



Corso di laurea magistrale in Farmacia

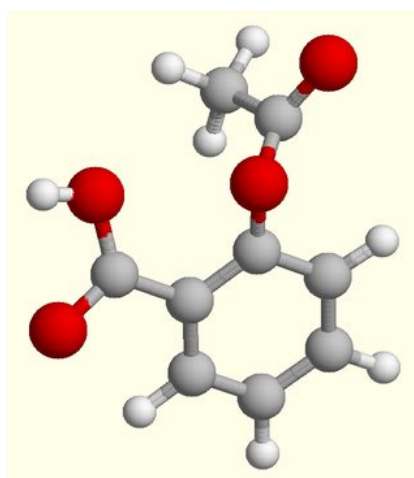
Appunti di Chimica Generale ed Inorganica con esercitazioni

a.a. 2019-2020

Prof. Ennio Zangrando
Prof.ssa Rita De Zorzi

Dipartimento di Scienze Chimiche e Farmaceutiche
edif C11
Via Giorgieri 1, 34127 Trieste
Tel: 040 558 3932

ezangrando@units.it
rdezorzi@units.it



acido acetilsalicylico

Il materiale contenuto in questi appunti contiene gli argomenti del corso di Chimica Generale trattati in aula dal docente.

Il tutto, riportato in forma concisa e senza pretesa di completezza, deriva dall'esperienza personale del docente e non è esclusa la presenza di errori. Il materiale può risultare utile per completare gli appunti raccolti durante le lezioni ma lo studente è invitato a colmare eventuali lacune attraverso l'approfondimento sui testi consigliati e lo svolgimento di esercizi.

Il docente ringrazia fin d'ora coloro che segnaleranno eventuali errori.

Testi consigliati:

Kotz - Treichel - Townsend "Chimica" Edises
Petrucci Herring Madura Bissonette "Chimica generale" Piccin (Padova)
Masterton Hurlay Chimica. Principi e reazioni Piccin (Padova)

Testi Esercizi

A. Del Zotto "Esercizi di Chimica Generale" Edises
F. Ugozzoli "Come risolvere i PROBLEMI DI CHIMICA" Ambrosiana (Milano)
I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani "Stechiometria" Ambrosiana (Milano)

Appunti scaricabili da moodle2.units.it

Cap.1

La **CHIMICA** è lo studio delle proprietà, composizione e struttura della materia, delle trasformazioni che in essa avvengono e dell' energia ceduta o acquistata in queste trasformazioni

Trasformazione  processo fra i più disparati come ad es.

la respirazione, la fotosintesi, l'ossidazione dei metalli...

la digestione degli alimenti, la scarica in una pila...

le lente trasformazioni geologiche...

È una scienza sperimentale.

La chimica moderna poggia i suoi fondamenti su alcune **leggi scientifiche** alle quali si è pervenuti grazie a *determinazioni sperimentali* (dati numerici) ed *osservazioni qualitative* (es. colore, aspetto fisico)

Una **legge** è una forma concisa (enunciato verbale o un'equazione matematica) di esprimere un fatto, è largamente accettata e interpreta un gran numero di fatti sperimentali.

Per spiegare tali leggi, si sono formulate delle **ipotesi**, che una volta convalidate si sono dette **teorie**, le quali rendono conto di un numero piuttosto grande di fatti sperimentali.

Una teoria può riuscire ad unificare un'area assai vasta e fungere da base per la spiegazione di molte leggi: è il caso della **teoria atomica**.

MASSA - è una misura della quantità di materia

Lavoisier (secolo XVIII) fu il primo ad impiegare la **bilancia** nello studio delle reazioni e il suo lavoro rese evidente quanto importante fosse la misura della massa della materia.

La materia nei processi chimici subisce delle trasformazioni, ma non è né creata né distrutta.

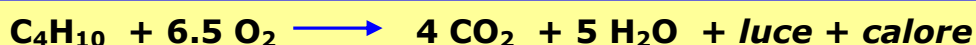
Legge di conservazione della massa

"In ogni reazione chimica la massa totale delle sostanze inizialmente presenti rimane invariata dopo la reazione"

ENERGIA - è la capacità di compiere lavoro o trasferire calore.

Le trasformazioni chimiche comportano comunemente cessione o assorbimento di energia.

L'**energia chimica** è una forma di energia potenziale che si manifesta quando una o più sostanze reagiscono tra loro chimicamente. Ad esempio in una reazione di combustione: l'energia potenziale immagazzinata nel butano è ceduta sotto forma di luce e calore.



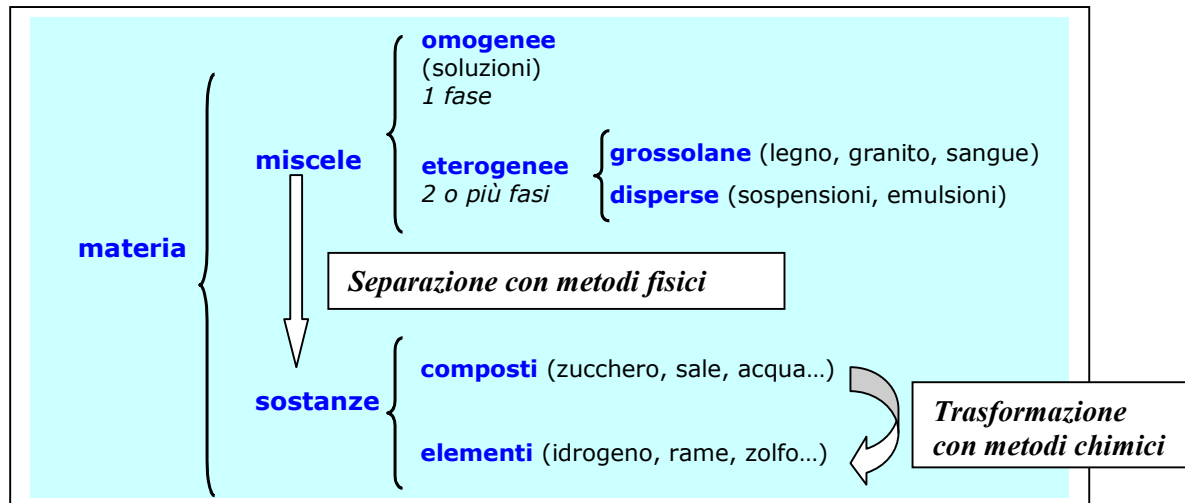
Principio di conservazione dell'energia

"L'energia come la massa non si crea nè si distrugge, ma può solo trasformarsi da una forma all'altra", ovvero l'energia totale è costante

La teoria della relatività ha fuso queste due leggi in una sola: $E = mc^2$ (Einstein, 1906)

CLASSIFICAZIONE CHIMICA DELLA MATERIA

Oggetto di studio della chimica è la **materia**, il cui termine ha un significato molto generico, ma può essere definita come *tutto ciò che ha massa e occupa spazio*



miscela omogenea = miscela uniforme di due o più sostanze nella stessa fase (avente stessa composizione in ogni sua parte).

fase di un sistema = tutte quelle porzioni del sistema con proprietà fisiche uniformi (stessa composizione chimica, stesso stato fisico).

