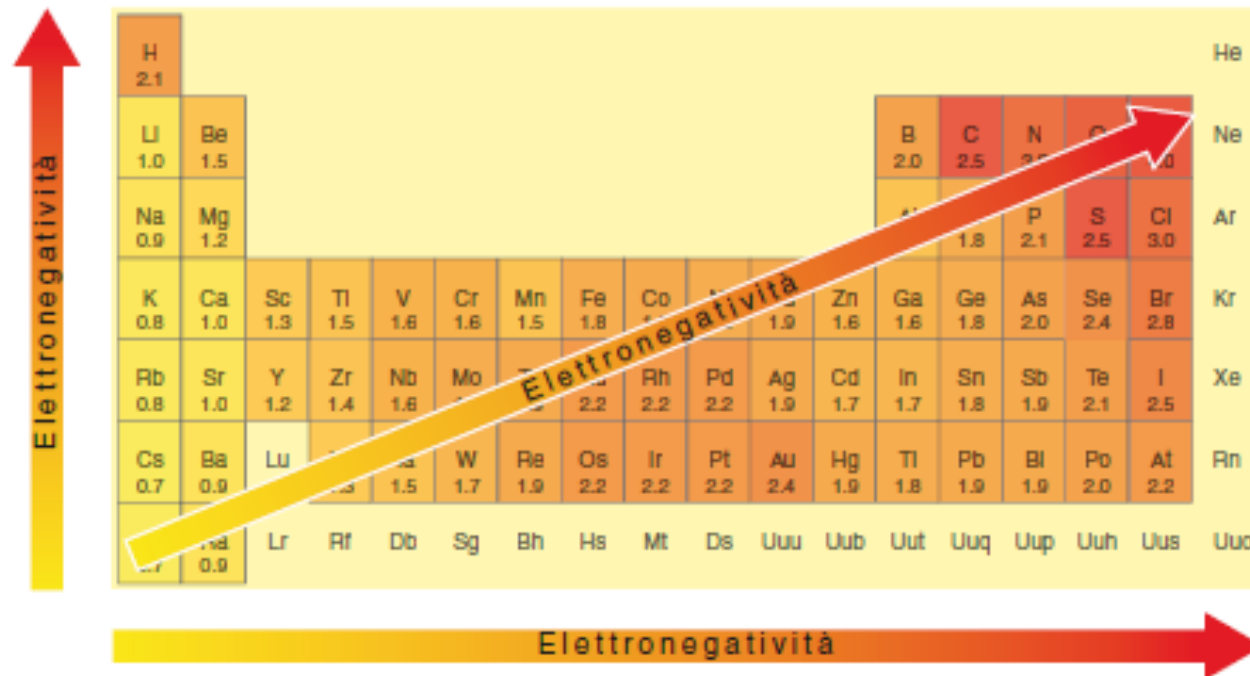


Figura 10. Andamento dell'elettronegatività (contrassegnata col colore rosso) in funzione della posizione nella tavola periodica secondo la scala di Pauling. L'elettronegatività aumenta lungo un periodo da sinistra a destra, e lungo un gruppo dal basso verso l'alto. Nel 1° gruppo, Li ha un'elettronegatività più alta di K e tende più facilmente ad acquisire elettroni a spese di un altro elemento a cui è legato. Nel 2° periodo, F ha un'elettronegatività più alta di Li e la sua tendenza ad attrarre elettroni dagli atomi con cui esplica legami è ancora maggiore.

I LEGAMI POSSONO ESSERE **FORTI** O **DEBOLI**

I PIU' COMUNI LEGAMI FORTI SONO:

IL LEGAME COVALENTE: si forma quando i componenti della molecola mettono in comune gli elettroni di legame.

Esempi: O-O ; H-Cl ; **H-O-H**

IL LEGAME IONICO: si forma quando i componenti della molecola sono ioni.

