

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:

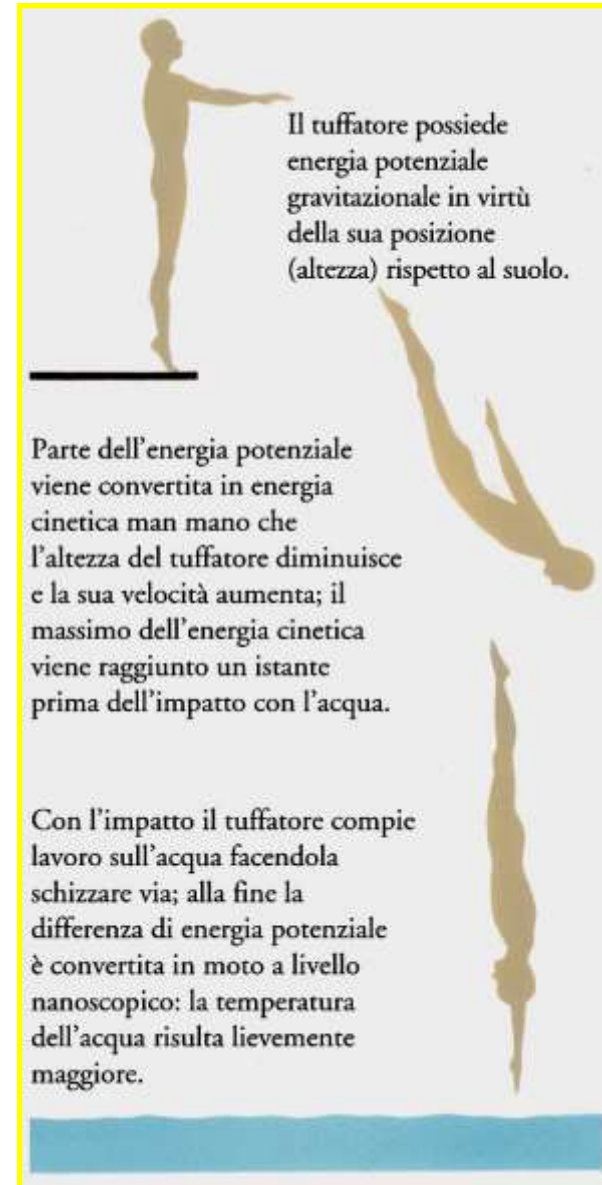
Si basa su misure ottenute da esperimenti fatti in condizioni prestabiliti e dall'interpretazione dei dati ottenuti dal sistema analizzato.

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)*

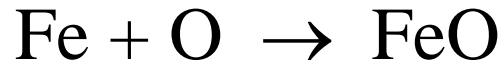
$$L = \bar{F} \cdot \bar{l} \quad \text{Forza per Spostamento}$$



