Insegnamento BIOCHIMICA e CHIMICA (40 ore, 4 CFU)

Docente: Eleonora Marsich
email: emarsich@units.it
tel: 040 558 8733
Dipartimento Scienze della Vita, via Giorgieri 5, ed.Q, primo piano

Testo consigliato: Principi di chimica generale e organica
E.Santaniello, M.Alberghina, M. Coletta, F. Malatesta, S.Marini.
Ed. Piccin

LE BASI DELLA BIOCHIMICA
Autori: CHAMPE, HARVEY, FERRIER
Ed. Zanichelli

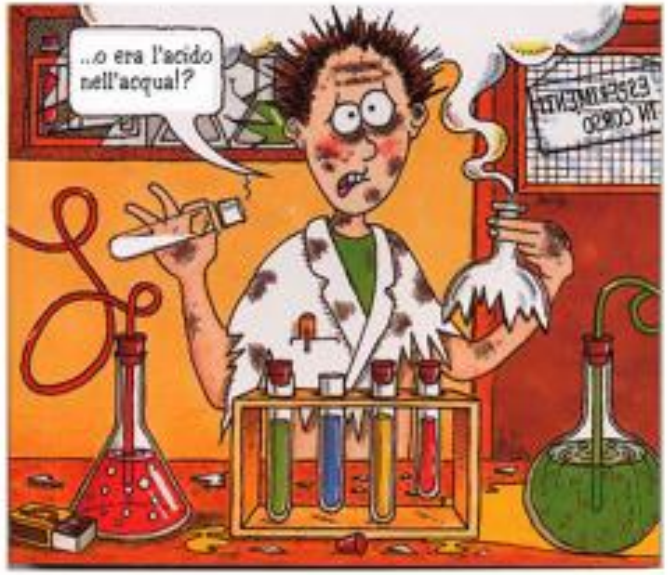
Modalità d'esame: Esame scritto della durata di tre ore, con quesiti e esercizi di chimica
Possibilità di implementare il voto dello scritto con un esame orale
solo se allo scritto si è ricevuto un voto superiore o uguale a 18/30

Il voto del corso integrato verrà calcolato come media del voto ricevuto in ciascun insegnamento

Appelli: 15 gennaio- 28 febbraio
15 giugno- 31 luglio settembre

LA CHIMICA

- Studia la struttura, le proprietà e le trasformazioni di tutta la materia che ci circonda e di cui siamo fatti.



COMPOSIZIONE DELLA MATERIA

SOSTANZE PURE

Elementi
(carbonio, ossigeno, ferro, etc.)

Non possono essere scomposti chimicamente in sostanze più semplici

Composti

- Molecolari (acqua)
- Ionici (cloruro di sodio)

Possono essere scomposti negli elementi costitutivi con mezzi chimici

MISCELE

Soluzioni
(acqua salata, aria, etc.)

Miscugli
(acqua e argilla)

Possono essere scomposti negli elementi costitutivi con mezzi fisici

Elementi

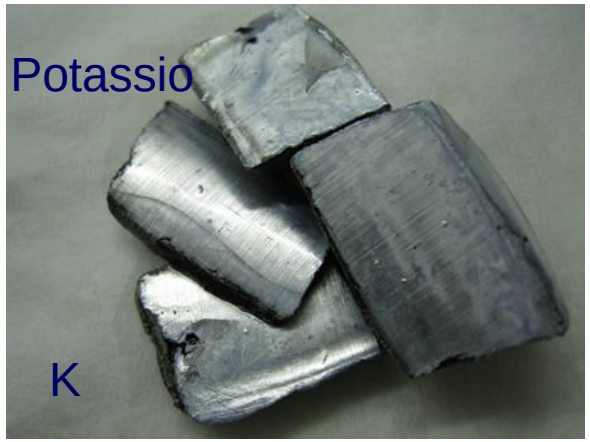
- Ogni elemento ha un nome e un simbolo (una o due lettere, la prima maiuscola).

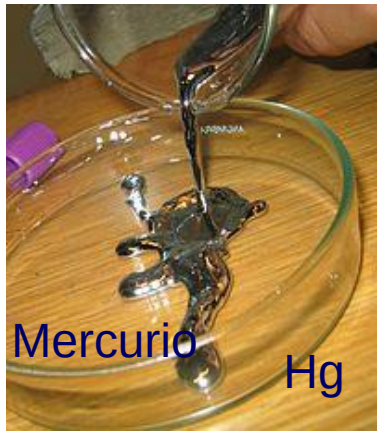
Oro

Au

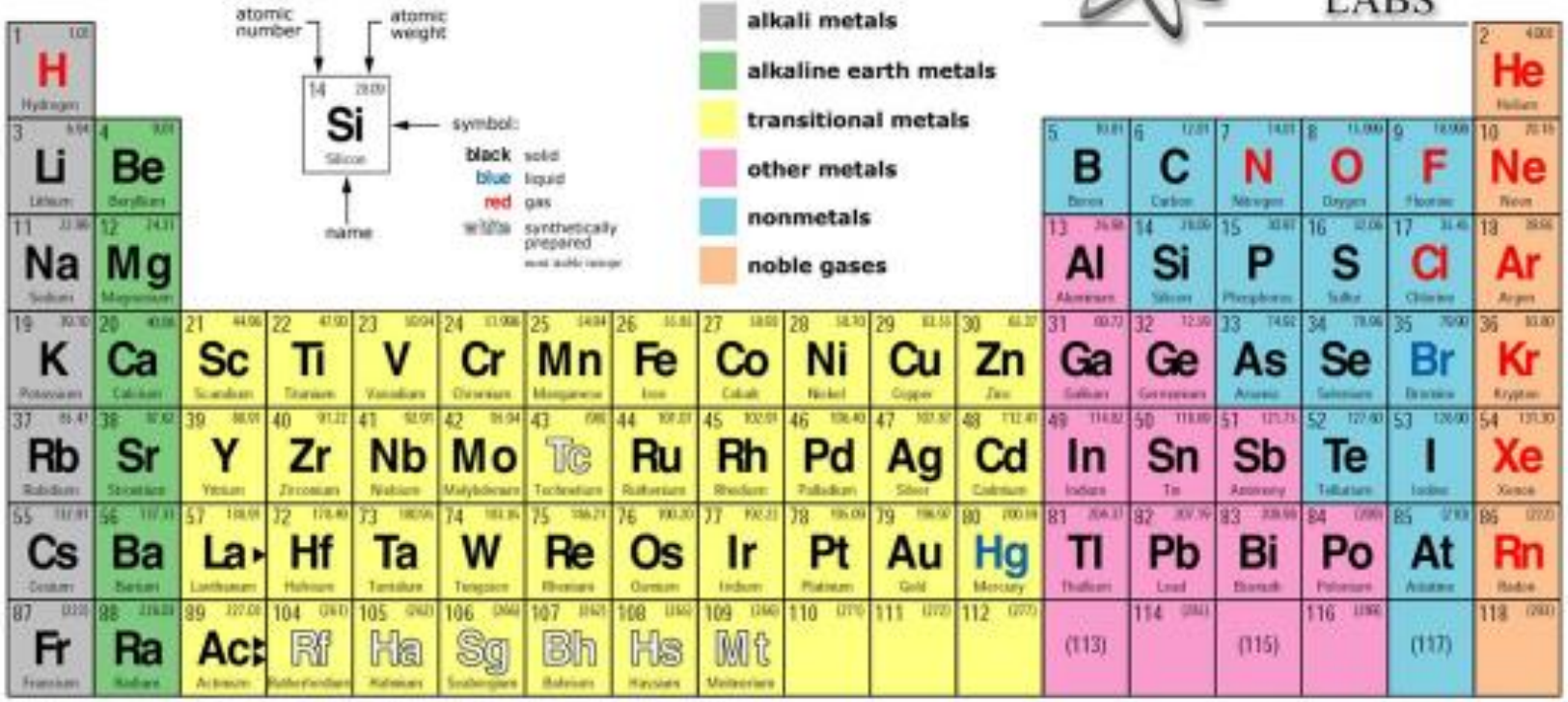
Carbonio

C





Periodic Table of the Elements



Copyright © 2009 Oxford Labs

Composti

- I composti derivano dalla combinazione chimica di due o più elementi.
  - Un composto si forma mediante una reazione chimica.
  - Hanno una composizione fissa (stessa percentuale in massa degli elementi

Le proprietà dei composto sono molto diverse da quelle degli elementi

Sodio

Na

Cloro

Cl

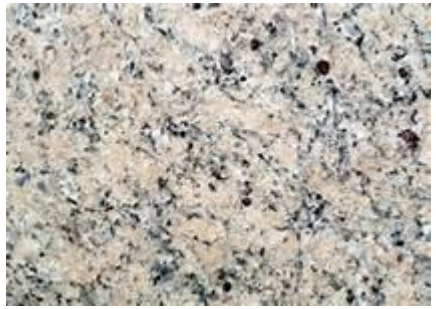
Cloruro di sodio

NaCl

Miscele eterogenee

insieme di due o più
composti mescolati tra loro, ma tali da conservare ciascuno le proprie caratteristiche, identità chimica e per questo separabili e distinguibili

- Miscuglio solido: più sostanze solide, esempio la sabbia.
- Sospensione: solidi in liquidi o gas, esempio terra in acqua.
- Emulsione: due o più liquidi non miscibili, esempio acqua e olio.



Alcune sostanze formano miscele omogenee: le soluzioni

- Cosa accade se mescoliamo acqua e zucchero?

L’acqua e lo zucchero formano una soluzione omogenea, cioè le particelle delle due sostanze, pur conservando le loro caratteristiche, formano una miscela in cui non sono più distinguibili l’una dall’altra e non si separano facilmente.

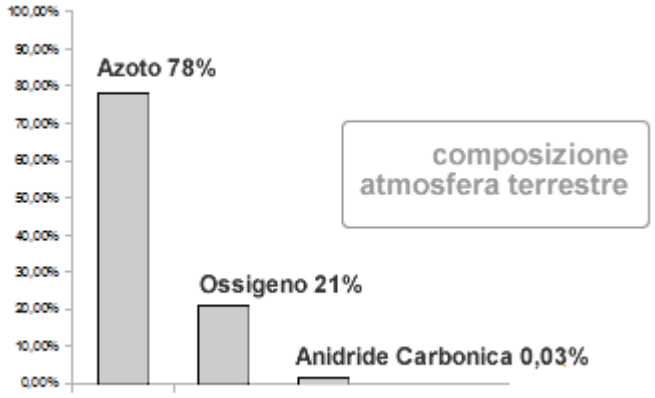
Il solvente e il soluto

- In una soluzione (o miscela omogenea) la sostanza che che è presente in maggiore quantità si chiama solvente, mentre quella che si disperdende nel solvente, si chiama soluto.

- L'acqua è il solvente più diffuso in natura ed è indispensabile per il funzionamento di tutti gli organismi viventi.

Altri tipi di soluzioni

- Soluzioni gassose: esempio l'aria.



Soluzioni solide: es che.

L'acciaio è una lega di ferro e carbonio.
Il bronzo è una lega di rame e stagno.

Una lega è una soluzione di due o più metalli mescolati quando si trovano allo stato fuso e lasciati poi solidificare.

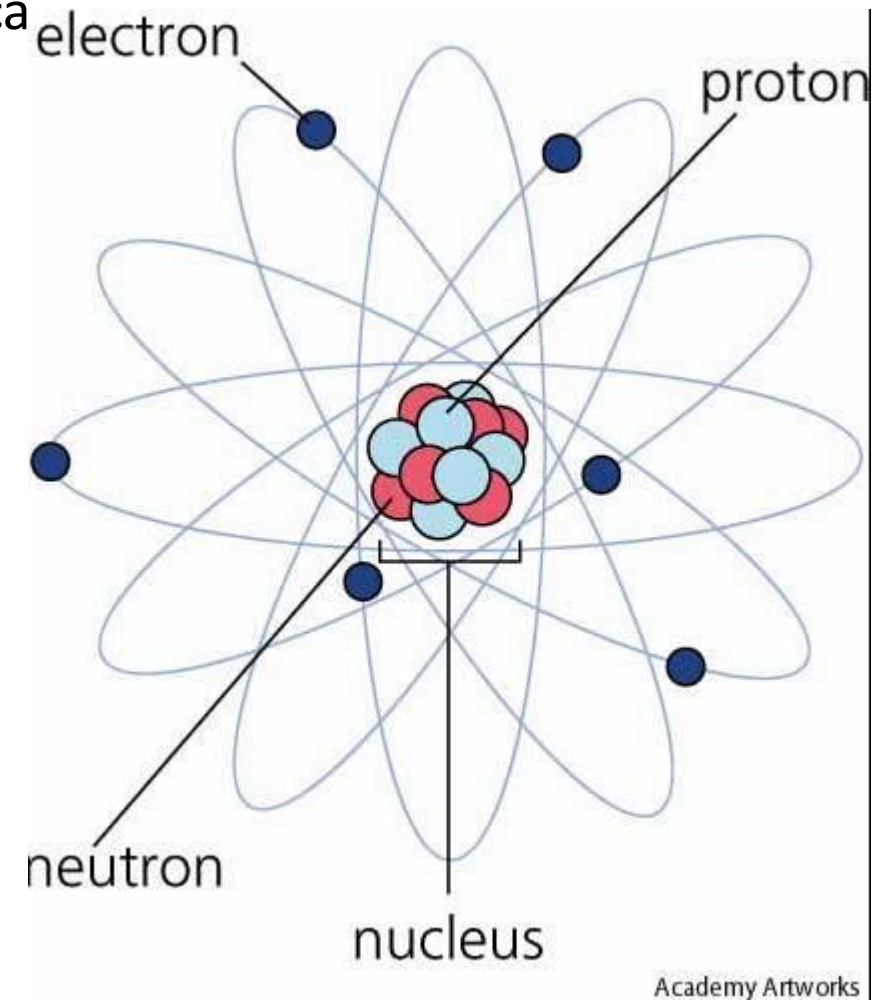
La struttura dell'atomo (modello atomico della materia)

- Atomo...dal greco *atomos* che significa indivisibile...in realtà...
- È composto da tre particelle:

  -elettroni;

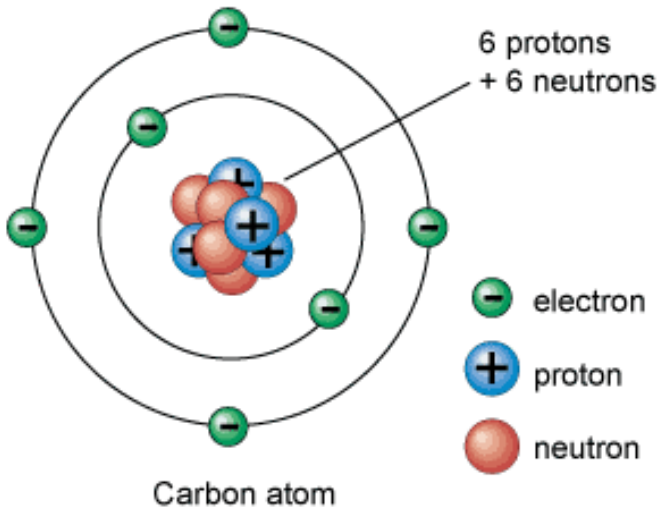
  -protoni;

  -neutroni.
- Neutroni e protoni formano il nucleo.



