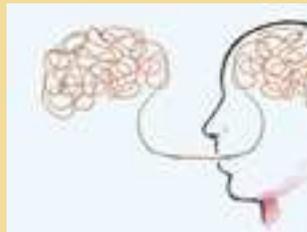


CORSO INTEGRATO DI SCIENZE DI BASE X

Logopedia



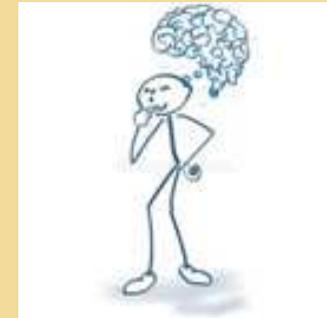
Ortottica



Fisioterapia



TRP



INSEGNAMENTO
di **BIOCHIMICA**

LE PRIME 12 ORE SONO CON PROF.ssa Hanau (Chimica e Biochimica)

LE ATRE 12 ORE SONO COL PROF. Aguiari (Biochimica)

E

CORSO INTEGRATO DI SCIENZE BIOMEDICHE DI BASE X

Igiene Dentale

INSEGNAMENTO di **CHIMICA E BIOCHIMICA**



E

18 ORE CON

CORSO INTEGRATO DI
CHIMICA E BIOCHIMICA



X Dietistica

*PROF.ssa Hanau
(Chimica e Biochimica)*

E 18 ORE COL PROF. Aguiari

INSEGNAMENTO di **CHIMICA E BIOCHIMICA**

(Biochimica)

Programma

Lungh. vol.: u. d. m. e conversioni, mult. e sottom., Basi di Chimica Generale.

C. organica: form. di struttura, isomeri, C asimmetrico. Idrocarburi, composti saturi e insaturi, alifatici e aromatici, gruppo funzionale e radicale. Reazioni di combust., sostituz., addizione e polimerizzaz. Eterocicli. Principali classi di comp. Organ., gr. funzionali e reaz. più import. Comp. polifunz. Nucleofili ed elettrofili. Comp. basici e acidi.

Biochim.: propr. Chim. Fis., digest. e assorbimento di **zuccheri e lipidi**. Struttura e proprietà degli **amminoacidi**, p. isoelettrico e leg. peptidico. Livelli strutturali, folding e denaturaz. delle **proteine**. Struttura e funzione del collagene, la tripla elica e le proteine fibrose. Metabolismo del ferro e funzione di emoglobina e mioglobina. Eff. Bohr e cooperatività. Emoglobina adulta e fetale. **ATP, metabolismo energetico** e funz. Glicolisi aerobia ed an. Conc. di ossidoriduzione (NADH e FADH₂).

BIOCHIMICA: 1a parte CHIMICA: programma + dettagliato

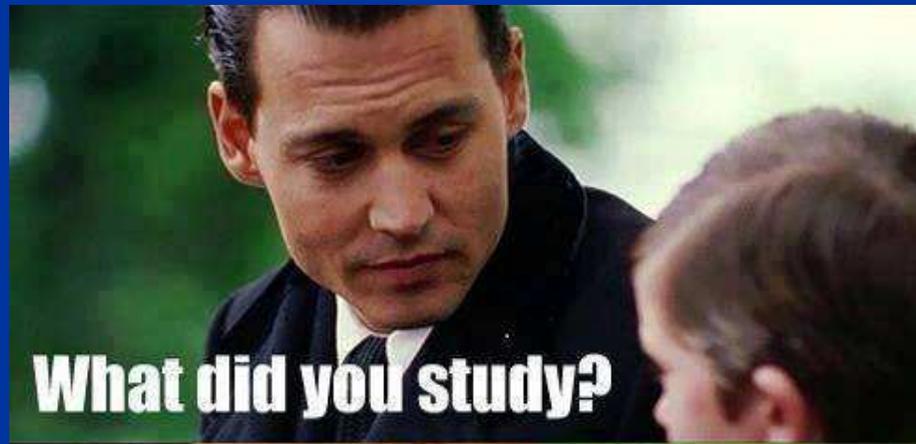
-Unità di misura di lunghezza e volume e conversioni, multipli e sottomultipli delle unità di misura, concetti di massa e peso, densità. Concetto di proprietà fisiche, stati fisici della materia (solido, liquido e aeriforme), cambiamento di stato e punti di fusione ed ebollizione, gas e vapore, equazione di stato dei gas perfetti, unità di misura della pressione, pressione di un gas

-Atomo, molecole, legami, tavola periodica, principali elementi, composti ionici, i principali costituenti dell'atomo, isotopi. Orbitali e configurazione elettronica esterna. Elettronegatività, volume atomico e altre proprietà periodiche. Legame ionico, metalli. Legami covalenti, composti polari. Delocalizzazione elettronica. Proprietà magnetiche ed elettroni, radicali. Legame dativo. Forze intermolecolari. Mole, peso molecolare. Formule e numero di ossidazione. Nomenclatura chimica

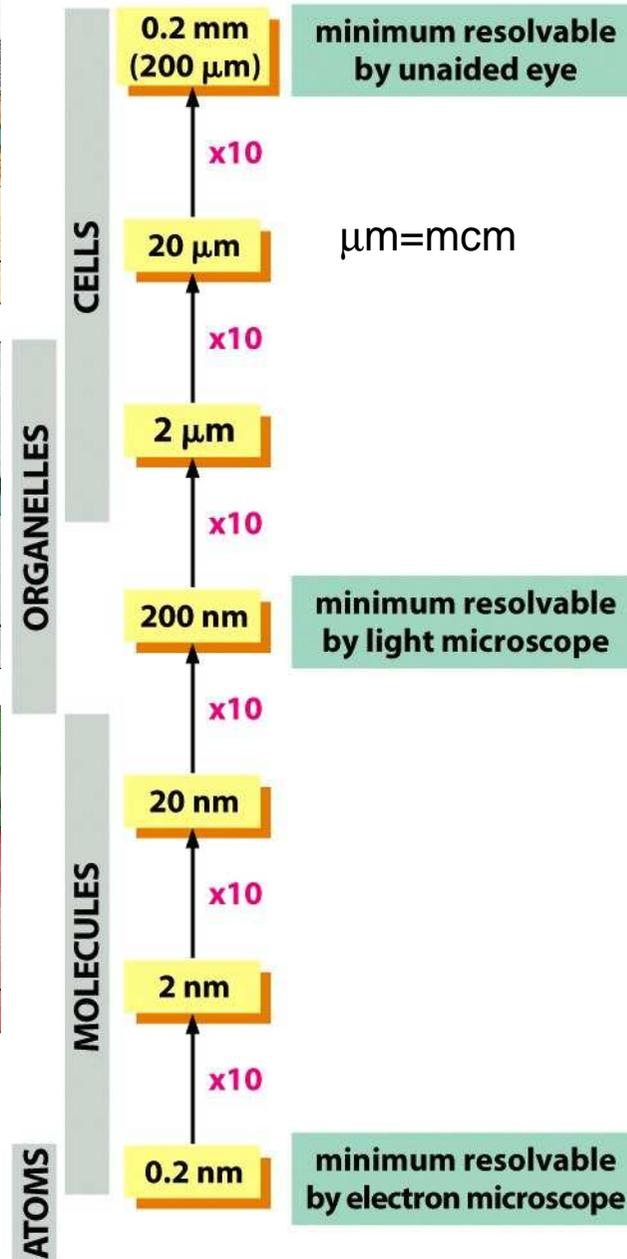
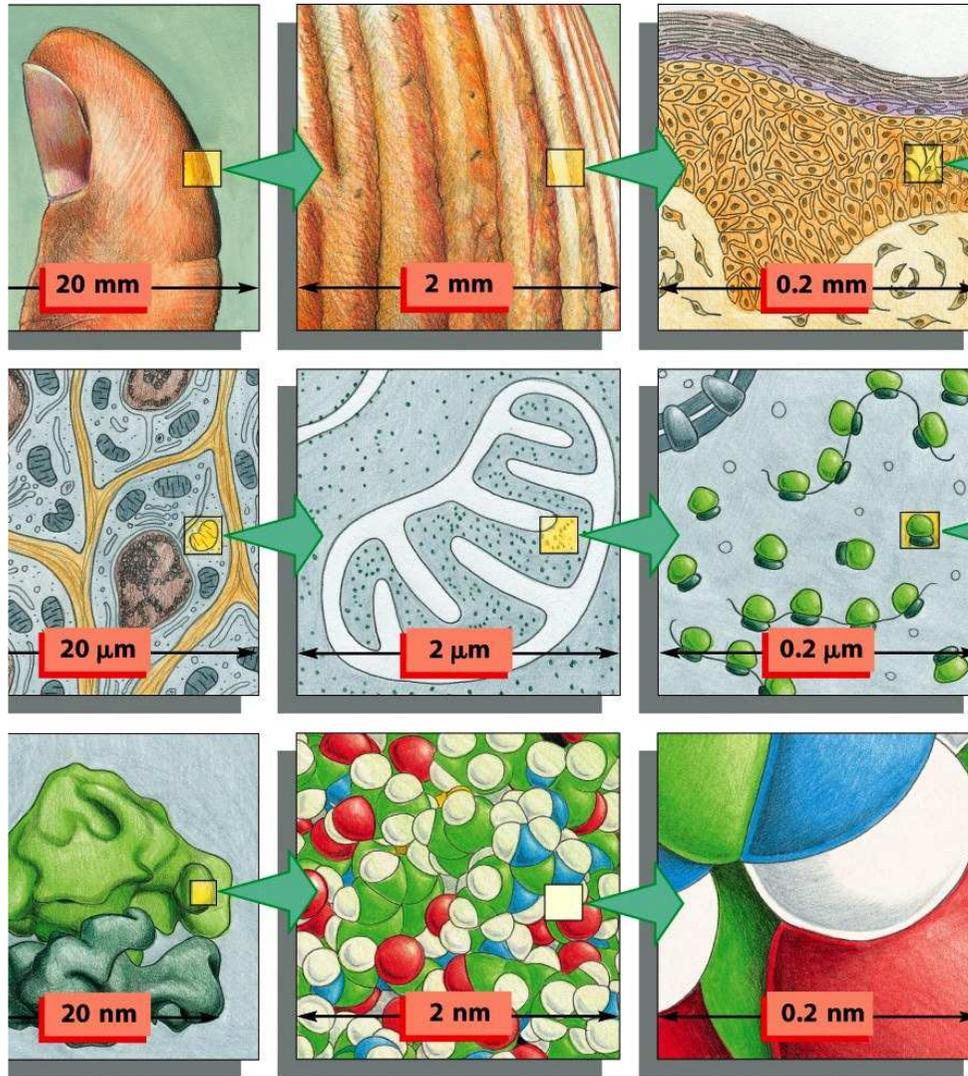
-Miscele, soluzioni e metodi per esprimerne la concentrazione. Osmolarità

-Reazione ed equilibrio chimico, velocità di reazione, costanti termodinamiche, energia di attivazione, catalizzatori, costante d'equilibrio, principio di Le Chatelier. pH e tamponi. Reazioni redox, concetto di potenziale redox, pila, elettrolisi

-Chimica organica in breve: formula di struttura, isomeri, atomo di carbonio asimmetrico. Idrocarburi, composti saturi e insaturi, composti alifatici ed aromatici, gruppo funzionale e radicale. Reazioni di combustione, di sostituzione, di addizione e di polimerizzazione. Eterociclici. Principali classi di composti organici e loro gruppi funzionali e reazioni più importanti. Composti polifunzionali. Chelante. Nucleofili ed elettrofili. Composti organici basici e acidi.



UNITÀ DI MISURA DI LUNGHEZZA



Soprattutto in chimica e fisica si usa anche l' **Å (angstrom)** = 10^{-1} nm = 10^{-10} m

$1 \text{ m} = 10^3 \text{ mm}$ $= 10^6 \mu\text{m}$ $= 10^9 \text{ nm}$
--

Nobel Chimica 2016 → nanomotori

Sauvage, Stoddart e Feringa



Le UNITÀ DI MISURA DEI VOLUMI sono :

il m^3 (e i suoi sottomultipli) oppure il **L** (e sottomultipli).

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 \text{ e } 1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ cc}$$

Guardando ai **sottomultipli** dobbiamo imparare che

$$10^{-3} \text{ mL} = 10^{-6} \text{ L} = 1 \mu\text{L} \text{ (1 microlitro) UNA GOCCIA D'ACQUA}$$

PUO' CONTENERE 10-20 μL

e il sottomultiplo 10^{-3} volte più piccolo ha il prefisso **nano (n)** che è 10^{-9} L ;

10^{-12} **pico (p)**

10^{-15} **fento (f)**

le stesse abbreviazioni dei sottomultipli e multipli si usano anche per le altre unità di misura.

Per quanto riguarda i **multipli** invece:

10^6 **mega (M)**

10^9 **giga (G)**

10^{12} **tera (T)**

E' utile sapere che 1 mL d'acqua (H_2O) pesa **1 g** e quindi 1 L pesa 1 kg.

Infatti la densità dell'acqua è 1 g/ml.

La **DENSITÀ** (ρ) di un corpo è la massa dell'unità di volume del corpo e nel SI (Sistema Internazionale) si esprime in kg/m³.

Spesso però si esprime anche in g/ml o g/cc per i **liquidi** e i **solidi** e g/l per i **gas** (perchè hanno una densità molto bassa).

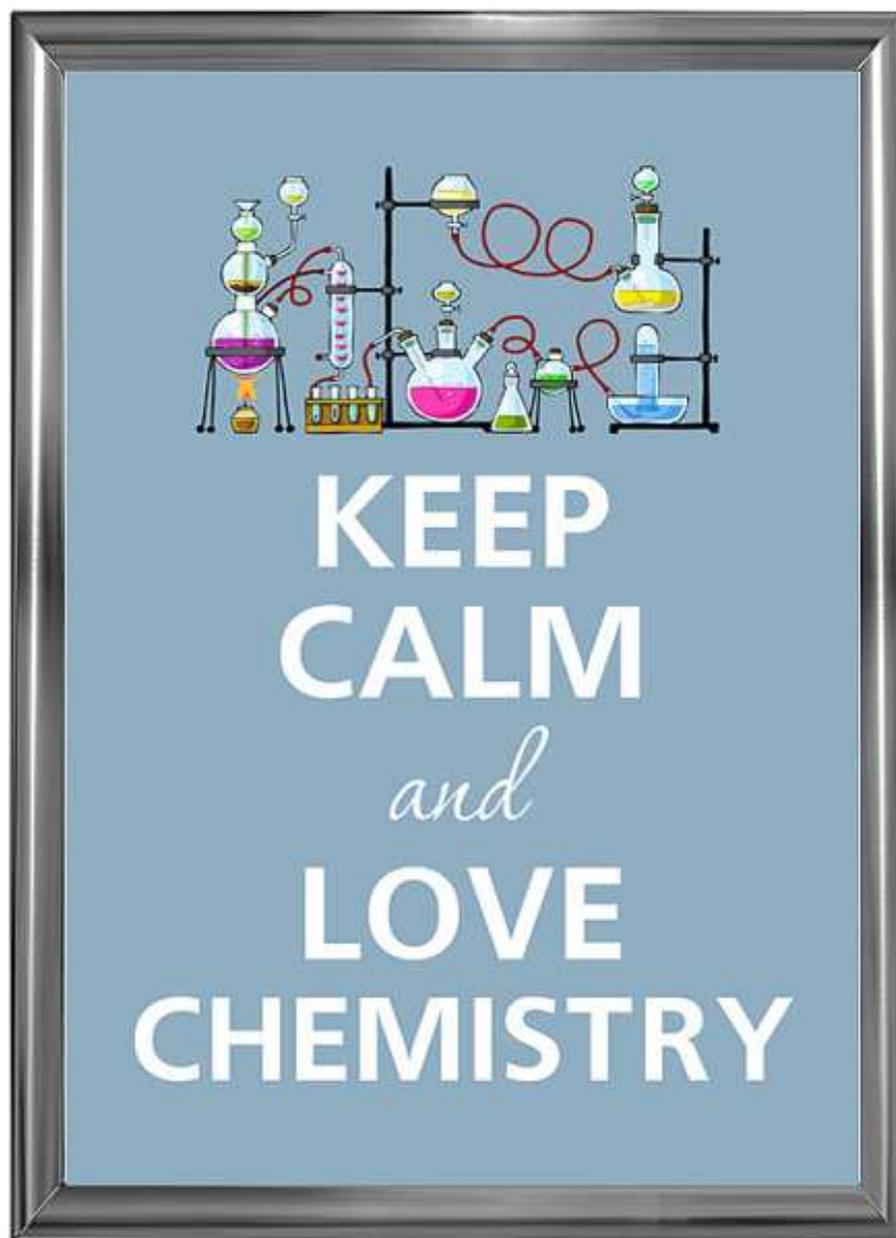
Il g e il kg sono le unità di misura della **MASSA** e comunemente vengono usate anche per il

PESO, bisogna però sapere che peso e massa non sono la stessa cosa, in quanto

$p = m \cdot g$ dove g =accelerazione di gravità

il peso di un corpo è infatti la misura della forza con cui il corpo è attirato verso il centro della terra.

Analogamente *il **peso specifico*** corrisponde alla densità per l'accelerazione di gravità.



La chimica studia la
materia e le sue
trasformazioni

Materia: qualunque cosa occupa spazio e ha una massa.

Le sue proprietà fisiche sono quelle caratteristiche che possono essere osservate e misurate senza cambiarne la composizione. Per es. lo stato fisico della materia.

Gli stati fisici della materia sono 4

SOLIDO

LIQUIDO

AERIFORME

GAS

X COMPRESSIONE NON SI PUO'
TRASFORMARE IN LIQUIDO

T critica

VAPORE

X COMPRESSIONE SI PUO'
TRASFORMARE IN LIQUIDO

PLASMA

IL PLASMA È UN GAS IONIZZATO

(ad altissime temperature
si staccano elettroni dagli atomi del gas)



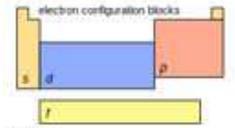
- Invece le proprietà chimiche, che determinano quelle fisiche si comprendono solo trasformando le sostanze
- o con tecniche sofisticatissime che permettono di vedere le unità piccolissime che compongono la materia

The Periodic Table of the Elements

group 1																			18																	
period 1	1																			2																
	H Hydrogen																			He Helium																
2	3		4															5		6		7		8		9		10								
	Li Lithium		Be Beryllium															B Boron		C Carbon		N Nitrogen		O Oxygen		F Fluorine		Ne Neon								
3	11		12															13		14		15		16		17		18								
	Na Sodium		Mg Magnesium															Al Aluminum		Si Silicon		P Phosphorus		S Sulfur		Cl Chlorine		Ar Argon								
4	19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36	
	K Potassium		Ca Calcium		Sc Scandium		Ti Titanium		V Vanadium		Cr Chromium		Mn Manganese		Fe Iron		Co Cobalt		Ni Nickel		Cu Copper		Zn Zinc		Ga Gallium		Ge Germanium		As Arsenic		Se Selenium		Br Bromine		Kr Krypton	
5	37		38		39		40		41		42		(43)		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54	
	Rb Rubidium		Sr Strontium		Y Yttrium		Zr Zirconium		Nb Niobium		Mo Molybdenum		Tc Technetium		Ru Ruthenium		Rh Rhodium		Pd Palladium		Ag Silver		Cd Cadmium		In Indium		Sn Tin		Sb Antimony		Te Tellurium		I Iodine		Xe Xenon	
6	55		56		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		(84)		(85)		(86)	
	Cs Cesium		Ba Barium		Lu Lutetium		Hf Hafnium		Ta Tantalum		W Tungsten		Re Rhenium		Os Osmium		Ir Iridium		Pt Platinum		Au Gold		Hg Mercury		Tl Thallium		Pb Lead		Bi Bismuth		Po Polonium		At Astatine		Rn Radon	
7	87		88		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118	
	Fr Francium		Ra Radium		Lr Lawrencium		Rf Rutherfordium		Db Dubnium		Sg Seaborgium		Bh Bohrium		Hs Hassium		Mt Meitnerium		Ds Darmstadtium		Rg Roentgenium		Cn Copernicium		Uut Ununtrium		Fl Flerovium		Uup Ununpentium		Lv Livermorium		Uus Ununseptium		Uuo Ununoctium	

atomic mass or most stable mass number: 55.845
 1st ionization energy in kJ/mol: 762.5
 chemical symbol: Fe
 name: Iron
 electron configuration: [Ar] 3d⁶ 4s²
 atomic number: 26
 electronegativity: 1.83
 oxidation states: +5, +4, +3, +2, +1, -1, -2 (most common are bold)

- alkali metals
- alkaline metals
- other metals
- transition metals
- lanthanoids
- actinoids
- metalloids
- nonmetals
- halogens
- noble gases
- unknown elements
- radioactive elements have masses in parentheses



notes
 • as of yet, elements 113, 115, 117 and 118 have no official name designated by the IUPAC.
 • 1 kJ/mol = 96.485 eV.
 • all elements are implied to have an oxidation state of zero.

