

Chimica

Scienza che studia:

*proprietà, composizione e struttura della materia,
e
le trasformazioni che in essa avvengono*

Materia

Liquida, solida o gassosa:
Qualsiasi cosa che occupi uno spazio e possieda una massa

Eterogenea

Composizione **non** uniforme

Separazione Fisica

Omogenea

Composizione uniforme

Sostanza Pura

Composizione costante

Separazione Fisica

Soluzioni o Miscele

La Chimica è una scienza sperimentale:

Si basa su misure ottenute da esperimenti fatti in condizioni prestabiliti e dall'interpretazione dei dati ottenuti dal sistema analizzato.

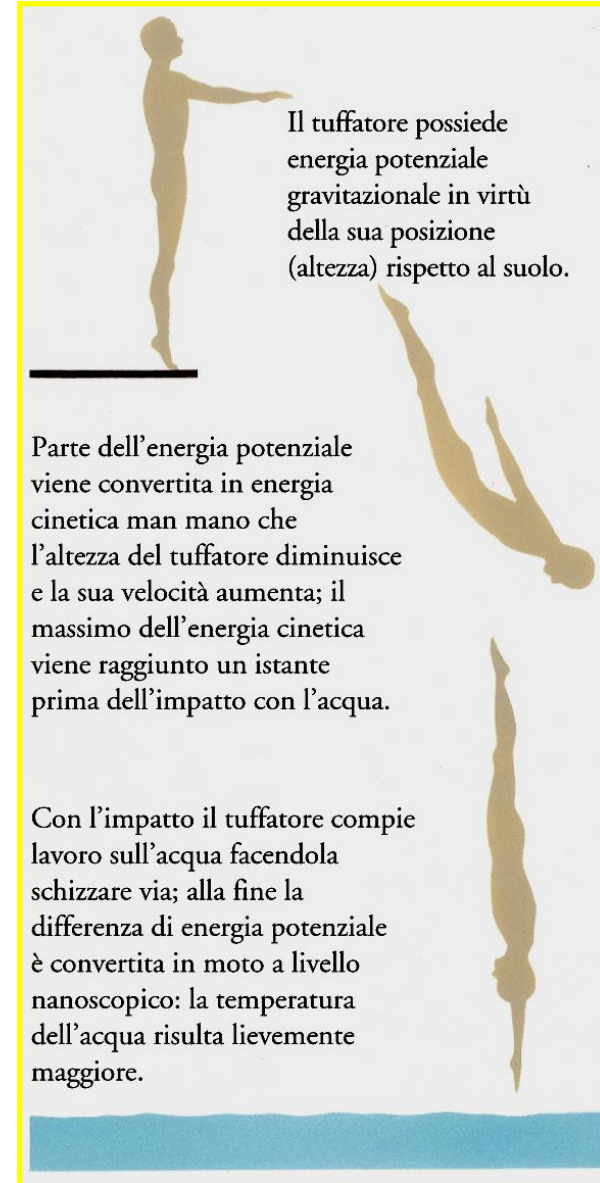
Sistema = *quantità percettibile di materia su cui si possa effettuare un'osservazione macroscopica.*

La materia nelle sue trasformazioni **cede o acquista energia**

L'energia è l'attitudine di un sistema a compiere *Lavoro (L)*

$$L = \bar{F} \cdot \bar{l}$$

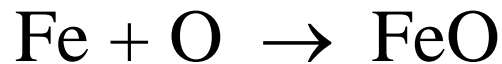
Forza per Spostamento



Proprietà della *materia*

Proprietà Fisiche: *possono essere specificate senza riferimento ad altre sostanze. Es. gas, liquido, solido, temperatura di ebollizione, ecc.*

Proprietà Chimiche: *sono specificate rispetto ad altre sostanze. Es. il ferro con ossigeno da ossido di ferro*



mentre in acido cloridrico si sviluppa idrogeno



Le **proprietà macroscopiche** si distinguono in:

Extensive, dipendono dalla quantità di materia che forma il sistema

(*Volume, Massa, Calore sviluppato, ecc*)

Intensive, non dipendono dalla quantità di materia

(*Temperatura, Pressione, Densità, Viscosità, ecc*)

Tabella A.1

| Grandezza | Unità | Simbolo |
|----------------------|-------------|---------|
| lunghezza | metro | m |
| massa | chilogrammo | kg |
| tempo | secondo | s |
| corrente elettrica | ampere | A |
| temperatura | kelvin | K |
| intensità luminosa | candela | cd |
| quantità di sostanza | mole | mol |
| angolo piano | radiante | rad |
| angolo solido | steradiante | sr |

Tabella A.2

| Multiplo | Prefisso | Simbolo | Sottomultiplo | Prefisso | Simbolo |
|-----------|----------|---------|---------------|----------|---------|
| 10^{12} | tera | T | 10^{-1} | deci | d |
| 10^9 | giga | G | 10^{-2} | centi | c |
| 10^6 | mega | M | 10^{-3} | milli | m |
| 10^3 | chilo | k | 10^{-6} | micro | μ |
| 10^2 | etto | h | 10^{-9} | nano | n |
| 10^1 | deca | da | 10^{-12} | pico | p |
| | | | 10^{-15} | femto | f |
| | | | 10^{-18} | atto | a |

Notazione Scientifica dei numeri in base 10:

$$125 = 1.25 \cdot 10^2$$

$$0.432 = 4.32 \cdot 10^{-1}$$

Tabella A.3

| Grandezza | Unità | Abbreviazione |
|-----------------------|----------------------------|----------------------------------|
| area | metro quadrato | m ² |
| volume | metro cubo | m ³ |
| velocità | metro per secondo | m s ⁻¹ |
| accelerazione | metro per secondo quadrato | m s ⁻² |
| densità | chilogrammo per metro cubo | kg m ⁻³ |
| massa molare | chilogrammo per mole | kg mol ⁻¹ |
| volume molare | metro cubo per mole | m ³ mol ⁻¹ |
| concentrazione molare | mole per metro cubo | mol m ⁻³ |

| Grandezza | Unità | Simbolo | In unità SI |
|---|---------|---------|---|
| frequenza | hertz | Hz | s ⁻¹ |
| forza | newton | N | kg m s ⁻² |
| pressione | pascal | Pa | N m ⁻² = kg m ⁻¹ s ⁻² |
| energia, lavoro, calore | joule | J | N m = kg m ² s ⁻² |
| potenza | watt | W | J s ⁻¹ |
| carica elettrica, quantità di elettricità | coulomb | C | A s |
| potenziale elettrico, differenza di potenziale elettrico, forza elettromotrice | volt | V | J A ⁻¹ s ⁻¹ = kg m ² s ⁻³ A ⁻¹ |
| resistenza elettrica | ohm | Ω | V A ⁻¹ = kg m ² s ⁻³ A ⁻² |

Tabella A.4

| Grandezza | Unità | Simbolo | In unità SI |
|-------------|---|---------|-----------------------------|
| lunghezza | Ångstrom | Å | $1 \cdot 10^{-10}$ m |
| volume | litro | l | |
| forza | dina | din | $1 \cdot 10^{-5}$ N |
| energia | erg | erg | $1 \cdot 10^{-7}$ J |
| energia | elettronvolt | eV | $1,602189 \cdot 10^{-19}$ J |
| energia | caloria | cal | 4,184 J |
| pressione | atmosfera | atm | 101325 Pa |
| pressione | millimetri di mercurio | mmHg | 133,322 Pa |
| pressione | torr | torr | 133,322 Pa |
| massa | unità di massa atomica nella scala unificata | u | $1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg |
| temperatura | grado centigrado °C (o Celsius) | °C | K – 273,15 |

Classificazione della Materia

Elementi, Composti e Miscele

- Gli **elementi** sono le più semplici sostanze che si possono ottenere attraverso processi chimici.

Sono più di 100 di cui 90 naturali
Per distinguerli sono assegnati nomi e simboli. es. azoto, N.

- I **composti** sono sostanze formate da due o più **elementi**.

Per distinguerli sono assegnati formule chimiche e nomi (IUPAC)
es. NaCl cloruro di sodio

- Le **miscele** sono miscugli di due o più **elementi** e/o due o più **composti**.