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

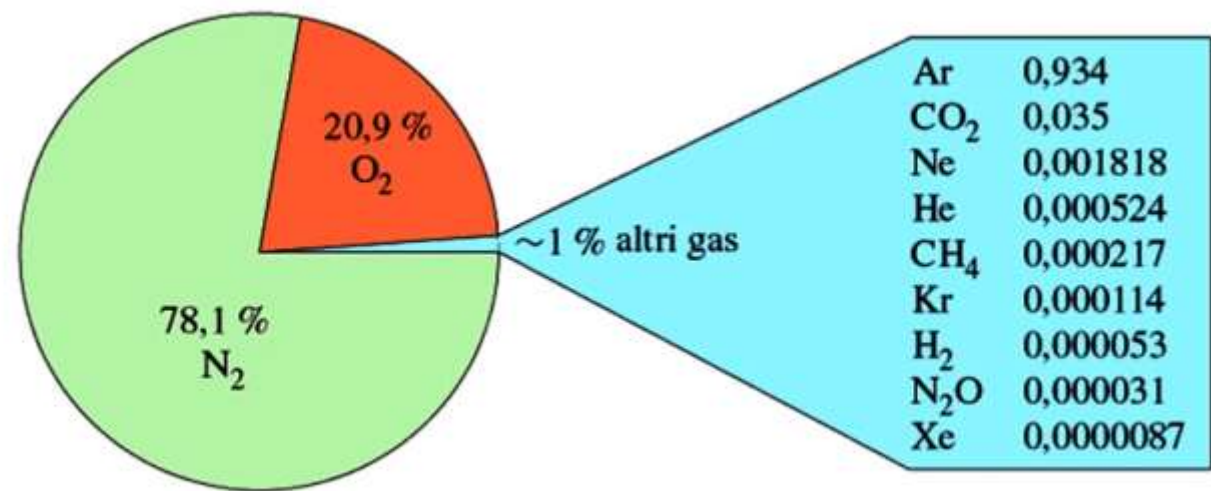
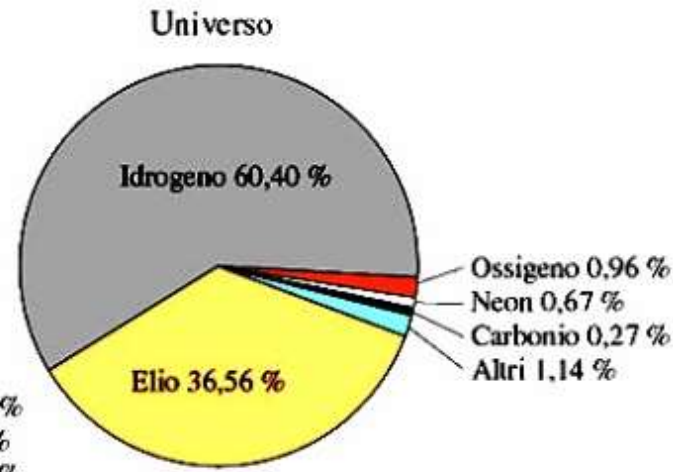
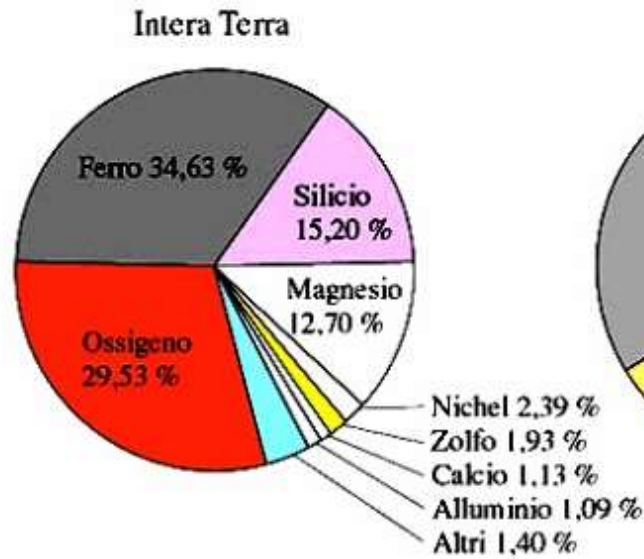
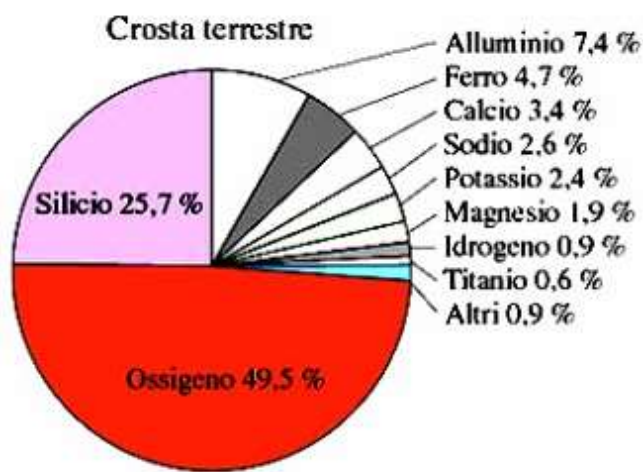
Elementi combinati in rapporti definiti

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.

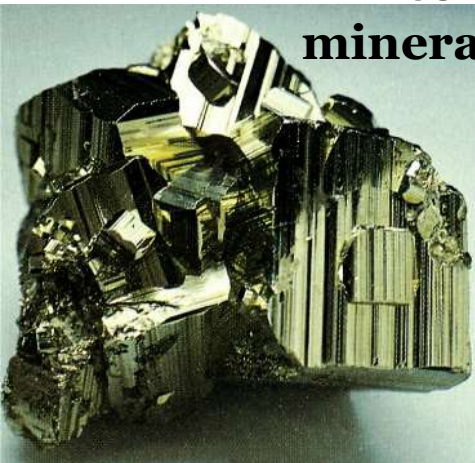
es.

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)

