

# 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

Testo consigliato:

Chimica- Principi e reazioni

Autori: Masterton-Hurley

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

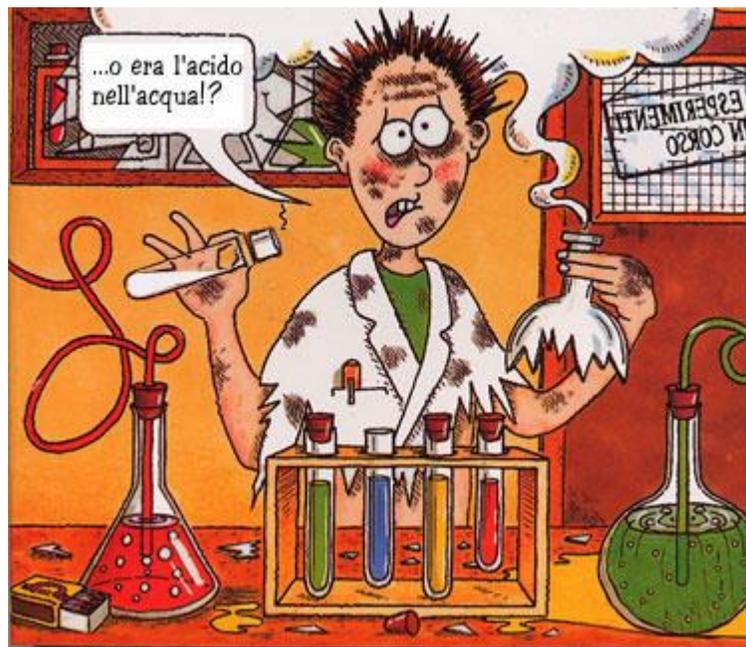
Il voto del corso integrato verrà calcolato come media del voto ricevuto in ciascun insegnamento

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

## MISCELE

**Elementi**  
(carbonio,  
ossigeno, ferro,  
etc.)

**Composti**

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

**Soluzioni**  
(acqua  
salata,  
aria, etc.)

**Miscugli**  
(acqua e  
argilla)

*Non possono  
essere  
scomposti  
chimicamente  
in sostanze più*

*Possono essere  
scomposti negli  
elementi  
costitutivi con  
mezzi chimici*

*Possono essere  
scomposti negli  
elementi  
costitutivi con  
mezzi fisici*

# Elementi e composti

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

Oro



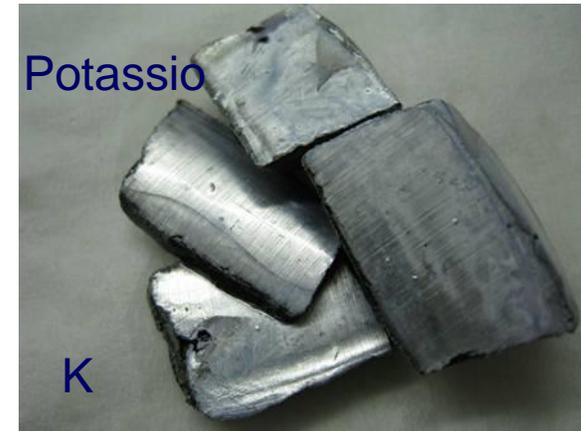
Au

Carbonio



C

Potassio

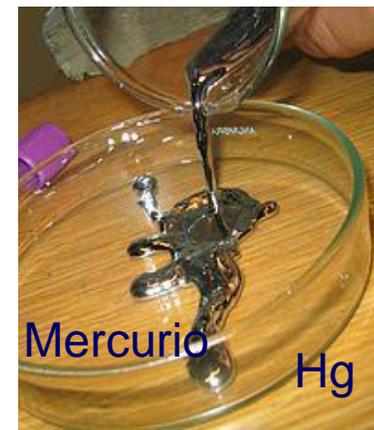


K

Alluminio



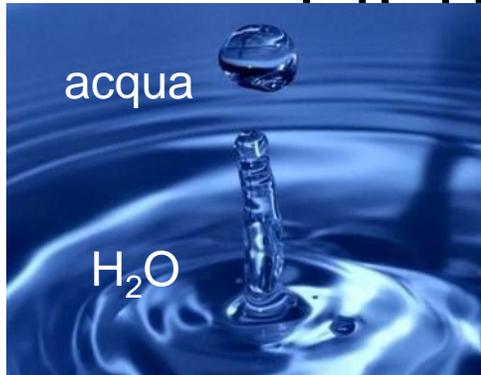
Al



Mercurio

Hg

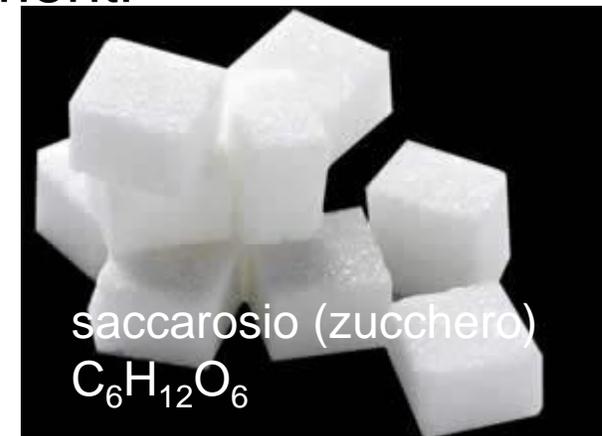
# Elementi e composti



- 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

**Miscugli eterogenei (miscele eterogenee)** :insieme di due o più

sostanze mescolate tra loro, ma tali da conservare ciascuna 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.



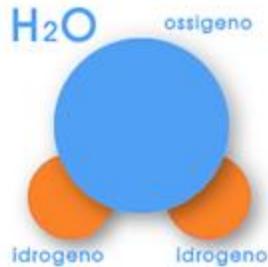
# Alcune sostanze formano miscele omogenee: le soluzioni

- 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.



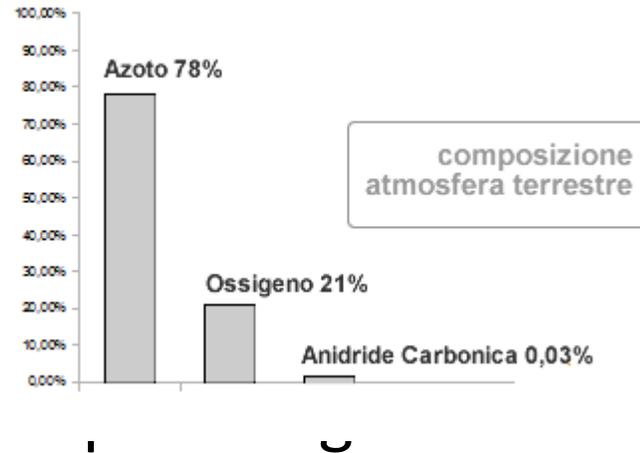
# Il solvente e il soluto



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

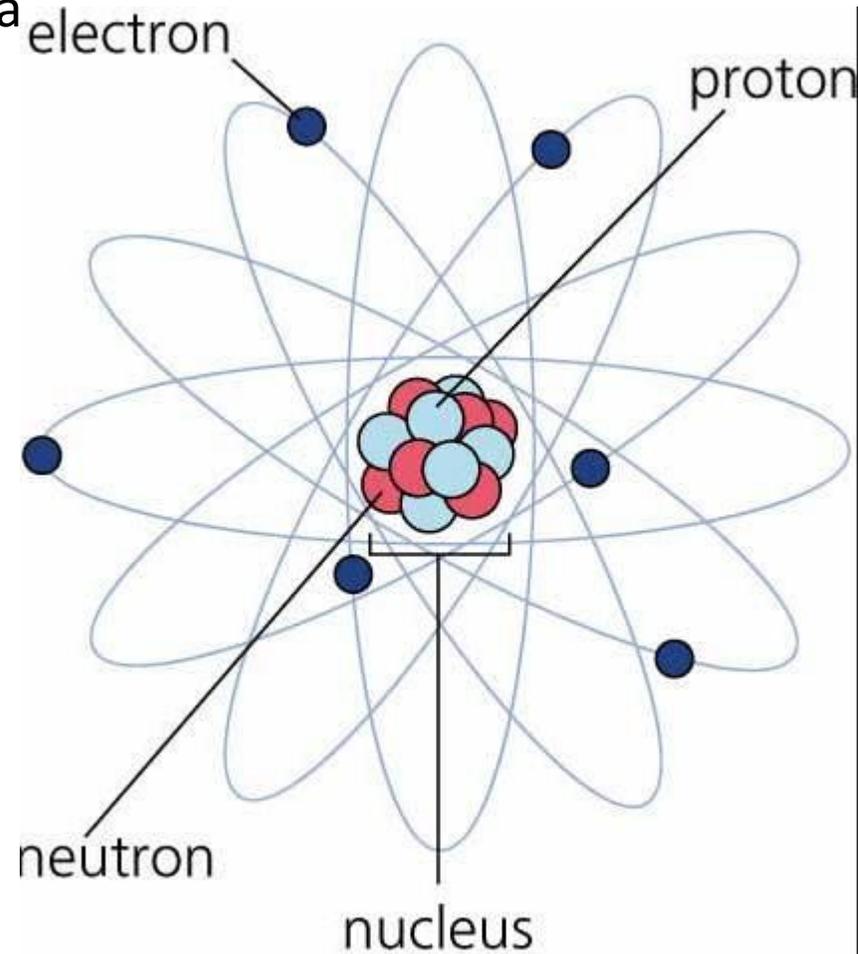
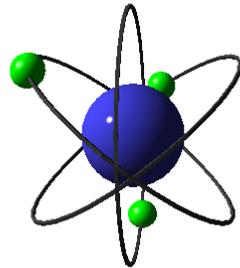
L'acciaio è una lega di ferro e carbonio.

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.

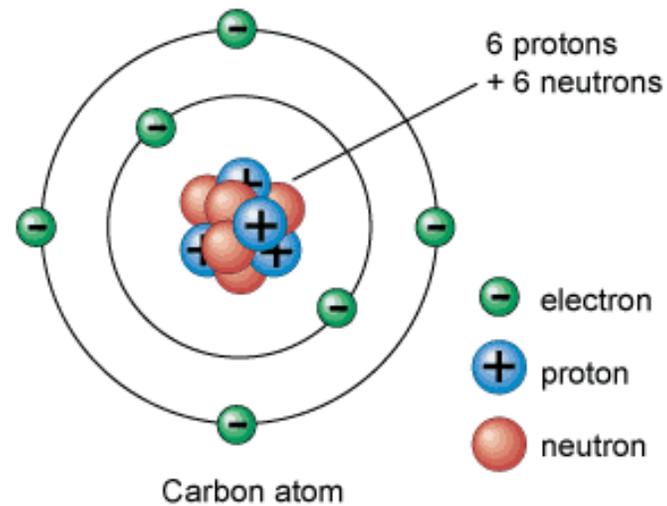
# La struttura dell'atomo (modello atomico della materia)

- 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 neutro.
- Il protone è carico positivamente.
- L'elettrone è carico negativamente.



# La fisica del nucleo

Particelle subnucleari (positive):

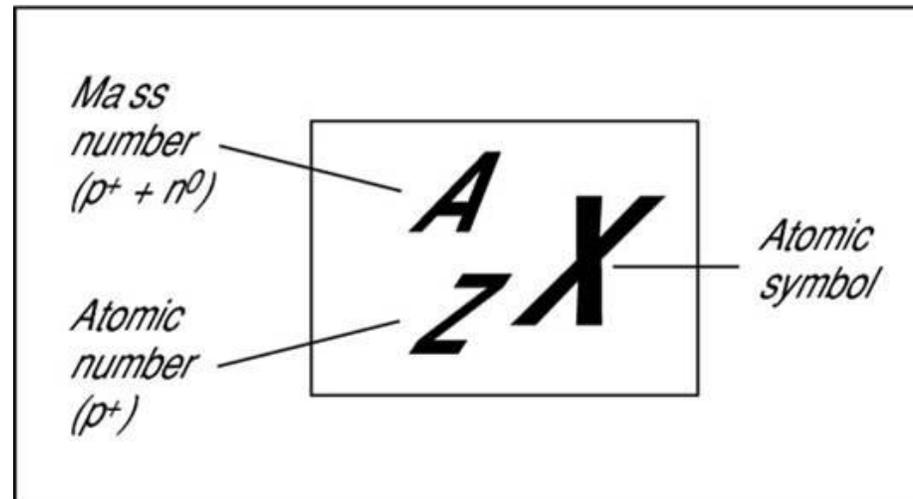
FERMIONI: Quark

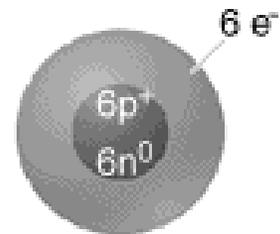
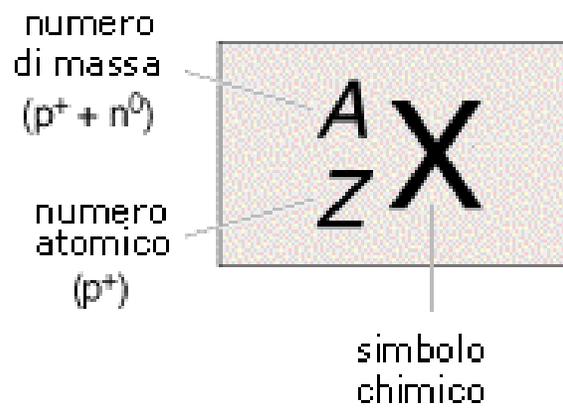
Leptoni

Bosoni

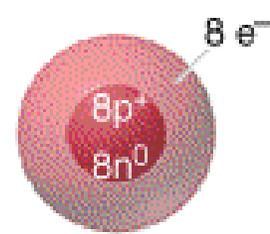
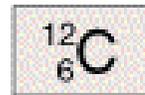
# Il numero atomico e di massa

- 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.