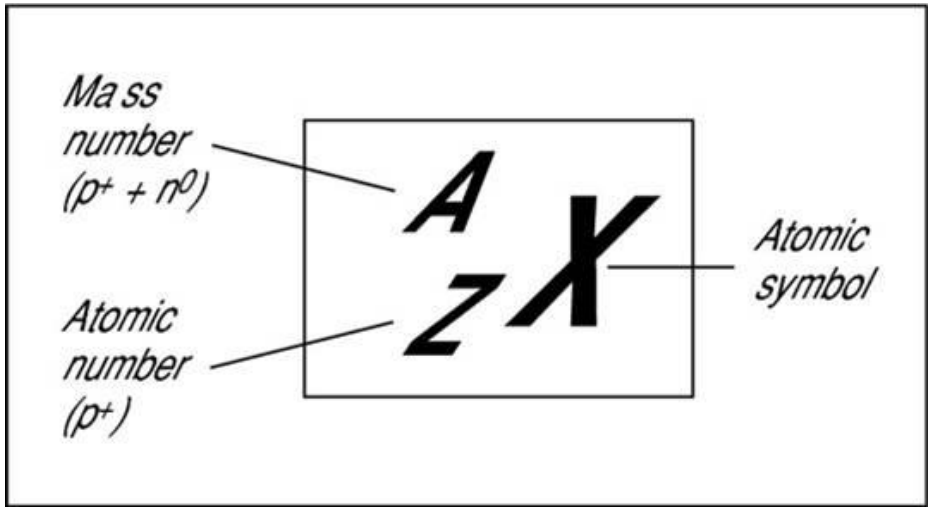
La carica elettrica della materia

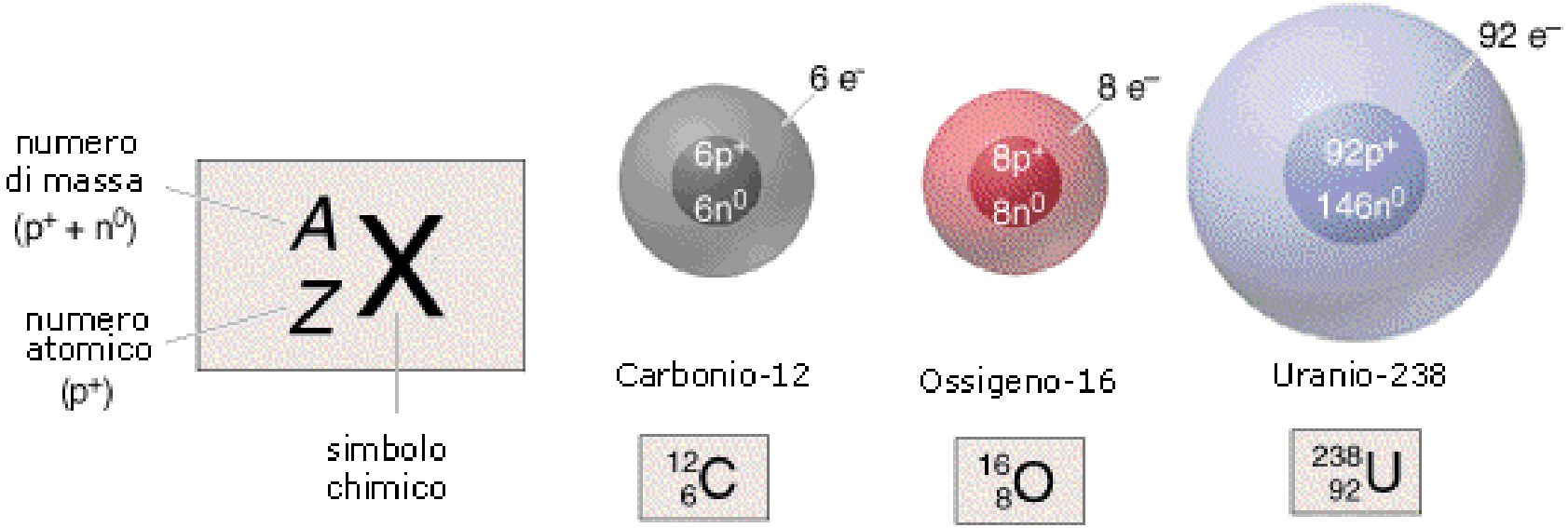
- Il neutrone è <u>neutro</u>.
- Il protone è carico <u>positivamente</u>.
- L'elettrone è carico <u>negativamente</u>.



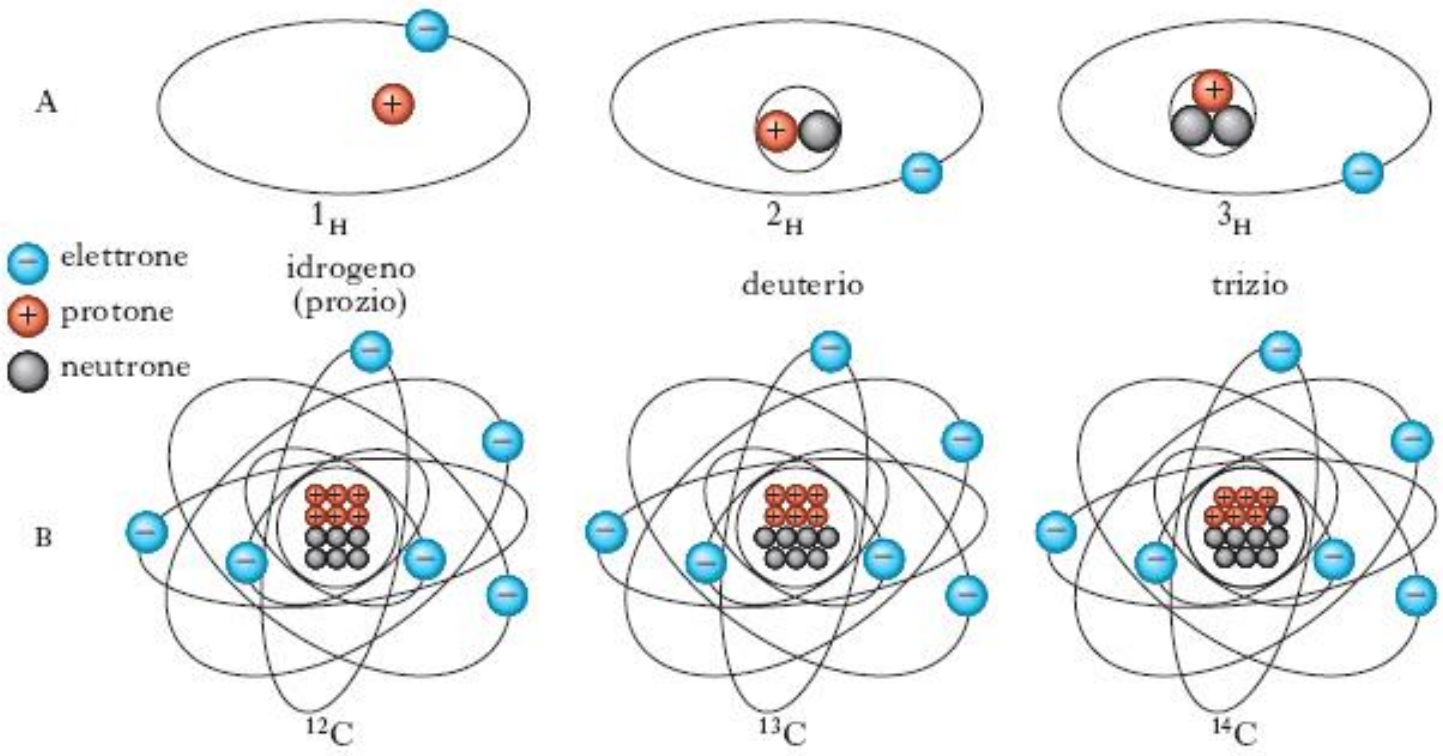
Il numero atomico e di massa

- Il numero atomico di un atomo è il numero dei protoni contenuti nel suo nucleo e si indica con la lettera Z.
- Il numero di massa di un atomo è il numero di protoni e neutroni contenuti nel suo nucleo e si indica con la lettera A.




numero di massa ($p^+ + n^0$)
numero atomico (p^+)
$^{A}_{Z}X$
simbolo chimico
6 e^-
$6p^+$
$6n^0$
Carbonio-12
$^{12}_{6}C$
8 e^-
$8p^+$
$8n^0$
Ossigeno-16
$^{16}_{8}O$
92 e^-
$92p^+$
$146n^0$
Uranio-238
$^{238}_{92}U$

ISOTOPI-ugual numero atomico Z
ma diverso numero
di massa (A- perché diverso numero di neutroni)

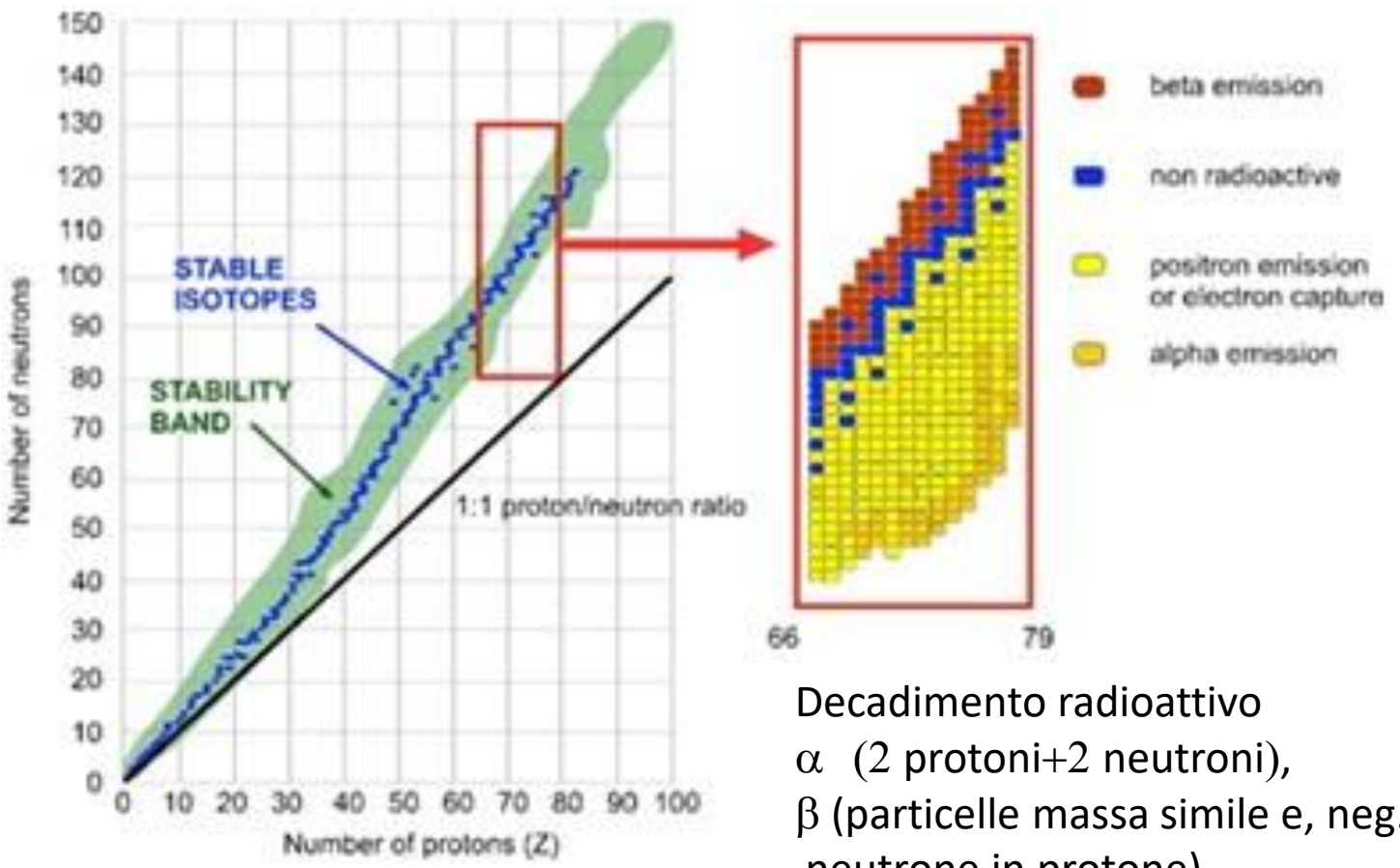


Abbondanza isotopica (%)

^{1}H	99.985
^{2}H	0.015
^{2}H	tracce
^{12}C	98,89
^{13}C	1.11
^{14}C	tracce
^{14}N	99.63
^{15}N	0.36
^{16}O	99.76
^{17}O	0.03
^{18}O	0.20

Isotopi stabili ed instabili (267 stabili, 60 instabili)

Banda di stabilità dei nuclidi

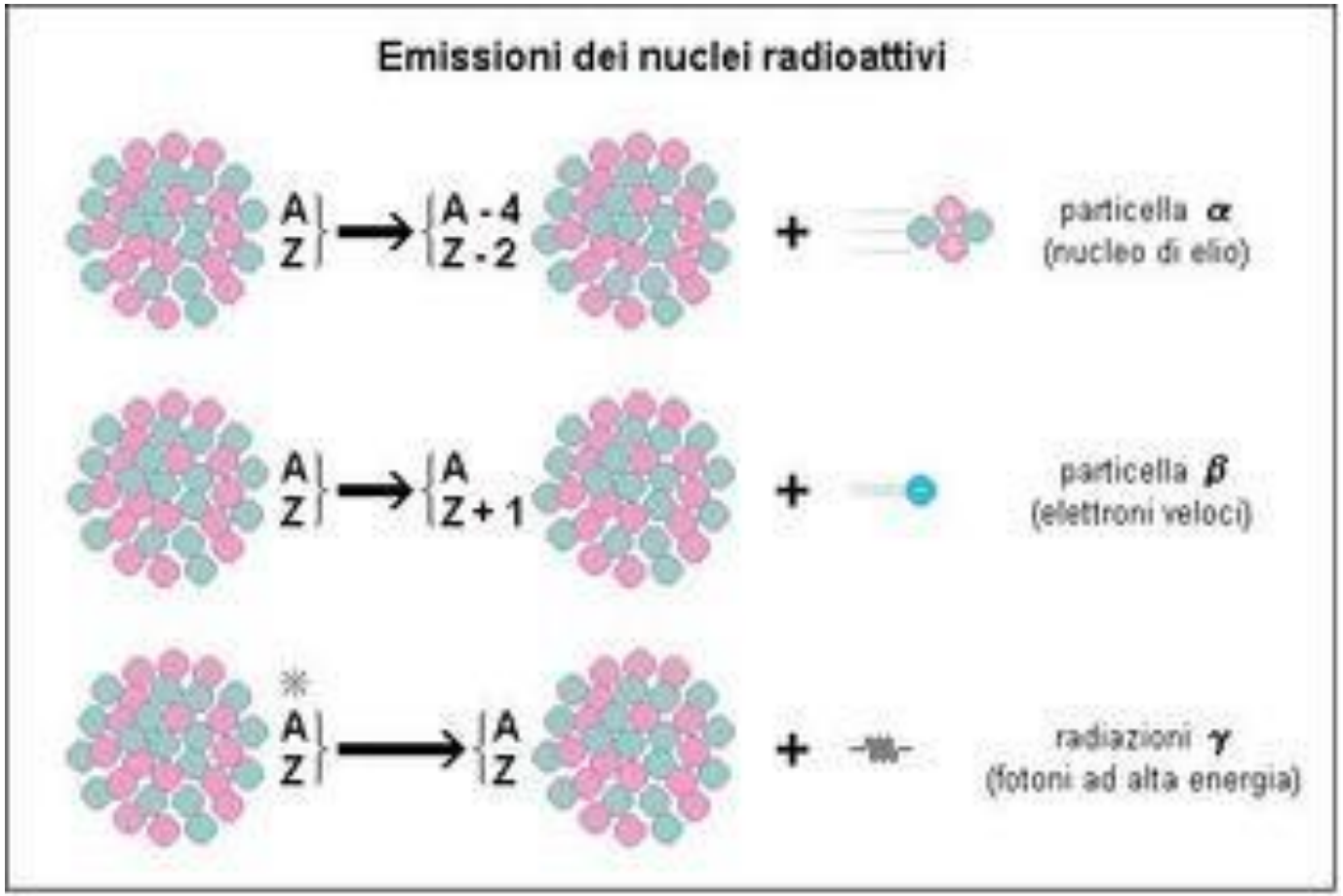


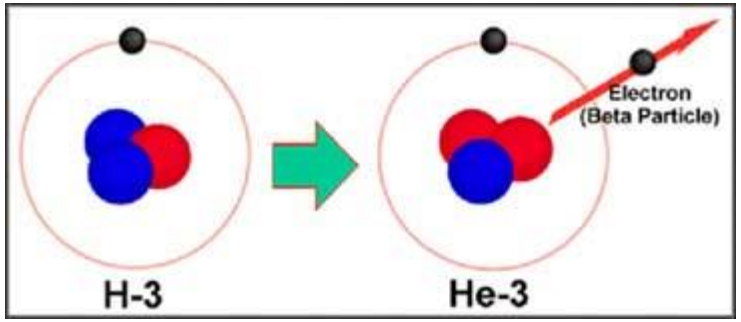
Decadimento radioattivo

α (2 protoni+2 neutroni),

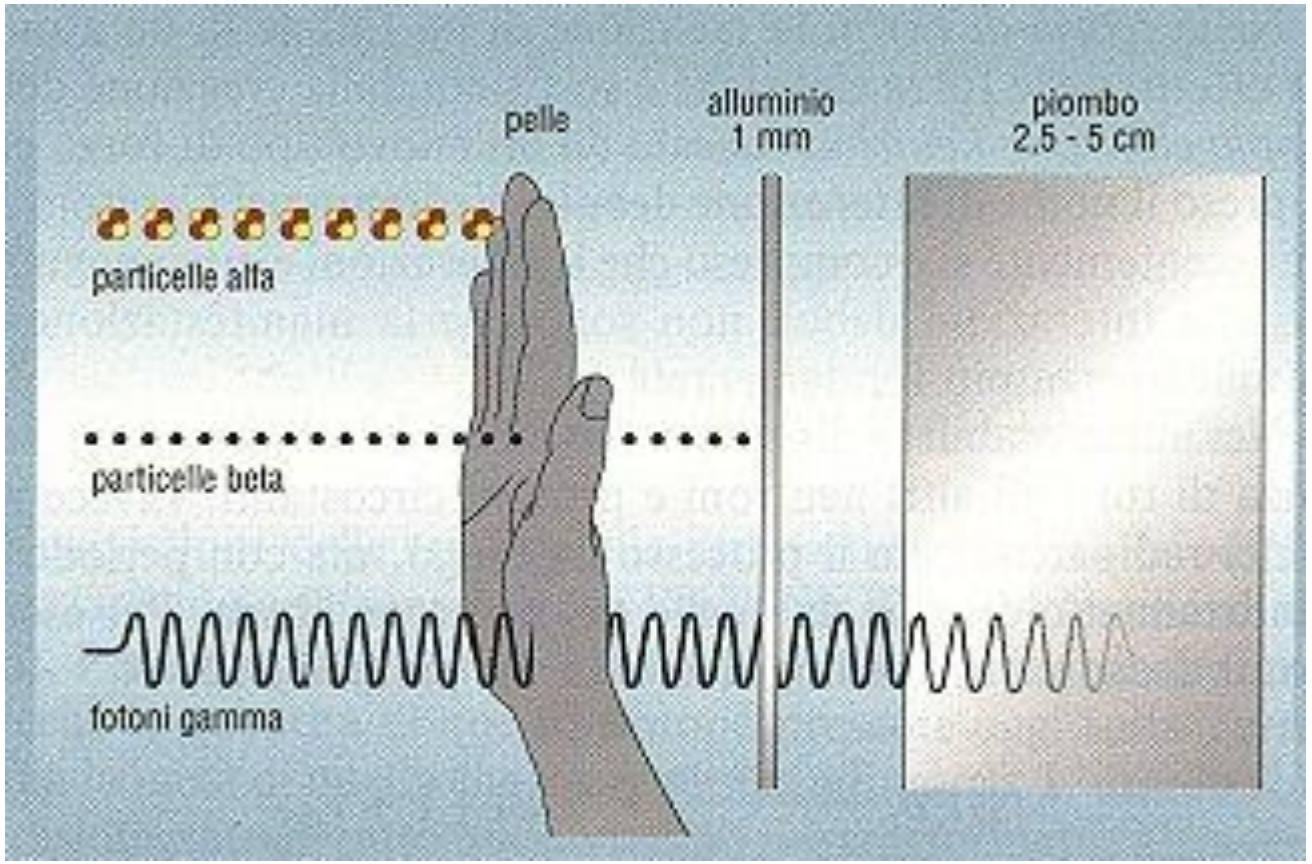
β (particelle massa simile e, neg. e pos., neutrone in protone)