Una sostanza presenta proprietà peculiari (ossia non possedute da nessun altro materiale). Tra le proprietà che la contraddistinguono (colore, densità, ecc.) rivestono particolare rilievo :

- la **composizione** (il tipo di atomi)
- i **rapporti numerici**
- la **struttura** (indica come gli atomi sono legati tra loro)

Una **sostanza** può essere un **composto** se le unità sono formate da atomi di due o più specie diverse o **elementare** se costituita di unità formate solo da atomi della stessa specie.

Le proprietà di un composto sono molto diverse da quelle degli elementi che lo compongono.

Composto = sostanza costituita da due o più elementi combinati chimicamente in proporzioni ponderali definite.

- | | |
|------------------|--|
| molecole | H ₂ O, CO ₂ , CH ₄ , NH ₃ ... |
| insiemi di atomi | silice SiO ₂ , ... |
| insieme di ioni | CaCO ₃ (Ca ²⁺ CO ₃ ²⁻), NaCl (Na ⁺ , Cl ⁻) |

La **molecola** è un insieme neutro e stabile di atomi tenuti assieme da legami chimici.

Elemento = specie non ulteriormente decomponibile con mezzi chimici

Gli elementi presenti in natura sono circa 100

ognuno è caratterizzato da un simbolo H, O, N, Si, Fe ...

C, Cu, Fe, Sn, Ag, Au, S, Pb, Hg erano gli elementi conosciuti dagli antichi Greci e Romani, e dagli alchimisti.

Non tutti gli elementi hanno la stessa distribuzione:

ca. 90% della crosta terrestre è costituito da O, Si, Al, Fe.

ca. 90% del corpo umano da O, C, H.

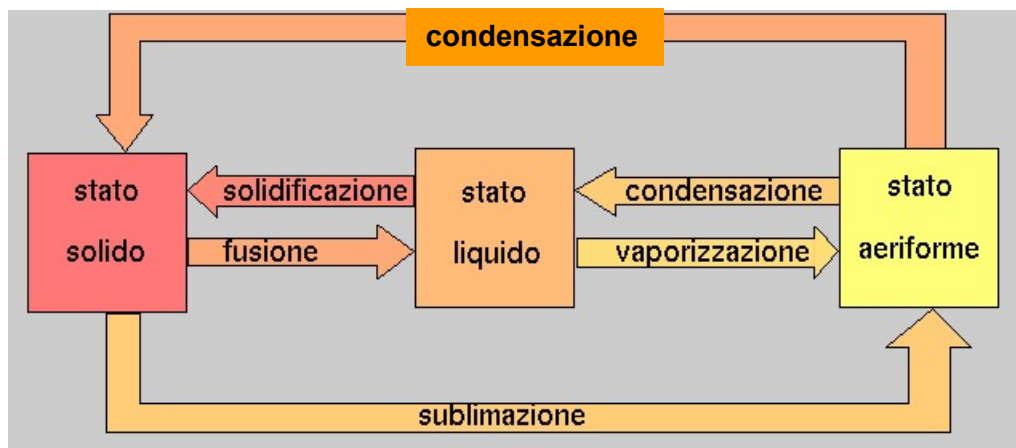
Sostanza elementare = sostanza costituita da un unico elemento
singoli atomi: gas nobili (He, Ne, ecc.)
molecole: raggruppamento di atomi O₂, N₂, P₄, S₈ ecc.,
insiemi di atomi legati: C nel diamante e nella grafite

Ogni sostanza si presenta in uno dei tre **stati di aggregazione** (fasi)
solido, liquido, gassoso

a seconda delle condizioni di temperatura e pressione cui è sottoposta.

La temperatura di 25°C e 1 atm di pressione è lo stato di riferimento termodinamico.

Le sostanze possono subire delle trasformazioni di stato e i possibili cambiamenti di fase sono indicati nello schema:



Solido e liquido vengono definiti gli stati "condensati" della materia.

Fondamenti di teoria atomica

La comprensione dei fenomeni chimici è basata sulla teoria atomica della materia.

Dalton, **Gay-Lussac** ed **Avogadro** gettarono le basi logiche per credere all'esistenza degli atomi. Il merito di questi "signori" fu l'interesse a **provare** un'idea effettuando un **esperimento quantitativo**.

Postulati di Dalton dai quali si sviluppò la teoria atomica:

- la materia è composta da atomi indivisibili, che mantengono la loro identità attraverso tutte le reazioni chimiche
- atomi di differenti elementi hanno proprietà differenti (compresa la massa)
- gli atomi si combinano secondo rapporti numerici interi a formare composti

Trovarono giustificazione le relazioni determinate sperimentalmente tra la massa delle specie coinvolte nelle reazioni chimiche:

- legge delle proporzioni definite (Proust, 1799)
- legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1803)
- legge degli equivalenti (Richter, 1791)

La teoria atomica collega molte osservazioni e ci aiuta a spiegarle !

Legge delle proporzioni definite

"In ogni **composto puro** il rapporto fra i pesi degli elementi costituenti è definito e costante (indipendentemente dall'origine o dal modo di preparazione del composto)".

Esempio

La comp. % in peso di NaCl	=	39.34 % Na	60.66 % Cl
H ₂ O	=	11.11 % H	88.88 % O

La legge si rivela non rigorosa se: il composto presenta **impurezze**;
gli elementi sono formati da **specie isotopiche diverse**;
il composto **non è stechiometrico**.

(Es. solfuro di Cu(I), la cui composizione può variare tra Cu_{1,7}S e Cu₂S per la presenza nel composto accanto a ioni Cu⁺, anche di ioni Cu²⁺. Non essendo presenti molecole discrete, sono possibili rapporti dei costituenti varianti con continuità).

Legge delle proporzioni multiple

"Se due elementi si combinano in differenti rapporti, le quantità in peso dell'uno che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno fra di loro in rapporti di numeri interi e semplici".

N ₂ O	16 g di O reagiscono con	28 g di N
NO	"	14 g "
NO ₂	"	7 g "

Le masse di azoto che reagiscono con 16 g di O stanno nel rapporto
28 : 14 : 7 = 4 : 2 : 1

Legge degli equivalenti

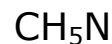
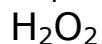
In base a tale legge si può definire il **peso equivalente** o **peso di combinazione**:

Il **peso equivalente** di un elemento rappresenta la massa di quell'elemento che si combina o sposta 8.00 g di ossigeno o 1.00 g di idrogeno.

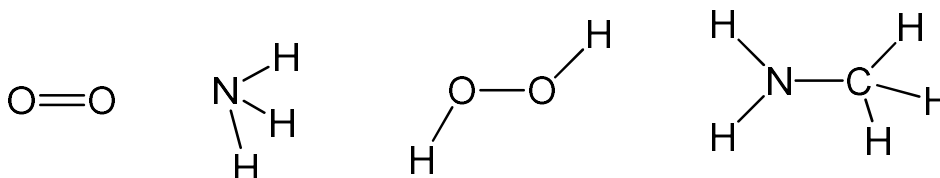
Formule chimiche

Le **molecole** sono gruppi definiti e distinti di atomi risultanti dalla formazione di legami chimici. Atomi isolati si trovano raramente in natura.

Un composto è caratterizzato da una **formula molecolare** (o **formula bruta**) che indica il tipo e il numero effettivo degli atomi presenti.



La **formula di struttura** indica invece come sono legati gli atomi costituenti e i trattini posti tra i simboli rappresentano i **legami** corrispondenti.



Queste formule **non** indicano necessariamente la reale geometria della molecola, però forniscono una informazione più completa.