138.9054	140.116	140.9076	144.242	(145)	150.36	151.964	157.25	158.9253	162.500	164.9303	167.259	168.9342	173.054
La Lanthanum	Ce Cerium	Pr Praseodymium	Nd Neodymium	Pm Promethium	Sm Samarium	Eu Europium	Gd Gadolinium	Tb Terbium	Dy Dysprosium	Ho Holmium	Er Erbium	Tm Thulium	Yb Ytterbium
(227)	232.0380	231.0358	238.0289	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)
Ac Actinium	Th Thorium	Pa Protactinium	U Uranium	Np Neptunium	Pu Plutonium	Am Americium	Cm Curium	Bk Berkelium	Cf Californium	Es Einsteinium	Fm Fermium	Md Mendelevium	No Nobelium

SISTEMA PERIODICO

n=	I		GRUPPO:										III	IV	V	VI	VII	VIII	Orbitali che si riempiono nel periodo		
	n s		(n-1) d										np								
	s ¹	s ²	CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA:										s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶			
1	H 1.0080																		H 1.0080	He 4.00260	1s
2	Li 6.941	Be 9.01218											B 10.81	C 12.011	N 14.0067	O 15.9994	F 18.9984	Ne 20.179			2s2p
3	Na 22.9898	Mg 24.305											Al 26.9815	Si 28.086	P 30.9738	S 32.06	Cl 35.453	Ar 39.948			3s3p
			ELEMENTI DI TRANSIZIONE																		
4	K 39.102	Ca 40.08	Sc 44.9559	Ti 47.90	V 50.9414	Cr 51.996	Mn 54.9380	Fe 55.847	Co 58.9332	Ni 58.71	Cu 63.546	Zn 65.37	Ga 69.72	Ge 72.59	As 74.9216	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.80	4s (3d) 4p		
5	Rb 85.4678	Sr 87.62	Y 88.9059	Zr 91.22	Nb 92.9064	Mo 95.94	Tc 98.9062	Ru 101.07	Rh 102.9055	Pd 106.4	Ag 107.868	Cd 112.40	In 114.82	Sn 118.69	Sb 121.75	Te 127.60	I 126.9045	Xe 131.30	5s (4d) 5p		
6	Cs 132.9055	Ba 137.34	La *	Hf 178.49	Ta 180.9479	W 183.85	Re 186.2	Os 190.2	Ir 192.22	Pt 195.09	Au 196.9665	Hg 200.59	Tl 204.37	Pb 207.2	Bi 208.9806	Po (210)	At (210)	Rn (222)	6s (4f) (5d) 6p		
7	Fr (223)	Ra 226.0254	Ac *	Ku (260)	Ha (260)															7s (5f) (6d)	

Gli elementi preparati artificialmente sono indicati dalla presenza di un angolino marrone

LEGENDA

Numero atomico → **6**

Stato fisico ← **C**

Peso atomico → **12.01**

← Simbolo chimico

4f *	Ce 140.12	Pr 140.9077	Nd 144.24	Pm (147)	Sm 150.4	Eu 151.96	Gd 157.25	Tb 158.9254	Dy 162.50	Ho 164.9303	Er 167.26	Tm 168.93 2	Yb 173.04	Lu 174.97
5f *	Th 232.0381	Pa 231.0359	U 238.029	Np 237.0482	Pu (244)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (251)	Es (254)	Fm (257)	Md (258)	No (255)	Lr (256)

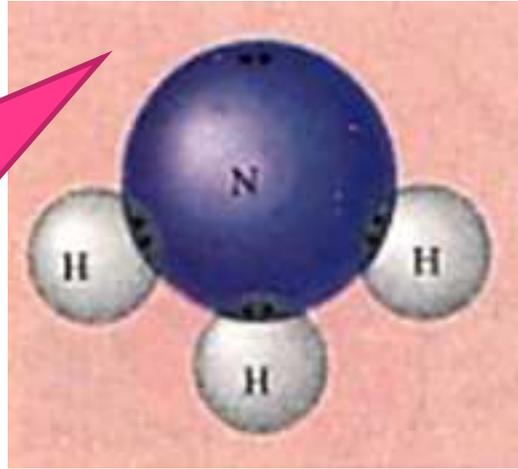
Stato fisico a temperatura ambiente

▲ aeriforme

▼ liquido

Il Sistema Periodico degli elementi.

Molecole con le
formule o i loro
modelli
strutturali



Ammoniaca

Modello atomico a spazio
pieno = space-filling

NH_3

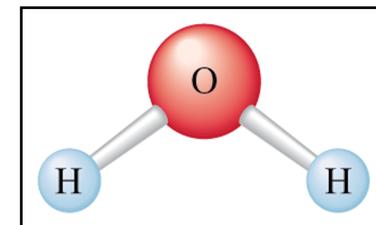
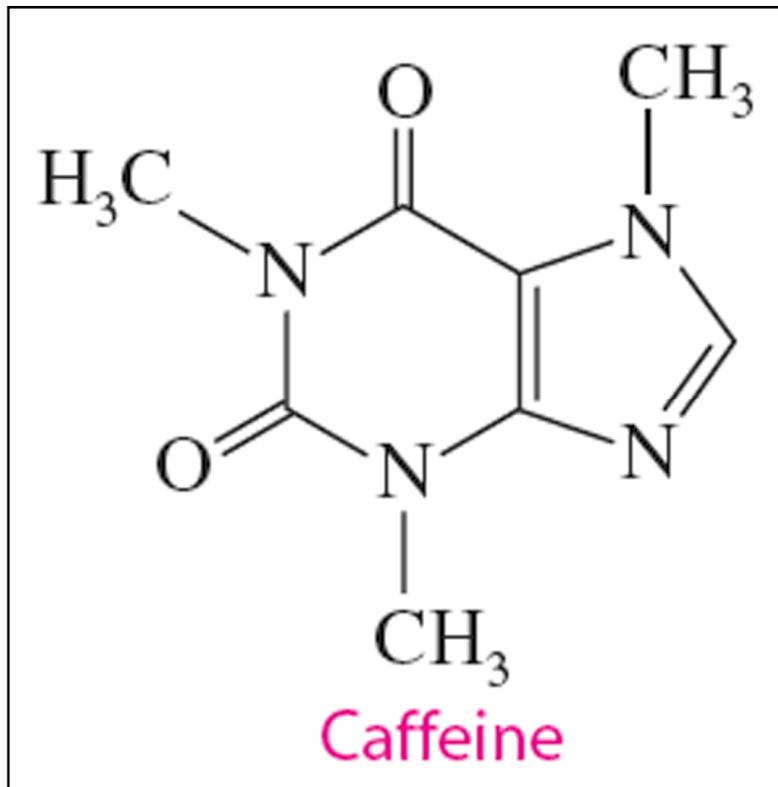
Formula chimica

H_2O

Formule di struttura
di Lewis

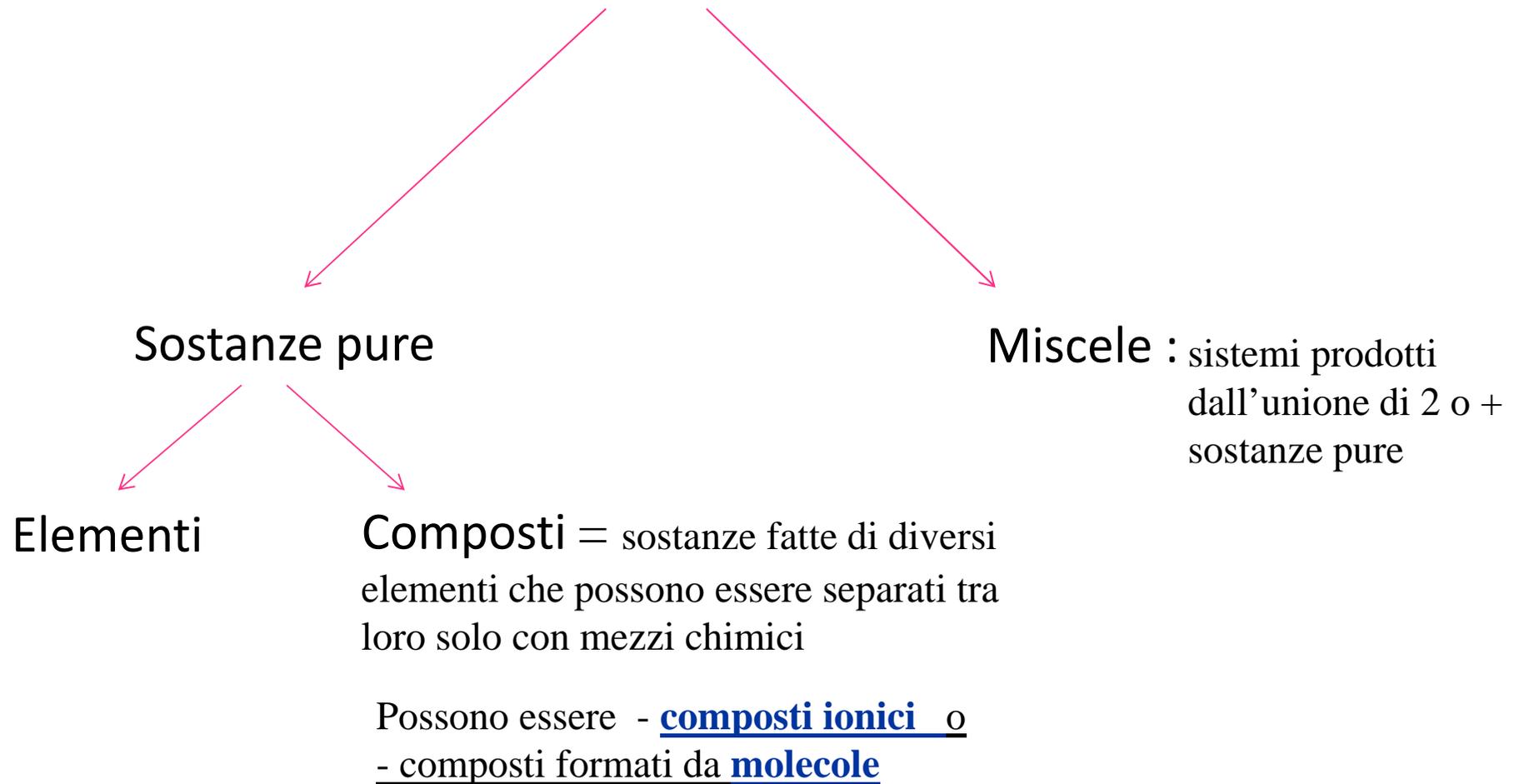
$\text{H}:\text{O}:\text{H}$
 $\text{H}-\text{O}-\text{H}$

Acqua



Modello ball and stick

Materia



Poche sostanze esistono nello stato monoatomico (gas nobili), la maggior parte invece esiste sotto forma di molecole, anche omonucleari o composti ionici

Elementi che formano molecole poliatomiche omonucleari

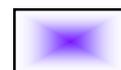
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
(1)	(2)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
H ₂							
				N ₂	O ₂	F ₂	
				P ₄	S ₈	Cl ₂	
					Se ₈	Br ₂	
						I ₂	



molecole biatomiche



molecole
tetraatomiche



molecole
octatomiche

I composti binari dell'H sono gli **IDRURI**

IDRACIDI

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
LiH	BeH ₂	B ₂ H ₆	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
KH	CaH ₂	GaH ₃	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
RbH	SrH ₂	InH ₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI
CsH	BaH ₂		PbH ₄	BiH ₃	H ₂ Po	HAt

I composti binari dell'O sono gli **OSSIDI**

OSSIDI BASICI = OSSIDI			OSSIDI ACIDI = ANIDRIDICI			
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO CO ₂	N ₂ O NO N ₂ O ₃ NO ₂ N ₂ O ₅		OF ₂
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₆ P ₄ O ₁₀		Cl ₂ O ₇ e altri ossidi
K ₂ O	CaO			As ₄ O ₆ As ₂ O ₅	SO ₂ SO ₃	
Rb ₂ O	SrO					
Cs ₂ O	BaO					

15 **elementi** sono presenti in tutti gli organismi viventi,
altri 10 solo in alcuni organismi

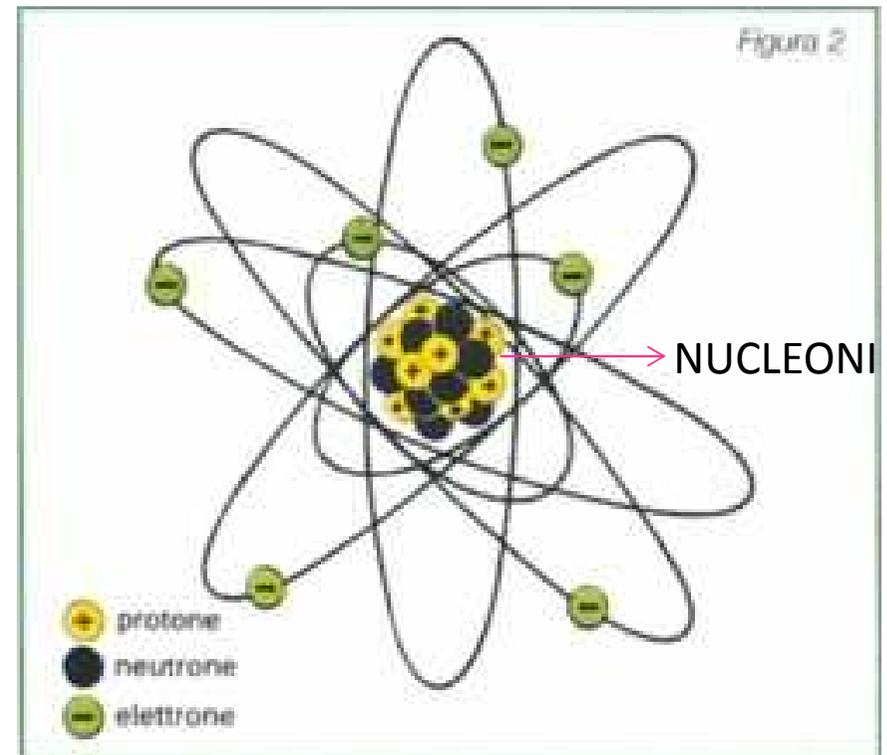
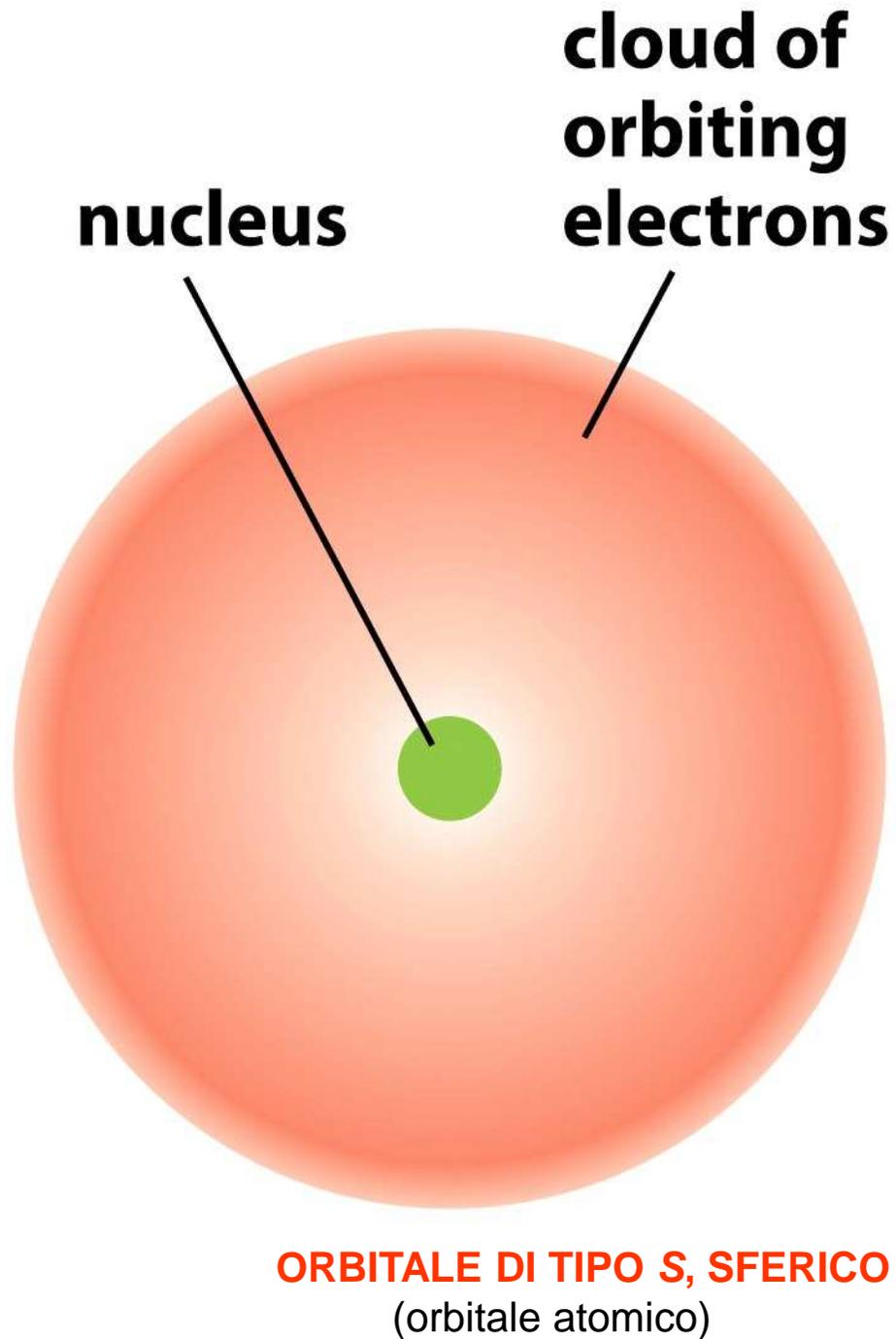
I più diffusi negli organismi viventi, **H, O, C e N**
ne costituiscono oltre il 99% degli atomi.

Possiamo aggiungere come presenti nel nostro corpo i **Macroelementi** inorganici
(10-100 g) **Ca, P, S, Mg, Na, K e Cl**. Ve ne sono altri importanti presenti in tracce
(g e mg): i **Microelementi** tra cui Fe, Se, I, Cu e altri.



