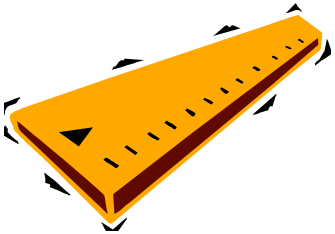
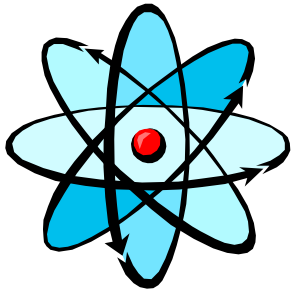
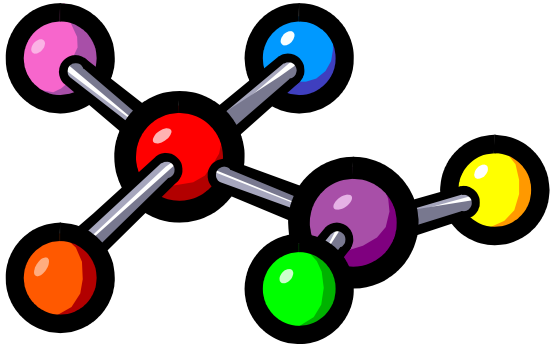


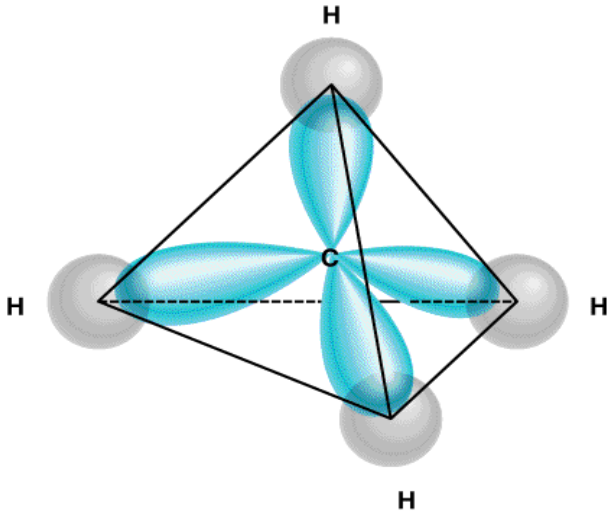
Scienziati in Erba
Chimica

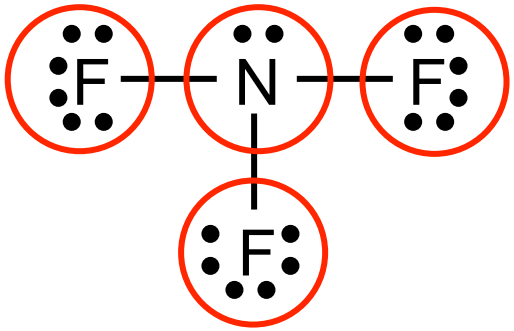
Acqua

Oro

Zucchero

I Legami Chimici





Il legame chimico

il legame ionico

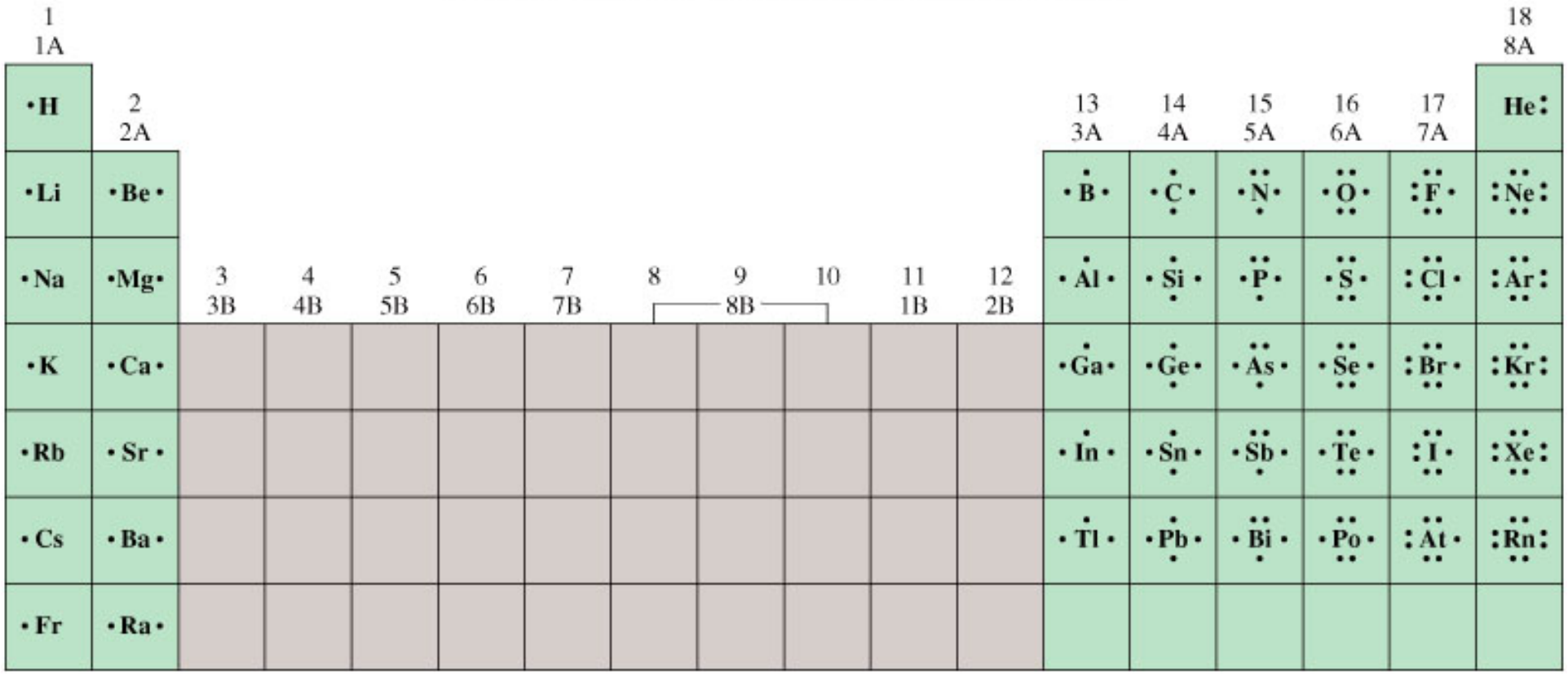
il legame covalente

Polare
Dativo
...

Gli elettroni di valenza sono gli elettroni del livello più esterno di un atomo. Gli elettroni di valenza sono quelli che partecipano alla formazione del legame.

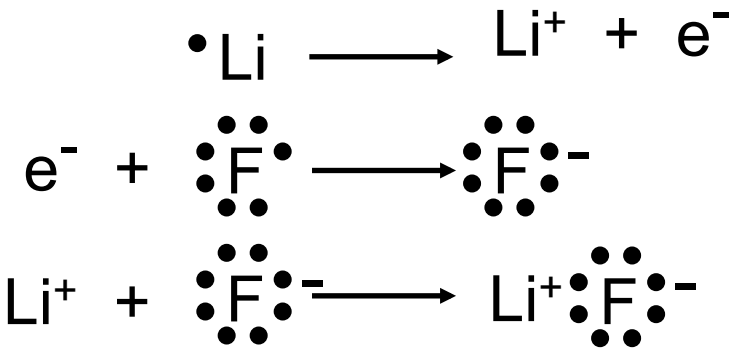
Gruppo	Config. Elettr.	n° di e^- di valenza
1A	ns^1	1
2A	ns^2	2
3A	ns^2np^1	3
4A	ns^2np^2	4
5A	ns^2np^3	5
6A	ns^2np^4	6
7A	ns^2np^5	7

Simbologia di Lewis per gli elementi rappresentativi ed i gas nobili

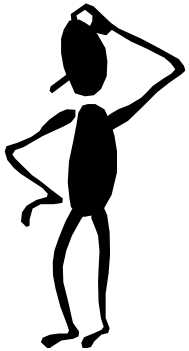


Il Legame Ionico

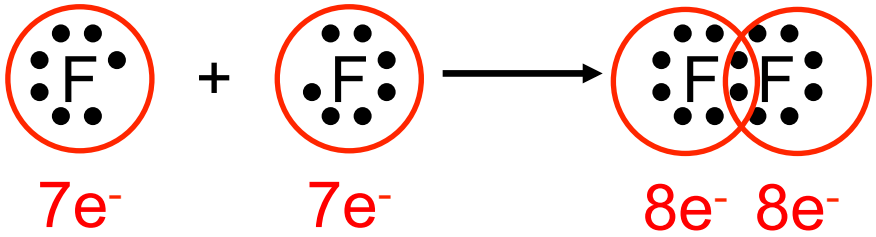
$1s^2 2s^1$ $1s^2 2s^2 2p^5$ $1s^2$ $1s^2 2s^2 2p^6$



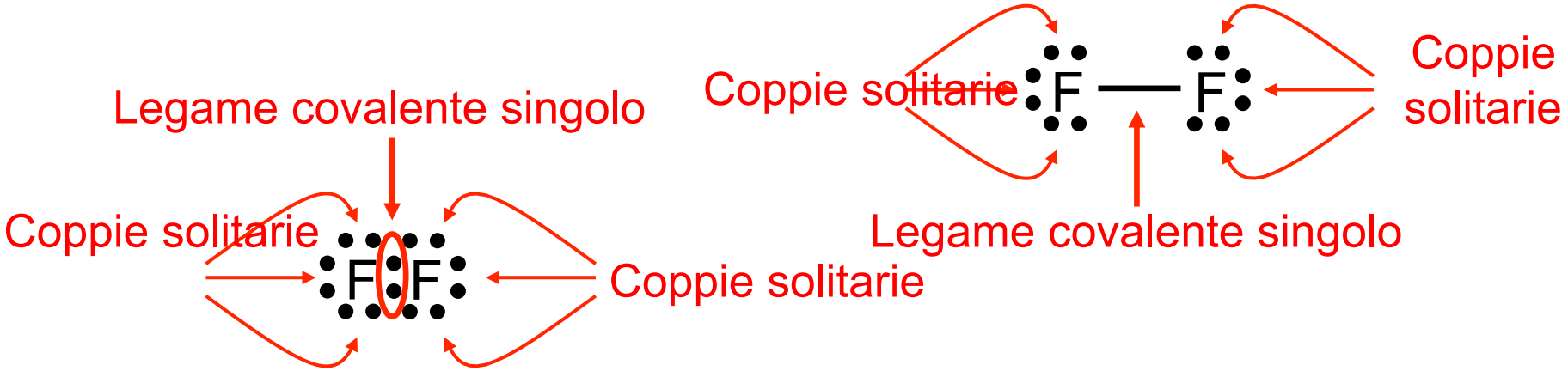
Un *legame covalente* è un legame in cui due o più elettroni sono condivisi da due atomi



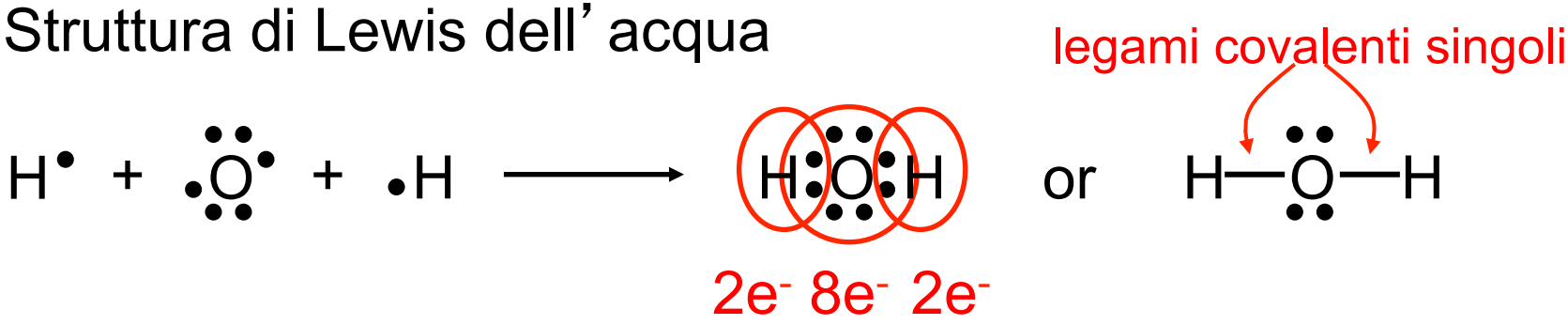
Perché due atomi dovrebbero condividere elettroni?