Esempio: Na⁺ - Cl⁻

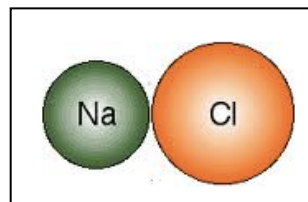
I LEGAMI COVALENTI NON SI ROMPONO SPONTANEAMENTE IN CONDIZIONI FISIOLOGICHE..... BISOGNA FORNIRE TROPPIA ENERGIA!

SONO MOLTO IMPORTANTI IN BIOCHIMICA PERCHE' PERMETTONO ALLE MOLECOLE PRESENTI NELLE CELLULE DI NON ESSERE FACILMENTE DISTRUTTE

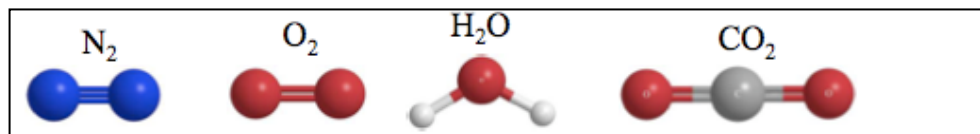
STABILITA'

Esempi di composti contenenti legami **IONICI** o legami **COVALENTI**

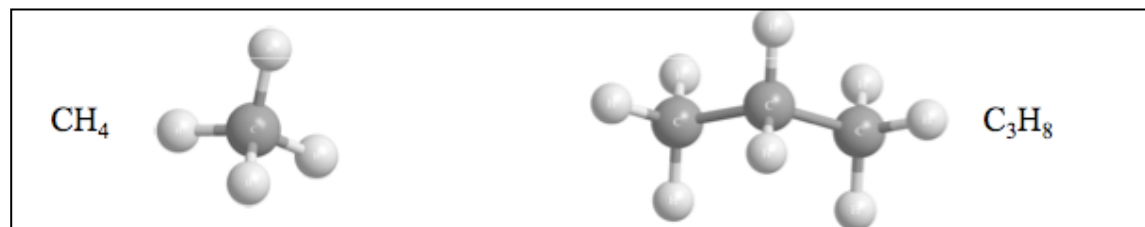
SALI



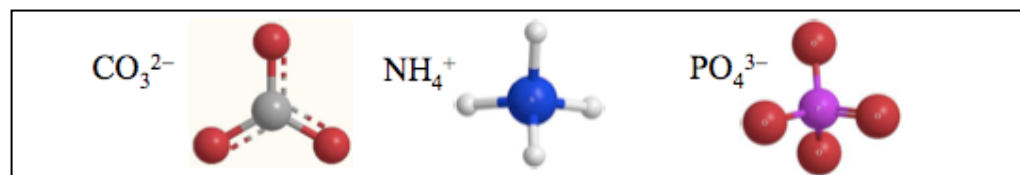
GAS ATMOSFERICI



COMBUSTIBILI



IONI



LEGAMI E POLARITA' DELLE MOLECOLE

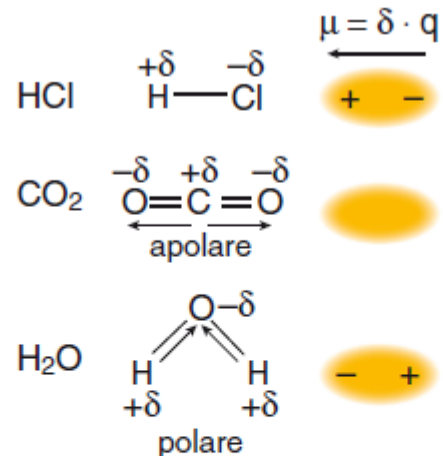


Figura 17. Polarità delle molecole: dipende dalla forma della molecola e dalla polarità del legame ed è espressa dal momento dipolare $\mu = d \cdot q$ dove d è la distanza tra le cariche e q la loro intensità (rappresentato da un vettore orientato dalla carica negativa a quella positiva). Se in una molecola vi sono più di due atomi legati con un legame polarizzato, non è detto che la molecola intera sarà polarizzata: il momento dipolare risultante sarà la somma vettoriale dei momenti dipolari dei singoli legami nella molecola. Mentre la molecola della H₂O è polare, la molecola della CO₂ è apolare perché i due momenti dipolari sono uguali e opposti.