γ (radiazioni elettromagnetiche)


Emissioni dei nuclei radioattivi
A
Z
A - 4
Z - 2
+
particella α
(nucleo di elio)
A
Z
A
Z + 1
+
particella β
(elettroni veloci)
A
Z
A
Z
+
radiazioni γ
(fotoni ad alta energia)


Electron
(Beta Particle)
H-3
He-3

Potere penetrante delle particelle radioattive



Emivita (o **tempo di dimezzamento**) di un isotopo radioattivo è definita come il tempo occorrente perché la metà degli atomi di un campione puro dell'isotopo decadano in un altro elemento. L'emivita è una misura della stabilità di un isotopo: più breve è l'emivita, meno stabile è l'atomo

L'emivita dei materiali radioattivi varia da frazioni di secondo per i più instabili, fino a miliardi di anni per quelli che sono solo leggermente instabili

Serie	Isotopo di partenza	Emivita (in anni)	Isotopo stabile finale
radio	uranio-238	$4{,}47 \times 10^{9}$	piombo-206
attinio	uranio-235	$7{,}04 \times 10^{8}$	piombo-207
torio	torio-232	$1{,}41 \times 10^{10}$	piombo-208

Massa atomica relativa ed assoluta

- Massa atomica assoluta (o peso atomico assoluto) tra 10^{-22} e 10^{-23} gr

Difetto di massa (differenza tra la somma delle masse dei protoni e neutroni e la massa effettiva del nucleo)

- Unità di misura di massa atomica (u.m.a).-

1 uma è la massa equivalente alla dodicesima parte della massa del nucleo del ^{12}C = 1,660538* 10^{-24}

- *Massa atomica relativa= massa atomica assoluta (g)/ 1,660538* 10^{-24}* (g) (peso atomico relativo o peso atomico)

Periodic Table of the Elements

Oxford LABS

atomic number → 14; atomic weight → 28.09; symbol → Si; name → Silicon

symbol:
- black solid
- blue liquid
- red gas
- white synthetically prepared

most stable isotope

- alkali metals
- alkaline earth metals
- transitional metals
- other metals
- nonmetals
- noble gases

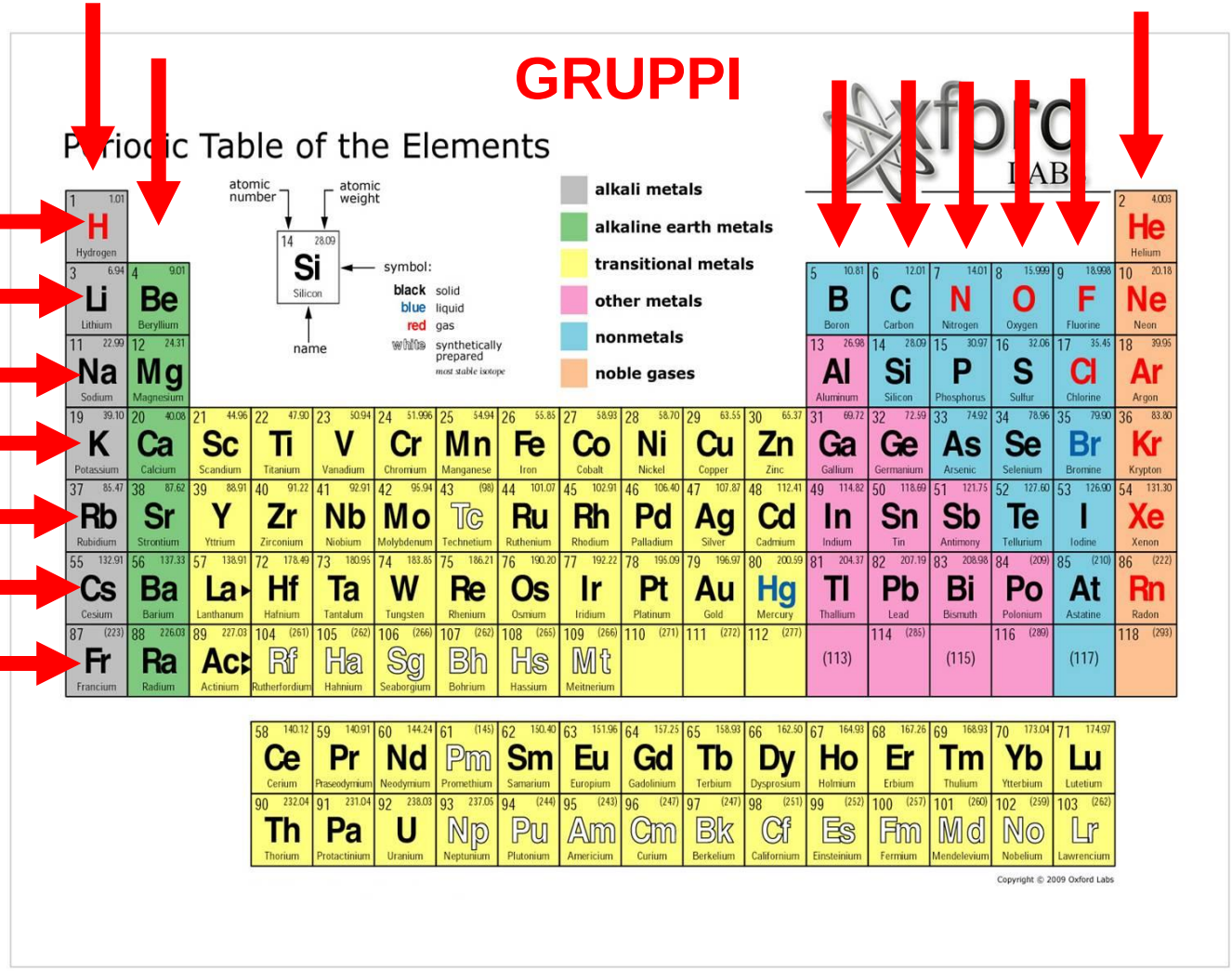
1 1.01 H Hydrogen																	2 4.003 He Helium
3 6.94 Li Lithium	4 9.01 Be Beryllium											5 10.81 B Boron	6 12.01 C Carbon	7 14.01 N Nitrogen	8 15.999 O Oxygen	9 18.998 F Fluorine	10 20.18 Ne Neon
11 22.99 Na Sodium	12 24.31 Mg Magnesium											13 26.98 Al Aluminum	14 28.09 Si Silicon	15 30.97 P Phosphorus	16 32.06 S Sulfur	17 35.45 Cl Chlorine	18 39.95 Ar Argon
19 39.10 K Potassium	20 40.08 Ca Calcium	21 44.96 Sc Scandium	22 47.90 Ti Titanium	23 50.94 V Vanadium	24 51.996 Cr Chromium	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Iron	27 58.93 Co Cobalt	28 58.70 Ni Nickel	29 63.55 Cu Copper	30 65.37 Zn Zinc	31 69.72 Ga Gallium	32 72.59 Ge Germanium	33 74.92 As Arsenic	34 78.96 Se Selenium	35 79.90 Br Bromine	36 83.80 Kr Krypton
37 85.47 Rb Rubidium	38 87.62 Sr Strontium	39 88.91 Y Yttrium	40 91.22 Zr Zirconium	41 92.91 Nb Niobium	42 95.94 Mo Molybdenum	43 (98) Tc Technetium	44 101.07 Ru Ruthenium	45 102.91 Rh Rhodium	46 106.40 Pd Palladium	47 107.87 Ag Silver	48 112.41 Cd Cadmium	49 114.82 In Indium	50 118.69 Sn Tin	51 121.75 Sb Antimony	52 127.60 Te Tellurium	53 126.90 I Iodine	54 131.30 Xe Xenon
55 132.91 Cs Cesium	56 137.33 Ba Barium	57 138.91 La ▸ Lanthanum	72 178.49 Hf Hafnium	73 180.95 Ta Tantalum	74 183.85 W Tungsten	75 186.21 Re Rhenium	76 190.20 Os Osmium	77 192.22 Ir Iridium	78 195.09 Pt Platinum	79 196.97 Au Gold	80 200.59 Hg Mercury	81 204.37 Tl Thallium	82 207.19 Pb Lead	83 208.98 Bi Bismuth	84 (209) Po Polonium	85 (210) At Astatine	86 (222) Rn Radon
87 (223) Fr Francium	88 226.03 Ra Radium	89 227.03 Ac ▸ Actinium	104 (261) Rf Rutherfordium	105 (262) Ha Hahnium	106 (266) Sg Seaborgium	107 (262) Bh Bohrium	108 (265) Hs Hassium	109 (266) Mt Meitnerium	110 (271)	111 (272)	112 (277)	(113)	114 (285)	(115)	116 (289)	(117)	118 (293)

58 140.12 Ce Cerium	59 140.91 Pr Praseodymium	60 144.24 Nd Neodymium	61 (145) Pm Promethium	62 150.40 Sm Samarium	63 151.96 Eu Europium	64 157.25 Gd Gadolinium	65 158.93 Tb Terbium	66 162.50 Dy Dysprosium	67 164.93 Ho Holmium	68 167.26 Er Erbium	69 168.93 Tm Thulium	70 173.04 Yb Ytterbium	71 174.97 Lu Lutetium
90 232.04 Th Thorium	91 231.04 Pa Protactinium	92 238.03 U Uranium	93 237.05 Np Neptunium	94 (244) Pu Plutonium	95 (243) Am Americium	96 (247) Cm Curium	97 (247) Bk Berkelium	98 (251) Cf Californium	99 (252) Es Einsteinium	100 (257) Fm Fermium	101 (260) Md Mendelevium	102 (259) No Nobelium	103 (262) Lr Lawrencium

Copyright © 2009 Oxford Labs

GRUPPI

PERIODI



Gruppo: atomi di uguale comportamento chimico

Tavola Periodica degli Elementi

	1 IA	Nuovo Originale	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 —	9 VIIIB	10 —	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
1	1 H Idrogeno 1.00794	2 IIA																2 He Elio 4.002602	K
2	3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.0107	7 N Azoto 14.00674	8 O Ossigeno 15.9994	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	K L
3	11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050											13 Al Alluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973761	16 S Zolfo 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argon 39.948	K L M
4	19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.409	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kripton 83.798	K L M N
5	37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnezio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	K L M N O
6	55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71	72 Hf Afnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.9479	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astato (210)	86 Rn Radon (222)	K L M N O P
7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium	K L M N O P Q

Metalli alcalini
Metalli alcalino terrosi
Metalli del blocco d
Lantanidi
Attinidi
Metalli del blocco p
Nonmetalli
Gas nobili

C Solidi
Br Liquidi
H Gas
Tc Artificiali

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). http://www.dayah.com/periodic/

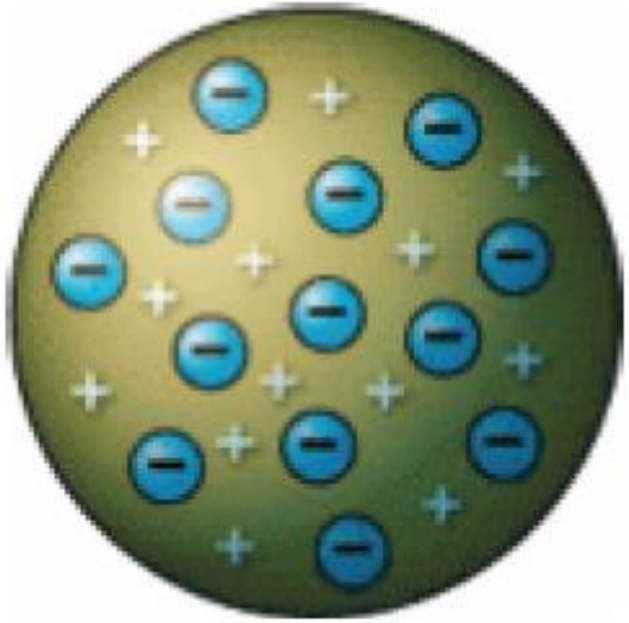
57 La Lantanio 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Olmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.04	71 Lu Lutezio 174.967
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protoattinio 231.03588	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurenzio (262)

Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

Struttura dell’atomo

- Thomson (1904)

Joseph John Thomson

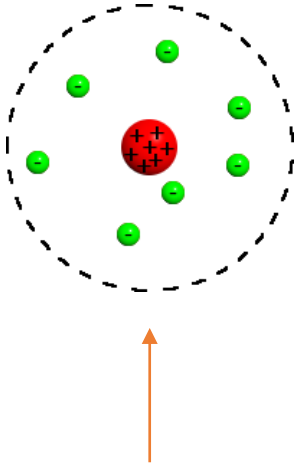


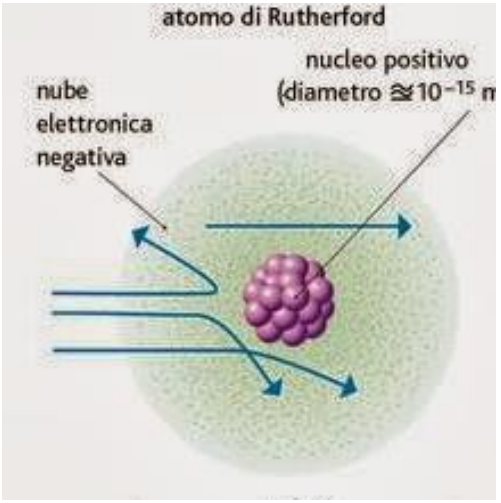
Thomson atom modeli

Struttura dell'atomo

- Ruolo chiave gli studi di Rutherford (1919-1920)

✓ fasci di particelle α che bombardano una lastra sottile di oro





Atomo di Rutherford: tutta la carica + e la massa concentrata in una zona piccolissima (nucleo), resto del volume spazio vuoto in cui si muovono elettroni

Teoria quantistica: Planck

Oggetto: studio delle leggi che regolano gli scambi di energia tra corpi di dimensione atomica e subatomica

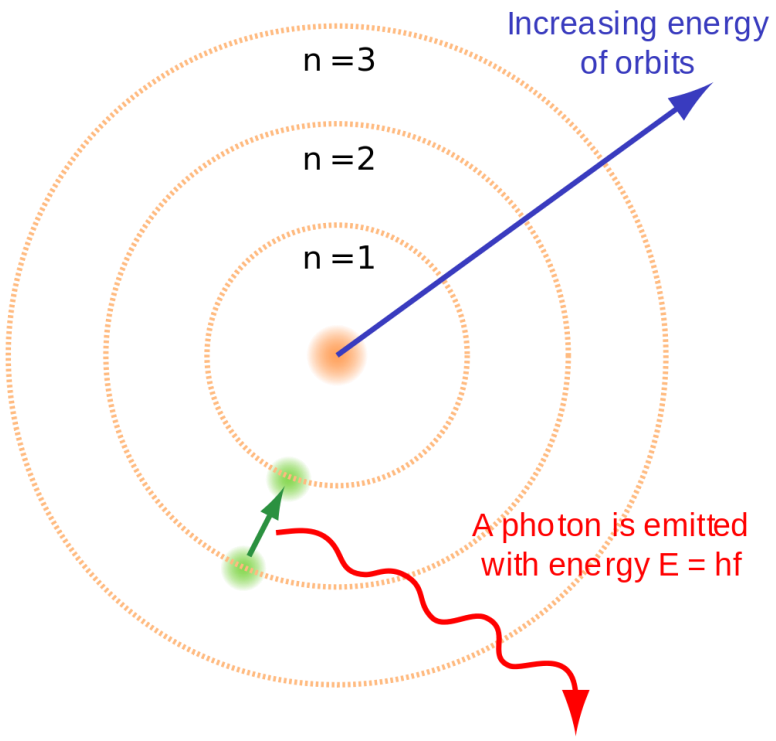
Basata sul concetto che quando nel corso di un evento due corpo si scambiano energia questa non può essere mai inferiore ad una certa quantità minima (QUANTO) e pari a suoi multipli.

$$\Delta E = h\nu;\ 2\ h\nu;\ 3\ h\nu.....nh\nu$$

h costante di Planck $6{,}63 * 10^{-34}$ J s

Modello atomico di Bohr (introduzione concetto della natura quantica dell'energia degli elettroni nell'atomo)

- ✓ Orbite circolari designate da numero quantico principale (n)
- ✓ Ad ogni orbita corrisponde un determinato valore di energia
- ✓ Ammessi solo determinati valori di energia e quindi può muoversi solo in determinate orbite- stato energetico permesso
- ✓ In assenza di energia radiante gli non si possono muovere dal loro orbitale (stato fondamentale e stato eccitato)
- ✓ Energia radiante: passaggio da un orbitale ad un altro solo se $\Delta E = h\nu$



Il passaggio di un elettrone da un orbita all'altra e' accompagnato dal rilascio o assorbimento di una quantità discreta e ben definita di energia (quanti di energia).