Le **miscele** si distinguono in miscele omogenee ed eterogenee

| Elemento | Simbolo | Nome latino |
|-----------|---------|--------------------|
| Sodio | Na | <i>Natrium</i> |
| Potassio | K | <i>Kalium</i> |
| Ferro | Fe | <i>Ferrum</i> |
| Rame | Cu | <i>Cuprum</i> |
| Argento | Ag | <i>Argentum</i> |
| Oro | Au | <i>Aurum</i> |
| Mercurio | Hg | <i>Hydrargyrum</i> |
| Antimonio | Sb | <i>Stibium</i> |
| Stagno | Sn | <i>Stannum</i> |
| Piombo | Pb | <i>Plumbum</i> |

Tabella 1.1 Gli elementi chimici e i loro simboli

| Elemento | Simbolo | Elemento | Simbolo | Elemento | Simbolo |
|------------|---------|-----------|---------|--------------|---------|
| Afnio | Hf | Cromo | Cr | Lutezio | Lu |
| Alluminio | Al | Curio | Cm | Meitnerio** | Mt |
| Americio | Am | Disprosio | Dy | Neo | Ne |
| Antimonio | Sb | Dubnio** | Db | Neodimio | Nd |
| Argento | Ag | Elio | He | Nettunio | Np |
| Argo | Ar | Einstenio | Es | Nichel | Ni |
| Arsenico | As | Erbio | Er | Niobio | Nb |
| Astato | At | Europio | Eu | Nobelio | No |
| Attinio | Ac | Fermio | Fm | Olmio | Ho |
| Azoto | N | Ferro | Fe | Oro | Au |
| Bario | Ba | Fluoro | F | Osmio | Os |
| Berillio | Be | Fosforo | P | Ossigeno | O |
| Berkelio | Bk | Francio | Fr | Palladio | Pd |
| Bismuto | Bi | Gadolinio | Gd | Piombo | Pb |
| Bohrio** | Bh | Gallio | Ga | Platino | Pt |
| Boro | B | Germanio | Ge | Plutonio | Pu |
| Bromo | Br | Hassio** | Hs | Polonio | Po |
| Cadmio | Cd | Idrogeno | H | Potassio | K |
| Calcio | Ca | Indio | In | Praseodimio | Pr |
| Californio | Cf | Iodio | I | Promezio | Pm |
| Carbonio | C | Iridio | Ir | Protoattinio | Pa |
| Cerio | Ce | Itterbio | Yb | Radio | Ra |
| Cesio | Cs | Ittrio | Y | Rado (Radon) | Rn |
| Cloro | Cl | Lantanio | La | Rame | Cu |
| Cobalto | Co | Laurenzio | Lr | Renio | Re |
| Cripto | Kr | Litio | Li | Rodio | Rh |

(*) Noto anche come Wolframio

(**) Nuovi elementi

Materia

Liquida, solida o gassosa:
Qualsiasi cosa che occupi uno spazio e possieda una massa

Eterogenea

Composizione **non** uniforme

Separazione Fisica

Omogenea

Composizione uniforme

Sostanza Pura

Composizione costante

Separazione Fisica

Soluzioni o Miscele

Composti

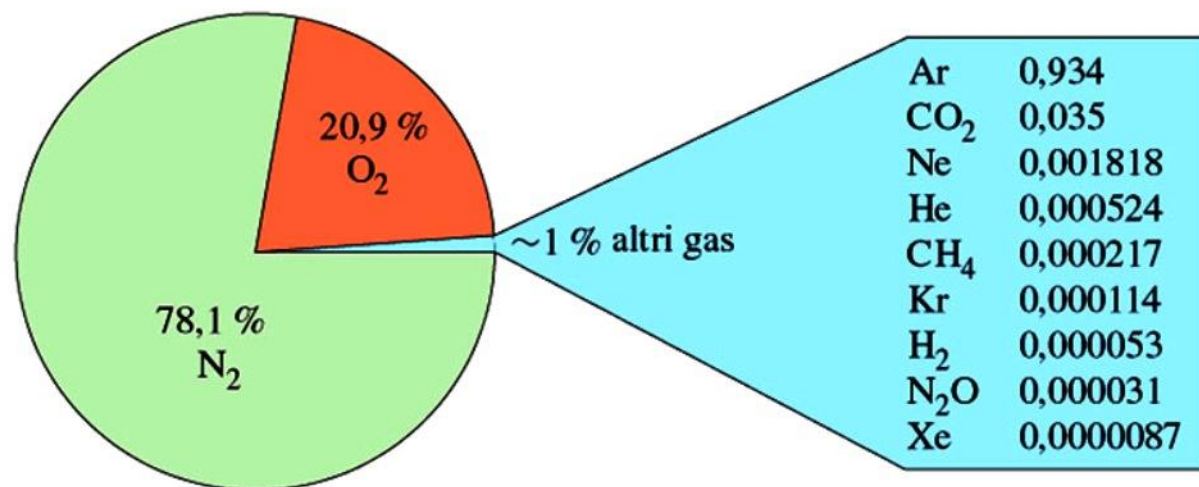
Elementi combinati in rapporti definiti

Separazione Chimica

Elementi

Non divisibili mediante trasformazioni chimiche

Trasformazione Chimica



Leggi della combinazione chimica

Una **legge** è una generalizzazione basata sui risultati di molte osservazioni sperimentali

Legge della Conservazione della Massa (Lavoisier):

Nelle reazioni chimiche non si osservano apprezzabili variazioni (perdita o acquisto) di massa.

Legge delle Proporzioni definite (Proust):

In un dato composto, gli elementi sono sempre combinati nello stesso rapporto di massa.

Legge delle Proporzioni Multiple:

Quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno che si combinano con la medesima massa dell'altro sono in un rapporto di numeri interi piccoli.

Legge delle Proporzioni definite (Proust):

In un dato composto, gli elementi sono sempre combinati nello stesso rapporto di massa.

Indipendentemente da come un *composto* viene ottenuto, reazione oppure estrazione, il rapporto di massa tra i vari *elementi* che lo compongono è costante.

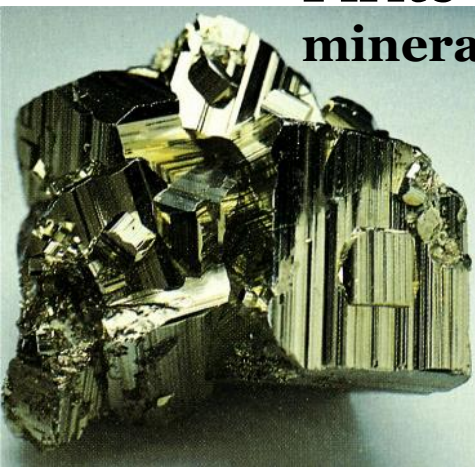
es.

18 gr di acqua contiene 2.00 gr di H e 16.00 gr di O

1 kg di acqua contiene 111.11 gr di H e 888.99 gr di O

$$\frac{m(H)}{m(O)} = \frac{2}{16} = \frac{111.11}{888.88} = \frac{1}{8}$$

Pirite di ferro,
minerale naturale formato da S (zolfo) e Fe (ferro)



1 gr di pirite contiene 0.4655 gr di Fe e 0.5345 gr di S

$$\frac{m(S)}{m(Fe)} = \frac{0.5345 \text{ gr } S}{0.4655 \text{ gr } Fe} = 1.148 \frac{S}{Fe}$$

La **legge delle proporzioni definite** permette di dare una definizione completa, anche se non definitiva, di composto:

Un composto chimico è una sostanza costituita da due o più elementi combinati sempre in un rapporto di masse definite

Questa definizione non è definitiva perché possono esistere composti diversi che hanno lo stesso numero di elementi con lo stesso rapporto di massa.

Es. *cicloesano* e *metilciclopentano* sono costituiti con gli stessi elementi H e C e con lo stesso rapporto di massa (1 gr di H per 6 gr di C)

Legge delle Proporzioni Multiple: *Quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno che si combinano con la medesima massa dell'altro sono in un rapporto di numeri interi piccoli.*

Es.

Pirite (FeS_2) 1 gr di Fe per **1.148** gr di S

Triolite (FeS) 1 gr di Fe per **0.574** gr di S

$$\frac{1.148 \text{ gr S}}{0.574 \text{ gr S}} = 2$$

Acqua (H_2O)

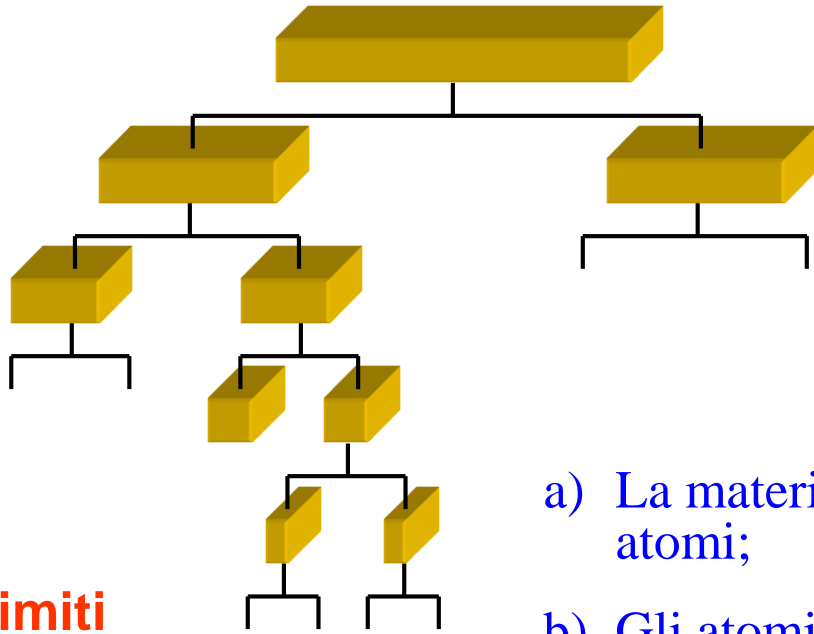
16 gr di O per **2.0** gr di H

Acqua Ossigenata (H_2O_2)

16 gr di O per **1.0** gr di H

$$\frac{2.0 \text{ gr H}}{1.0 \text{ gr H}} = 2$$

TEORIA ATOMICA DI DALTON



Il primo ricercatore a proporre il concetto di atomo (dal greco = indivisibile) è stato **John Dalton** (1803) il quale enunciò le seguenti ipotesi fondamentali:

Teoria atomica della materia

- La materia è costituita da particelle indivisibili chiamate atomi;
- Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa; atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà; elementi diversi sono costituiti da atomi con proprietà diverse e quindi con masse diverse;
- I composti sono formati dalla combinazione chimica di atomi di differenti elementi in un rapporto di numeri interi e piccoli;
- Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano e non si distruggono mantenendo la loro individualità.