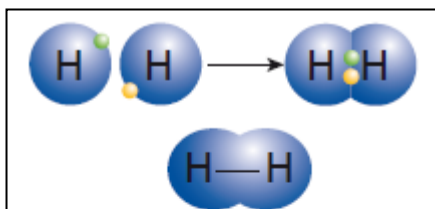


Figura 15. Formazione del legame covalente omopolare nella molecola di idrogeno (H₂). Ogni atomo di H ha 1 elettrone; se i due atomi si avvicinano e mettono in compartecipazione 1 elettrone, entrambi "avranno" attorno a se 2 elettroni e raggiungeranno una situazione di minore energia simile alla configurazione del gas nobile He. Nella molecola H₂, la nuvola elettronica è distribuita simmetricamente attorno ai due nuclei.

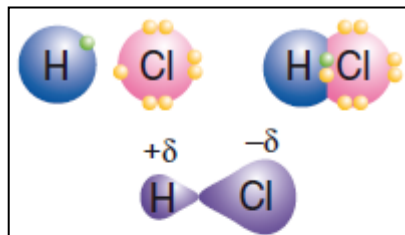
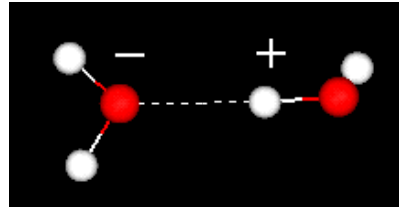


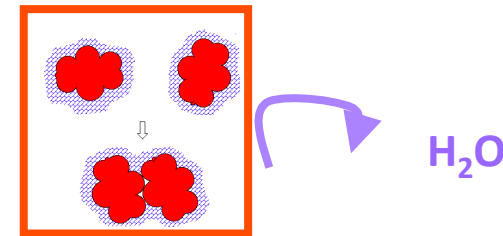
Figura 16. Formazione del legame covalente eteropolare nella molecola di acido cloridrico. Sia il cloro (Cl) che l'idrogeno (H) mettono in compartecipazione 1 elettrone ciascuno. Il Cl più elettronegativo attrae più fortemente i due elettroni in compartecipazione acquisendo una parziale carica negativa (- δ). Di conseguenza sull'atomo di H si verrà a formare una parziale carica positiva (+ δ). La molecola di HCl è una molecola polare.

I LEGAMI DEBOLI SONO FORZE DI NATURA ELETTROSTATICA

LEGAME AD IDROGENO: si forma tra idrogeno e atomi come ossigeno o azoto.



INTERAZIONI IDROFOBICHE si formano tra gruppi poco solubili in acqua (idrofobici).



I LEGAMI DEBOLI SI POSSONO ROMPERE
SPONTANEAMENTE IN CONDIZIONI FISIologiche.....

SONO MOLTO IMPORTANTI IN BIOCHIMICA PERCHE' PERMETTONO ALLE MOLECOLE DI
ASSUMERE STRUTTURE DIVERSE CON POCA SPESA DI ENERGIA.

FLESSIBILITA'