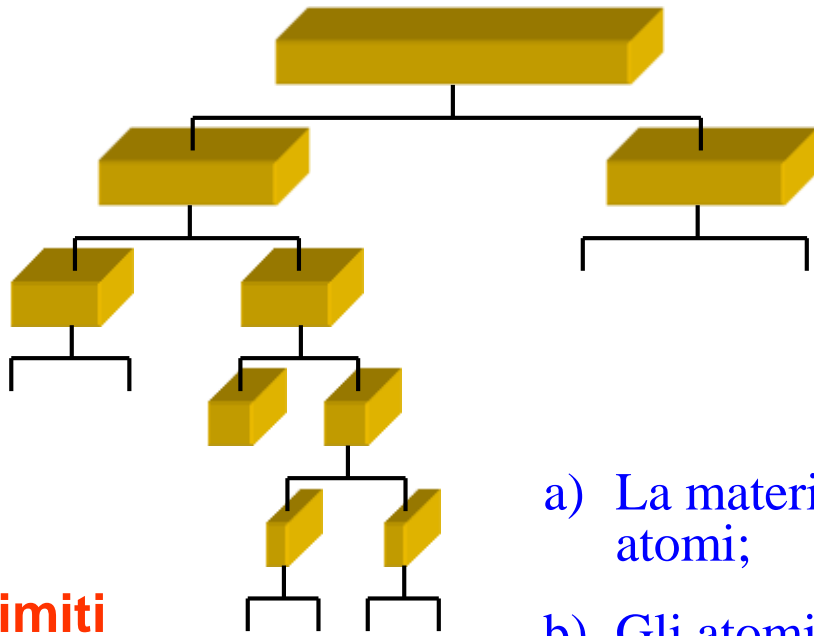
16 gr di O per **2.0** gr di H

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

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

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

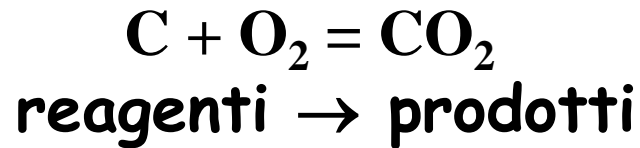
Regola di Cannizzaro

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

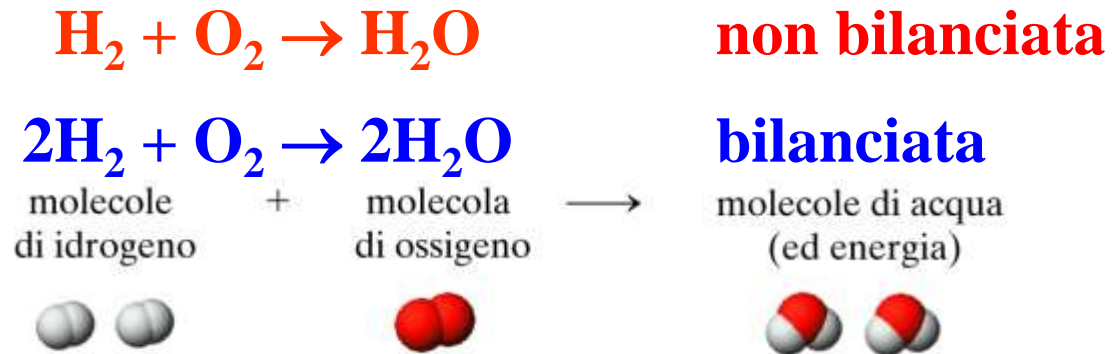
