

Struttura della materia

La chimica è la scienza che studia la materia:

- la sua struttura
- le sue proprietà
- le sue trasformazioni
- le sue interazioni con l'energia

Materia: tutto ciò che ci circonda, che è dotato di massa e che occupa un volume

Struttura: organizzazione della costituzione intima della materia

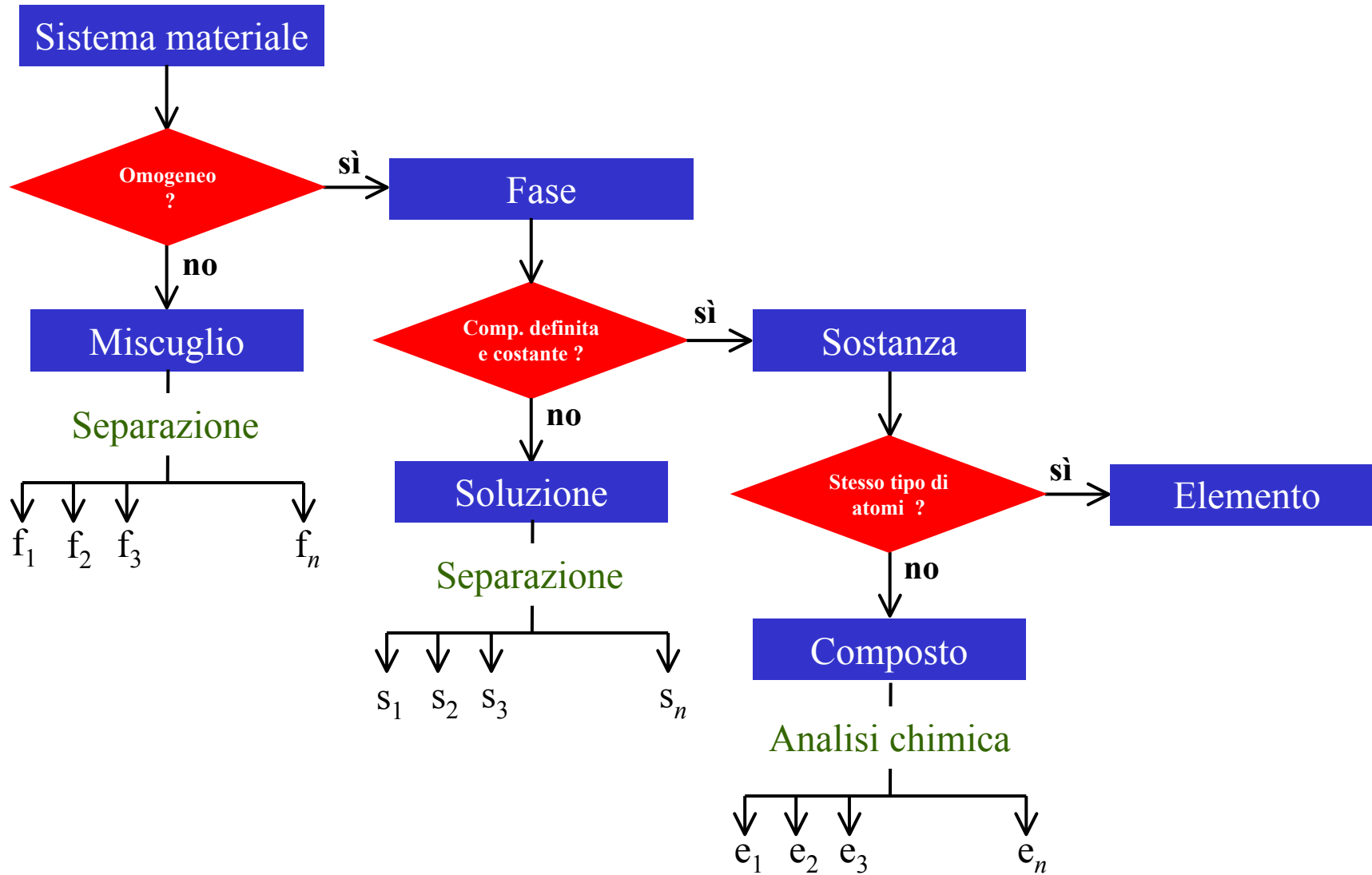
Proprietà: grandezze fisiche rilevabili dai nostri sensi o misurabili con opportune apparecchiature

Energia: attitudine a compiere un lavoro

Sistema materiale: porzione di materia, oggetto del nostro studio.