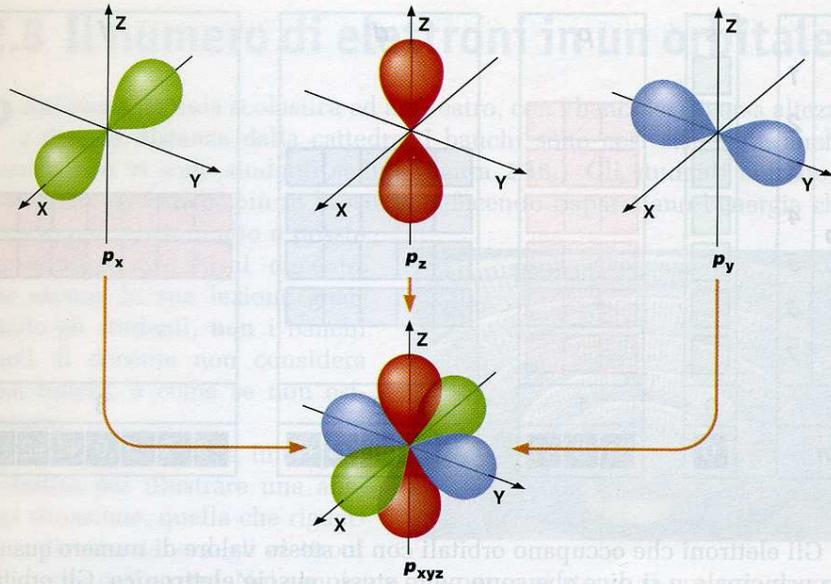
ATOMO

Le unità di misura usate per gli atomi e loro costituenti sono il **pm** e il **dalton** per la massa, chiamato anche **unità di massa atomica (u, ex u.m.a.) = $1,66 \times 10^{-24}$ g**

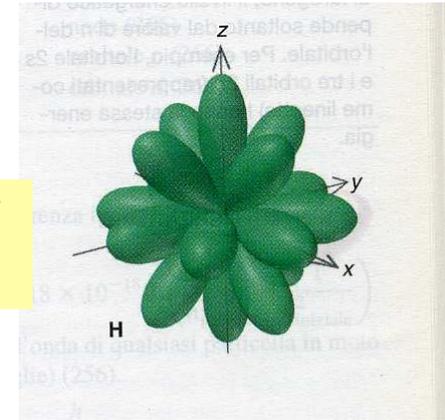


ORBITALI p

CAPITOLO 2 – La struttura dell'atomo secondo il modello degli orbitali

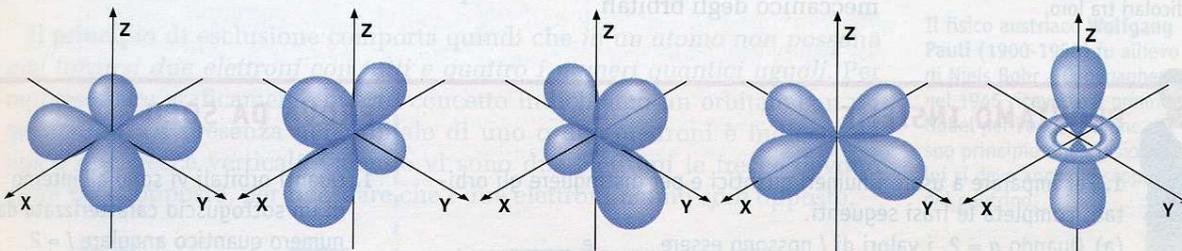


ORBITALI d tutti insieme



gli elettroni si muovono all'interno di ORBITALI

ORBITALI d



Uno dei 7 ORBITALI f

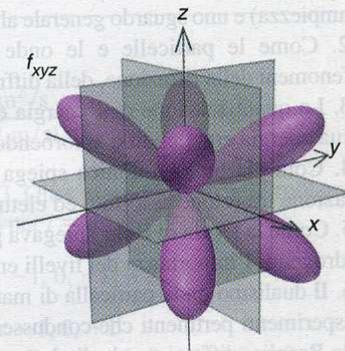


Figura 7.20 Uno dei sette possibili orbitali $4f$. L'orbitale $4f_{xyz}$ ha otto lobi e tre piani radiali. Anche gli altri sei orbitali $4f$ hanno superfici di contorno multilobate.

Per avere un'idea di quanto un protone sia piccolo e leggero si consideri che 500 miliardi di protoni messi in fila misurerebbero circa 1 cm e 600 mila miliardi di miliardi di protoni pesano circa un g.

Protone:

massa: 1 dalton
raggio: 0,01 pm
carica elettrica + 1

Elettrone:

massa: 1/1836 dalton
carica elettrica - 1

Neutrone:

massa: 1 dalton
raggio: 0,01 pm
carica elettrica: 0

Protone + elettrone = neutrone



Il raggio di un atomo è circa 5-10.000 volte più grande del raggio del suo nucleo, quindi l'atomo è praticamente vuoto all'esterno del nucleo stanno gli orbitali su cui si muovono gli e-, cioè traiettorie su cui si muovono gli e-

numero di massa = A = massa dell'atomo, che differisce per ogni elemento

(massa media di tutti gli

ISOTOPI naturali dell'elemento,

Es. A per il Cl = 35,457 = 75% ³⁵Cl + 25% ³⁷Cl)

Il numero di protoni presenti in un atomo si chiama **numero atomico = Z** ogni elemento differisce per il numero Z

Gli elementi si possono rappresentare con A in alto a sinistra rispetto al simbolo dell'elemento: ¹²C o anche con insieme ad A anche Z in basso a sinistra ¹²₆C

Per curiosità:

Protoni e neutroni appartengono alla famiglia dei barioni e **non sono**
particelle elementari

ma sono costituite da tre QUARK e *gluoni* tenuti insieme da FORZE

NUCLEARI FORTI

Secondo le conoscenze attuali i quark sono sei ed hanno nomi

fantasiosi (*up, down, strange, charm, beauty e top*). **Forze nucleari**

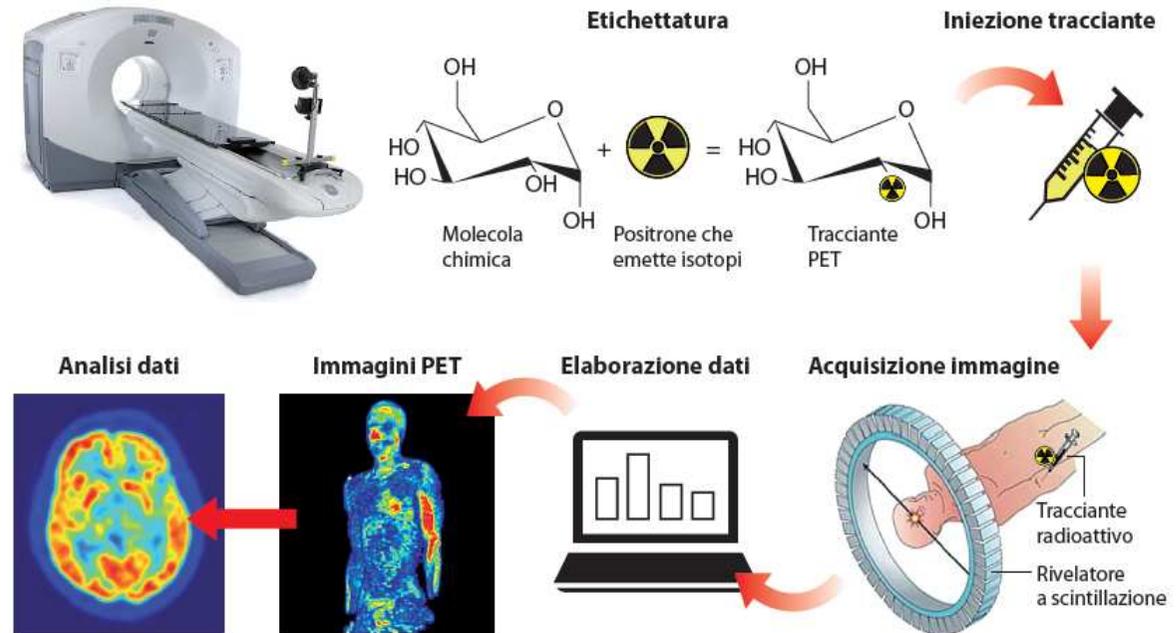
forti tengono insieme anche i protoni e neutroni nel nucleo,

invece FORZE NUCLEARI DEBOLI sono responsabili dell'emissione

della radioattività, e altri processi e coinvolgono anche i *bosoni*.

Alcuni elementi hanno isotopi i cui **nuclei hanno proprietà utili per alcune applicazioni mediche** in diagnostica come la RISONANZA MAGNETICA NUCLEARE o la PET (TOMOGRAFIA A EMISSIONE DI POSITRONI) e in terapia come la RADIOTERAPIA.

Nelle ultime due (PET e radioterapia) applicazioni si rileva l'emissione di radiazioni



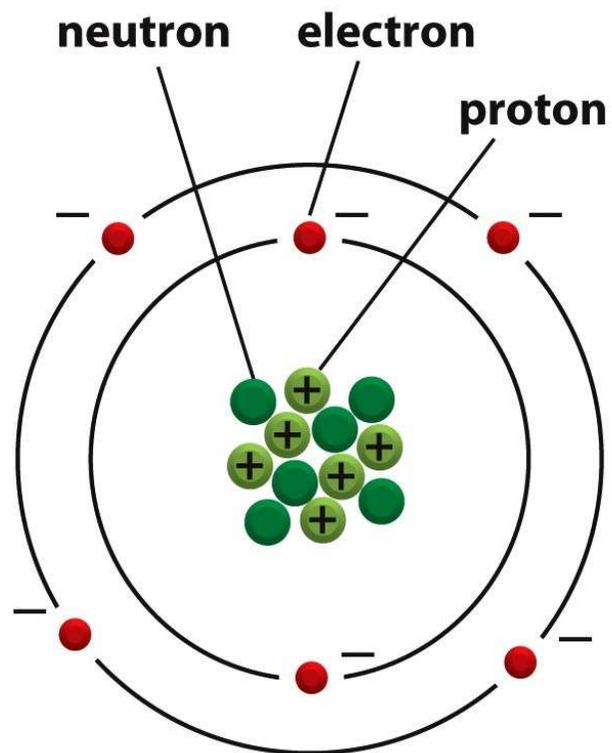
Invece

La RISONANZA è una **tecnica spettroscopica** che permette di identificare alcune molecole grazie all'interazione di radiazioni (onde radio) con la materia, **si rileva l'orientamento dello spin cioè rotazione delle particelle nucleari.**

*Ogni elemento ha proprietà chimiche, fisiche e biologiche diverse,
quindi una variazione di una sola unità di Z cambia molto queste proprietà.*

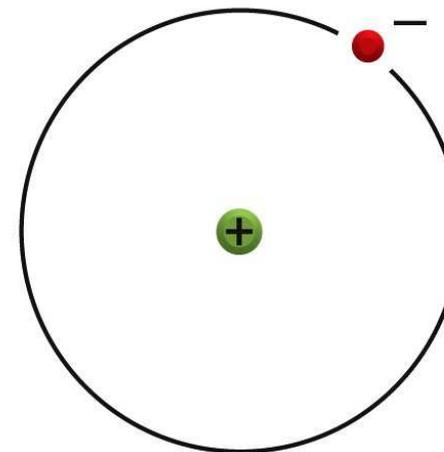
PERCHÈ? L'atomo è elettricamente neutro, quindi Z è anche il numero degli e-.

SONO PROPRIO GLI E- CHE DETERMINANO LE CARATTERISTICHE DEGLI ATOMI, PERCHÉ DETERMINANO I TIPI DI LEGAME CHE POSSONO FORMARE.



carbon atom

**atomic number = 6
atomic weight = 12**

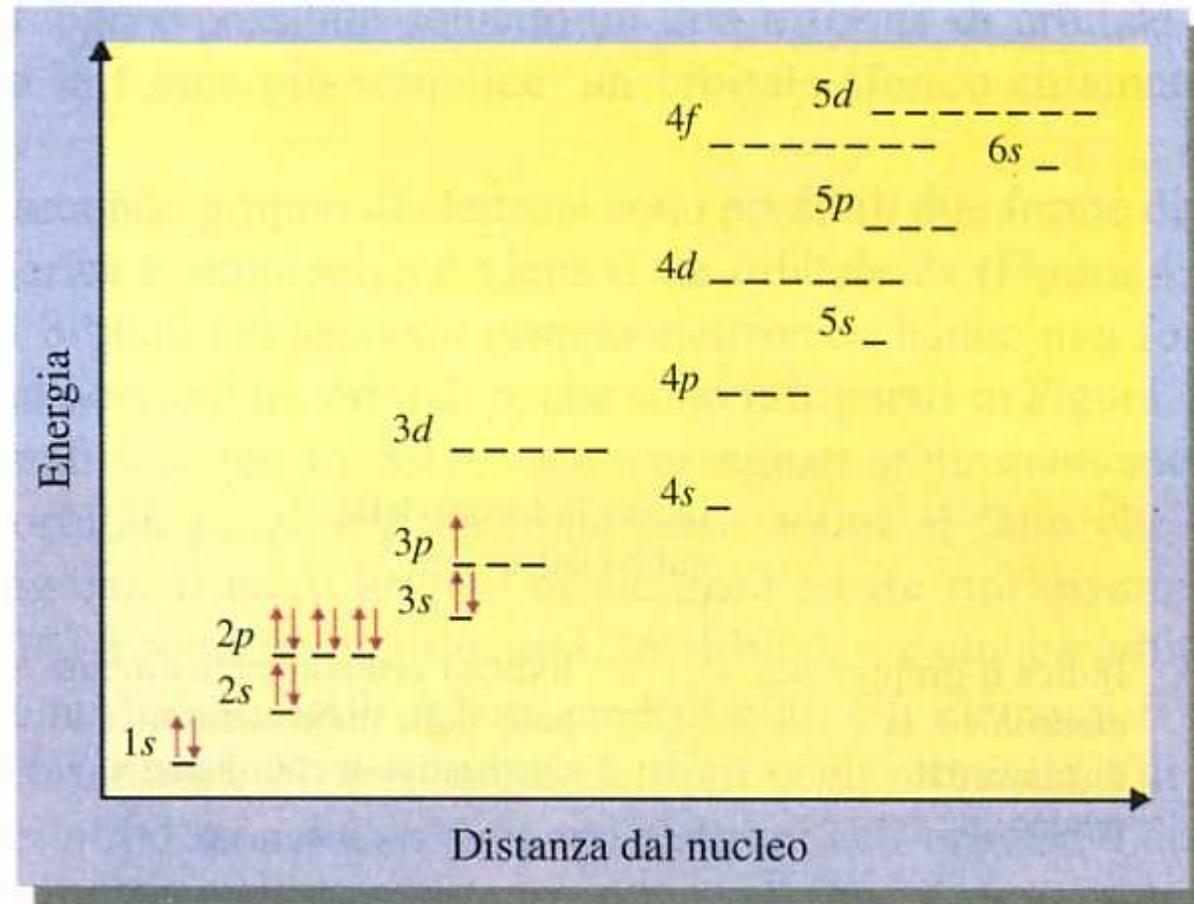


hydrogen atom

**atomic number = 1
atomic weight = 1**

Eccoli gli orbitali
(rappresentati da trattini
mentre gli elettroni da
frecce rosse)

-principio di Aufbau:
(di costruzione della
configurazione elettronica
degli atomi)
gli e occupano dapprima
gli orbitali a più bassa
energia

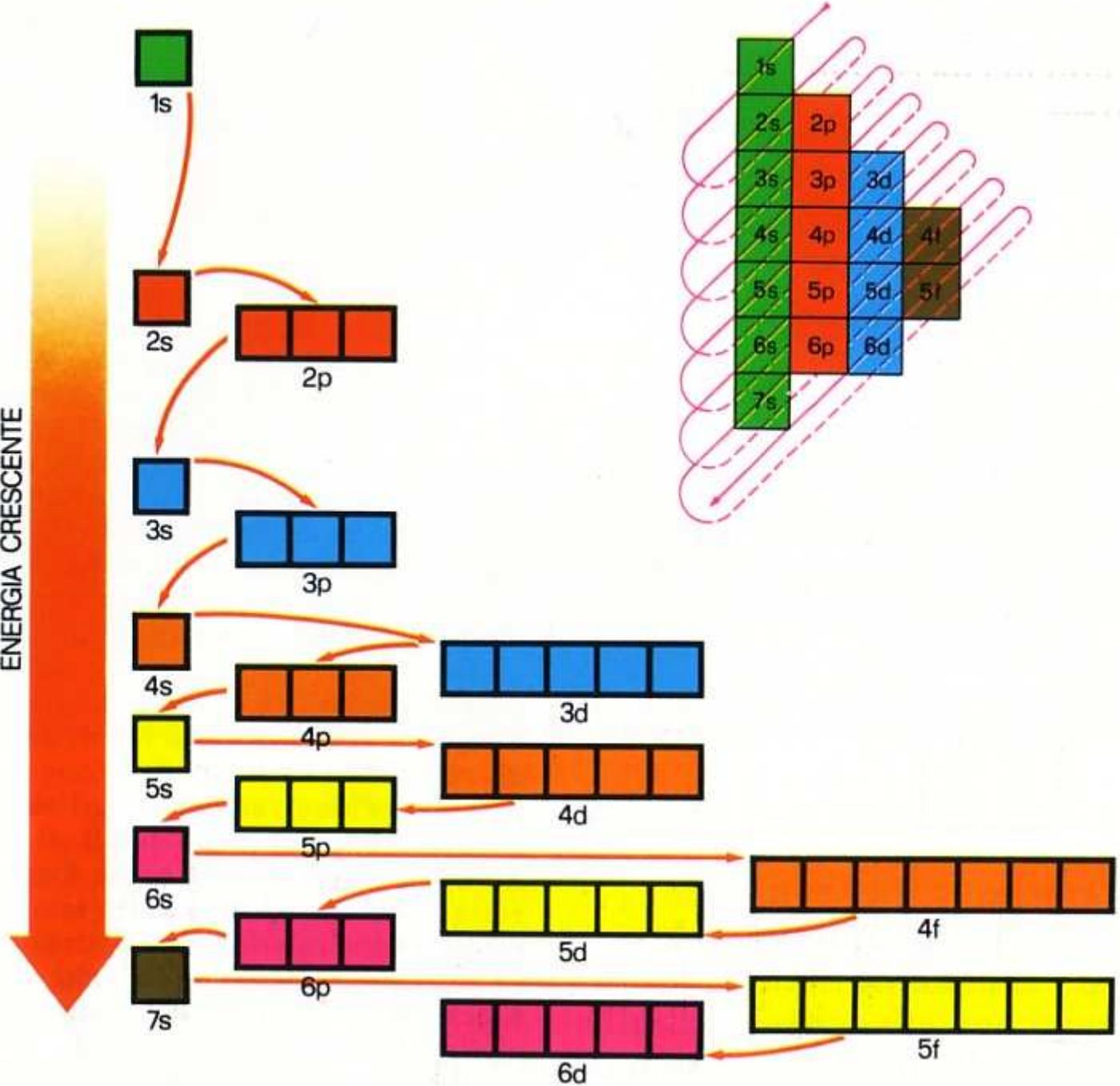


-principio di Pauli: in ogni orbitale non vi possono essere più di 2 e, che hanno spin opposto.

-I N corrispondono ai numeri dei periodi nella tav. periodica e anche ai cosiddetti numeri quantici principali (caratteristiche degli orbitali), indicano le diverse dimensioni e quindi distanza dal nucleo e anche il diverso livello energetico dell'orbitale.

-Regola di Hund: gli e non si accoppiano in orbitali con la stessa energia fintanto che ciascun orbitale non venga riempito da almeno un e, e gli e negli orbitali isoenergetici devono avere spin parallelo.

ENERGIA CRESCENTE



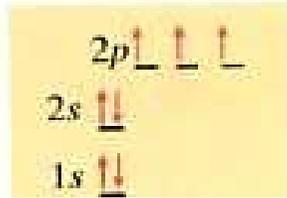
atomic number
↓

electron shell

element	I	II	III	IV
1 Hydrogen	●			
2 Helium	●●			
6 Carbon	●●	●●●●		
7 Nitrogen	●●	●●●●●		
8 Oxygen	●●	●●●●●●		
10 Neon	●●	●●●●●●●●		
11 Sodium	●●	●●●●●●●●	●	
12 Magnesium	●●	●●●●●●●●	●●	
15 Phosphorus	●●	●●●●●●●●	●●●●●	
16 Sulfur	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●	
17 Chlorine	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	
18 Argon	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	
19 Potassium	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	●
20 Calcium	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	●●

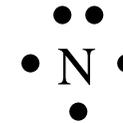
Figure 2-5 *Essential Cell Biology* (© Garland Science 2010)

Per schematizzare come si dispongono gli e negli orbitali per es. nell'atomo di N si può riempire il diagramma di energia:



Oppure usare la notazione orbitalica: $1s^2 2s^2 2p^3$

E' ancor più comodo usare il metodo degli e puntiformi (formule di Lewis):



con cui si indicano solo gli elettroni del gruppo più esterno "guscio di valenza" sono solo questi ad essere coinvolti nei legami.

E' la **configurazione elettronica esterna** che determina le proprietà fisiche, chimiche e anche biologiche degli elementi.

Analogie nei gruppi.

VIII gruppo gas nobili $s^2 p^6$ OTTETTO unica eccezione nel 1° periodo He
inerti = stabili = hanno una bassa energia

TUTTI I SISTEMI, CHIMICI E FISICI, TENDONO AD AVERE LA MINIMA ENERGIA POSSIBILE, E SOLO QUANDO L'HANNO RAGGIUNTA SONO STABILI

Così gli atomi instabili raggiungono la stabilità mediante legami per formare composti.

regola dell'ottetto: tutti gli elementi tendono a raggiungere la config. elettronica esterna dei gas nobili più a loro vicini nella tavola periodica, quindi almeno 8 elettroni, talvolta si dice che l'ottetto è espanso, cioè ci sono più di 8 e nel guscio esterno

Tabella 8.3 Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni elettroniche* per gli elementi del Periodo 3

Numero atomico / elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 3s e 3p)		Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
11/Na	3s ↑	3p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12/Mg	↑↓	□ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13/Al	↑↓	↑ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14/Si	↑↓	↑ ↑ □	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15/P	↑↓	↑ ↑ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16/S	↑↓	↑↓ ↑ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17/Cl	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18/Ar	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

* È indicato con caratteri in colore il sottolivello a cui è aggiunto l'ultimo elettrone.