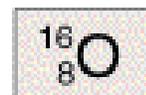




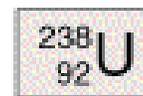
Carbonio-12



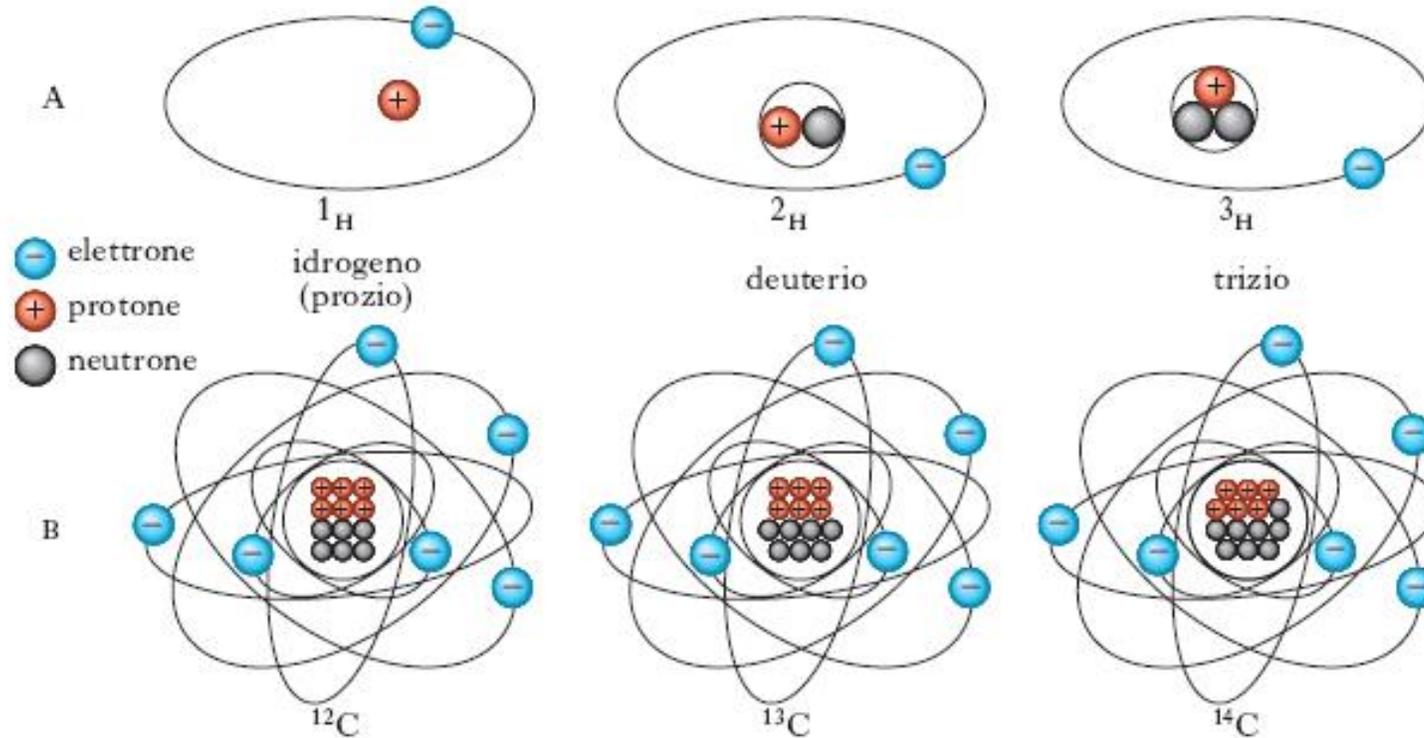
Ossigeno-16



Uranio-238



# ISOTOPI-ugual numero atomico $Z$ ma diverso numero di massa (numero di neutroni)



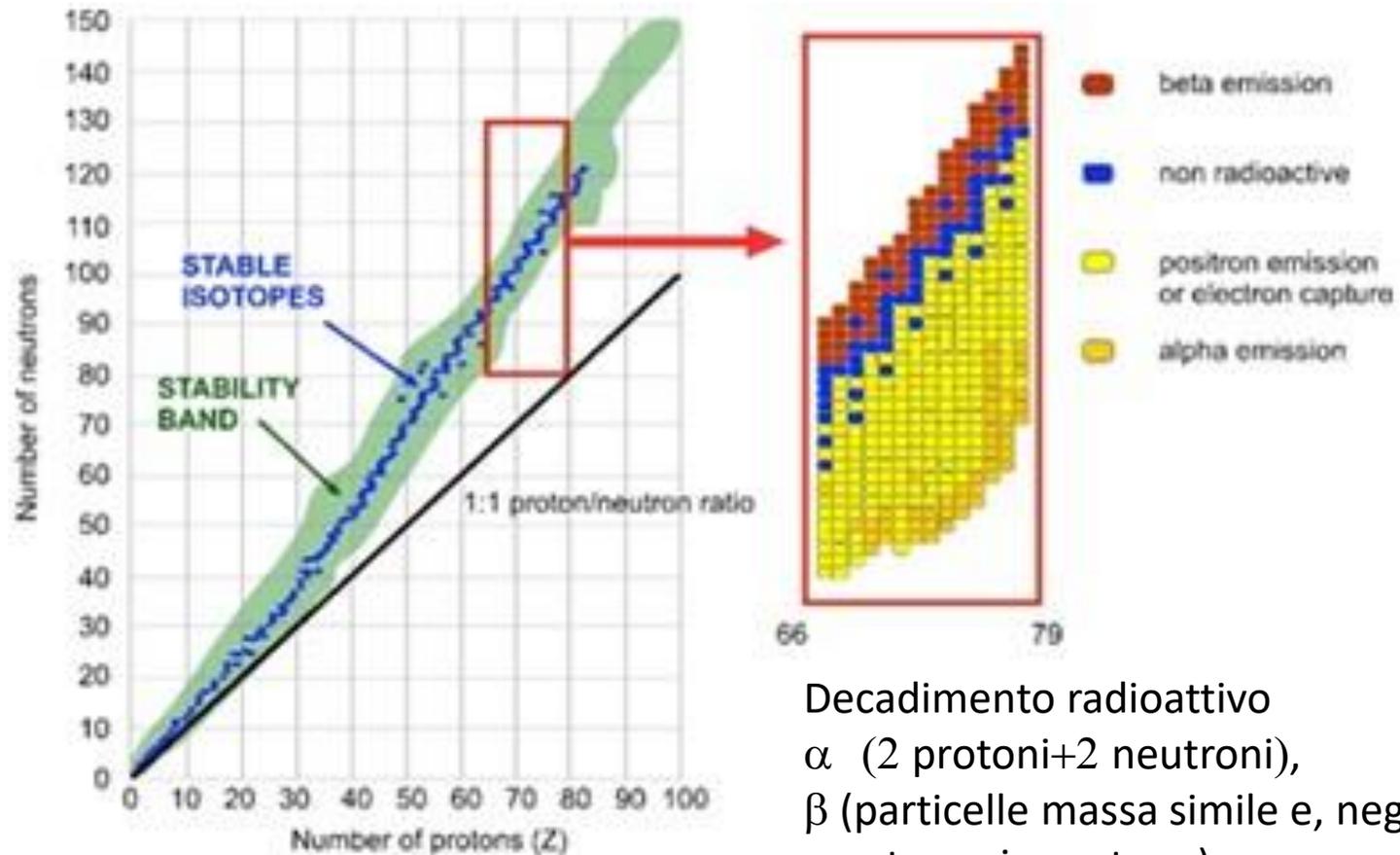
**Nuclide:** specie nucleare caratterizzata da uno specifico numero di massa e uno specifico numero atomico

# Abbondanza isotopica (%)

$^{12}\text{C}$	98,89
$^{13}\text{C}$	1.11
$^{14}\text{C}$	tracce
$^{14}\text{N}$	99.63
$^{15}\text{N}$	0.36
$^{16}\text{O}$	99.76
$^{17}\text{O}$	0.03
$^{18}\text{O}$	0.20

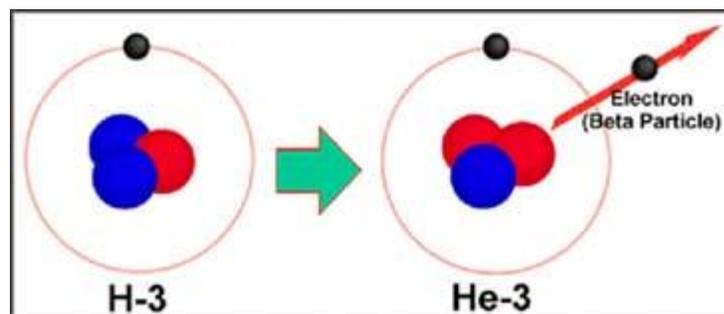
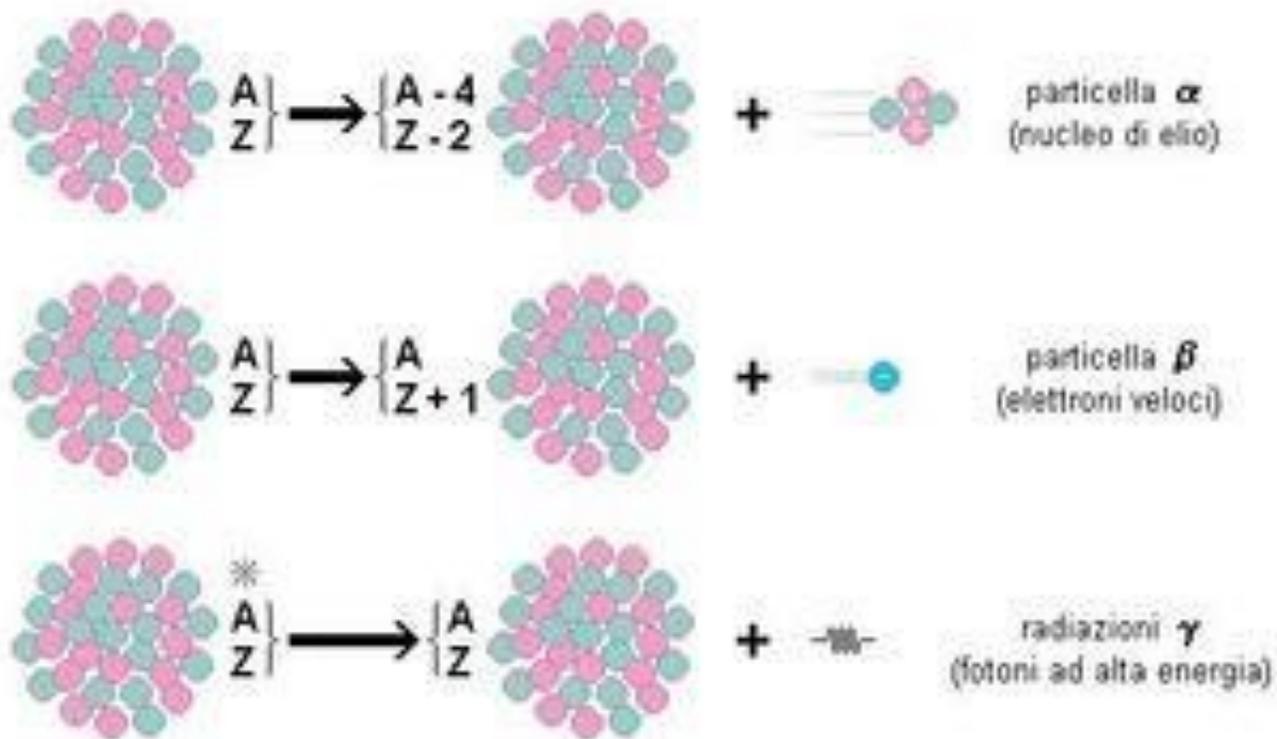
# Isotopi stabili ed instabili

## Banda di stabilità dei nuclidi



Decadimento radioattivo  
 $\alpha$  (2 protoni+2 neutroni),  
 $\beta$  (particelle massa simile e, neg. e pos.,  
neutrone in protone)  
 $\gamma$  (radiazioni elettromagnetiche)

### Emissioni dei nuclei radioattivi



**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

<b>Serie</b>	<b>Isotopo di partenza</b>	<b>Emivita (in anni)</b>	<b>Isotopo stabile finale</b>
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

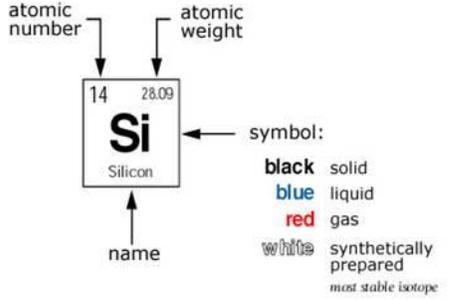
# Massa atomica relativa ed assoluta

- Massa atomica assoluta (espressa in unità di misura standard)- uguale (idrogeno) o multipla di circa  $10^{-27}$  Kg
- **Unità di misura di massa atomica unificata** (u.m.a).-  
1 uma è la massa equivalente alla dodicesima parte della massa del nucleo del  $^{12}\text{C}$
- Difetto di massa (differenza tra la somma delle masse dei protoni e neutroni e la massa effettiva del nucleo)
- **Unità di massa atomica relativa**: *rapporto tra unità di massa atomica assoluta e 1 uma*
- *Massa atomica relativa = massa atomica assoluta /  $1,660538 \cdot 10^{-27}$  ( peso atomico relativo o o peso atomico)*

# Periodic Table of the Elements



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



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

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

**PERIODI**

**GRUPPI**

Periodic Table of the Elements



1 H Hydrogen	2 He Helium																
3 Li Lithium	4 Be Beryllium	5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon										
11 Na Sodium	12 Mg Magnesium	13 Al Aluminum	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon										
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
55 Cs Cesium	56 Ba Barium	57 La Lanthanum	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantalum	74 W Tungsten	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platinum	79 Au Gold	80 Hg Mercury	81 Tl Thallium	82 Pb Lead	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	104 Rf Rutherfordium	105 Ha Hahnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium				(113)		(115)		(117)	

58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium
90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

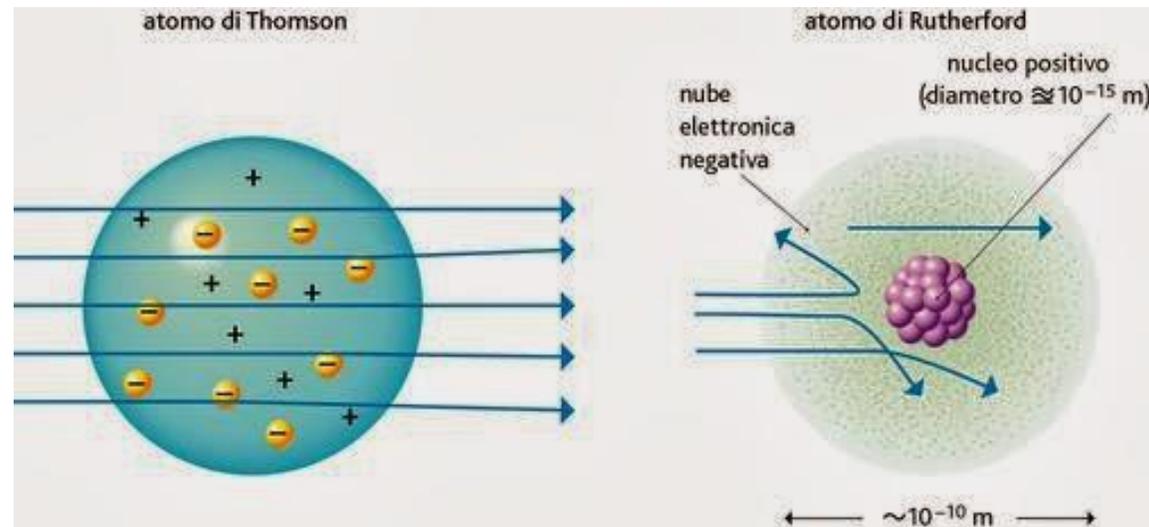
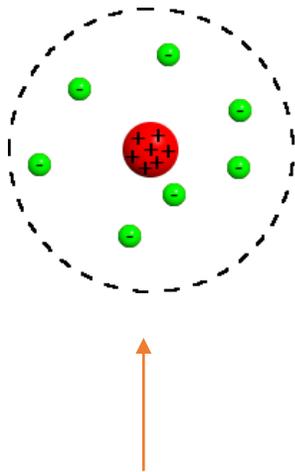
Copyright © 2009 Oxford Labs

Gruppo: atomi di uguale comportamento chimico



## Struttura dell'atomo

- Ruolo chiave gli studi di Rutherford (1919-1920)
- ✓ fasci di particelle  $\alpha$  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

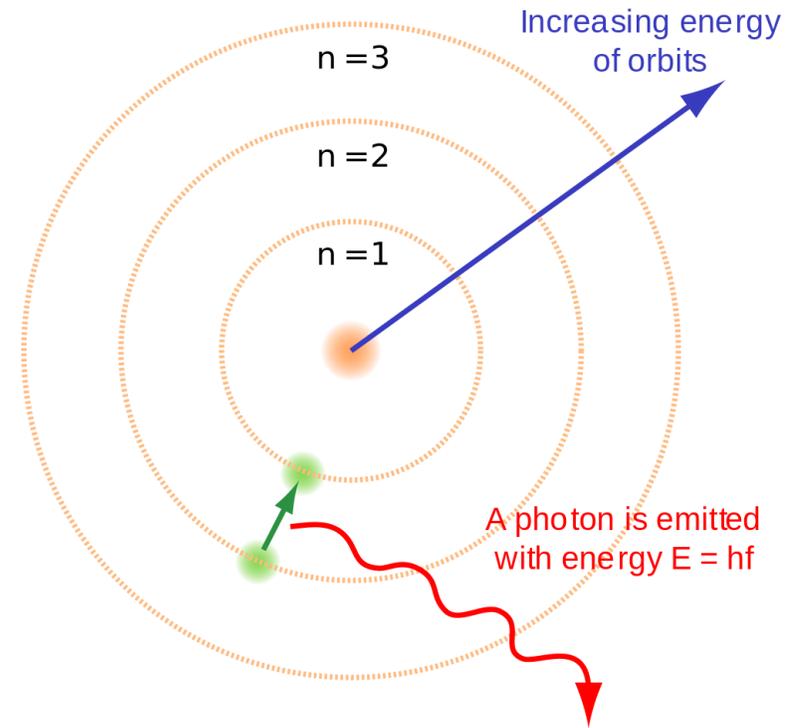
Basata sul concetto che quando nel corso di un evento due corpi si scambiano energia questa non può essere mai inferiore ad una certa quantità minima (QUANTO) e pari a suoi multipli.

$$\Delta E = h\nu; 2 h\nu; 3 h\nu \dots n h\nu$$

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

# Modello atomico di Bohr (introduzione concetto della natura quantica dell'energia degli elettroni nell'atomo) (esperimenti di Rutherford, teoria quantica e leggi di Einstein che descrivono l'energia radiante come un fascio di unità di energia discrete chiamate fotoni)

- ✓ 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 elettroni 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 è accompagnato dal rilascio o assorbimento di una quantità discreta e ben definita di energia (quanti di energia).