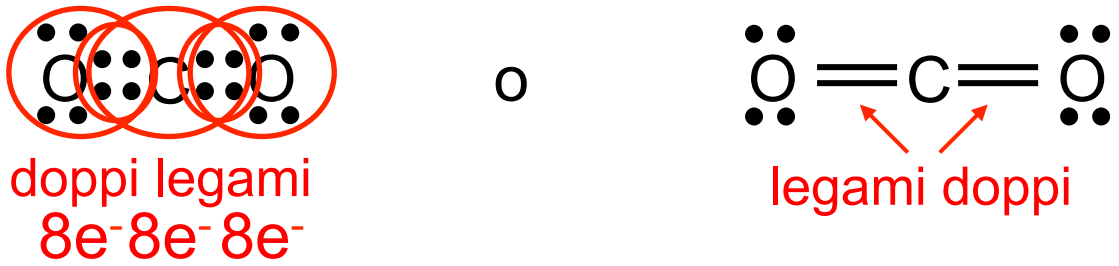
Struttura di Lewis di F_2



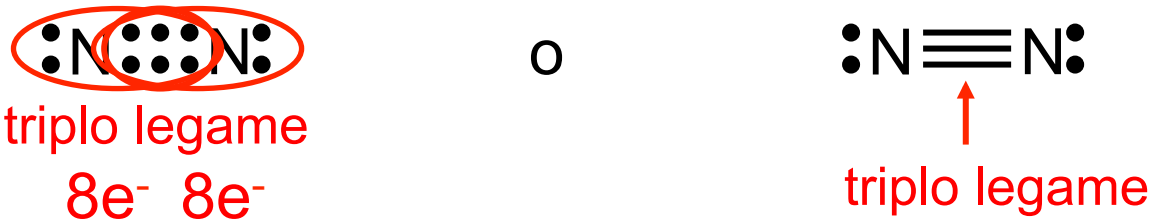
Struttura di Lewis dell'acqua



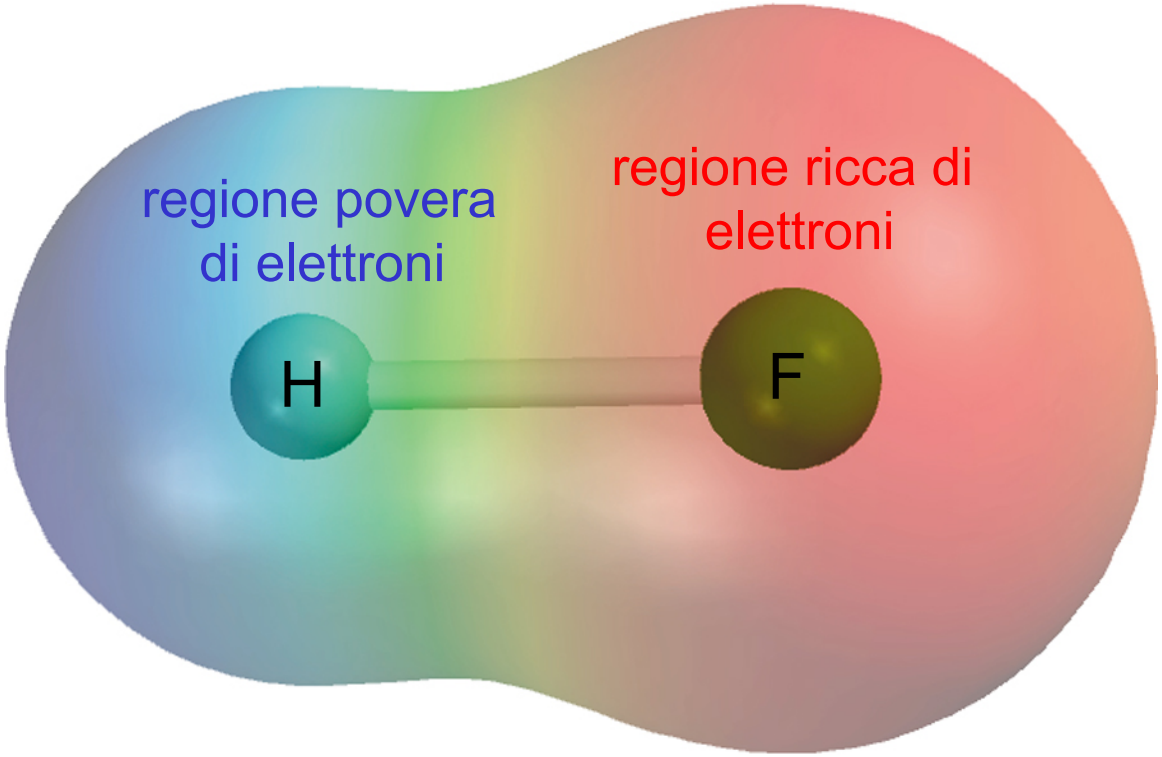
Legame doppio – due atomi condividono due coppie di elettroni

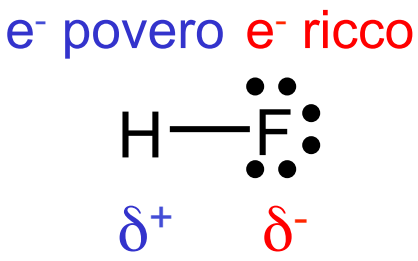


Triple bond – two atoms share three pairs of electrons



Un *legame covalente polare* o *legame polare* è un legame covalente con una elevata densità elettronica attorno ad uno dei due atomi

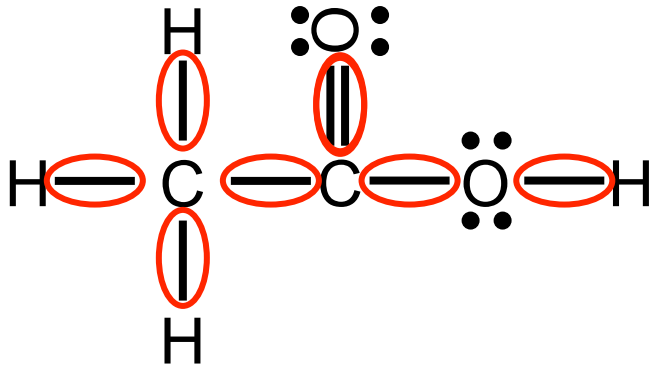




Legami Sigma (σ) and Pi greco (π)

Legame singolo	1 legame sigma
Legame doppio	1 legame sigma e 1 legame pi greco
Legame triplo	1 legame sigma e 2 legami pi greco

Quanti legami σ e π sono presenti nella molecola di acido acetico (aceto) CH_3COOH?



legami σ = 6+ 1 = 7

legami π = 1

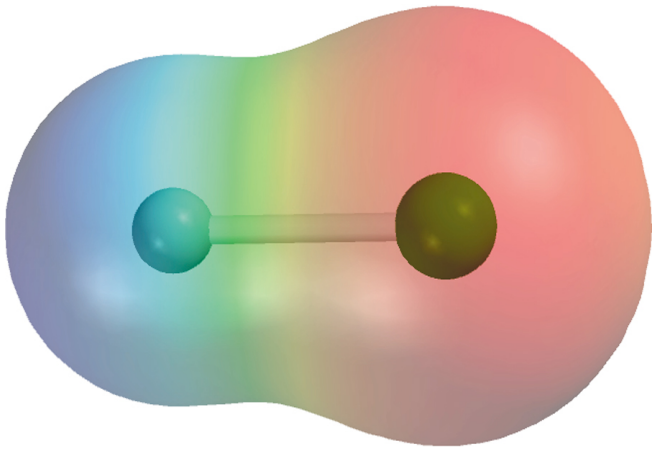
L'Elettronegatività è la capacità di un atomo di attrarre verso se stesso gli elettroni di legame

Affinità elettronica

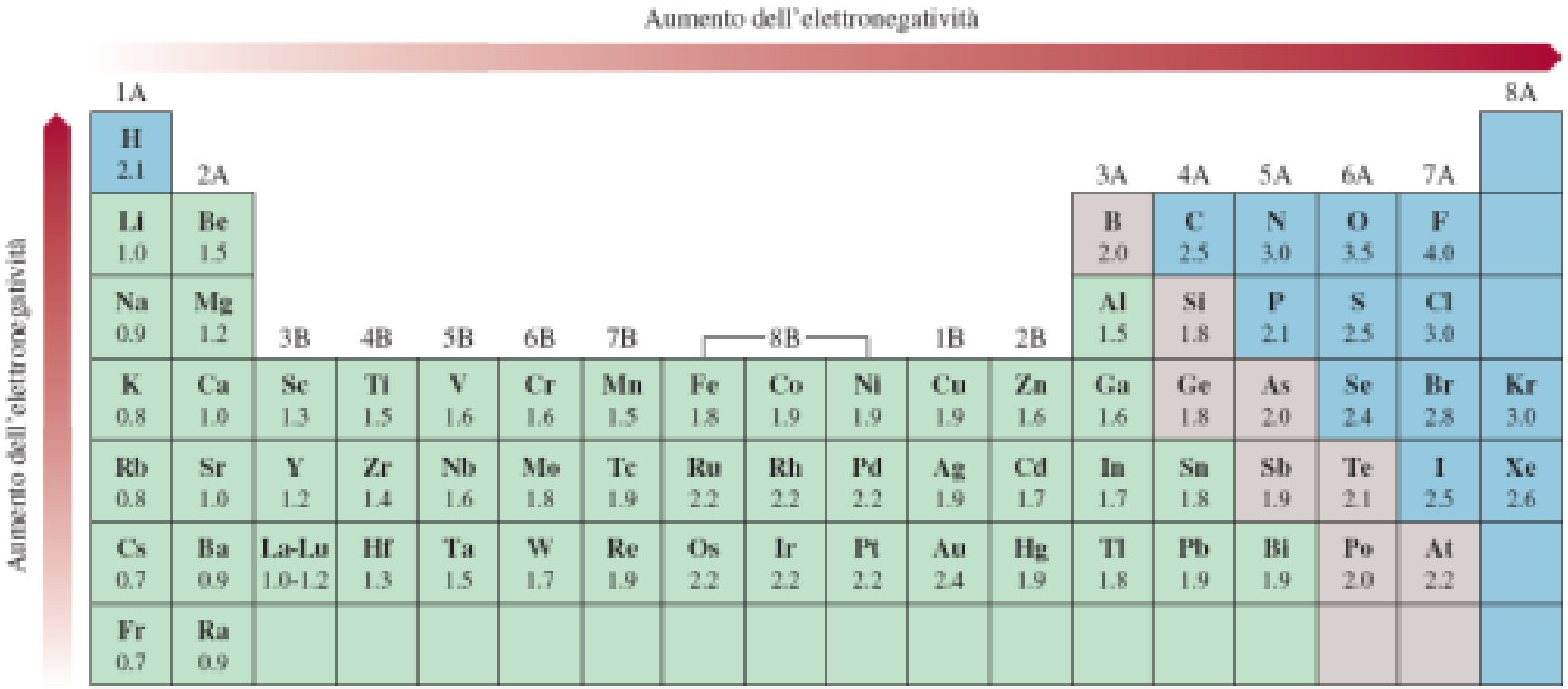
$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)}$$

Energia di Ionizzazione

$$X_{(g)} \longrightarrow X^+_{(g)} + e^-$$

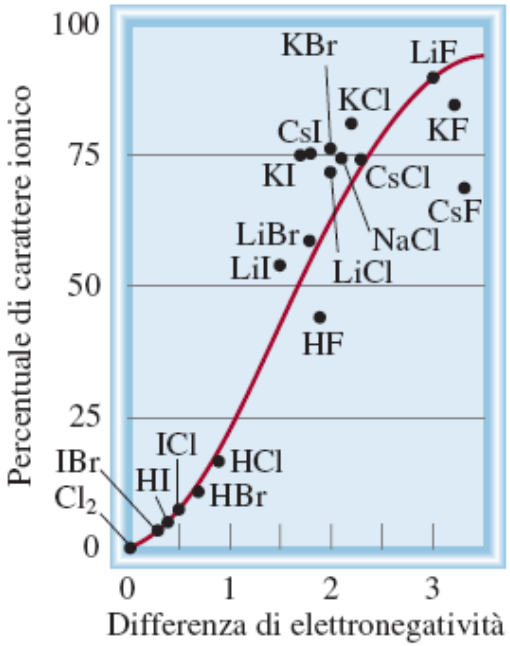


L’elettronegatività degli elementi più comuni



1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1																	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9																

