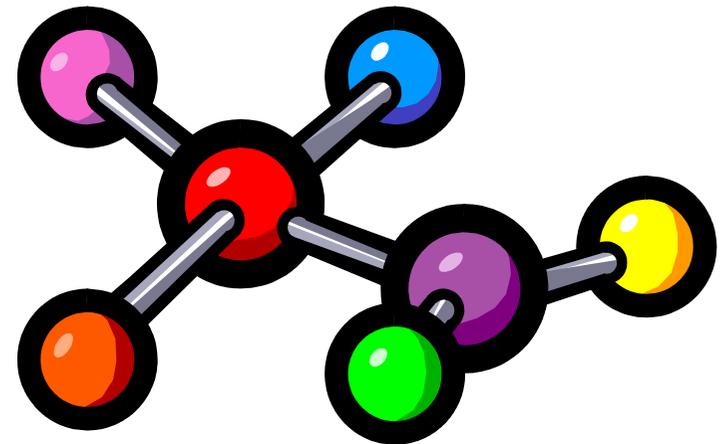


Atomi, Molecole e Ioni

Capitolo 2



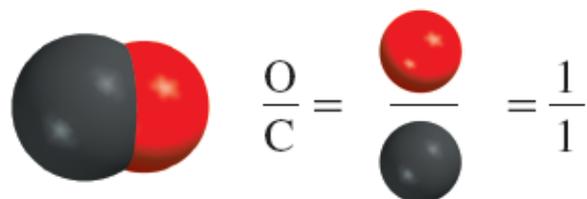
La Teoria Atomica di Dalton (1808)

1. Gli **Elementi** sono composti da particelle estremamente piccole, denominate **atomi**.
2. Tutti gli **atomi** di un dato elemento sono identici ed hanno le stesse dimensioni, masse e proprietà chimiche, ma differiscono dagli atomi di tutti gli altri elementi.
3. I **composti** sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In qualsiasi composto, il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice
4. Una **reazione chimica** coinvolge solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi; il suo risultato non è la loro creazione dal nulla o la loro distruzione.

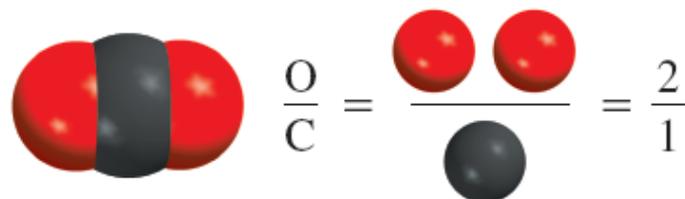
La Teoria Atomica di Dalton

Ossigeno in CO e in CO₂

Monossido di carbonio

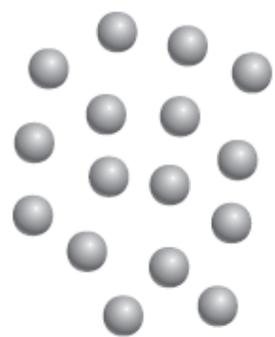


Diossido di carbonio

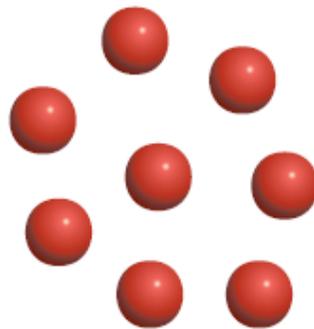


Legge delle proporzioni multiple

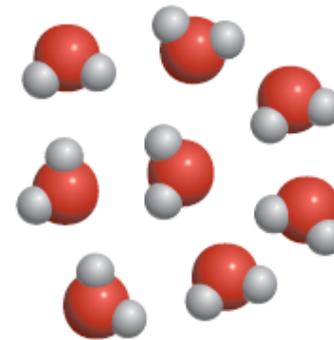
La Teoria Atomica di Dalton



Atomi dell'elemento X



Atomi dell'elemento Y



Composto degli elementi X e Y

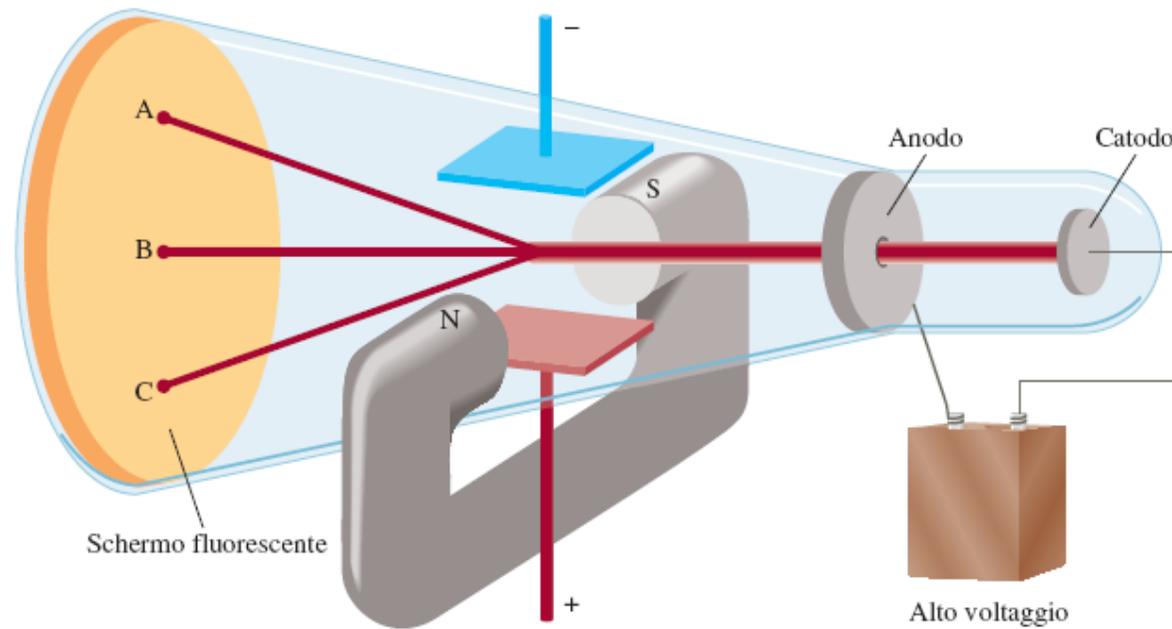
(a)

(b)



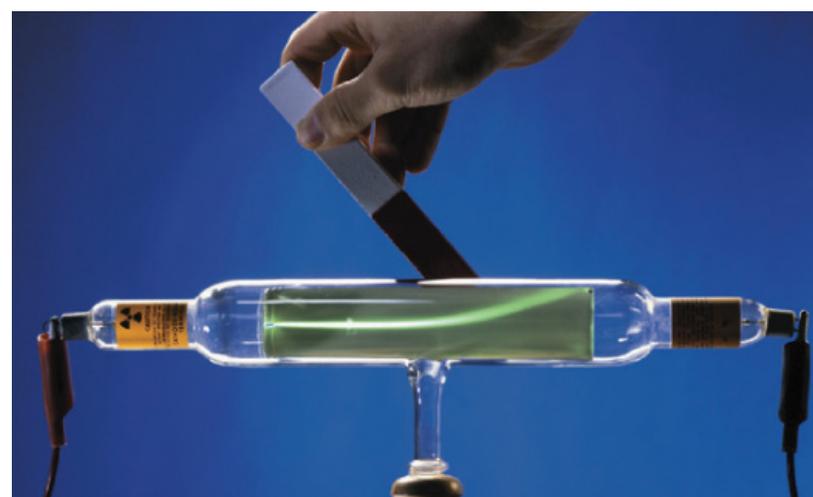
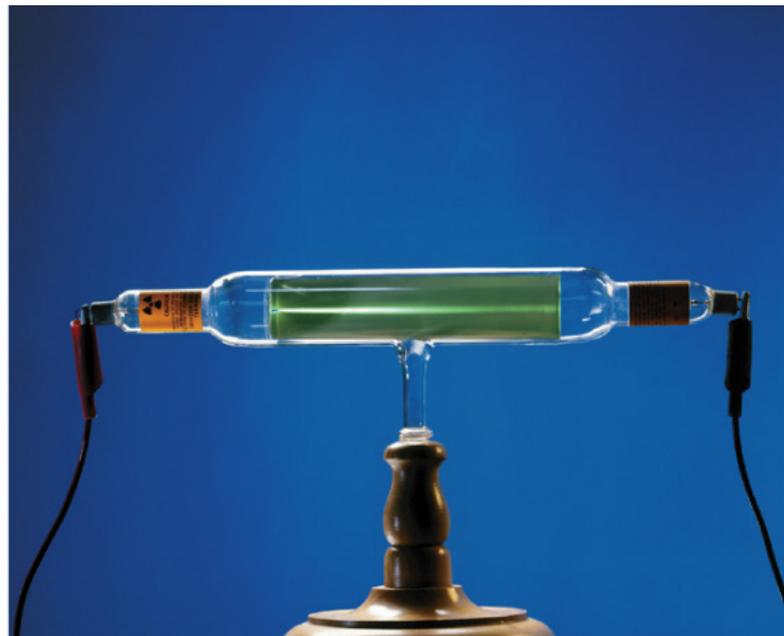
Legge di conservazione della massa