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 intrinsecamente 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

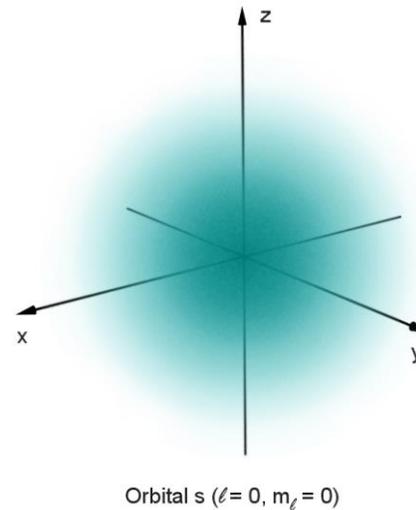
In meccanica quantistica l'**equazione di Schrödinger** è un'equazione fondamentale che determina l'evoluzione temporale dello stato di un sistema, ad esempio di una particella, di un atomo o di una molecola.

Le soluzioni sono dette **funzioni d'onda**  $\psi$ . 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  $\psi$  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 da comprendere il 95% della probabilità elettronica



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

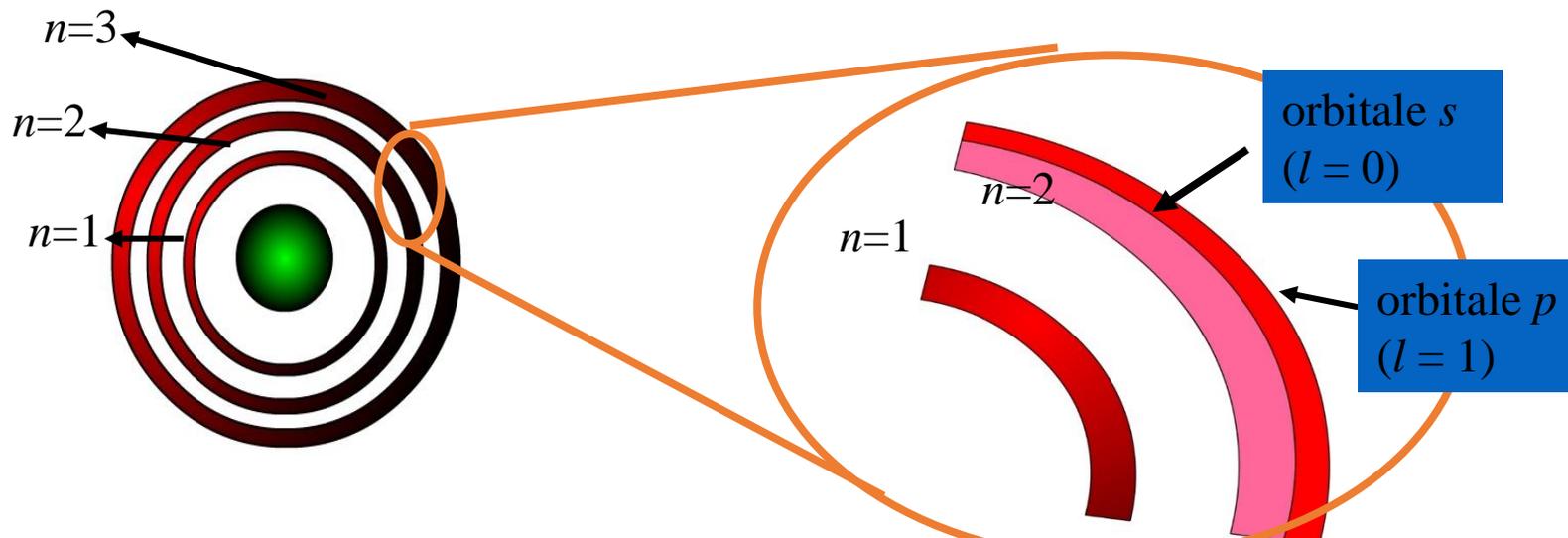
Un quarto numero quantico

- 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
  - $n = 1, \dots, 7$
  - Descrive la distanza dal nucleo
  - Maggiore è  $n$ , maggiore è l'energia
- **Numero Quantico Angolare  $l$**
  - Rappresenta i livelli sub-energetici
  - $l = 0, \dots, n-1$
  - Descrive la geometria orbitale
  - Rappresentato dalle lettere  $s, p, d$  e  $f$ .



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).

## Se $n = 1$

$l = 0 \rightarrow$  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 $n = 3$

$l = 0 \rightarrow$  orbitale di tipo s

$l = 1 \rightarrow$  orbitale di tipo p

$l = 2 \rightarrow$  orbitale di tipo d

## Se $n = 4$

$l = 0 \rightarrow$  orbitale di tipo s

$l = 1 \rightarrow$  orbitale di tipo p

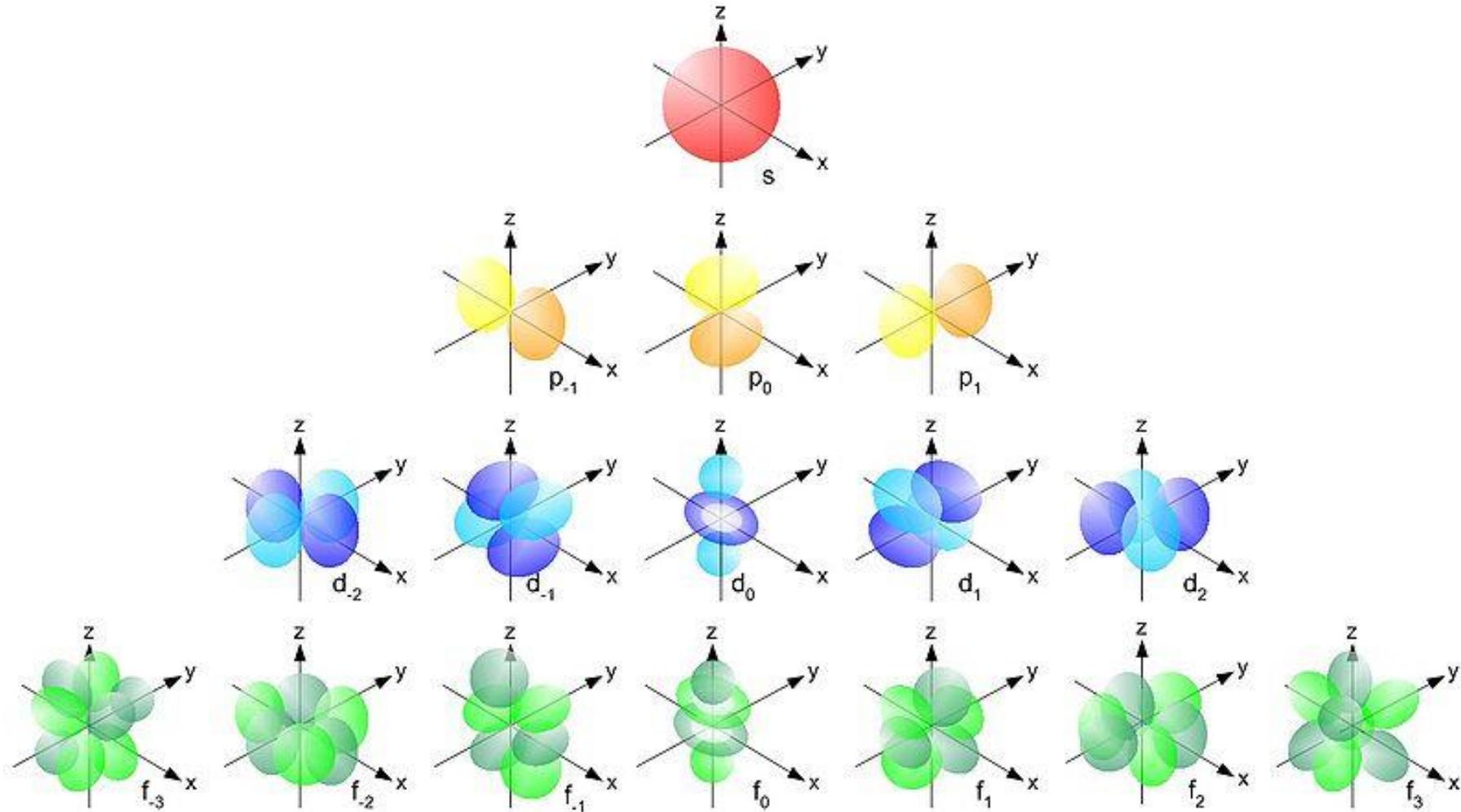
$l = 2 \rightarrow$  orbitale di tipo d

$l = 3 \rightarrow$  orbitale di tipo f

# Numero quantico magnetico $m_l$

( $-l \dots 0 \dots l$ )

Numero di orientazioni di un orbitale nello spazio



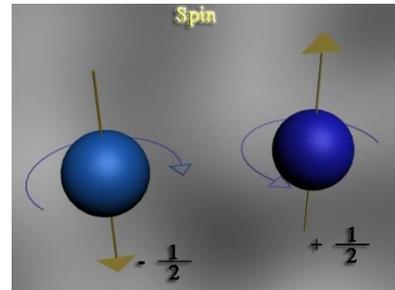
# Numeri quantici e orbitali

	$s (l=0)$	$p (l=1)$			$d (l=2)$					$f (l=3)$						
	$m=0$	$m=0$	$m=\pm 1$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=0$	$m=\pm 1$		$m=\pm 2$		$m=\pm 3$	
	$s$	$p_z$	$p_x$	$p_y$	$d_{z^2}$	$d_{xz}$	$d_{yz}$	$d_{xy}$	$d_{x^2-y^2}$	$f_{z^3}$	$f_{xz^2}$	$f_{yz^2}$	$f_{xyz}$	$f_{z(x^2-y^2)}$	$f_{x(x^2-3y^2)}$	$f_{y(3x^2-y^2)}$
n=1																
n=2																
n=3																
n=4																
n=5										...	...	...	...	...	...	...
n=6					...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...
n=7		...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...

## Come si distribuiscono gli elettroni negli orbitali ?

# Configurazione elettronica

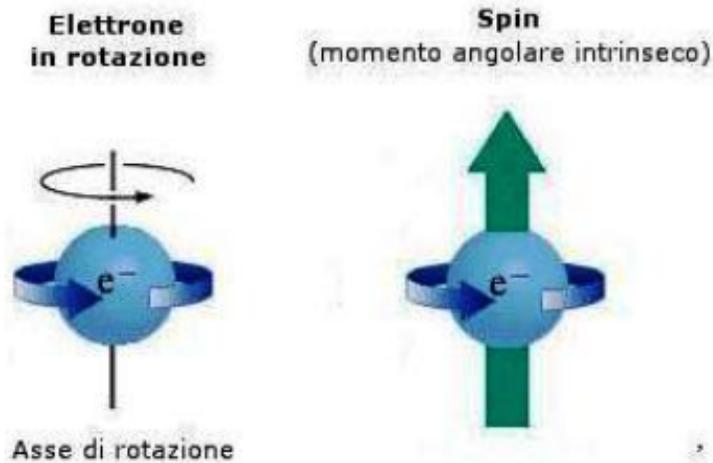
## Numero quantico di spin ( $m_s$ )



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:  $m_s = +\frac{1}{2}$  e  $m_s = -\frac{1}{2}$ .

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.



Inoltre, poichè l'elettrone possiede anche una **carica elettrica**, il suo movimento a trottola gli conferiva un'altra proprietà, quella cioè di una minuscola calamita con polo nord e polo sud. Anche questa proprietà dell'elettrone fu rappresentata con un vettore che prese il nome di **momento magnetico dell'elettrone**.

Per descrivere l'orientazione del vettore di spin dell'elettrone, fu definito quindi un quarto numero quantico che, simboleggiato con  $m_s$ , prese il nome di **numero quantico di spin**.

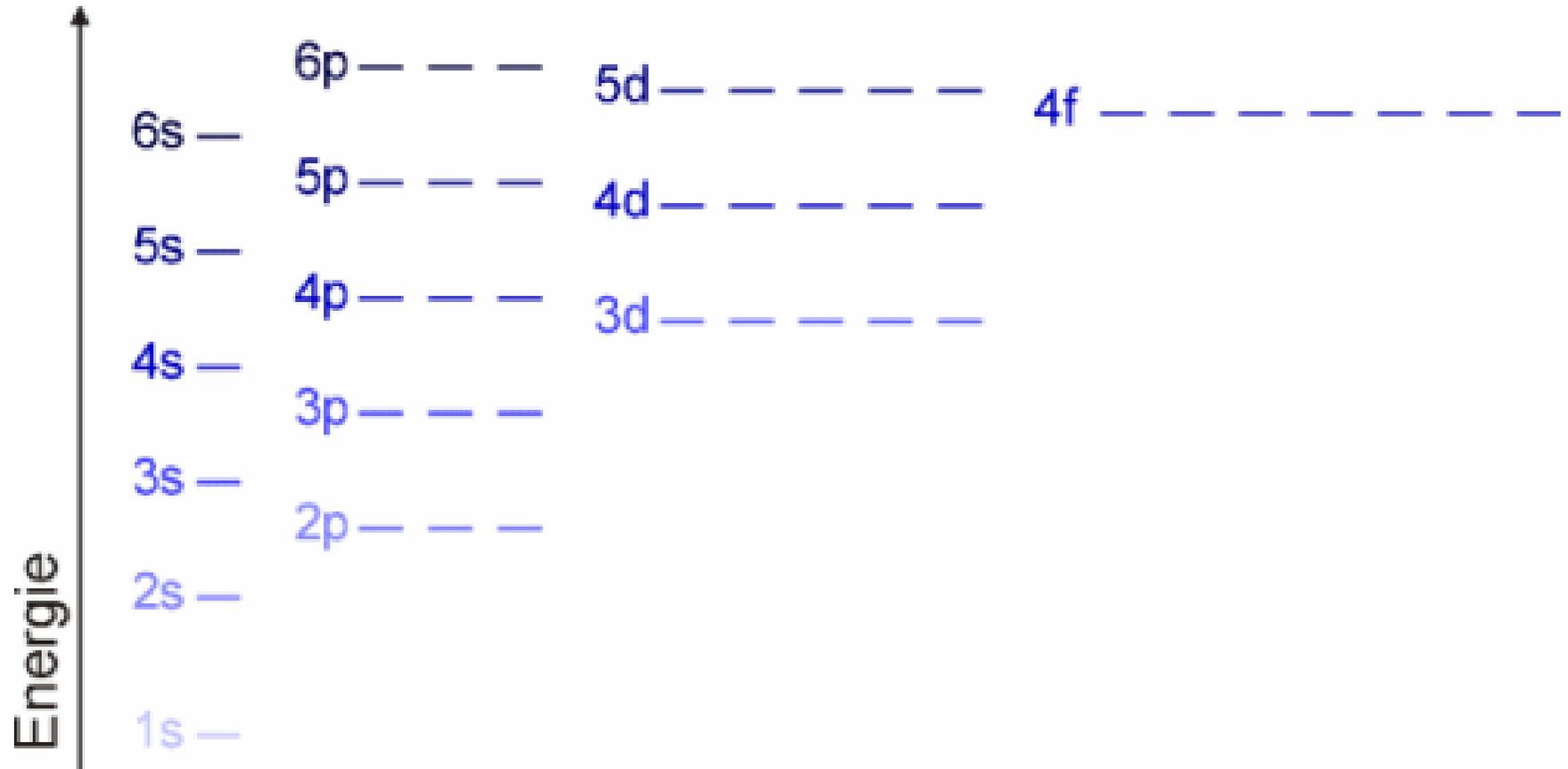
**Principio di esclusione di Pauli:** in un atomo di un elemento, due elettroni non possono avere la stessa serie di quattro numeri quantici. **Ciascun orbitale puo' ospitare al massimo due elettroni con spin opposti**

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

Come si rappresenta la configurazione elettronica?