Una "reazione chimica" è una trasformazione della materia in cui alcune sostanze (*reagenti*) si trasformano in altre (*prodotti*). Questo processo viene formalmente rappresentato da un'equazione



"=" vuol dire: reagisce per dare

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

Un'equazione chimica deve essere *bilanciata*



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 (-);

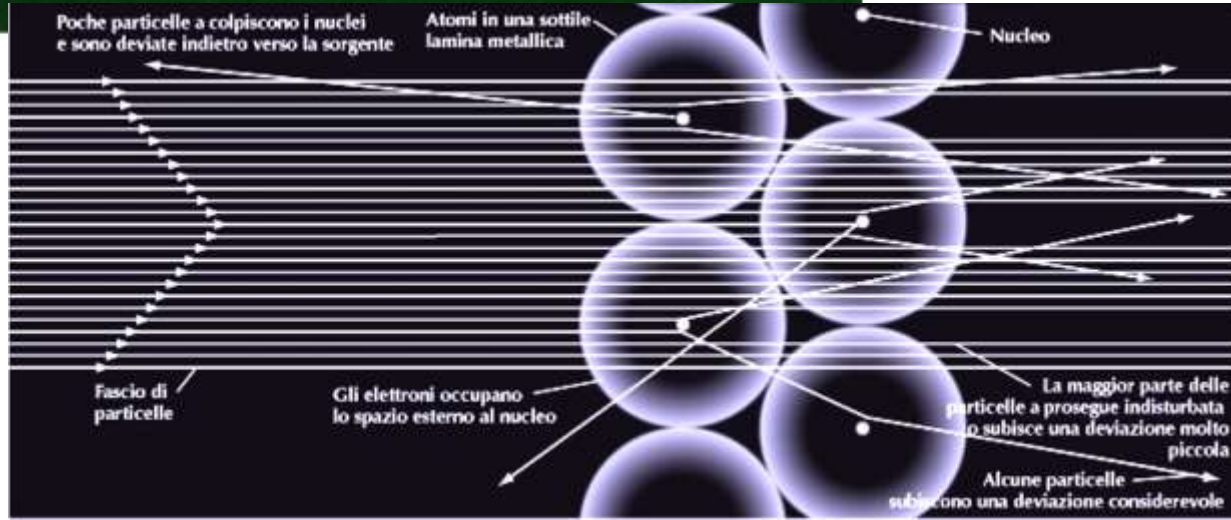
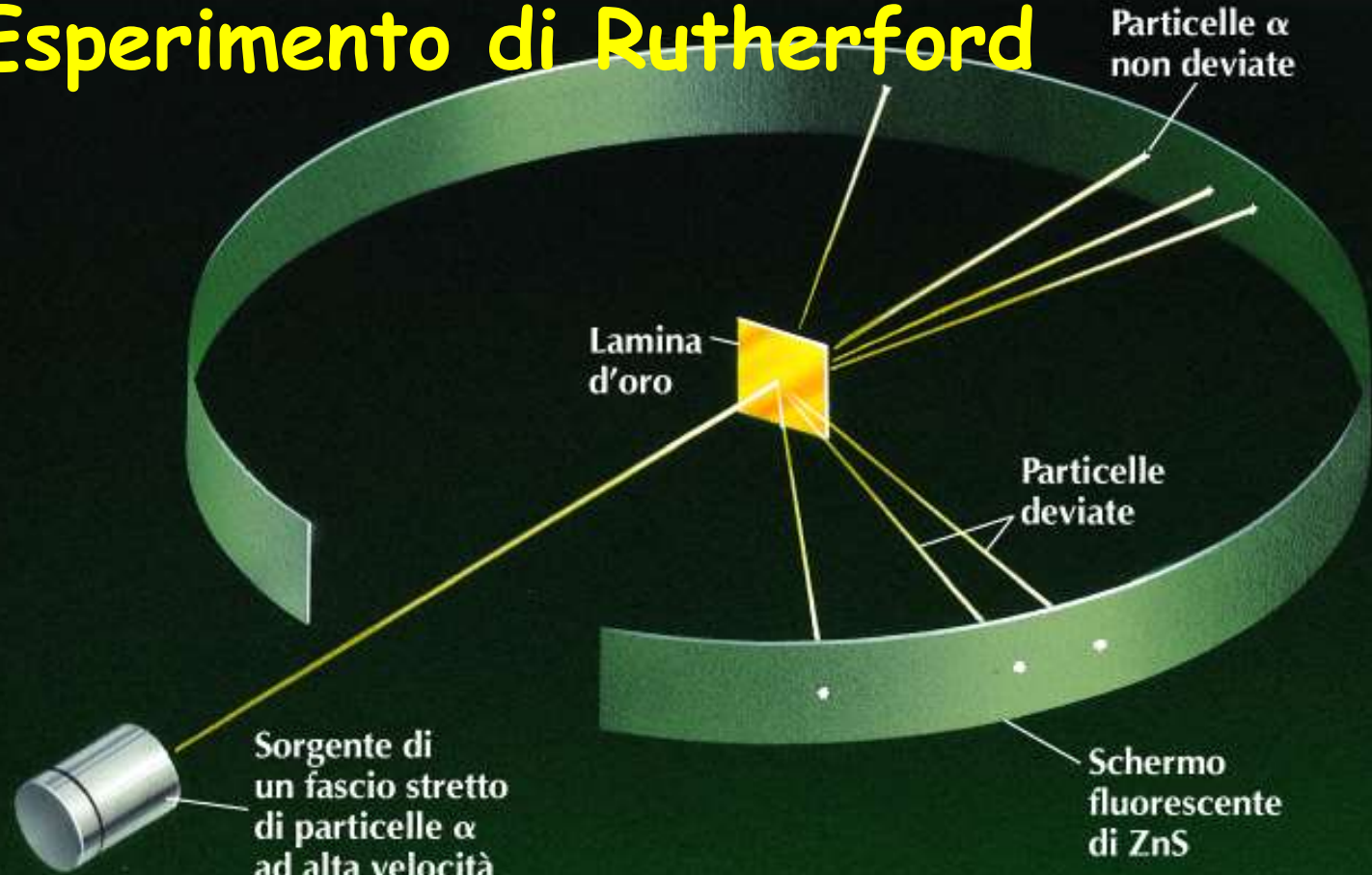
Due cariche di segno opposto (+ e -) si attraggono;