Spettro di ASSORBIMENTO dell'idrogeno

Oggi atomo descritto dalla meccanica ondulatoria o quanto-meccanica

Natura dualistica dell'energia radiante: a seconda delle circostanze sperimentali l'energia radiante può esibire carattere ondulatorio (onda elettromagnetica) o corpuscolare (fasci di fotoni).

De Broglie- esteso il concetto anche all'atomo
Se energia si può comportare come una particella allora anche una particella può avere proprietà ondulatorie.

AD OGNI ELETTRONE IN MOTO SI PUO' ASSOCIARE UNA LUNGHEZZA D'ONDA (onde di materia)

$$\lambda = h/mv$$

mv momento o quantità di moto

Dopo pochi anni proprietà ondulatorie dell'elettrone dimostrate sperimentalmente

Il principio di indeterminazione (Heisengerg)

Non è intrisecamente possibile conoscere con il medesimo grado di precisione la quantità di moto della particella e la sua posizione nello spazio.

Non è realistico immaginare gli elettroni ruotanti attorno al nucleo in traiettorie circolari.

Ipotesi di De Broglie e principio di indeterminazione hanno creato le basi per la moderna concezione della struttura dell’atomo

Teoria quanto meccanica atomo

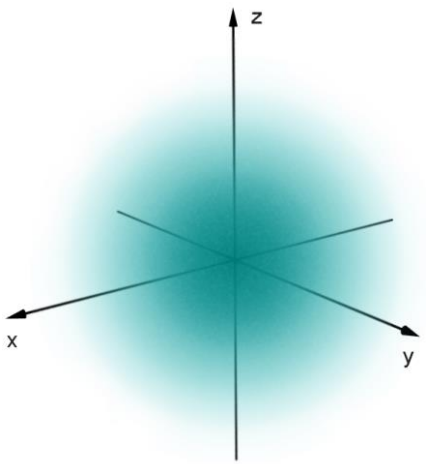
In meccanica quantistica l'**equazione di Schrödinger** è un'equazione differenziale con infinite soluzioni. Le soluzioni sono dette funzioni d'onda ψ .

La funzione d'onda informa circa la posizione dell'elettrone nello spazio quando esso si trova in un determinato stato di energia.

Il quadrato di ψ esprime la probabilità che l'elettrone si trovi in una determinata regione dello spazio perinucleare.

Un **orbitale atomico** corrisponde a una zona dello spazio contrassegnata da un valore di energia definita attorno al nucleo dove l'elettrone può trovarsi con elevata probabilità.

Visivamente, tale orbitale può essere meglio rappresentato mediante una nuvola la cui intensità è proporzionale alla *densità di probabilità* di trovare l'elettrone in quel punto e con forme tali dal comprendere il 95% della probabilità elettronica



Orbital s ($\ell = 0$, $m_\ell = 0$)

Ogni orbitale possiede un certo contenuto di energia e una forma e una orientazione caratteristica caratteristica

La dimensione, l'orientamento e la forma dell'orbitale sono descritti dai **numeri quantici**.

I numeri quantici sono tre:

- numero quantico principale;
- numero quantico secondario;
- numero quantico magnetico.

Un quarto numero quantico

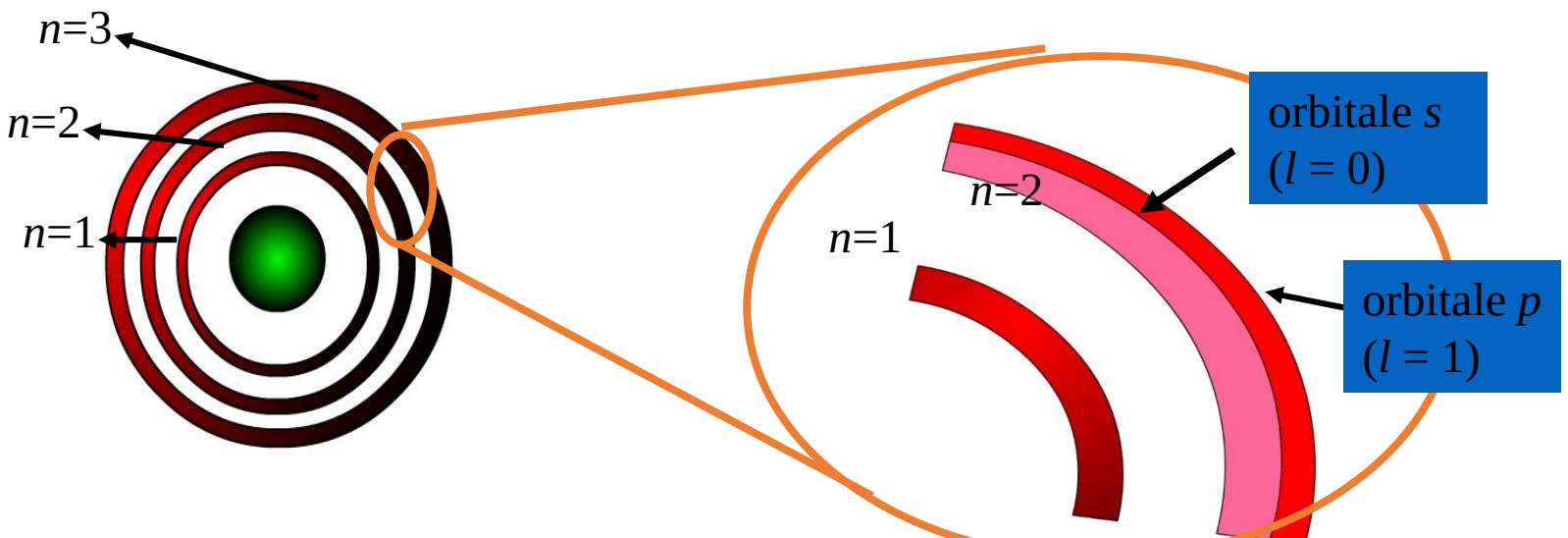
- numero quantico di spin

descrive invece una proprietà dell'elettrone.

Numeri Quantici

- **Numero Quantico Principale *n* *(orbitali con stesso n sono un livello elettronico)***
- **Rappresenta i livelli energetici principali**
- ***n* = 1, … 7**
- **Descrive la distanza dal nucleo**
- **Maggiore è *n*, maggiore è l'energia**

- **Numero Quantico Angolare *l***
- **Rappresenta i livelli sub-energetici**
- ***l* = 0, …, *n*-1**
- **Descrive la geometria orbitale**
- **Rappresentato dalle lettere *s*, *p*, *d* e *f*.**



Se n = 1

l = 0 → orbitale di tipo s

Ciò significa che nel primo livello di energia vi è un solo orbitale che è di tipo sferico, indicata con l = 0, o anche con la lettera "s".

Se n = 3

l = 0 → orbitale di tipo s
l = 1 → orbitale di tipo p
l = 2 → orbitale di tipo d

Se n = 4

l = 0 → orbitale di tipo s
l = 1 → orbitale di tipo p
l = 2 → orbitale di tipo d
l = 3 → orbitale di tipo f

A seconda del valore assunto dal numero quantico secondario l, l'orbitale assume una determinata forma.

Per l = 0 l'orbitale è sferico (orbitale s). Al centro della sfera c'è il nucleo.

Per l = 1 l'orbitale è a due lobi (orbitale p). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei due lobi.

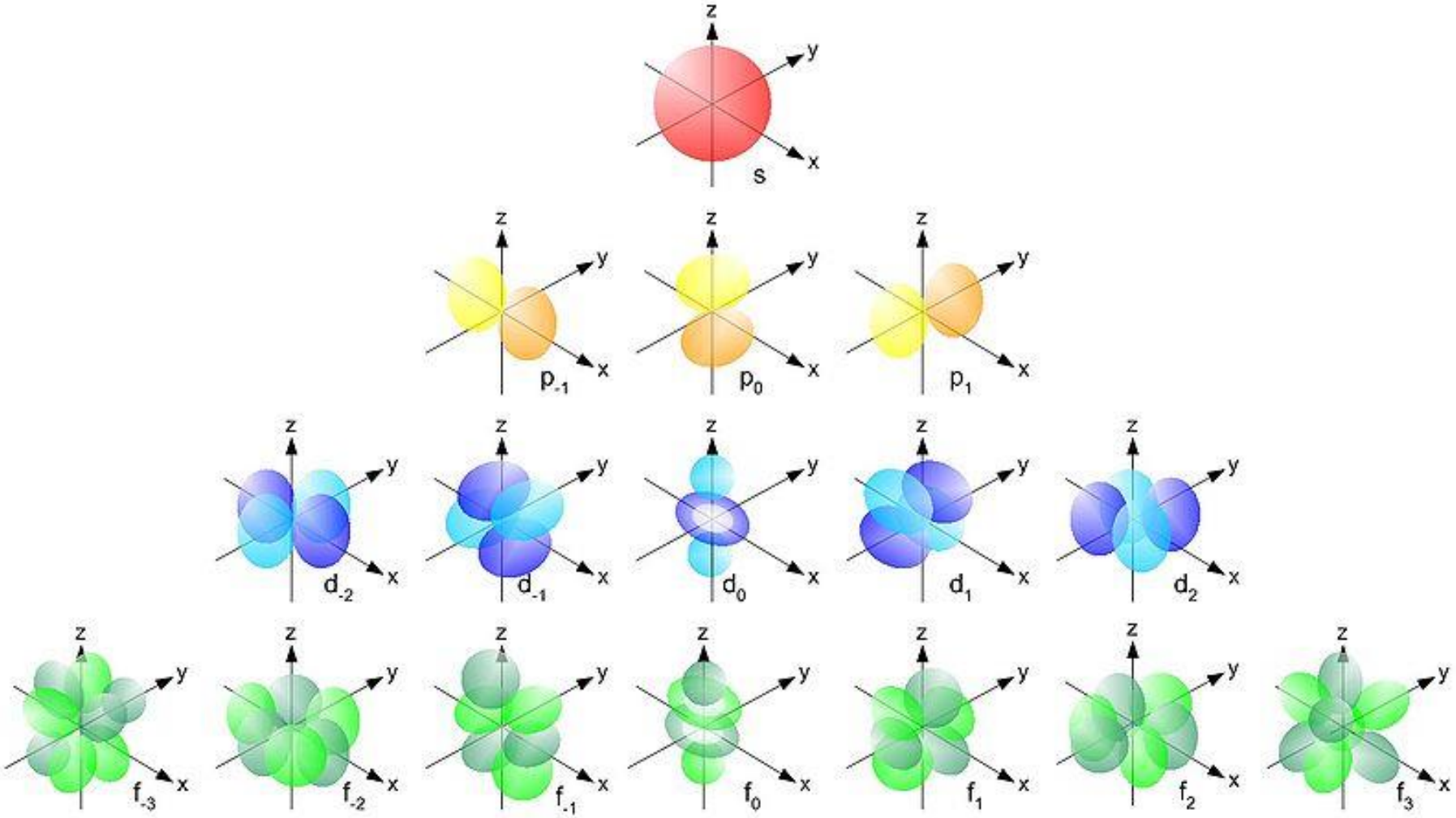
Per l = 2 l'orbitale è a quattro lobi (orbitale d). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei quattro lobi.

Per l = 3 l'orbitale è a otto lobi (orbitale f).

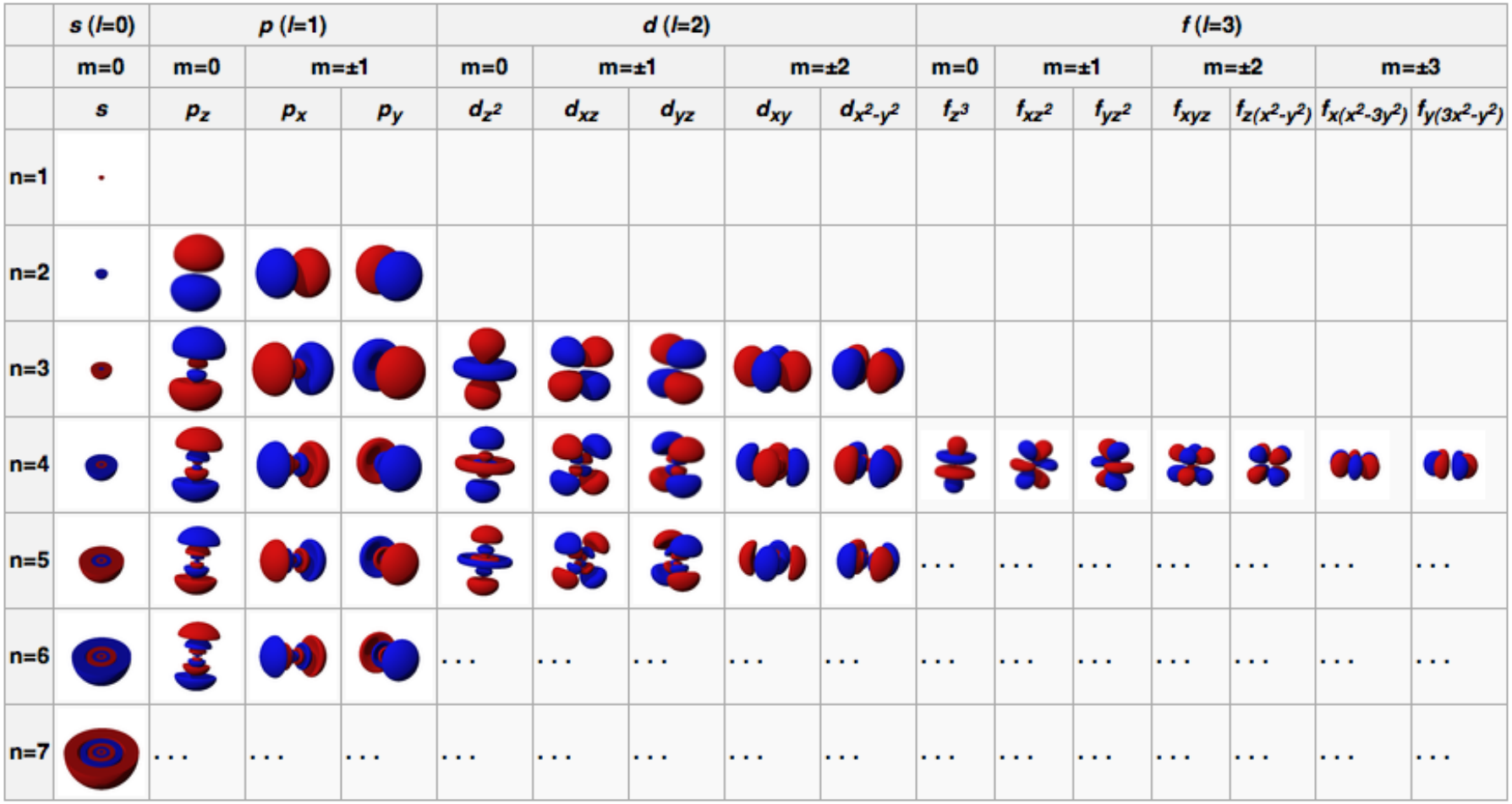
Numero quantico magnetico m_l

(*-l...0....l*)

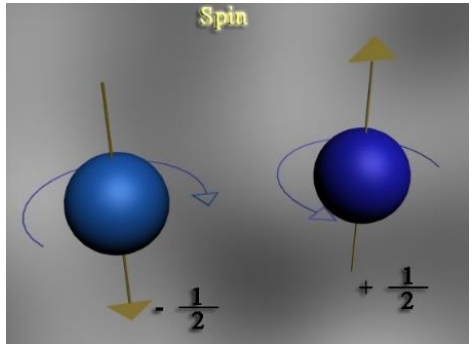
Numero di orientazioni di un orbitale nello spazio-ORBITALI DEGENERI



Numeri quantici e orbitali



Numero quantico di spin (m_s)



Il **numero quantico di spin** è il quarto numero quantico. Esso riguarda l'elettrone, viene indicato con la lettera m_s e può assumere soltanto due valori: $m_s = +½$ e $m_s = -½$.

Nel novembre del 1925 due fisici olandesi, G.E. Uhlenbeck e S.A. Goudsmit, formularono l'ipotesi che l'elettrone avesse la possibilità di ruotare attorno al proprio asse proprio come fa la Terra.

Come si distribuiscono gli elettroni negli orbitali ?