Limiti

- Gli atomi sono costituiti da particelle subatomiche;**
- La massa di uno stesso elemento varia da isotopo ad isotopo**

Principio di Avogadro

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole

$$d_A = \frac{w_A}{V}$$

$$d_{rel} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{w_A}{V}}{\frac{w_B}{V}} = \frac{w_A}{w_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

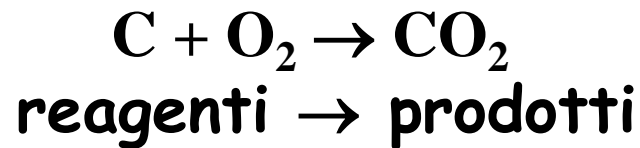
Regola di Cannizzaro

Il peso atomico di un elemento è dato dalla più piccola quantità in peso con cui l'elemento si trova nei pesi molecolari dei suoi vari composti

| Sostanza | Peso molecolare | Contributo di ossigeno a una quantità in peso uguale al peso molecolare |
|---|-----------------|---|
| Ossigeno, O ₂ | 32 | 32 |
| Ossido di azoto, NO | 30 | 16 |
| Acqua, H ₂ O | 18 | 16 |
| Acqua ossigenata, H ₂ O ₂ | 34 | 32 |
| Ossido di carbonio, CO | 28 | 16 |
| Diossido di carbonio, CO ₂ | 44 | 32 |
| Diossido di zolfo, SO ₂ | 64 | 32 |
| Triossido di zolfo, SO ₃ | 80 | 48 |

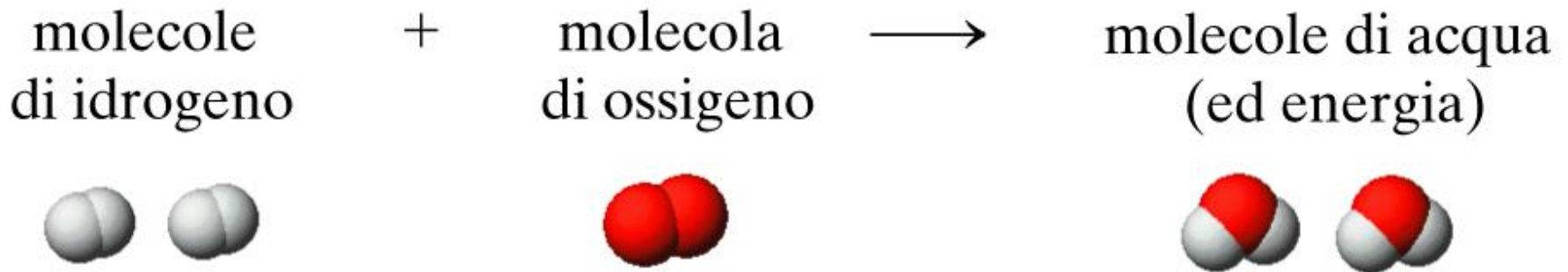
Equazioni Chimiche

Una "reazione chimica" è una trasformazione della materia in cui alcune sostanze (*reagenti*) si trasformano in altre (*prodotti*). Questo processo viene formalmente rappresentato da un'equazione



" \rightarrow " = reagisce per dare

Per Dalton la legge della conservazione della massa
- viene riformulata come - legge di conservazione degli atomi



Stechiometria: branca della chimica che si occupa della determinazione delle quantità delle sostanze che partecipano alle *reazioni chimiche*

Costituzione degli atomi

| | Carica (C) | Carica (e) | Massa (kg) |
|-----------|---------------------------|------------|-------------------------|
| Protone | $+ 1,6022 \cdot 10^{-19}$ | + 1 | $1,673 \cdot 10^{-27}$ |
| Neutrone | 0 | 0 | $1,675 \cdot 10^{-27}$ |
| Elettrone | $- 1,6022 \cdot 10^{-19}$ | - 1 | $9,1094 \cdot 10^{-31}$ |

La carica è una proprietà fisica della materia:

Ne esistono due tipi positiva (+) e negativa (-);

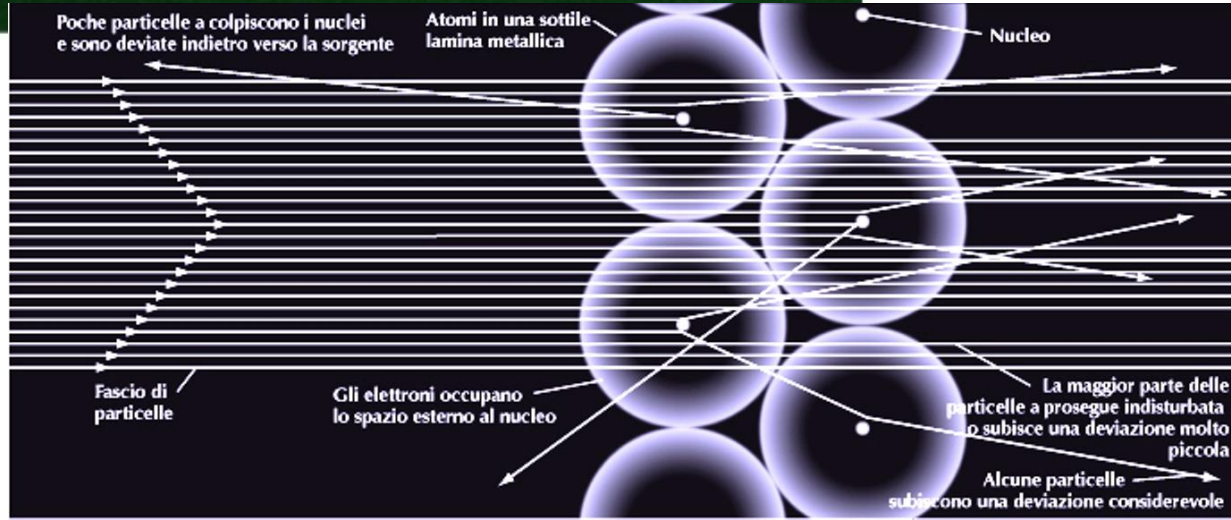
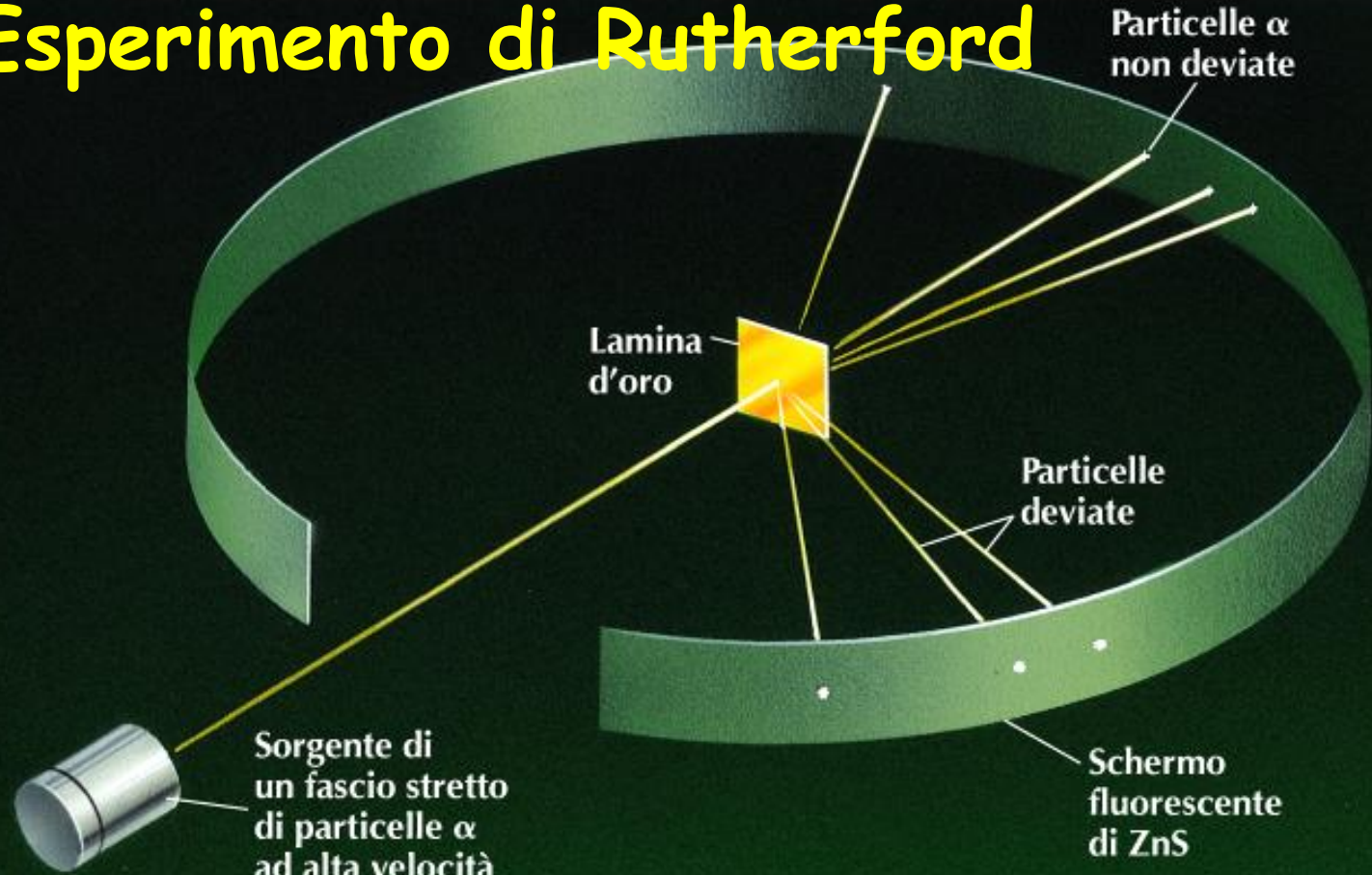
Due cariche di segno opposto (+ e -) si attraggono;

Due cariche di segno uguale (+ e + opp - e -) si respingono.