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

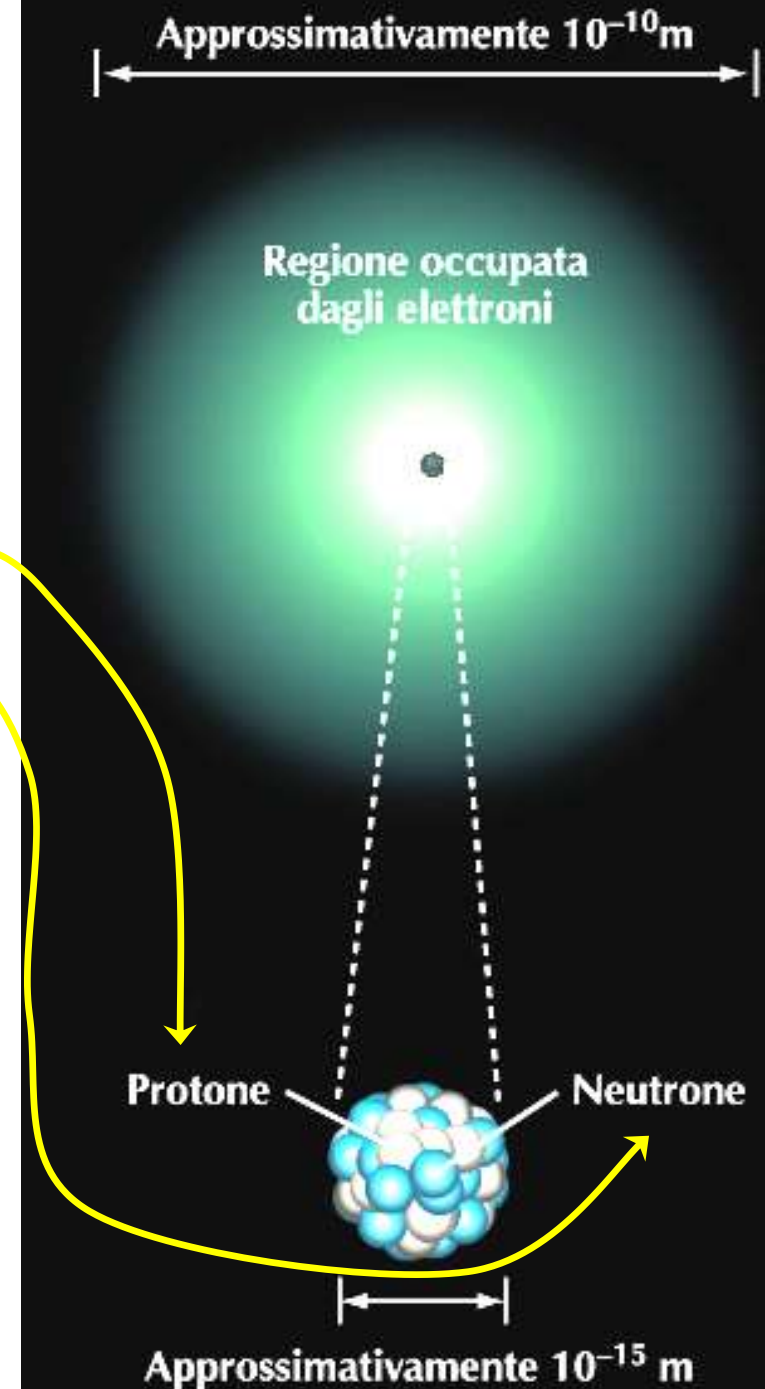
N = numero di neutroni

A = numero di massa

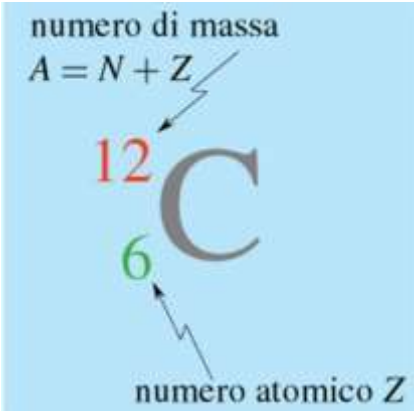
$$A = Z + N \rightarrow N = A - Z$$

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).

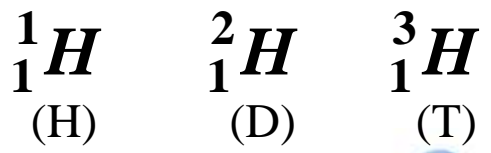


Vengono indicati con il simbolo



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

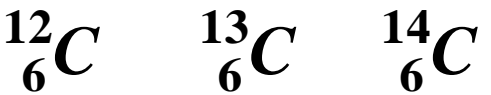
prozio deuterio trizio



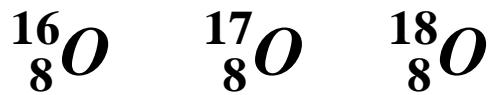
Isotopi Idrogeno



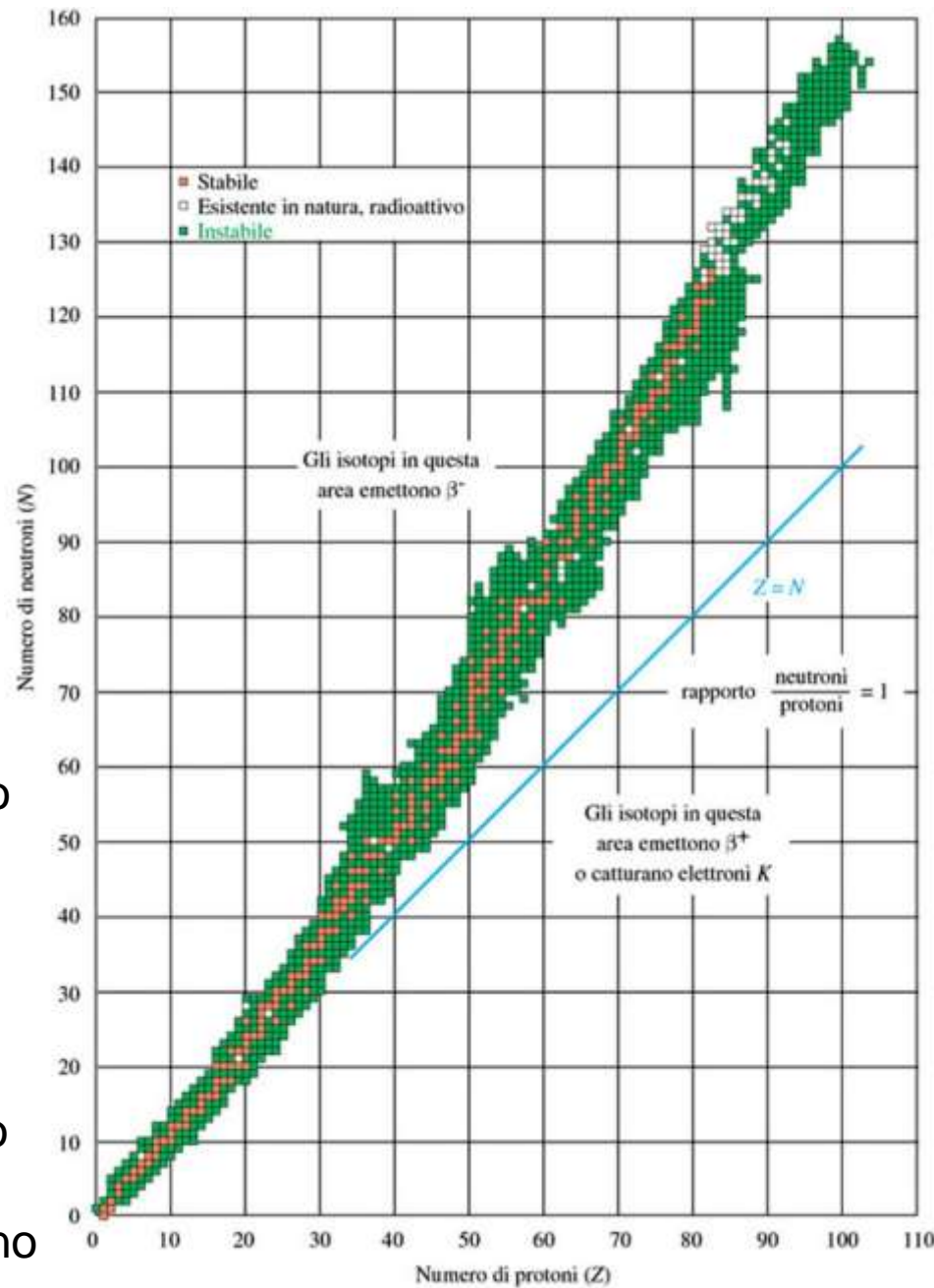
Nucleo di idrogeno Nucleo di deuterio Nucleo di trizio