Table 3.1 Lewis Dot Structures of the Elements

IA								VIIIA
H·	IIA	III A	IVA	VA	VIA	VIIA	He :	
Li·	Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·	
Na·	Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·	
K·	Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·	
Rb·	Sr·	·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·	
Cs·	Ba·	·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·	
Fr·	Ra·							

Nozioni base, reattività chimica, tavola periodica.

- Unità di misura di lunghezza e volume e conversioni, multipli e sottomultipli delle unità di misura, concetti di massa e peso, densità. Concetto di proprietà fisiche, stati fisici della materia (solido, liquido e aeriforme).
- Atomo, molecole, legami, tavola periodica, principali elementi, composti ionici, i principali costituenti dell'atomo, isotopi. Orbitali e configurazione elettronica esterna. Elettronegatività, volume atomico e altre proprietà periodiche.
- Legame ionico, metalli. Legami covalenti. Formule.

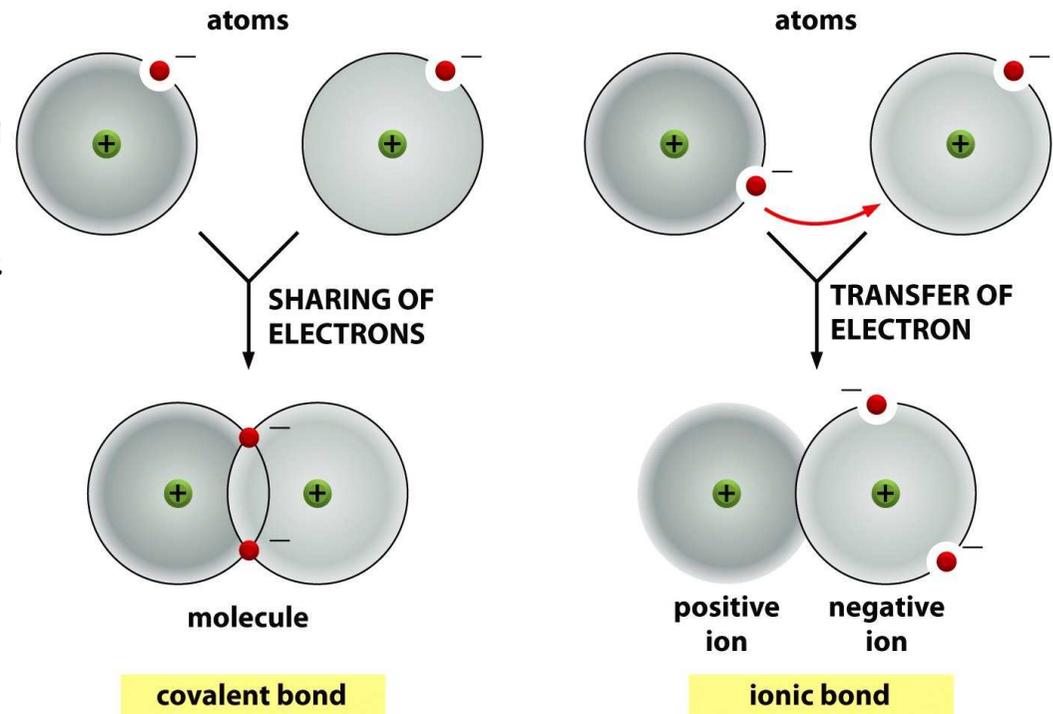
COMPOSTI IONICI (in questo caso un sale): Per es. il Na forma il NaCl ----> **leg. ionico**

O MOLECOLE : l'O e l'H formano l'H₂O, formano anche l'O₂ e l'H₂ ----> **leg. covalente**
Molti elementi sono biatomici, N₂, Cl₂, Br₂ ecc.

leg. ionico o salino (perchè è tipico dei sali) = leg di attrazione elettrostatica (tra cariche opposte) che qui sono gli ioni

IONE= specie chimica carica

Alcuni atomi hanno gli elettroni esterni più debolmente legati di altri atomi e quindi tendono a cederli ad altri atomi che invece tendono ad acquistarli, perchè hanno una grande forza di attrazione per gli elettroni. La tendenza che hanno gli atomi ad attrarre gli e di legame è l' elettronegatività



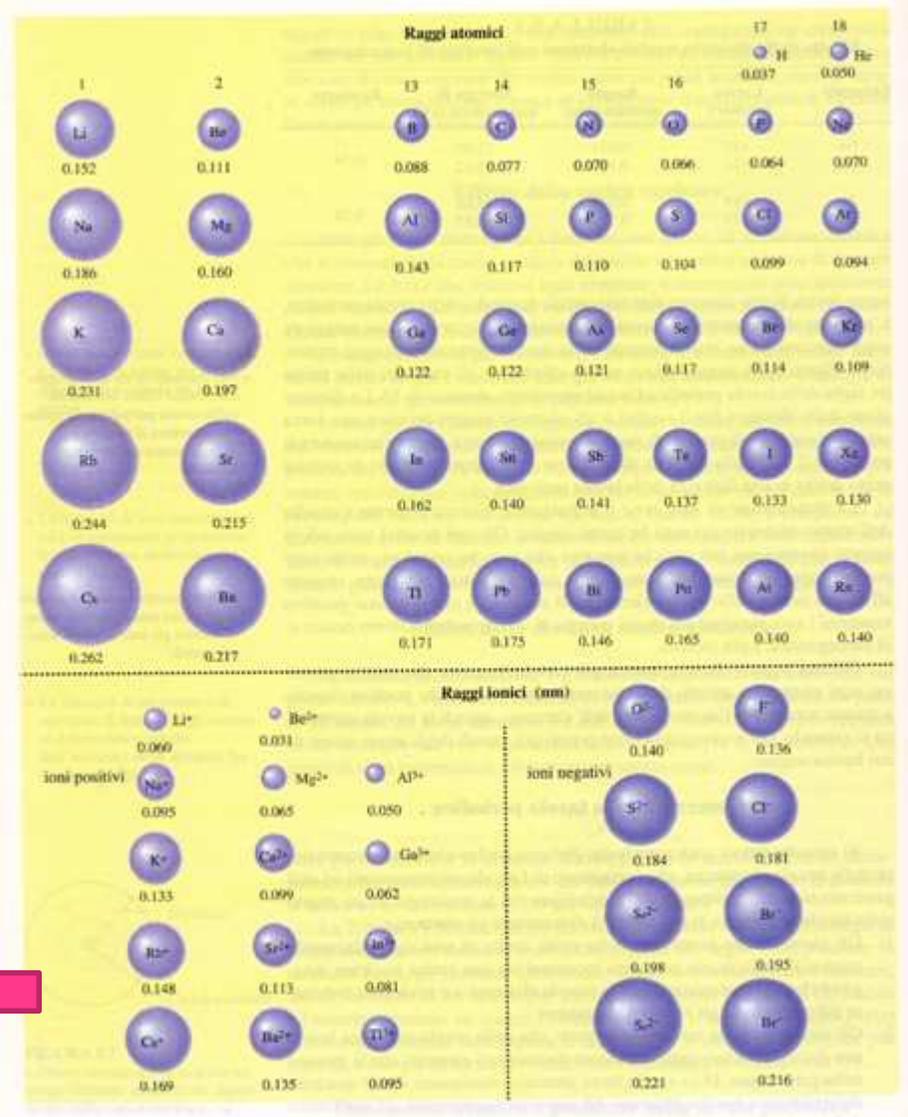
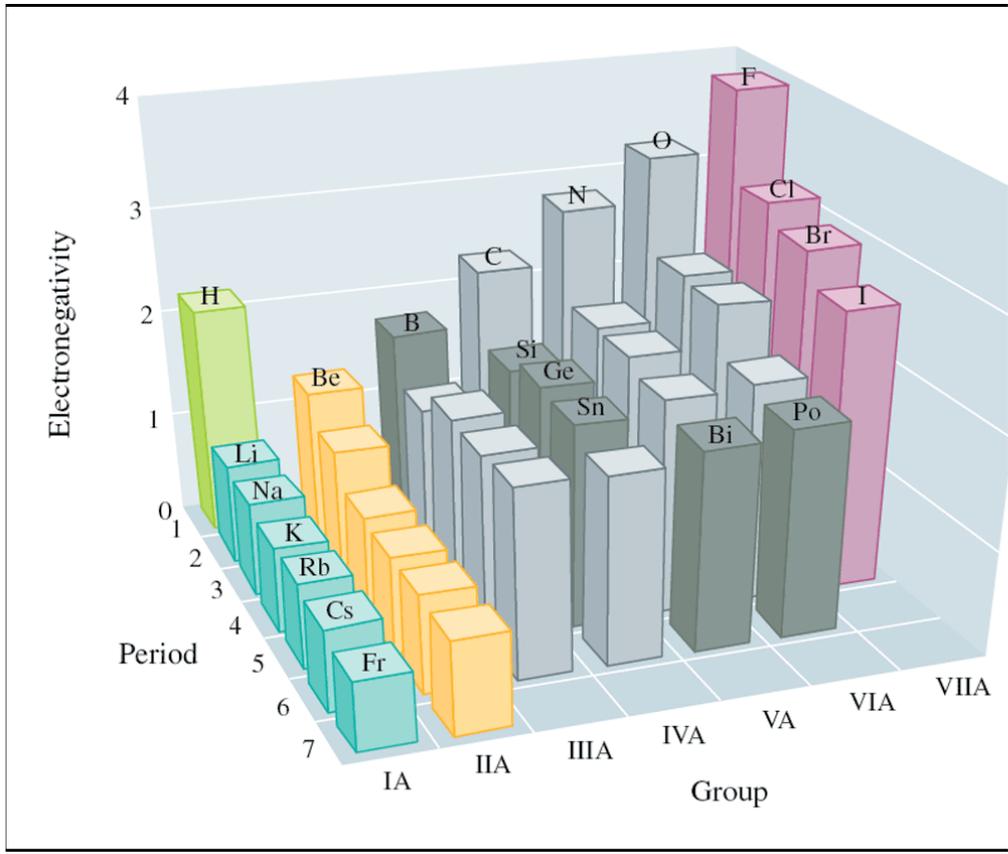
Altra terminologia usata per gli atomi e anche i composti che hanno la tendenza a cedere gli elettroni è RIDUCENTE

OSSIDANTE se invece hanno tendenza a prendere elettroni.

IL LEG. IONICO SI PUO' FORMARE tra 2 atomi che hanno una grande differenza di elettronegatività, quindi si forma tra gli elem. dei primi e quelli degli ultimi gruppi:
per es. NaCl, MgCl₂

Electronegativity of Main-group Elements Shown on the Pauling Scale

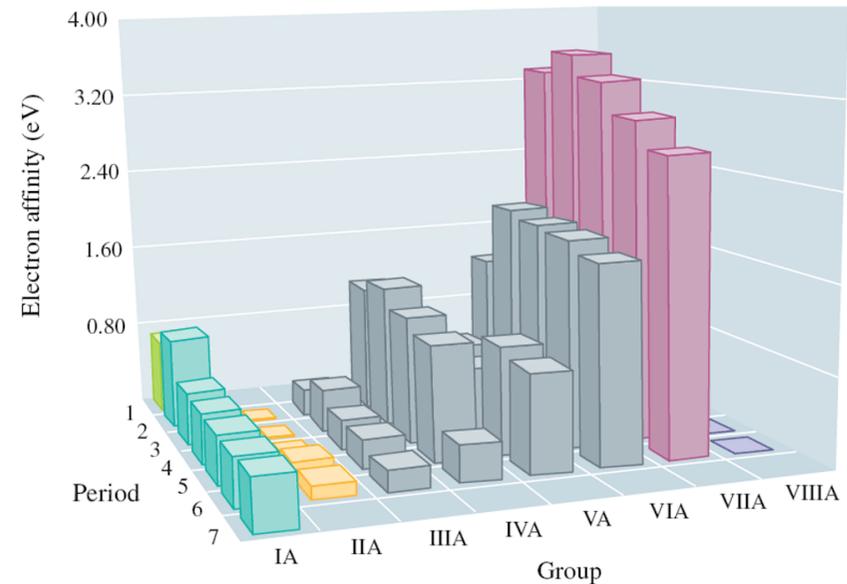
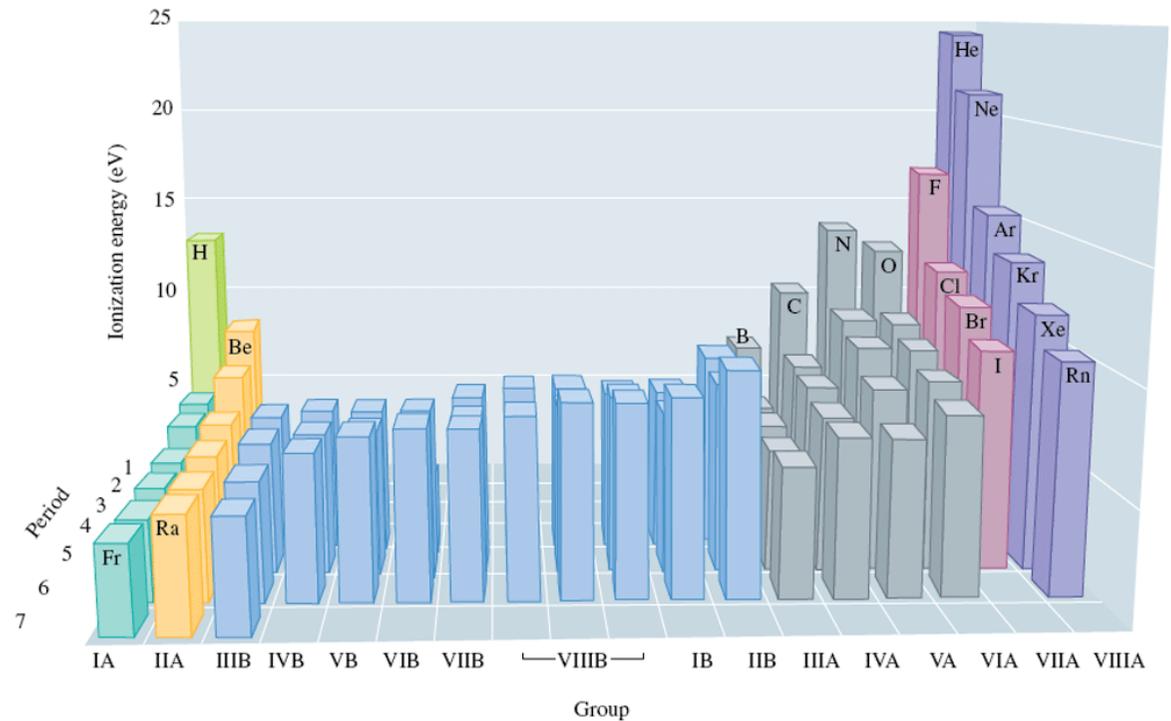
L'elettronegatività è inversamente
proporzionale al **raggio atomico** e
al **volume atomico**



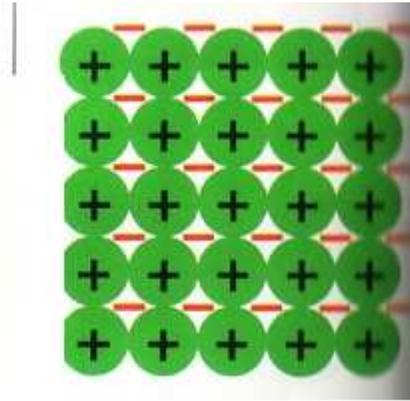
Si formano gli ioni perché così l'elemento diventa stabile, raggiunge l'ottetto ←

Il Cs è uno degli atomi più grandi, ha una bassa energia di ionizzazione, infatti per ionizzarlo basta la luce visibile.

La posizione degli atomi nella tavola periodica ci dà quindi un'idea della elettroneg., della capacità di formare ioni, del volume atomico, dell'affinità elettronica. Gli elem. con una bassa E ionizzazione si chiamano **METALLI**, sono buoni conduttori di calore e di elettricità anche allo stato solido, all'opposto i non metalli



Legame metallico

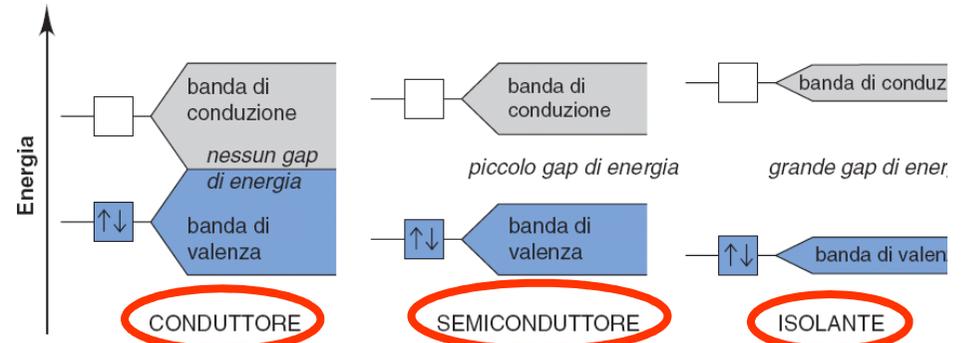
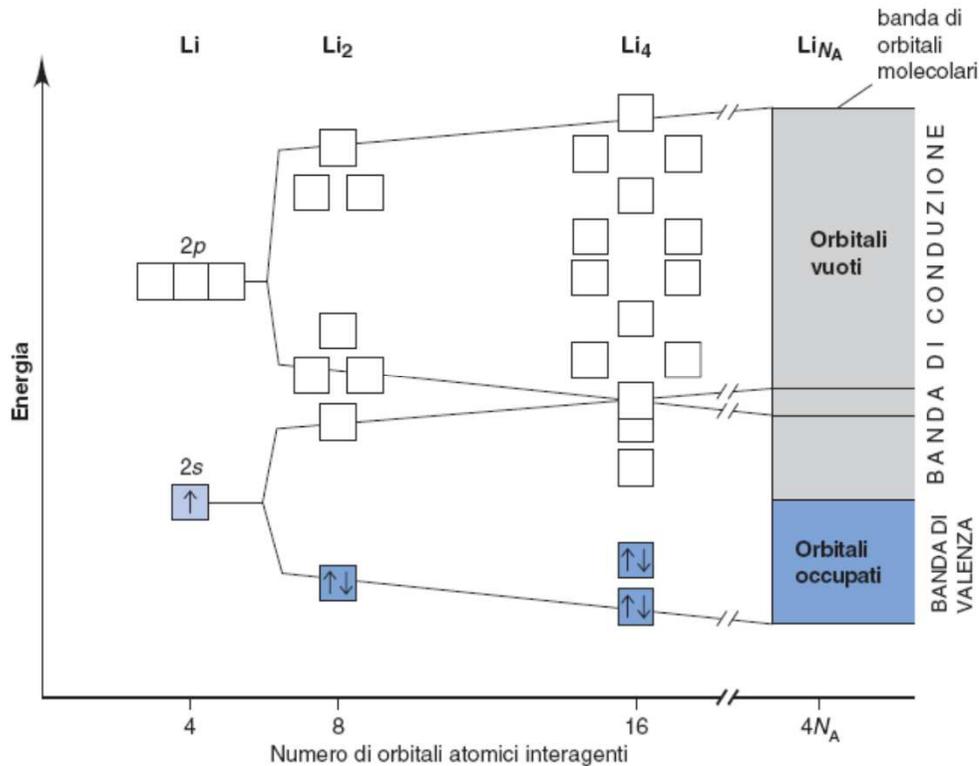