La forza con cui due cariche (q_1 e q_2) interagiscono segue la *legge di Coulomb*

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_\alpha q_\beta}{r_{\alpha\beta}^2}$$

Esperimento di Rutherford



Modello di Rutherford:

L'atomo ha gli elettroni che orbitano intorno al nucleo (costituito da protoni e neutroni)

L'atomo di un elemento è caratterizzato dal numero di protoni posseduti, chiamato **numero atomico (Z)**

Z = numero atomico = numero di protoni

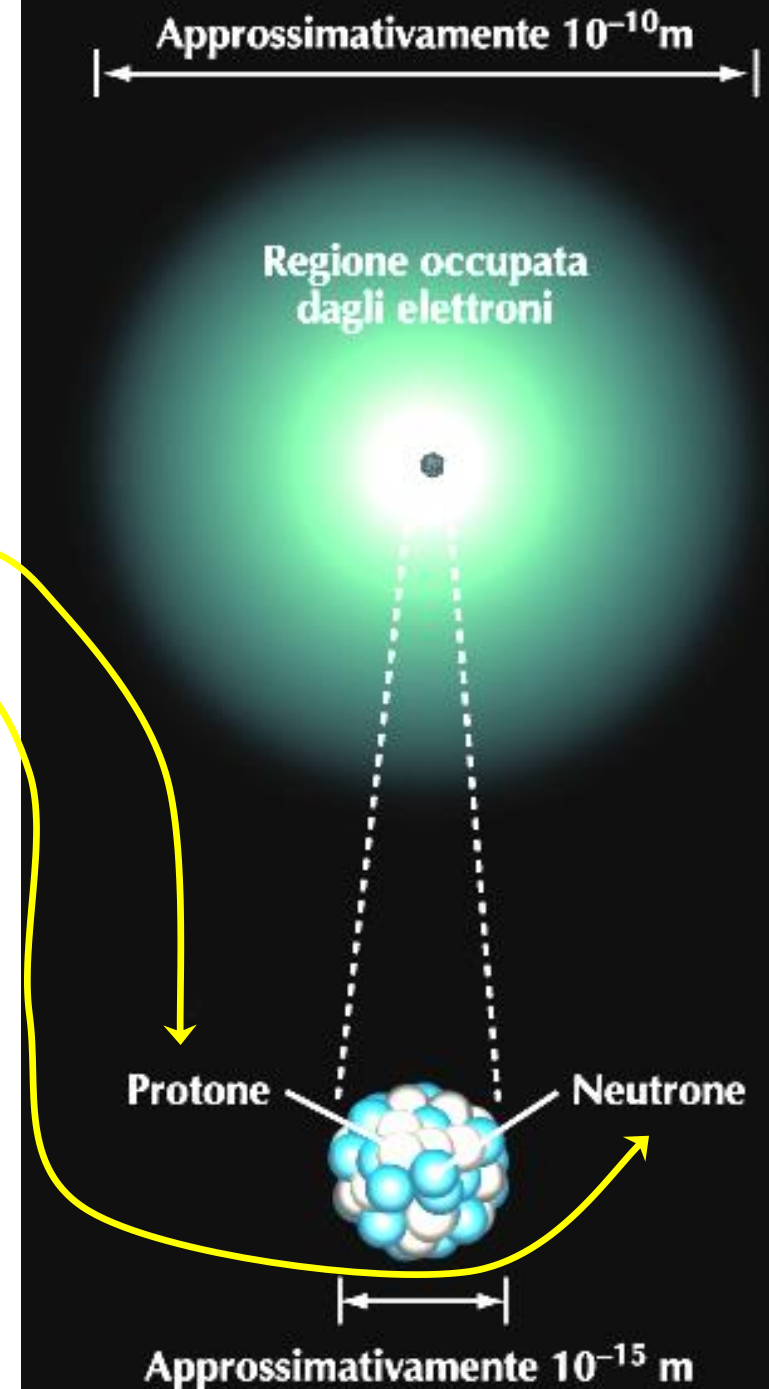
N = numero di neutroni

A = numero di massa

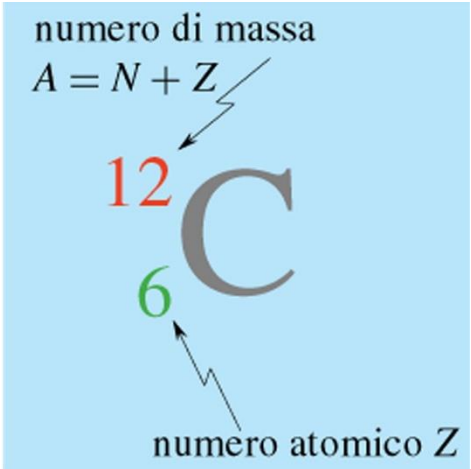
$$A = Z + N \rightarrow N = A - Z$$

Le proprietà chimiche di un elemento dipendono dal numero di protoni (Z).

Gli *isotopi* sono atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa (A).



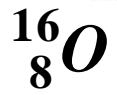
Vengono indicati con il simbolo



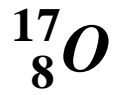
Vengono denominati con:
 (Elemento-numero di massa)
 es. Carbonio-12



Nucleo di idrogeno

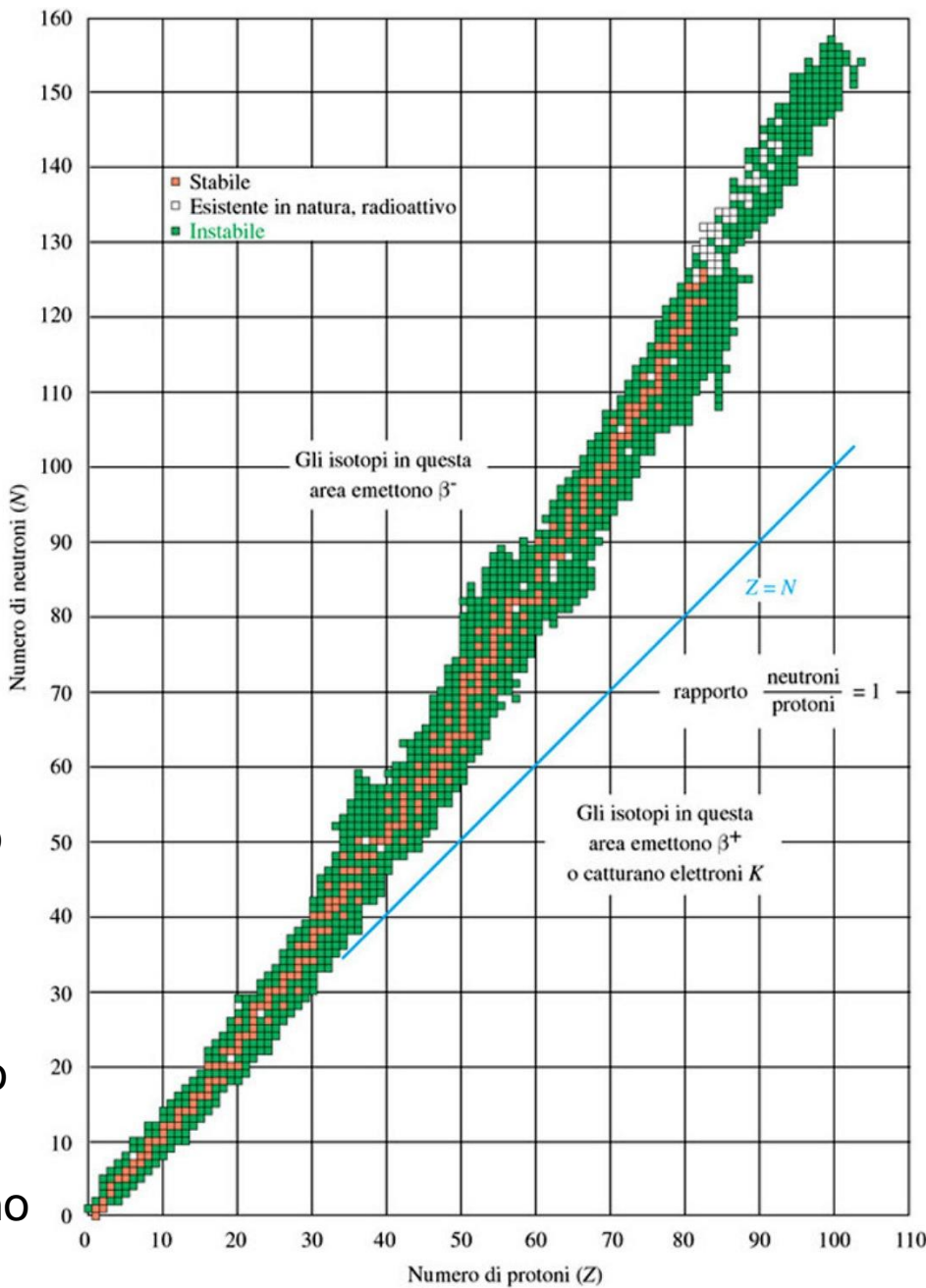
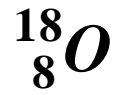