Tubo a raggi catodici

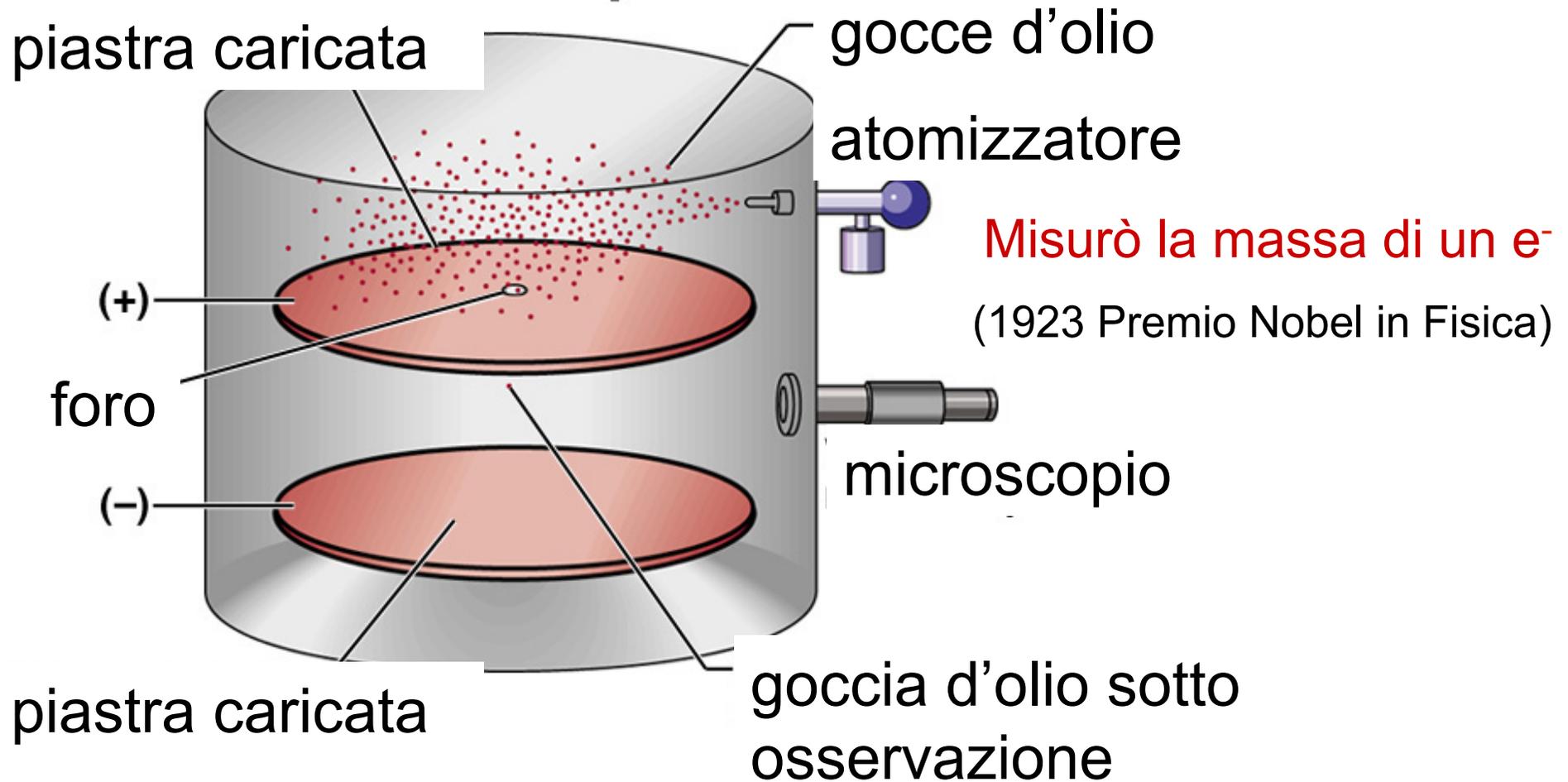


J.J. Thomson, **misurò massa/carica di un e^-**
(1906 Premio Nobel in Fisica)

Tubo a raggi catodici



Esperimento di Millikan

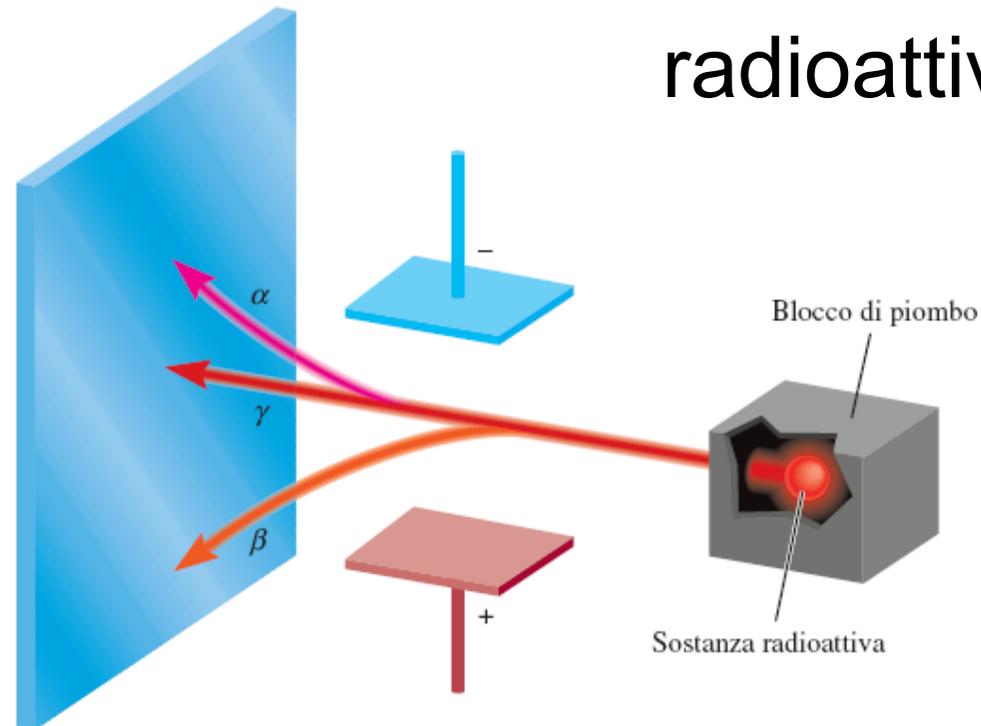


$$e^- \text{ carica} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{(Thomson) carica/massa di un } e^- = -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