Le **formule empiriche o minime** indicano il n° relativo (il rapporto minimo) degli atomi di ciascuna specie.

formule molecolari	formule minime
$H_2O_2, C_3H_6, P_4O_{10}$ H_2O	HO, CH_2, P_2O_5 H_2O

La formula "bruta" C_2H_6O non indica a quale dei seguenti **isomeri strutturali** si fa riferimento



Isomeri= molecole di stessa formula bruta, ma diversa formula di struttura

La struttura molecolare determina le proprietà dei composti e dei materiali !

Grafite e diamante rappresentano un esempio significativo dell' influenza della struttura sulle proprietà di una certa sostanza.

Determinazione delle formule chimiche

Furono i lavori di Avogadro e le esperienze sulle reazioni tra i gas che gettarono le basi per la determinazione delle formule molecolari

Ipotesi di Avogadro (1811):

Nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole.

Legge di combinazione dei volumi - Gay-Lussac (1807)

Se due gas si combinano alla stessa temperatura e pressione, i loro volumi stanno fra loro in rapporto semplice e, se il prodotto è anch'esso gassoso, il suo volume sta anch'esso in rapporto semplice con il volume dei gas reagenti.

Dall'applicazione da questa ipotesi e dalle reazioni sui gas si gettarono le basi per la determinazione delle formule molecolari

1 volume di H + 1 volume di Cl → 2 volumi di HCl

n molecole di H + n molecole di Cl → 2n molecole di HCl

1 molecola di H + 1 molecola di Cl → 2 molecole di HCl

assumendo la più semplice composizione per la molecola di HCl, allora le molecole di H e di Cl devono essere biatomiche (**H₂** e **Cl₂**)

In modo analogo,

2 volumi di H + 1 volume di O → 2 volumi di acqua

si ottiene

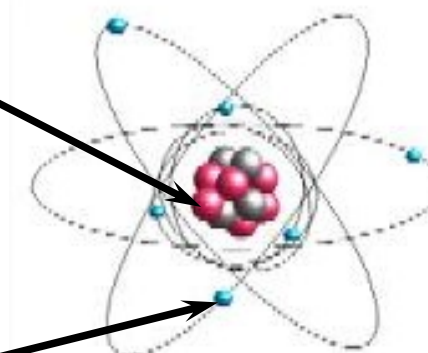


Da queste osservazioni Stanislao Cannizzaro negli anni seguenti stabilisce un metodo di deduzione dei pesi atomici relativi e riesce a convincere il mondo scientifico della validità dell'ipotesi di Avogadro e della teoria atomica.

Modello atomico

In modo grossolano **l'atomo** è costituito da protoni, neutroni ed elettroni:

nucleo contiene la maggior parte della massa atomica
= protoni + neutroni (nucleoni)



elettroni a distanze relativamente grandi, sotto l'effetto dell'attrazione coulombiana con il nucleo e della

	massa (u.m.a.)	carica
protone	1	+1
neutrone	1	0
elettrone e⁻	1/1837	-1

La carica effettiva di un protone è

+1.60 x 10⁻¹⁹ Coulomb

La massa assoluta di un protone/neutrone

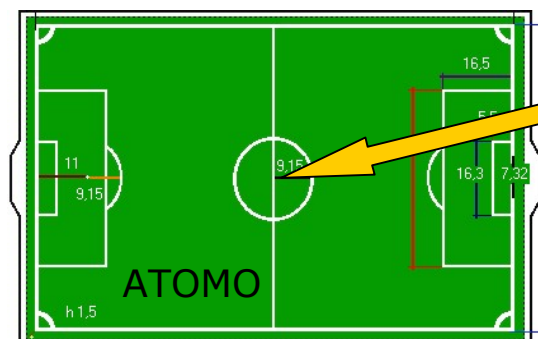
1.67 x 10⁻²⁷ kg

Z = N° atomico di un elemento, rappresenta il numero di protoni nel nucleo di ciascuno dei suoi atomi

Z nell'atomo neutro corrisponde anche al numero di elettroni.

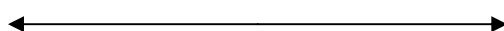
A = N° massa = somma del numero di protoni Z e del numero di neutroni N del nucleo.

SE L'ATOMO FOSSE UN CAMPO DI CALCIO...



Diametro pallone = nucleo = 1 cm

100 m



diametro atomico ca. 10⁻¹⁰ m
diametro nucleare ca. 10⁻¹⁴ m

Gli **isotopi** sono **atomi chimicamente identici** di uno stesso elemento (perciò con stesso numero atomico Z) ma con **diverso numero di neutroni** e pertanto caratterizzati da massa differente A. Nei seguenti isotopi dell'ossigeno

$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
99.762	0.038	0.20 %

Il numero di neutroni è **8** **9** **10**

Gli **isotopi** dell'idrogeno hanno simboli particolari:

^1_1H ^2_1H ^3_1H si indicano H, D (deuterio), T (trizio)

ESEMPI:

$^{197}_{79}\text{Au}$ oro = 79 protoni e $197 - 79 = 118$ neutroni

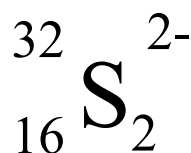
$^{13}_6\text{C}$ carbonio = 6 protoni e $13 - 6 = 7$ neutroni

Lo stagno (Sn) presenta ben 10 specie isotopiche.

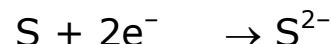
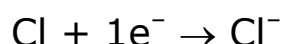
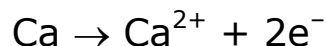
Molti isotopi sono instabili e decompongono con un processo radioattivo.

Attorno al simbolo dell'elemento il numero di massa (32), il numero atomico (16), la carica (-2) e il numero di atomi (2) vengono così indicati:

Ione disolfuro costituito da isotopi di zolfo 32:



Quando un atomo perde o acquista elettroni si formano particelle cariche chiamate ioni (ioni positivi = **cationi**, ioni negativi = **anioni**)



Un atomo che perde elettroni dà origine a uno ione positivo (**catione**)

Un atomo che acquista elettroni dà origine a uno ione negativo (**anione**)

Masse atomiche

La massa di un atomo è una delle sue proprietà fondamentali.

Con l'introduzione del concetto di molecola, intesa come particella formata da uno o più atomi e dallo studio delle proprietà dei gas si poté avere una base precisa per la determinazione dei pesi atomici.

L'atomo più pesante pesa ca. 4×10^{-25} Kg e quindi conviene considerare anziché la massa assoluta, quella relativa, chiamata comunemente **peso atomico**.

La scala delle masse atomiche relative (peso atomico) assegna massa **esattamente** 12.0000 per l'isotopo del carbonio ^{12}C

Unità di massa atomica (u.m.a.) è 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C

Le masse relative degli isotopi, atomi, molecole sono rapportate a 1/12 della massa del ^{12}C

un atomo di **H** pesa ca. 1/12 del ^{12}C , ha massa at. $1 \times (1/12 \cdot 12) = \mathbf{1.0\ uma}$

un atomo di **Mg** pesa il doppio del ^{12}C , ha massa at. $24 \times (1/12 \cdot 12) = \mathbf{24.0\ uma}$

NOTA: Le masse riportate nelle tabelle sono masse atomiche medie che tengono conto delle abbondanze isotopiche naturali.