Classificazione dei legami in base alla differenza di eleettronegatività



Differenza	Tipo di legame
0	Covalente
≥ 2	Ionico
0 < e<2	Covalente Polare

Aumento della differenza di elettronegatività →

Covalente → Covalente Polare → Ionico

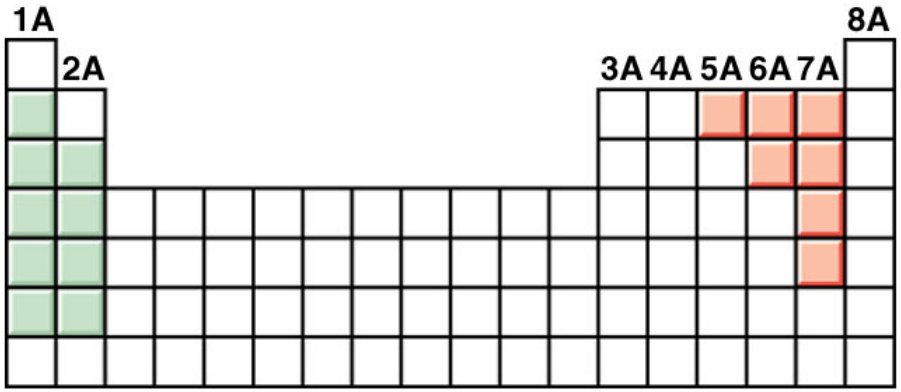
condividono e^-

parziale trasferimento di e^-

trasferimento di e^-

Classifica i seguenti legami come ionici, covalenti polari o covalenti: Il legame in CsCl; il legame in H_2S; e il legame NN in H_2NNH_2.

Cs – 0.7	Cl – 3.0	3.0 – 0.7 = 2.3	Ionico
H – 2.1	S – 2.5	2.5 – 2.1 = 0.4	Covalente Polare
N – 3.0	N – 3.0	3.0 – 3.0 = 0	Covalente



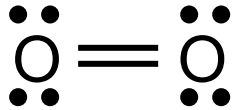
La viariazione di entalpia richiesta per rompere un particolare legame in una mole di molecole gassose è detta *energia di legame*.

Energia di Legame

$H_{2\,(g)} \longrightarrow H_{(g)} + H_{(g)} \quad \Delta H^0 = 436.4$ kJ

$Cl_{2\,(g)} \longrightarrow Cl_{(g)} + Cl_{(g)} \quad \Delta H^0 = 242.7$ kJ

$HCl_{(g)} \longrightarrow H_{(g)} + Cl_{(g)} \quad \Delta H^0 = 431.9$ kJ

$O_{2\,(g)} \longrightarrow O_{(g)} + O_{(g)} \quad \Delta H^0 = 498.7$ kJ 

$N_{2\,(g)} \longrightarrow N_{(g)} + N_{(g)} \quad \Delta H^0 = 941.4$ kJ

Energia di legame

Legame singolo < Legame doppio < Legame triplo

Forze intermolecolari

Le forze intermolecolari sono forze attrattive tra molecole.

Le forze intramolecolari tengono insieme gli atomi in una molecola.

Intermolecolari vs Intramolecolari

- 41 kJ per vaporizzare 1 mole di acqua (inter)
- 930 kJ per rompere tutti i legami O-H in 1 mole di acqua (intra)

In genere, le forze intermolecolari sono più deboli delle forze intramolecolari.