L'ACQUA: UNA MOLECOLA MOLTO IMPORTANTE

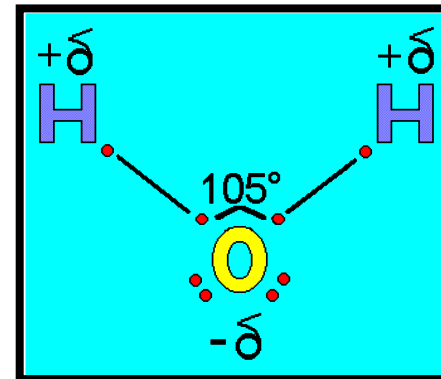
E' FORMATA DA IDROGENO ED OSSIGENO

FORMULA MOLECOLARE = H_2O

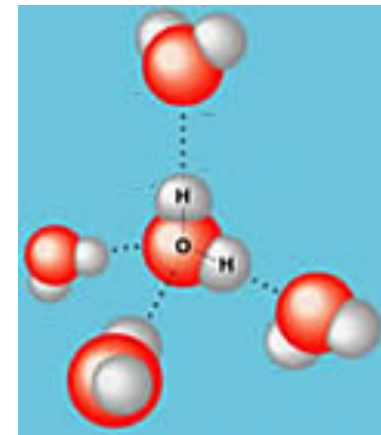
2 atomi di idrogeno ed 1 atomo di ossigeno legati da legami covalenti.

MOLECOLARE POLARE

ELETTRONEGATIVITA': tendenza di un elemento chimico ad attrarre gli elettroni di legame



TRA LE MOLECOLE DI ACQUA SI FORMANO **LEGAMI AD IDROGENO** CHE SONO RESPONSABILI DI ALCUNE IMPORTANTI CARATTERISTICHE DI QUESTA SOSTANZA.



ALCUNE UNITA' DI MISURA RILEVANTI IN CHIMICA

SISTEMA SI (sistema internazionale)

Usato in chimica: utilizza solo alcune unità selezionate

Massa	chilogrammi	kg
Volume	litro	l
Lunghezza	metri	m
Tempo	secondi	s
Temperatura	kelvin	K
Quantità	mole	n
Pressione	atmosfera	atm
Calore	joule	J (1 caloria=4,184 J)

Per variare l'entità misurata si usano dei prefissi: Tra i più comuni:

1000	chilo	k
0,1	deci	d
0.01	centi	c
0.001	milli	m
0.000001	micro	μ

COME SI MISURANO LE MOLECOLE?

MOLE = quantità di sostanza che contiene 6.022×10^{23} molecole

Legge di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole (numero di Avogadro, N).

A $t=0^\circ\text{C}$, $P=1 \text{ atm}$ $V=22.4 \text{ l}$ $N=6.022 \times 10^{23}$

1 mole (n) = 6.022×10^{23} molecole

QUANTO PESANO GLI ATOMI O LE MOLECOLE?

UNITA' DI MASSA ATOMICA (U.M.A) = $1/12$ massa del ^{12}C . (1.67×10^{-24} grammi)

MASSA ATOMICA RELATIVA = massa di un atomo relativamente alla unità di massa atomica.
(questo numero viene spesso identificato con il peso atomico)

Es. Ossigeno O massa atomica relativa = 16

MASSA MOLECOLARE RELATIVA = massa molecola = somma masse atomi (peso molecolare)

Es. H_2O (2H + 1 O) $2+16=18$

ESERCIZI

Calcolare il peso molecolare delle seguenti molecole:

OSSIGENO	O_2	(2O)	$2 \times 16 = 32$
AZOTO	N_2	(2N)	$2 \times 14 = 28$
ANIDRIDE CARBONICA	CO_2	(1C+2O)	$12 + 2 \times 16 = 44$
CLORURO DI SODIO	$NaCl$	(1Na+1Cl)	$23 + 35 = 58$
IDROSSIDO DI SODIO	$NaOH$	(1Na+1O+1H)	$23 + 16 + 1 = 40$
ACIDO CARBONICO	H_2CO_3	(2H+1C+3O)	$2 \times 1 + 12 + 3 \times 16 = 62$

QUALE RELAZIONE ESISTE TRA MOLE E MASSA?

1 MOLE DI SOSTANZA = quantità in grammi pari alla sua massa.

PER CALCOLARE A QUANTE MOLI CORRISPONDE UN QUANTITATIVO IN GRAMMI:

Moli = Grammi/ peso molecolare

ES.