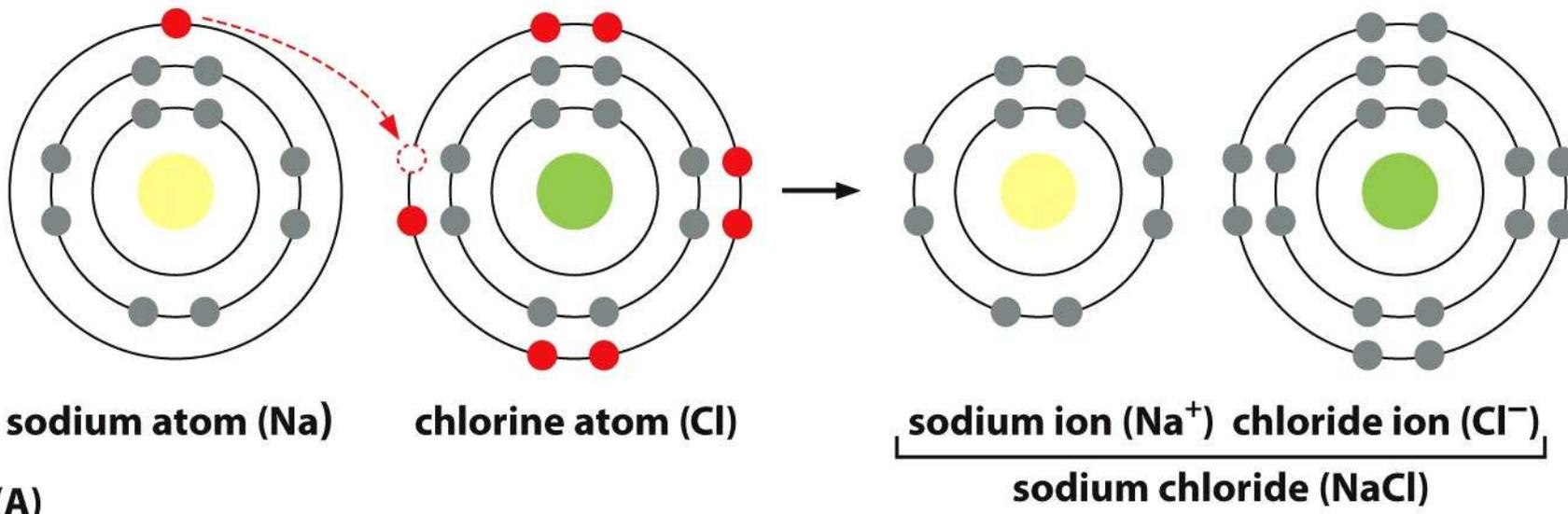
MODELLO DEL MARE DI ELETTRONI

TEORIA DELLE BANDE

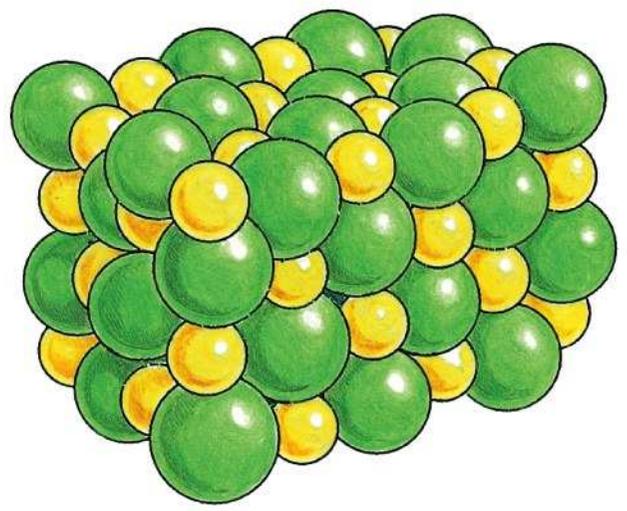
= *In entrambi e- liberi di muoversi, completamente delocalizzati*

e ciò spiega tutte le proprietà dei metalli

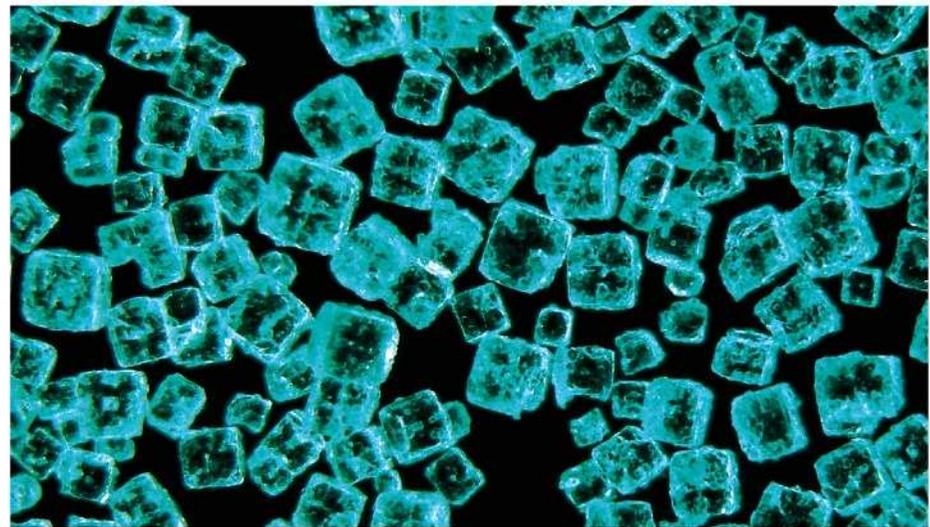




(A)



(B) Ioni fortemente legati fra loro: alti punti di fusione

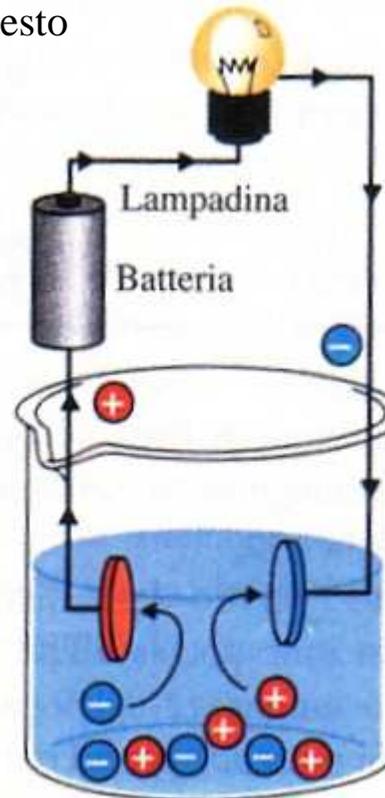


(C) 1 mm

Struttura cristallina dei composti ionici

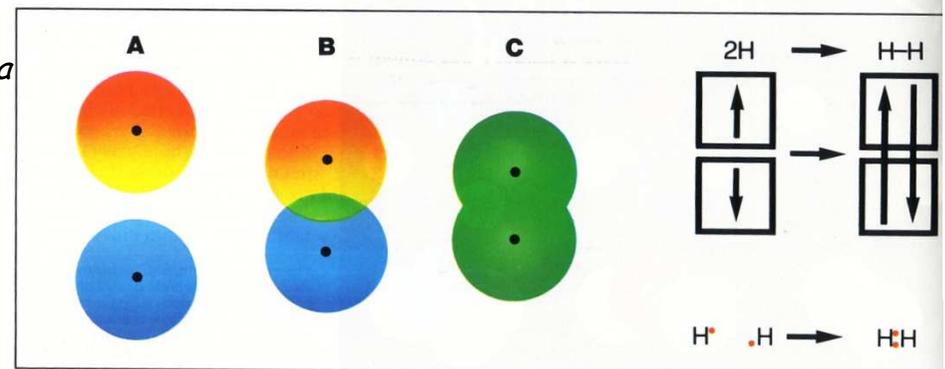
**I COMPOSTI IONICI ALLO STATO FUSO O
SCIOLTI IN ACQUA CONDUCONO LA CORRENTE
ELETTRICA.**

E' possibile fare misure della loro conducibilità per es con questo strumento :



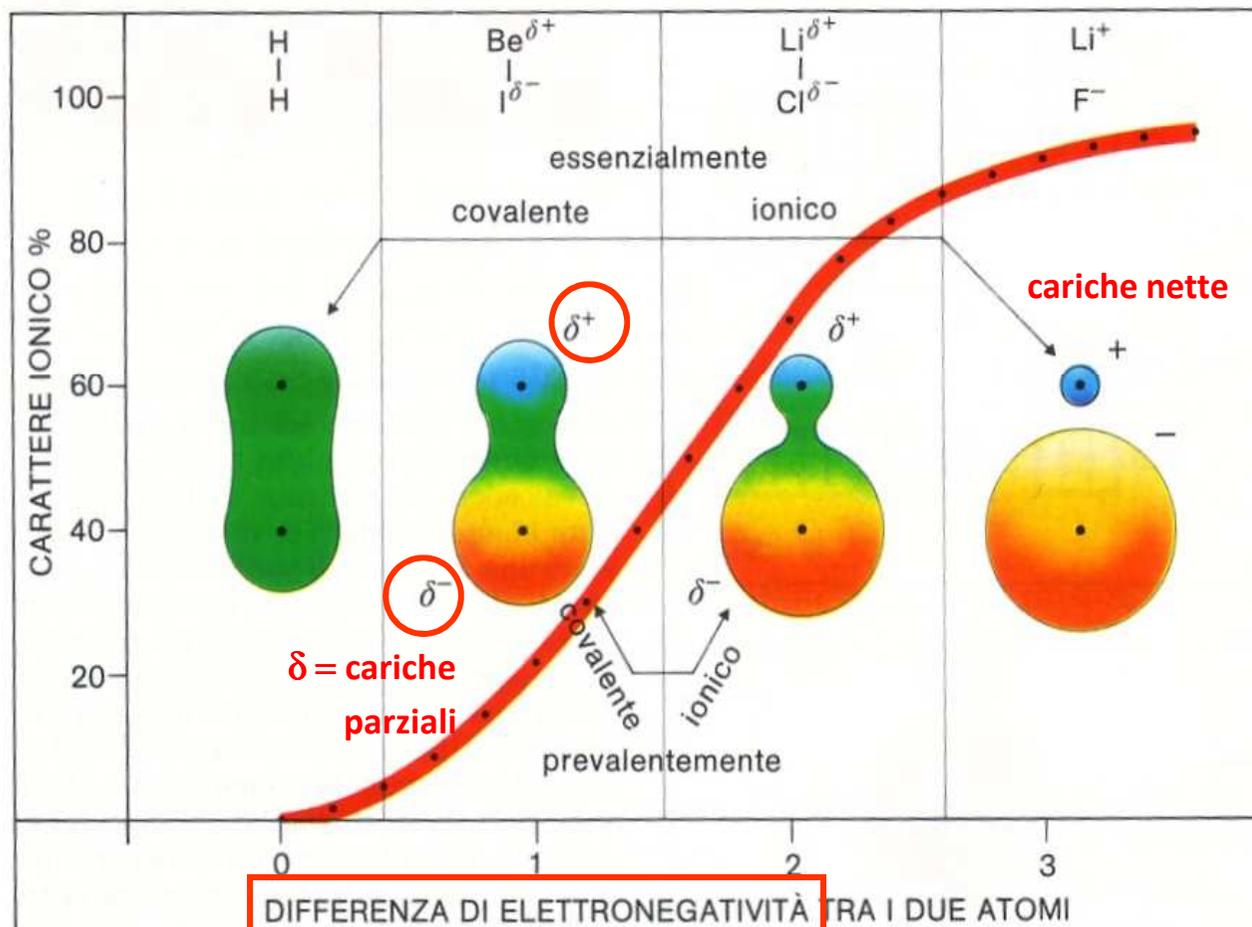
*Un composto o molecola che conduce corrente elettrica
quando è sciolta in acqua è un **ELETTROLITA***

Nel caso che la differenza di elettroneg. tra atomi non sia sufficiente a permettere un trasferimento di e, può avvenire una condivisione di e che consente però agli atomi partecipanti di raggiungere l'ottetto (duetto nel caso dell'H) e quindi la stabilità. 2 orbitali atomici si compenetrano a formare un **ORBITALE MOLECOLARE** che è una nube elettronica che circonda i 2 nuclei degli atomi partecipanti



covalente omopolare

covalente eteropolare



Questo tipo di **LEGAME** si chiama **COVALENTE**

Figura 14. Tipo di legame tra due atomi in funzione della differenza di elettronegatività tra i due atomi. Se la differenza tra i valori della elettronegatività di due atomi legati è inferiore a 0,4, il legame è essenzialmente covalente e i due atomi non assumono nessuna carica elettrica. Se la differenza è tra 0,4 e 1,5 il legame è prevalentemente covalente e i due atomi assumono una piccola parziale carica elettrica. Se la differenza è tra 1,5 e 2,6, il legame è prevalentemente ionico e i due atomi assumono una più netta carica elettrica. Se, infine, la differenza di elettronegatività è superiore al valore 2,6, il legame è essenzialmente ionico e i due atomi sono in forma di ioni, con una completa carica elettrica.

Raggiungimento della stabilità
mediante formazione di molecole

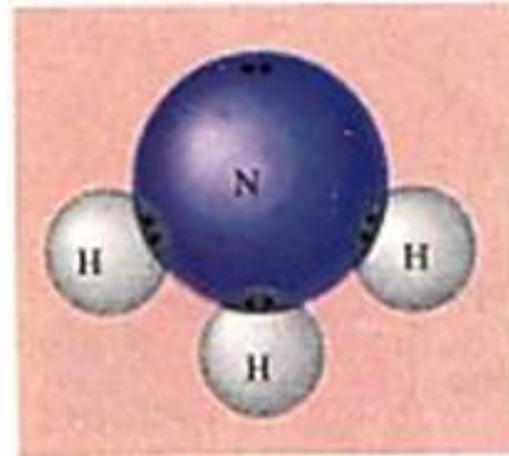
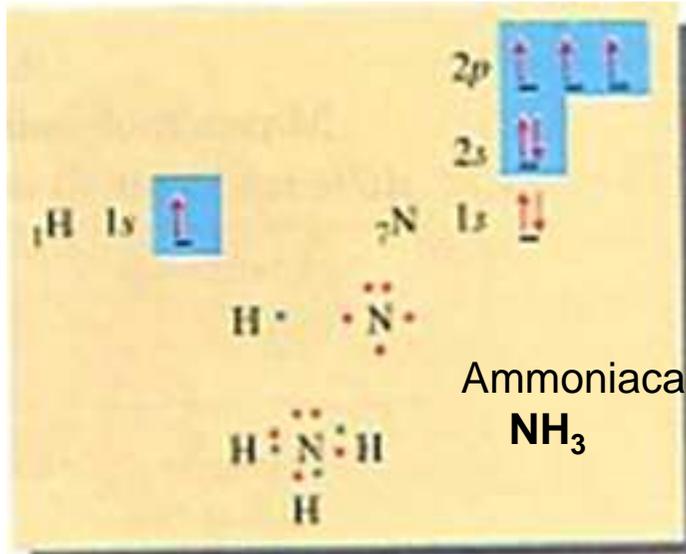


FIGURA 6.10
La molecola di ammoniaca è tetraedrica. Tre vertici del tetraedro sono occupati da atomi di idrogeno, il quarto vertice è invece occupato da una coppia di elettroni non condivisa.

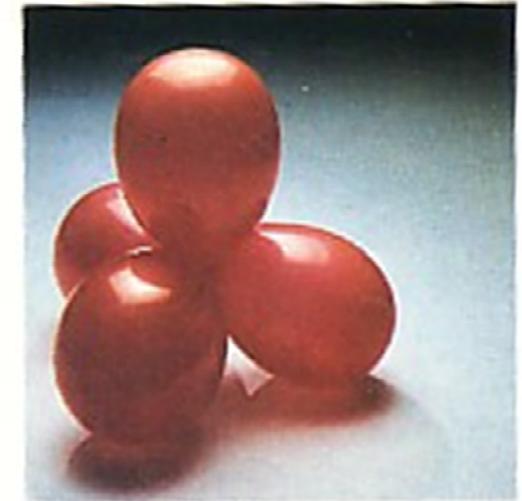
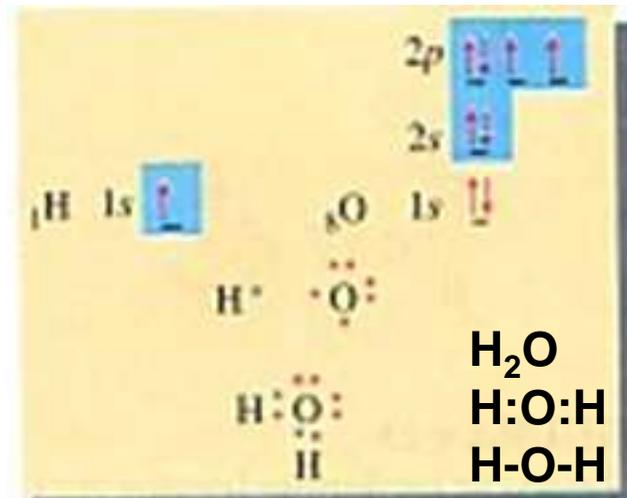
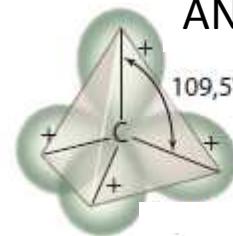


FIGURA 6.7
Il tetraedro è una figura geometrica nella quale i quattro vertici si trovano il più lontano possibile fra loro.



Acqua
Formule di struttura
di Lewis



ANGOLO DI LEGAME

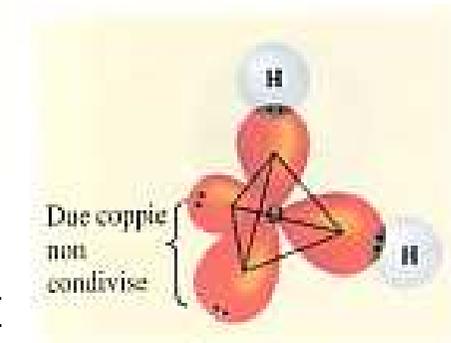
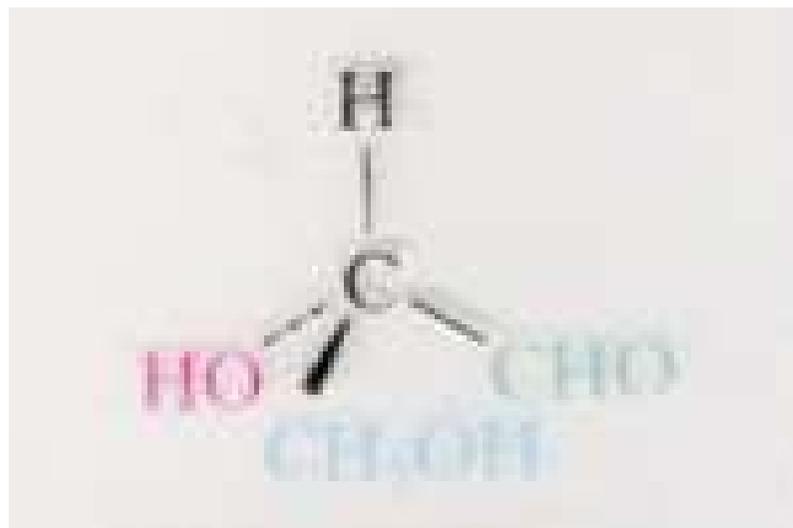
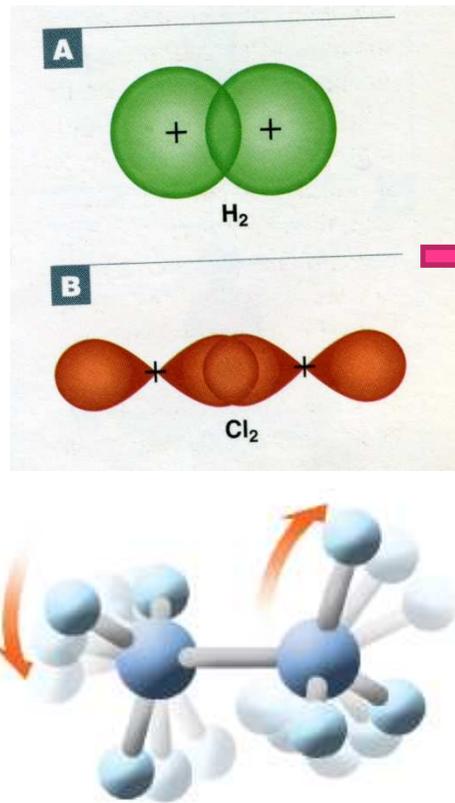
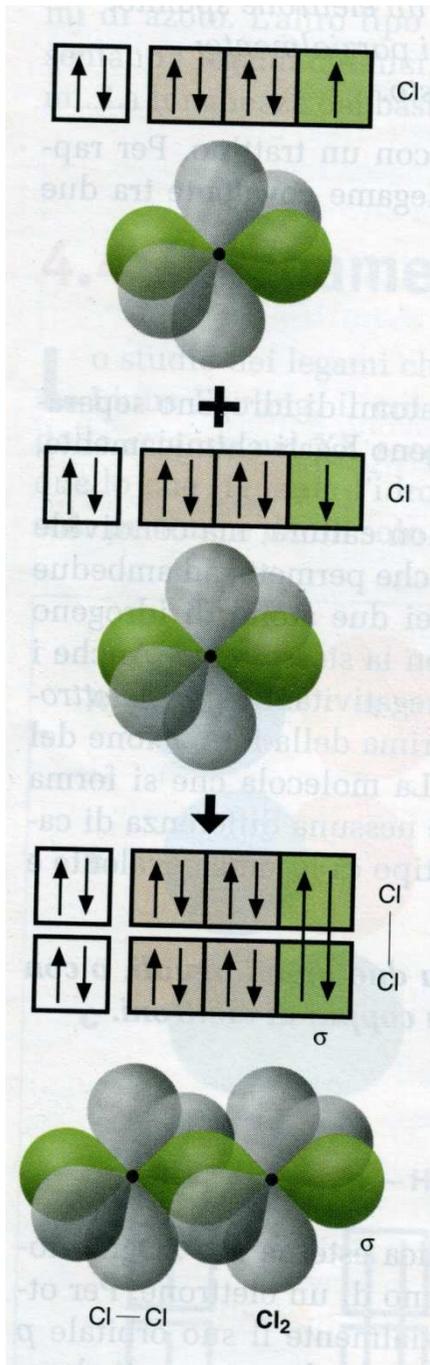