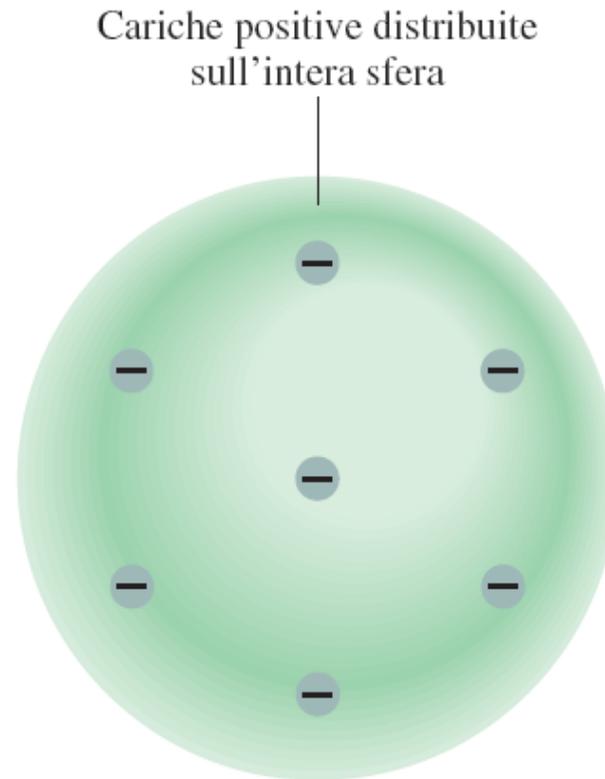
$$e^- \text{ massa} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Tre tipi di radiazioni (e particelle) emessi da elementi radioattivi



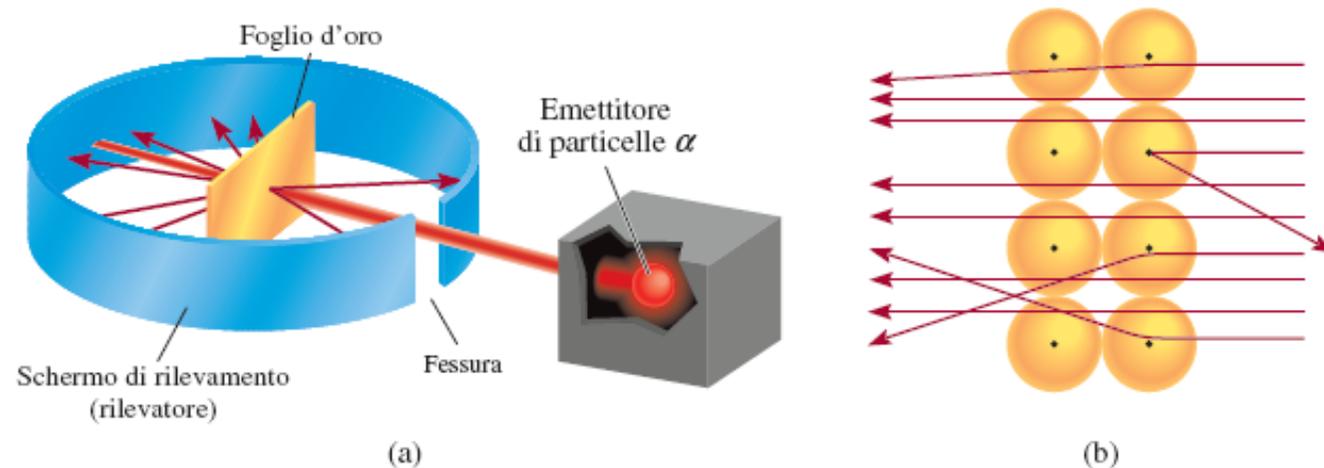
(Composto dell' Uranio)

Il modello atomico di J.J. Thomson



L' esperimento di Rutherford

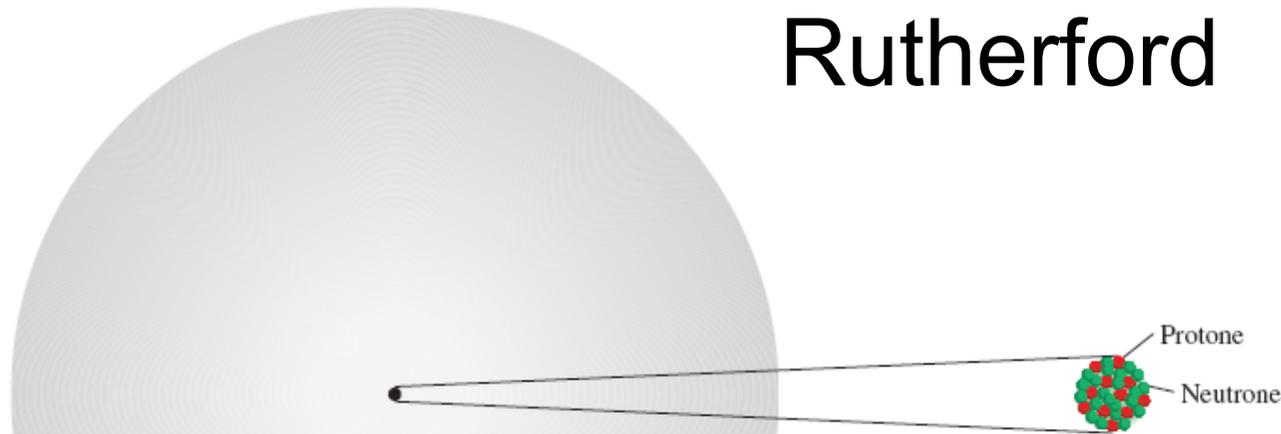
(1908 Premio Nobel in Chimica)



velocità delle particelle $\alpha \sim 1.4 \times 10^7$ m/s
(~5% velocità della luce)

1. La carica positiva dell' atomo è concentrata nel nucleo
2. Il protone (p) ha carica opposta (+) rispetto all' elettrone (-)
3. La massa di p è 1840 x massa di e⁻ (1.67×10^{-24} g)

Il modello atomico di Rutherford



raggio atomico $\sim 100 \text{ pm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

raggio nucleare $\sim 5 \times 10^{-3} \text{ pm} = 5 \times 10^{-15} \text{ m}$

Se l'atomo avesse le dimensioni di uno stadio, il volume del suo nucleo sarebbe confrontabile con quello di una piccola biglia

Esperimento di Chadwick (1932)

(1935 Premio Nobel in Fisica)



H atomi - 1 p; He atomi - 2 p

massa He/massa H dovrebbe essere = 2

invece massa He/massa H = 4



neutrone (n) è neutro (carica = 0)

massa n ~ massa p = 1.67×10^{-24} g

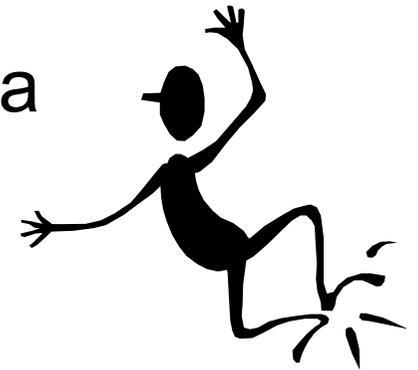


TABELLA 2.1

Massa e carica delle particelle subatomiche

| Particella | Massa (g) | Carica | |
|------------|---------------------------|---------------------------|-----------------|
| | | Coulomb | Unità di carica |
| Elettrone* | 9.10938×10^{-28} | -1.6022×10^{-19} | -1 |
| Protone | 1.67262×10^{-24} | $+1.6022 \times 10^{-19}$ | +1 |
| Neutrone | 1.67493×10^{-24} | 0 | 0 |

* Esperimenti successivi hanno determinato un valore più accurato della massa dell'elettrone, rispetto al valore di Millikan.