Può essere *aperto, chiuso, isolato*

Struttura della materia



Struttura della materia

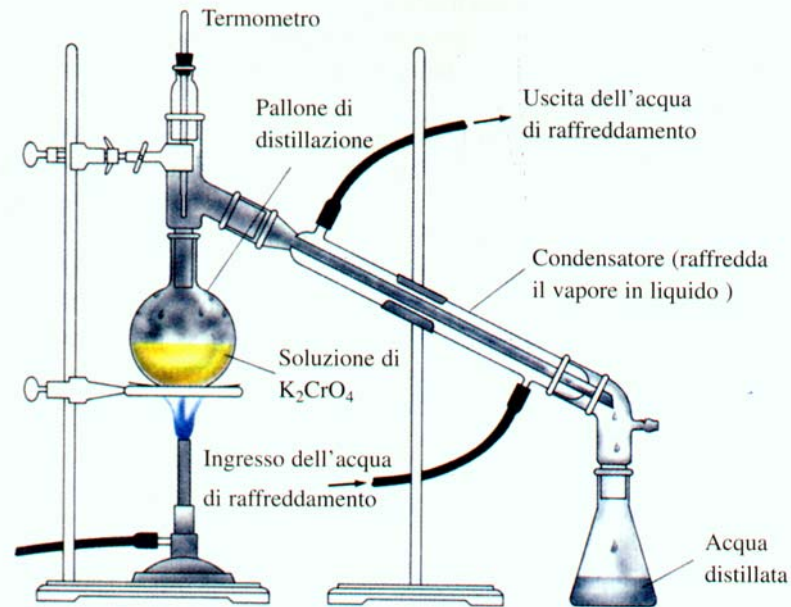


Figura 1.4

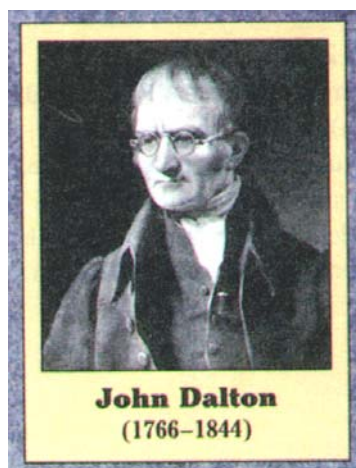
I due componenti della soluzione acquosa di cromato di potassio possono essere separati per distillazione. L'acqua evapora con il calore; raffreddando il vapore esso condensa in un liquido puro nella beuta in basso a destra. Poiché il cromato di potassio solido non è volatile, esso rimane nel pallone di distillazione come residuo giallo.

Struttura della materia



Esperimento Quantitativo sulla Fermentazione dello zucchero (Lavoisier)

Reagenti	Massa (g)	Prodotti	Massa (g)
Acqua	400	biossido di carbonio	35.3
Zucchero	100	alcol	57.7
Lievito	10	acido acetico	2.5
		acqua	409.0
		zucchero (non reagito)	4.1
		lievito (non reagito)	1.4



Teoria Atomica

La materia è costituita da atomi, particelle microscopiche indistinguibili. Tutti gli atomi di un elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà; essi sono diversi da quelli di un qualsiasi altro elemento.

Legge della conservazione della massa

Non è possibile creare o distruggere atomi in una reazione chimica.

Legge della composizione costante

Legge delle proporzioni multiple

Struttura della materia

Le dimensioni degli atomi sono dell'ordine di grandezza di 10^{-10} m, ovvero 100 pm: questo valore corrispondente all'unità di lunghezza Ångström (Å) usata in passato, ed ora sconsigliata. I componenti fondamentali dell'atomo sono *protoni*, *neutroni* ed *elettroni*, le cui caratteristiche sono mostrate nella seguente tabella.