FIGURA 6.12
In una molecola d'acqua, i due atomi di idrogeno e le due coppie di elettroni non condivise formano un tetraedro attorno all'atomo di ossigeno centrale

FORMULE CHE
TENGONO CONTO
DELLA FORMA
SPAZIALE DELLA
MOLECOLA
(con cunei e
tratteggi)



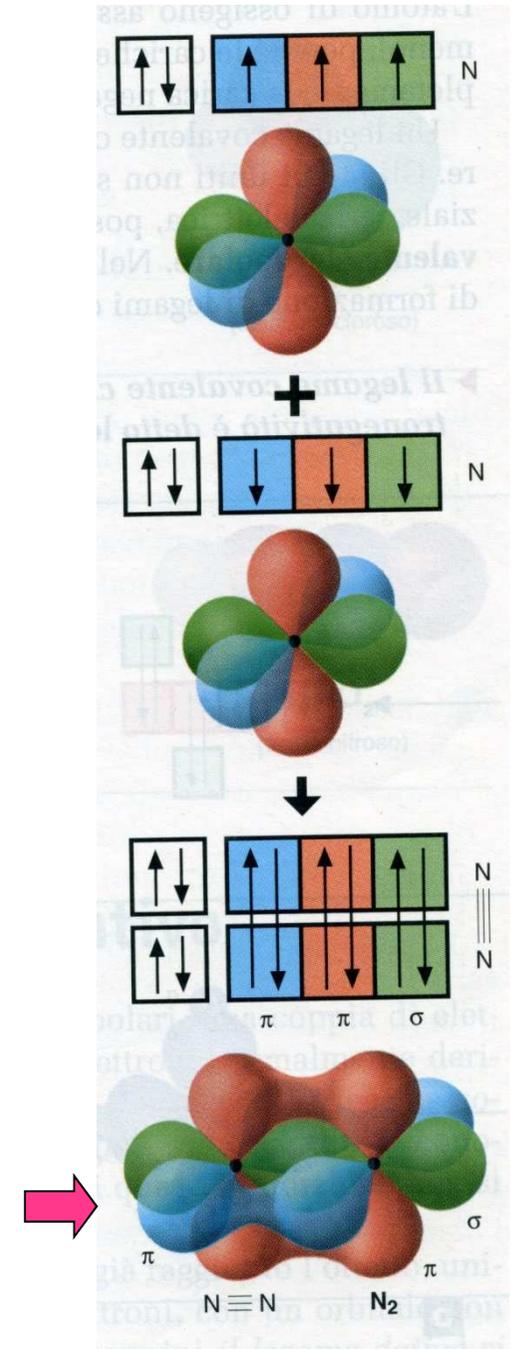


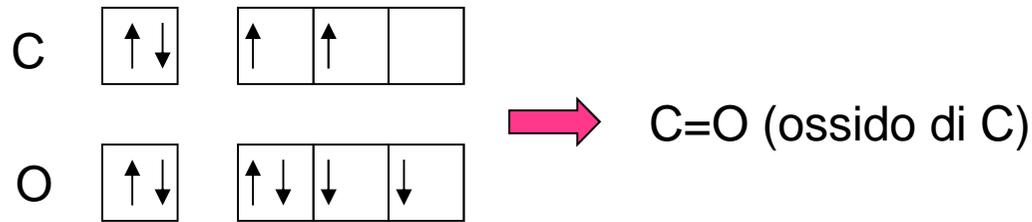
Un legame covalente viene definito **legame σ (sigma)** se la nube elettronica avvolge omogeneamente la retta ideale che unisce i 2 nuclei.
 Nella molecola i 2 atomi legati con legame σ possono ruotare liberamente uno rispetto all'altro.

Se ci sono legami doppi o tripli, solo uno è σ , gli altri sono π
 Un legame covalente viene definito **legame π (p greco)** se la sua nube elettronica si trova al di sopra e al di sotto di un piano comprendente la retta che unisce i 2 nuclei

Doppi e tripli legami sono possibili solo tra atomi molto piccoli

IL LEGAME π LIMITA LA ROTAZIONE





CH₄ (metano)

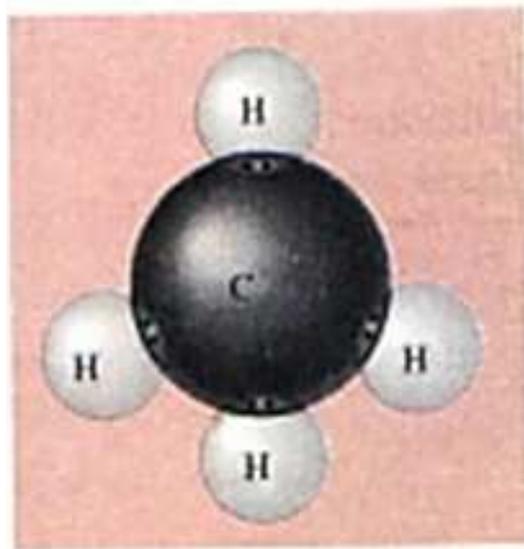


FIGURA 6.8
Il metano (CH₄) è una molecola tetraedrica. Si noti la simmetria di questa molecola.

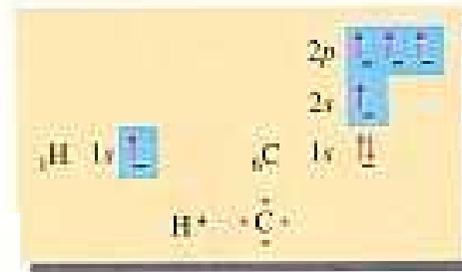


FIGURA 6.5
Le formule di Lewis (o modello di elettroni puntiformi) degli atomi neutri di idrogeno e di carbonio indicano la configurazione elettronica del livello più esterno dell'atomo.



FIGURA 6.6
La formula di Lewis del metano. L'atomo di carbonio è circondato da quattro coppie di elettroni.

Come avete potuto vedere nella molecola del metano, il C può essere tetravalente:

come mai? *L'atomo riesce a catturare quell'energia che gli serve per portare l'orbitale 2s allo stesso livello energetico degli orbitali 2p. A questo punto si hanno 4 orbitali isoenergetici con ciascuno un singoletto (per la regola di Hund) e si possono formare 4 legami.*

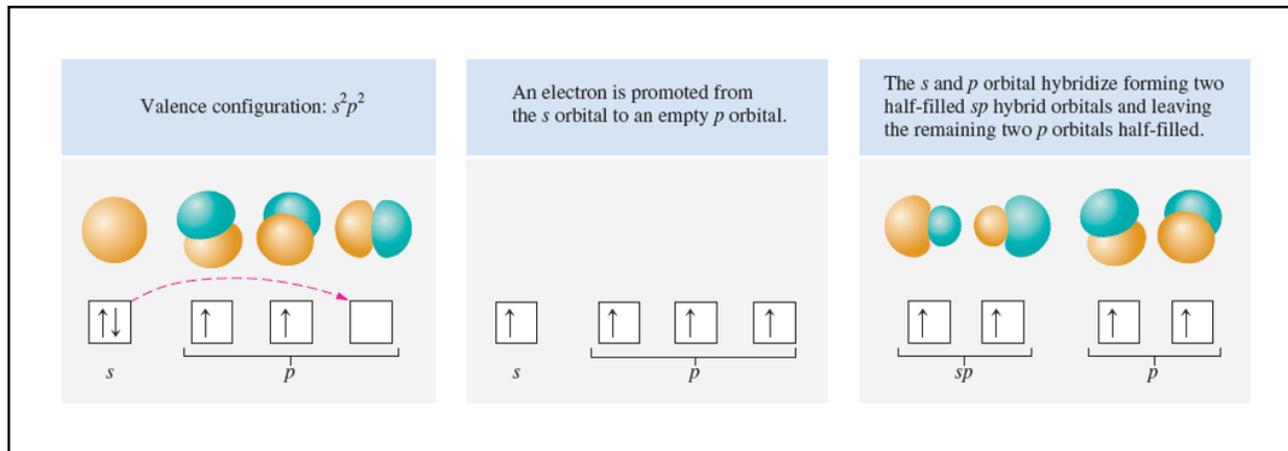
Fenomeno chiamato **IBRIDAZIONE DEGLI ORBITALI**.

In questo caso l'atomo di C è ibridato sp³

In questo tipo di ibridazione la struttura è sempre tetraedrica

Vi sono altri tipi di ibridazione:

Ibridazione sp



Nell'ibridazione sono coinvolti solo gli orbitali che formano legami σ (sigma)

Nella molecola CO_2 (anidride carbonica) $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

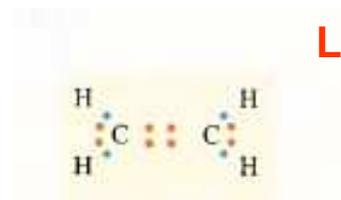
e nell'acetilene o etino (C_2H_2)



LA STRUTTURA E' LINEARE

Ibridazione sp^2

nella molecola dell'etene o etilene C_2H_4

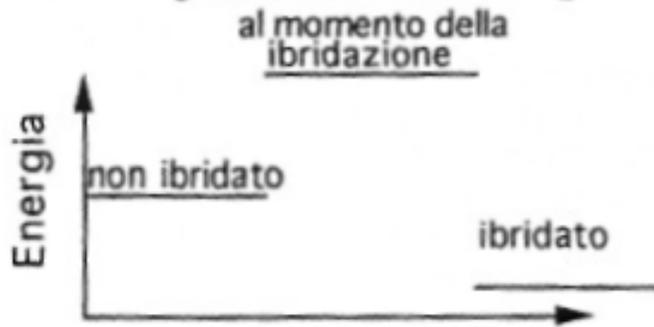


LA STRUTTURA E' PLANARE TRIGONALE

Il C è sempre ibridato a parte che nel CO

IBRIDAZIONE ED ENERGIA

Un atomo per ibridarsi assume energia dallo esterno e quindi al momento della ibridazione ha un'energia maggiore di prima. Ma quando l'atomo ibridato forma legami libera un'energia che è maggiore di quella presa per ibridarsi quindi l'ibridazione è un processo esoergonico che avviene spontaneamente per far assumere agli atomi una minor energia.

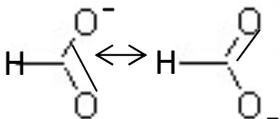


QUANDO UN ATOMO FORMA LEGAMI LIBERA ENERGIA

Anche la DELOCALIZZAZIONE ELETTRONICA stabilizza le molecole, fenomeno che si ha nelle molecole la cui formula di struttura può essere scritta in diversi modi (strutture in risonanza) e nelle molecole con doppi legami coniugati

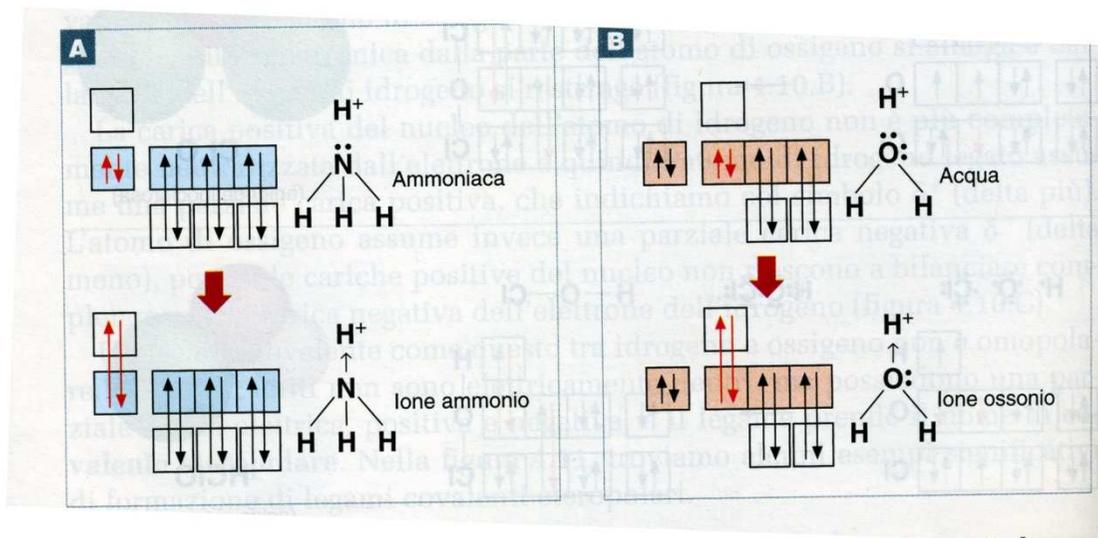
Strutture con delocalizzazione di π e vengono anche chiamate mesomeri

strutture
in risonanza

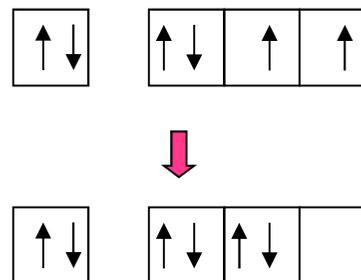


	formiato	1,3-butadiene	benzene
orbitale molecolare π			
rappresen- tazione formale			
B. Sistemi mesomerici		$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	

LEGAME DATIVO O COVALENTE COORDINATIVO: i 2 e- condivisi provengono da uno solo dei 2 atomi/ioni/molecole coinvolti, l'altra specie chimica deve avere un orbitale completamente vuoto, è rappresentato con una freccetta o erroneamente con un doppio legame. es. H_3O^+ e ione NH_4^+



L'elemento O non solo può essere donatore di legame dativo ma può addensare i 2 e singoletti in un unico orbitale, liberando da e un orbitale p, che diviene capace di accettare un legame dativo,



Per es. nell'ozono , O_3 , $O=O \rightarrow O$

Chelante = composto che riesce a formare 2 o + legami dativi

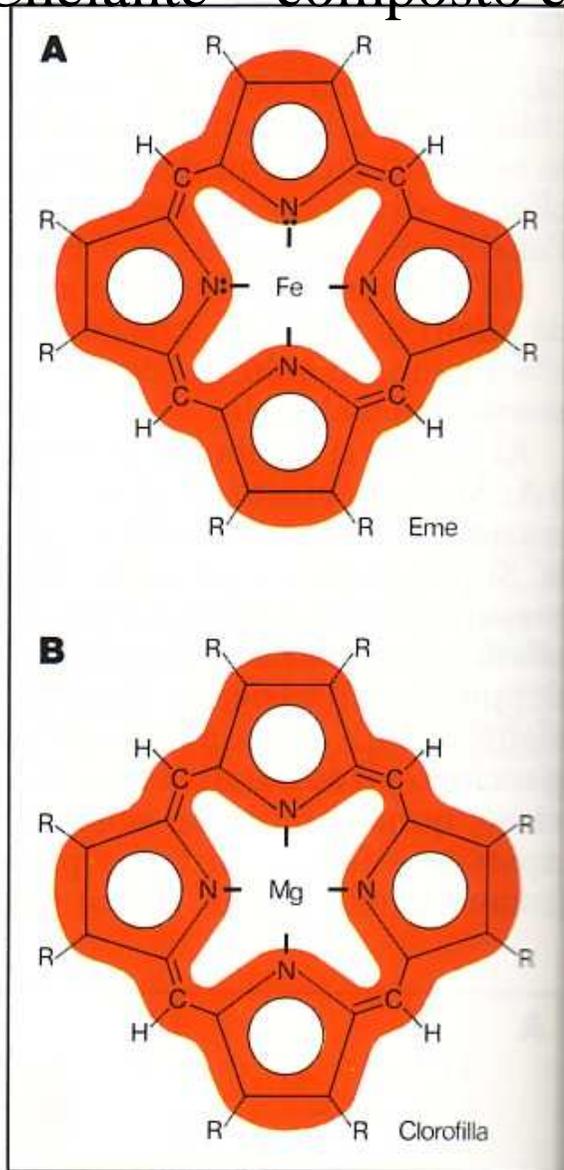
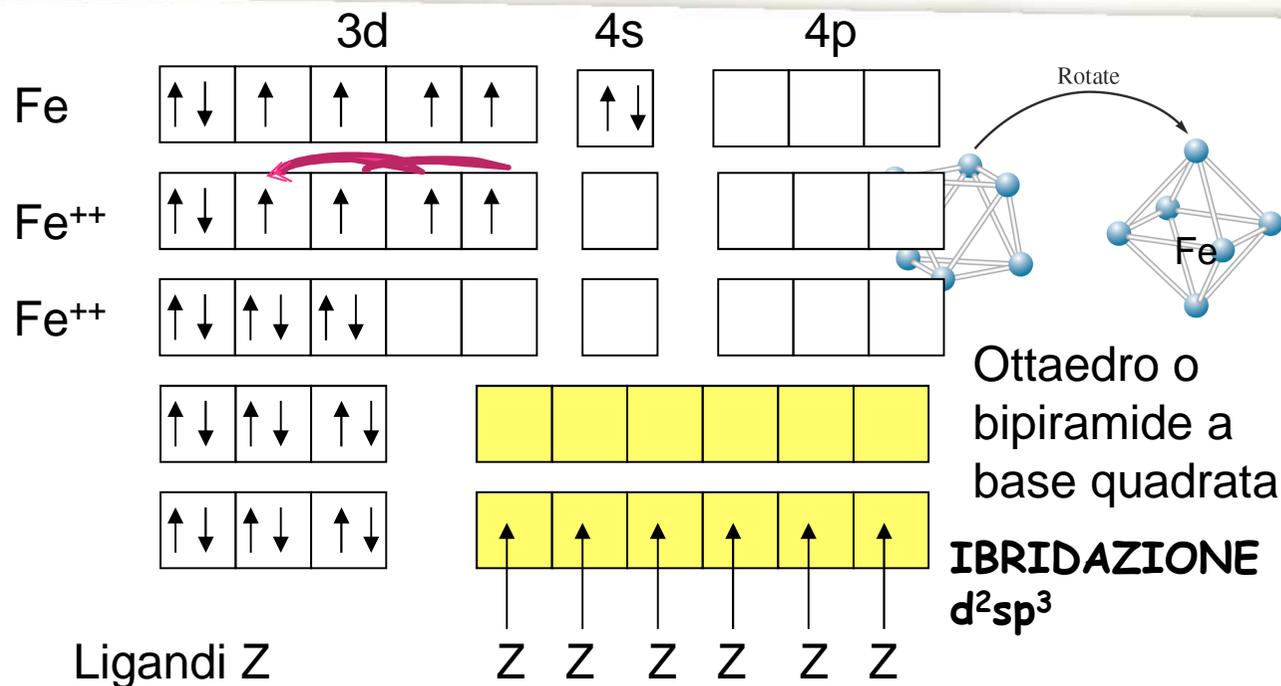
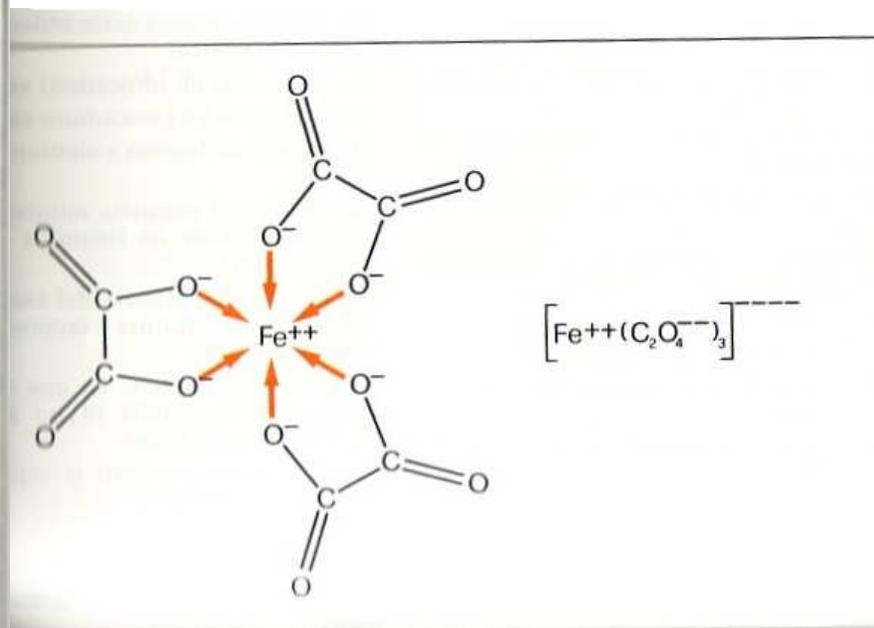
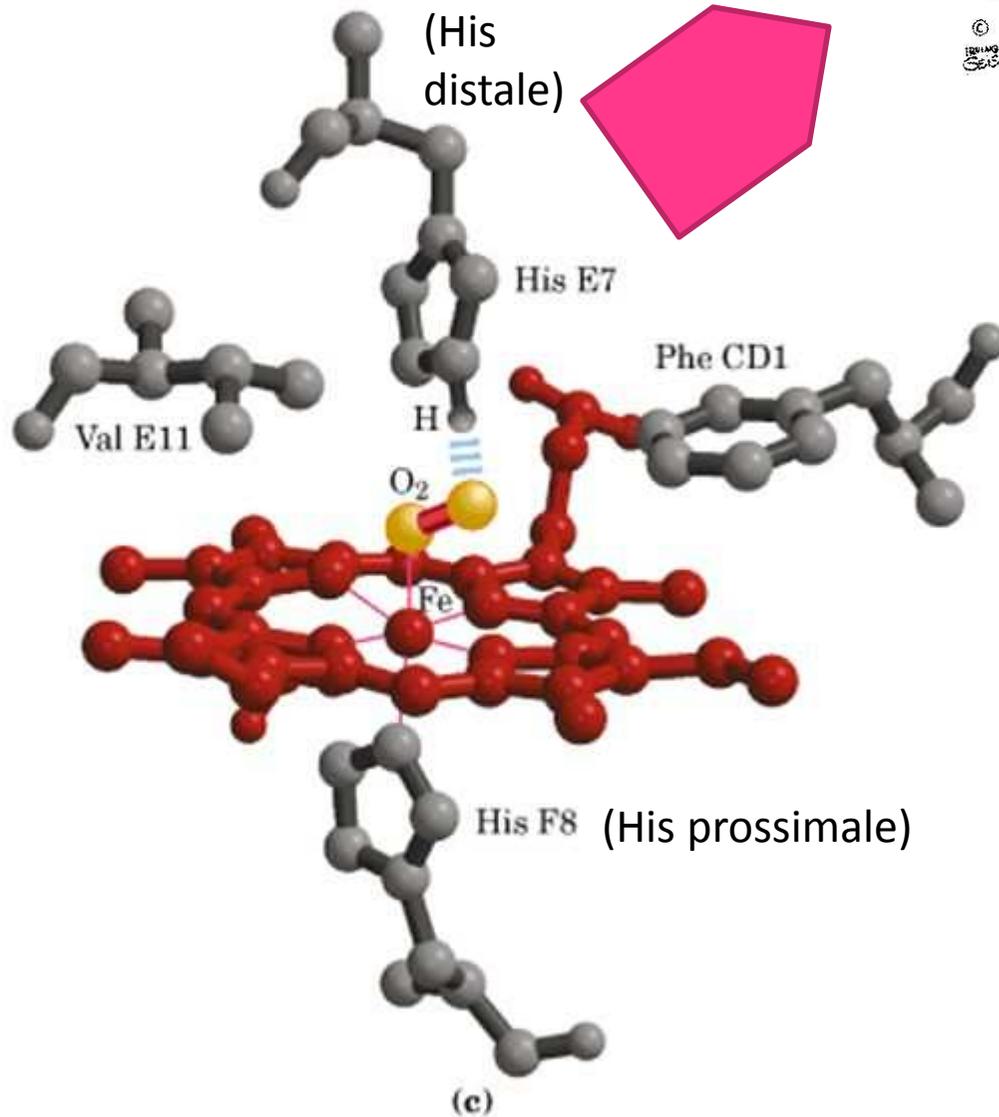
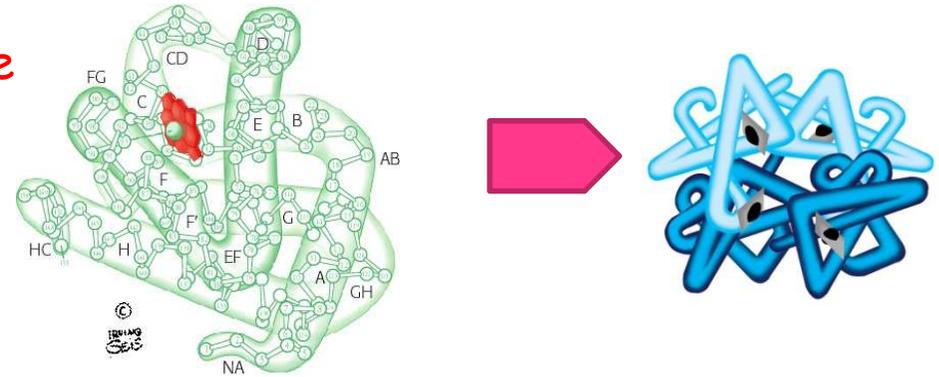