C = miscela al 98.9% di ^{12}C e 1.1% di ^{13}C

Quindi la massa atomica del C =

$$12.0000 \times 0.989 + 13.0034 \times 0.011 = 12.011$$

Massa molecolare MM (peso molecolare) è la somma dei pesi atomici costituenti la molecola:

$$MM = \sum_j n_j A_j$$

Nella quale n_j = numero di atomi della specie j -ma nella formula.

La molecola più leggera pesa pertanto

$$\text{H}_2 = 2 \times 1.008 = 2.016\ \text{uma}$$

molecole poliatomiche:

$$\text{CH}_3\text{Cl} = 1 \times 12 + 3 \times 1.0 + 1 \times 35.5 = 50.5\ \text{uma}$$

$$\text{PF}_5 = 1 \times 31 + 5 \times 19 = 126\ \text{uma}$$

$$\text{emoglobina} = \sim 65000$$

molecole più complesse = alcune centinaia di migliaia di uma

Per **NaCl (composto ionico)** e per molti altri composti, non esistono (almeno allo stato solido) molecole discrete di NaCl.

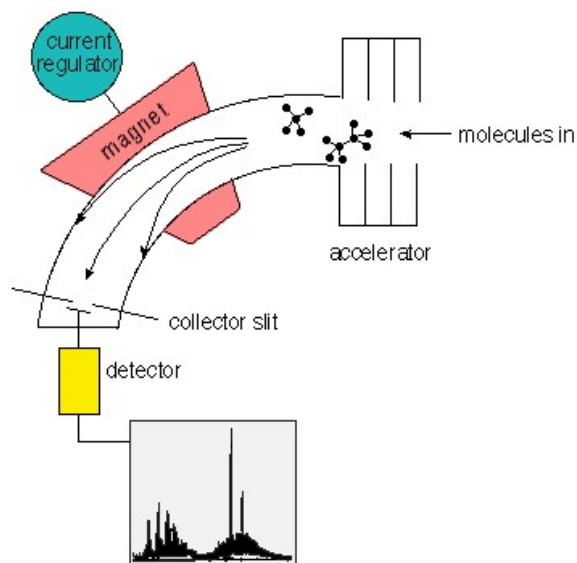
Si definisce in tal caso più correttamente una **massa formula** relativa (o peso formula).

Le masse atomiche possono venir determinate da misure sulla **densità dei gas**, o dalla **legge delle prop. definite** (nota la formula molecolare)

Un metodo molto accurato per determinare la massa atomica e molecolare è costituito dallo **spettrometro di massa**.

Il campione è bombardato da un fascio di elettroni. Si forma una miscela di particelle cariche (ioni positivi), che accelerate da un campo elettrico passano in una regione ad alto vuoto e vengono deflessi in funzione del rapporto carica/massa, e/m ed evidenziati da un rivelatore.

I picchi ottenuti su un registratore, sono di intensità proporzionale al numero di particelle aventi lo stesso e/m .



Lo strumento è in grado di differenziare frammenti quali $^{12}\text{CH}_4^+$, $^{12}\text{CD}_2^+$, O^+ di massa molecolare apparentemente simile (ca. 16.0) !

Mole - Numero di Avogadro

Una unità di massa atomica è una quantità **non** pesabile !

È utile associare ad un sistema materiale una quantità che sia proporzionale al numero di oggetti che lo costituiscono.

(Es., la dozzina indica 12 oggetti).

Questa quantità (o ammontare) di sostanza è chiamata **mole**

La **mole** è l'ammontare di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 12.000 g di ^{12}C .

La **mole** è una unità fondamentale del SI per misurare la quantità di sostanza, allo stesso modo che kg, m, sec sono unità fondamentali per massa, lunghezza, tempo (vedi appendice fine capitolo).

La **mole** non è una quantità piccolissima come la massa di un atomo, di una molecola, di uno ione, ecc., lontana dall'esperienza quotidiana, ma una quantità di sostanza che si può vedere, toccare, annusare, pesare su una bilancia.

La massa di un singolo atomo di ^{12}C è (12 x peso di un singolo nucleone) =
= $12 \times 1.66 \times 10^{-24}$ g

Quindi il n° di atomi contenuti in una mole di ^{12}C è
 $12 \text{ g} / 12 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 6.02 \times 10^{23}$

Na = numero o costante di Avogadro ha le dimensioni mol^{-1} , ad indicare la sua natura di particelle / mole.

$$Na = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

1 mole	di atomi di He	6.02×10^{23}	atomi di He
"	di ioni Ca^{2+}	"	ioni Ca^{2+}
"	di elettroni	"	elettroni
"	di molecole C_6H_6	"	molecole di benzene
"	di atomi di O	"	atomi di O
"	di molecole di O_2	"	molecole di O_2

Un ugual numero di atomi Na son contenuti nella massa in grammi pari alla massa atomica per ciascun elemento e lo stesso numero di molecole Na è presente in una massa in grammi pari alla massa molecolare per i composti.

Una mole corrisponde a un n° fisso di particelle !

La massa di un atomo di	^{12}C è 12 uma,	1 mole pesa 12 g
" di un atomo di	^{24}Mg è 24 uma,	1 mole pesa 24 g
" di una molecola di	H_2O è 18 uma,	1 mole pesa 18 g
" di una unità formula	NaCl è 58.5 uma,	1 mole pesa 58.5 g

Il simbolo di un elemento rappresenta **una mole** dell'elemento, la formula chimica di una molecola rappresenta **una mole** di molecole.

Il chimico usa questa costante non solo per misurare quantità di sostanza, ma anche per riferirsi a proprietà fisiche o chimiche; perciò normalmente una **grandezza** viene espressa rispetto ad **una mole** anziché ad un singolo atomo o molecola.

Conversione mole-grammi

$$n \text{ di moli} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molecol. (g/mol)}} = \frac{w \text{ (g)}}{\text{MM (g/mol)}}$$

E' usato anche il sottomultiplo della mole (**mmol**), 1 *millimole* = 10^{-3} mole

Nei **composti ionici** la formula indica il numero relativo di atomi di ciascun elemento presente nel composto. La formula non rappresenta una molecola e la somma dei pesi atomici viene indicata più correttamente come **massa formula**.

Il sale **NaCl** è costituito da ioni Na^+ e Cl^-

1 mole di $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ contiene 6.02×10^{23} ioni di ciascun tipo e pesa $23.0 \text{ g} + 35.5 \text{ g} = 58.5 \text{ g}$

Analogamente 1 mole di ossido di calcio (**CaO**, $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$) contiene 6.02×10^{23} particelle di ciascun tipo e pesa $40.0 \text{ g} + 16.0 \text{ g} = 56.0 \text{ g}$.

$$n \text{ di moli} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa formula (g/mol)}} = \frac{w \text{ (g)}}{\text{MM (g/mol)}}$$

Per la legge di Avogadro 1 mole di qualsiasi **gas** occupa lo stesso volume ad una data temperatura e pressione). In particolare,

Il **volume molare** di qualsiasi gas a 0°C e 1 atm (condizioni normali) è 22.414 L, e il numero di moli può essere calcolata dalla:

$$n \text{ di moli} = \frac{\text{volume (L)}}{\text{volume molare (L/mol)}}$$



1 mole of NaCl ha una massa di 58.45 g;

1 mole di acqua corrisponde a un volume di 18.0 mL.

1 mole di qualsiasi gas occupa solo 22.41 L (a 0°C e a 1 atm pressione), e riempie un pallone di 35 cm di diametro.