1. A quante moli corrispondono 3.48 g di H₂O?

Massa molecolare= 18

1 mole di H₂O corrisponde a 18 g

$3.48 \text{ g} / 18 = 0.19$ moli di H₂O

2. A quanti grammi corrispondono 1.49 moli di CO₂?

Massa molecolare= $12 + 2 \times 16 = 44$

1 mole di CO₂ corrisponde a 44 g

$1,49 \text{ moli} \times 44 = 65,6 \text{ g}$

3. A quante moli corrispondono 5 grammi di CO₂?

Massa molecolare= $12 + 2 \times 16 = 44$

1 mole di CO₂ corrisponde a 44 g

$5 \text{ g} / 44 = 0.11$ moli

DENSITA' E PESO SPECIFICO

DENSITA' = *massa/VOLUME*

DENSITA' ACQUA = 1g/ml (4°C)

PESO SPECIFICO = *massa sostanza in volume X/massa acqua in volume X*

Es. in laboratorio si misura il peso specifico dell'urina
per valutare la funzionalità renale

A 25°C il valore normale è tra 1,018 e 1,025

Formule di alcuni composti inorganici di interesse biomedico

Acidi:

cloridrico	HCl	forte, presente nel succo gastrico
nitrico	HNO ₃	forte, caustico
solforico	H ₂ SO ₄	forte, caustico
fosforico	H ₃ PO ₄	debole, presente nel sangue
borico	H ₃ BO ₃	debole, antisettico per uso oftalmico
carbonico	H ₂ CO ₃	debole, presente nel sangue in equilibrio con l'anidride carbonica (CO ₂)
acetico	CH ₃ COOH	debole

BASI

idrossido di sodio	NaOH	base forte, caustico
idrossido di potassio	KOH	base forte, caustico
idrossido di calcio	Ca(OH) ₂	base forte poco solubile, caustico
idrossido di magnesio	Mg(OH) ₂	base forte poco solubile, antiacido
idrossido di alluminio	Al(OH) ₃	base forte poco solubile, antiacido
Ammoniaca	NH ₃	base debole, prodotto metabolismo, tossica

sali

cloruro di sodio	NaCl	no idrolisi; ubiquitario
cloruro di ammonio	NH ₄ Cl	idrolisi acida
solfo di bario	BaSO ₄	poco solubile, radioopaco, non da idrolisi
carbonato di calcio	CaCO ₃	poco solubile, idrolisi basica
fosfato di calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	poco solubile, presente nelle ossa
fosfati acidi di sodio	Na ₂ HPO ₄ e NaH ₂ PO ₄	presenti nel sangue
solfo di magnesio	MgSO ₄	poco solubile, lassativo
acetato di sodio	CH ₃ COONa	idrolisi basica
bicarbonato e carbonato di sodio	NaHCO ₃ e Na ₂ CO ₃	idrolisi basica
bromuro di potassio	KBr	no idrolisi, sedativo
ioduro di potassio	KI	no idrolisi, componente della dieta
permanganato di potassio	KMnO ₄	no idrolisi, ossidante

IL CARBONIO E LA CHIMICA ORGANICA

Il carbonio è molto versatile perché è in grado di formare molti tipi di legami covalenti e quindi forma molecole con proprietà chimiche diverse.

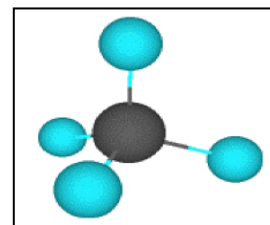
La chimica che studia queste molecole è definita **ORGANICA**.

Il carbonio nelle molecole organiche **FORMA SEMPRE 4 LEGAMI**.

Principali tipi di legame (negli idrocarburi):

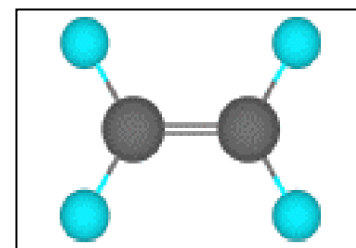
Legame singolo: esempio nel Metano CH_4

Si formano 4 legami C-H



Legame doppio: esempio Etene C_2H_4

Si formano 4 legami C-H + 1 legame doppio C=C



Legame Triplo: esempio Etino C_2H_2

Si formano 2 legami C-H + 1 legame triplo C=C