Figura 10. Formule schematiche dell'eme e della clorofilla. La zona indicata in rosso indica la delocalizzazione elettronica nelle due molecole.



Nell'emoglobina, dopo ibridazione dello ione Fe^{2+} uno dei legami covalenti dativi può essere con l'ossigeno



Emoglobina ossigenata ($Fe^{II}-O_2$)

Ossiemoglobina (+ 4O₂)

Deossiemoglobina (senza O₂)

Emoglobina ossidata (Fe^{III}),

- metaemoglobina ("meta")

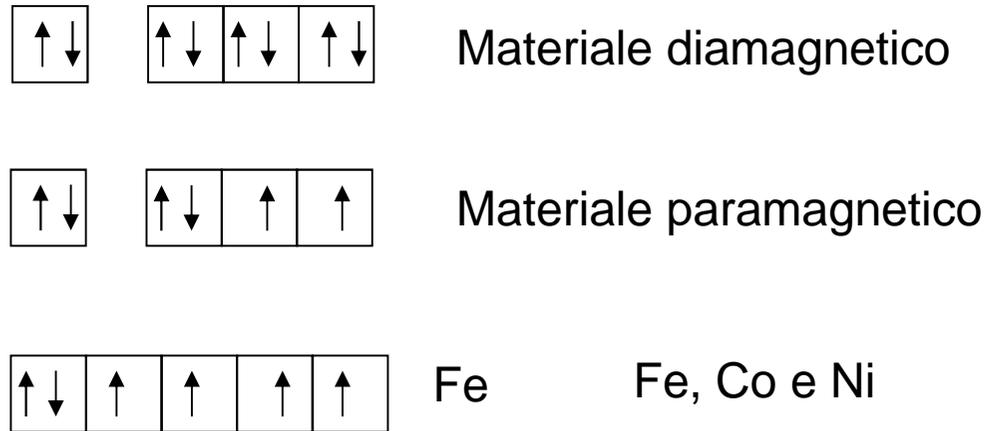
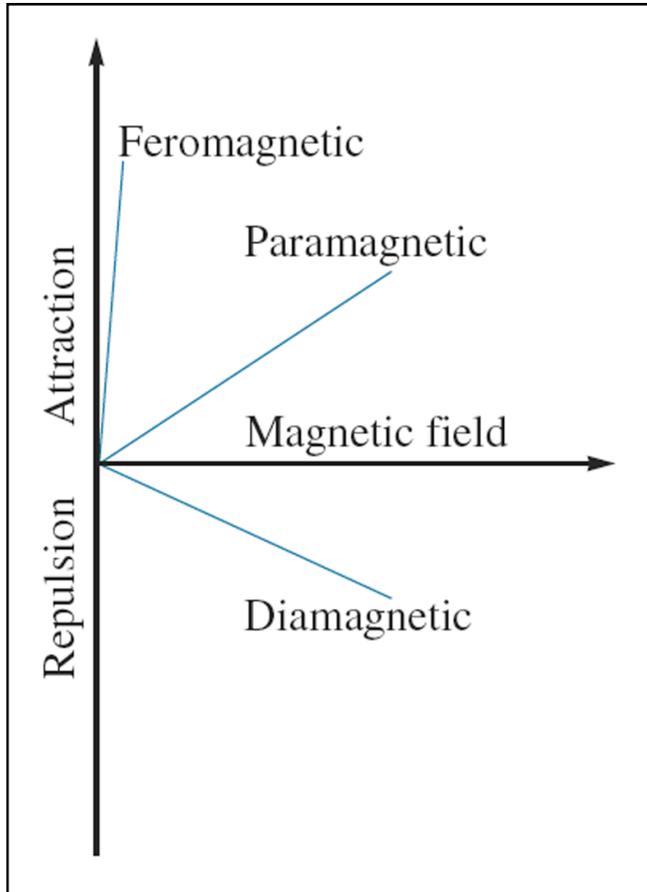
- non lega ossigeno

Monossido di carbonio, CO

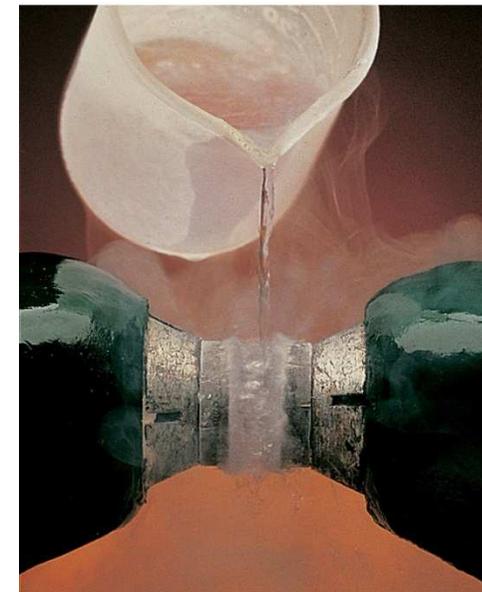
- affinità 200 volte più dell'O₂

- legame è reversibile

La presenza di elettroni spaiati conferisce proprietà magnetiche



Le proprietà paramagnetiche di O_2
 $\cdot O-O \cdot$



*Specie chimiche con 1 e- spaiato sono chiamate **RADICALI LIBERI**,*

vengono indicati con il simbolo " \cdot "
 (che indica l'elettrone spaiato)

x es. $NO\cdot$ (ossido nitrico) e $\cdot O_2^-$ (anione superossido)

FORZE DI LEGAME

Legame ionico

Legame covalente

Legame metallico

ENERGIA 75-4000 kJ/mol
lunghezza di legame C-C 1,5 Å
O-H 1 Å

DIPOLO è una molecola con poli di carica opposta, quindi con cariche parziali (δ) e asimmetria di carica

FORZE INTERMOLECOLARI o di van der Waals
forze deboli di tipo elettrostatico:

Ione-dipolo

Legame H lunghezza di legame sotto i 3,5 Å

Dipolo-dipolo lunghezza di legame di 3,5 Å

Ione-dipolo indotto

Dipolo-dipolo indotto

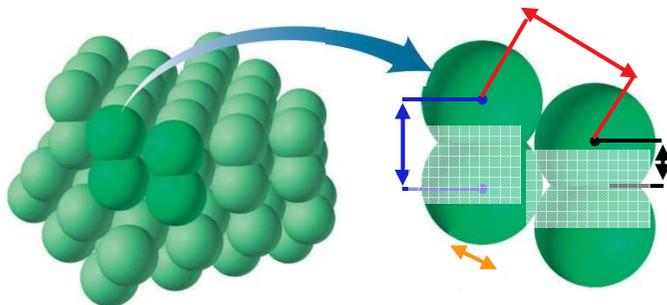
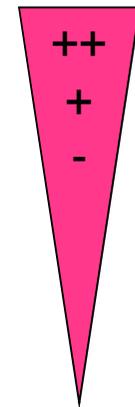
Forze di dispersione (di London) o Dipolo istantaneo-dipolo indotto

(queste ultime sono le forze dominanti tra molecole identiche, **essendo gli elettroni in continuo movimento**)

ENERGIA

40-600 kJ/mol

10-40



↔ Distanza di van der Waals ↔ raggio di van der Waals

↔ lunghezza di legame ↔ raggio covalente

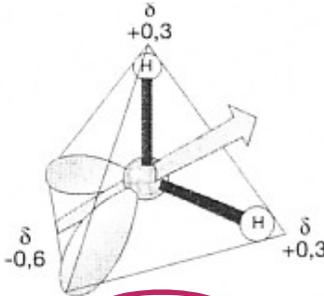
Tra le Interazioni dipolo-dipolo vi è il **Legame o ponte idrogeno** nell'acqua e non solo

Quando l'H è legato covalentemente con un atomo molto elettronegativo, in particolare F, O, N viene ad avere un'alta densità di carica positiva e un alta energia per cui tende a stabilizzarsi formando un legame elettrostatico con un altro F o O o N (con questi tre atomi il leg è sufficientem forte) che è chiamato PONTE H o LEGAME H (in genere rappresentato con 3 puntini o trattini) I 2 atomi elettronegativi sono rispettivamente donatore e accettore di ponte H

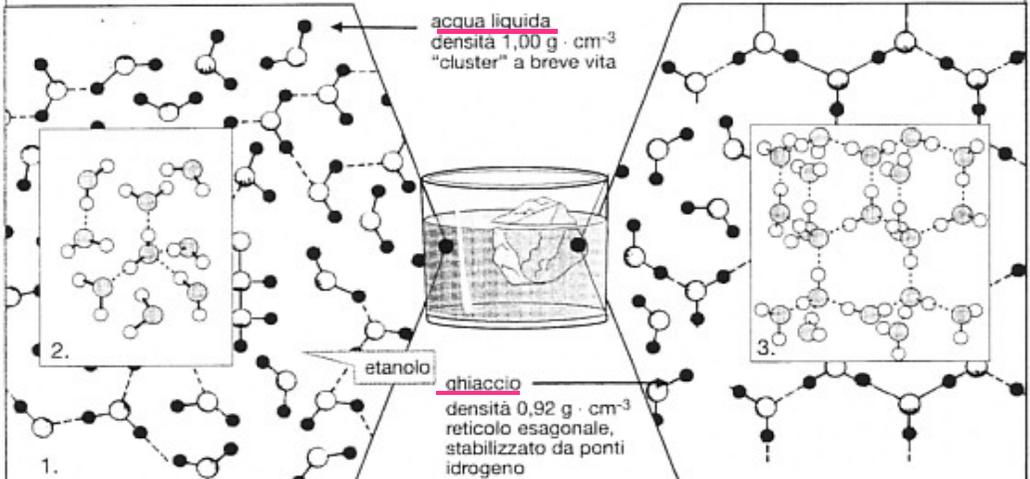
L'acqua ha **un'alta costante dielettrica**, cioè **diminuisce l'attrazione tra cariche** (rispetto all'aria).

Un dielettrico è un isolante **Interazioni ione-dipolo**

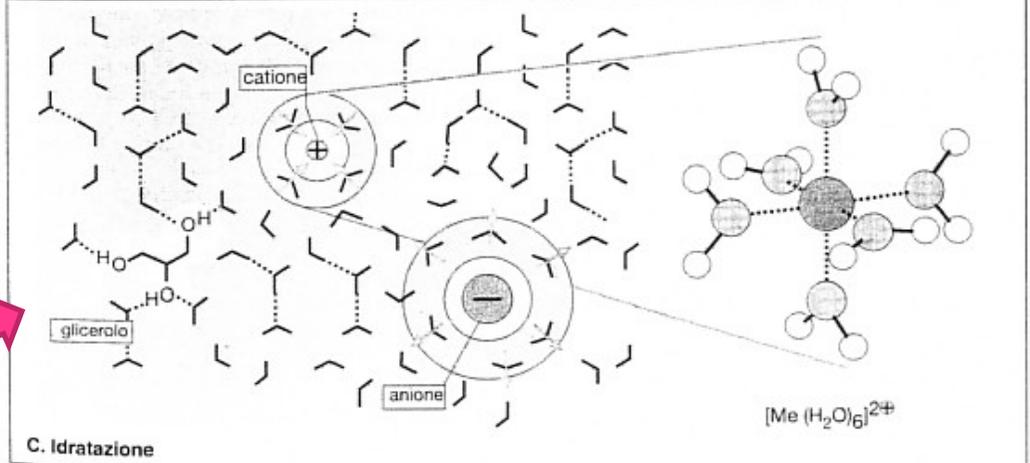
H ₂ O		CH ₄	
18	massa molare	16	
+100 °C	punto di ebollizione	-162 °C	
41	calore di evaporazione (kJ · mol ⁻¹)	8	
6,2	momento dipolare (10 ⁻³⁰ C · m)	0	


acqua (H₂O)
legami H
metano (CH₄)
solo forze di dispersione

A. Acqua e metano



B. La struttura dell'acqua e del ghiaccio



C. Idratazione

Importanza biologica degli ioni idratati

Una densità di carica (carica su volume) maggiore attrae più molecole d'acqua intorno

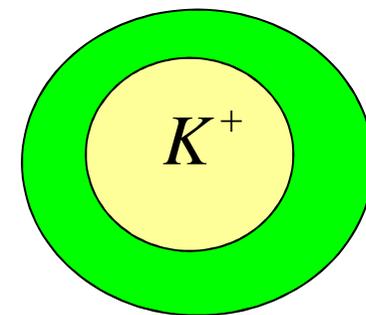
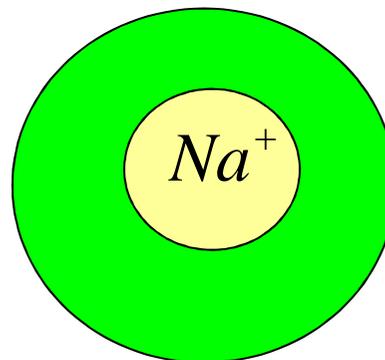
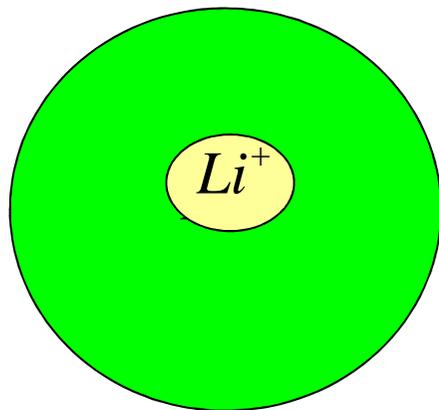
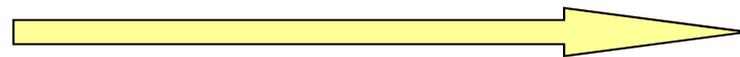
gruppi

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

periodi I VIII

1	H ¹																	He ²	
2	Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰	
3	Na ¹¹	Mg ¹²	metalli di transizione										Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸	
4	K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶	
5	Rb ³⁷	Sr ³⁸	Y ³⁹	Zr ⁴⁰	Nb ⁴¹	Mo ⁴²	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴	Rh ⁴⁵	Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴	
6	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶	La ⁵⁷	Hf ⁷²	Ta ⁷³	W ⁷⁴	Re ⁷⁵	Os ⁷⁶	Ir ⁷⁷	Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶	
7	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸	Ac ⁸⁹	Db ¹⁰⁴	Jl ¹⁰⁵	Rf ¹⁰⁶	Eh ¹⁰⁷	Hh ¹⁰⁸	Mt ¹⁰⁹										
lantanidi			Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹			
attinidi			Th ⁹⁰	Pa ⁹¹	U ⁹²	Np ⁹³	Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶	Bk ⁹⁷	Cf ⁹⁸	Es ⁹⁹	Fm ¹⁰⁰	Md ¹⁰¹	No ¹⁰²	Lr ¹⁰³			