Esempi numerici sulle moli

- 1) La formula dell'acido solforico H_2SO_4 (MM = 98.07) indica che in una mole
2x 1.01 g di H sono combinati chimicamente con
1x 32.06 g di S e con
4x 16.00 g di O dando luogo a 98.07 g di acido solforico
- 2) Quante moli corrispondono a 100.00 g di metano (CH_4)?
n moli = 100.00 (g)/16.04 (g/mol) = 6.23
- 3) Quante molecole son contenute in 100 g di metano ?
 $N = 100.00 \text{ (g)}/16.04 \text{ (g/mol)} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ (molecole mol}^{-1}\text{)} = 3.75 \times 10^{24}$
- 4) Quante moli corrispondono a 13.00 g di caffeina ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$)?
Quanti atomi di H sono contenuti in 13.00 g di caffeina ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$)?
n moli = 13.00 (g)/194.19 (g/mol) = 0.067
n atomi H =
10 atomi/molecola x 0.067 moli x 6.022×10^{23} molecole /mole=
= 4.03×10^{23} atomi di H
- 5) Quante moli corrispondono a 538.00 g e a 1.00 g di glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
MM = \sum_i masse atomiche = 180.16 g/mol
n moli in 538 g = 538.00 (g)/ 180.16 (g/mol) = 2.99 mol
n moli in 1 g = 1.00 (g) / 180.16 (g/mol) = 5.55×10^{-3} mol
5.55 mmol
- 6) Quanti grammi di MgCl_2 corrispondono a 0.223 moli?
massa MgCl_2 = 0.223 mol x 95.21 g/mol = 22.18 g
- 7) Quanti grammi di aspartame $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ corrispondono a 0.58 moli?
massa $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ = 0.58 mol x 294.31 g/mol = 170.70 g

Esercizi aggiuntivi:

Un insegnante di chimica burlone chiese ad un negoziante una mole di saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Quanti grammi di zucchero pesò il droghiere?

Calcolare quante moli e quante molecole sono contenute in una goccia d'acqua (50 mg).

Calcolare la massa in grammi dell'atomo di magnesio (peso atomico = 24,3).

Equazione chimica

Descrive una reazione per mezzo di simboli e formule; indicando le variazioni che si verificano nel corso della reazione

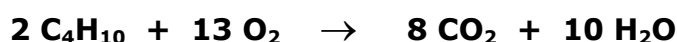
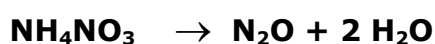
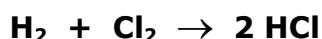
È costituita dalle formule dei **reagenti**, **segni di addizione**, da una **freccia**, seguita dalle formule dei **prodotti**



I **coefficienti stechiometrici** bilanciano l'equazione (principio di conservazione della massa)



esempi:

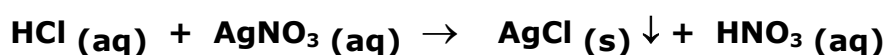


L'equazione ha un significato **qualitativo** = identifica reagenti e prodotti di un certo processo,

ma costituisce anche un enunciato **quantitativo** = deve essere in accordo con la legge di conservazione della massa.

Spesso l'equazione chimica reca lo stato fisico o stato di aggregazione delle sostanze partecipanti alla reazione:

(g) (l) (s) (solv) (aq) denota gas, liquido, solido, solvatato, soluzione acquosa



Le frecce \uparrow e \downarrow indicano sostanze che si evolvono (gas) e precipitano (ad esempio si separano da una soluzione) durante la reazione.

La freccia \rightarrow indica che il processo avviene o può avvenire da sinistra a destra in **modo completo**

Una doppia freccia \rightleftharpoons

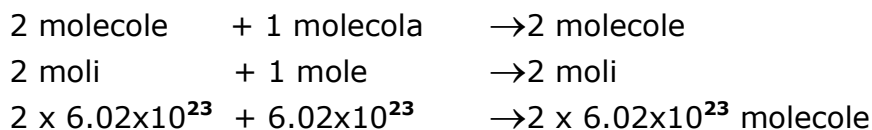
indica che il processo avviene in modo parziale o può avvenire in entrambe le direzioni: **reazione di equilibrio**



Significato delle equazioni chimiche



sta ad indicare:



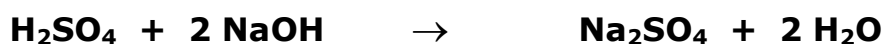
e per la definizione stessa di mole indica anche un **rapporto ponderale**:



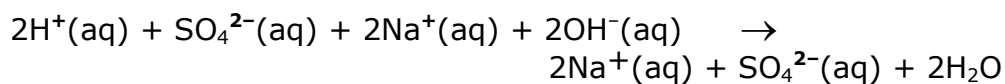
La somma delle masse dei reagenti eguaglia le masse dei prodotti

Ioni spettatori

Le reazioni di neutralizzazione acido base:



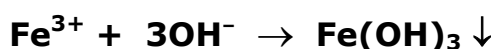
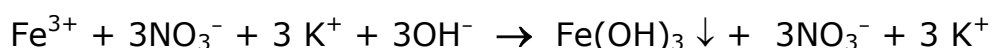
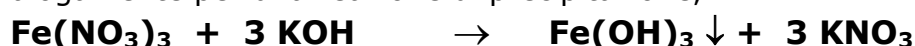
avvengono in soluzione acquosa in forma ionica:



e quindi la reazione che effettivamente avviene è:

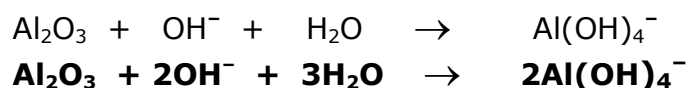


Analogamente per una reazione di precipitazione,



Le altre specie non partecipanti alla reazione, sono detti "ioni spettatori"

In una equazione chimica anche le **cariche** devono risultare **bilanciate**, ad es.:



Determinazione della composizione centesimale di un composto

Esempio 1. Calcolare la composizione % degli elementi nel nitrobenzene ($C_6H_5NO_2$)

$$MM = 6 \times 12 + 5 \times 1 + 1 \times 14 + 2 \times 16 = 123.11$$

La composizione % dei vari elementi è:

$$\% C = (6 \times 12 / 123.11) \times 100 = (72 / 123.11) \times 100 = 58.48\%$$

$$\% H = (5 \times 1 / 123.11) \times 100 = (5 / 123.11) \times 100 = 4.06\%$$

$$\% N = (1 \times 14 / 123.11) \times 100 = (14 / 123.11) \times 100 = 11.37\%$$

$$\% O = (2 \times 16 / 123.11) \times 100 = (32 / 123.11) \times 100 = 25.99\%$$

Esempio 2

Calcolare la percentuale di rame contenuta nel minerale **CuFeS₂**, calcopirite

$$\text{Massa formula} = 63.5 + 56 + 2 \times 32 = 183.51$$

$$\% Cu = (\text{m.a. Cu} / \text{m.m composto}) \times 100 = (63.5 / 183.51) \times 100 = 34.6\%$$

Da una tonnellata (1000 kg) di minerale si ricavano 346 kg di rame.

Calcolo della formula minima di un composto dalla composizione %

Esempio 1

Un composto dà all'analisi 80.5% C, 4.0% H, 15.5% O.