"Misura" delle forze intermolecolari

Punto di ebollizione

Punto di fusione

ΔH_{vap}

ΔH_{fus}

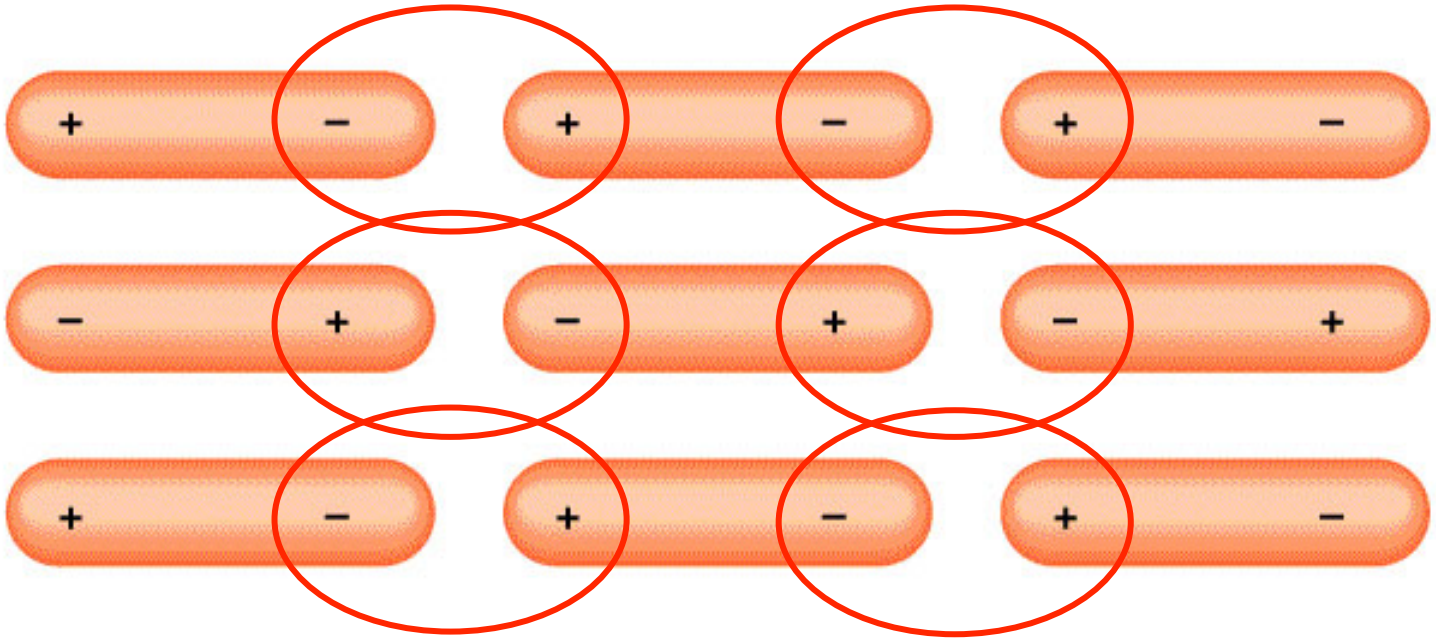
ΔH_{sub}

Forze intermolecolari

Forze dipolo - dipolo

Forze attrattive tra molecole polari

Orientamento delle molecole polari in un solido

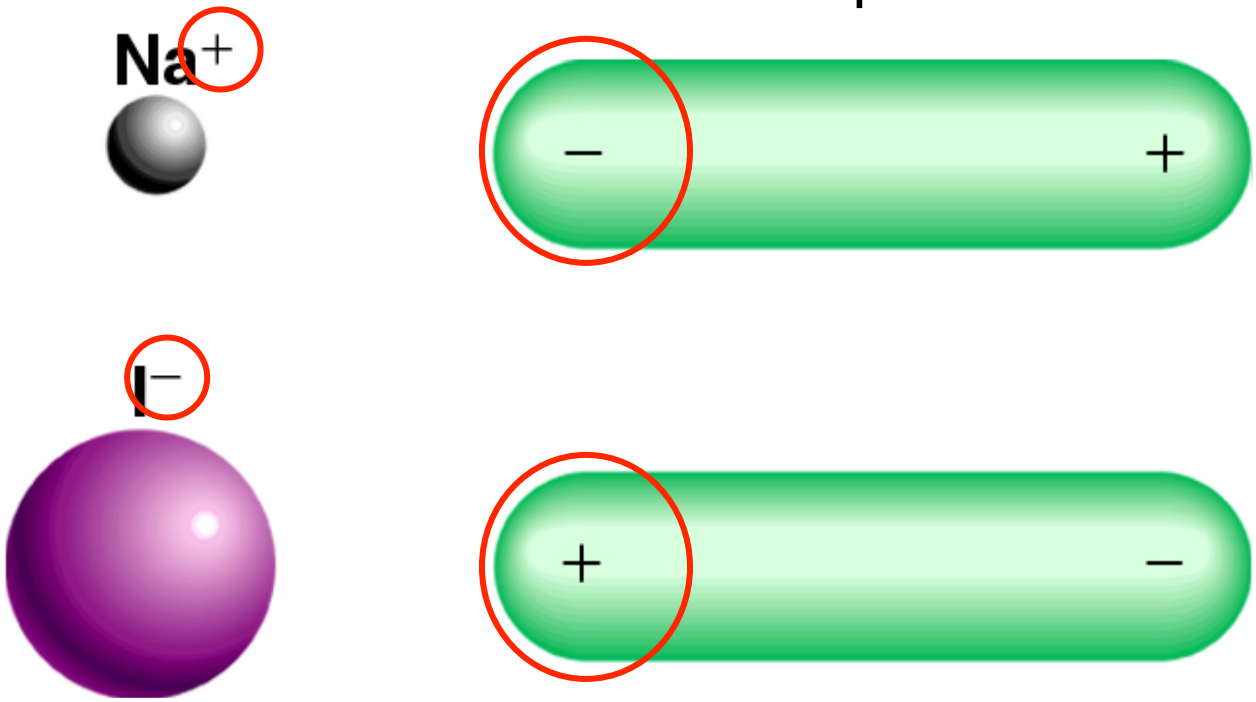


Forze intermolecolari

Forze ione - dipolo

Forze attrattive tra uno ione e una molecola polare

Interazione ione - dipolo



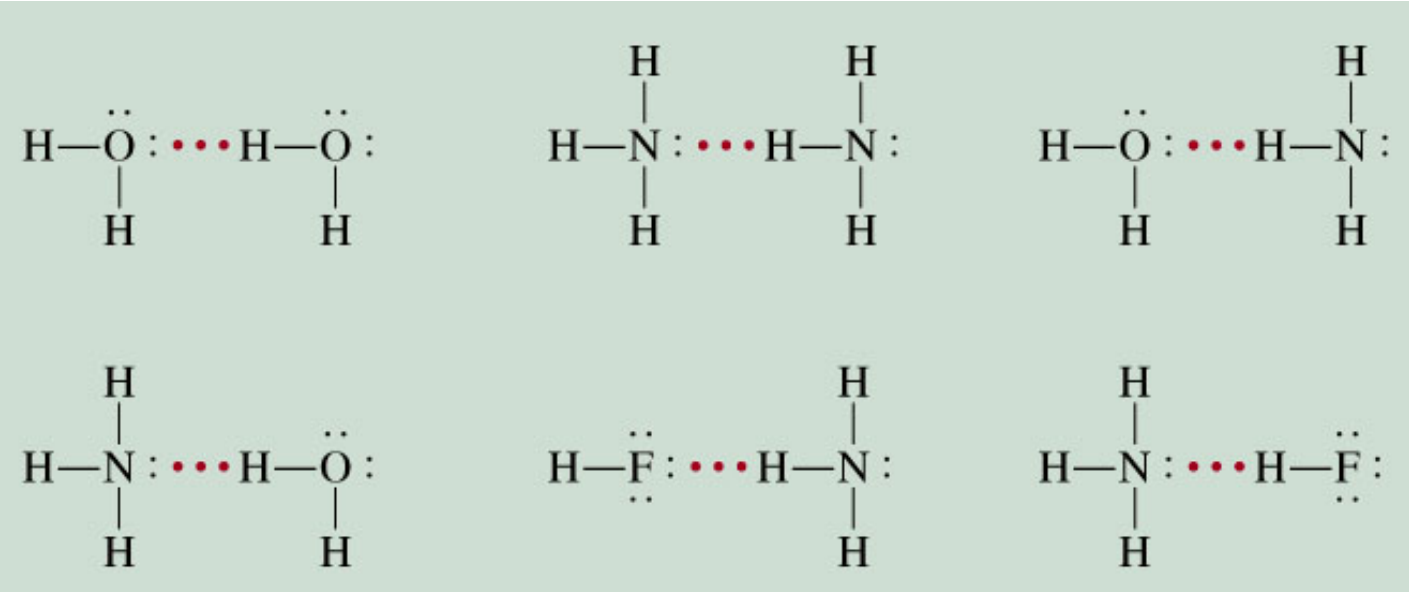
Forze intermolecolari

Legame idrogeno

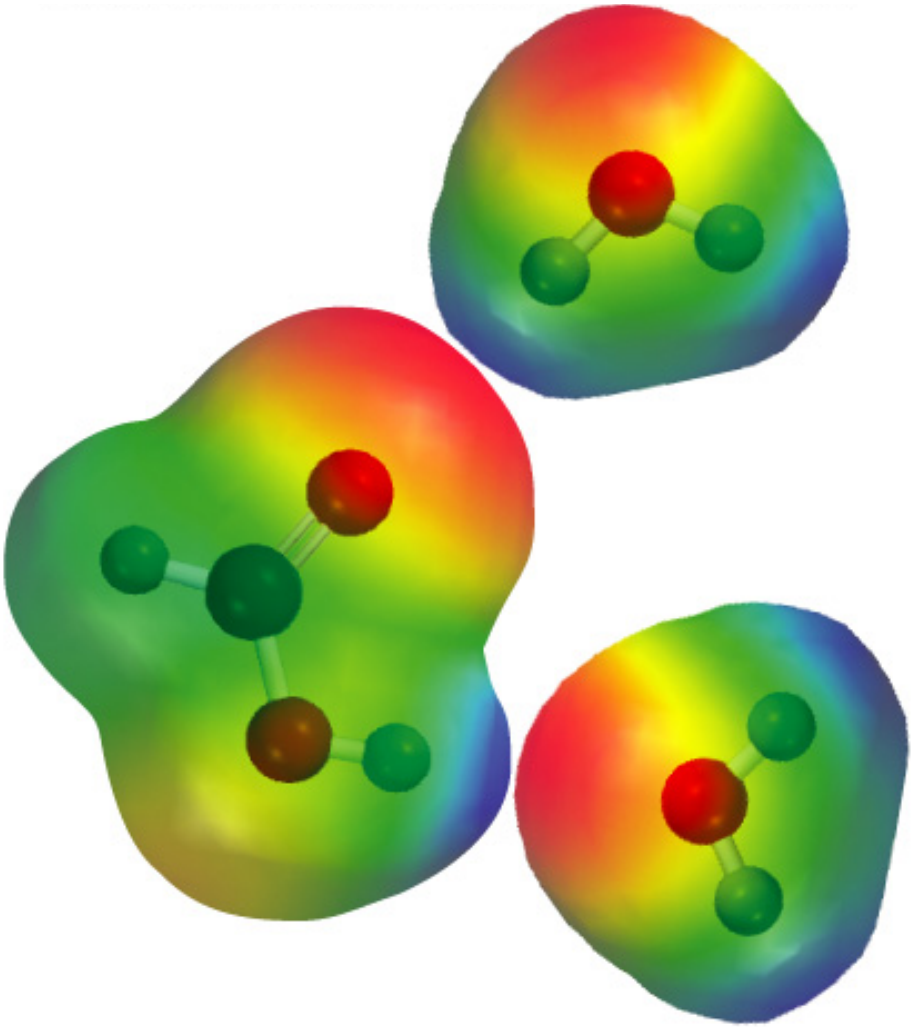
Il *legame idrogeno* è una speciale interazione dipolo-dipolo tra l'atomo di idrogeno coinvolto in un legame polare, come N-H, O-H o F-H, e un atomo elettronegativo O, N o F.

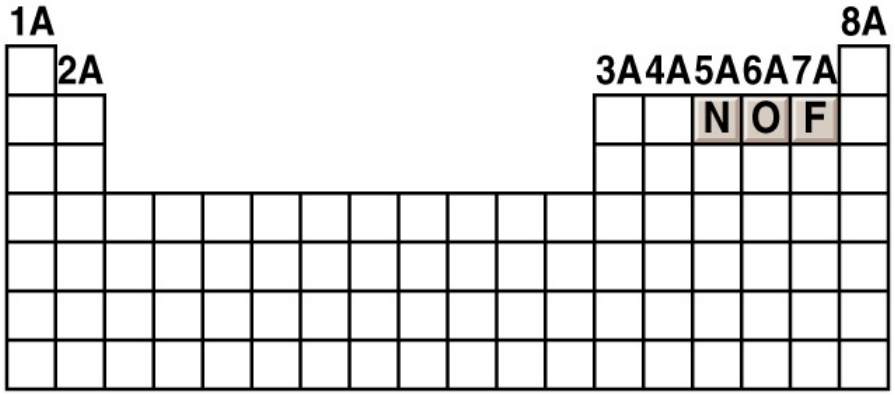
A — H···B o A — H···A

A e B sono N, O, o F

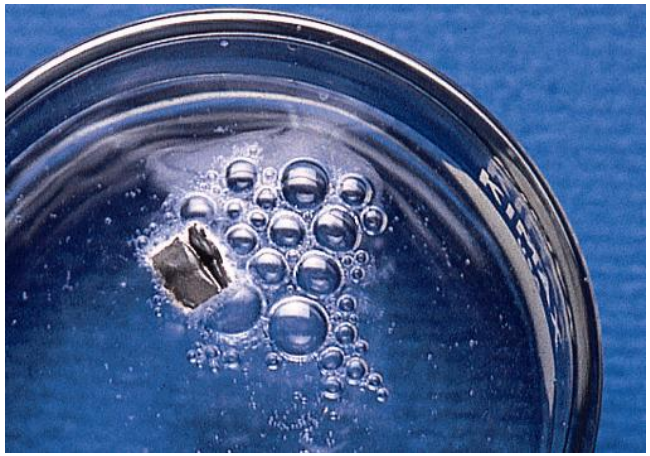


Il legame idrogeno

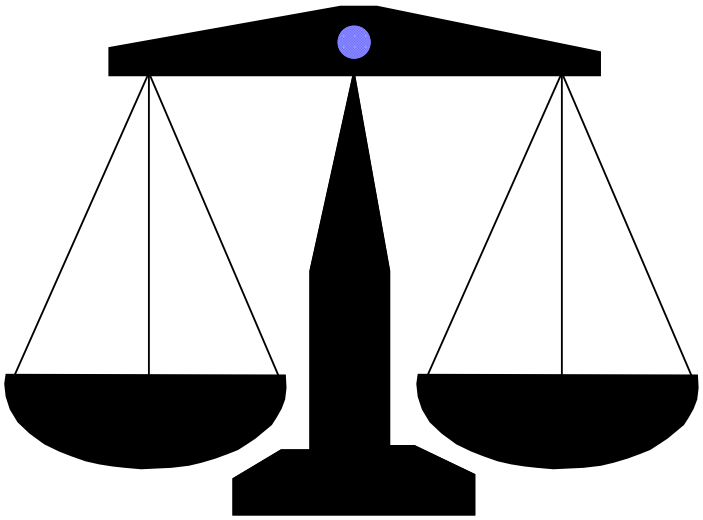




Relazioni di massa nelle reazioni chimiche



Massa atomica è la massa di un atomo espressa in unità di massa atomica (uma)