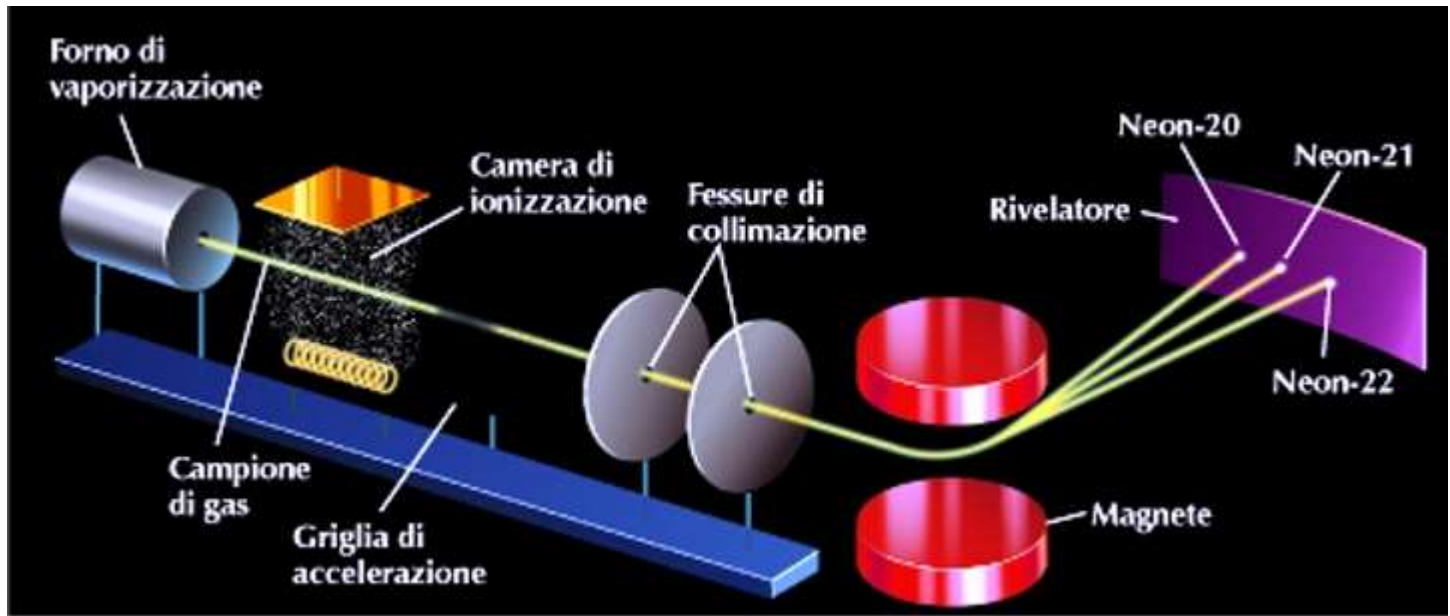
Isotopi Carbonio



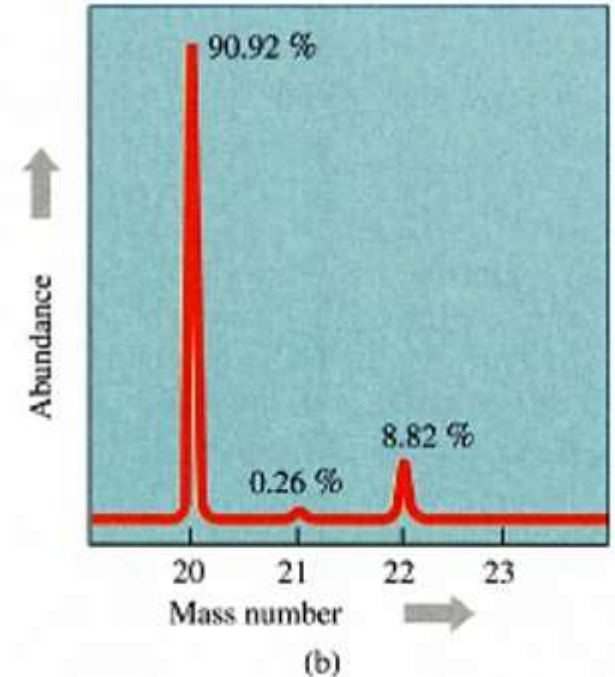
Isotopi Ossigeno



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 $^{12}_6\text{C}$*

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

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?