Configurazione elettronica

Principio di esclusione di Pauli: in un atomo di un elemento, due elettroni non possono avere la stessa serie di quattro numeri quantici. Ciascun orbitale puo' ospitare al massimo due elettroni con spin opposti

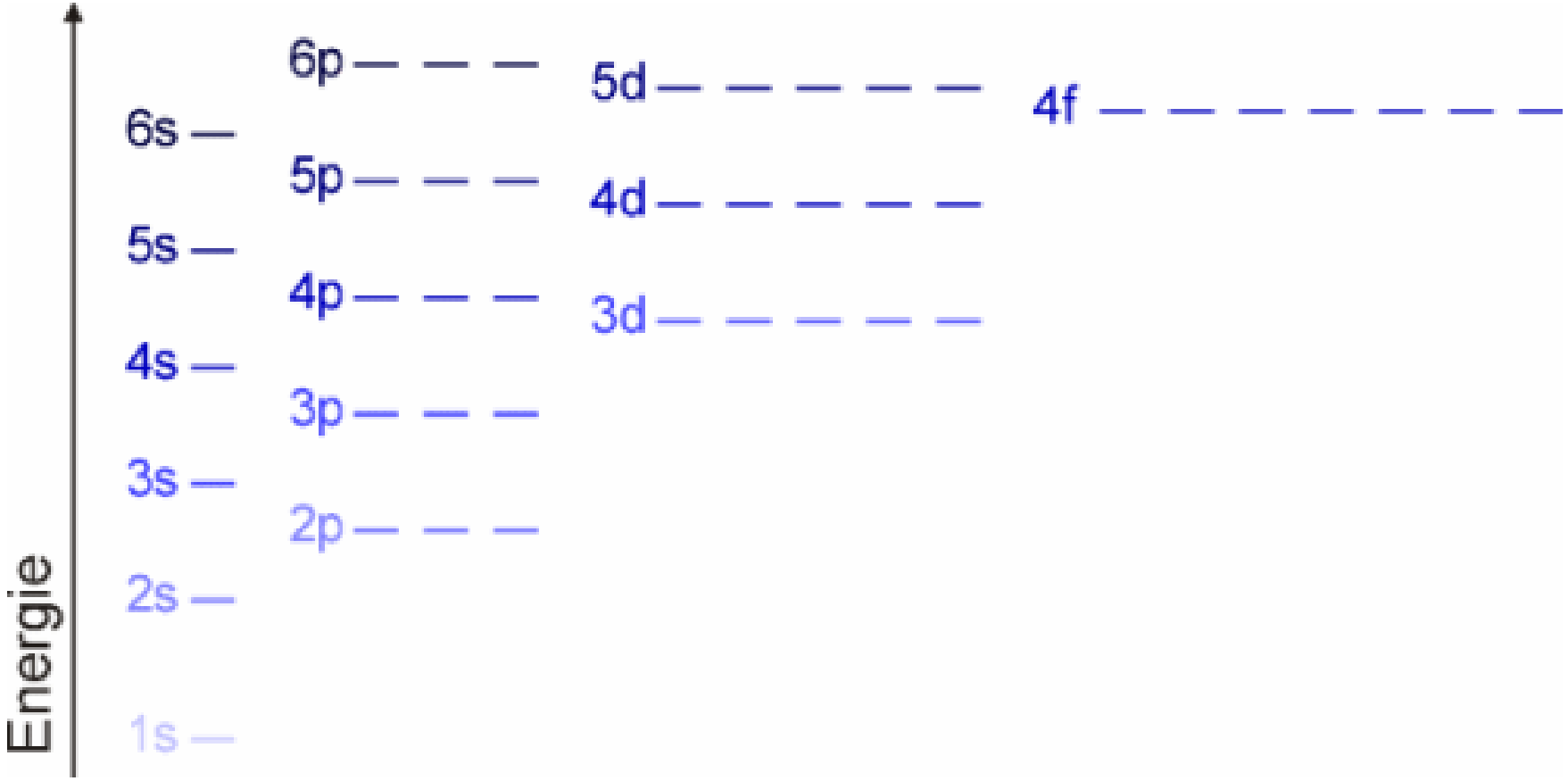
Principio di Hund: orbitali degeneri occupati da un solo elettrone finche' tutti non contengano almeno un elettrone; in questo caso hanno tutti spin paralleli

Configurazione elettronica: come sono distribuiti gli elettroni nei vari livelli, sottolivelli, ed orbitali

Come si rapprenta la configurazione elettronica?

9 elettroni (Fluoro-F) $1s^2 2s^2 2p^5$ 10 elettroni (Neon-Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$

11 elettroni (Sodio-Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$


Energie
1s
2s
3s
4s
5s
6s
2p
3p
4p
5p
6p
3d
4d
5d
4f

Periodic Table of the Elements

Oxford LABS

atomic number → 14; atomic weight → 28.09; symbol → Si; name → Silicon

symbol:
- black solid
- blue liquid
- red gas
- white synthetically prepared

most stable isotope

- alkali metals
- alkaline earth metals
- transitional metals
- other metals
- nonmetals
- noble gases

1 1.01 H Hydrogen																	2 4.003 He Helium
3 6.94 Li Lithium	4 9.01 Be Beryllium											5 10.81 B Boron	6 12.01 C Carbon	7 14.01 N Nitrogen	8 15.999 O Oxygen	9 18.998 F Fluorine	10 20.18 Ne Neon
11 22.99 Na Sodium	12 24.31 Mg Magnesium											13 26.98 Al Aluminum	14 28.09 Si Silicon	15 30.97 P Phosphorus	16 32.06 S Sulfur	17 35.45 Cl Chlorine	18 39.95 Ar Argon
19 39.10 K Potassium	20 40.08 Ca Calcium	21 44.96 Sc Scandium	22 47.90 Ti Titanium	23 50.94 V Vanadium	24 51.996 Cr Chromium	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Iron	27 58.93 Co Cobalt	28 58.70 Ni Nickel	29 63.55 Cu Copper	30 65.37 Zn Zinc	31 69.72 Ga Gallium	32 72.59 Ge Germanium	33 74.92 As Arsenic	34 78.96 Se Selenium	35 79.90 Br Bromine	36 83.80 Kr Krypton
37 85.47 Rb Rubidium	38 87.62 Sr Strontium	39 88.91 Y Yttrium	40 91.22 Zr Zirconium	41 92.91 Nb Niobium	42 95.94 Mo Molybdenum	43 (98) Tc Technetium	44 101.07 Ru Ruthenium	45 102.91 Rh Rhodium	46 106.40 Pd Palladium	47 107.87 Ag Silver	48 112.41 Cd Cadmium	49 114.82 In Indium	50 118.69 Sn Tin	51 121.75 Sb Antimony	52 127.60 Te Tellurium	53 126.90 I Iodine	54 131.30 Xe Xenon
55 132.91 Cs Cesium	56 137.33 Ba Barium	57 138.91 La ▸ Lanthanum	72 178.49 Hf Hafnium	73 180.95 Ta Tantalum	74 183.85 W Tungsten	75 186.21 Re Rhenium	76 190.20 Os Osmium	77 192.22 Ir Iridium	78 195.09 Pt Platinum	79 196.97 Au Gold	80 200.59 Hg Mercury	81 204.37 Tl Thallium	82 207.19 Pb Lead	83 208.98 Bi Bismuth	84 (209) Po Polonium	85 (210) At Astatine	86 (222) Rn Radon
87 (223) Fr Francium	88 226.03 Ra Radium	89 227.03 Ac ▸ Actinium	104 (261) Rf Rutherfordium	105 (262) Ha Hahnium	106 (266) Sg Seaborgium	107 (262) Bh Bohrium	108 (265) Hs Hassium	109 (266) Mt Meitnerium	110 (271)	111 (272)	112 (277)	(113)	114 (285)	(115)	116 (289)	(117)	118 (293)

58 140.12 Ce Cerium	59 140.91 Pr Praseodymium	60 144.24 Nd Neodymium	61 (145) Pm Promethium	62 150.40 Sm Samarium	63 151.96 Eu Europium	64 157.25 Gd Gadolinium	65 158.93 Tb Terbium	66 162.50 Dy Dysprosium	67 164.93 Ho Holmium	68 167.26 Er Erbium	69 168.93 Tm Thulium	70 173.04 Yb Ytterbium	71 174.97 Lu Lutetium
90 232.04 Th Thorium	91 231.04 Pa Protactinium	92 238.03 U Uranium	93 237.05 Np Neptunium	94 (244) Pu Plutonium	95 (243) Am Americium	96 (247) Cm Curium	97 (247) Bk Berkelium	98 (251) Cf Californium	99 (252) Es Einsteinium	100 (257) Fm Fermium	101 (260) Md Mendelevium	102 (259) No Nobelium	103 (262) Lr Lawrencium

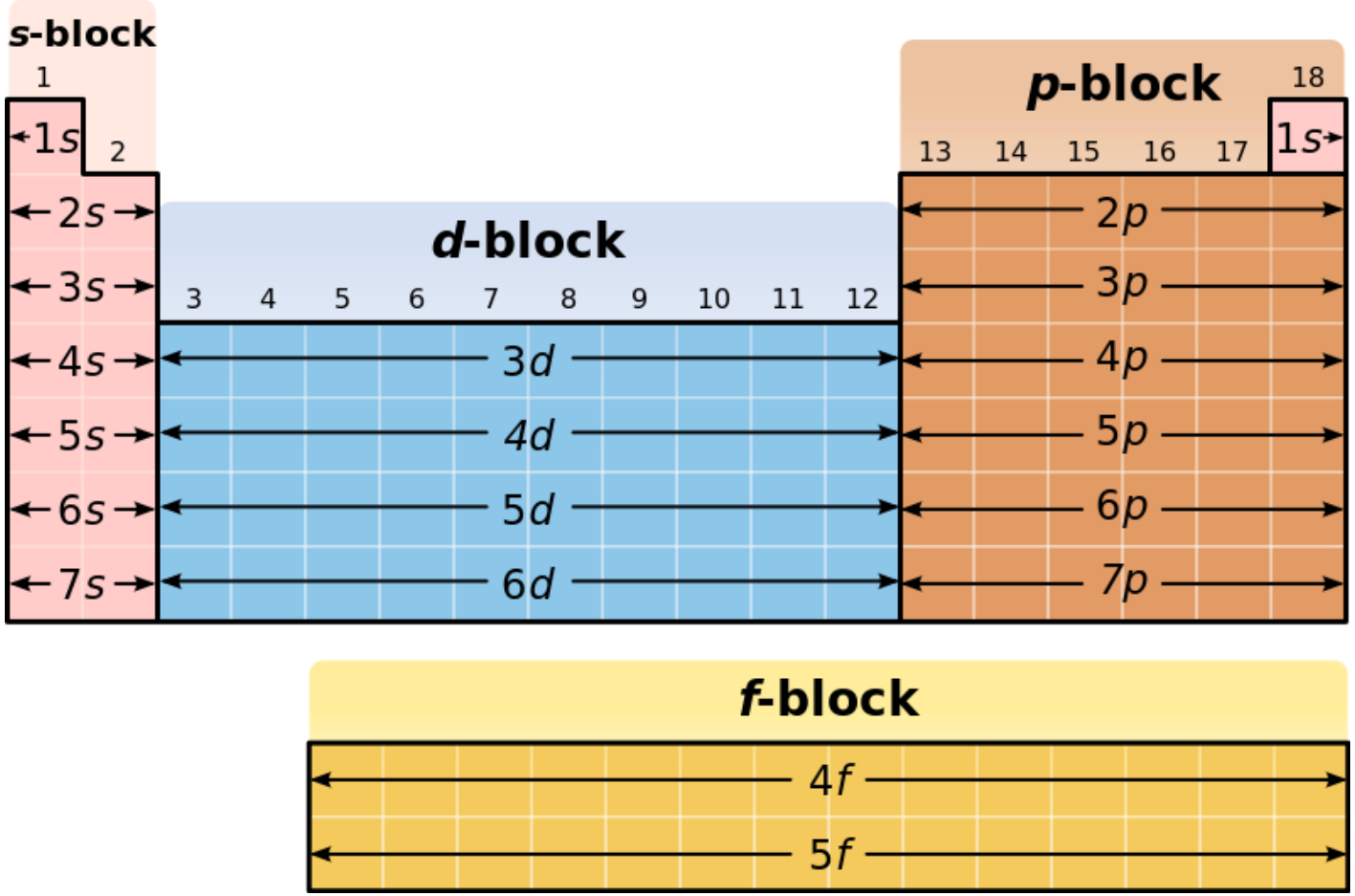
Copyright © 2009 Oxford Labs

Group number

s-block elements | *p*-block elements | *d*-block elements | *f*-block elements

Periods	1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1	1 **H** $1s^1$	2 **He** $1s^2$																
2	3 **Li** $2s^1$	4 **Be** $2s^2$											5 **B** $2s^22p^1$	6 **C** $2s^22p^2$	7 **N** $2s^22p^3$	8 **O** $2s^22p^4$	9 **F** $2s^22p^5$	10 **Ne** $2s^22p^6$
3	11 **Na** $3s^1$	12 **Mg** $3s^2$											13 **Al** $3s^23p^1$	14 **Si** $3s^23p^2$	15 **P** $3s^23p^3$	16 **S** $3s^23p^4$	17 **Cl** $3s^23p^5$	18 **Ar** $3s^23p^6$
4	19 **K** $4s^1$	20 **Ca** $4s^2$	21 **Sc** $3d^14s^2$	22 **Ti** $3d^24s^2$	23 **V** $3d^34s^2$	24 **Cr** $3d^54s^1$	25 **Mn** $3d^54s^2$	26 **Fe** $3d^64s^2$	27 **Co** $3d^74s^2$	28 **Ni** $3d^84s^2$	29 **Cu** $3d^{10}4s^1$	30 **Zn** $3d^{10}4s^2$	31 **Ga** $4s^24p^1$	32 **Ge** $4s^24p^2$	33 **As** $4s^24p^3$	34 **Se** $4s^24p^4$	35 **Br** $4s^24p^5$	36 **Kr** $4s^24p^6$
5	37 **Rb** $5s^1$	38 **Sr** $5s^2$	39 **Y** $4d^15s^2$	40 **Zr** $4d^25s^2$	41 **Nb** $4d^45s^1$	42 **Mo** $4d^55s^1$	43 **Tc** $4d^55s^2$	44 **Ru** $4d^75s^1$	45 **Rh** $4d^85s^1$	46 **Pd** $4d^{10}$	47 **Ag** $4d^{10}5s^1$	48 **Cd** $4d^{10}5s^2$	49 **In** $5s^25p^1$	50 **Sn** $5s^25p^2$	51 **Sb** $5s^25p^3$	52 **Te** $5s^25p^4$	53 **I** $5s^25p^5$	54 **Xe** $5s^25p^6$
6	55 **Cs** $6s^1$	56 **Ba** $6s^2$	57 ***La** $5d^16s^2$	72 **Hf** $5d^26s^2$	73 **Ta** $5d^36s^2$	74 **W** $5d^46s^2$	75 **Re** $5d^56s^2$	76 **Os** $5d^66s^2$	77 **Ir** $5d^76s^2$	78 **Pt** $5d^96s^1$	79 **Au** $5d^{10}6s^1$	80 **Hg** $5d^{10}6s^2$	81 **Tl** $6s^26p^1$	82 **Pb** $6s^26p^2$	83 **Bi** $6s^26p^3$	84 **Po** $6s^26p^4$	85 **At** $6s^26p^5$	86 **Rn** $6s^26p^6$
7	87 **Fr** $7s^1$	88 **Ra** $7s^2$	89 **†Ac** $6d^17s^2$	104 **Rf** $6d^27s^2$	105 **Db** $6d^37s^2$	106 **Sg** $6d^47s^2$	107 **Bh**	108 **Hs**	109 **Mt**	110 (271.15)	111 (272.15)	112 (277)		114 (285)		116 (289)		

Lanthanides	58 **Ce** $4f^26s^2$	59 **Pr** $4f^36s^2$	60 **Nd** $4f^46s^2$	61 **Pm** $4f^56s^2$	62 **Sm** $4f^66s^2$	63 **Eu** $4f^76s^2$	64 **Gd** $4f^75d^16s^2$	65 **Tb** $4f^96s^2$	66 **Dy** $4f^{10}6s^2$	67 **Ho** $4f^{11}6s^2$	68 **Er** $4f^{12}6s^2$	69 **Tm** $4f^{13}6s^2$	70 **Yb** $4f^{14}6s^2$	71 **Lu** $4f^{14}5d^16s^2$
Actinides	90 **Th** $6d^27s^2$	91 **Pa** $5f^26d^17s^2$	92 **U** $5f^36d^17s^2$	93 **Np** $5f^46d^17s^2$	94 **Pu** $5f^67s^2$	95 **Am** $5f^77s^2$	96 **Cm** $5f^76d^17s^2$	97 **Bk** $5f^97s^2$	98 **Cf** $5f^{10}7s^2$	99 **Es** $5f^{11}7s^2$	100 **Fm** $5f^{12}7s^2$	101 **Md** $5f^{13}7s^2$	102 **No** $5f^{14}7s^2$	103 **Lr** $5f^{14}6d^17s^2$



Gli elementi del gruppi 1 e 2 riempiono un sottolivello s
Gli elementi dei gruppi dal 13 al 18 riempiono i sottoliveli p
Gli elementi dei gruppi 3 al 12 riempiono i sottolivelli d
Gli elementi nel blocco separato presentano occupati i sottolivelli f

Le **proprietà chimiche degli elementi dipendono dal numero di elettroni nel guscio esterno.**

Sono questi elettroni ad essere coinvolti nelle reazioni chimiche.