In 100 g di composto (si divide la % per la massa atomica di ciascun componente) sono contenute:

$$80.5 / C = 80.5 / 12 = 6.71 \text{ moli di C}$$

$$4.0 / H = 4.0 / 1 = 4.0 \text{ moli di H}$$

$$15.5 / O = 15.5 / 16 = 0.969 \text{ moli di O}$$

Gli atomi si combinano secondo numeri interi e quindi dividendo ciascun numero di moli per il più piccolo:

$$6.71 \text{ moli} / 0.969 = 6.925$$

$$4.0 \text{ moli} / 0.969 = 4.128$$

$$0.969 \text{ moli} / 0.969 = 1.0 \text{ che arrotondati al valore intero più prossimo danno:}$$

C₇H₄O

Esempio 2

Un cloruro dà all'analisi 14.87% di fosforo. Calcolare la formula minima.

In 100 g di composto sono contenute:

$$14.87 / P = 14.87 / 31 = 0.48 \text{ moli}$$

$$85.13 / Cl = 85.13 / 35.5 = 2.39 \text{ moli}$$

dividendo ciascun numero di moli per il più piccolo:

$$0.48 \text{ moli} / 0.48 = 1.00$$

$$2.39 \text{ moli} / 0.48 = 4.98, \text{ arrotondando, la formula minima risulta } \mathbf{PCl_5}$$

Esempio 3

In 4.3045 g di $CaSO_4 \cdot xH_2O$ sono contenuti 5×10^{-2} moli di acqua di cristallizzazione. Calcolare le molecole d'acqua (x) nella formula

$$5 \times 10^{-2} \text{ moli} \times 18 \text{ g/moli} = 0.9 \text{ g di acqua} \quad (18 = \text{massa molecolare di } H_2O)$$

$$\% H_2O = 0.9 / 4.3045 \times 100 = 20.9 \%$$

$$\% CaSO_4 = 79.1 \%$$

$$\text{Moli di } CaSO_4 \text{ in 100 g di sale} = 79.1 / 136.14 \text{ (MM } CaSO_4) = 0.581$$

$$\text{Moli di } H_2O \text{ in 100 g di sale} = 20.9 / 18 \text{ (MM } H_2O) = 1.16$$

Poichè il rapporto $\text{CaSO}_4 : \text{H}_2\text{O}$ deve essere un rapporto di numeri interi piccoli, si dividono 0.581 e 1.16 per il più piccolo, ottenendo $\text{CaSO}_4 : \text{H}_2\text{O} = 1 : 2$ **x=2**

Esempio 4

Da 5.5936 g di $\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ per riscaldamento si ottengono 3.5753 g di sale anidro. Calcolare le molecole d'acqua (x) nella formula.

Il sale contiene = $3.5753 / 5.5936 \times 100 = 63.9\%$ di sale anidro e
= 36.1% di acqua di cristallizzazione

$63.9 / \text{CuSO}_4 = 63.9 / 159.5 = 0.40$
 $36.1 / \text{H}_2\text{O} = 36.1 / 18 = 2.0$

dividendo ciascun numero per il più piccolo si ottiene: **$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$**

Esempio 5

Un composto organico costituito da C, H e N ha dato all'analisi: C 53.72%, H 4.51%, il resto azoto. Il peso molecolare del composto è 134.2 uma.

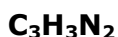
Ricavare la formula minima e molecolare

$53.72 / \text{C} = 53.72 / 12 = 4.48$ moli di C
 $4.51 / \text{H} = 4.51 / 1 = 4.51$ moli di H
 $41.77 / \text{N} = 41.77 / 14 = 2.98$ moli di N

dividendo ciascun numero di moli per il più piccolo (2.98) si ottiene: 1.5, 1.5, 1.

Poichè i numeri devono essere interi si moltiplica ciascuno x 2

3.0, 3.0, 2 per una formula minima



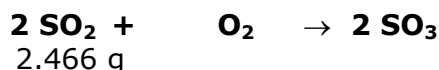
corrispondente a un peso molecolare di 67.07

Pertanto la formula del composto organico è **$\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_4$**

Calcoli ponderali

Esempio 1

Calcolare quanto O_2 è necessario per ossidare 2.466 g di SO_2 in SO_3 e quanto SO_3 si ottiene



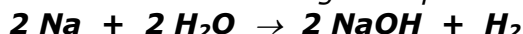
2.466 g di SO_2 corrispondono a $2.466 \text{ g} / 64 = 0.0385$ moli

2 moli	1 mole	2 moli	e quindi
0.0385 moli	0.01925 moli	0.0385 moli	

$0.01925 \times \text{O}_2 = 0.01925 \times 32 = 0.616$ g di O_2
 $0.0385 \times \text{SO}_3 = 0.0385 \times 80.0 = 3.08$ g di SO_3

Esempio 2

2.50 g di sodio (PA 23) sono solubilizzati in 100 g di acqua secondo la reazione.



Calcolare quanti grammi di NaOH e H_2 si formano:

100 g di acqua è una quantità in eccesso (ca. 5.55 moli)

moli di sodio = $2.50 / \text{Na} = 2.50 / 23 = 0.109$ moli

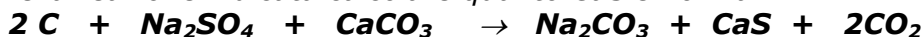
0.109 moli 0.109 moli NaOH + 0.054 moli di H_2

g NaOH = $0.109 \text{ moli} \times 40 \text{ g/mol} = 4.36 \text{ g}$ **g H_2** = $0.054 \text{ moli} \times 2 = 0.109 \text{ g}$

Reagente limitante - resa di una reazione

Esempio 1

Nella reazione indicata calcolare quanto CaS si forma



$$\begin{array}{l} 0.96 \text{ g} / C \quad \quad \quad 0.96 \text{ g} \quad 4.27 \text{ g} \quad \quad 5.01 \text{ g} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad = 0.96 \text{ g} / 12 = \quad \quad 0.08 \text{ moli} \\ 4.27 \text{ g} / Na_2SO_4 \quad \quad = 4.27 \text{ g} / 142 = \quad \quad 0.03 \text{ moli} \\ 5.01 \text{ g} / CaCO_3 \quad \quad = 5.01 \text{ g} / 100 = \quad \quad 0.05 \text{ moli} \end{array}$$

dalle quantità dei reagenti si otterrebbero 0.08, 0.03, 0.05 moli di CaS.

Na₂SO₄ (che fornisce la quantità minore) è il reagente limitante. Si ottengono
0.03 moli x MM(CaS) = 0.03 x 72.14 = **2.16 g**

Esempio 2

La seguente reazione decorre come indicato. Calcolare quanti g di Ag₂S si formano



$$23.75 \text{ g} \quad 3.50 \text{ g} \quad 2.00 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 23.75 \text{ g} / Ag \quad \quad \quad = 23.75 \text{ g} / 108 = \quad 0.220 \text{ moli} \quad \quad \quad 0.110 \text{ moli} \\ 3.50 \text{ g} / H_2S \quad \quad \quad = 3.50 \text{ g} / 34.08 = \quad 0.103 \text{ moli} \quad \quad \quad \mathbf{0.103 \text{ moli}} \\ 2.00 \text{ g} / O_2 \quad \quad \quad = 2.00 \text{ g} / 32 = \quad 0.062 \text{ moli} \quad \quad \quad 0.124 \text{ moli} \end{array}$$

H₂S è il reagente limitante, 0.103 moli x Ag₂S = 0.103 x 247.80 g = 25.52 g

Resa reazione

In molte operazioni chimiche è inevitabile ottenere una quantità di prodotti inferiore a quella teorica.

$$\text{Resa (\%)} = \frac{\text{quantità ottenuta}}{\text{quantità teorica}} \times 100$$

La quantità ottenuta e teorica può essere espressa in **g** o in **moli**.