massa p = massa n = 1840 x massa e⁻

Il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi

numero atomico (Z) = numero di protoni nel nucleo

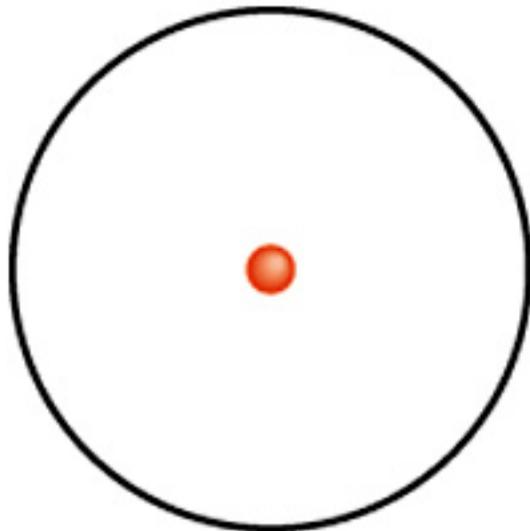
numero di massa (A) = numero di protoni + numero di neutroni

= numero atomico (Z) + numero di neutroni

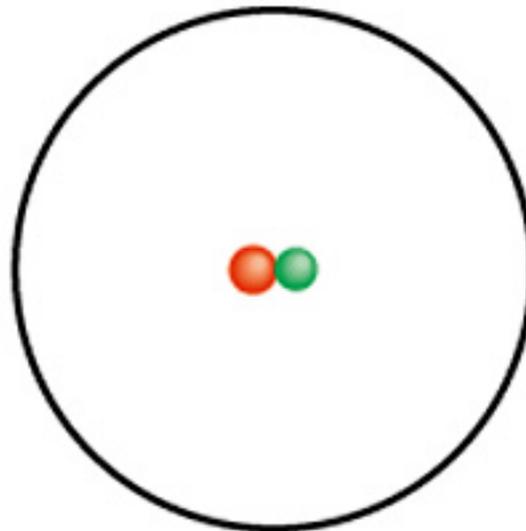
Isotopi sono atomi di uno stesso elemento (X) con un diverso numero di neutroni nel nucleo



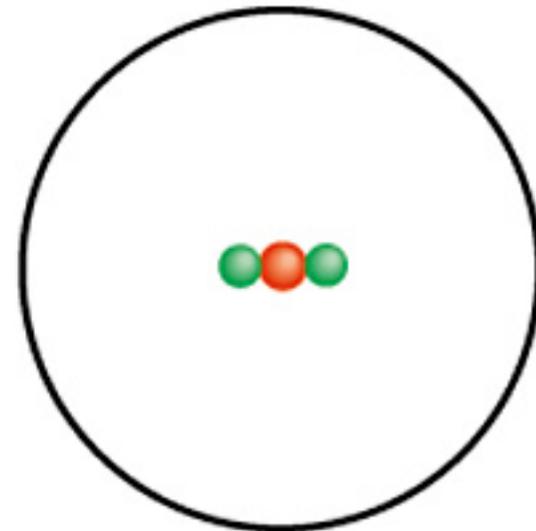
Gli isotopi dell'idrogeno



${}^1_1\text{H}$



${}^2_1\text{H}$



${}^3_1\text{H}$



Hai capito cos'è un isotopo?

Quanti protoni, neutroni, ed elettroni ci sono in ${}^{14}_6\text{C}$?

6 protoni, 8 (14 - 6) neutroni, 6 elettroni

Quanti protoni, neutroni, ed elettroni ci sono in ${}^{11}_6\text{C}$?

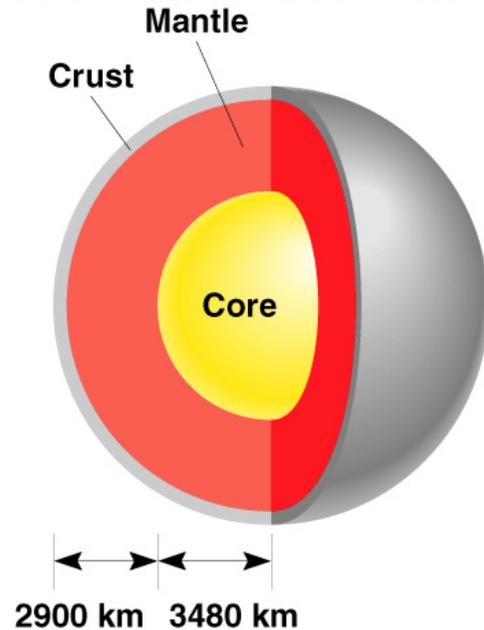
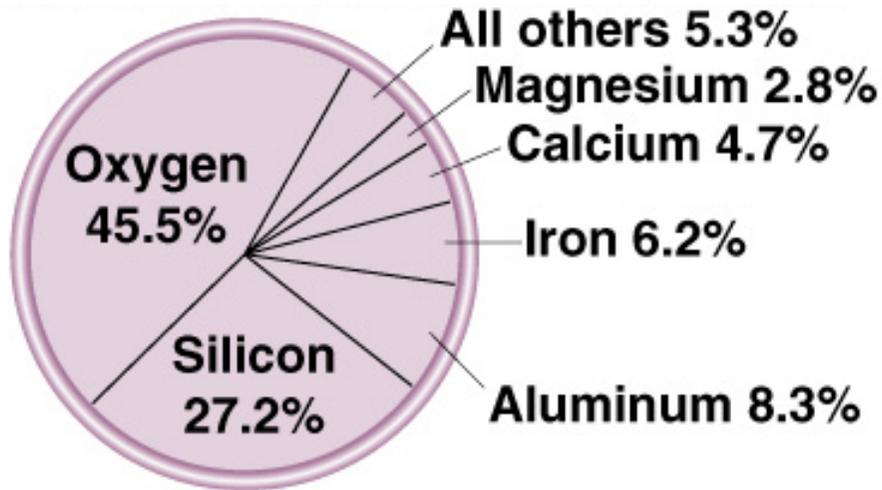
6 protoni, 5 (11 - 6) neutroni, 6 elettroni

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------|---------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 1 1A | | | | | | | | | | | | | 13 3A | 14 4A | 15 5A | 16 6A | 17 7A | 18 8A |
| 1 H | 2 2A | | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 Li | | 3 3B | 4 4B | 5 5B | 6 6B | 7 7B | 8 8B | | 9 | 10 | 11 1B | 12 2B | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | |
| | | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | | 33 As | 34 Se | | | |
| | | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | Periodo | | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | | 51 Sb | 52 Te | | | |
| | | 57 La | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn | |
| 87 Fr | | 89 Ac | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 | (113) | 114 | (115) | 116 | (117) | (118) | |

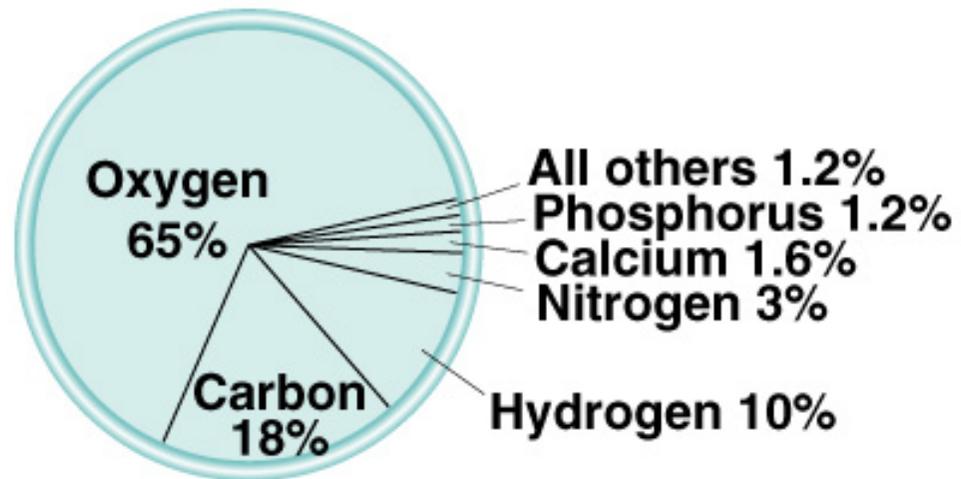
| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| Metals | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu |
| Metalloids | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr |
| Nonmetals | | | | | | | | | | | | | | |