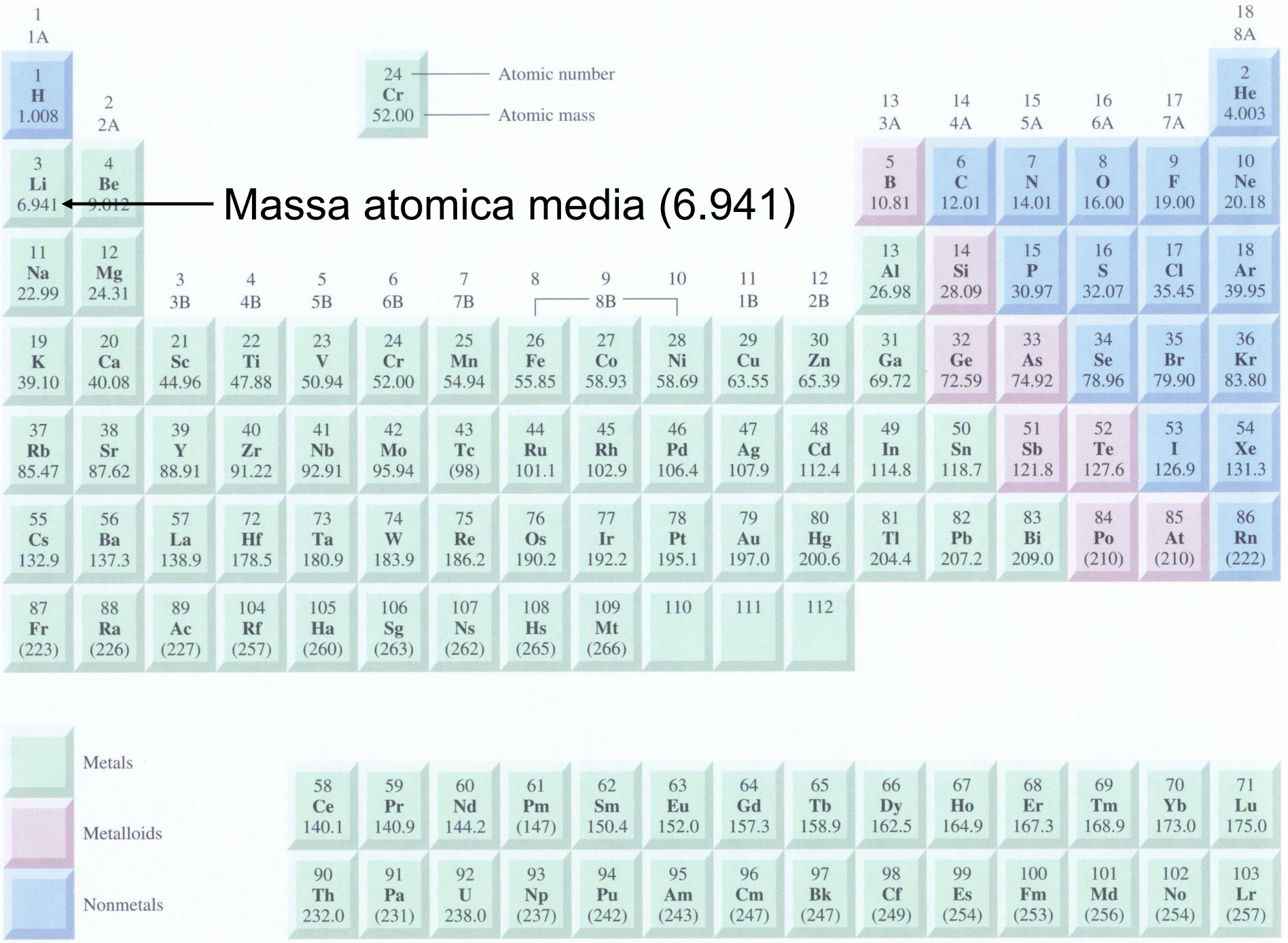


Per definizione:
1 atomo ^{12}C “pesa” 12 uma

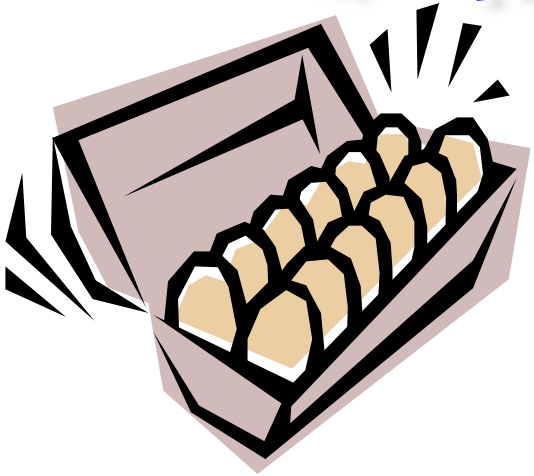
Con questa scala

^{1}H = 1.008 uma

^{16}O = 16.00 uma


1 1A
18 8A
1 H 1.008
2 2A
2 He 4.003
24 Cr 52.00
Atomic number
Atomic mass
13 3A
14 4A
15 5A
16 6A
17 7A
3 Li 6.941
4 Be 9.012
5 B 10.81
6 C 12.01
7 N 14.01
8 O 16.00
9 F 19.00
10 Ne 20.18
Massa atomica media (6.941)
11 Na 22.99
12 Mg 24.31
3 3B
4 4B
5 5B
6 6B
7 7B
8
9
10
8B
11 1B
12 2B
13 Al 26.98
14 Si 28.09
15 P 30.97
16 S 32.07
17 Cl 35.45
18 Ar 39.95
19 K 39.10
20 Ca 40.08
21 Sc 44.96
22 Ti 47.88
23 V 50.94
24 Cr 52.00
25 Mn 54.94
26 Fe 55.85
27 Co 58.93
28 Ni 58.69
29 Cu 63.55
30 Zn 65.39
31 Ga 69.72
32 Ge 72.59
33 As 74.92
34 Se 78.96
35 Br 79.90
36 Kr 83.80
37 Rb 85.47
38 Sr 87.62
39 Y 88.91
40 Zr 91.22
41 Nb 92.91
42 Mo 95.94
43 Tc (98)
44 Ru 101.1
45 Rh 102.9
46 Pd 106.4
47 Ag 107.9
48 Cd 112.4
49 In 114.8
50 Sn 118.7
51 Sb 121.8
52 Te 127.6
53 I 126.9
54 Xe 131.3
55 Cs 132.9
56 Ba 137.3
57 La 138.9
72 Hf 178.5
73 Ta 180.9
74 W 183.9
75 Re 186.2
76 Os 190.2
77 Ir 192.2
78 Pt 195.1
79 Au 197.0
80 Hg 200.6
81 Tl 204.4
82 Pb 207.2
83 Bi 209.0
84 Po (210)
85 At (210)
86 Rn (222)
87 Fr (223)
88 Ra (226)
89 Ac (227)
104 Rf (257)
105 Ha (260)
106 Sg (263)
107 Ns (262)
108 Hs (265)
109 Mt (266)
110
111
112
Metals
Metalloids
Nonmetals
58 Ce 140.1
59 Pr 140.9
60 Nd 144.2
61 Pm (147)
62 Sm 150.4
63 Eu 152.0
64 Gd 157.3
65 Tb 158.9
66 Dy 162.5
67 Ho 164.9
68 Er 167.3
69 Tm 168.9
70 Yb 173.0
71 Lu 175.0
90 Th 232.0
91 Pa (231)
92 U 238.0
93 Np (237)
94 Pu (242)
95 Am (243)
96 Cm (247)
97 Bk (247)
98 Cf (249)
99 Es (254)
100 Fm (253)
101 Md (256)
102 No (254)
103 Lr (257)

Dozzina = 12



Coppia = 2

La *mole (mol)* è la quantità di una sostanza che contiene tante unità elementari (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

Numero di Avogadro (N_A)

Massa molare è la massa di 1 mole di uova / scarpe / marmi / atomi in grammi

1 mole atomi ^{12}C = 6.022 x 10^{23} atomi = 12.00 g

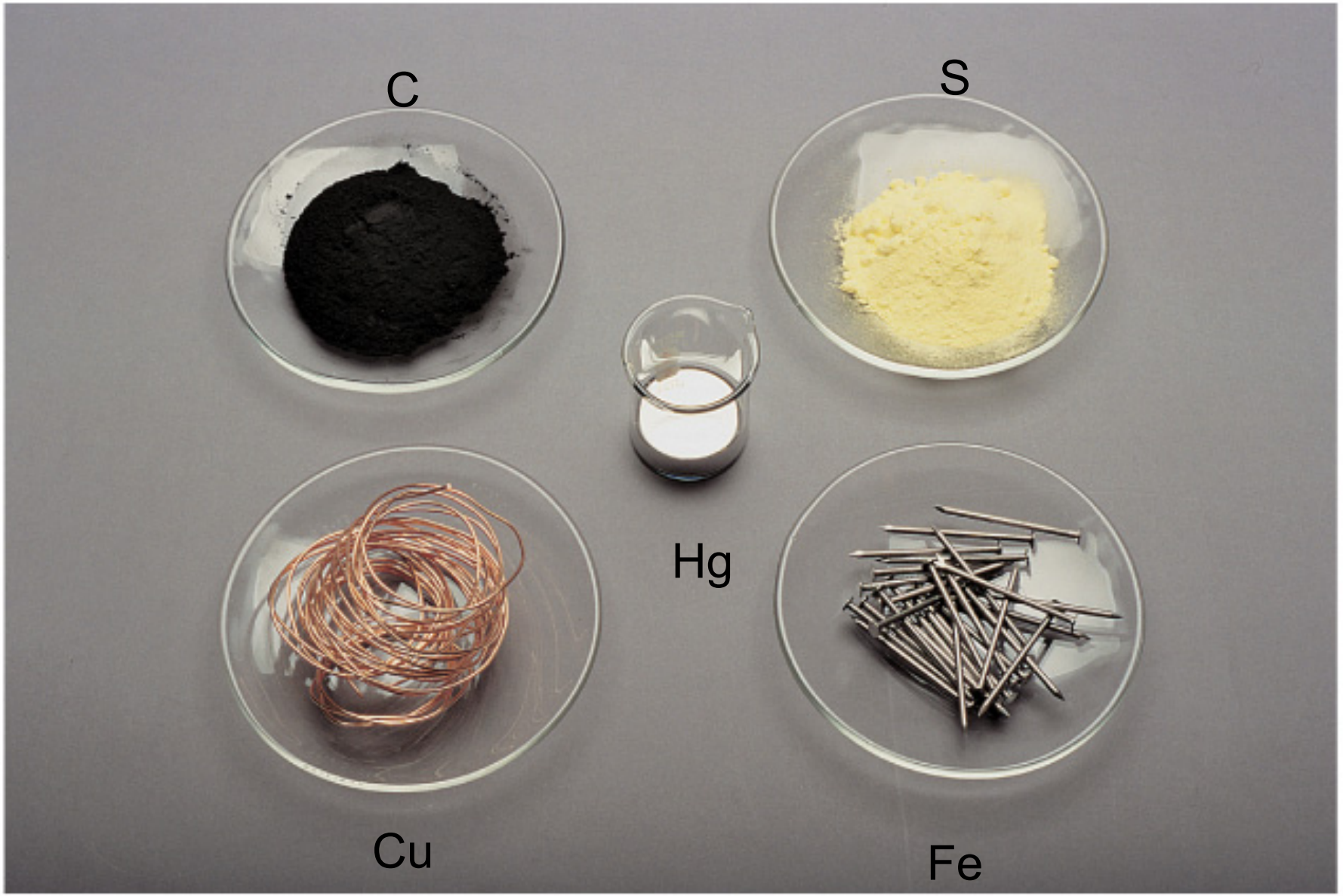
1 atomo ^{12}C = 12.00 uma

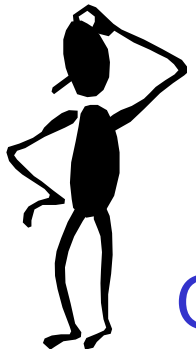
1 mole atomi ^{12}C = 12.00 g ^{12}C

1 mole atomi litio= 6.941 g di Li

Per ogni elemento
massa atomica (uma) = massa molare (grammi)

Una mole di:





È chiaro cos'è la massa molare?

Quanti atomi ci sono in 0.551 g di potassio (K) ?

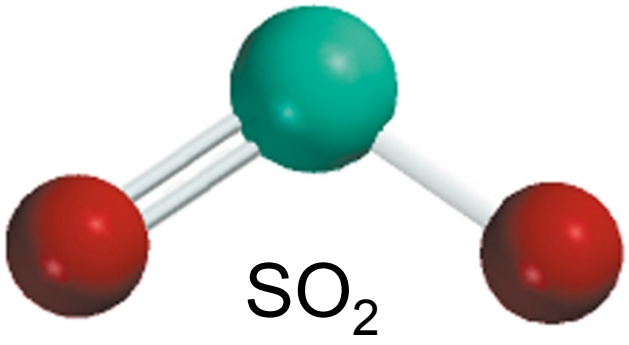
$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

$$1 \text{ mol K} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}$$

$$0.551 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}}{1 \text{ mol K}} =$$

$$8.49 \times 10^{21} \text{ atomi K}$$

Massa molecolare (o peso molecolare) è la somma delle masse atomiche (in uma) in una molecola.



SO_2

1S	32.07 uma
2O	+ 2 x 16.00 uma
SO_2	64.07 uma

Per ogni molecola

massa molecolare (uma) = massa molare (grammi)

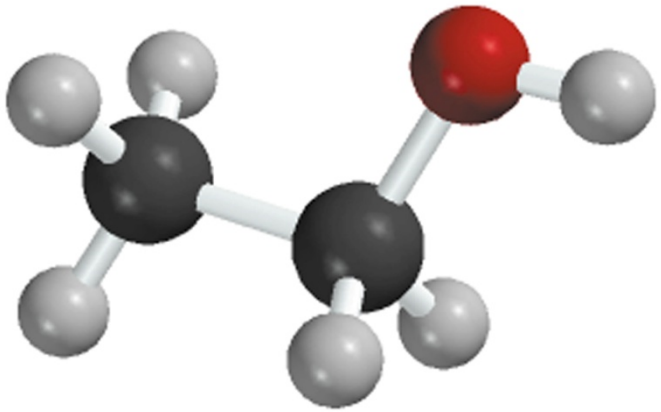
1 molecola SO_2 = 64.07 uma

1 mole SO_2 = 64.07 g SO_2

La composizione percentuale di un elemento in un composto =

$$\frac{n \text{ x massa molare elemento}}{\text{massa molare composto}} \text{ x } 100\%$$

n è il numero di moli dell'elemento in 1 mole del composto



C_2H_6O

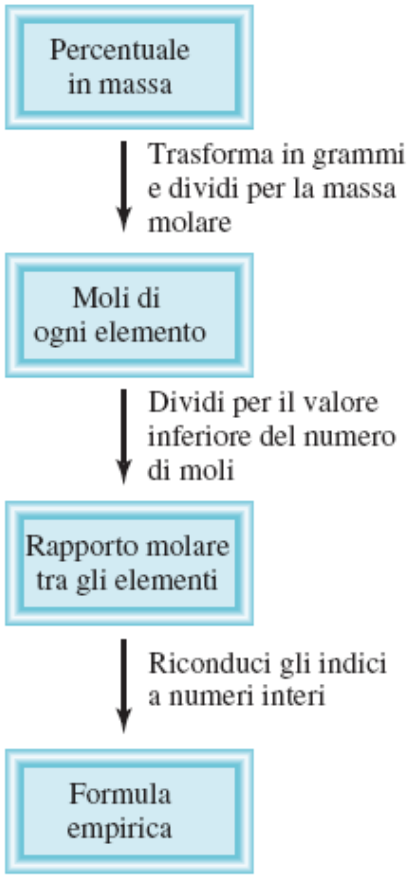
$$\%C = \frac{2 \text{ x } (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \text{ x } (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \text{ x } (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 34.73\%$$

52.14% + 13.13% + 34.73% = 100.0%

Composizione percentuale e formula empirica



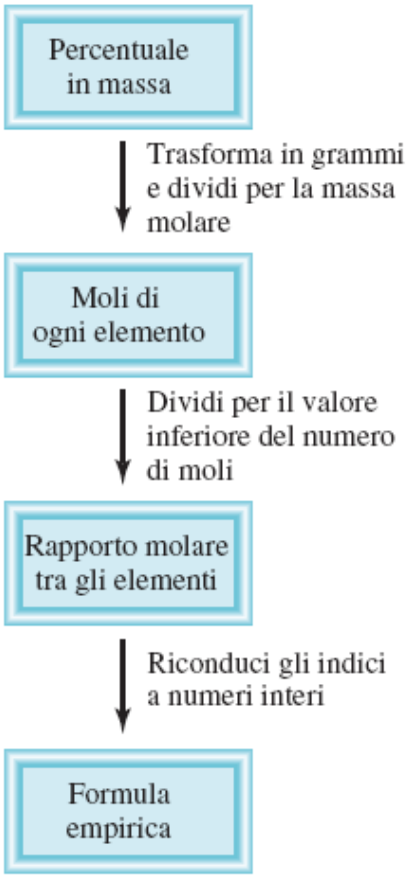
Determina la formula empirica di un composto che ha la seguente composizione percentuale in massa: K 24.75%, Mn 34.77%, O 40.51%.