Esempio 3

Da 488.97 g TiCl₄ si ottengono 175 g di TiO₂. secondo la reazione indicata. Calcolare la resa della reazione.



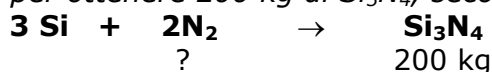
moli TiCl₄ = 488.97 g / TiCl₄ = 488.97 g / 189.69 = 2.578 moli che corrispondono alle moli teoriche di TiO₂

175 g corrispondono a 175 g / TiO₂ = 175 / 79.9 = 2.190 moli di TiO₂

$$R = \frac{2.190}{2.578} \times 100 = \mathbf{85\%}$$

Esempio 4

Quanto azoto è necessario per ottenere 200 kg di Si₃N₄, secondo la reazione se la resa è del 72%



$200 \text{ kg} = 200000 \text{ g} / 140.28 = 1425.71 \text{ moli}$
 Se la resa è del 72%,
 la quantità teorica = $1425.71 \text{ (moli ottenute)} / 0.72 \text{ (resa)} = 1980 \text{ moli}$.
 Quindi son necessari $1980 \times 2 = 3960 \text{ moli di } \text{N}_2$.
 $\text{g di } \text{N}_2 = 3968 \times 28 = \mathbf{110880 \text{ g} = 110.88 \text{ kg}}$

Esempio 5

Facendo reagire 7 g di Al e 9.32 g di NH_4ClO_4 si ottengono 1.56 g di Al_2O_3 .
 Qual'è la resa della reazione? Quanti i grammi che rimangono del reagente in eccesso?



$7 \text{ g/ Al} = 7 \text{ g} / 27 = 0.259 \text{ moli Al}$ che producono 0.086 mol teorici di Al_2O_3
 $9.32 \text{ g} / \text{NH}_4\text{ClO}_4 = 9.32 \text{ g} / 117.5 = 0.079 \text{ moli } \text{NH}_4\text{ClO}_4$ che producono **0.026 mol teorici di Al_2O_3**

NH_4ClO_4 è il reagente limitante la reazione !

0.026 moli di Al_2O_3 corrispondono a $0.026 \text{ moli} \times 101.96 = 2.65 \text{ g di } \text{Al}_2\text{O}_3$
resa = g ottenuti/ g sperimentali x 100 = $(1.56 / 2.65) \times 100 = \mathbf{58.9\%}$
moli di Al rimasti = $0.259 - 0.079$ (che hanno reagito) = **0.180 moli**
g di Al rimasti = $0.180 \text{ moli} \times 27 = \mathbf{4.86 \text{ g}}$

Esercizio da svolgere

1) Il potassio metallico reagisce a contatto con l'acqua secondo lo schema di reazione:

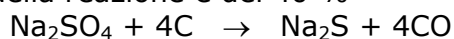


Calcolare quanto idrogeno si forma per reazione di 5.80 g di potassio con 10 g di acqua.

2) Nella seguente reazione $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ quanti grammi di CaO sono necessari per produrre 7 g di idrossido di calcio se la resa è del 85% ?

3) Calcolare quanti grammi di idrossido di ferro(III) sono necessari per reagire completamente con 200.0 g di acido solforoso. Quanti grammi di sale si formano?

4) 50 kg di sodio solfato si riscaldano con carbone; calcolare i grammi di sodio solfuro ottenuti se la resa della reazione è del 40 %



Nomenclatura dei composti inorganici

Vengono riassunte di seguito alcune regole di nomenclatura di chimica inorganica come definite dalla **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry).

Composti binari. Composti nella cui formula sono presenti due specie atomiche: quella più elettronegativa prende il nome dell'elemento con la desinenza -uro (ad eccezione dell'ossigeno che fa ossido, mai anidride), quello meno elettronegativo mantiene invariato il nome dell'elemento

NaCl	cloruro di sodio	CO ₂	diossido di carbonio
KH	idruro di potassio	OF ₂	difluoruro di ossigeno
CaH ₂	diidruro di calcio	CaO	ossido di calcio
SiC	carburo di silicio	SO ₂	diossido di zolfo
H ₂ S	solfo di idrogeno	SO ₃	triossido di zolfo

H₂O, NH₃, CH₄ sono rispettivamente acqua, ammoniaca, metano

Il numero di atomi o di gruppi per ciascuna delle specie presenti nella formula e' indicato con prefissi greci: di, tri, tetra, penta, esa, epta, ecc. posti dinanzi al nome dell'elemento a cui si riferiscono

N ₂ O ₃	triossido di diazoto	N ₂ O ₄	tetraossido di diazoto
P ₄ O ₁₀	decaossido di tetrafosforo	CrO ₃	triossido di cromo

La proporzione dei costituenti può essere indicata anche indirettamente dando il numero di ossidazione secondo la **notazione di Stock**

CoCl ₂	cloruro di cobalto(II)	As ₂ S ₃	solfo di arsenico(III)
PbO ₂	ossido di piombo(IV)	Cu ₂ S	solfo di rame(I)
FeCl ₂	cloruro di ferro(II)	FeCl ₃	cloruro di ferro(III)

I cationi monoatomici sono chiamati come l'elemento corrispondente:

Zn ²⁺	ione zinco(II)	K ⁺	ione potassio(I)	H ⁺	protone
Fe ³⁺	ione ferro(III)	Ni ²⁺	ione nichelio(II)		

I cationi ottenuti per addizione di un protone agli idruri prendono la desinenza **-onio**:

H ₃ O ⁺	ione ossonio (idrossonio)	NH ₄ ⁺	ione ammonio
PH ₄ ⁺	ione fosfonio (da fosfina PH ₃)		

Gli anioni monatomici prendono la desinenza in **-uro**

H ⁻	idruro	Cl ⁻	cloruro	I ⁻	ioduro
F ⁻	fluoruro	Br ⁻	bromuro	S ²⁻	solfo

Hanno la desinenza in **-uro** anche alcuni ioni poliatomici

S ₂ ²⁻	disolfo	CN ⁻	cianuro
I ₃ ⁻	triioduro	HS ₂ ⁻	idrogenodisolfo

Eccezioni: *ione ossido* O²⁻, *perossido* O₂²⁻ e *superossido* O₂⁻, *idrossido* OH⁻

Gli idracidi sono considerati composti binari con l'idrogeno

HF	fluoruro di idrogeno	HBr	bromuro di idrogeno	H ₂ S	solfo di idrogeno
HCl	cloruro di idrogeno	HI	ioduro di idrogeno	HCN	cianuro di idrogeno

Mantenendo la nomenclatura **acido -idrico** solo nel caso che la specie sia in soluzione acquosa.

Sebbene i termini solfato, fosfato, ecc. fossero in origine i nomi degli anioni di particolari ossoacidi, questi nomi indicano, secondo la IUPAC, un complesso anionico contenente rispettivamente zolfo, fosforo ecc. come atomo centrale, indipendentemente dal suo numero di ossidazione. Per indicare il numero di gruppi completi di atomi si usano i prefissi moltiplicativi bis, tris, tetra ecc.