Chimica in Azione

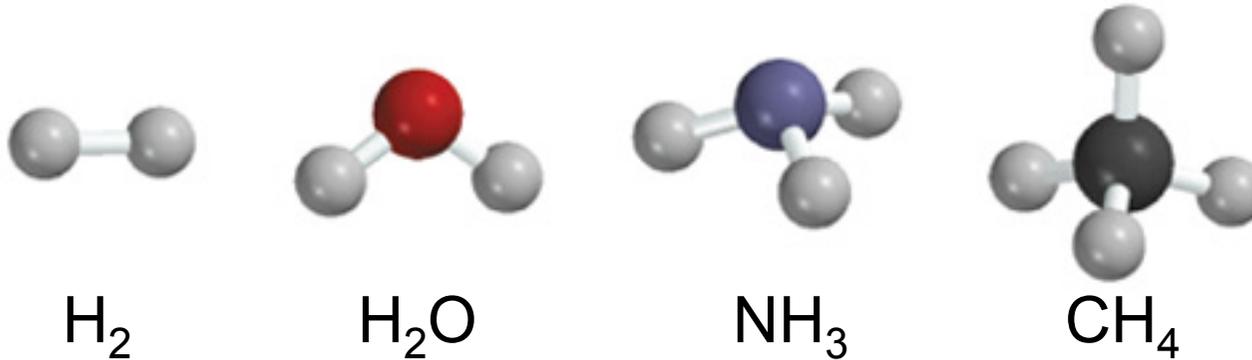
Abbondanza naturale degli elementi sulla crosta terrestre



Abbondanza naturale degli elementi nel corpo umano



Una **molecola** è costituita da almeno due atomi in proporzioni definite e costanti, legati da forze chimiche



Una **molecola biatomica** contiene solo due atomi



Una **molecola poliatomica** contiene più di due atomi



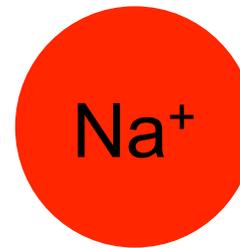
Uno **ione** è un atomo, o un gruppo di atomi, che presenta una carica positiva o negativa

catione – ione con una carica positiva

Se un atomo neutro **perde** uno o più elettroni diventa un catione.



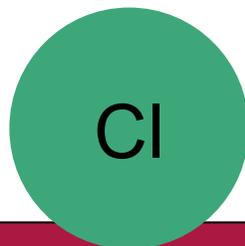
11 protoni
11 elettroni



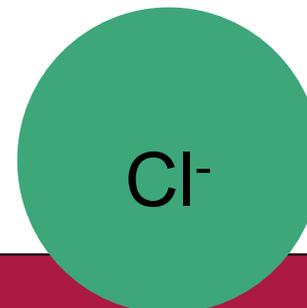
11 protoni
10 elettroni

anione – uno ione con una carica negativa

Se un atomo neutro **guadagna** uno o più elettroni diventa un anione.

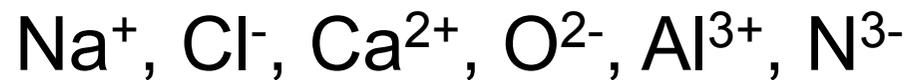


17 protoni
17 elettroni

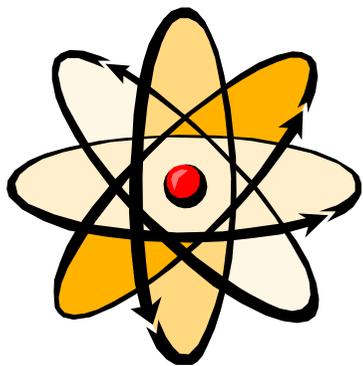


17 protoni
18 elettroni

Uno ***ione monatomico*** è costituito da un singolo atomo



Uno ***ione poliatomico*** è formato da più di un atomo





Hai capito cos' è uno ione?

Quanti protoni ed elettroni ci sono in ${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$?

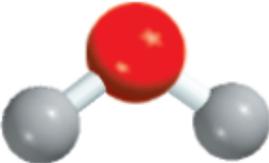
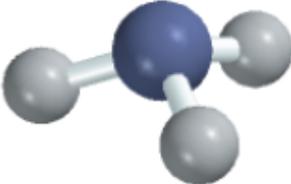
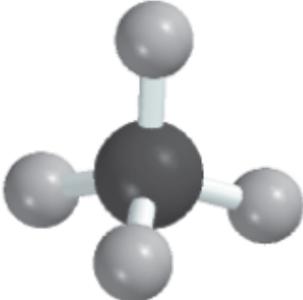
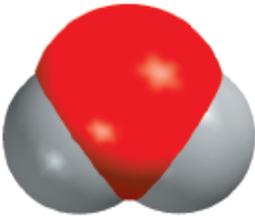
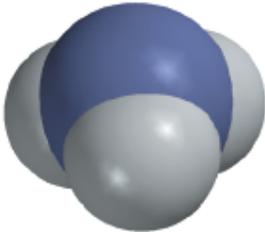
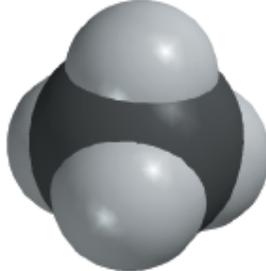
13 protoni, 10 (13 – 3) elettroni

Quanti protoni ed elettroni ci sono in ${}_{34}^{78}\text{Se}^{2-}$?

34 protoni, 36 (34 + 2) elettroni

| 1 1A | 2 2A | | | | | | | | | | | | 13 3A | 14 4A | 15 5A | 16 6A | 17 7A | 18 8A |
|-----------------|------------------|---------|---------|---------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------------|---|------------------|--------------------------------------|-----------------|------------------|------------------|-----------------|----------|
| Li ⁺ | | | | | | | | | | | | | | C ⁴⁺ | N ³⁻ | O ²⁻ | F ⁻ | |
| Na ⁺ | Mg ²⁺ | 3 3B | 4 4B | 5 5B | 6 6B | 7 7B | 8 8B | 9 8B | 10 8B | 11 1B | 12 2B | Al ³⁺ | | | P ³⁻ | S ²⁻ | Cl ⁻ | |
| K ⁺ | Ca ²⁺ | | | | Cr ²⁺ Cr ³⁺ | Mn ²⁺ Mn ³⁺ | Fe ²⁺ Fe ³⁺ | Co ²⁺ Co ³⁺ | Ni ²⁺ Ni ³⁺ | Cu ⁺ Cu ²⁺ | Zn ²⁺ | | | | | Se ²⁻ | Br ⁻ | |
| Rb ⁺ | Sr ²⁺ | | | | | | | | | Ag ⁺ | Cd ²⁺ | | Sn ²⁺ Sn ⁴⁺ | | Te ²⁻ | I ⁻ | | |
| Cs ⁺ | Ba ²⁺ | | | | | | | | | Au ⁺ Au ³⁺ | Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺ | | Pb ²⁺ Pb ⁴⁺ | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

Formule molecolari e di struttura e modelli molecolari di quattro molecole comuni.