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

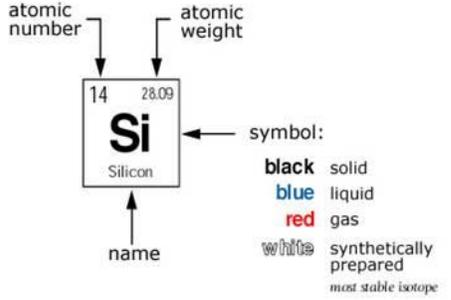
11 elettroni (Sodio-Na)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



# Periodic Table of the Elements



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



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

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

Group number

1 1A 2 2A 13 3A 14 4A 15 5A 16 6A 17 7A 18 8A

1 **H**  $1s^1$  **He**  $1s^2$

2 **Li**  $2s^1$  **Be**  $2s^2$  **B**  $2s^2 2p^1$  **C**  $2s^2 2p^2$  **N**  $2s^2 2p^3$  **O**  $2s^2 2p^4$  **F**  $2s^2 2p^5$  **Ne**  $2s^2 2p^6$

3 **Na**  $3s^1$  **Mg**  $3s^2$  3 **B**  $3s^2 3p^1$  4 **Si**  $3s^2 3p^2$  5 **P**  $3s^2 3p^3$  6 **S**  $3s^2 3p^4$  7 **Cl**  $3s^2 3p^5$  8 **Ar**  $3s^2 3p^6$

4 **K**  $4s^1$  **Ca**  $4s^2$  21 **Sc**  $3d^1 4s^2$  22 **Ti**  $3d^2 4s^2$  23 **V**  $3d^3 4s^2$  24 **Cr**  $3d^5 4s^1$  25 **Mn**  $3d^5 4s^2$  26 **Fe**  $3d^6 4s^2$  27 **Co**  $3d^7 4s^2$  28 **Ni**  $3d^8 4s^2$  29 **Cu**  $3d^{10} 4s^1$  30 **Zn**  $3d^{10} 4s^2$  31 **Ga**  $4s^2 4p^1$  32 **Ge**  $4s^2 4p^2$  33 **As**  $4s^2 4p^3$  34 **Se**  $4s^2 4p^4$  35 **Br**  $4s^2 4p^5$  36 **Kr**  $4s^2 4p^6$

5 **Rb**  $5s^1$  **Sr**  $5s^2$  39 **Y**  $4d^1 5s^2$  40 **Zr**  $4d^2 5s^2$  41 **Nb**  $4d^4 5s^1$  42 **Mo**  $4d^5 5s^1$  43 **Tc**  $4d^5 5s^2$  44 **Ru**  $4d^7 5s^1$  45 **Rh**  $4d^8 5s^1$  46 **Pd**  $4d^{10}$  47 **Ag**  $4d^{10} 5s^1$  48 **Cd**  $4d^{10} 5s^2$  49 **In**  $5s^2 5p^1$  50 **Sn**  $5s^2 5p^2$  51 **Sb**  $5s^2 5p^3$  52 **Te**  $5s^2 5p^4$  53 **I**  $5s^2 5p^5$  54 **Xe**  $5s^2 5p^6$

6 **Cs**  $6s^1$  **Ba**  $6s^2$  \***La**  $5d^1 6s^2$  72 **Hf**  $5d^2 6s^2$  73 **Ta**  $5d^3 6s^2$  74 **W**  $5d^4 6s^2$  75 **Re**  $5d^5 6s^2$  76 **Os**  $5d^6 6s^2$  77 **Ir**  $5d^7 6s^2$  78 **Pt**  $5d^9 6s^1$  79 **Au**  $5d^{10} 6s^1$  80 **Hg**  $5d^{10} 6s^2$  81 **Tl**  $6s^2 6p^1$  82 **Pb**  $6s^2 6p^2$  83 **Bi**  $6s^2 6p^3$  84 **Po**  $6s^2 6p^4$  85 **At**  $6s^2 6p^5$  86 **Rn**  $6s^2 6p^6$

7 **Fr**  $7s^1$  **Ra**  $7s^2$  89 **†Ac**  $6d^1 7s^2$  104 **Rf**  $6d^2 7s^2$  105 **Db**  $6d^3 7s^2$  106 **Sg**  $6d^4 7s^2$  107 **Bh** 108 **Hs** 109 **Mt** 110 (271.15) 111 (272.15) 112 (277) 114 (285) 116 (289)

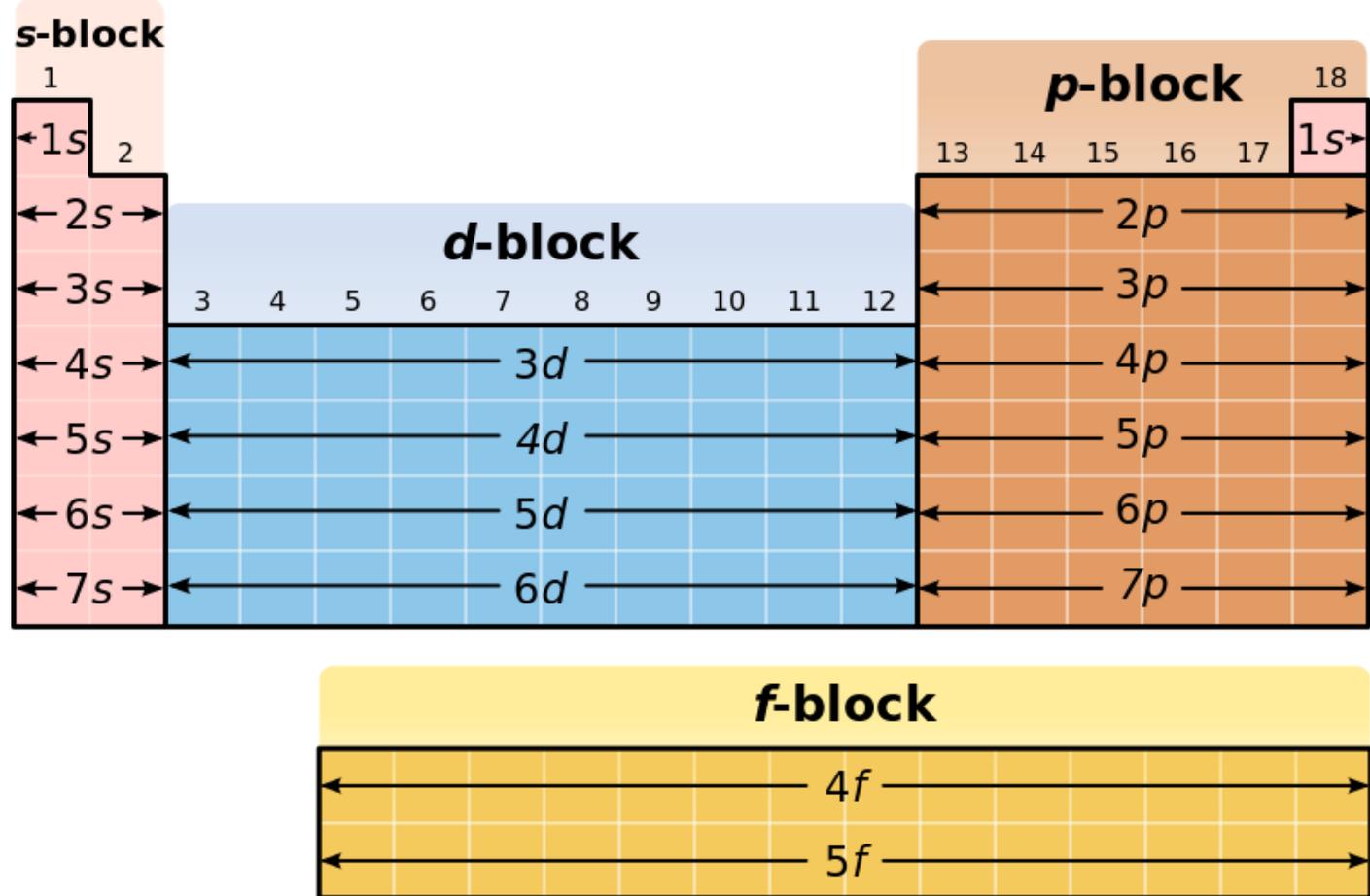
s-block elements
  p-block elements  
 d-block elements
  f-block elements

Lanthanides

58 <b>Ce</b> $4f^2 6s^2$	59 <b>Pr</b> $4f^3 6s^2$	60 <b>Nd</b> $4f^4 6s^2$	61 <b>Pm</b> $4f^5 6s^2$	62 <b>Sm</b> $4f^6 6s^2$	63 <b>Eu</b> $4f^7 6s^2$	64 <b>Gd</b> $4f^7 5d^1 6s^2$	65 <b>Tb</b> $4f^9 6s^2$	66 <b>Dy</b> $4f^{10} 6s^2$	67 <b>Ho</b> $4f^{11} 6s^2$	68 <b>Er</b> $4f^{12} 6s^2$	69 <b>Tm</b> $4f^{13} 6s^2$	70 <b>Yb</b> $4f^{14} 6s^2$	71 <b>Lu</b> $4f^{14} 5d^1 6s^2$
--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	----------------------------------

Actinides

90 <b>Th</b> $6d^2 7s^2$	91 <b>Pa</b> $5f^2 6d^1 7s^2$	92 <b>U</b> $5f^3 6d^1 7s^2$	93 <b>Np</b> $5f^4 6d^1 7s^2$	94 <b>Pu</b> $5f^6 7s^2$	95 <b>Am</b> $5f^7 7s^2$	96 <b>Cm</b> $5f^7 6d^1 7s^2$	97 <b>Bk</b> $5f^9 7s^2$	98 <b>Cf</b> $5f^{10} 7s^2$	99 <b>Es</b> $5f^{11} 7s^2$	100 <b>Fm</b> $5f^{12} 7s^2$	101 <b>Md</b> $5f^{13} 7s^2$	102 <b>No</b> $5f^{14} 7s^2$	103 <b>Lr</b> $5f^{14} 6d^1 7s^2$
--------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	-----------------------------------



Gli elementi dei gruppi 1 e 2 riempiono un sottolivello s

Gli elementi dei gruppi dal 13 al 18 riempiono i sottolivelli 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

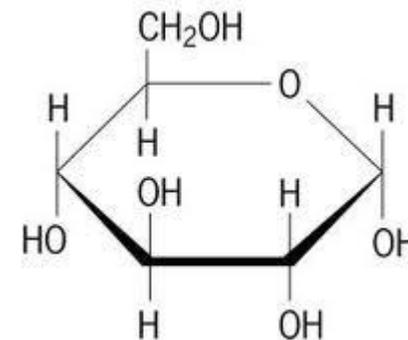
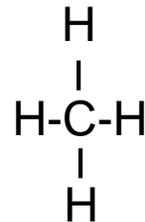
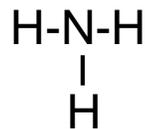
Formate dall'associazione di due o più atomi, tenuti insieme da legami covalenti, che consistono nella condivisione di elettroni. Le molecole di una sostanza sono tutte uguali fra loro.

- Una formula chimica indica quali e quanti atomi sono presenti in una molecola.
- I simboli degli elementi si scrivono uno di seguito all'altro; accanto ai simboli, al pedice, si scrive il numero di atomi di ogni tipo; 1 è sottinteso.

## Formule molecolari (brute)



## Formule strutturali



# 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)

**Lewis Periodic Table** Showing Outer Shell (Valence) Electrons

1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•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•						

**Raggiungimento dell'ottetto stabile o comunque del gas nobile più vicino nella tavola periodica attraverso la condivisione, cessione o acquisizione di elettroni con altri atomi formando cioè dei legami chimici**

**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.

He  $1s^2$  primo livello energetico completo

H  $1s^1$  Acquistare un elettrone  $H^-$  ione idruro (anione)

Perdere l'elettrone protone  $H^+$  (catione)

Group number

1 1A 2 2A 13 3A 14 4A 15 5A 16 6A 17 7A 18 8A

1 **H**  $1s^1$  **He**  $1s^2$

2 **Li**  $2s^1$  **Be**  $2s^2$  **B**  $2s^2 2p^1$  **C**  $2s^2 2p^2$  **N**  $2s^2 2p^3$  **O**  $2s^2 2p^4$  **F**  $2s^2 2p^5$  **Ne**  $2s^2 2p^6$

3 **Na**  $3s^1$  **Mg**  $3s^2$  3 **B**  $3s^2 3p^1$  4 **Si**  $3s^2 3p^2$  5 **P**  $3s^2 3p^3$  6 **S**  $3s^2 3p^4$  7 **Cl**  $3s^2 3p^5$  8 **Ar**  $3s^2 3p^6$

4 **K**  $4s^1$  **Ca**  $4s^2$  21 **Sc**  $3d^1 4s^2$  22 **Ti**  $3d^2 4s^2$  23 **V**  $3d^3 4s^2$  24 **Cr**  $3d^5 4s^1$  25 **Mn**  $3d^5 4s^2$  26 **Fe**  $3d^6 4s^2$  27 **Co**  $3d^7 4s^2$  28 **Ni**  $3d^8 4s^2$  29 **Cu**  $3d^{10} 4s^1$  30 **Zn**  $3d^{10} 4s^2$  31 **Ga**  $4s^2 4p^1$  32 **Ge**  $4s^2 4p^2$  33 **As**  $4s^2 4p^3$  34 **Se**  $4s^2 4p^4$  35 **Br**  $4s^2 4p^5$  36 **Kr**  $4s^2 4p^6$

5 **Rb**  $5s^1$  **Sr**  $5s^2$  39 **Y**  $4d^1 5s^2$  40 **Zr**  $4d^2 5s^2$  41 **Nb**  $4d^4 5s^1$  42 **Mo**  $4d^5 5s^1$  43 **Tc**  $4d^5 5s^2$  44 **Ru**  $4d^7 5s^1$  45 **Rh**  $4d^8 5s^1$  46 **Pd**  $4d^{10}$  47 **Ag**  $4d^{10} 5s^1$  48 **Cd**  $4d^{10} 5s^2$  49 **In**  $5s^2 5p^1$  50 **Sn**  $5s^2 5p^2$  51 **Sb**  $5s^2 5p^3$  52 **Te**  $5s^2 5p^4$  53 **I**  $5s^2 5p^5$  54 **Xe**  $5s^2 5p^6$

6 **Cs**  $6s^1$  **Ba**  $6s^2$  \***La**  $5d^1 6s^2$  72 **Hf**  $5d^2 6s^2$  73 **Ta**  $5d^3 6s^2$  74 **W**  $5d^4 6s^2$  75 **Re**  $5d^5 6s^2$  76 **Os**  $5d^6 6s^2$  77 **Ir**  $5d^7 6s^2$  78 **Pt**  $5d^9 6s^1$  79 **Au**  $5d^{10} 6s^1$  80 **Hg**  $5d^{10} 6s^2$  81 **Tl**  $6s^2 6p^1$  82 **Pb**  $6s^2 6p^2$  83 **Bi**  $6s^2 6p^3$  84 **Po**  $6s^2 6p^4$  85 **At**  $6s^2 6p^5$  86 **Rn**  $6s^2 6p^6$

7 **Fr**  $7s^1$  **Ra**  $7s^2$  89 **†Ac**  $6d^1 7s^2$  104 **Rf**  $6d^2 7s^2$  105 **Db**  $6d^3 7s^2$  106 **Sg**  $6d^4 7s^2$  107 **Bh** 108 **Hs** 109 **Mt** 110 (271.15) 111 (272.15) 112 (277) 114 (285) 116 (289)

s-block elements
  p-block elements  
 d-block elements
  f-block elements

Lanthanides

58 <b>Ce</b> $4f^2 6s^2$	59 <b>Pr</b> $4f^3 6s^2$	60 <b>Nd</b> $4f^4 6s^2$	61 <b>Pm</b> $4f^5 6s^2$	62 <b>Sm</b> $4f^6 6s^2$	63 <b>Eu</b> $4f^7 6s^2$	64 <b>Gd</b> $4f^7 5d^1 6s^2$	65 <b>Tb</b> $4f^9 6s^2$	66 <b>Dy</b> $4f^{10} 6s^2$	67 <b>Ho</b> $4f^{11} 6s^2$	68 <b>Er</b> $4f^{12} 6s^2$	69 <b>Tm</b> $4f^{13} 6s^2$	70 <b>Yb</b> $4f^{14} 6s^2$	71 <b>Lu</b> $4f^{14} 5d^1 6s^2$
--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------	----------------------------------