$$n_K = 24.75\ \text{g K} \times \frac{1\ \text{mol K}}{39.10\ \text{g K}} = 0.6330\ \text{mol K}$$

$$n_{Mn} = 34.77\ \text{g Mn} \times \frac{1\ \text{mol Mn}}{54.94\ \text{g Mn}} = 0.6329\ \text{mol Mn}$$

$$n_O = 40.51\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \text{g O}} = 2.532\ \text{mol O}$$

Composizione percentuale e formula empirica



$n_K = 0.6330$, $n_{Mn} = 0.6329$, $n_O = 2.532$

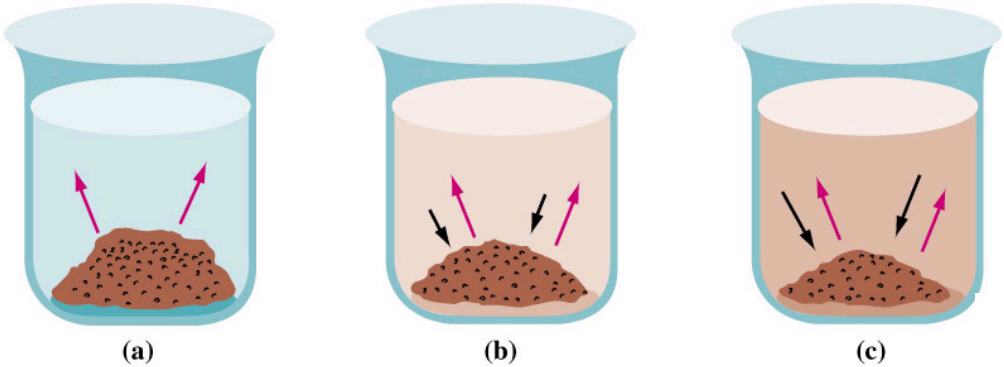
$$K : \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0$$

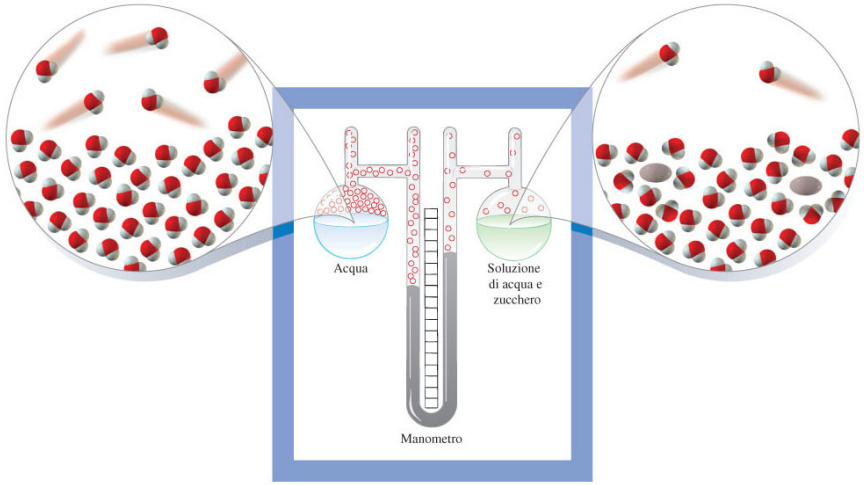
$$Mn : \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

$$O : \frac{2.532}{0.6329} \approx 4.0$$

$$KMnO_4$$

Le soluzioni





Una **soluzione** è una miscela **omogenea** (la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.

Le soluzioni possono esistere in ognuno dei tre stati della materia: **gas, liquido o solido**.

Il **solvente** è il componente presente in quantità maggiore o che determina lo stato della materia in cui la soluzione esiste.

Il **soluto** è un componente presente in quantità minore.

Il caso più comune è quello di soluzioni liquide (soluzioni di gas, solidi o liquidi sciolti in un liquido). Si possono però avere:

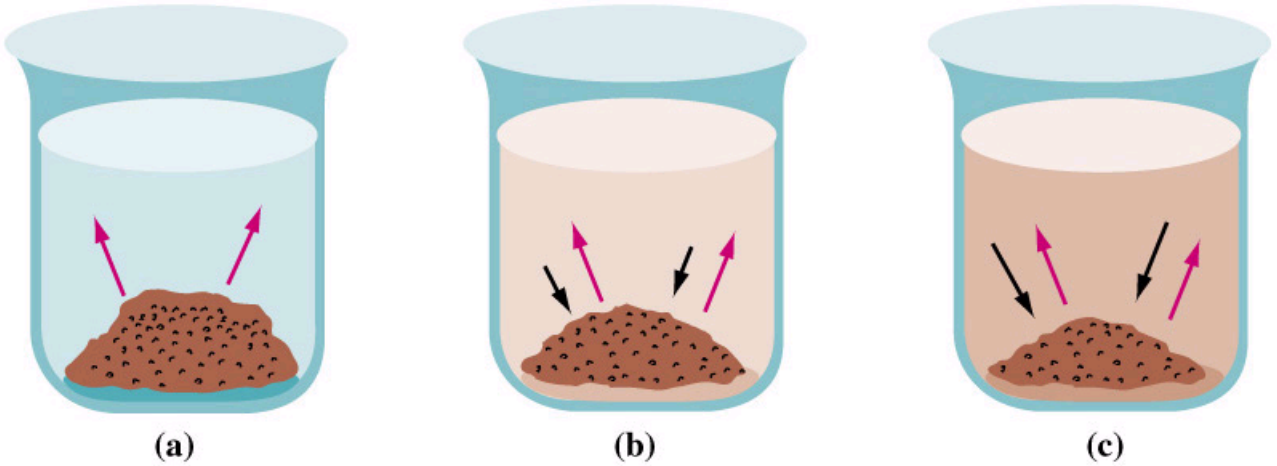
Soluzioni gassose: in genere i gas possono mescolarsi in tutte le proporzioni per dare soluzioni gassose.

Soluzioni liquide: sono le più comuni e sono ottenute nella maggior parte dei casi sciogliendo un gas o un solido in un liquido.

Soluzioni solide: sono principalmente leghe di due o più metalli. Le leghe di mercurio (l'unico metallo liquido) con altri metalli sono chiamate amalgame e possono essere sia liquide che solide).

Solubilità

In generale solo una quantità finita di un solido si scioglie in un dato volume di solvente dando luogo ad una soluzione **satura**, cioè una soluzione in equilibrio con un eventuale solido in eccesso.



Equilibrio dinamico

La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta **solubilità**. Ad esempio la solubilità di NaCl in acqua è di 36 g per 100 ml di acqua a 20°C.

Concentrazione delle Soluzioni

In generale la concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente in una data quantità di solvente (o di soluzione).
La quantità di soluto o di solvente possono essere espresse in numero di moli, massa o volume per cui vi sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione:

- Molarità
- Percentuale in massa (peso)
- Molalità
- Frazione molare

Molarità

E' il numero di moli di soluto presenti in un litro di soluzione:

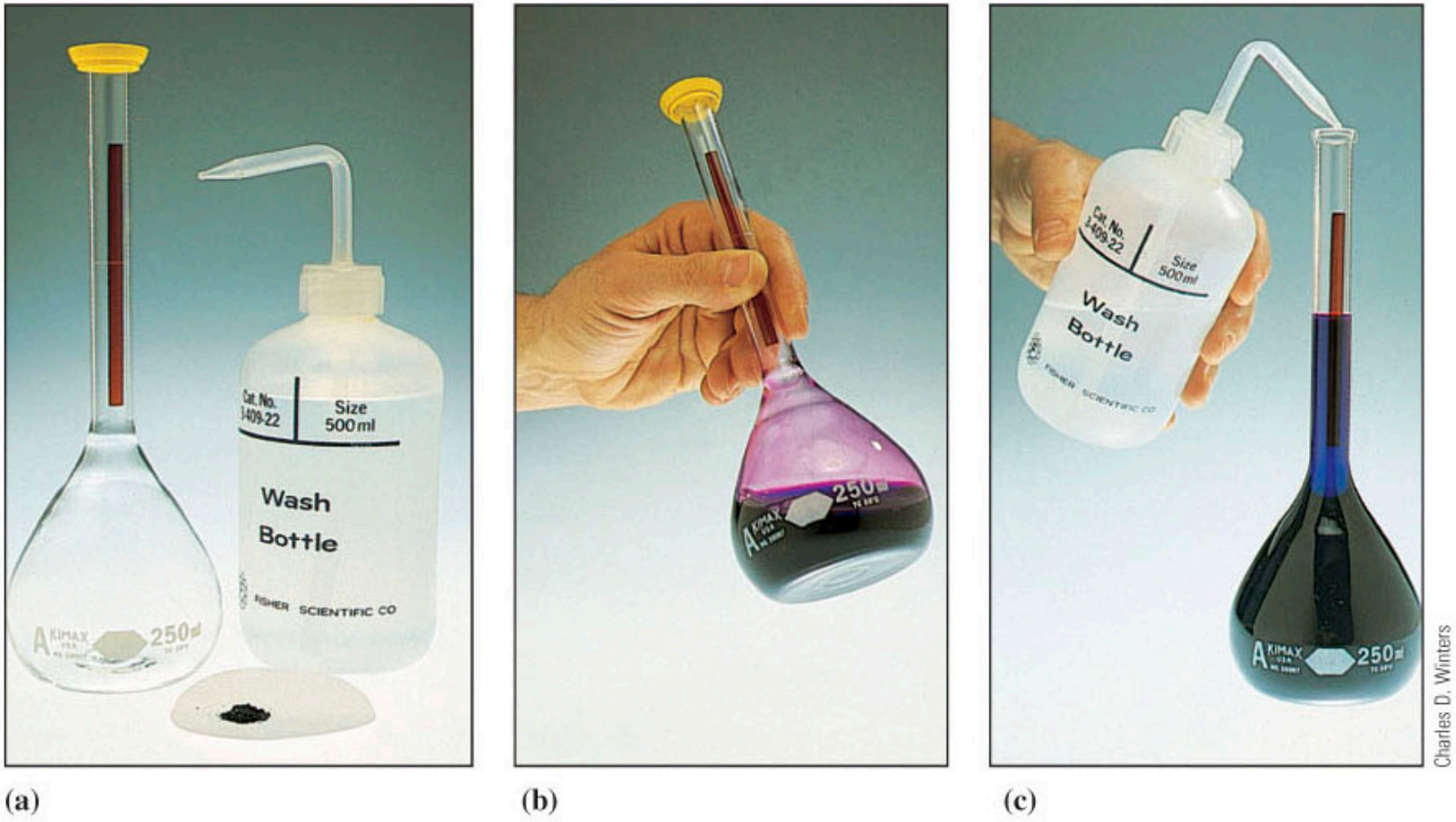
$$\text{Molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

Le unità sono mol/litro ma sono generalmente indicate con M.

Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in acqua sino ad un volume di 2,0 l ha molarità:

$$\frac{\mathbf{0,20\ moli}}{\mathbf{2,0\ litri}} = \mathbf{0,10\ mol/l = 0,10\ M}$$

Preparazione in laboratorio di una soluzione 0,01M di di K_2MnO_4 0,0025 moli (0,395 g) in 250 ml di acqua



(a) (b) (c)

Percentuale in massa di soluto

E' definita come:

$$\%\ \text{massa di soluto} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

Ad esempio per una soluzione ottenuta mescolando 3,5 g di NaCl e 96,5 g di acqua si ha:

$$\%\ \text{massa NaCl} = \frac{3{,}5\ \text{g}}{3{,}5\ \text{g} + 96{,}5\ \text{g}} \times 100 = 3{,}5\%$$

Tale soluzione contiene 3,5 g di NaCl per 100 g di soluzione

Molalità

E' il numero di moli di soluto per chilo di solvente:

$$\textbf{molalità} = \frac{\textbf{moli di soluto}}{\textbf{Kg di solvente}}$$

Le unità sono mol/Kg ma sono generalmente indicate con m.

Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in 2000 g di acqua ha molalità:

$$\frac{0{,}20\ \text{moli}}{2{,}0\ \text{Kg}} = 0{,}10\ \text{mol/Kg} = 0{,}10\ \text{m}$$

Esempio: Calcolare la molalità di una soluzione ottenuta sciogliendo 5,67 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) in 25,2 g di acqua

$$n_{glucosio} = \frac{5{,}67\ g}{180{,}2\ g/mol} = 0{,}0315\ mol_{glucosio}$$

$$molalità = \frac{0{,}0315\ mol}{25{,}2 \times 10^{-3}\ Kg} = 1{,}25\ m$$

Frazione molare

Per una soluzione fra due componenti A e B la frazione molare di A è definita:

$$x_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli totali soluzione}} = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$$

Ad esempio in una soluzione ottenuta sciogliendo 0,0315 moli di glucosio in 25,2 g di acqua la frazione molare del glucosio è:

$$n_{H_2O} = \frac{25{,}2\ \text{g}}{18{,}0\ \text{g/mol}} = 1{,}40\ \text{mol}_{H_2O} \qquad x_{\text{glucosio}} = \frac{0{,}0315}{0{,}0315 + 1{,}40} = 0{,}022$$

$$x_{H_2O} = \frac{1{,}40}{0{,}0315 + 1{,}40} = 0{,}978 \qquad x_{H_2O} + x_{\text{glucosio}} = 1$$

Conversione fra unità di concentrazione

Conviene far riferimento ad una certa quantità di solvente o di soluzione, determinare le quantità di soluto e di solvente corrispondenti e riutilizzarle per il calcolo della nuova concentrazione.

Le quantità di riferimento per le concentrazioni da convertire sono:

Molalità	1 Kg di solvente
Molarità	1 litro di soluzione
Frazione molare	1 mole di soluzione
% massa	100 g di soluzione

Quando è implicata la molarità è necessario conoscere la densità della soluzione (mette in relazione massa e volume).

Molalità ⟶ Frazione molare

Una soluzione di glucosio è 0,120 m. Calcolare le frazioni molari di glucosio e acqua.

Tale soluzione contiene 0,120 moli di glucosio per 1 Kg di solvente (acqua). Si ha quindi:

$$\mathbf{moli}_{\mathbf{glucosio}} = \mathbf{0,120}$$

$$\mathbf{moli}_{\mathbf{H_2O}} = \frac{\mathbf{1000\ g}}{\mathbf{18\ g/mol}} = \mathbf{55,6\ mol}$$

$$\mathbf{x}_{\mathbf{glucosio}} = \frac{\mathbf{0,120}}{\mathbf{0,120 + 55,6}} = \mathbf{0,00215}$$

$$\mathbf{x}_{\mathbf{H_2O}} = \frac{\mathbf{55,6}}{\mathbf{0,120 + 55,6}} = \mathbf{0,998}$$

Molalità ⟶ % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione di glucosio 0,120 m.

Tale soluzione contiene 0,120 moli di glucosio per 1 Kg di solvente (acqua). Si ha quindi:

$$\mathbf{massa_{glucosio} = 0{,}120\ mol \times 180{,}2\ g/mol = 21{,}6\ g}$$

$$\mathbf{massa_{H_2O} = 1000\ g}$$

$$\mathbf{\%\ massa_{glucosio} = \frac{21{,}6}{1000 + 21{,}6} \times 100 = 2{,}11\ \%}$$

Frazione molare ⟶ Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione acquosa di glucosio la cui frazione molare è 0,150.

1 mole di tale soluzione contiene 0,150 moli di glucosio e (1 - 0,150) = 0,850 moli di acqua. Si ha quindi:

$$\text{massa}_{H_2O} = 0{,}850\ \text{mol} \times 18\ \text{g/mol} = 15{,}3\ \text{g}$$

$$\text{molalità}_{\text{glucosio}} = \frac{0{,}150\ \text{mol}}{15{,}3 \times 10^{-3}\ \text{Kg}} = 9{,}8\ \text{m}$$

Frazione molare ⟶ % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione acquosa di glucosio la cui frazione molare è 0,150.

1 mole di tale soluzione contiene 0,150 moli di glucosio e (1 - 0,150) = 0,850 moli di acqua. Si ha quindi:

$$\text{massa}_{\text{glucosio}} = 0{,}150\ \text{mol} \times 180{,}2\ \text{g/mol} = 27{,}0\ \text{g}$$

$$\text{massa}_{H_2O} = 0{,}850\ \text{mol} \times 18\ \text{g/mol} = 15{,}3\ \text{g}$$

$$\%\ \text{massa}_{\text{glucosio}} = \frac{27{,}0\ \text{g}}{27{,}0\ \text{g} + 15{,}3\ \text{g}} \times 100 = 63{,}8\ \%$$

Molalità → Molarità

Calcolare la molarità di una soluzione 0,273 m di KCl in acqua, avente densità $1{,}011\times10^3$ g/l.

Per 1 Kg di solvente vi sono 0,273 moli di KCl e quindi:

$$\mathbf{massa_{KCl} = 0{,}273\ mol \times 74{,}6\ g/mol = 20{,}4\ g}$$

La massa totale di soluzione è:

$$\mathbf{massa_{tot} = massa_{KCl} + massa_{H_2O} = 1000\ g + 20{,}4\ g\ mol = 1020\ g = 1{,}02\times10^3\ g}$$

Nell'espressione per il calcolo della molarità c'è però il volume in litri della soluzione, calcolabile tramite la densità:

$$\mathbf{d = \frac{massa}{volume}}$$

$$\mathbf{volume = \frac{massa}{d} = \frac{1{,}02\times10^3\ g}{1{,}011\times10^3\ g/l} = 1{,}009\ l}$$

$$\mathbf{molarità = \frac{0{,}273\ mol}{1{,}009\ l} = 0{,}271\ M}$$

Si noti che per soluzioni diluite molarità ≅ molalità

Molarità ⟶ Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione 0,907 M di $Pb(NO_3)_2$ in acqua, avente densità 1,252 g/ml.

Per 1 litro di soluzione vi sono 0,907 moli di $Pb(NO_3)_2$. La massa di un litro di soluzione è:

$$\mathbf{massa_{soluzione} = volume \times d = 1{,}000 \times 10^3\ ml \times 1{,}252\ g/ml = 1252\ g}$$

La massa di $Pb(NO_3)_2$ è:

$$\mathbf{massa_{Pb(NO_3)_2} = 0{,}907\ mol \times 331{,}2\ g/mol = 300\ g}$$

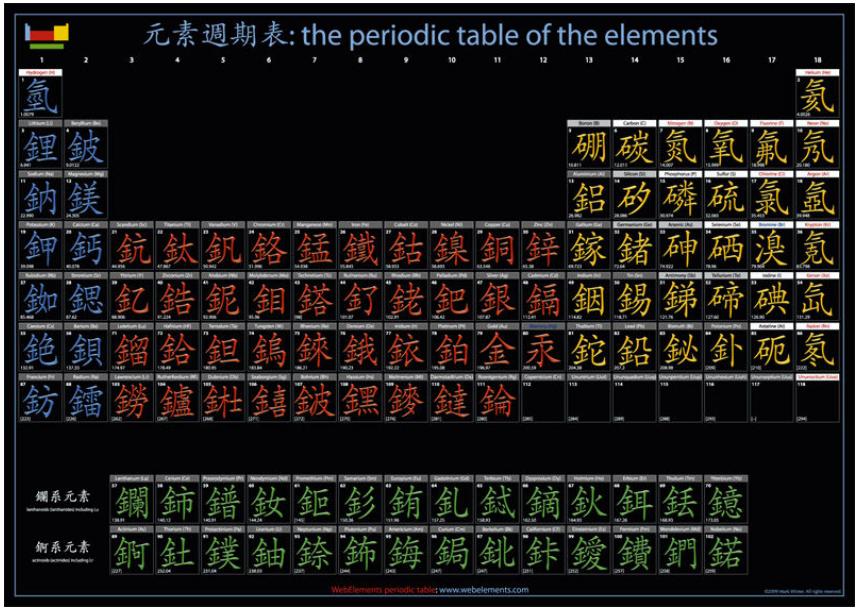
La massa di acqua è:

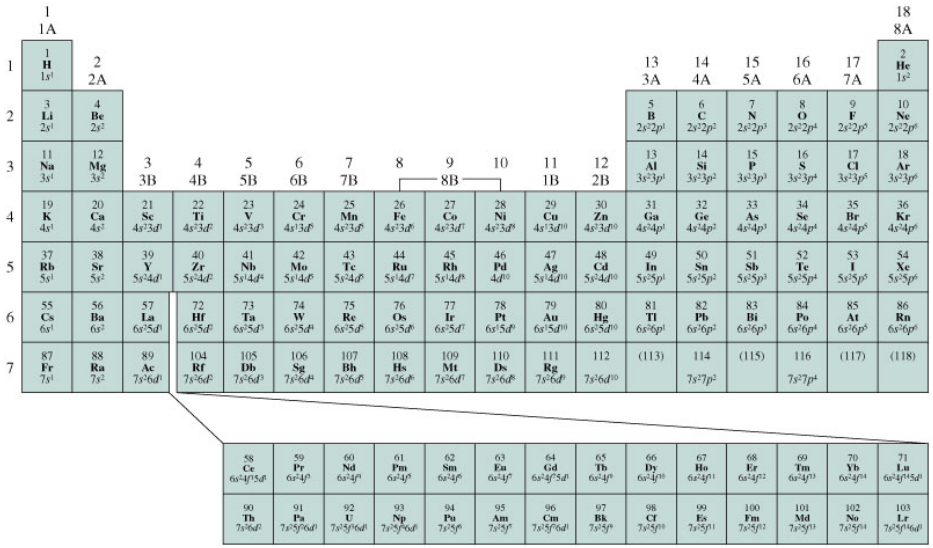
$$\mathbf{massa_{H_2O} = 1252\ g - 300\ g = 952\ g}$$

La molalità è quindi:

$$\mathbf{molalità} = \frac{\mathbf{0{,}907\ mol}}{\mathbf{0{,}952\ Kg}} = \mathbf{0{,}953\ m}$$

Il numero di ossidazione

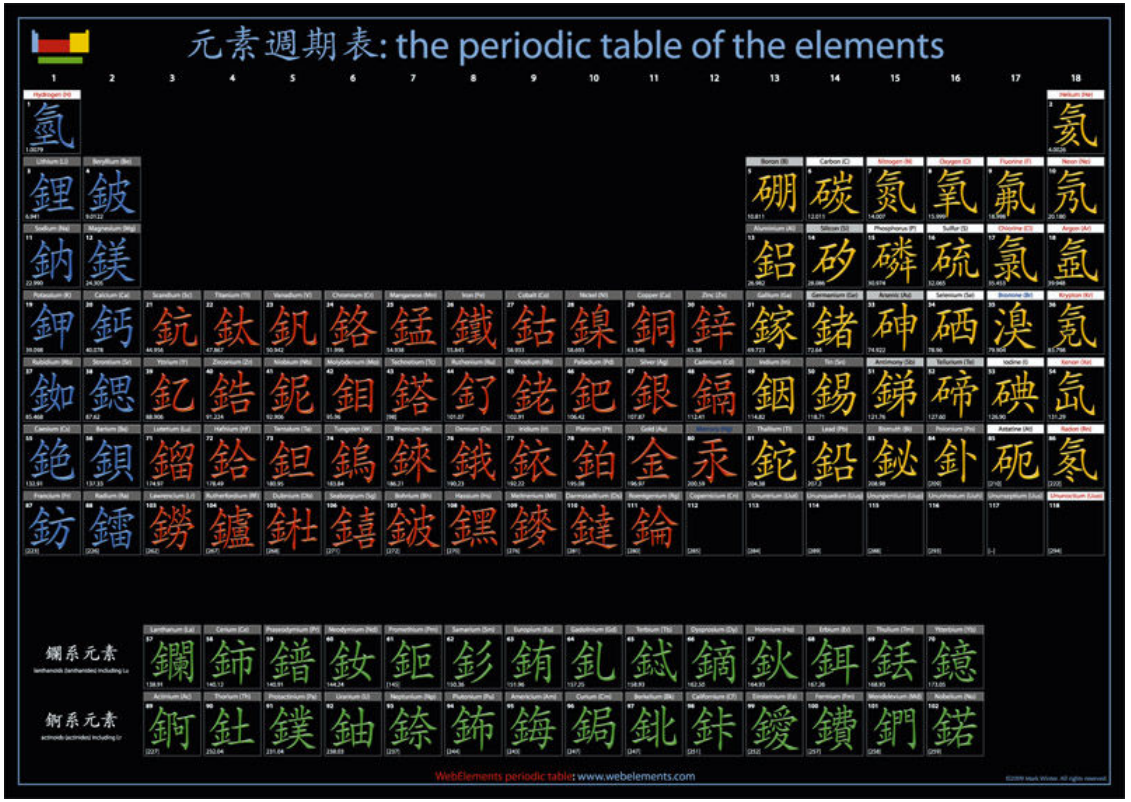




Nelle reazioni e nei legami chimici…

Gli elettroni coinvolti nelle reazioni fra gli atomi sono quelli esterni a più alta energia.