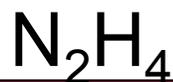
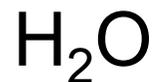
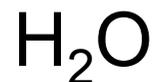
| | Idrogeno | Acqua | Ammoniaca | Metano |
|------------------------|---|--|---|---|
| Formula molecolare | H_2 | H_2O | NH_3 | CH_4 |
| Formula di struttura | $H-H$ | $H-O-H$ | $ \begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array} $ | $ \begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array} $ |
| Modello ball-and-stick |  |  |  |  |
| Modello space-filling |  |  |  |  |

La ***formula molecolare*** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

La ***formula empirica*** indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra essi

molecolare

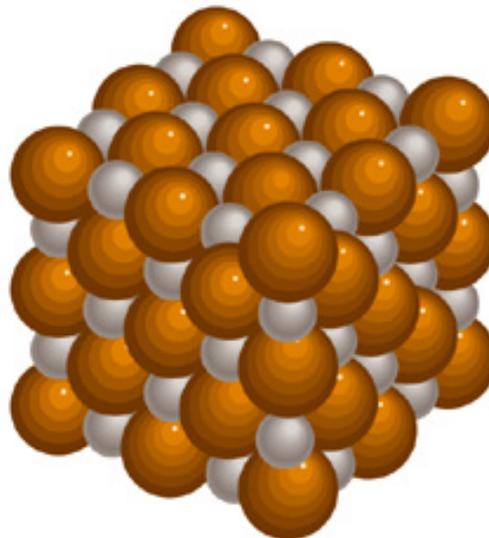
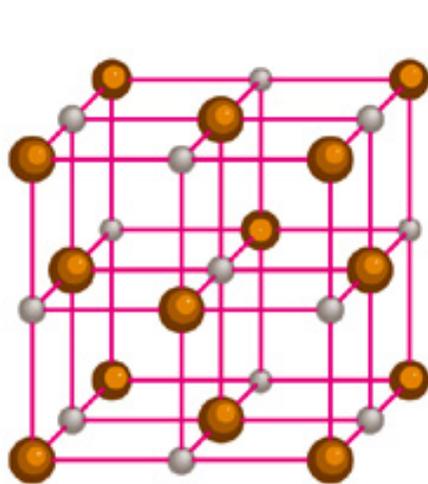
empirica



I composti ionici sono formati dall' unione di cationi e anioni

- la formula del composto coincide sempre con la formula empirica
- la somma delle cariche del catione(i) e anione(i) in ogni unità formula deve essere uguale a zero

Il composto ionico NaCl



Formula di un composto ionico

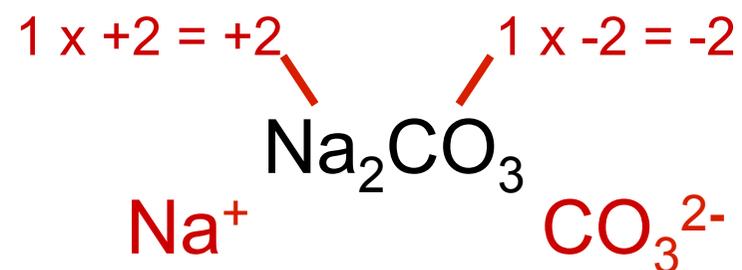
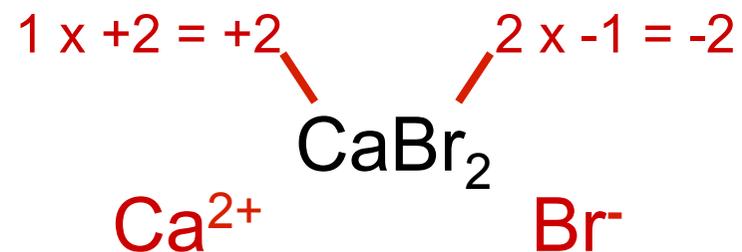
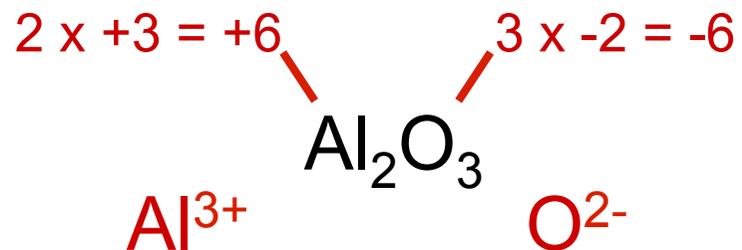


TABELLA 2.2**Nomenclatura “-uro” di alcuni comuni anioni monoatomici, riportati secondo la loro posizione nella tavola periodica**

| Gruppo 4A | Gruppo 4A | Gruppo 4A | Gruppo 4A |
|----------------------------|------------------------|-----------------------------|-------------------------|
| C Carburo (C^{4-})* | N Nitruro (N^{3-}) | O Ossido (O^{2-}) | F Fluoruro (F^{-}) |
| Si Siliciuro (Si^{4-}) | P Fosfuro (P^{3-}) | S Solfuro (S^{2-}) | Cl Cloruro (Cl^{-}) |
| | | Se Seleniuro (Se^{2-}) | Br Bromuro (Br^{-}) |
| | | Te Telluriuro (Te^{2-}) | I Ioduro (I^{-}) |

* La parola carburo viene utilizzata anche per l'anione C_2^{2-} .

TABELLA 2.3

Nomi e formule di alcuni comuni cationi e anioni inorganici

| Catione | Anione |
|---|---|
| alluminio (Al^{3+}) | bromuro (Br^-) |
| ammonio (NH_4^+) | carbonato (CO_3^{2-}) |
| bario (Ba^{2+}) | clorato (ClO_3^-) |
| cadmio (Cd^{2+}) | cloruro (Cl^-) |
| calcio (Ca^{2+}) | cromato (CrO_4^{2-}) |
| cesio (Cs^+) | cianuro (CN^-) |
| cromo (III) o cromico (Cr^{3+}) | dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) |
| cobalto (II) o cobaltoso (Co^{2+}) | diidrogeno fosfato (H_2PO_4^-) |
| rame (I) o rameoso (Cu^+) | fluoruro (F^-) |
| rame (II) o rameico (Cu^{2+}) | idruro (H^-) |
| idrogeno (H^+) | idrogeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-) |
| ferro (II) o ferroso (Fe^{2+}) | idrogeno fosfato (HPO_4^{2-}) |
| ferro (III) o ferrico (Fe^{3+}) | idrogeno solfato o bisolfato (HSO_4^-) |
| piombo (II) o piomboso (Pb^{2+}) | idrossido (OH^-) |
| litio (Li^+) | ioduro (I^-) |
| magnesio (Mg^{2+}) | nitrate (NO_3^-) |
| manganese (II) o manganoso (Mn^{2+}) | nitruro (N_3^-) |
| mercurio (I) o mercurioso (Hg_2^{2+})* | nitrito (NO_2^-) |
| mercurio (II) o mercurico (Hg^{2+}) | ossido (O^{2-}) |
| potassio (K^+) | permanganato (MnO_4^-) |
| rubidio (Rb^+) | perossido (O_2^{2-}) |
| argento (Ag^+) | fosfato (PO_4^{3-}) |
| sodio (Na^+) | solfoato (SO_4^{2-}) |
| stronzio (Sr^{2+}) | solfo (S ²⁻) |
| stagno (II) o stannoso (Sn^{2+}) | solfito (SO_3^{2-}) |
| zinco (Zn^{2+}) | tiocianato (SCN^-) |

* Il mercurio (I) esiste soltanto a coppie, come mostrato.

Nomenclatura chimica

- **Composti ionici**

- metallo + non-metallo
- anione (non-metallo), aggiungi “uro” al nome dell' elemento



Cloruro di bario



Ossido di potassio



Idrossido di magnesio



Nitrato di potassio

- Composti ionici dei metalli di transizione
 - Indica la carica del metallo con numeri romani

FeCl_2 2 Cl^- -2 so Fe is +2 Cloruro di ferro(II)

FeCl_3 3 Cl^- -3 so Fe is +3 Cloruro di ferro(III)

Cr_2S_3 3 S^{-2} -6 so Cr is +3 (6/2) Solfuro di cromo(III)

• Composti molecolari

- Non-metalli o non-metalli + metalloidi
- nomi comuni
 - H_2O , NH_3 , CH_4 , C_{60}
- l'elemento con il numero del gruppo più basso nella tavola periodica è scritto per primo
- se i due elementi appartengono allo stesso gruppo, quello con il numero del periodo più alto è posto per primo nella formula
- se uno stesso elemento può formare più di un composto, utilizza i prefissi per indicare il numero di ogni specie atomica

TABELLA 2.4

Prefissi greci
utilizzati nella
denominazione dei
composti molecolari

| Prefisso | Significato |
|----------|-------------|
| mono- | 1 |
| di- | 2 |
| tri- | 3 |
| tetra- | 4 |
| penta- | 5 |
| esa- | 6 |
| epta- | 7 |
| octa- | 8 |
| nona- | 9 |
| deca- | 10 |