Actinides

90 <b>Th</b> $6d^2 7s^2$	91 <b>Pa</b> $5f^2 6d^1 7s^2$	92 <b>U</b> $5f^3 6d^1 7s^2$	93 <b>Np</b> $5f^4 6d^1 7s^2$	94 <b>Pu</b> $5f^6 7s^2$	95 <b>Am</b> $5f^7 7s^2$	96 <b>Cm</b> $5f^7 6d^1 7s^2$	97 <b>Bk</b> $5f^9 7s^2$	98 <b>Cf</b> $5f^{10} 7s^2$	99 <b>Es</b> $5f^{11} 7s^2$	100 <b>Fm</b> $5f^{12} 7s^2$	101 <b>Md</b> $5f^{13} 7s^2$	102 <b>No</b> $5f^{14} 7s^2$	103 <b>Lr</b> $5f^{14} 6d^1 7s^2$
--------------------------	-------------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------	-----------------------------------

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)

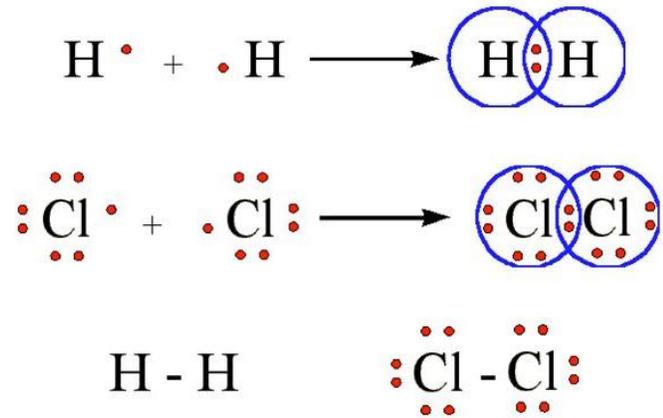
F  $1s^2 2s^2 p^5$  ha un solo elettrone in meno rispetto al gas  
nobile Neon ( $1s^2 2s^2 p^6$ ) tenderà o ad acquistare un elettrone  
oppure a dividerne il suo con un altro

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

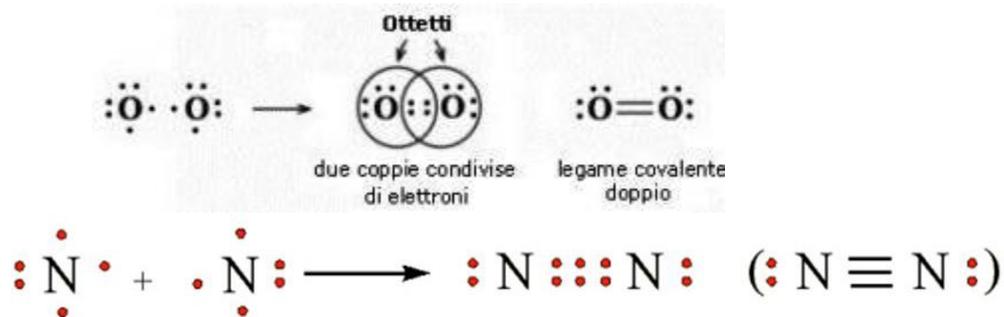
O  $1s^2 2s^2 p^4$  ha due elettroni in meno rispetto al gas nobile  
Neon tenderà o ad acquistare due elettroni oppure a  
dividerne due.

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 dividerne 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.

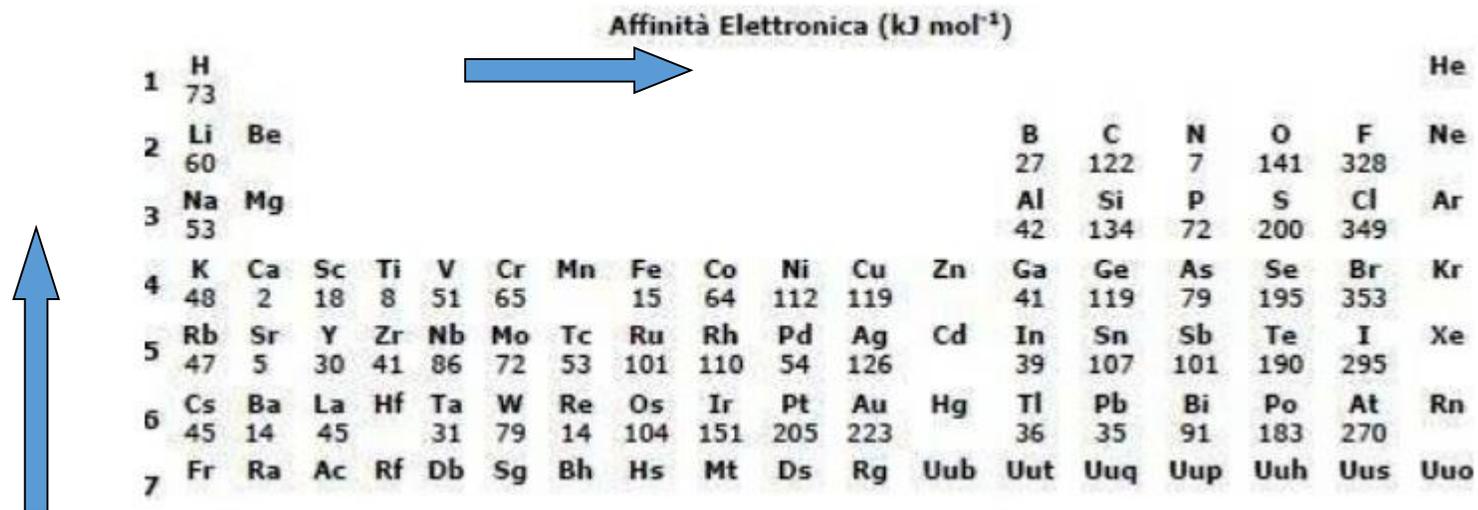


### Andamento dell'affinità elettronica nella tavola periodica

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.**

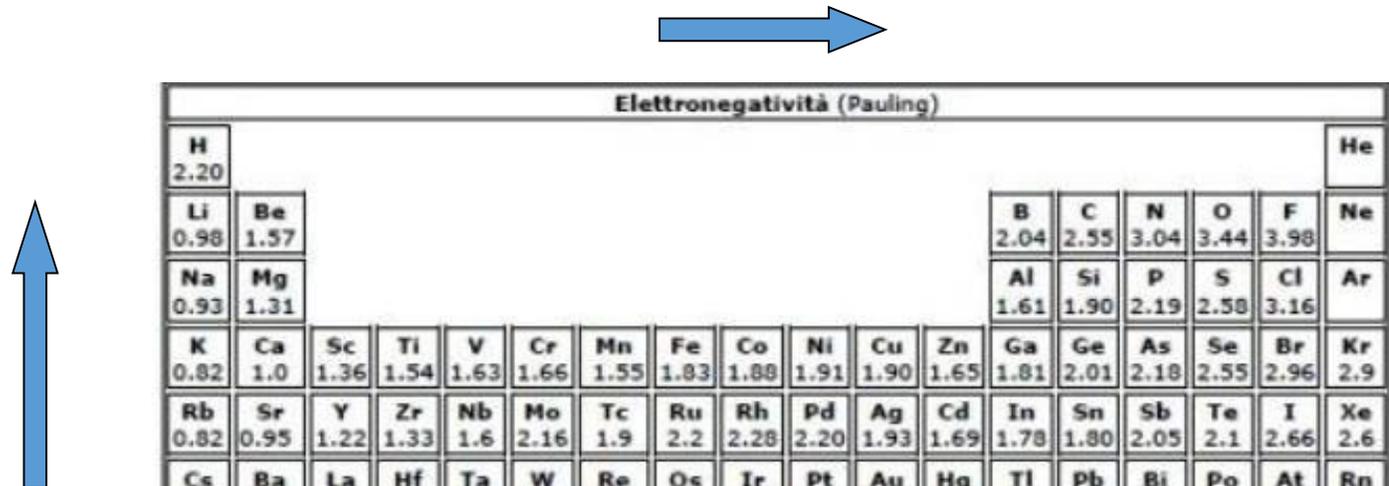
Affinità Elettronica (kJ mol<sup>-1</sup>)



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 15	Fe 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 31	Ta 79	W 14	Re 104	Os 151	Ir 205	Pt 223	Au	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



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)

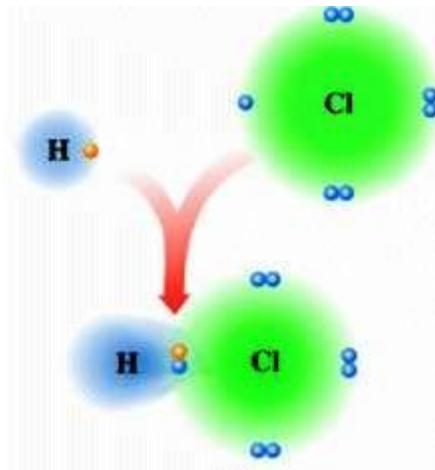
H																	He																																																								
2.20																																																																									
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																								
0.98	1.57											2.04	2.55	3.04	3.44	3.98																																																									
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
0.93	1.31											1.61	1.90	2.19	2.58	3.16																																																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																								
0.82	1.0	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	2.9																																																								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.80	2.05	2.1	2.66	2.6																																																								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
0.79	0.89	1.10	1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	1.87	2.02	2.0	2.2																																																									
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																																																								
0.7	0.9																																																																								
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tbody> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>1.12</td><td>1.13</td><td>1.14</td><td>1.14</td><td>1.17</td><td>1.2</td><td>1.29</td><td>1.2</td><td>1.22</td><td>1.23</td><td>1.24</td><td>1.25</td><td>1.1</td><td>1.27</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>1.1</td><td>1.5</td><td>1.38</td><td>1.36</td><td>1.28</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td>1.3</td><td></td> </tr> </tbody> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	1.12	1.13	1.14	1.14	1.17	1.2	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
1.12	1.13	1.14	1.14	1.17	1.2	1.29	1.2	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												
1.1	1.5	1.38	1.36	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3																																																													

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.

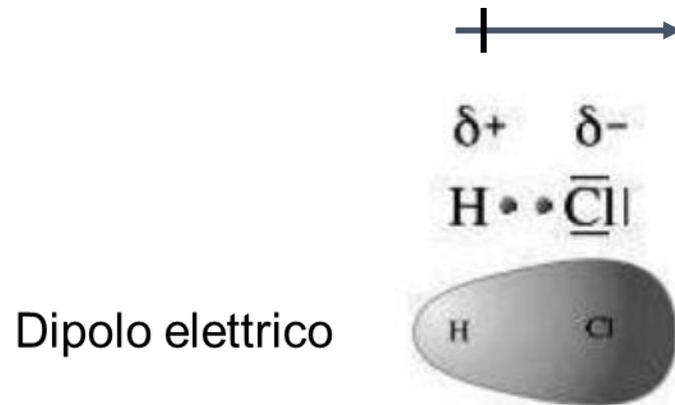
## Legame covalente polare

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 ( $\delta^-$ ), mentre l'altro atomo (nel nostro caso H) assume una carica parzialmente positiva ( $\delta^+$ ). Si viene a creare pertanto un **dipolo** (due poli) ed il legame corrispondente viene chiamato **legame covalente polare**.

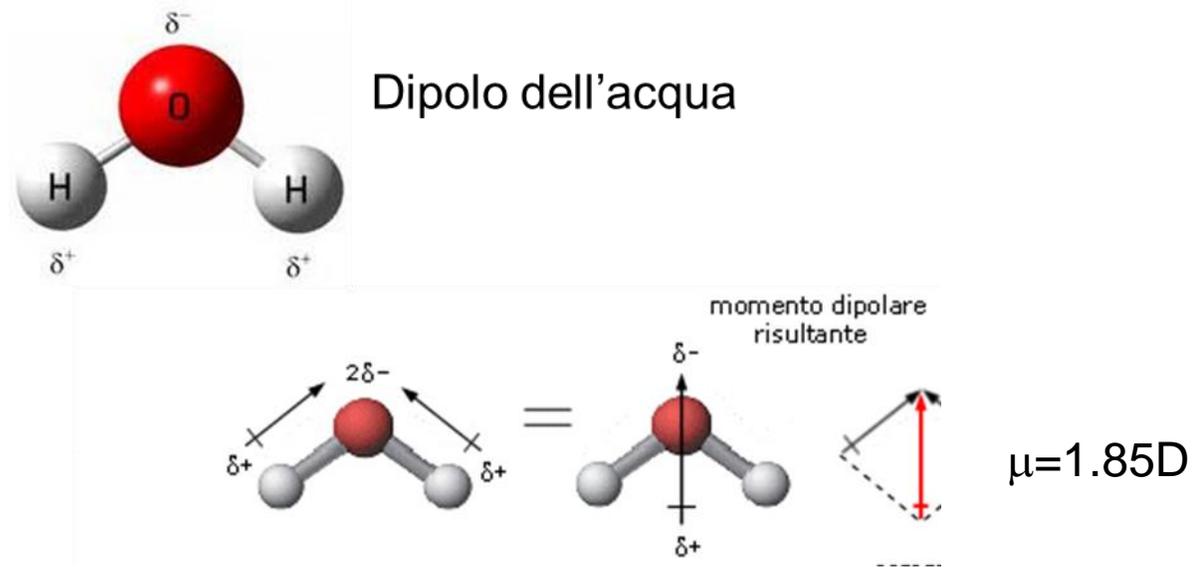


il momento dipolare di un simile dipolo viene definito dal prodotto della carica elettrica  $\delta$  positiva o negativa per la distanza  $r$  dei centri delle due cariche elettriche e cioè:

momento dipolare o dipolo elettrico =  $\mu = \delta \times r$  (debye, D)

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

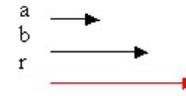


Il momento dipolare totale è uguale alla somma vettoriale dei momenti dipolari dei singoli legami

### Somma di vettori

1.

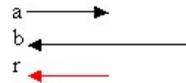
◆ *Stessa direzione e verso*



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

2.

◆ *Stessa direzione, ma verso opposto*

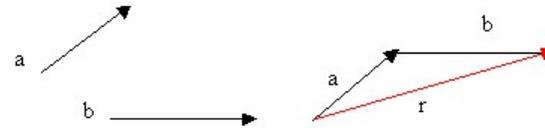


Il vettore somma  $av_r$ ◆ la stessa direzione dei due vettori, come verso quello con intensit◆ maggiore e come modulo la differenza dei moduli.

3.