Particella	Carica elettrica (C)	Massa (kg)
Protone	$1.602176 \cdot 10^{-19}$	$1.672622 \cdot 10^{-27}$
Neutrone	0	$1.674927 \cdot 10^{-27}$
Elettrone	$-1.602176 \cdot 10^{-19}$	$9.109382 \cdot 10^{-31}$

Protoni e neutroni si trovano nella parte centrale dell'atomo, il *nucleo*, ed attorno a tale nucleo si muovono gli elettroni. Le dimensioni di nucleo ed elettroni sono molto piccole in confronto a quelle dell'atomo, circa 10^{-14} m, quindi approssimativamente 10000 volte inferiori.

Pensate ad una mosca al centro di uno stadio di calcio: immaginando l'atomo grande come lo stadio, il nucleo avrebbe le dimensioni della mosca. (Atkins & Jones, 1998)

L'atomo è costituito prevalentemente da spazio vuoto.

Struttura della materia

Z : numero atomico dell'atomo, numero di protoni nel nucleo

N : numero di neutroni nel nucleo

$A = Z + N$ = numero di massa, numero totale di protoni e di neutroni nel nucleo

Un elemento è costituito da atomi aventi tutti lo stesso numero atomico. Sono stati identificati ad oggi 109 elementi e 90 di questi esistono in natura.

Ad ogni elemento viene associato un simbolo. Molti dei simboli coincidono con la prima o le prime due lettere del nome dell'elemento. La prima lettera è maiuscola, le altre minuscole. In altri casi le iniziali sono quelle del nome antico, spesso latino. Per gli elementi prodotti artificialmente con $Z > 100$, a cui non è stato assegnato ancora un nome, si suole usare un nome provvisorio derivante proprio dal numero atomico. La desinenza è "ium" e le cifre del numero atomico nell'ordine vengono correlate con tasselli di nome nel modo seguente:

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	enn

Così, ad esempio, l'elemento 106, oggi Seaborgio, fu chiamato "unnilhexium" ed il suo simbolo fu Unh

Struttura della materia

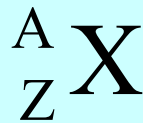
Nomi e simboli di alcuni elementi

Alluminio	Al	Carbonio	C	Litio	Li	Rame	Cu
Antimonio	Sb	Cesio	Cs	Magnesio	Mg	Rubidio	Rb
Argento	Ag	Cloro	Cl	Manganese	Mn	Selenio	Se
Argon	Ar	Cobalto	Co	Mercurio	Hg	Silicio	Si
Azoto	N	Cripto	Kr	Neon	Ne	Sodio	Na
Bario	Ba	Cromo	Cr	Nichel	Ni	Stagno	Sn
Berillio	Be	Elio	He	Oro	Au	Stronzio	Sr
Bismuto	Bi	Ferro	Fe	Ossigeno	O	Uranio	U
Boro	B	Fluoro	F	Piombo	Pb	Xeno	Xe
Bromo	Br	Fosforo	P	Platino	Pt	Zinco	Zn
Cadmio	Cd	Idrogeno	H	Plutonio	Pu	Zolfo	S
Calcio	Ca	Iodio	I	Potassio	K		
Laurenzio	Lr	Lantanio	La	Lutezio	Lu		
Unnilquadio	Uuq	Ruterfordio	Rf	Meitnerio	Mt		

Per un dato elemento possono esistere diversi tipi di atomi che differiscono per il numero di neutroni nel nucleo e quindi per il numero di massa. Atomi dello stesso elemento che hanno differente numero di massa si chiamano isotopi.