Composti molecolari

HI Ioduro di idrogeno

NF₃ Trifluoruro di idrogeno

SO₂ Diossido di zolfo

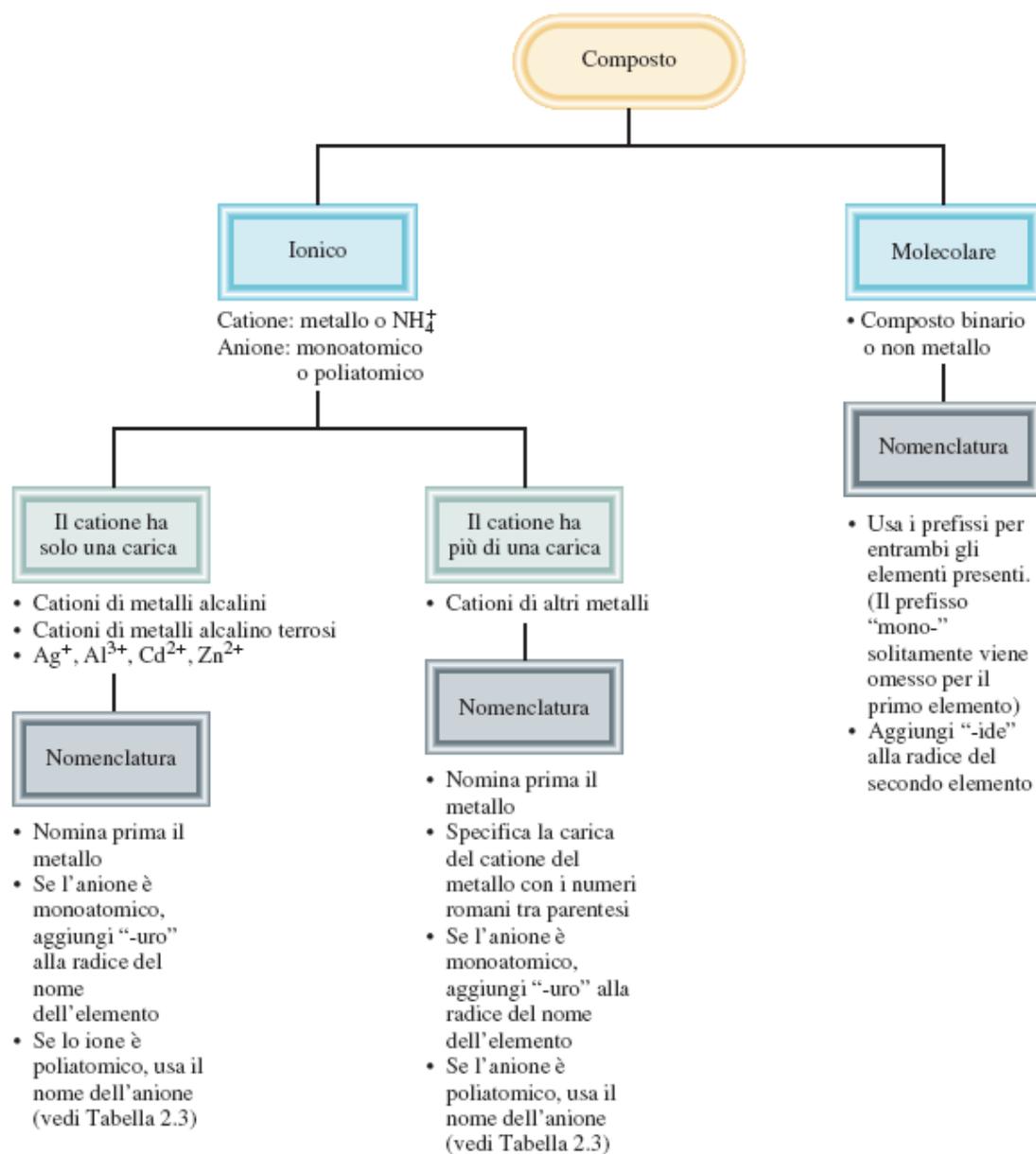
N₂Cl₄ Tetracloruro di diazoto

NO₂ Diossido di azoto TOSSICO!



N₂O Monossido di diazoto Gas esilarante





Un **acido** è descritto come una sostanza che disciolta in acqua produce ioni idrogeno (H^+).

HCl

- Sostanza pura, cloruro di idrogeno
- Dissolto in acqua (H^+ Cl^-), acido cloridrico

Un **ossoacido** è un acido che contiene idrogeno, ossigeno ed un altro non metallo.

HNO_3

acido nitrico

H_2CO_3

acido carbonico

H_2SO_4

acido solforico

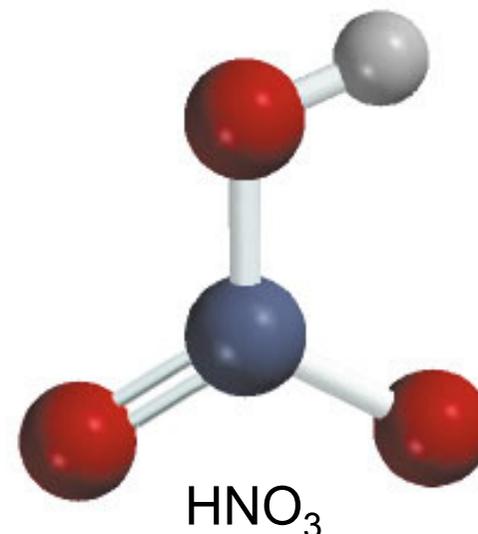


TABELLA 2.5**Alcuni acidi semplici**

| Anion | Acido corrispondente |
|----------------------|---------------------------|
| fluoruro (F^-) | HF (acido fluoridrico) |
| cloruro (Cl^-) | HCl (acido cloridrico) |
| bromuro (Br^-) | HBr (acido bromidrico) |
| ioduro (I^-) | HI (acido iodidrico) |
| cianuro (CN^-) | HCN (acido cianidrico) |
| solfuro (S^{2-}) | H_2S (acido solfidrico) |

Nomenclatura degli ossiacidi e degli ossoanioni.