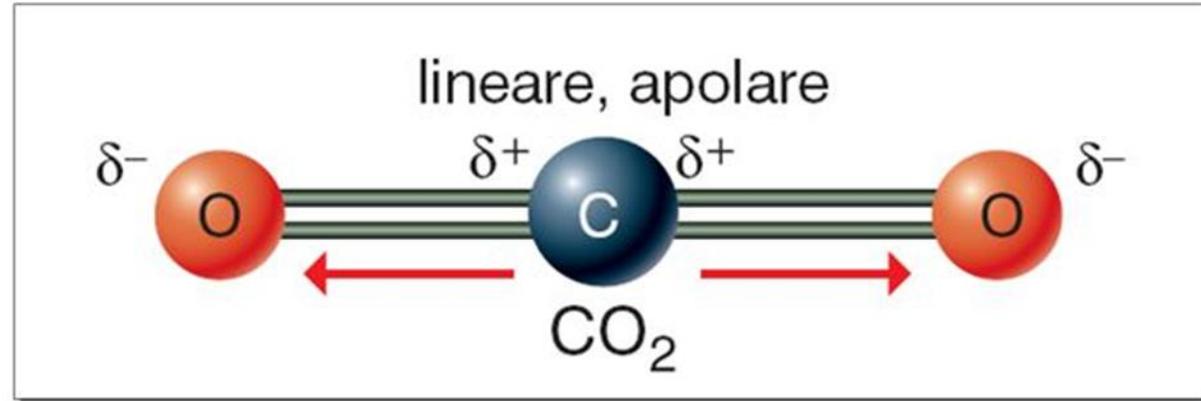
◆ *Direzione diversa*

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

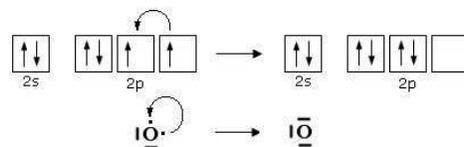
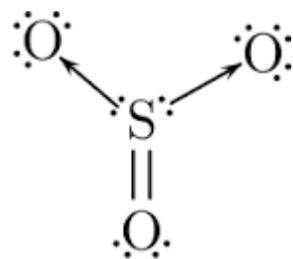


## Uno speciale legame covalente: il legame coordinativo o dativo

Si forma quando la coppia di elettroni di legame proviene da uno solo dei due atomi

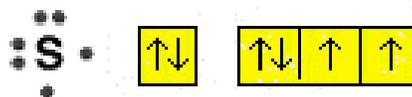
o tra due atomi stessa molecola o tra atomo e catione ( $H^+$ )  
atomo donatore ed atomo accettore

Atomo donatore deve avere ancora una coppia di elettroni non di legame in uno stesso orbitale («**lone pair**» o **doppietto solitario**) e l'accettore deve avere un orbitale vuoto



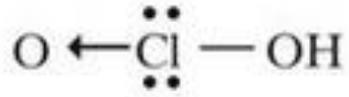
Un orbitale p rimane così vuoto,  
è può accettare la coppia di  
elettroni dallo zolfo

Anidride solforica

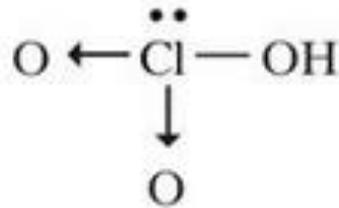


$[Ne] 3s^2 3p^4$

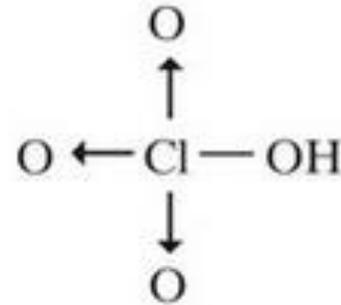
Cl [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>



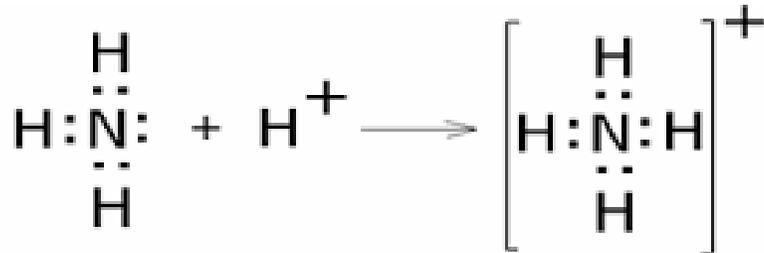
HClO<sub>2</sub>  
acido cloroso



HClO<sub>3</sub>  
acido clorico

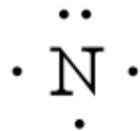


HClO<sub>4</sub>  
acido perclorico



N 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>

lone ammonio



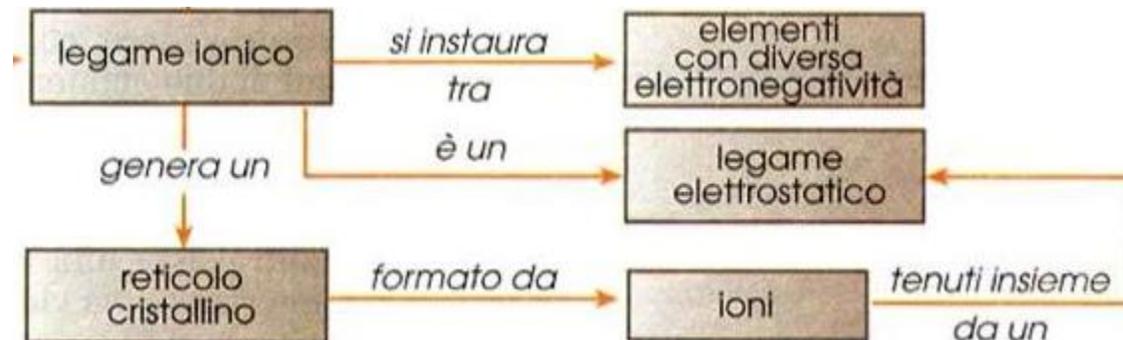
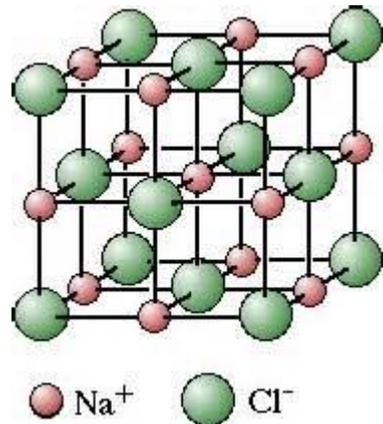
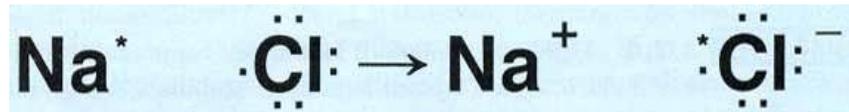
7 protoni nucleo N, 4 protoni per H  
10 elettroni nei livelli esterni- carica +

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.

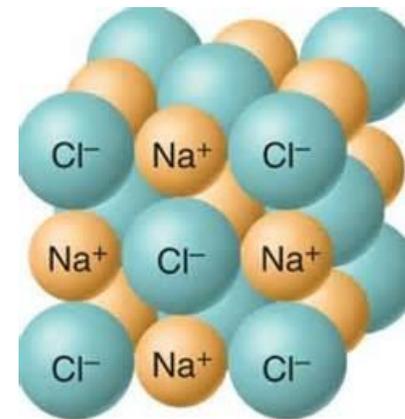
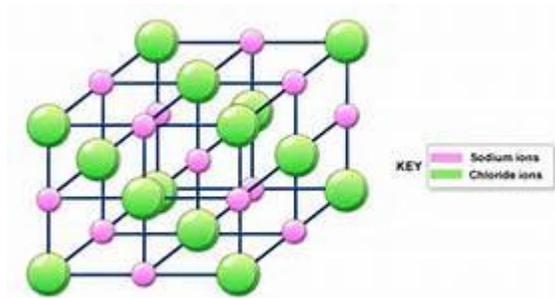
• Il legame ionico si forma tra atomi o gruppi di atomi tra i quali sia avvenuto uno scambio di elettroni: l'atomo o il gruppo atomico che cede elettroni si trasforma in ione positivo (catione), l'atomo o il gruppo atomico che acquista elettroni si trasforma in ione negativo (anione).

• 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

I composti ionici sono tenuti insieme da forze elettrostatiche tra gli ioni di carica opposta (legami ionici)



NaCl crystal

## Formule dei composti ionici (formule minime)

Riporta sia l'anione che il catione, e mostra il rapporto minimo tra i due, secondo il **principio della elettroneutralità** (la carica positiva totale dei cationi deve essere uguale alla carica negativa totale degli anioni). Nella formula il catione viene indicato prima dell'anione

Esempi NaCl

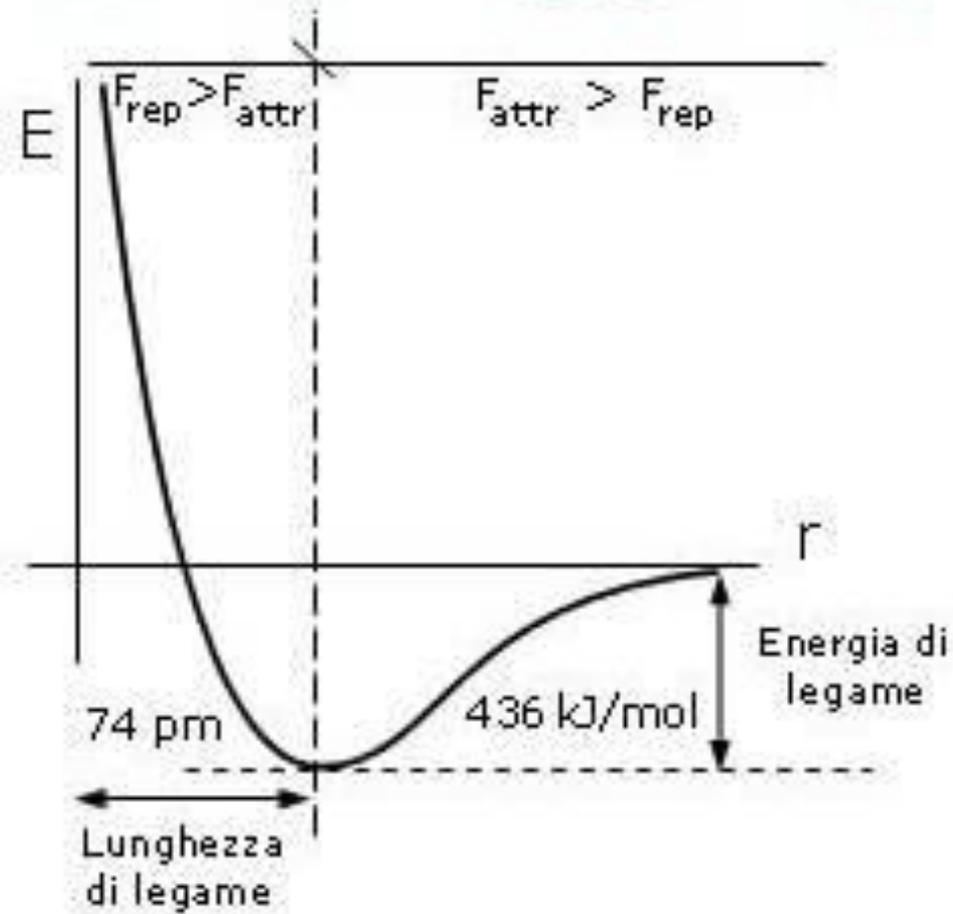
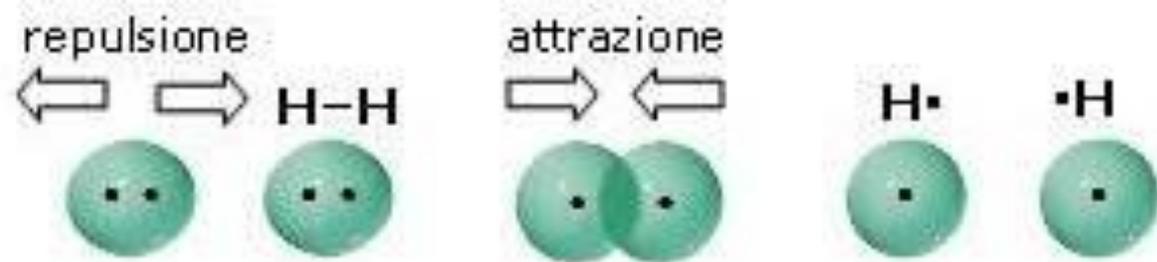
BaCl<sub>2</sub>

AlCl

## 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 ( $\text{\AA}$ )  $10^{-10}$  m

Legami semplici		Doppi legami		Tripli legami	
H-C	109	C=C	135	C $\equiv$ C	120
H-N	100	C=N	130	C $\equiv$ N	116
H-O	96	C=O	122		
C-C	154				
C-N	147				
C-O	143				
C-Cl	176				
C-Br	194				
C-I	214				



## Energia di legame

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

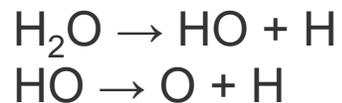
*Legame- liberazione di energia (energia di legame - kJ \* mol<sup>-1</sup>)* uguale e di segno opposto a quella necessaria a rompere il legame

Tanto più alta, tanto più stabile il legame

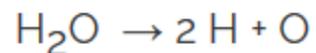
### Molecole biatomiche

Molecola	Energia di dissociazione
H <sub>2</sub>	104 kcal mol <sup>-1</sup>
HF	135 kcal mol <sup>-1</sup>
HCl	103 kcal mol <sup>-1</sup>
HBr	87 kcal mol <sup>-1</sup>
HI	71 kcal mol <sup>-1</sup>
F <sub>2</sub>	38 kcal mol <sup>-1</sup>
Cl <sub>2</sub>	58 kcal mol <sup>-1</sup>
Br <sub>2</sub>	46 kcal mol <sup>-1</sup>
I <sub>2</sub>	36 kcal mol <sup>-1</sup>
N <sub>2</sub>	225 kcal mol <sup>-1</sup>
O <sub>2</sub>	118 kcal mol <sup>-1</sup>
Li <sub>2</sub>	26 kcal mol <sup>-1</sup>

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



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



Si definisce una energia di legame media

1

### Energie medie di legame

Legame	Energia
H-H	104 kcal mol <sup>-1</sup>
C-H	99 kcal mol <sup>-1</sup>
N-H	84 kcal mol <sup>-1</sup>
S-H	88 kcal mol <sup>-1</sup>
C-C	79 kcal mol <sup>-1</sup>
C=C	141 kcal mol <sup>-1</sup>
C≡C	150 kcal mol <sup>-1</sup>
C≡N	161 kcal mol <sup>-1</sup>
C=O	160 kcal mol <sup>-1</sup>
O-H	110 kcal mol <sup>-1</sup>
N≡N	170 kcal mol <sup>-1</sup>

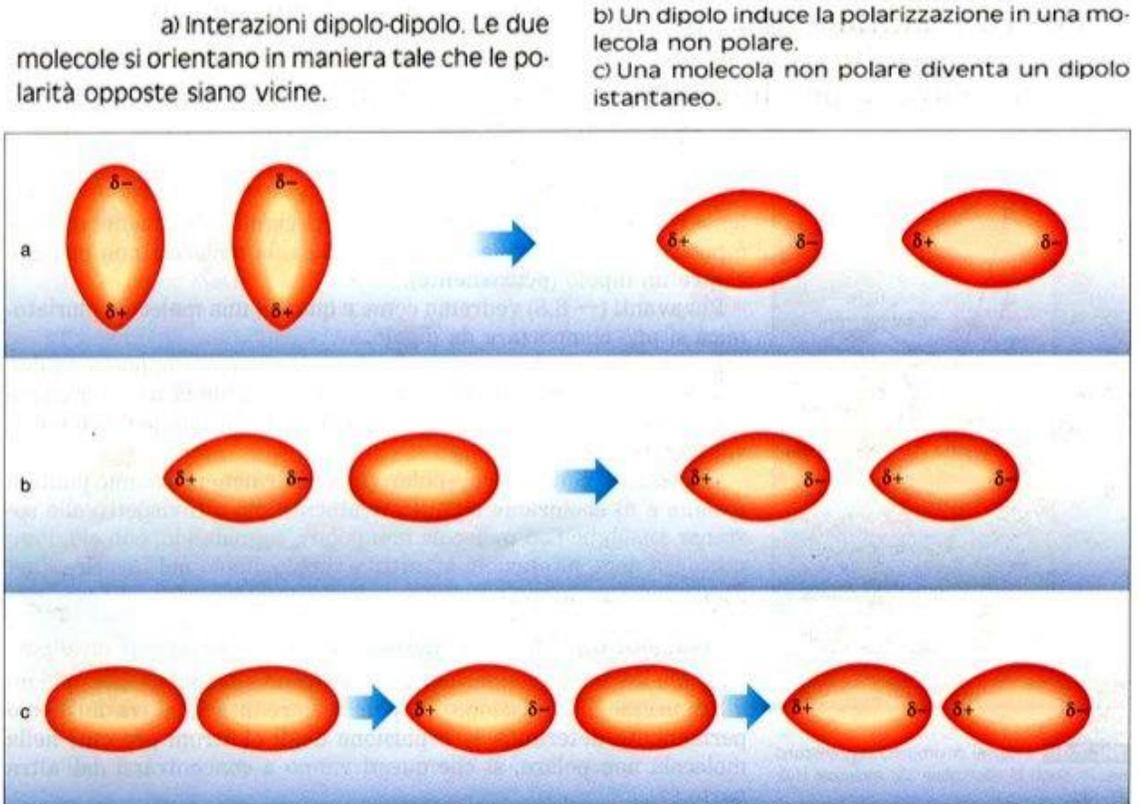
## Legami deboli o Forze intermolecolari

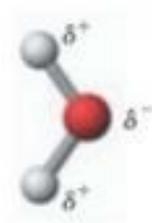
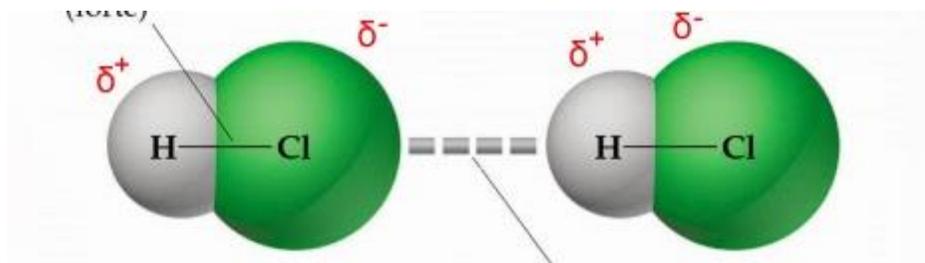
- I legami deboli includono le interazioni tra molecole o molecole-ioni
- legami intermolecolari hanno una forza nettamente inferiore rispetto a quella dei legami interatomici; scisse per innalzamento della temperatura (0.05 e 40 kJ/mol)