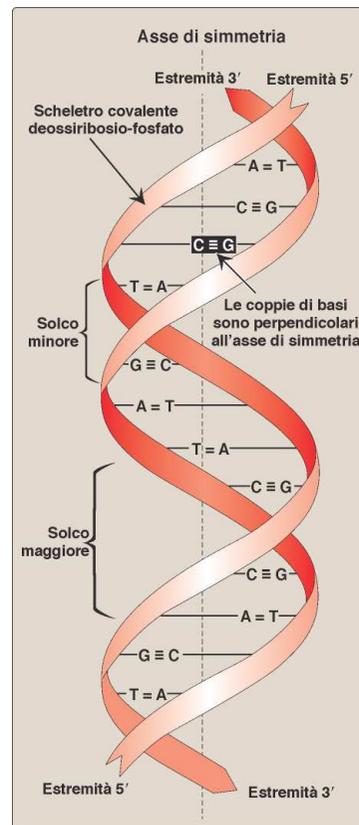
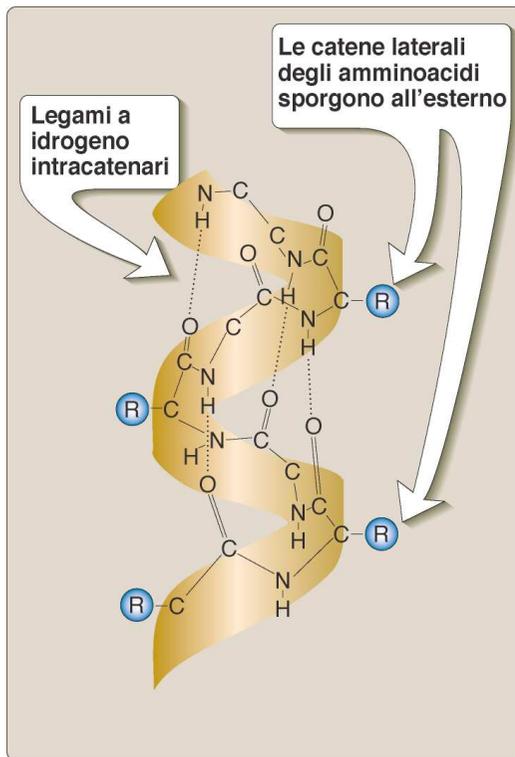
Volume ione



Volume ione idratato

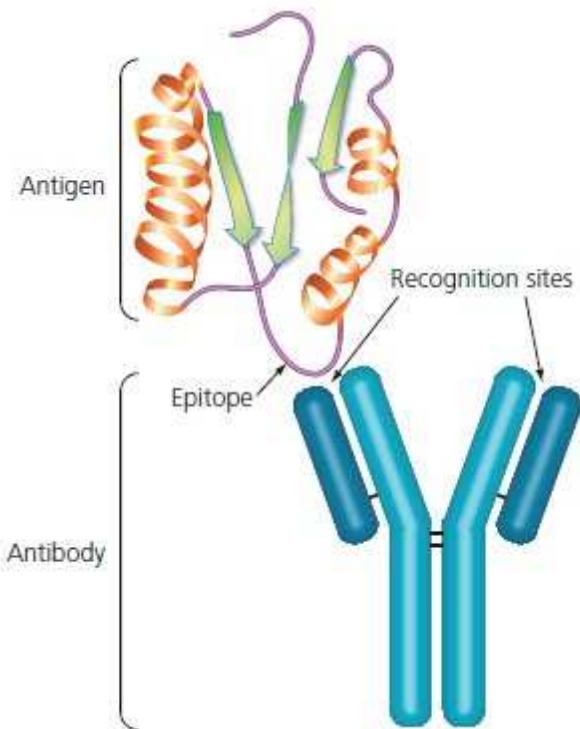
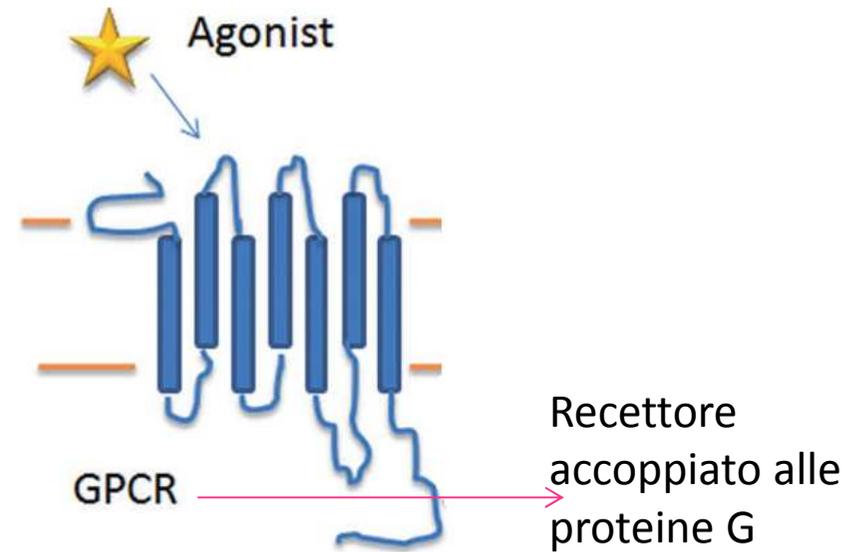
E' molto importante che esistano **molecole** che anche se non sono ioni si possono chiamare **polarizzati** (perché hanno i legami covalenti "polarizzati")

Questo non solo **consente** l'aggregazione delle molecole nell'acqua, ma anche consente la struttura pienamente funzionale delle macromolecole cellulari come le **PROTEINE** e il **DNA** per es.: essi infatti hanno **ponti H**, essenziali per la loro **struttura**



Rispetto ai leg. ionico e covalente sono legami deboli ma estremamente importanti

I legami deboli, essendo facilmente **reversibili**, intervengono nei legami tra recettori e ormoni, tra enzimi e substrati, tra antigeni e anticorpi, tra farmaci e i loro «target» e in tante altre interazioni biologiche



Modello strutturale dell'enzima ACE (enzima di conversione dell'angiotensina) target di farmaci anti ipertensione, con un ligando al centro

ACQUA : -ai ponti H si deve il fatto che l'acqua bolle a 100°C e non a più basse T (+ sono forti e maggiori sono i legami in un composto, + sono alti i punti di fusione ed ebollizione), in alcune località montane però essendo più bassa la pressione, l'acqua bolle a meno di 100°C (2000m, 94°C); al contrario nella pentola a pressione e nell'autoclave la pressione è più alta e la temperatura d'ebollizione è più alta, così raggiungiamo temperature che ci consentono la sterilizzazione di oggetti o liquidi

-sempre alla sua struttura e quindi ai ponti H si deve il fatto che ha un **alto calore specifico**, ne risulta che l'H₂O è il più potente scambiatore e accumulatore di calore esistente in natura è il composto più **abbondante sulla crosta terrestre**

il 60% in peso del corpo umano è H₂O,

calore specifico dell'acqua

Tabella 6. Valori (in joule) del calore specifico di alcuni elementi e composti.

Acqua	4,18
Etanolo	2,45
Metanolo	2,45
Glicerina	2,42
Acido acetico	2,02
Silice	0,83
Alluminio	0,81
Ferro	0,49
Argento	0,22
Mercurio	0,14
Oro	0,13

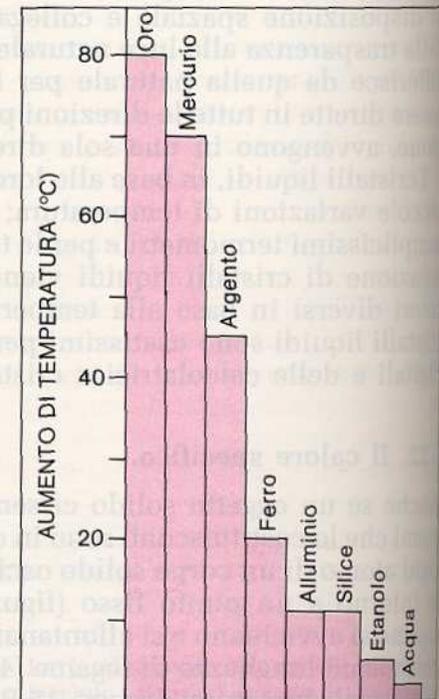
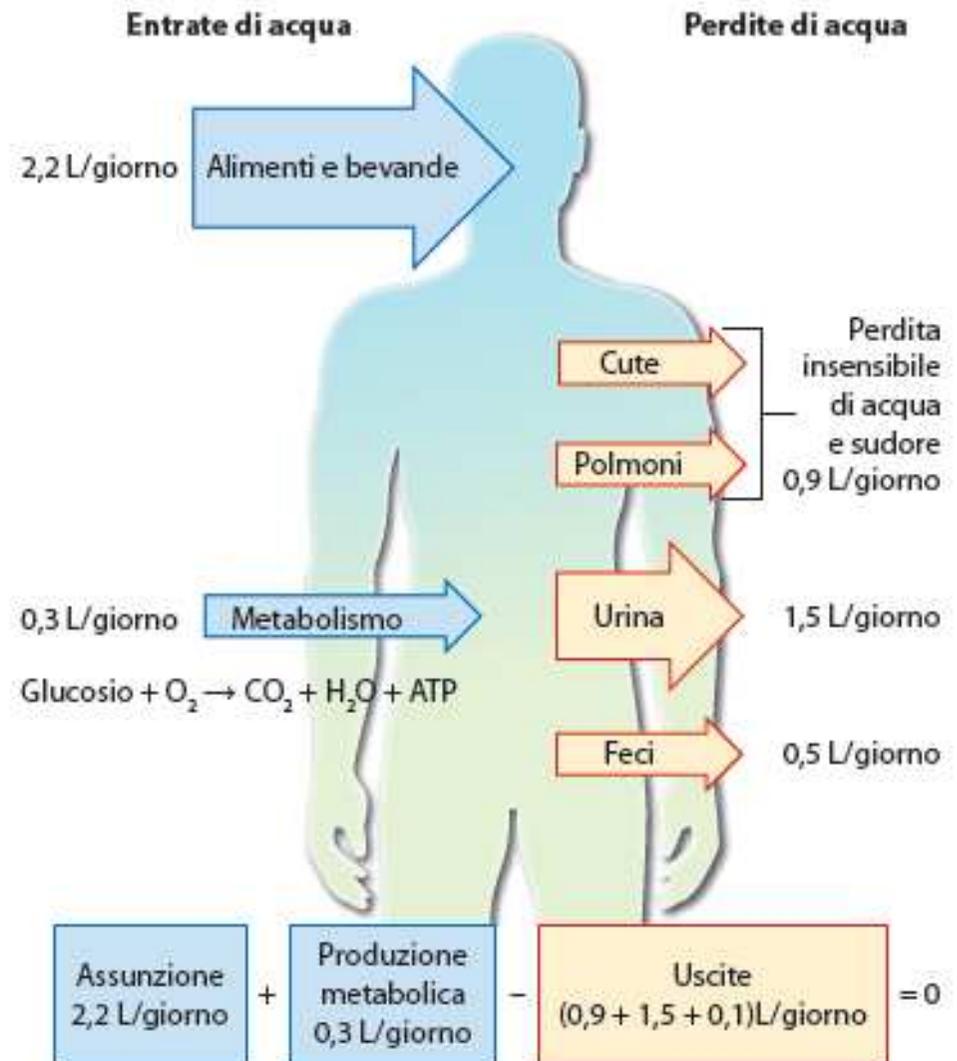
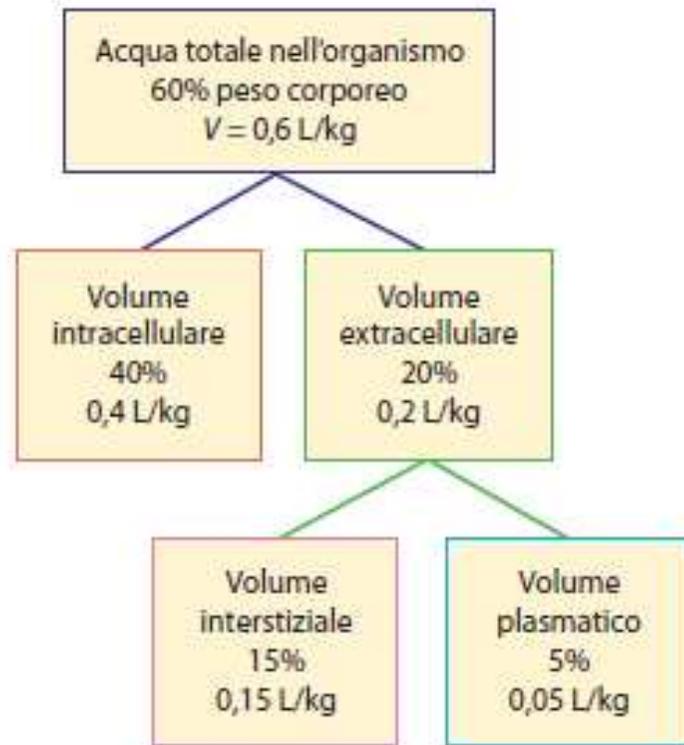
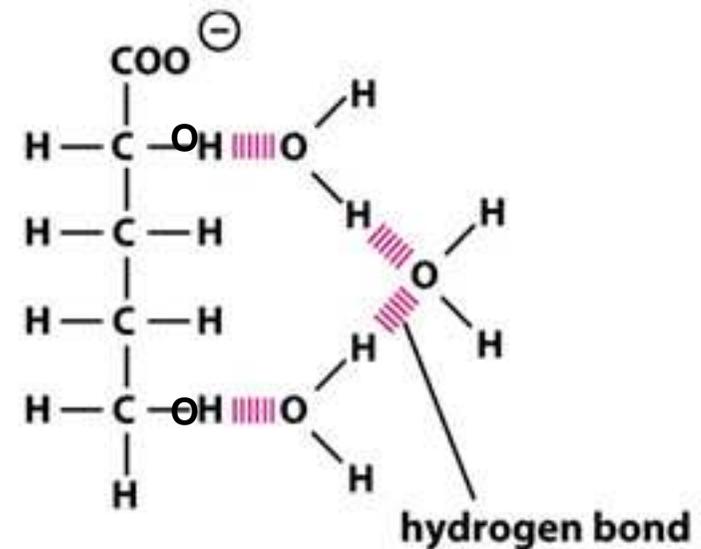


Figura 16. Aumento della temperatura di alcuni elementi o composti a seguito della somministrazione di una stessa quantità di calore. Fornendo 10 joule sotto forma di calore alla stessa quantità di diversi elementi o composti, l'aumento di temperatura non è lo stesso, ma dipende dal valore del calore specifico.



- in acqua i composti polari (non solo ionici) sono solubili (cioè si sciolgono bene) perchè si formano legami ione-dipolo o a idrogeno, e le molecole d'acqua formano un guscio di solvatazione



- alcuni composti anche allo stato solido, cristallino hanno alcune molecole d'acqua legate, sono **idrati**

(i composti **anidri** sono quelli invece a cui è stata rimossa l'acqua)

- sostanze **igroscopiche**, che assorbono l'umidità dell'aria

che non riescono a sciogliersi in acqua e si raggruppano tra loro mediante

INTERAZIONE IDROFOBICA

*Gli **emulsionanti** sono sostanze anfipatiche che ne permettono un miglior mescolamento. Molti sono Tensioattivi cioè abbassano la tensione superficiale dei liquidi*

ACQUA DOLCE: contiene gas e sali minerali che non precipitano.

ACQUA DURA: contiene disciolti anche composti di Ca e Mg, i quali precipitano col sapone, per cui bisogna usare più sapone, vi sono invece detergenti che non precipitano.

Addolcimento acqua

Bollendola, alcuni di questi composti di Ca e Mg precipitano. Anche trattandola con NH_3 o Na_2CO_3 o altri composti. Per addolcire grandi volumi di acqua si può utilizzare il metodo dello scambio ionico, facendo passare l'acqua attraverso un contenitore cilindrico contenente composti di Na legati a grossi granuli che non vengono rilasciati dal cilindro. Gli ioni Na^+ però prendono il posto degli ioni Ca^{2+} e Mg^{2+} (si scambiano). I composti di Na possono essere zeoliti, cioè silicati complessi (il Si è nella crosta terrestre l'elemento più abbondante dopo l'O).



I calcoli renali possono essere formati da sali di Ca insolubili

IDROSSIAPATITE = fosfato basico di Ca **entra nella composizione sia delle ossa**



che dei denti, come dentina e smalto sopra. Il cristallo è esagonale.

$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$, ma di solito si scrive $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ per evidenziare che la cella elementare è formata da due unità. Può trovarsi scritto come $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]_3 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Il gruppo OH^- può essere sostituito dallo ione fluoruro (F^-), dallo ione cloruro (Cl^-) o dal carbonato (CO_3^{2-}). **Nello smalto per es. vi è più carbonato. Avendo una composizione ionica, sia le ossa che i denti, vi può essere uno scambio ionico.**

Così vi è un equilibrio dinamico tra il Ca in circolo e quello nelle ossa,

così anche metalli pesanti o radioattivi (Ba^{++} , Be^{++} , Pb^{++} , Sr^{++} e $^{90}\text{Sr}^{++}$) possono concentrarsi all'interno.

Le reazioni chimiche sono ampiamente utilizzate per proteggere, prevenire e curare parti dell'organismo umano. Seguono alcuni semplici esempi di come si possono sfruttare le proprietà delle reazioni chimiche in campo biologico.

Come descritto in un precedente capitolo, lo smalto dei denti, che costituisce la barriera protettiva esterna dei denti, è costituito per il 94% da idrossiapatite e per circa il 6% da collagene. L'idrossiapatite è insolubile in acqua, ma tende a "rompersi" in presenza di un ambiente acido, liberando nel tempo piccole quantità di ioni calcio, fosfato e idrossido.

Conseguenza di questo processo è la formazione di piccoli buchi e cavità nei denti. Queste "porosità" costituiscono un ambiente ideale per la crescita dei batteri, che vi si insediano e possono provocare danni allo strato sottostante, la dentina. L'ambiente acido in prossimità dei denti è generato da fermentazioni batteriche di avanzi di cibo (soprattutto zuccheri).

Un modo per prevenire questi processi è rappresentato dall'utilizzo di ioni fluoruro (in acque o dentifrici fluorurati), che prendono il posto degli ioni idrossido portando alla formazione di fluorapatite, che è meno solubile anche in ambiente acido, fornendo così una maggiore protezione contro il deterioramento dei denti.



FLUORIZZAZIONE DELL'ACQUA per prevenire e/o ridurre la formazione di carie dentaria è l'aggiunta di NaF (1 ppm=1mg/L). Nei dentifrici invece è sotto forma di SnF₂

La sostituzione nella idrossiapatite [Ca₅(PO₄)₃OH] degli ioni OH⁻ con gli ioni F⁻ rende i denti più resistenti all'azione degli acidi.

I composti chimici che in H₂O si dissociano in ioni si chiamano ELETTROLITI,

le soluzioni che li contengono si chiamano soluzioni elettrolitiche e conducono la

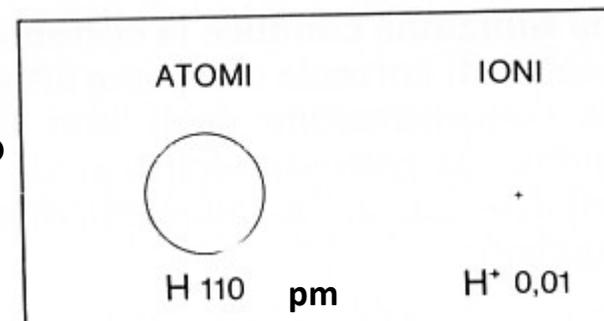
corrente elettrica. L' H₂O, separando questi composti in ioni opera una

dissociazione elettrolitica.

Quali sono? → **SALI, ACIDI e BASI**

Elettrolita forte: si dissocia quasi completamente in soluzione; E. debole: si dissocia poco.

Prendiamo in considerazione lo ione H⁺ : è costituito solo da 1 protone, si può chiamare quindi ione idrogeno, idrogenione o protone. **Ha una densità di carica enorme e quindi ha troppa energia per esistere da solo**, si deve legare a un atomo o a una molecola. Il legame che può formare con l'O è fortissimo.



Composti che hanno tendenza a cedere idrogenioni ad altri composti si

chiamano **ACIDI**;

composti che possono accettare idrogenioni si chiamano **BASI**.

In soluzione acquosa idrogenioni ceduti da acidi si legano alle molecole d' H₂O

con un legame dativo con l'O, formando lo ione idronio H₃O⁺ che può anche essere chiamato ione idrogeno o idrogenione o ione ossonio.

ERROR: syntaxerror
OFFENDING COMMAND: --nostringval--

STACK:

```
/Title  
( )  
/Subject  
(D:20181018183425+02'00' )  
/ModDate  
( )  
/Keywords  
(PDFCreator Version 0.9.5)  
/Creator  
(D:20181018183425+02'00' )  
/CreationDate  
(ut1 )  
/Author  
-mark-
```