Nucleo di deuterio

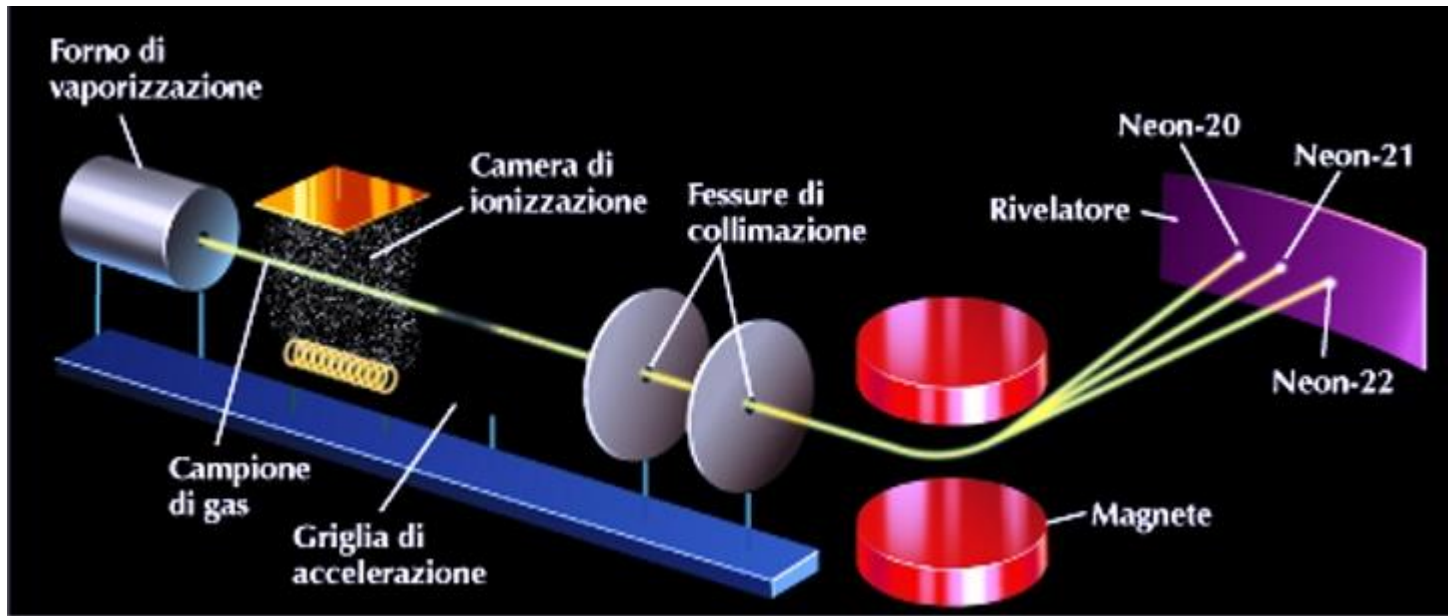


Nucleo di trizio

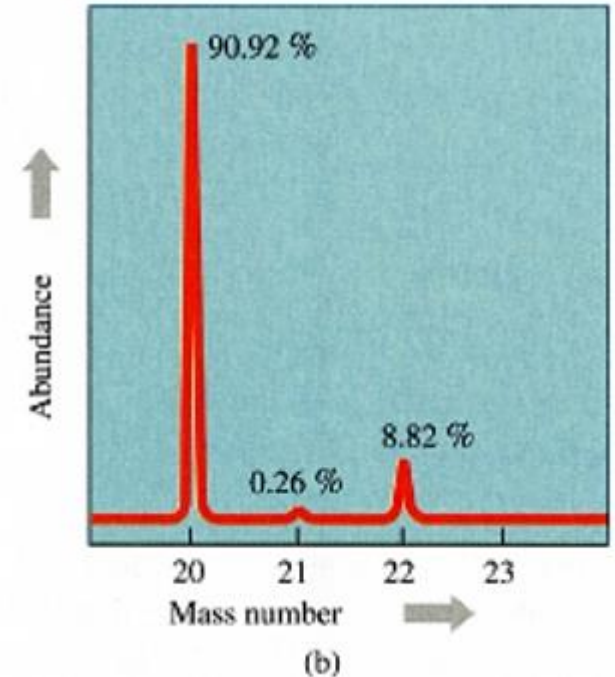
Isotopi Ossigeno



Spettrometro di massa



La quantità con cui gli isotopi sono presenti nella miscela isotopica vengono espresse con *l'abbondanza percentuale o relativa*



| | Isotopi Ossigeno | | |
|--------------------|------------------|------------|------------|
| | $^{16}_8O$ | $^{17}_8O$ | $^{18}_8O$ |
| <i>Percentuale</i> | 99.762 | 0.038 | 0.200 |
| <i>relativa</i> | 0.99762 | 0.00038 | 0.00200 |

Il protone ed il neutrone hanno una massa dell'ordine di $1.6 \cdot 10^{-27}$ kg.

Quindi un atomo ha una massa compresa tra 10^{-27} - 10^{-25} kg.

Non è pratico

Si utilizza quindi una scala relativa

La scala attuale dei *pesi atomici* (*pa*) assume come unità di massa atomica (*u*) la dodicesima parte dell'isotopo naturale più leggero del carbonio (carbonio-12) ponendo così la massa di questo isotopo uguale a 12.000 *u*.

$$\frac{\text{peso atomico}}{\text{massa atomica relativa}} = \frac{\text{massa dell'atomo considerato}}{\text{massa dell'atomo di riferimento}}$$

$$\text{unità di massa atomica } (u) = \frac{1}{12} \text{ della massa dell'isotopo } {}^{12}_6\text{C}$$

| | |
|---|------------|
| Peso atomico dell'isotopo ${}^{12}_6\text{C}$ | = 12.000 |
| Peso atomico del protone | = 1.007276 |
| Peso atomico del neutrone | = 1.008665 |
| Peso atomico del elettrone | = 0.000548 |

Definizione: Il *peso atomico* corrisponde alla massa relativa media degli atomi di un elemento rispetto alla dodicesima parte degli atomi di C-12, presi come riferimento.

$$\text{Peso atomico} = \sum x_i \cdot m_i$$

x_i = abbondanza relativa del singolo isotopo nella miscela isotopica naturale
 m_i = massa relativa del singolo isotopo
 Σ = sommatoria estesa a tutti gli isotopi della miscela

| Elemento | Isotopo | Massa atomica relativa | Abbondanza relativa | Peso atomico |
|----------|-------------------|------------------------|---------------------|--------------|
| Idrogeno | ^1_1H | 1,008 | 0,9998 | 1,008 |
| | ^2_1H | 2,014 | 0,0002 | |
| Ossigeno | $^{16}_8\text{O}$ | 15,995 | 0,99762 | 15,999 |
| | $^{17}_8\text{O}$ | 16,999 | 0,00038 | |
| | $^{18}_8\text{O}$ | 17,999 | 0,00200 | |
| Carbonio | $^{12}_6\text{C}$ | 12,000 | 0,9890 | 12,011 |
| | $^{13}_6\text{C}$ | 13,003 | 0,0111 | |

Tabella 1.3

Peso atomico di elementi costituiti da una miscela di isotopi.