Struttura della materia

Un particolare atomo con numero atomico Z e con numero di massa A si chiama **nuclide**. Esso si rappresenta con la seguente notazione, dove X è il simbolo generico corrispondente a Z :

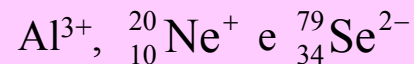


Esistono tre isotopi naturali del Neon, la cui abbondanza percentuale naturale è la seguente:

${}_{10}^{20}\text{Ne}$	${}_{10}^{21}\text{Ne}$	${}_{10}^{22}\text{Ne}$
90.9%	0.3%	8.8%

Esperienza di Thomson (1912)

Atomi che hanno perso o acquistato elettroni vengono detti **ioni**: essi possiedono una carica elettrica positiva o negativa. Essa viene indicata con un segno (+ o -) in alto a destra rispetto al simbolo dell'atomo (o del nuclide) preceduto da un intero che indica il numero di elettroni persi o acquistati. Se il numero è 1 esso viene omissso. Ad esempio



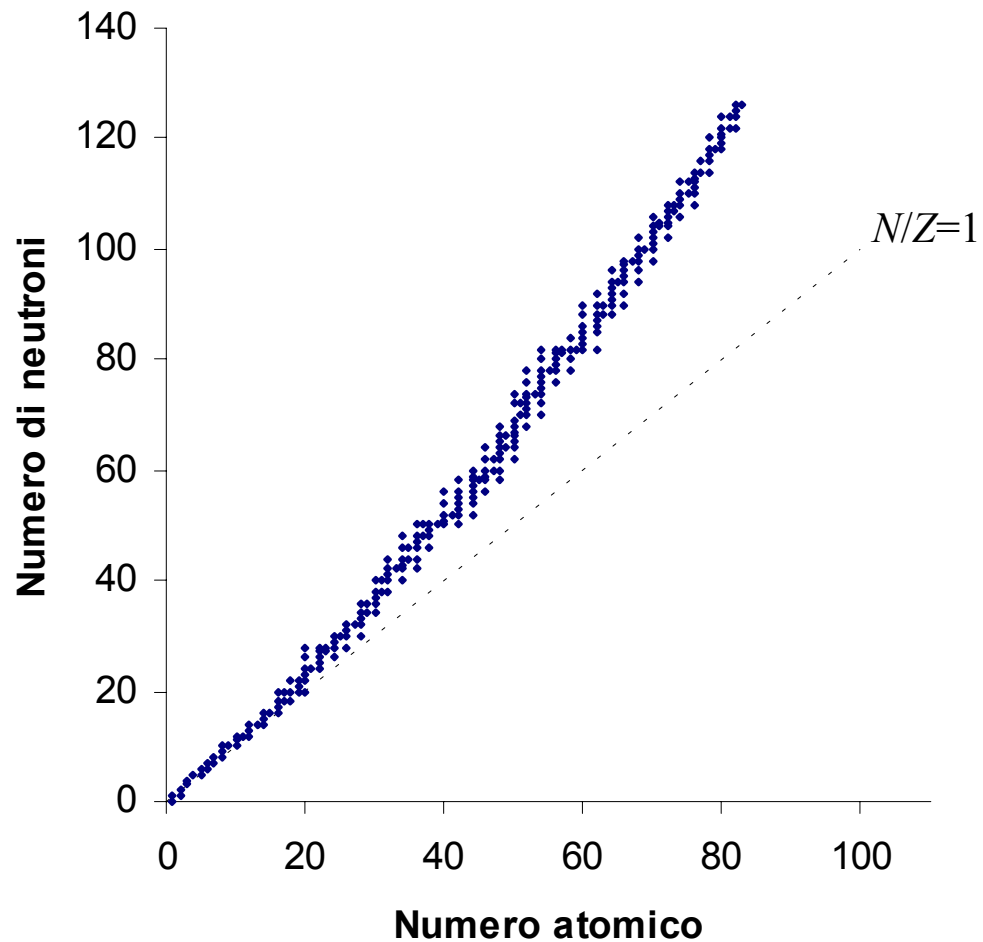
Sono ioni originati rispettivamente dalla perdita di tre elettroni da parte di un generico atomo di Alluminio, dalla perdita di un elettrone dal nuclide Neon-20 e dall'acquisto di due elettroni da parte di selenio-79.