Tutti gli elementi di uno stesso gruppo hanno le stesse proprietà chimiche perché hanno lo stesso numero di elettroni nel guscio più esterno.

MOLECOLE

Formate dall'associazione di due o più atomi, tenuti insieme da legami covalenti, che consistono nella condivisione di elettroni. Le molecole di una sostanza sono tutte uguali fra loro.

- Una formula chimica indica <u>quali</u> e <u>quanti</u> atomi sono presenti in una molecola.

- I simboli degli elementi si scrivono uno di seguito all'altro; accanto ai simboli, <u>al pedice</u>, si scrive il numero di atomi di ogni tipo; 1 è sottinteso.

Formule molecolari (brute)

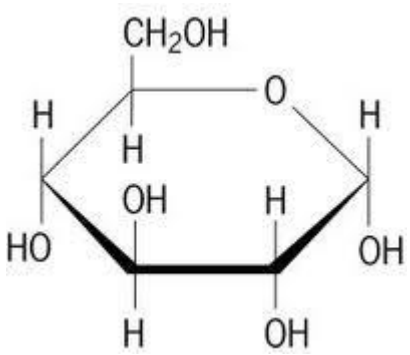
H_2O NH_3 CH_4 $C_6H_{12}O_6$

Formule strutturali

H-O-H

```
H-N-H
  |
  H
```

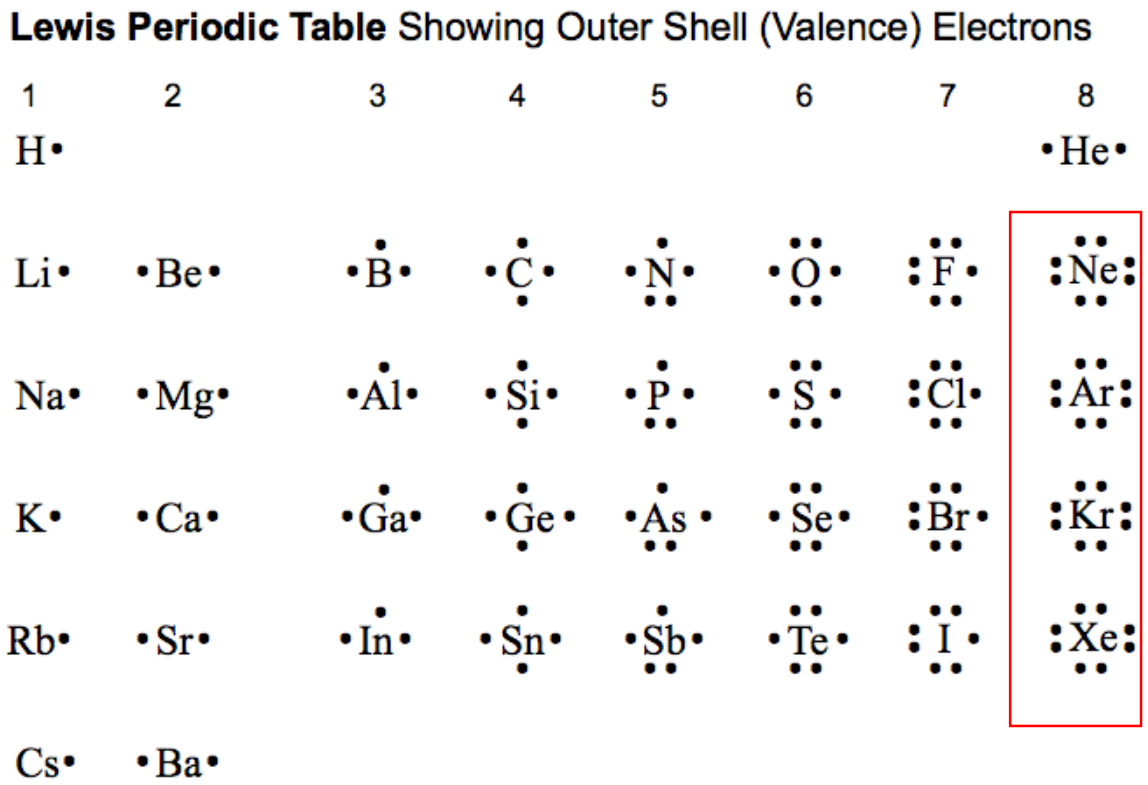
```
  H
  |
H-C-H
  |
  H
```



Il legame covalente e la regola dell'ottetto (di Lewis)

I gas nobili hanno massima stabilità e sono caratterizzati dal possedere 8 elettroni
Nello strato più esterno cioè configurazione s^2p^6

Struttura di Lewis
(elettroni di valenza)



Regola dell’otteto: ogni atomo tende ad acquistare, perdere o mettere in compartecipazione elettroni fino a raggiungere una condizione di stabilità corrispondente ad una configurazione elettronica esterna costituita da otto elettroni, uguale a quella del gas nobile più vicino nella tavola periodica

La regola dell’otteto permette di prevedere la reattività chimica di un elemento sulla base della sua posizione nella tavola periodica.

Group number

s-block elements | *p*-block elements | *d*-block elements | *f*-block elements

Periods	1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1	1 **H** $1s^1$	2 **He** $1s^2$																
2	3 **Li** $2s^1$	4 **Be** $2s^2$											5 **B** $2s^22p^1$	6 **C** $2s^22p^2$	7 **N** $2s^22p^3$	8 **O** $2s^22p^4$	9 **F** $2s^22p^5$	10 **Ne** $2s^22p^6$
3	11 **Na** $3s^1$	12 **Mg** $3s^2$											13 **Al** $3s^23p^1$	14 **Si** $3s^23p^2$	15 **P** $3s^23p^3$	16 **S** $3s^23p^4$	17 **Cl** $3s^23p^5$	18 **Ar** $3s^23p^6$
4	19 **K** $4s^1$	20 **Ca** $4s^2$	21 **Sc** $3d^14s^2$	22 **Ti** $3d^24s^2$	23 **V** $3d^34s^2$	24 **Cr** $3d^54s^1$	25 **Mn** $3d^54s^2$	26 **Fe** $3d^64s^2$	27 **Co** $3d^74s^2$	28 **Ni** $3d^84s^2$	29 **Cu** $3d^{10}4s^1$	30 **Zn** $3d^{10}4s^2$	31 **Ga** $4s^24p^1$	32 **Ge** $4s^24p^2$	33 **As** $4s^24p^3$	34 **Se** $4s^24p^4$	35 **Br** $4s^24p^5$	36 **Kr** $4s^24p^6$
5	37 **Rb** $5s^1$	38 **Sr** $5s^2$	39 **Y** $4d^15s^2$	40 **Zr** $4d^25s^2$	41 **Nb** $4d^45s^1$	42 **Mo** $4d^55s^1$	43 **Tc** $4d^55s^2$	44 **Ru** $4d^75s^1$	45 **Rh** $4d^85s^1$	46 **Pd** $4d^{10}$	47 **Ag** $4d^{10}5s^1$	48 **Cd** $4d^{10}5s^2$	49 **In** $5s^25p^1$	50 **Sn** $5s^25p^2$	51 **Sb** $5s^25p^3$	52 **Te** $5s^25p^4$	53 **I** $5s^25p^5$	54 **Xe** $5s^25p^6$
6	55 **Cs** $6s^1$	56 **Ba** $6s^2$	57 ***La** $5d^16s^2$	72 **Hf** $5d^26s^2$	73 **Ta** $5d^36s^2$	74 **W** $5d^46s^2$	75 **Re** $5d^56s^2$	76 **Os** $5d^66s^2$	77 **Ir** $5d^76s^2$	78 **Pt** $5d^96s^1$	79 **Au** $5d^{10}6s^1$	80 **Hg** $5d^{10}6s^2$	81 **Tl** $6s^26p^1$	82 **Pb** $6s^26p^2$	83 **Bi** $6s^26p^3$	84 **Po** $6s^26p^4$	85 **At** $6s^26p^5$	86 **Rn** $6s^26p^6$
7	87 **Fr** $7s^1$	88 **Ra** $7s^2$	89 **†Ac** $6d^17s^2$	104 **Rf** $6d^27s^2$	105 **Db** $6d^37s^2$	106 **Sg** $6d^47s^2$	107 **Bh**	108 **Hs**	109 **Mt**	110 (271.15)	111 (272.15)	112 (277)		114 (285)		116 (289)		

Lanthanides	58 **Ce** $4f^26s^2$	59 **Pr** $4f^36s^2$	60 **Nd** $4f^46s^2$	61 **Pm** $4f^56s^2$	62 **Sm** $4f^66s^2$	63 **Eu** $4f^76s^2$	64 **Gd** $4f^75d^16s^2$	65 **Tb** $4f^96s^2$	66 **Dy** $4f^{10}6s^2$	67 **Ho** $4f^{11}6s^2$	68 **Er** $4f^{12}6s^2$	69 **Tm** $4f^{13}6s^2$	70 **Yb** $4f^{14}6s^2$	71 **Lu** $4f^{14}5d^16s^2$
Actinides	90 **Th** $6d^27s^2$	91 **Pa** $5f^26d^17s^2$	92 **U** $5f^36d^17s^2$	93 **Np** $5f^46d^17s^2$	94 **Pu** $5f^67s^2$	95 **Am** $5f^77s^2$	96 **Cm** $5f^76d^17s^2$	97 **Bk** $5f^97s^2$	98 **Cf** $5f^{10}7s^2$	99 **Es** $5f^{11}7s^2$	100 **Fm** $5f^{12}7s^2$	101 **Md** $5f^{13}7s^2$	102 **No** $5f^{14}7s^2$	103 **Lr** $5f^{14}6d^17s^2$

Li $1s^2\ 2s^1$ per raggiungere la configurazione dell'He perde l'elettrone più esterno (in catione)

Be $1s^2\ 2s^2$ perde 2 elettroni (in catione bivalente)

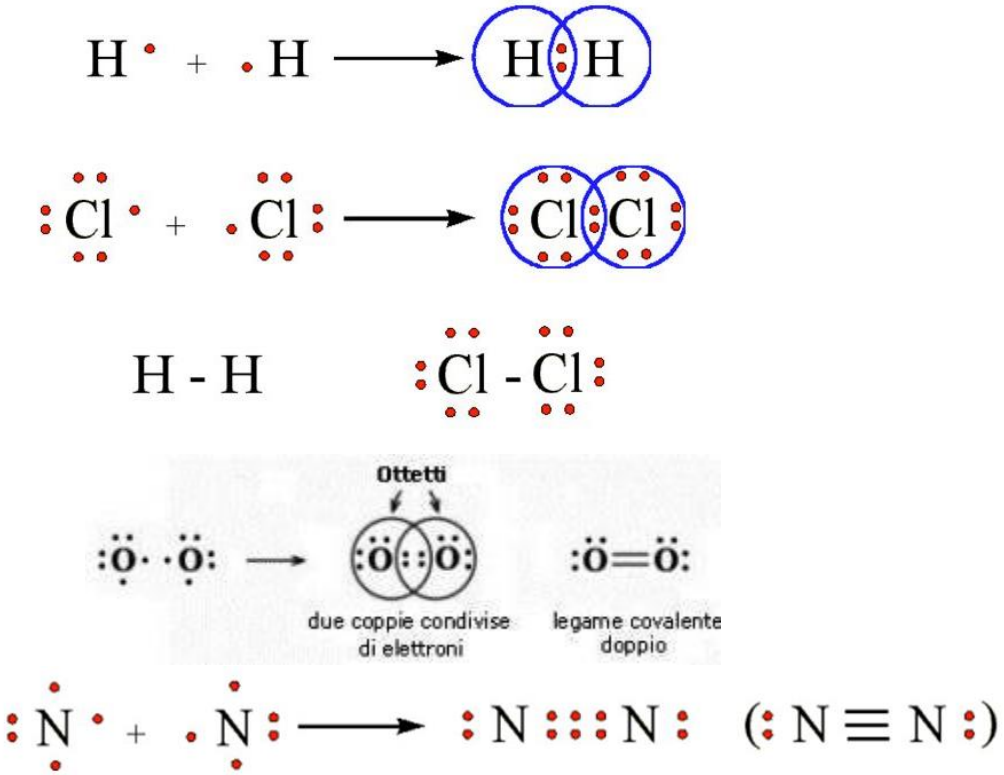
F $1s^2\ 2s^2\ p^5$ ha un solo elettrone in meno rispetto al gas nobile Neon ($1s^2\ 2s^2\ p^6$) tenderà o ad acquistare un elettrone oppure a condividerne il suo con un altro

Na $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^1$ un elettrone in più rispetto gas nobile Neon forte tendenza a perdere due elettroni ; trasformandosi in catione

O $1s^2\ 2s^2\ p^4$ ha due elettroni in meno rispetto al gas nobile Neon tenderà o ad acquistare due elettroni oppure a condividerne due.

Cl $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^5$ ha un solo elettrone in meno rispetto al gas nobile Argon ($1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6$) tenderà o ad acquistare un elettrone (ione positivo monovalente) oppure a condividerne il suo con un altro

C $1s^2\ 2s^2\ p^2$ gli mancano 4 elettroni per raggiungere la configurazione del gas nobile che lo segue il neon quindi condivisione di quattro elettroni con altri atomi



Covalente puro (apolare)

Legame covalente polare: si forma tra atomi diversi con differente elettronegatività

indica il potere di attrazione di un atomo nei confronti degli elettroni del legame con un altro atomo (scala di Pauling, definito una scala arbitraria assegnando il valore minimo (0,7) al francio e massimo (4) al fluoro). Dipende dall'affinità elettronica e dall' energia di ionizzazione

L'affinità elettronica viene definita come l'energia, espressa in Kcal/mol (o KJ/mol), liberata da una mole di atomi neutri allo stato gassoso quando si trasforma in una mole di anioni monovalenti.

Atomo + elettrone- → Atomo- + A.E.
A.E. = affinità elettronica

Andamento dell'affinita' elettronica nella tavola periodica

Associabile alle dimensioni dell'atomo: è tanto maggiore quanto più piccolo è il volume atomico. Infatti più piccolo è un atomo, tanto più vicino al nucleo si collocherà l'elettrone acquistato, liberando maggiori quantità di energia.
Pertanto: **l'affinità elettronica aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra a destra in un periodo.**

Affinità Elettronica (kJ mol^{-1})

1	H 73																	He
2	Li 60	Be											B 27	C 122	N 7	O 141	F 328	Ne
3	Na 53	Mg											Al 42	Si 134	P 72	S 200	Cl 349	Ar
4	K 48	Ca 2	Sc 18	Ti 8	V 51	Cr 65	Mn	Fe 15	Co 64	Ni 112	Cu 119	Zn	Ga 41	Ge 119	As 79	Se 195	Br 353	Kr
5	Rb 47	Sr 5	Y 30	Zr 41	Nb 86	Mo 72	Tc 53	Ru 101	Rh 110	Pd 54	Ag 126	Cd	In 39	Sn 107	Sb 101	Te 190	I 295	Xe
6	Cs 45	Ba 14	La 45	Hf	Ta 31	W 79	Re 14	Os 104	Ir 151	Pt 205	Au 223	Hg	Tl 36	Pb 35	Bi 91	Po 183	At 270	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Energia di ionizzazione

Energia, espressa in Kcal/mol (o KJ/mol), necessaria ad una mole di atomi allo stato gassoso per trasformarla in una mole di cationi monovalenti.

L'atomo che perde l'elettrone, mantiene inalterato il numero di protoni del nucleo e assume una carica positiva. Si forma uno ione positivo, o catione.