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

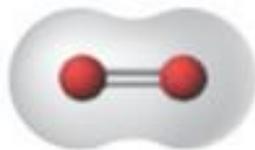
• **interazioni dipolo/dipolo indotto:** tra molecole con dipolo permanente che inducono la formazione di dipoli. (forze di Debye)

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



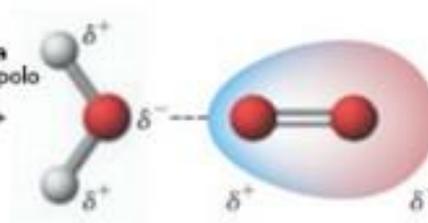


H<sub>2</sub>O



O<sub>2</sub>

Il dipolo dell'acqua  
distorce la nuvola elettronica  
di O<sub>2</sub>, trasformandola in dipolo



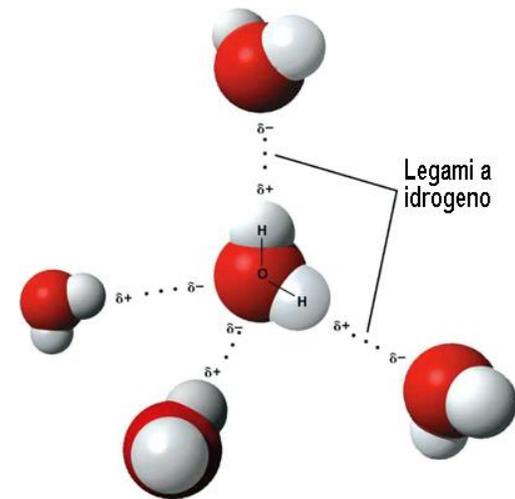
## Legame idrogeno

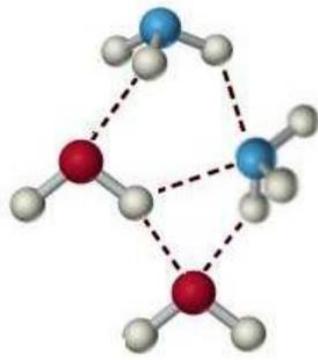
Il **legame a idrogeno** o **ponte a idrogeno** è un caso particolare di forza intermolecolare in cui è implicato un **atomo di idrogeno** coinvolto in un legame covalente con elementi **molto elettronegativi** (come fluoro (F), ossigeno (O), azoto (N)), i quali attraggono a sé gli elettroni di valenza, acquisendo una parziale carica negativa ( $\delta^-$ ) **lasciando l'idrogeno con una parziale carica positiva ( $\delta^+$ )**. 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



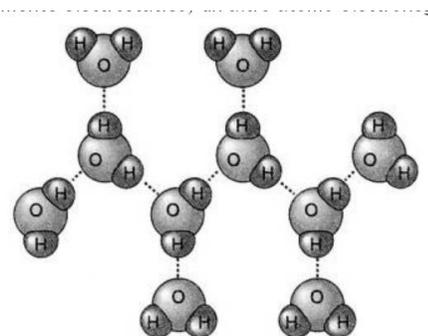


## Legami idrogeno tra ammoniaca e acqua

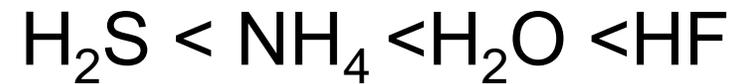
Proprietà fisiche delle sostanze che possono formare legami idrogeno

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



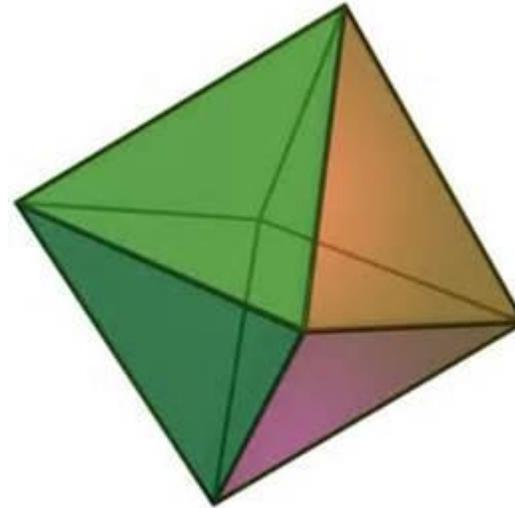
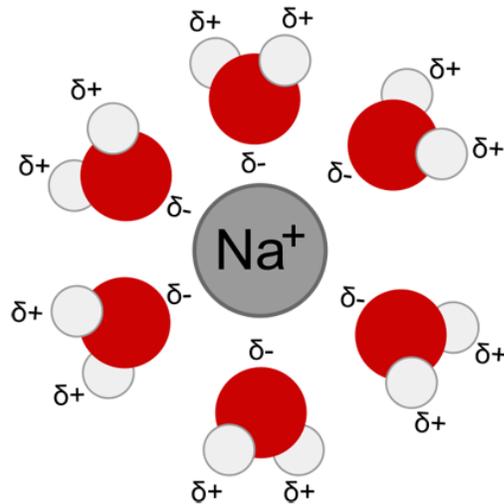
**Elettronegatività (Pauling)**

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

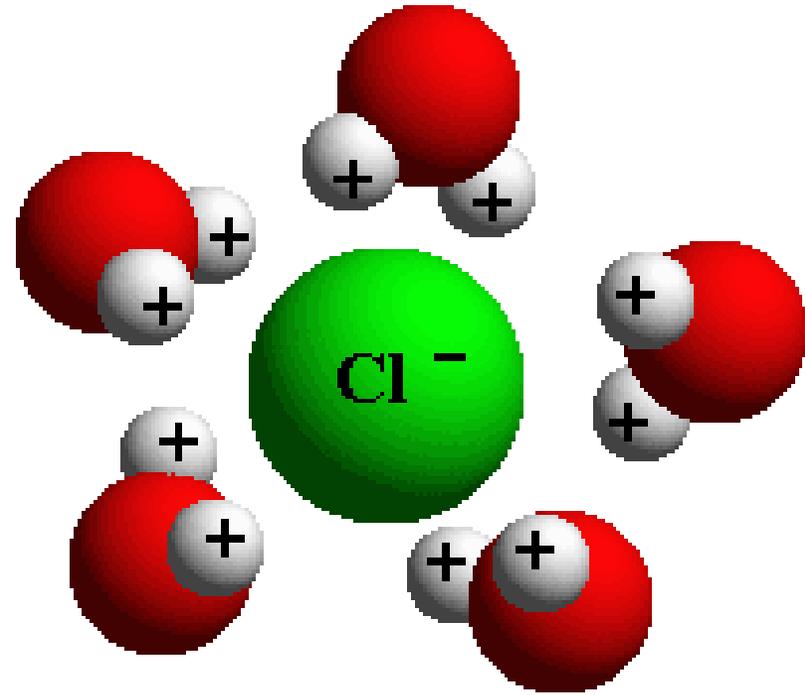
Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.14	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.29	Tb 1.2	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27
Th 1.1	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr

## 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



# Transizioni di fase

Una sostanza può esistere in tre stati fisici:

**solido liquido gassoso**

Il processo in cui una sostanza passa da uno stato fisico ad un altro è noto come **transizione di fase** o **cambiamento di stato**

Vi sono sei possibili tipi di transizione di fase:

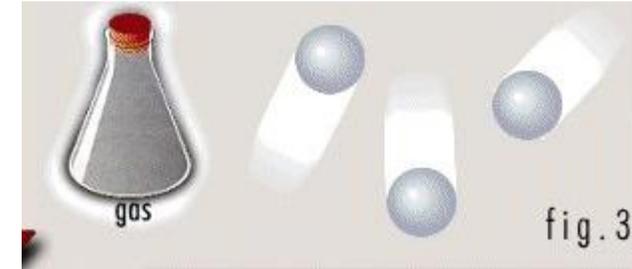
- solido → liquido      fusione
- solido → gas          sublimazione
- liquido → solido      congelamento o solidificazione
- liquido → gas        evaporazione
- gas → liquido        condensazione o liquefazione
- gas → solido         condensazione o deposizione (brinamento)

Scrittura in formule:

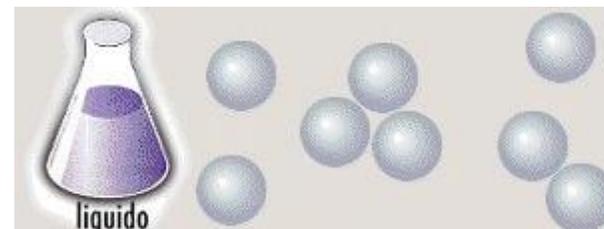
- $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)}$       fusione
- $\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$       evaporazione
- $\text{H}_2\text{O (s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$       sublimazione

Stato gassoso: movimento disordinato delle molecole con elevata energia cinetica

- Non hanno forma
- Possono espandersi
- Possono essere compressi
- Sono completamente miscibili



Stato liquido: stato intermedio. Le molecole sono più vicine, meno libere di muoversi, ma ancora disordinate



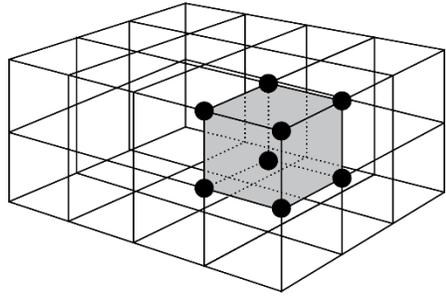
Stato solido: energia cinetica non prevale sulle forze di interazione intermolecolare. Non libertà di movimento ma solo possibilità di oscillazioni intorno ad una posizione di equilibrio (moti vibrazionali). Molecole occupano **posizioni stabili e regolari.**



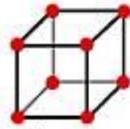
Normalmente i solidi hanno una struttura interna ordinata (STRUTTURA CRISTALLINA) Esistono anche solidi che non hanno una struttura cristallina: sono detti solidi-amorfi

Particelle (atomi, molecole o ioni) si presentano in una distribuzione regolare e periodica che può essere descritta con un modello geometrico regolare a reticolo formato da un insieme di punti detti nodi che sono le stesse particelle del solido

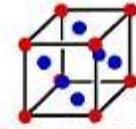
- ionici
- molecolari
- covalenti
- covalenti metallici



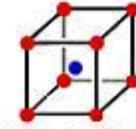
Unità strutturale ripetitiva nelle 3 dimensioni : cella elementare



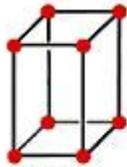
Simple cubic



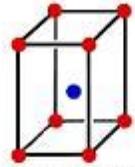
Face-centered cubic



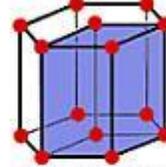
Body-centered cubic



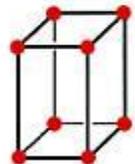
Simple tetragonal



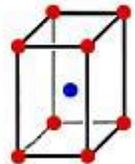
Body-centered tetragonal



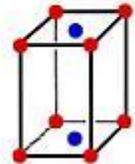
Hexagonal



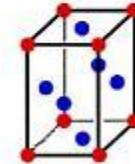
Simple orthorhombic



Body-centered orthorhombic



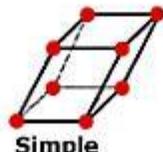
Base-centered orthorhombic



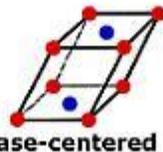
Face-centered orthorhombic



Rhomboidal



Simple Monoclinic



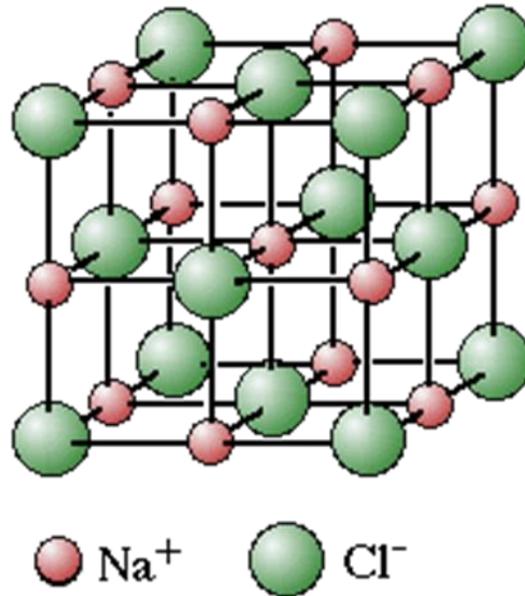
Base-centered monoclinic



Triclinic

## IONICI

L'edificio cristallino è costituito da ioni mono- o poliatomici trattenuti tra loro da intense interazioni elettrostatiche di tipo coulombiano



Duri e fragili , si sfaldano se colpiti lungo un piano

Punti di fusione elevati

Solubili in acqua

# Covalenti molecolari

Sono costituiti da singole molecole mono- o poliatomiche (  $I_2$ ,  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$  ,  $H_2O$  e gran parte dei composti organici) tenute assieme nel reticolo cristallino dalle forze di van der Waals.

Le energie intermolecolari di natura attrattiva nei cristalli molecolari sono comprese fra 10-70 kJ/mol, energie molto inferiori a quella dei legami chimici (200-1000 kJ/mol)

I cristalli molecolari sono molto teneri, hanno basse temperature di fusione ( $< 400\text{ }^\circ\text{C}$  o decompongono prima di fondere) e sono molto volatili

# Covalenti (macromolecolari)

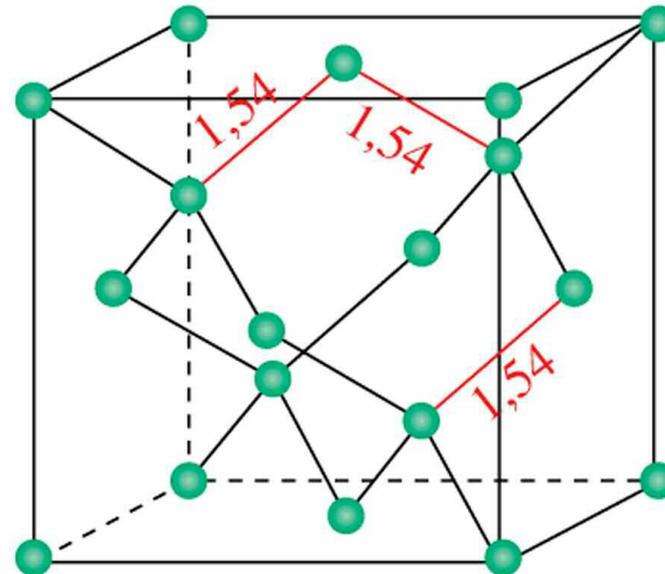
Atomi nel cristallo sono tutti direttamente legati tramite legami di natura covalente, di modo che nel cristallo non sono individuabili singole molecole (il cristallo può essere visto come un'unica macromolecola)

L'energia dei legami nei cristalli covalenti è molto elevata, simile a quella dei legami covalenti.