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

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

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

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

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

Esercizi

Concetto di mole e numero di Avogadro

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

$$pa(O) = 16.0 \text{ ; } pa(H) = 1.008$$

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

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

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

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

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

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

Esercizi

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

FeS₂ \longrightarrow *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

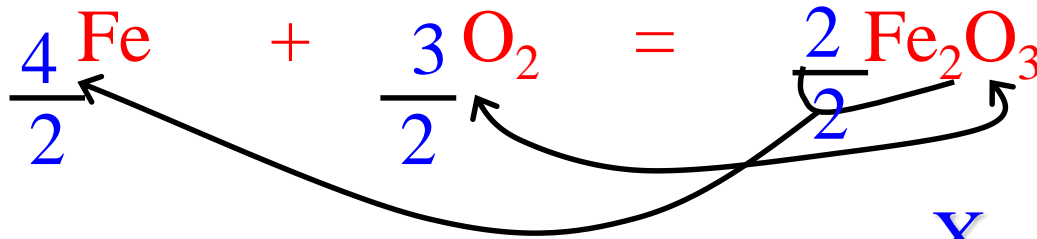
$\text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{ mol Fe}$ si combina con 3 mol O

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

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

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* O_2 formano 1 *mol* Fe_2O_3

2 *mol* Fe formano 1 *mol* Fe_2O_3

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

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

$$2 \text{ mol Fe} = X \text{ mol Fe}$$

$$\frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = \frac{X \text{ mol Fe}}{0.5 \text{ mol } Fe_2O_3}$$

$$X \text{ mol Fe} = 0.5 \text{ mol } Fe_2O_3 \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 1.0 \text{ mol Fe}$$

$$1.5 \text{ mol } O_2 = X \text{ mol } O_2$$

$$\frac{1.5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = \frac{X \text{ mol } O_2}{0.5 \text{ mol } Fe_2O_3}$$

$$X \text{ mol } O_2 = 0.5 \text{ mol } Fe_2O_3 \frac{1.5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 0.75 \text{ mol } O_2$$

Esercizi

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

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

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

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

$$pf(\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2) = 3pa(\text{Ca}) + 2pa(\text{As}) + 8pa(\text{O}) \\ = 398.1$$

Massa molare di $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 = 398.1 \text{ g/mol}$

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



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

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

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

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.

$$5.217 + 0.962 + 2.478 = 8.657$$

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

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

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

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

$$\begin{array}{r} 60.26 + \\ 11.11 + \\ 28.62 = \\ \hline 99.99 \end{array}$$

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).

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

$$p_f = p_a(\text{Ca}) + p_a(\text{O}) = 40.08 + 16.00 = 56.08$$

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.

$$pa(C) = 12.01$$

$$pa(O) = 16.00$$

Convertire le masse in moli

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

$$n_C(mol) = \frac{m_C(g)}{M_C(g/mol)} = \frac{1.102\text{ g}}{12.01\text{ g/mol}} = 0.09176\text{ mol}$$

$$n_O(mol) = \frac{m_O(g)}{M_O(g/mol)} = \frac{1.469\text{ g}}{16.00\text{ g/mol}} = 0.09181\text{ mol}$$

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.

$$\begin{aligned}pa(\text{C}) &= 12.01 \\ pa(\text{O}) &= 16.00\end{aligned}$$

Quindi scriviamo la formula

$$\begin{aligned}& \text{mol} \\ \text{C} & 0.09176 \\ \text{O} & 0.09181\end{aligned}$$

$$\begin{array}{cc}\text{C} & \text{O} \\ \frac{0.09176}{0.09176} & \frac{0.09181}{0.09176}\end{array}$$



monossido di carbonio

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

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

Convertire le masse in moli

$$\begin{aligned}pa(\text{H}) &= 1.008 \\ pa(\text{C}) &= 12.01\end{aligned}$$

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

$$n_{\text{H}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{H}}(\text{g})}{M_{\text{H}}(\text{g/mol})} = \frac{0.4477 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 0.4441 \text{ mol}$$

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

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:

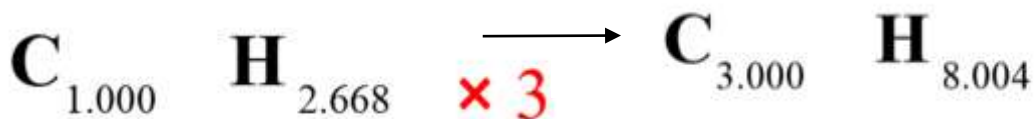
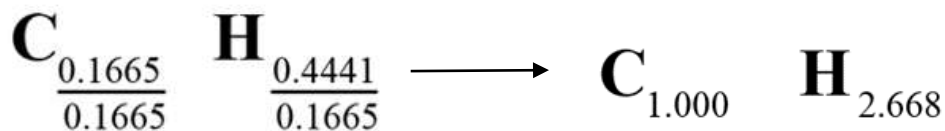
- i) 2.000 g di C;
- ii) 0.4477 g di H