Atomo + E.I. → Atomo+ + elettrone-

Andamento dell'energia di ionizzazione nella tavola periodica

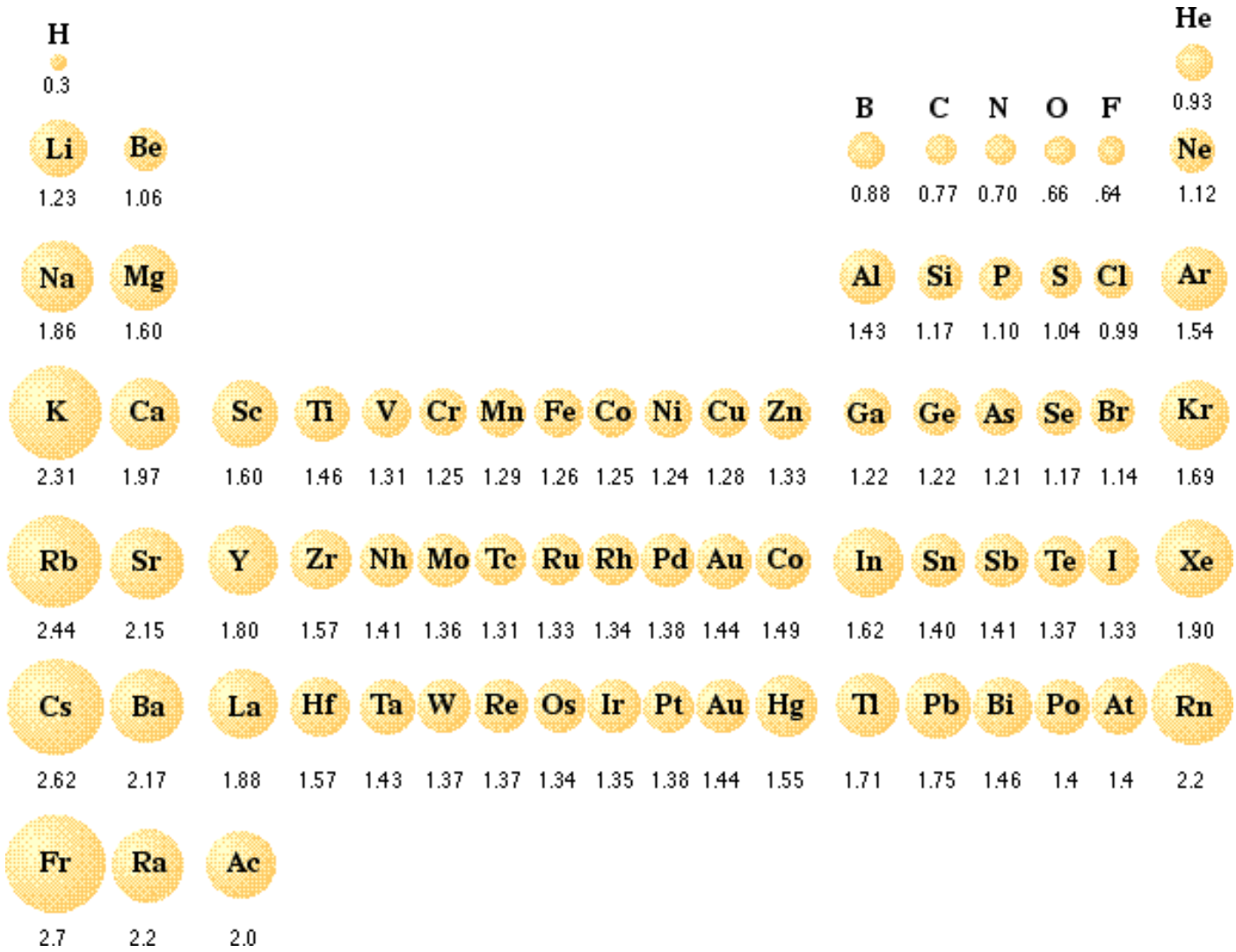
l'energia di ionizzazione aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra a destra in un periodo.

Energia di Prima Ionizzazione (kJ mol^{-1})

1	H 1312																	He 2372
2	Li 520	Be 900											B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
3	Na 496	Mg 738											Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
4	K 419	Ca 590	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 653	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	Y 616	Zr 660	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 805	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 356	Ba 503	La 538	Hf 680	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037
7	Fr 384	Ra 509	Ac 499	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Ce 527	Pr 523	Nd 530	Pm 536	Sm 543	Eu 547	Gd 593	Tb 565	Dy 572	Ho 581	Er 589	Tm 597	Yb 603	Lu 524
Th 587	Pa 568	U 584	Np 597	Pu 585	Am 578	Cm 581	Bk 601	Cf 608	Es 619	Fm 627	Md 635	No 642	Lr 473

Raggio atomico nella tavola periodica



L'elettronegatività aumenta dal basso verso l'alto nei gruppi e da sinistra a destra in un periodo. Per questo motivo gli elementi più elettronegativi si trovano a destra in alto e quelli meno elettronegativi in basso a sinistra

Elettronegatività (Pauling)

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 2.9
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.80	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.10	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 1.87	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

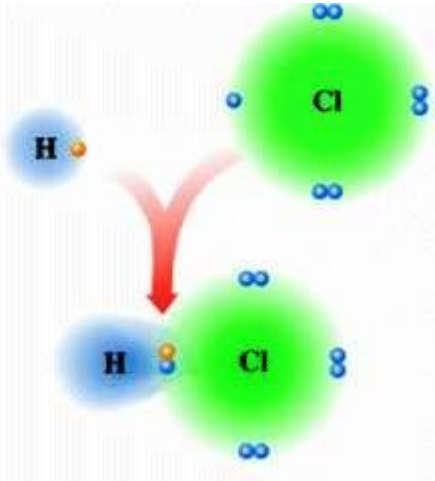
Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.14	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.29	Tb 1.2	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
Th 1.1	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr

Quanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra i due atomi che formano il legame, tanto più elevata è la polarità del legame. Quando la **differenza di elettronegatività fra i due elementi che intendono legarsi è superiore a 1.9**, avviene un trasferimento di elettroni dall'atomo meno elettronegativo all'atomo più elettronegativo. Si realizza in questo caso un legame ionico.

Legame covalente polare

Quando il legame covalente si forma tra atomi che presentano un diverso valore di elettronegatività, la nube elettronica degli elettroni che costituiscono il legame covalente è concentrata sull'atomo più elettronegativo. Si parla in questo caso di **legame covalente polare**.

Abbiamo visto che nel legame covalente puro, gli elettroni vengono condivisi tra atomi dello stesso elemento. Ciascun atomo li attrae con la medesima elettronegatività e pertanto non c'è ragione di pensare che si possa avere un addensamento di carica elettrica negativa prevalentemente su uno o sull'altro dei due nuclei. In altri casi però gli atomi che formano il legame covalente appartengono ad elementi diversi che presentano una diversa elettronegatività. Consideriamo ad esempio la molecola dell'acido Cloridrico (HCl) nella quale H e Cl condividono una coppia di elettroni.



La coppia di elettroni che costituisce il legame covalente risulta spostata verso l'atomo più elettronegativo (in questo caso il Cl). Quest'ultimo acquista quindi una carica parzialmente negativa (δ^-), mentre l'altro atomo (nel nostro caso H) assume una carica parzialmente positiva (δ^+). Si viene a creare pertanto un **dipolo** (due poli) ed il legame corrispondente viene chiamato **legame covalente polare.**

Momento di dipolo molecolare

Dipolo elettrico

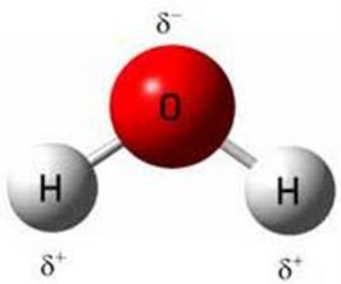
NB: la molecola è complessivamente neutra, ma presenta una separazione di carica internamente

il momento dipolare di un simile dipolo viene definito dal prodotto della carica elettrica δ positiva o negativa per la distanza r dei centri delle due cariche elettriche e cioè:

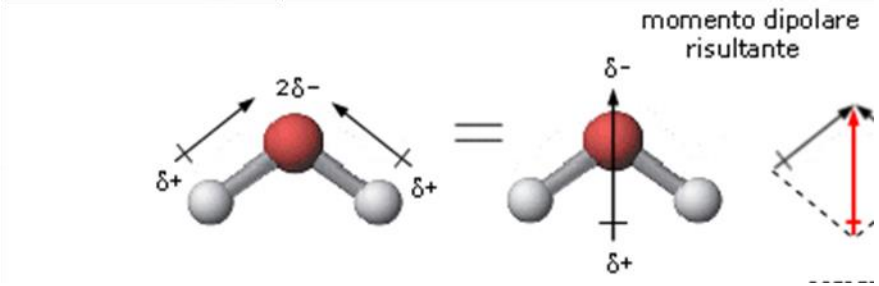
momento dipolare o dipolo elettrico = μ = δ x r (debye, D; SI, Coulomb * metro)

momento di dipolo, è una grandezza vettoriale con verso diretto verso il polo negativo

è una grandezza vettoriale additiva - il momento di dipolo di una molecola intera è la somma vettoriale dei singoli momenti dipolari



Dipolo dell'acqua

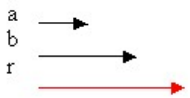


μ=1.85D

Il momento dipolare totale è uguale alla somma vettoriale dei momenti dipolari dei singoli legami

Somma di vettori

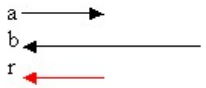
1. ***Stessa direzione e verso***



Il vettore somma avr la stessa direzione e lo stesso verso dei primi due e per modulo la somma dei due moduli.

---

2. ***Stessa direzione, ma verso opposto***

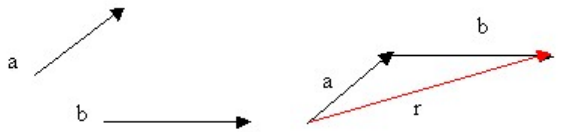


Il vettore somma avr la stessa direzione dei due vettori, come verso quello con intensit maggiore e come modulo la differenza dei moduli.

---

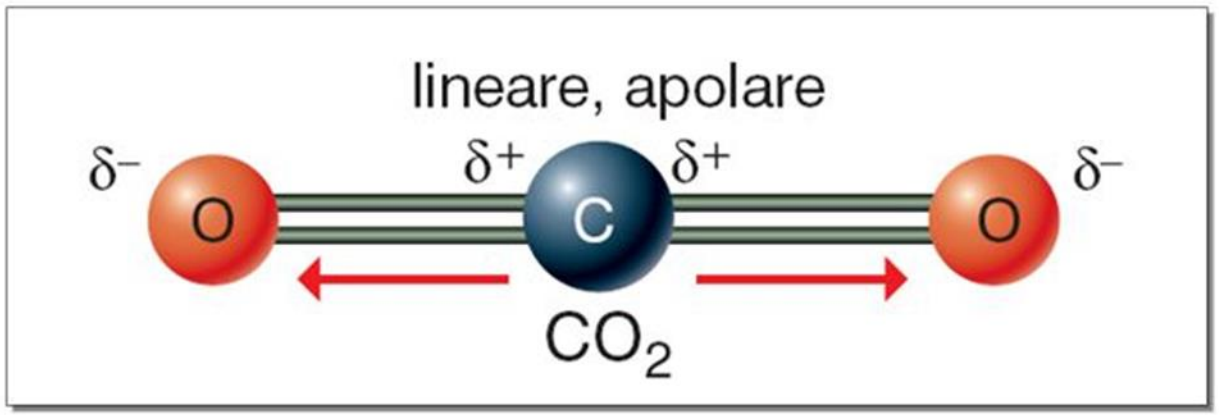
3. ***Direzione diversa***

3. Regola del triangolo:



Si fa coincidere il primo estremo di b con il secondo di a. Il terzo lato che serve a completare il triangolo sar il vettore somma.

La polarità di una molecola dipende sia dalla presenza di legami covalenti sia dalla geometria



Distanza (lunghezza) di legame

- Tanti più elettroni partecipano al legame, tanto minore
- Al diminuire della distanza di legame, aumenta energia di legame
- Dipende anche dalla natura degli atomi
- Unità di misura: angstrom (Å) 10^{-10} m

Legami semplici		Doppi legami		Tripli legami	
H-C	1.09	C=C	1.35	C≡C	1.20
H-N	1.00	C=N	1.30	C≡N	1.16
H-O	0.96	C=O	1.22		
C-C	1.54				
C-N	1.47				
C-O	1.43				
C-Cl	1.76				
C-Br	1.94				
C-I	2.14				

Energia di legame

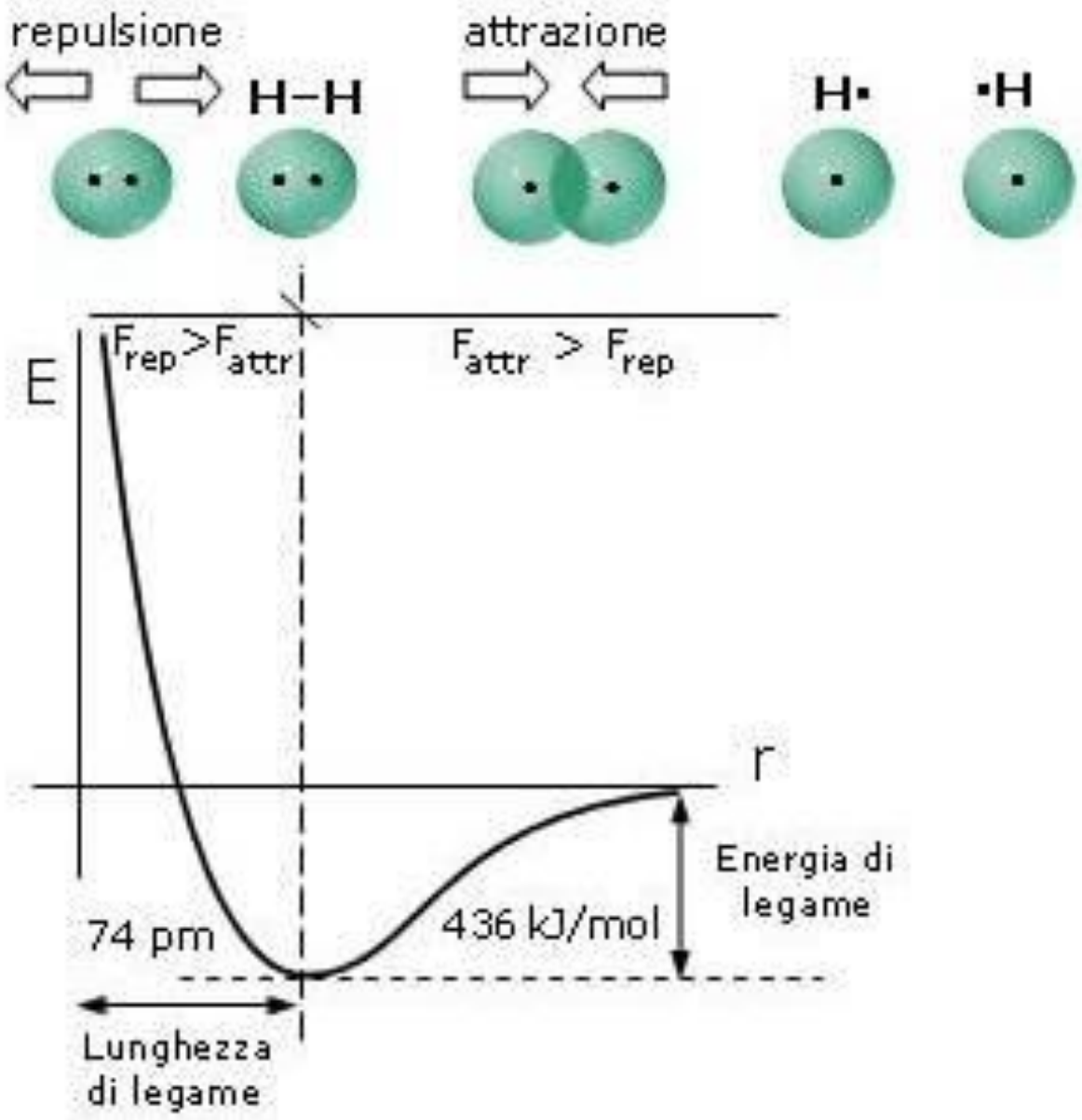
Legame - maggiore stabilità *energetica* (il contenuto energetico del composto finale è inferiore a quello complessivo degli atomi di partenza)

*Legame- liberazione di energia (energia di legame - kJ * mol^{-1})* uguale e di segno opposto a quella necessaria a rompere il legame

Tanto più alta, tanto più stabile il legame

Molecole biatomiche

Molecola	Energia di dissociazione
H_2	104 kcal mol^{-1}
HF	135 kcal mol^{-1}
HCl	103 kcal mol^{-1}
HBr	87 kcal mol^{-1}
HI	71 kcal mol^{-1}
F_2	38 kcal mol^{-1}
Cl_2	58 kcal mol^{-1}
Br_2	46 kcal mol^{-1}
I_2	36 kcal mol^{-1}
N_2	225 kcal mol^{-1}
O_2	118 kcal mol^{-1}
Li_2	26 kcal mol^{-1}


repulsione
attrazione
H–H
H•
•H
E
$F_{rep} > F_{attr}$
$F_{attr} > F_{rep}$
r
Energia di legame
436 kJ/mol
74 pm
Lunghezza di legame

Molecole poliatomiche che contengono **più legami A-B**

$H_2O \rightarrow HO + H$
$HO \rightarrow O + H$

legame O-H: le due energie di dissociazione sono diverse

$H_2O \rightarrow 2\,H + O$

Si definisce una energia di legame media

Energie medie di legame

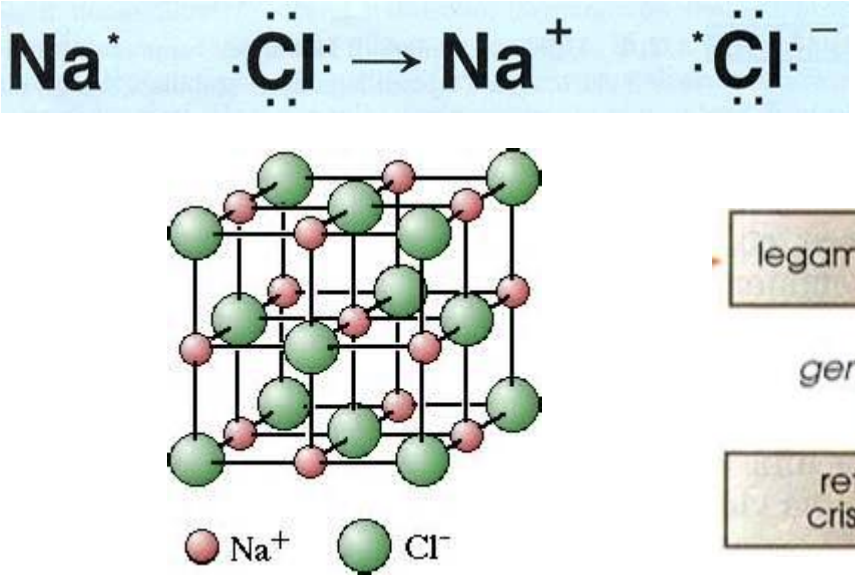
Legame	Energia
H-H	104 kcal mol^{-1}
C-H	99 kcal mol^{-1}
N-H	84 kcal mol^{-1}
S-H	88 kcal mol^{-1}
C-C	79 kcal mol^{-1}
C=C	141 kcal mol^{-1}
C≡C	150 kcal mol^{-1}
C≡N	161 kcal mol^{-1}
C=O	160 kcal mol^{-1}
O-H	110 kcal mol^{-1}
N≡N	170 kcal mol^{-1}

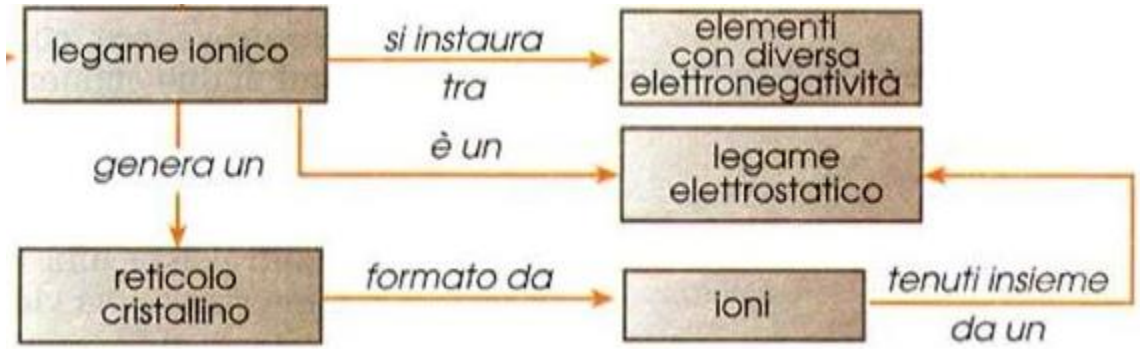
Quanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra i due atomi che formano il legame, tanto più elevata è la polarità del legame. Quando la **differenza di elettronegatività fra i due elementi che intendono legarsi è superiore a 1.9**, avviene un trasferimento di elettroni dall'atomo meno elettronegativo all'atomo più elettronegativo. Si realizza in questo caso un legame ionico.