| | | | | | | | |
|----|-----------|----|------------|----|--------------|----|-----------|
| 1 | Idrogeno | H | 1,00794 | 56 | Bario | Ba | 137,327 |
| 2 | Elio | He | 4,002602 | 57 | Lantanio | La | 138,9055 |
| 3 | Litio | Li | 6,941 | 58 | Cerio | Ce | 140,115 |
| 4 | Berillio | Be | 9,012182 | 59 | Praseodimio | Pr | 140,90765 |
| 5 | Boro | B | 10,811 | 60 | Neodimio | Nd | 144,24 |
| 6 | Carbonio | C | 12,011 | 61 | Promezio-145 | Pm | 144,9127 |
| 7 | Azoto | N | 14,00674 | 62 | Samario | Sm | 150,36 |
| 8 | Ossigeno | O | 15,9994 | 63 | Europio | Eu | 151,965 |
| 9 | Fluoro | F | 18,9984032 | 64 | Gadolinio | Gd | 157,25 |
| 10 | Neo | Ne | 20,1797 | 65 | Terbio | Tb | 158,92534 |
| 11 | Sodio | Na | 22,989768 | 66 | Disprosio | Dy | 162,50 |
| 12 | Magnesio | Mg | 24,3050 | 67 | Olmio | Ho | 164,93032 |
| 13 | Alluminio | Al | 26,981539 | 68 | Erbio | Er | 167,26 |
| 14 | Silicio | Si | 28,0855 | 69 | Tullio | Tm | 168,93421 |
| 15 | Fosforo | P | 30,973762 | 70 | Itterbio | Yb | 173,04 |
| 16 | Zolfo | S | 32,066 | 71 | Lutezio | Lu | 174,967 |
| 17 | Cloro | Cl | 35,4527 | 72 | Afnio | Hf | 178,49 |
| 18 | Argo | Ar | 39,948 | 73 | Tantalio | Ta | 180,9479 |
| 19 | Potassio | K | 39,0983 | 74 | Wolframio | W | 183,84 |
| 20 | Calcio | Ca | 40,078 | 75 | Renio | Re | 186,207 |
| 21 | Scandio | Sc | 44,955910 | 76 | Osmio | Os | 190,23 |
| 22 | Titanio | Ti | 47,867 | 77 | Iridio | Ir | 192,217 |
| 23 | Vanadio | V | 50,9415 | 78 | Platino | Pt | 195,08 |
| 24 | Cromo | Cr | 51,9961 | 79 | Oro | Au | 196,96654 |
| 25 | Manganese | Mn | 54,93805 | 80 | Mercurio | Hg | 200,59 |
| 26 | Ferro | Fe | 55,845 | 81 | Tallio | Tl | 204,3833 |
| 27 | Cobalto | Co | 58,93320 | 82 | Piombo | Pb | 207,2 |

| | | | | | | | |
|----|-------------|----|-----------|-----|----------------|----|-----------|
| 28 | Nichelio | Ni | 58,6934 | 83 | Bismuto | Bi | 208,98037 |
| 29 | Rame | Cu | 63,546 | 84 | Polonio | Po | (209) |
| 30 | Zinco | Zn | 65,39 | 85 | Astato | At | (210) |
| 31 | Gallio | Ga | 69,723 | 86 | Rado | Rn | (222) |
| 32 | Germanio | Ge | 72,61 | 87 | Francio | Fr | (223) |
| 33 | Arsenico | As | 74,92159 | 88 | Radio-226 | Ra | 226,0254 |
| 34 | Selenio | Se | 78,96 | 89 | Attinio | Ac | (227) |
| 35 | Bromo | Br | 79,904 | 90 | Torio | Th | 232,0381 |
| 36 | Cripto | Kr | 83,80 | 91 | Protoattinio | Pa | 231,03588 |
| 37 | Rubidio | Rb | 85,4678 | 92 | Uranio | U | 238,0289 |
| 38 | Stronzio | Sr | 87,62 | 93 | Nettunio | Np | 237,0482 |
| 39 | Ittrio | Y | 88,90585 | 94 | Plutonio-244 | Pu | 244,0642 |
| 40 | Zirconio | Zr | 91,224 | 95 | Americio-243 | Am | 243,0614 |
| 41 | Niobio | Nb | 92,90638 | 96 | Curio-247 | Cm | 247,0703 |
| 42 | Molibdeno | Mo | 95,94 | 97 | Berkelio-247 | Bk | 247,0703 |
| 43 | Tecnezio-99 | Tc | 98,9063 | 98 | Californio-251 | Cf | 251,0796 |
| 44 | Rutenio | Ru | 101,07 | 99 | Einsteinio | Es | (254) |
| 45 | Rodio | Rh | 102,90550 | 100 | Fermio | Fm | (257) |
| 46 | Palladio | Pd | 106,42 | 101 | Mendelevio | Md | (258) |
| 47 | Argento | Ag | 107,8682 | 102 | Nobelio | No | (259) |
| 48 | Cadmio | Cd | 112,411 | 103 | Laurenzio | Lr | (260) |
| 49 | Indio | In | 114,818 | 104 | Rutherfordio | Rf | (261) |
| 50 | Stagno | Sn | 118,710 | 105 | Dubnio | Db | (262) |
| 51 | Antimonio | Sb | 121,757 | 106 | Seaborgio | Sg | (266) |
| 52 | Tellurio | Te | 127,60 | 107 | Bohrio | Bh | (262) |
| 53 | Iodio | I | 126,90447 | 108 | Hassio | Hs | (265) |
| 54 | Xeno | Xe | 131,29 | 109 | Meitnerio | Mt | (266) |
| 55 | Cesio | Cs | 132,90543 | | | | |

Tabella 1.4

Numero atomico, nome, simbolo e peso atomico relativo degli elementi*.

* Quando viene indicato un isotopo, questo è quello più comunemente usato e di questo viene riportato il peso atomico relativo. Quando tutti gli isotopi sono instabili viene riportato (in parentesi) il numero di massa dell'isotopo più comune.

I composti sono caratterizzati da una formula chimica:

Es. acqua, H_2O ; metano, CH_4 ; ammoniaca, NH_3 ; cloruro di sodio, $NaCl$.

Si introduce quindi un *peso molecolare* (pm) dato dalla somma di tutti gli atomi costituenti la molecola.

$$pm = \sum pa(El_i)$$

Es.
nel caso dell'acqua (H_2O)

$$\begin{aligned} pm(H_2O) &= pa(H) + pa(H) + pa(O) \\ &= 1.008 + 1.008 + 15.999 \\ &= 18.015 \end{aligned}$$

Quando il composto non è costituito da molecole ma da un insieme infinito, come ad esempio i sali, si parla di *peso formula* (pf) che è dato dalla somma dei pesi di tutti gli atomi compresi nella formula chimica.

$$\begin{aligned} pf(NaCl) &= pa(Na) + pa(Cl) \\ &= 22.990 + 35.543 = 58.523 \end{aligned}$$

Mole: *Quantità di sostanza che contiene tante particelle (atomi, molecole, ioni, elettroni, fotoni, etc) quanti sono gli atomi (N_A) contenuti in 12.000 gr di $^{12}_6C$*

$$N_A = \text{Numero di Avogrado} = 6.0221367 \cdot 10^{+23}$$

oppure

Mole: *una quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro, N_A di particelle.*

Per **massa molare** si intende la massa di una mole delle particelle considerate – **esempio la massa molare del carbonio-12 = 12 gr.**

| Elemento | Peso atomico | Massa molare (g/mol) | Composto | Peso molecolare | Massa molare (g/mol) |
|--------------|--------------|----------------------|---------------------------------|-----------------|----------------------|
| Idrogeno (H) | 1,008 | 1,008 | H ₂ O | 18,016 | 18,016 |
| Oro (Au) | 196,97 | 196,97 | CO ₂ | 44,01 | 44,01 |
| Zinco (Zn) | 65,39 | 65,39 | Na ₂ CO ₃ | 105,99 | 105,99 |

Dalla massa m (g) di una sostanza di massa molare M (g/mol) si ricava il numero n di moli:

$$\frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = n \text{ (mol)}$$

1,008 g di idrogeno = 1 mol di atomi H = 0,5 mol di molecole H₂

2,016 g di idrogeno = 1 mol di molecole H₂ = 2 mol di atomi H

9,008 g di acqua = 0,5 mol di molecole di acqua

Tabella 1.5

Peso atomico (o peso molecolare) e massa molare.

Esercizi

Concetto di mole e numero di Avogadro

Quanti atomi di carbonio “C” sono contenuti in 6.00 gr di questo elemento?

$$p_a(\text{C}) = 12.011$$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g} / \text{mol})} = \frac{6.00(\text{g})}{12.011(\text{g} / \text{mol})} = 0.500(\text{mol})$$

$$1 \text{ mol di C} = N_A \text{ atomi di C} = 6.0221367 \cdot 10^{+23} \text{ atomi di C}$$

$$0.5 \text{ mol di C} = 0.5 \cdot N_A \text{ atomi di C} =$$

$$3.01 \cdot 10^{+23} \text{ atomi di C}$$

Esercizi

Concetto di mole e numero di Avogadro

Quante molecole di H_2O sono contenute in 250 g di acqua?

$$p_a(O) = 16.0 \quad ; \quad p_a(H) = 1.008$$

$$\begin{aligned} pm(H_2O) &= 2p_a(H) + p_a(O) \\ &= 2 \cdot 1.008 + 16.0 = 18.015 \end{aligned}$$

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)} = \frac{250(g)}{18.0(g/mol)} = 13.9(mol)$$

$$1 \text{ mol di } H_2O = N_A \text{ molecole di } H_2O =$$

$$6.0221367 \cdot 10^{23} \text{ molecole di } H_2O$$

$$13.9 \text{ mol di } H_2O = 13.9 \cdot N_A \text{ molecole di } H_2O =$$

$$8.37 \cdot 10^{24} \text{ molecole di } H_2O$$

Esercizi

Quante moli di zolfo(S) si devono combinare con 2.00 mol di ferro (Fe) per formare pirite di ferro (FeS₂)