Struttura della materia

Elemento	Nuclide	Abbondanza	Elemento	Nuclide	Abbondanza
Idrogeno	^1H	99.985%	Carbonio	^{12}C	98.90%
	^2H	0.015%		^{13}C	1.10%
	^3H	(tracce)		^{14}C	(tracce)
Elio	^3He	0.00014%	Azoto	^{14}N	99.634%
	^4He	99.99986%		^{15}N	0.366%
Litio	^6Li	7.5%	Ossigeno	^{16}O	99.762%
	^7Li	92.5%		^{17}O	0.038%
Berillio	^9Be	100.00%		^{18}O	0.200%
Boro	^{10}B	19.9%	Fluoro	^{19}F	100.000%
	^{11}B	80.1%			

Solo un numero limitato di isotopi di un certo elemento esiste in natura. Altri nuclidi possono essere sintetizzati, ma risultano instabili (radioattivi). Per i primi 20 elementi, con $Z < 20$, si verifica che i nuclidi naturali contengono approssimativamente lo stesso numero di protoni e di neutroni. Per $Z > 20$ il numero di neutroni prevale sul numero di protoni.

Struttura della materia



I nuclidi stabili (punti nel diagramma) hanno rapporti N/Z che cadono in un ristretto intervallo, detto *fascia di stabilità*. Per i nuclidi leggeri il rapporto è vicino ad 1.0, mentre per quelli più pesanti esso aumenta fino a 1.5. Non esistono nuclidi stabili per elementi con $Z > 83$ (Bi).

Struttura della materia

Composti chimici:

Composti covalenti

Composti ionici

I composti covalenti sono costituiti da molecole. La molecola è la minima particella di una sostanza covalente, che ha composizione chimica e proprietà chimiche uguali a quelle della sostanza stessa. La formula minima indica gli atomi costituenti nei loro rapporti più semplici. La formula molecolare indica il numero di atomi di ciascun elemento presenti nella molecola. La formula di struttura mostra la disposizione degli atomi nella molecola.

- Nota la formula (di qualsiasi tipo) si può risalire alla composizione elementare del composto.
- Nota la composizione si può risalire alla formula minima del composto.

I composti ionici sono costituiti da particelle cariche (ioni): quelle positive si chiamano cationi e quelle negative anioni. Essi hanno origine da atomi o da molecole che hanno perso o acquistato elettroni. L'unica formula possibile per un composto ionico è la formula minima.

Struttura della materia

Elementi:

Metalli

Non-metalli

Gli elementi metallici danno luogo a molecole costituite da un numero molto elevato e variabile di atomi. Ciascun atomo è legato in modo equivalente a tutti gli atomi che lo circondano. la formula chimica usata è quella minima: K, Zn, Fe, Mg, ecc.

Gli elementi non metallici in genere si uniscono a formare molecole con un numero piccolo di atomi. H_2 , F_2 , P_4 , S_8 , O_2 , O_3 . I gas nobili elio, neo, argo, cripto, xeno e rado non formano molecole, essendo costituiti da atomi che non si legano tra loro.

Nella convenzione della simbologia chimica gli elementi non metallici ed i composti covalenti, con molecole oligoatomiche, vengono indicati con la formula molecolare. Negli altri casi (elementi o composti con molecole a numero molto alto di atomi, composti ionici ed elementi metallici) si impiega la formula minima.

Struttura della materia

Peso atomico

- Il peso atomico di un nuclide è un numero adimensionale dato dal rapporto fra la sua massa ed un dodicesimo della massa del ^{12}C . In altre parole è il rapporto, moltiplicato per 12, fra la sua massa e quella del ^{12}C .
- Il peso atomico di un elemento è un numero adimensionale, che è la media pesata dei pesi atomici degli isotopi che costituiscono l'elemento naturale.