Legame ionico: forza di attrazione elettrostatica che si stabilisce tra due ioni di carica opposta.

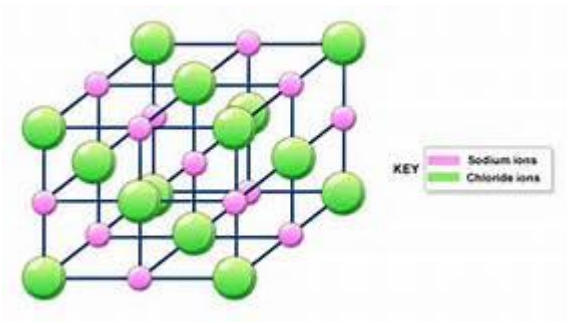
•Il legame ionico si forma tra atomi o gruppi di atomi tra i quali sia avvenuto uno scambio di elettroni: l'atomo o il gruppo atomico che cede elettroni si trasforma in ione positivo (catione), l'atomo o il gruppo atomico che acquista elettroni si trasforma in ione negativo (anione).

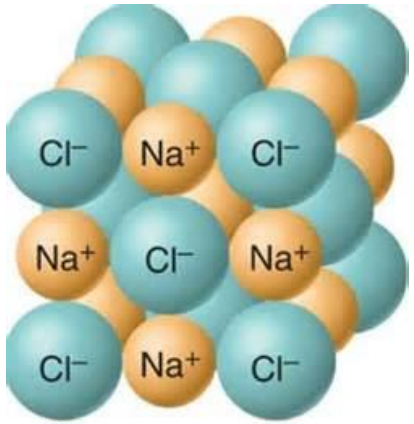
•Questo legame comporta una forte interazione attrattiva elettrostatica e si definisce **ionico** perché l'attrazione riguarda ioni di segno opposto, che si formano a partire da atomi neutri di elementi diversi con elettronegatività differente





Poichè un campione massivo di materia è elettricamente neutro, i composti contenenti ioni, contengono sempre sia cationi che anioni, in modo da neutralizzare la carica complessiva





NaCl crystal

Legami deboli o Forze intermolecolari (di van der Walls)

•I legami deboli includono le interazioni tra molecole o molecole-ioni

• legami intermolecolari hanno una forza nettamente inferiore rispetto a quella dei legami interatomici; scisse per innalzamento della temperatura (0.05 e 40 kJ/mol)

•**interazioni dipolo/dipolo**: tra le estremità opposte delle molecole polari (forze di orientamento o di Keesom)

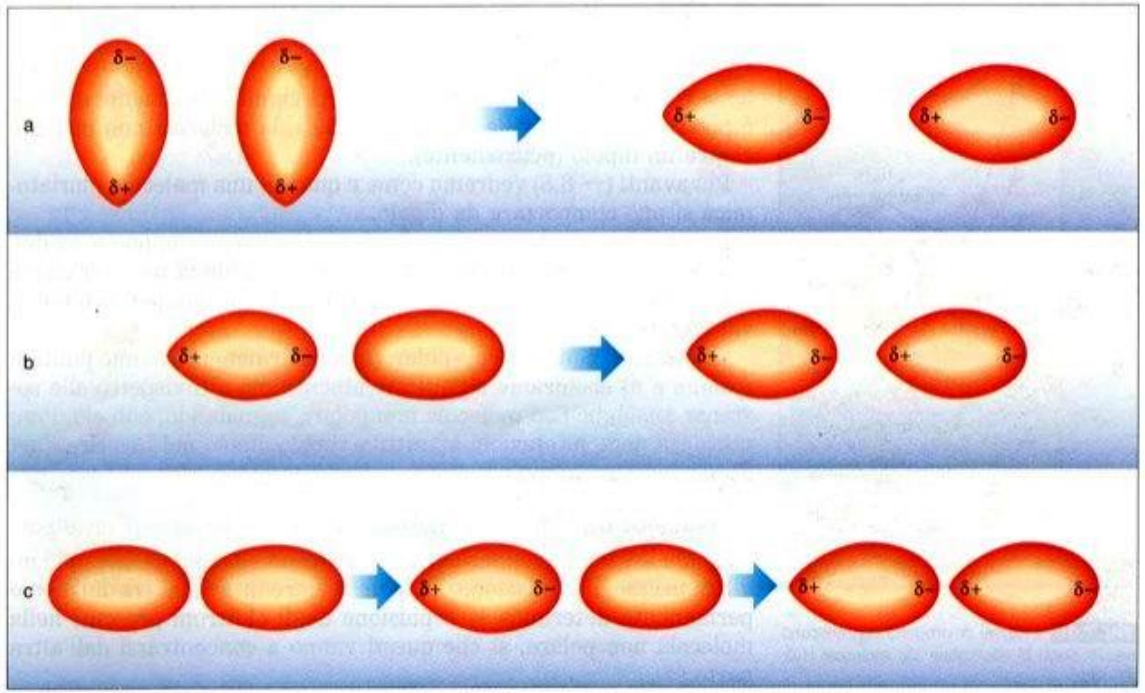
•**interazioni dipolo/dipolo indotto**: tra molecole con dipolo permanente che inducono la formazione di dipoli. (forze di Debye)

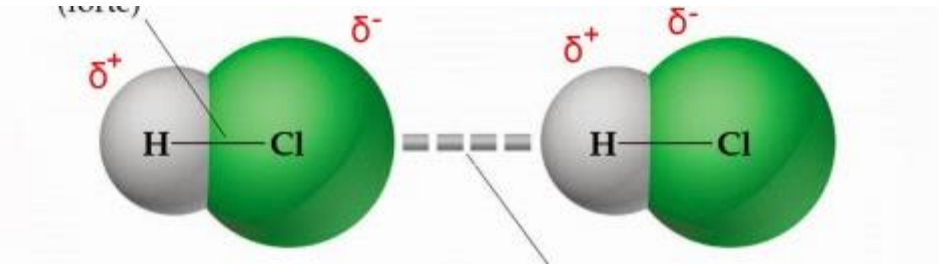
• **Forze di London o dipolo istantaneo**: interazioni tra molecole non polari, dovute a dipoli istantanei

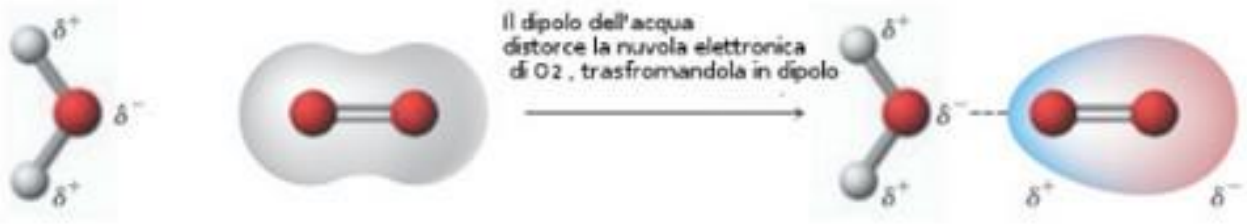
a) Interazioni dipolo-dipolo. Le due molecole si orientano in maniera tale che le polarità opposte siano vicine.

b) Un dipolo induce la polarizzazione in una molecola non polare.

c) Una molecola non polare diventa un dipolo istantaneo.




δ+
δ-
H
Cl
δ+
δ-
H
Cl

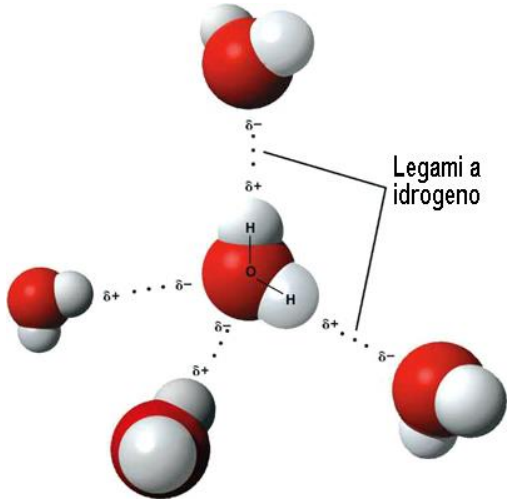

Il dipolo dell'acqua
distorce la nuvola elettronica
di O2 , trasformandola in dipolo

H_2O O_2

Legame idrogeno

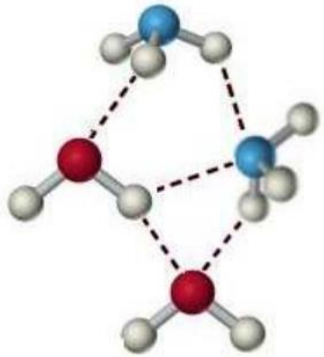
Il **legame a idrogeno** o **ponte a idrogeno** è un caso particolare di forza intermolecolare in cui è implicato un atomo di idrogeno coinvolto in un legame covalente con elementi molto elettronegativi (come fluoro (F), ossigeno (O), azoto (N)),i quali attraggono a sé gli elettroni di valenza, acquisendo una parziale carica negativa (δ-) lasciando l'idrogeno con una parziale carica positiva (δ+). Il legame a idrogeno si forma quando la parziale carica positiva dell'idrogeno viene in contatto con un doppietto elettronico di un elemento fortemente elettronegativo (fluoro, ossigeno o azoto), il quale lega l'H (che viene definito *accettore*, invece l'elemento dove è legato l'H viene definito *donatore*)

Acqua, ammoniaca, fluoruro di idrogeno



Energia di legame (20-50 kJ/mol) superiore a quella
delle altre forze intermolecolari

E' un legame altamente direzionale, atomi devono essere allineati lungo lo stesso asse

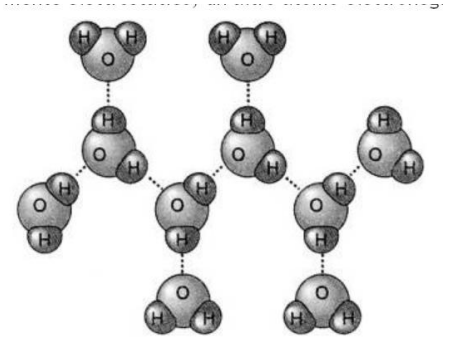


Legami idrogeno tra ammoniaca e acqua

Proprietà fisiche delle sostanze che possono formare legami idrogeno

Mantiene le molecole interessate più distanti fra loro rispetto agli altri tipi di legami-densità.

Allo stato solido una molecola d'acqua è legata con legame idrogeno ad altre quattro molecole, allo stato liquido questa struttura viene demolita e le molecole non sono più costrette in una struttura espansa come quella del solido, è per questo che il ghiaccio è meno denso dell'acqua, la temperatura infatti induce la rottura di alcuni legami idrogeno presenti nel ghiaccio e ciò permette alle molecole di compattarsi



La forza del legame H cresce al crescere dell'elettronegatività

dell'atomo a cui legato l'H

$$H_2S < NH_4 < H_2O < HF$$

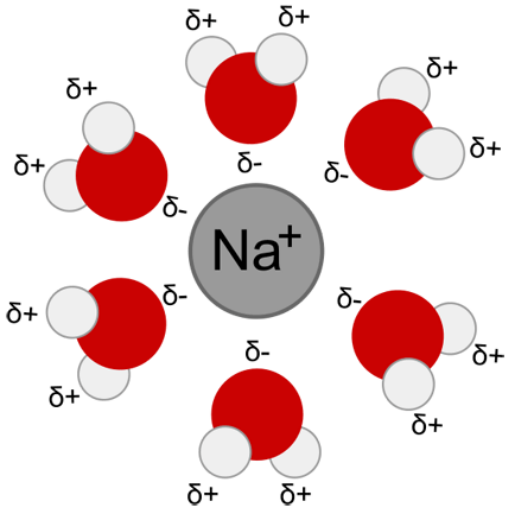
Elettronegatività (Pauling)

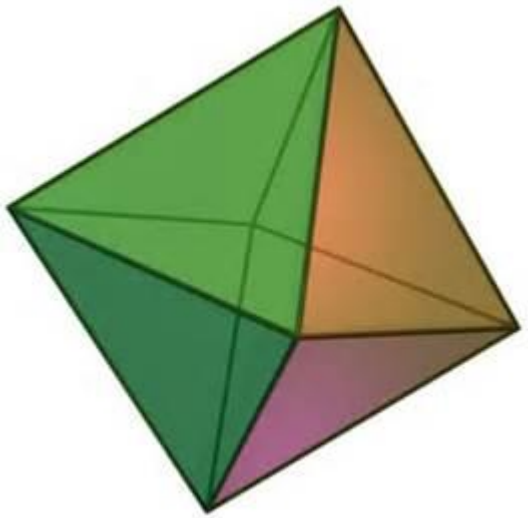
H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 2.9
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.80	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.10	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 1.87	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.14	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.29	Tb 1.2	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
Th 1.1	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr

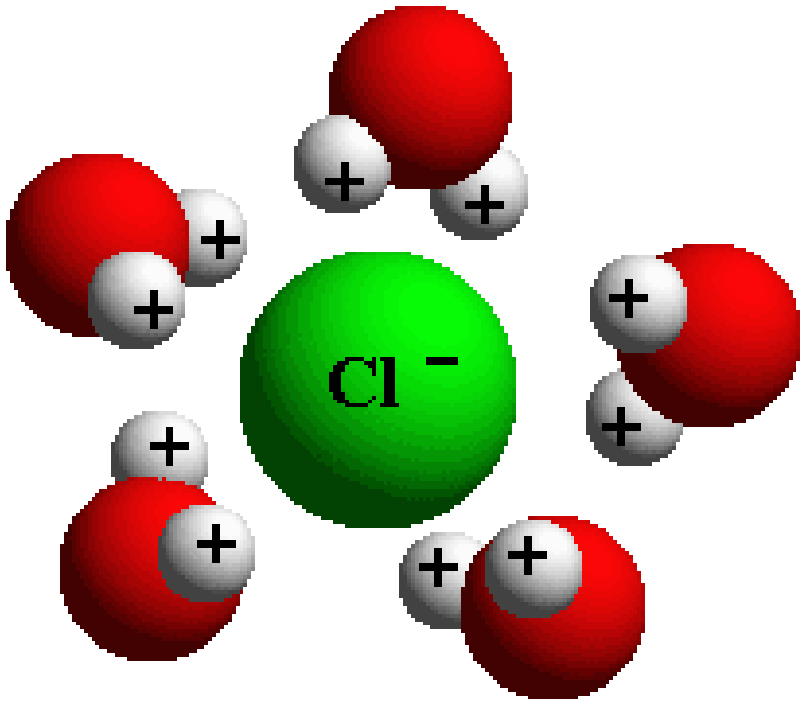
Interazioni ione-dipolo

Tra le cariche unitarie di uno ione e la frazione di carica di segno opposto di un dipolo (tra 5 e 60 kJ/mol)





Solvatazione o idratazione dello ione


Cl⁻