**Diamante**, duro e alto fondente (4100 °C)

Ogni atomo di C lega covalentemente ai 4 atomi di C posti ai vertici di un tetraedro al cui centro c'è l'atomo in questione

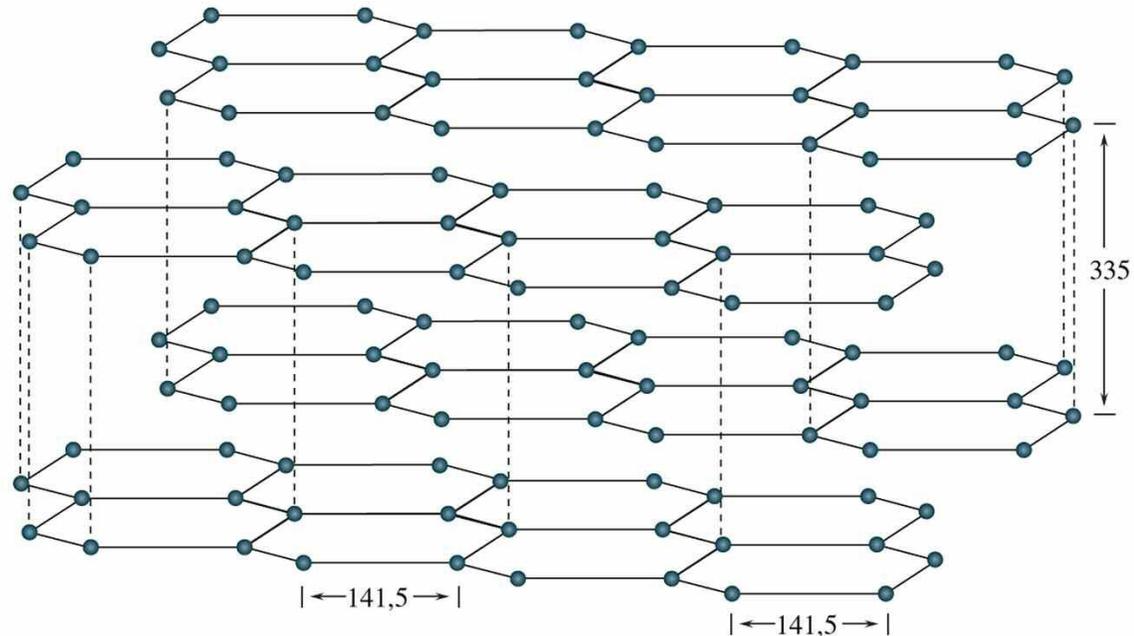
La distanza C-C, (154,45 pm) è molto vicina a quella dei legami semplici C-C degli idrocarburi saturi (154,1 pm)



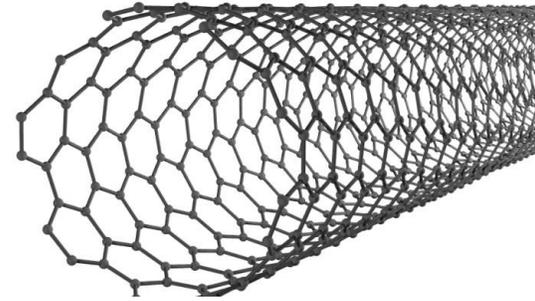
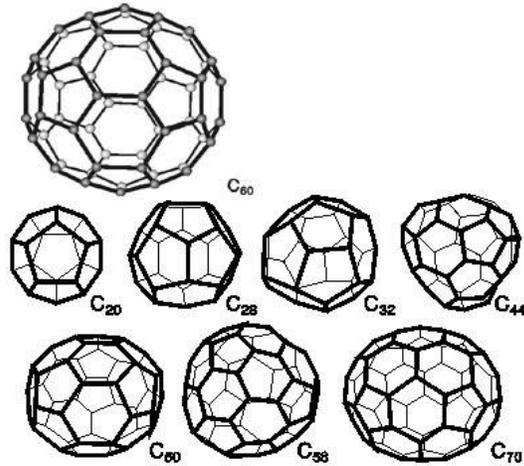
# Struttura della grafite

Aspetti strutturali tipici dei cristalli covalenti e altri tipici dei cristalli molecolari: sono costituiti da strati di atomi legati tra loro covalentemente (come nei cristalli covalenti) ma i cui singoli strati sono trattenuti tra loro solo dalle forze di *van der Waals* (come tra le molecole nei cristalli molecolari)

Ogni atomo di C è legato covalentemente solo ad altri 3, realizzando strutture planari costituite da anelli esagonali condensati

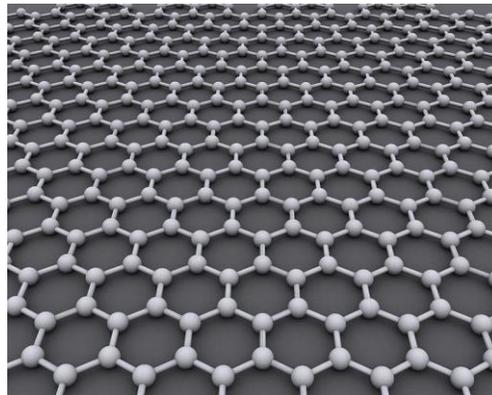


# Fullerene



# Grafene

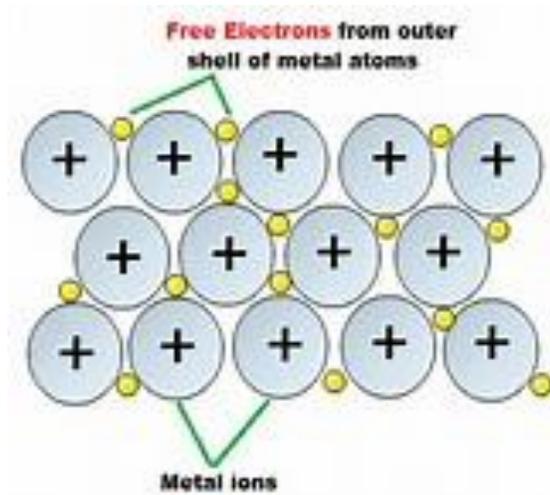
Strato monoatomico di atomi di carbonio (avente cioè uno spessore equivalente alle dimensioni di un solo atomo). Ha la resistenza meccanica del diamante e la flessibilità della plastica



# Metallici

Tranne Hg, tutti i metalli solidi a T ambiente

Reticolo compatto di cationi (+) metalli  
elettroni di legame + esterni delocalizzati (legame  
metallico)- poco attratti dai cationi- buona conduzione  
elettrica e termica



# I gas ideali

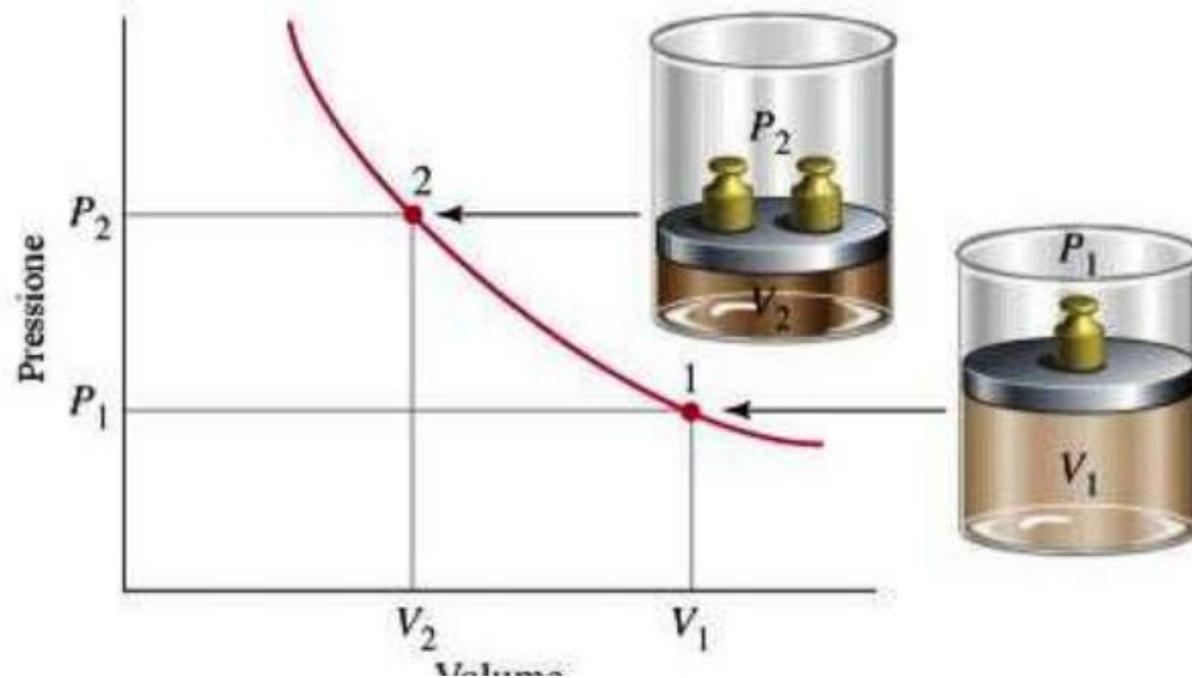
## Temperatura, Volume, Pressione

- pascal (Pa), nel Sistema internazionale, 1 newton su metro quadrato ( $1 \text{ N/m}^2$ ) o  $\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-2}$ .
- bar ( $10^5 \text{ Pa} = 10 \text{ N/cm}^2$ ) (sono di larga diffusione anche alcuni dei sottomultipli del bar, in particolare il millibar e il microbar).
- Torr (mm Hg), pressione esercitata da una colonna di mercurio alta 1 mm ( $133,3 \text{ Pa}$ )
- atmosfera (atm), approssimativamente pari alla pressione esercitata dall'atmosfera terrestre al livello del mare ( $101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$ )
- chilogrammo forza ( $\text{kg}_f$ ), al  $\text{cm}^2$  o al  $\text{m}^2$ .

## Legge di Boyle (trasformazioni isoterme)

$$PV = \text{costante}$$

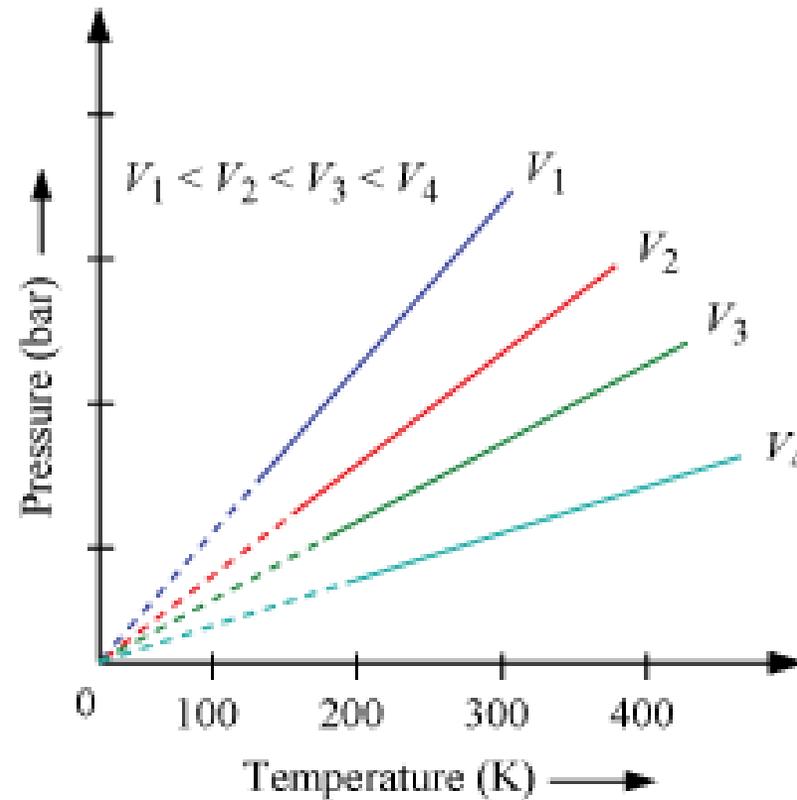
$$P_i V_i = P_f V_f$$



# Prima legge di Gay-Lussac (trasformazioni isobare)

$$V/t = \text{costante}$$

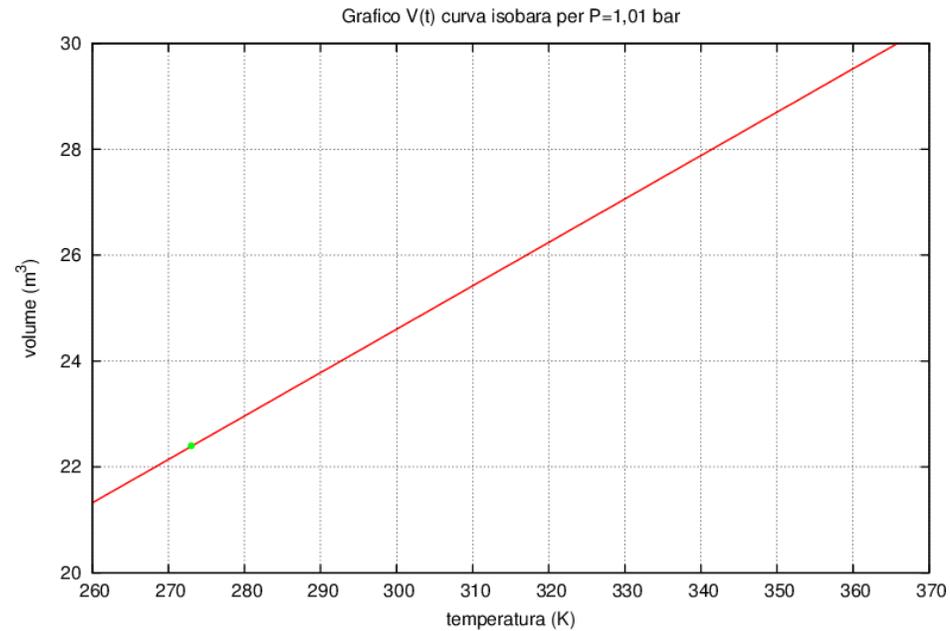
$$V_i/T_i = V_f/T_f$$



## Seconda legge di Gay-Lussac (trasformazioni isocore)

$$P/t = \text{costante}$$

$$P_i/T_i = P_f/T_f$$



## Equazione di stato dei gas perfetti (legge universale dei gas)

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R = costante universale dei gas

Misurando la pressione P in atmosfere, il volume V in litri e la temperatura T in Kelvin, risulta:

$$R = 0,0821 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$$

Nel caso in cui la pressione P sia espressa in **Pascal**, il volume V in m<sup>3</sup> e la temperatura T in Kelvin, si ha:

$$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

# La mole

Se mettiamo a confronto un atomo di rame, Cu (massa atomica 64u), e un atomo di ossigeno, O (massa atomica 16u), notiamo che l'atomo di rame è 4 volte più pesante dell'atomo di ossigeno.

Se ora consideriamo 2 atomi di rame e due atomi di ossigeno, notiamo che il rapporto delle loro masse è sempre di 4 : 1.

Se ora consideriamo invece dieci atomi di rame e dieci atomi di ossigeno il rapporto delle loro masse sarà sempre di 4 : 1

In generale se consideriamo  $n$  atomi di rame e  $n$  atomi di ossigeno, il rapporto tra le loro masse è sempre 4 : 1.

# Massa atomica relativa ed assoluta

- Massa atomica assoluta (espressa in unità di misura standard)- uguale (idrogeno) o multipla di circa  $10^{-27}$  Kg
- **Unità di misura di massa atomica unificata** (u.m.a).-  
1 uma è la massa equivalente alla dodicesima parte della massa del nucleo del  $^{12}\text{C}$
- Difetto di massa (differenza tra la somma delle masse dei protoni e neutroni e la massa effettiva del nucleo)
- **Unità di massa atomica relativa**: *rapporto tra unità di massa atomica assoluta e 1 uma*
- *Massa atomica relativa = massa atomica assoluta /  $1,660538 \cdot 10^{-27}$  ( peso atomico relativo o o peso atomico)*

Se prendiamo 64 g di rame, cioè una massa uguale alla massa atomica del rame espressa in **grammi**, e 16 g di ossigeno, cioè una massa uguale alla massa atomica dell'ossigeno espressa in grammi, allora entrambe le quantità contengono lo stesso numero  $n$  di atomi poichè le rispettive masse sono sempre nel rapporto di 4 : 1.

Le  $n$  particelle con massa complessiva pari alla massa atomica espressa in grammi costituiscono una ben precisa quantità chiamata **mole**, che è l'**unità di misura** della **quantità di sostanza**, una delle sette **grandezze fondamentali** del **Sistema Internazionale**.

Lo stesso ragionamento resterà valido se anzichè a degli atomi ci si riferisce a delle molecole.

$$1 \text{ mole} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle (atomi o molecole)} \quad N_0 \text{ numero di Avogadro}$$

Conoscendo la **massa in grammi**  $m$  di una sostanza è possibile determinare il numero delle moli utilizzando la seguente formula:

$$n = \frac{m}{M}$$

nella quale:

$n$  = numero moli (mol)

$m$  = massa in grammi (g)

$M$  = **massa molare** (g/mol)

**La massa molare  $M$  di un composto rappresenta la massa in **grammi** di una mole.**

Essa coincide numericamente con il valore della **massa molecolare** (o eventualmente con la **massa atomica**) solo che la sua **unità di misura è g/mol**.