FeS₂ → 1 mol Fe si combina con 2 mol S

$$\frac{2 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = \frac{X \text{ mol S}}{2 \text{ mol Fe}}$$

$$X \text{ mol S} = 2 \text{ mol Fe} \frac{2 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = 4 \text{ mol S}$$

Esercizi

Il metano ha formula chimica CH₄. Se un campione di metano contiene 0.30 mol di atomi di C, quante mol di H sono contenute



$$\frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} = \frac{X \text{ mol H}}{0.30 \text{ mol C}}$$

$$X \text{ mol H} = 0.3 \cancel{\text{ mol C}} \frac{4 \text{ mol H}}{1 \cancel{\text{ mol C}}} = 1.20 \text{ mol H}$$

Esercizi

Quante moli di ferro si combinano con 0.220 moli di atomi di ossigeno per dare Fe_2O_3

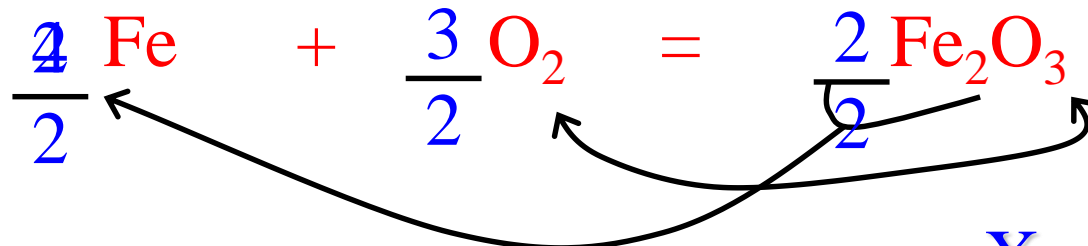
$\text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{ mol Fe}$ si combina con 3 mol O

$$\frac{2 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol O}} = \frac{X \text{ mol Fe}}{0.22 \text{ mol O}}$$

$$X \text{ mol Fe} = 0.22 \text{ mol O} \frac{2 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol O}} = 0.147 \text{ mol Fe}$$

Esercizi

L'ossigeno allo stato elementare si trova come molecola bi-atomica (O_2). Quante *mol* di Fe e di O_2 sono necessari per formare 0.500 *mol* di Fe_2O_3



1.5 *mol* Fe_2O_3 formano 1 *mol* Fe_2O_3

$$X_{Fe} = 1.00 \text{ mol Fe}$$

$$X_{O_2} = 0.75 \text{ mol } O_2$$

$$\frac{1.5 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = \frac{X \text{ mol } Fe_2O_3}{0.5 \text{ mol } Fe_2O_3}$$

$$X \text{ mol } Fe_2O_3 = 0.5 \text{ mol } Fe_2O_3 \frac{1.5 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 0.75 \text{ mol } Fe_2O_3$$

Esercizi

Determinare la massa (m) di 0.586 mol di arseniato di calcio, $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$.

$$pa(\text{Ca}) = 40.1$$

$$pa(\text{As}) = 74.9$$

$$pa(\text{O}) = 16.0$$

$$\begin{aligned} pf(\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2) &= 3pa(\text{Ca}) + 2pa(\text{As}) + 8pa(\text{O}) \\ &= 398.11 + 2 \cdot 74.9 + 8 \cdot 16.0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa molare di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 &= 398.11 + 149.8 + 128.0 \\ &= 398.1 \end{aligned}$$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$



$$\begin{aligned} m(\text{g}) &= n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol}) \\ &= 0.586 \cdot 398.1 \end{aligned}$$

$$m(\text{g}) = 233.2866 \text{ g di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$$

$$m(\text{g}) \sim 233 \text{ g di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$$

Esercizi

Determinare la massa (m) di 0.586 mol di ciascuna delle seguenti sostanze:

- a) acqua, H_2O ;
- b) glucosio, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;
- c) metano CH_4 ;
- d) ferro, Fe.

| | <i>pa</i> |
|----|-----------|
| H | 1.01 |
| C | 12.0 |
| O | 16.0 |
| Fe | 55.8 |

| | <i>pm</i> |
|-------------------------------------|-----------|
| H_2O | 18.0 |
| $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | 180.0 |
| CH_4 | 16.0 |

| <i>Massa molare</i> | <i>M(g/mol)</i> |
|-------------------------------------|-----------------|
| H_2O | 18.0 |
| $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | 180.0 |
| CH_4 | 16.0 |
| Fe | 55.8 |

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

$$m(\text{g}) = n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol})$$

| | $M(\text{g/mol}) \cdot n(\text{mol}) = m(\text{g})$ |
|-------------------------------------|---|
| H_2O | $18.0 \cdot 0.586 = 10.5$ |
| $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | $180.0 \cdot 0.586 = 105$ |
| CH_4 | $16.0 \cdot 0.586 = 9.38$ |
| Fe | $55.8 \cdot 0.586 = 32.7$ |

Esercizi

Determinare quante ***moli*** di **bicarbonato di sodio** (NaHCO_3) sono presenti in **21 g** di questo composto.

$$pa(\text{Na}) = 23.0$$

$$pa(\text{H}) = 1.08$$

$$pa(\text{C}) = 12.0$$

$$pa(\text{O}) = 16.0$$

$$\begin{aligned} pf(\text{NaHCO}_3) &= pa(\text{Na}) + pa(\text{H}) + pa(\text{C}) + 3pa(\text{O}) \\ &= 23.0 + 1.08 + 12.0 + 3 \cdot 16.0 \\ &= 84.0 \end{aligned}$$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

$$n(\text{mol}) = \frac{21 \text{ g}}{84.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.250 \text{ mol}$$

Esercizi

Determinare il numero di **moli** presenti in 100 g di ciascuno dei seguenti composti.

a) ammoniaca, NH_3 ;

b) Alcol etilico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$;

c) Oro, Au.

| | <i>pa</i> |
|----|-----------|
| H | 1.01 |
| C | 12.0 |
| N | 14.0 |
| O | 16.0 |
| Au | 197 |

| | <i>pm</i> |
|--------------------------------|-----------|
| NH_3 | 17.0 |
| $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | 46.0 |

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

| | $m(\text{g}) / M(\text{g/mol}) = n(\text{mol})$ |
|--------------------------------|---|
| NH_3 | 100 / 17.0 = 5.88 |
| $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | 100 / 46.1 = 2.17 |
| Au | 100 / 197 = 0.508 |

Determinazione della **Formula Chimica** di una sostanza

Analisi Qualitativa –

Permette di identificare gli **elementi** che compongono la sostanza

Analisi Quantitativa –

Permette di determinare la **massa** di ciascun *elemento* contenuto nel campione della sostanza.

I risultati di un'analisi quantitativa vengono riportati sotto forma di **percentuale in peso**

La **percentuale in peso** di un elemento in un composto corrisponde alla massa (in g) dell'elemento presente in 100 g di composto.

Un elenco di queste percentuali viene chiamato **composizione percentuale**.

Esercizi

Un campione di un liquido di peso 8.657 g viene scisso negli elementi ottenendo:

- i) 5.217 g di carbonio;
- ii) 0.962 g di idrogeno;
- iii) 2.478 g di ossigeno.

Determinare la percentuale in peso di ciascuno di questi elementi nel liquido.

$$5.217 + 0.962 + 2.478 = 8.657$$

$$\frac{\%(\text{El}) \text{ g}}{100 \text{ g di composto}} = \frac{m(\text{El}) \text{ g}}{m_T \text{ g di composto}}$$

$$\%(\text{C}) \text{ g} = \frac{5.217(\text{C}) \text{ g}}{8.657 \text{ g di composto}} \cdot 100 \text{ g di composto} = 60.26 \%$$

$$\%(\text{H}) \text{ g} = \frac{0.962}{8.657} \cdot 100 = 11.11 \%$$

$$\%(\text{O}) \text{ g} = \frac{2.478}{8.657} \cdot 100 = 28.62 \%$$

| |
|---|
| 60.26 + |
| 11.11 + |
| 28.62 = |
| <hr style="width: 100%; border: 0.5px solid black;"/> |
| 99.99 |

Calcolare la composizione percentuale di un solido sconosciuto per cui un'analisi quantitativa su 0.4620 g ha dato i seguenti risultati:

- i) 0.1945 g di C;
- ii) 0.02977 g di H;
- iii) 0.2377 g di O.

$$\begin{array}{r} 0.1945 \text{ g di C} + \\ 0.02977 \text{ g di H} + \\ 0.2377 \text{ g di O} = \\ \hline 0.46197 \text{ g massa totale (} m_t \text{)} \\ \approx \mathbf{0.4620 \text{ g}} \end{array}$$

$$\% (el) = \frac{m(el)}{m_t} \cdot 100$$

quattro cifre significative

$$\% (C) = \frac{0.1945 (C)}{0.4620} \cdot 100 = 42.10 \%$$

$$\% (H) = \frac{0.02977 (H)}{0.4620} \cdot 100 = 6.44 \%$$

$$\% (O) = \frac{0.2377 (O)}{0.4620} \cdot 100 = 51.45 \%$$

$$99.99 \%$$

Determinare la percentuale in peso di ciascun elemento dell'ossido di calcio (CaO).