Peso molecolare

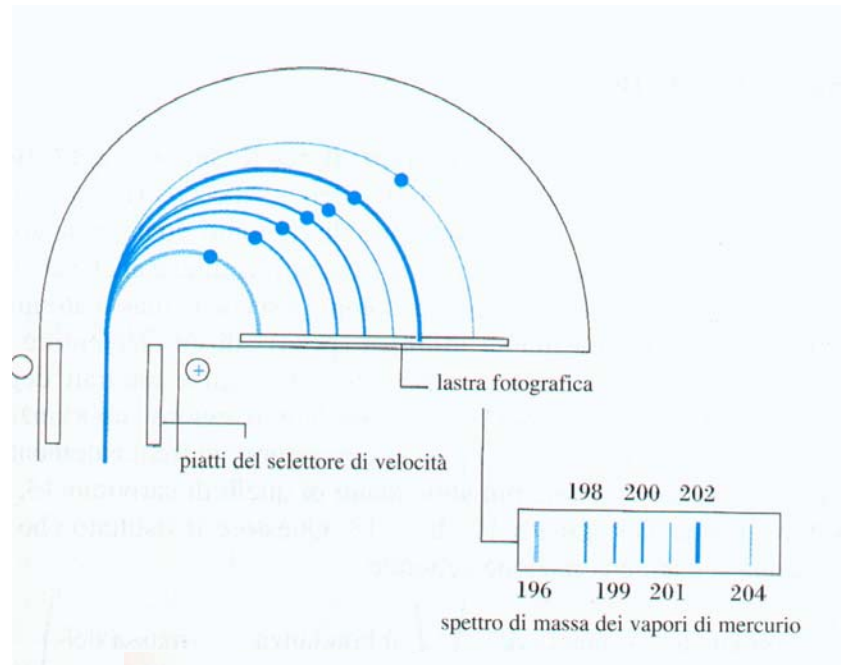
Il peso molecolare è uguale alla somma dei pesi atomici di tutti gli atomi che costituiscono la molecola.

Unità di massa atomica

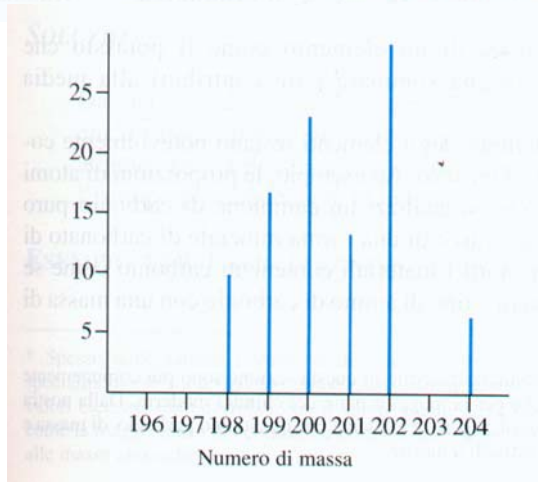
L'unità della scala dei pesi atomici e dei pesi molecolari è quindi un dodicesimo della massa del nuclide ^{12}C . Questa unità di misura, pari a $1.660539 \cdot 10^{-27}$ kg, viene detta unità di massa atomica unificata, il cui simbolo è u.

La massa di un nuclide si può ottenere moltiplicando il suo peso atomico per l'unità di massa atomica. La massa media naturale di un atomo di un elemento (o di una molecola di un composto covalente) si può altrettanto ottenere moltiplicando il peso atomico (o il peso molecolare) per l'unità di massa atomica.

Struttura della materia

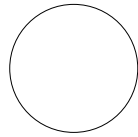


Rappresentazione schematica di uno spettrometro di massa. Un fascio di ioni gassosi viene deflesso dal campo magnetico verso il rivelatore. Gli ioni leggeri sono deviati più di quelli pesanti.