I composti più stabili sono i gas nobili.



Numero di ossidazione

Il numero di ossidazione di un elemento corrisponde alla carica che esso acquista o perde nel diventare ione…

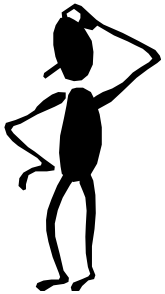
Il numero di ossidazione dell'ossigeno *è* generalmente –2.
Nell' H_2O_2 e O_2^{2-} è –1.

Il numero di ossidazione dell'idrogeno è +1 *eccetto quando è legato ad un metallo in un composto binario*. In questi casi, il suo numero di ossidazione è –1.

I metalli del Gruppo IA sono +1, i metalli IIA sono +2 e il fluoruro è sempre –1.

La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi in una molecola o in uno ione è uguale alla carica sulla molecola o sullo ione.

HCO_3^-



I numeri di ossidazione di tutti gli atomi in HCO_3^-?

O = -2 H = +1

3x(-2) + 1 + ? = -1

C = +4

Nomenclatura chimica (tradizionale)

- **Ossidi**

  Composti binari caratterizzati dalla presenza di metallo e ossigeno:

  CaO: Ossido di calcio

  K_2O: Ossido di potassio

- **Ossidi del Ferro**

  Il ferro ha numeri di ossidazione +2 e +3

  Il metallo con numero di ossidazione più basso: -oso

  FeO: ossido ferroso

  Il metallo con numero di ossidazione più basso: -ico

  Fe_2O_3: ossido ferrico

Nomenclatura chimica (tradizionale)

- **Perossidi**

  Due ossigeni legati tra loro… H_2O_2

- **Idrossidi**

  Sono caratterizzati dal gruppo ossidrile $–OH^-$

  NaOH Idrossido di sodio

  $Fe(OH)_2$ idrossido ferroso

  $Fe(OH)_3$ idrossido ferrico

Nomenclatura chimica (tradizionale)

- **Anidride**

  Sono caratterizzati dalla presenza di non metalli e ossigeno:

  CO_2: anidride carbonica

  CrO_3: anidride cromica

Se il non metallo ha:

- un solo numero di ossidazione: -ica
- due numeri di ossidazione: 1-4 –osa, 5-7 –ica
- SO_2 anidride solforosa; SO_3 anidride solforica
- due numeri di ossidazione: tutti e due tra 1-4 –ipo
- Cl_2O anidride ipoclorosa; Cl_2O_3 a. clorosa
- due numeri di ossidazione: tutti e due tra 5-7 –per
- MnO_3 anidride manganica; Mn_2O_7 a. permanganica

Nomenclatura chimica (tradizionale)

- **Acidi**

  Sono composti che in acqua producono ioni H^+

  - Idracidi
  - Ossiacidi

- **Idracidi**

  Sono composti caratterizzati dalla presenza di idrogeno e un non metallo:

  -HCl Acido cloridrico

  -H_2S Acido solfidrico

- **Ossiacidi**

  Sono composti caratterizzati dalla presenza di idrogeno, ossigeno e un non metallo:

  -H_2SO_4 Acido solforico

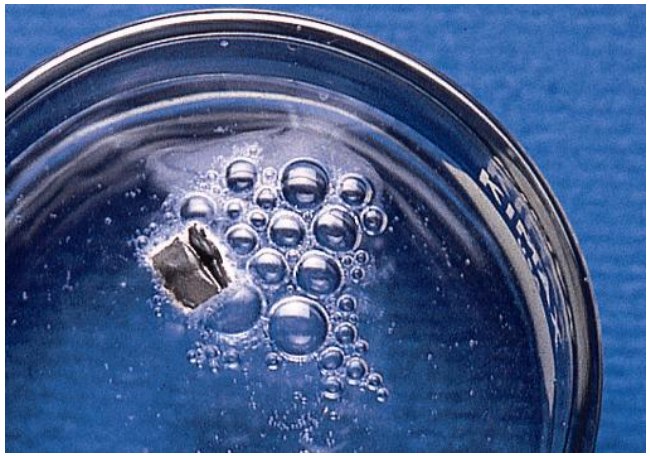
Nomenclatura chimica (tradizionale)

- **Sale**

  Sono composti che si ottengono per sostituizione parziale o totale degli idrogeni di un acido con uno ione metallico: NaCl da HCl

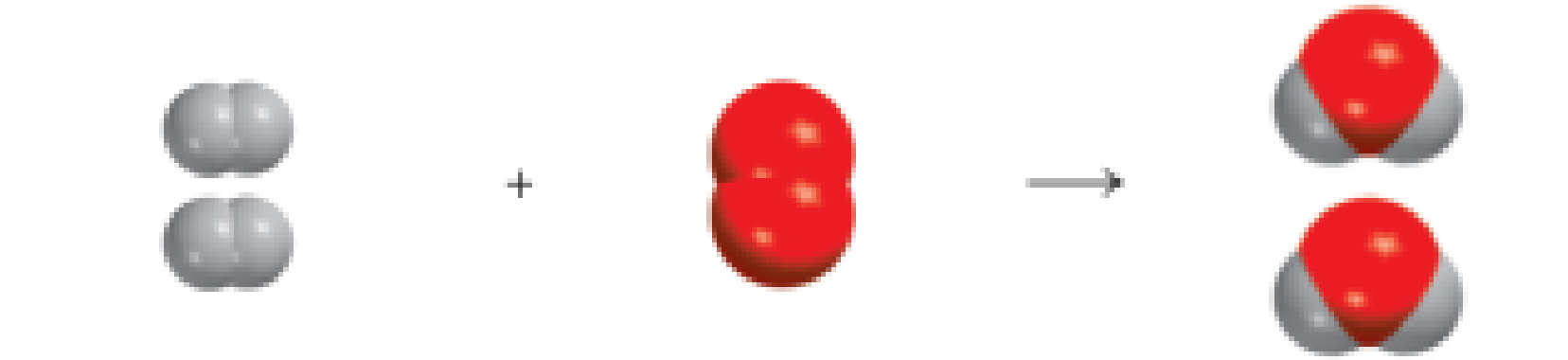
Suffisso acido	Suffisso sale
-idrico	-uro
-oso	-ito
-ico	-ato

Relazioni di massa nelle reazioni chimiche



Il processo nel quale una sostanza (o più sostanze) si trasforma in una (o più) sostanza differente è detto *reazione chimica*

Una *equazione chimica* utilizza simboli chimici per mostrare quello che avviene durante una reazione chimica



Due molecole di idrogeno + Una molecola di ossigeno ⟶ Due molecole di acqua

$2H_2$ + O_2 ⟶ $2H_2O$

reagenti ⟶ prodotti

Come “leggere” un’ equazione chimica

$$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$$

2 atomi Mg + 1 molecola O_2 danno 2 unità formula MgO

2 moli Mg + 1 mole O_2 danno 2 moli MgO

48.6 grammi Mg + 32.0 grammi O_2 danno 80.6 g MgO

NON E’

2 grammi Mg + 1 grammo O_2 dà 2 grammi MgO

Bilanciare le equazioni chimiche

1. Scrivi la formula corretta per i reagenti e per i prodotti, che compaiono rispettivamente dal lato sinistro e destro dell'equazione.

L'etano reagisce con l'ossigeno per formare diossido di carbonio e acqua

$$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

2. Cambia i numeri dinanzi alle formule chimiche (*coefficienti stechiometrici*) per ottenere lo stesso numero di atomi di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici.

$2C_2H_6$ NON C_4H_{12}

Bilanciare le equazioni chimiche

3. Inizia a bilanciare gli elementi che appaiono in un solo reagente e prodotto.

$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ Inizia con C o H ma non con O

2 carbonio a sinistra

1 carbonio a destra

moltiplica CO_2 per 2

$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$

6 idrogeno a sinistra

2 idrogeno a destra

moltiplica H_2O per 3

$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

Bilanciare le equazioni chimiche

4. Bilancia gli elementi che appaiono in due o più reagenti o prodotti.

$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

moltiplica O_2 per $\frac{7}{2}$

2 ossigeno a sinistra | 4 ossigeno (2x2) | + 3 ossigeno (3x1) | = 7 ossigeno a destra

$C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

Rimuovi la frazione

$2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

Moltiplica per 2 da entrambi i lati

Bilanciare le equazioni chimiche

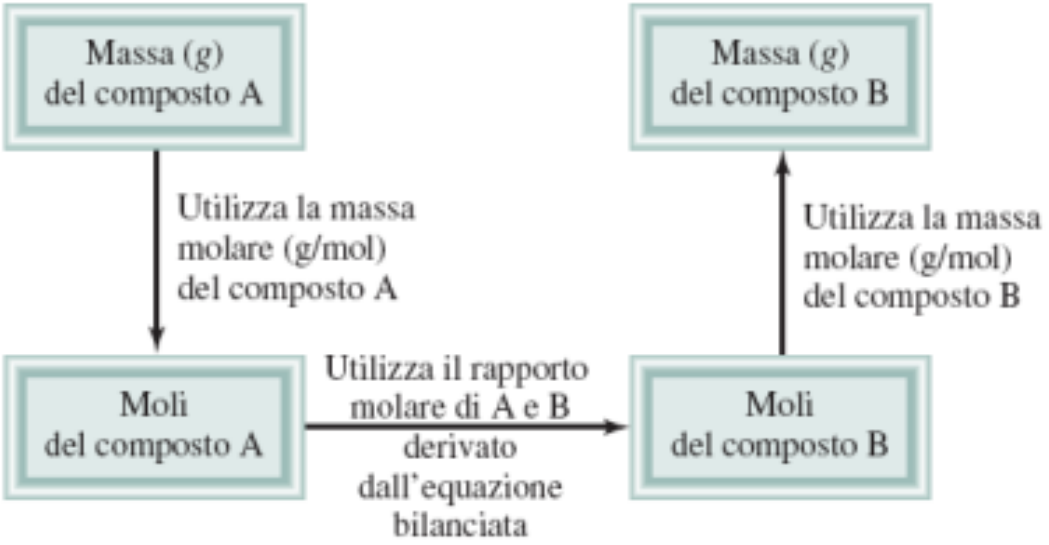
5. Controlla di avere lo stesso numero di ogni tipo di atomo da entrambi I lati dell'equazione.

$2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

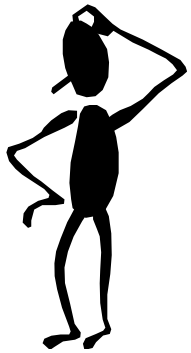
4 C (2 x 2)	4 C
12 H (2 x 6)	12 H (6 x 2)
14 O (7 x 2)	14 O (4 x 2 + 6)

Reagenti	Prodotti
4 C	4 C
12 H	12 H
14 O	14 O

Quantità di Reagenti e Prodotti



1. Scrivi l'equazione chimica bilanciata
2. Trasforma in moli le quantità note di sostanze
3. Utilizza i coefficienti dell'equazione chimica bilanciata per calcolare il numero di moli delle sostanze in quantità non nota
4. Trasforma le moli delle sostanze nelle unità richieste



Il metanolo brucia in aria secondo l'equazione

$$2CH_3OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 4H_2O$$

Se 209 g di metanolo sono utilizzati per la combustione, quanta massa di acqua viene prodotta?

grammi CH_3OH ⟶ moli CH_3OH ⟶ moli H_2O ⟶ grammi H_2O

massa molare CH_3OH | coefficienti equazione chimica | massa molare H_2O

$$209\ \text{g}\ CH_3OH \times \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32.0\ \text{g}\ CH_3OH} \times \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ CH_3OH} \times \frac{18.0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} =$$

$$235\ \text{g}\ H_2O$$