$$\begin{aligned}pa(\text{Ca}) &= 40.08 \\ pa(\text{O}) &= 16.00\end{aligned}$$

$$pf = pa(\text{Ca}) + pa(\text{O}) = 40.08 + 16.00 = 56.08$$

In 56.08 g di CaO ci sono 40.08 g di Ca e 16.00 g di O

$$\% (\text{El}) = \frac{m(\text{el})}{m_t} \cdot 100$$

$$\% (\text{Ca}) = \frac{40.08 (\text{Ca})}{56.08} \cdot 100 = 71.47 \%$$

$$\% (\text{O}) = \frac{16.00 (\text{O})}{56.08} \cdot 100 = \frac{28.53 \%}{100.00 \%}$$

Formula Minima (o Empirica)

è la formula (chimica) di un composto che usa quali indici i più bassi numeri interi possibili

| es. | formula minima | formula chimica |
|---------|----------------|-------------------------------|
| Benzene | CH | C ₆ H ₆ |

Esempio

Da una analisi quantitativa su un campione di un composto sconosciuto, di massa 2.571 g, risultano 1.102 g di C e 1.469 g di O. Determinare la formula minima.

$$p_a(\text{C}) = 12.01$$
$$p_a(\text{O}) = 16.00$$

mol

C 0.09176

O 0.09181

Convertire le masse in moli
Quindi scriviamo la formula

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

$$n_{\text{C}}(\text{mol}) = \frac{0.09176 \text{ C}(\text{g})}{0.09176 \text{ C}(\text{g})} = \frac{0.09181 \text{ O}(\text{g})}{0.09176 \text{ C}(\text{g})} = \frac{1.102 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.09176 \text{ mol}$$

monossido di carbonio

Che dobbiamo trasformare in interi.
dividiamo quindi gli indici per il più piccolo

$$n_{\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{O}}(\text{g})}{M_{\text{O}}(\text{g/mol})} = \frac{1.469 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 0.09181 \text{ mol}$$

Se gli indici calcolati differiscono per poche unità nell'ultima cifra decimale si possono arrotondare ad un intero.

Determinare la formula minima (o empirica) di un composto per il quale l'analisi su un campione, di massa 2.448 g, ha trovato che contiene:

- i) 2.000 g di C;
- ii) 0.4477 g di H

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_a(\text{C}) = 12.01$$

$$n_{\text{H}} = 0.4441 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = 0.1665 \text{ mol}$$

Convertire le masse in moli

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$



La formula Empirica del composto è

$$n_{\text{C}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{C}}(\text{g})}{M_{\text{C}}(\text{g/mol})} = \frac{2.000 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.1665 \text{ mol}$$

C₃H₈
(propano)

Determinare la formula minima (o empirica) del carbonato di bario, che ha la seguente composizione percentuale:

- i) Ba 69.58 %;
- ii) C 6.090 %;
- iii) O 24.32 %

Quindi in 100 g di composto abbiamo

69.58 g di Ba;

6.090 g di C;

24.32 g di O

$$pa(\text{Ba}) = 137.3$$

$$pa(\text{C}) = 12.01$$

$$pa(\text{O}) = 16.00$$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})}$$

Convertire le masse in moli

Formula empirica del carbonato di bario

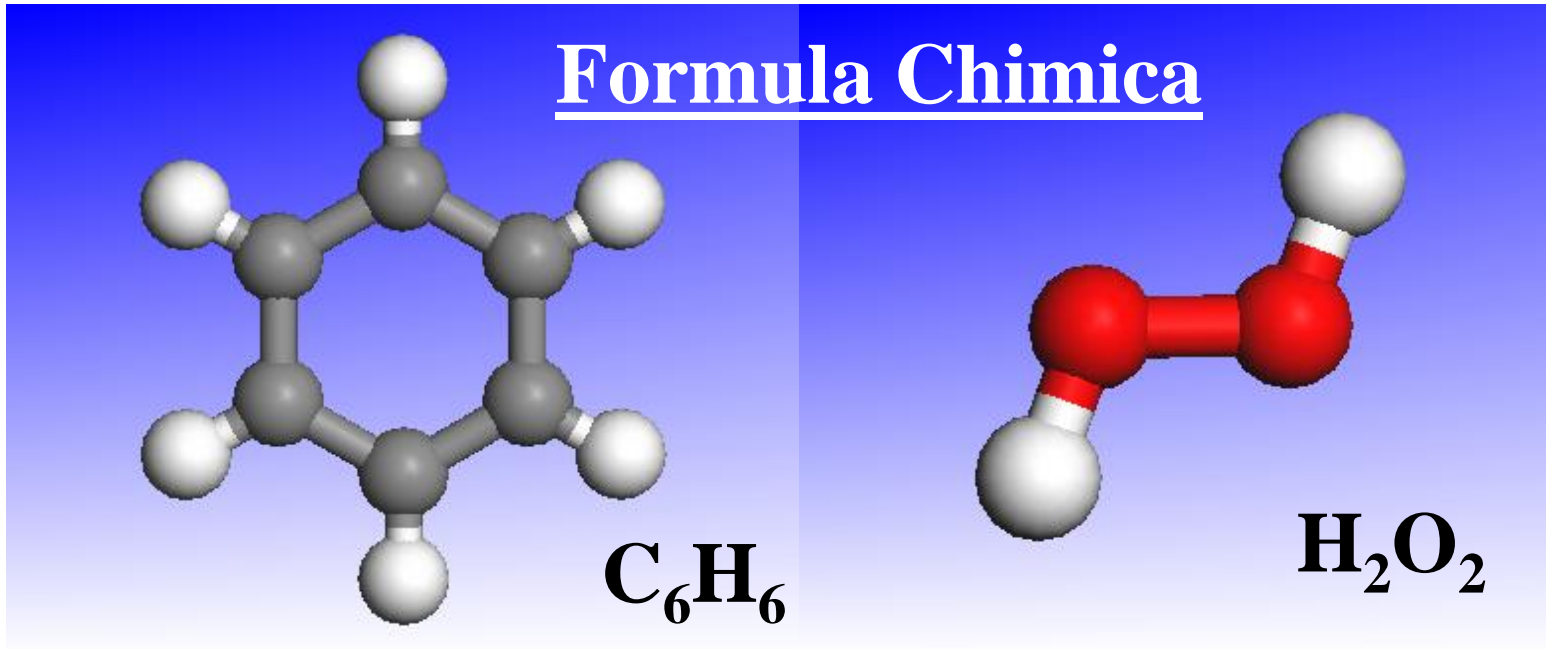
$$n_{\text{Ba}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{Ba}}(\text{g})}{M_{\text{Ba}}(\text{g/mol})} = \frac{69.58 \text{ g}}{137.3 \text{ g/mol}} = 0.5068 \text{ mol di Ba}$$

$$n_{\text{C}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{C}}(\text{g})}{M_{\text{C}}(\text{g/mol})} = \frac{6.090 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.5071 \text{ mol di C}$$

$$n_{\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{O}}(\text{g})}{M_{\text{O}}(\text{g/mol})} = \frac{24.32 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.520 \text{ mol di O}$$



| | formula minima | | formula chimica |
|-----------------------|----------------|-----|-------------------------------|
| Benzene | CH | × 6 | C ₆ H ₆ |
| Perossido di idrogeno | HO | × 2 | H ₂ O ₂ |



Determinare la formula molecolare (o chimica) dello stirene, che ha formula empirica CH, e peso molecolare 104.

Formula minima

CH

$$pa(\text{H}) = 1.00$$

$$pa(\text{C}) = 12.0$$

$\times n$

Formula molecolare

C_nH_n

$$pf(\text{CH}) = pa(\text{H}) + pa(\text{C}) = 1.00 + 12.0 = 13.0$$

Formula molecolare dello stirene

C_8H_8

$$pm(\text{C}_n\text{H}_n) = n \cdot pa(\text{H}) + n \cdot pa(\text{C}) = n \cdot (pa(\text{H}) + pa(\text{C}))$$

$$pm(\text{C}_n\text{H}_n) = n \cdot pf(\text{CH})$$

$$n = \frac{pm(\text{C}_n\text{H}_n)}{pf(\text{CH})} = \frac{104}{13} = 8$$

L'idrazina ha peso molecolare 32.1 e contiene 87.42 % di azoto (N) e 12.58 % di idrogeno (H). Determinare la formula chimica (molecolare)

$$pa(H) = 1.008$$

$$pa(N) = 14.01$$

Quindi in 100 g di composto abbiamo

87.42 g di N;

12.58 g di H

Convertire le masse in moli
Formula minima NH_2

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

Formula molecolare $N_nH_{n \times 2}$

$$n_N(NH_2) = \frac{m_N(g)}{pa(N)} = \frac{87.42 g}{14.01 g/mol} = 6.240 mol \text{ di N}$$

Formula empirica dell'idrazina

$$n_H(NH_2) = \frac{m_H(g)}{pa(H)} = \frac{12.58 g}{1.008 g/mol} = 12.48 mol \text{ di H}$$

Formula molecolare dell'idrazina

$$pm(N_nH_{n \times 2}) = n \cdot pf(NH_2) \quad N_2H_4$$

$$n = \frac{pm(N_nH_{n \times 2})}{pf(NH_2)} = \frac{32.1}{16.03} = 2.002$$