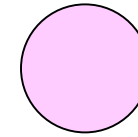


Spettro di massa di un campione di mercurio

Struttura della materia



${}^1\text{H}$

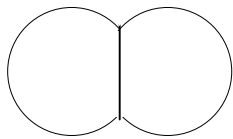


${}^2\text{H}$

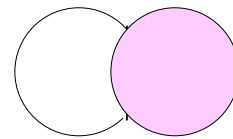
Abbondanza
naturale

0.99985

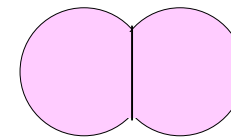
0.00015



$$0.99985 \times 0.99985 = \\ 0.99970$$



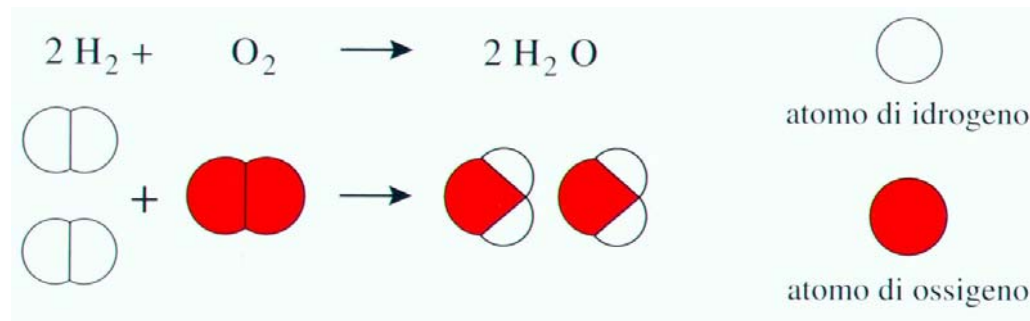
$$2 \times 0.99985 \times 0.00015 = \\ 0.00030$$



$$0.00015 \times 0.00015 = \\ 0.000000022$$

Struttura della materia

Il composto acqua può essere ottenuto facendo reagire direttamente gli elementi idrogeno ed ossigeno. Due molecole di idrogeno si combinano con una molecola di ossigeno e si formano due molecole di acqua. La reazione si indica nel seguente modo:



I numeri posti davanti a simboli e formule di reagenti e prodotti, necessari per il bilanciamento della reazione, si dicono coefficienti stechiometrici. Quindi una molecola di ossigeno reagisce con due molecole di idrogeno per dare due molecole d'acqua. Ovviamente anche n molecole di ossigeno reagiscono con $2n$ molecole di idrogeno per dare $2n$ molecole d'acqua. Cioè una certa quantità di ossigeno reagisce con una quantità doppia di idrogeno per dare una quantità doppia di acqua.

Struttura della materia

Si è scelta come unità di misura della quantità di materia una quantità che è costituita da un determinato numero di particelle. L'unità di misura della quantità di materia è la **mole** ed il suo simbolo è **mol**.

La mole è la quantità di materia costituita da un numero di entità elementari uguale al numero di atomi contenuti in 12 g esatti di ^{12}C .

Il numero di entità elementari contenute in una mole di qualsiasi sostanza è chiamato **costante di Avogadro**, il cui simbolo è N_A .

$$N_A = 6.022142 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Quindi possiamo dire che una mole di O_2 reagisce con due moli di H_2 per dare due moli di H_2O . Ovviamente anche n moli di O_2 reagiscono con $2n$ moli di H_2 per dare $2n$ moli di H_2O .

Struttura della materia

La massa di una mole (massa molare) di una sostanza si può calcolare moltiplicando la massa di una entità elementare della sostanza per la costante di Avogadro. Ad esempio, per un elemento si dovrà eseguire il prodotto del peso atomico per l'unità di massa atomica per la costante di Avogadro.

Ma esiste un procedimento più semplice. Basta considerare che il prodotto dell'unità di massa atomica per la costante di Avogadro dà esattamente 1 g mol^{-1} . Quindi per qualsiasi sostanza la massa molare, misurata in g mol^{-1} , corrisponde numericamente al peso atomico o al peso molecolare, a seconda della natura della sostanza.

Nel caso di sostanze, elementi o composti molecolari o ionici, costituite da molecole molto grandi, per le quali si ricorreva alla formula minima, la massa molare si può calcolare sommando le masse molari degli atomi che compaiono in detta formula. Non ci sono neppure problemi per calcolare la massa molare di ioni mono- o poliatomici: basta sommare le masse molari degli atomi contenuti nella formula, mentre il contributo degli elettroni in difetto o in eccesso non viene di solito considerato, in quanto trascurabile.