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

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

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

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



La formula Empirica del composto è



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

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

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

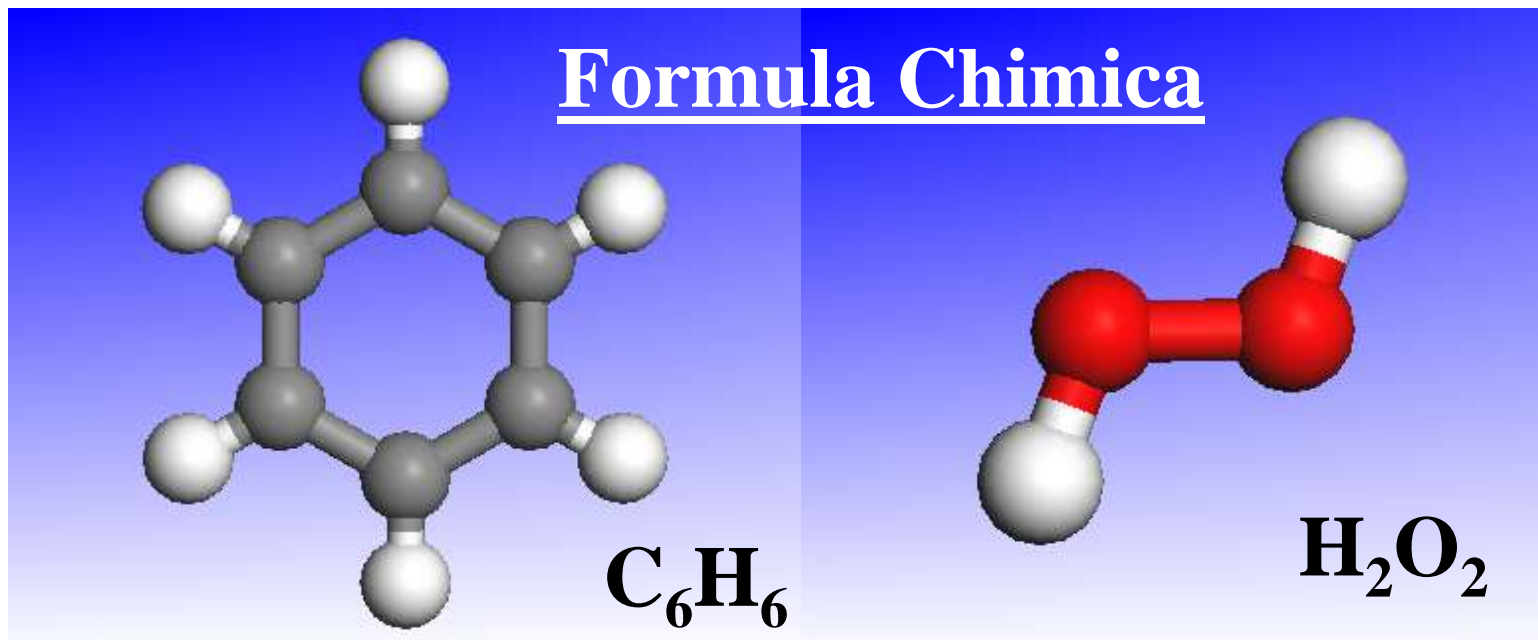
$$n_{\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{O}}(\text{g})}{M_{\text{O}}(\text{g/mol})} = \frac{24.32 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.520 \text{ mol di O}$$

$$\text{Ba} \frac{0.5068}{0.5068} \quad \text{C} \frac{0.5071}{0.5068} \quad \text{O} \frac{1.520}{0.5068} = 2.999$$



Formula empirica del
carbonato di bario

	formula minima		formula chimica
Benzene	CH	× 6	C_6H_6
Perossido di idrogeno	HO	× 2	H_2O_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

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

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

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

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

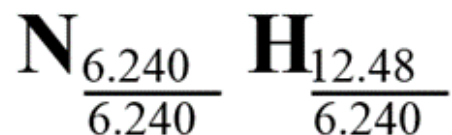
C_8H_8 Formula molecolare dello stirene

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)

6.240 *mol* di N
12.48 *mol* di H

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

$$pa(\text{N}) = 14.01$$



Formula empirica dell'idrazina



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)

6.240 mol di N
12.48 mol di H

$$pa(H) = 1.008$$
$$pa(N) = 14.01$$

Formula minima



$\times n$

Formula molecolare



$$pf(NH_2) = 2 \cdot pa(H) + pa(N) =$$
$$2 \cdot 1.008 + 14.01 = 16.03$$

$$pm(N_nH_{n \times 2}) = n \cdot 2 \cdot pa(H) + n \cdot pa(N) = n \cdot (2 \cdot pa(H) + pa(N))$$

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

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

Formula molecolare dell'idrazina N_2H_4