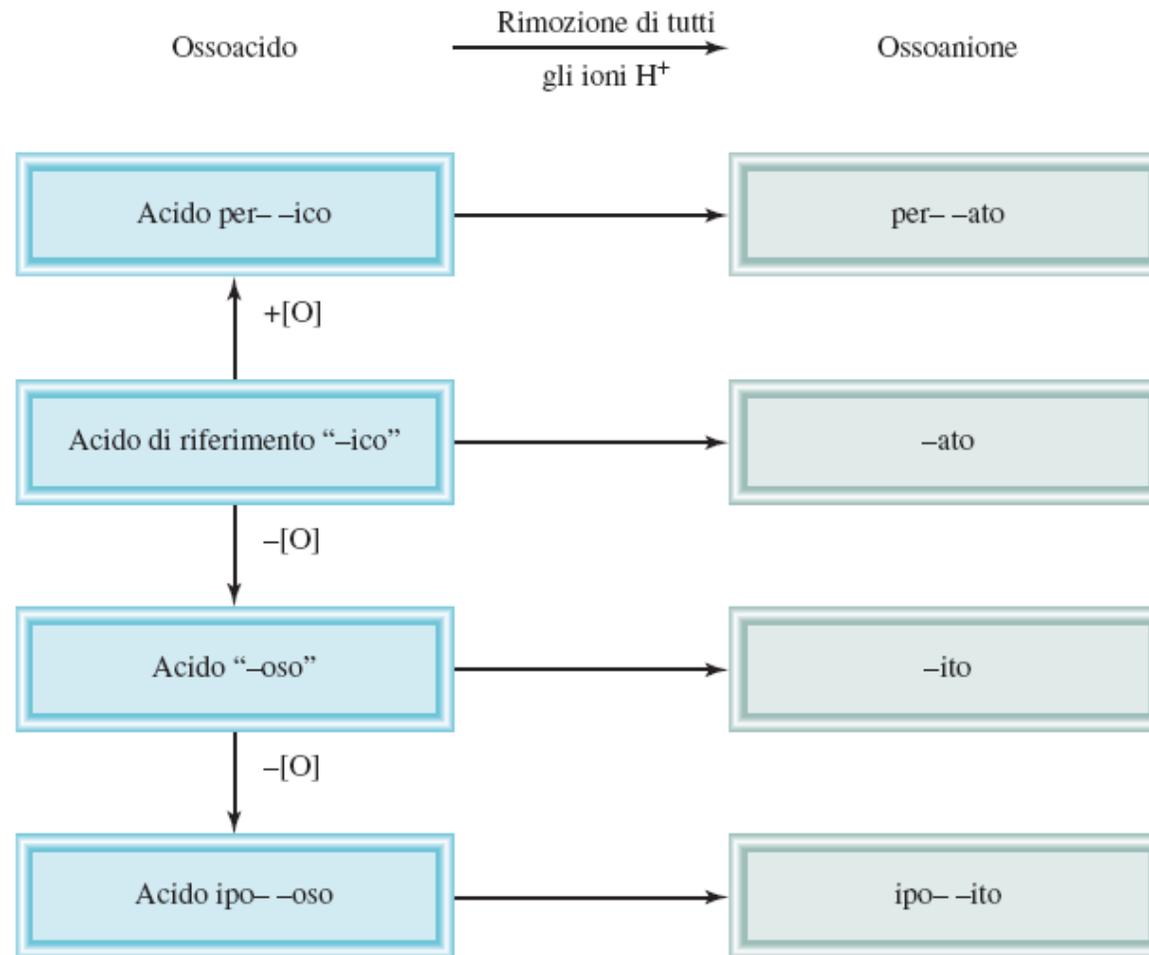


TABELLA 2.6**I nomi degli ossoacidi e ossoanioni che contengono cloro**

| Acido | Anione |
|------------------------------------|--|
| HClO ₄ acido perclorico | ClO ₄ ⁻ perclorato |
| HClO ₃ acido clorico | ClO ₃ ⁻ clorato |
| HClO ₂ acido cloroso | ClO ₂ ⁻ clorito |
| HClO acido ipocloroso | ClO ⁻ ipoclorito |

Una **base** è descritta come una sostanza che disciolta in acqua produce ioni idrossido (OH^-).



Idrossido di sodio



Idrossido di potassio



Idrossido di bario



Gli ***Idrati*** sono composti che hanno uno specifico numero di molecole d'acqua annesse a ciascuna molecola.



Cloruro di bario diidrato



Cloruro di litio monoidrato



Solfato di magnesio eptaidrato



Nitrato di stronzio tetraidrato

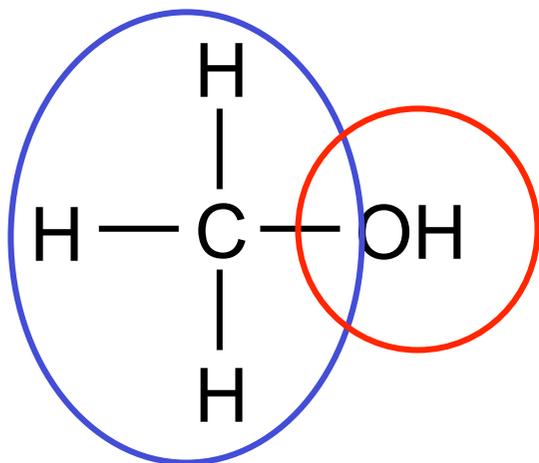


TABLE 2.7**Common and Systematic Names of Some Compounds**

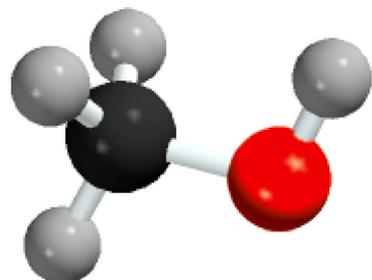
| Formula | Common Name | Systematic Name |
|--|--------------------------|--------------------------------|
| H ₂ O | Water | Dihydrogen monoxide |
| NH ₃ | Ammonia | Trihydrogen nitride |
| CO ₂ | Dry ice | Solid carbon dioxide |
| NaCl | Table salt | Sodium chloride |
| N ₂ O | Laughing gas | Dinitrogen monoxide |
| CaCO ₃ | Marble, chalk, limestone | Calcium carbonate |
| CaO | Quicklime | Calcium oxide |
| Ca(OH) ₂ | Slaked lime | Calcium hydroxide |
| NaHCO ₃ | Baking soda | Sodium hydrogen carbonate |
| Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O | Washing soda | Sodium carbonate decahydrate |
| MgSO ₄ · 7H ₂ O | Epsom salt | Magnesium sulfate heptahydrate |
| Mg(OH) ₂ | Milk of magnesia | Magnesium hydroxide |
| CaSO ₄ · 2H ₂ O | Gypsum | Calcium sulfate dihydrate |

La **chimica organica** è la branca della chimica che si occupa dei composti del carbonio.

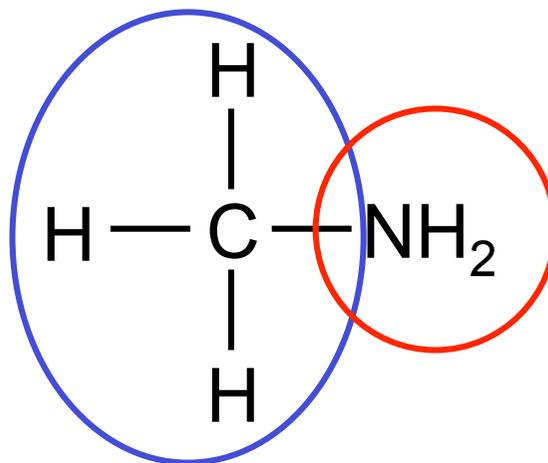
Gruppi Funzionali



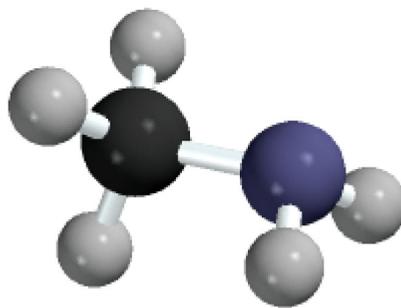
metanolo



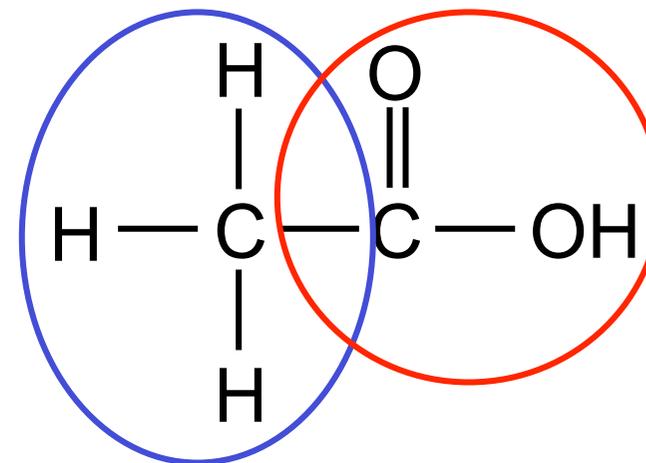
CH₃OH



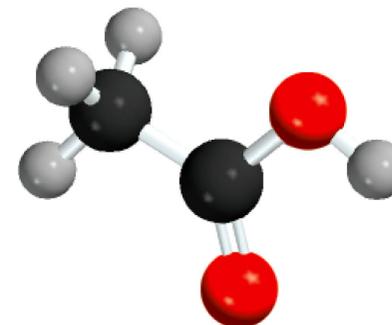
metilammina



CH₃NH₂



acido acetico



CH₃COOH