Na_2SO_4	tetraossosolfato di disodio	Na_3PO_4	tetraossofosfato di trisodio
$MgCO_3$	triossocarbonato di magnesio	$Ca_3(PO_4)_2$	bis(tetraossofosfato) di tricalcio
$K_2S_2O_3$	triossotiosolfato di dipotassio	$NaPF_6$	esafluorofosfato di sodio

La nomenclatura descritta è quella utilizzata dalle regole redatte dalla IUPAC. Tuttavia il linguaggio dei chimici non utilizza sempre le regole internazionali e adotta una nomenclatura che ha lo scopo di conservare i più utili tra i vecchi nomi.

Nomi d'uso

Gli **ossoacidi** prendono la desinenza in **-ico**, gli anioni poliatomici corrispondenti in **-ato**.

HNO_3	acido nitrico	NO_3^-	nitrato
H_2SO_4	acido solforico	SO_4^{2-}	solfoato
$H_2S_2O_3$	acido tiosolforico	$S_2O_3^{2-}$	tiosolfoato
H_2CO_3	acido carbonico	CO_3^{2-}	carbonato
$HClO_3$	acido clorico	ClO_3^-	clorato
H_2CrO_4	acido cromatico	CrO_4^{2-}	cromato
$H_2Cr_2O_7$	acido dicromico	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
H_3PO_4	acido (orto)fosforico	PO_4^{3-}	(orto)fosfato
H_3PO_3	acido fosfonico	HPO_3^{2-}	fosfonato
H_3PO_2	acido fosfinico	$H_2PO_2^-$	fosfinato
H_3AsO_4	acido arsenico	AsO_4^{3-}	arseniato

Il prefisso **orto** e' talvolta usato anche per

H_3BO_3	acido (orto)borico
-----------	--------------------

Alcuni acidi in cui l'atomo centrale presenta uno stato di ossidazione inferiore prendono la desinenza in **-oso**, gli anioni corrispondenti in **-ito**.

HNO_2	acido nitroso	NO_2^-	nitrito
H_2SO_3	acido solforoso	SO_3^{2-}	solfito
$HClO_2$	acido cloroso	ClO_2^-	clorito

Il prefisso **ipo**, con la terminazione in **-oso** viene usata nei seguenti casi:

$HClO$	acido ipocloroso	ClO^-	ipoclorito
$HBrO$	acido ipobromoso	BrO^-	ipobromito
HIO	acido ipoiodoso	IO^-	ipoioidito

Il prefisso **per**, con la terminazione in **-ico** viene usata in pochi casi come:

$HClO_4$	acido perclorico	ClO_4^-	perclorato
$HBrO_4$	acido perbromico	BrO_4^-	perbromato
HIO_4	acido periodico	IO_4^-	periodato
$HMnO_4$	acido permanganico	MnO_4^-	permanganato

I **sali** vengono indicati col nome dell'anione seguito dalla preposizione "di" e dal nome del catione:

CaF_2	fluoruro di calcio	$Co(NO_3)_2$	nitrate di cobalto(II)
Na_2SO_3	solfito di sodio	$NaClO$	ipoclorito di sodio
$KClO_4$	perclorato di potassio	$Mg(NO_2)_2$	nitrito di magnesio
Li_3PO_4	fosfato di litio	$KMnO_4$	permanganato di potassio
$KNaCO_3$	carbonato di potassio e sodio	$(NH_4)_2CO_3$	carbonato di ammonio

I **sali acidi** si denominano indicando il numero di atomi di idrogeno come prefisso al nome dell'anione:

$NaHCO_3$	idrogenocarbonato di sodio (comunemente <i>bicarbonato di sodio</i>)
$KHSO_4$	idrogenosolfato di potassio
Li_2HPO_4	idrogenofosfato di litio
	KH_2PO_4 diidrogenofosfato di potassio

APPENDICI

Unità di misura SI

Per caratterizzare un sistema si effettuano esperienze e **misure**, sfruttando le proprietà delle sostanze.

Nel Sistema Internazionale (S.I.) sono usate **7 unità base**:

quantità fisica	unità SI	simbolo
massa	chilogrammo	kg
lunghezza	metro	m
tempo	secondo	s
corrente elettrica	ampere	A
temperatura	kelvin	K
intensità luminosa	candela	cd
quantità di sostanza	mole	mol

Caratteristiche come la densità, la conducibilità termica o elettrica, il calore specifico, ecc. sono dette **proprietà intensive**, che dipendono dalla natura delle sostanze, non dalla loro quantità.

Le **proprietà estensive** dipendono invece dalla quantità di sostanza (come massa e volume) e da queste non si può individuare una sostanza.

Tutte le altre unità derivano dalle 7 unità base. Ad esempio:

quantità fisica	unità SI	simbolo	dimensioni SI
Area	metro quadrato	m^2	
Volume	metro cubo	m^3	
Forza =massa x acc	newton	N	$kg\ m\ s^{-2}$
Energia =forza x distanza	joule	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$
Pressione =forza/unità sup	pascal	Pa	$m^{-1}\ kg\ s^{-2}$
Carica elettrica	coulomb	C	sA
Differenza di potenziale	volt	V	$kg\ m^2\ s^{-3}\ A^{-1}$
Frequenza	hertz	Hz	s^{-1}

In chimica per tradizione si usano correntemente anche **altre unità di misura**.

quantità fisica	nome	simbolo	definizione
Lunghezza	ångstrom	Å	= $10^{-10}\ m = 10^{-8}\ cm$
Volume	litro	L	= $10^{-3}\ m^3 = 1\ dm^3$
Volume	millilitro	mL	= $10^{-3}\ L = 1\ cm^3$
Pressione	atmosfera	atm	= 101325 Pa
Pressione	mm Hg	mm Hg	= 1/760 atm = 101325/760 Pa
Temperatura	grado Celsius	°C	= corrisponde al grado K
Energia	caloria	cal	= 4.184 Joule

Cifre significative

Il risultato di una qualsiasi misurazione è inevitabilmente approssimato e le cifre accettabili del numero che la esprime sono dette **cifre significative**.

Sono *significative*: **le cifre di un numero diverse da zero**.

Esempi: i numeri 345; 34,5; 3,45 contengono **3** cifre significative.

I numeri 44369; 4436,9; 443,69; 44,369; 4,4369 ne contengono **5**.

Gli zeri tra due cifre diverse da zero.

Esempi: i numeri 4,054; 4,0054; 4,00054 contengono rispettivamente **4, 5, 6** cifre significative.

I numeri 0,087; 0,0087; 0,00087, ove gli zeri dopo la virgola non si trovano tra due cifre diverse da zero, contengono soltanto due cifre significative; con la notazione esponenziale, si scrivono rispettivamente $8,7 \cdot 10^{-2}$; $8,7 \cdot 10^{-3}$; $8,7 \cdot 10^{-4}$.

Ogni misura di una grandezza comporta un certo grado di incertezza

La massa di un oggetto, misurata con una bilancia sensibile al centigrammo, risulta 7,34 g (3 c.s.): la massa vera dell'oggetto è più vicina a 7,34 g che a 7,33 g o a 7,35 g, essendo dubbia la seconda cifra decimale.

Se ora la massa dello stesso oggetto viene misurata con una bilancia sensibile al decimilligrammo, 7,3478 g (5 c.s.), la misurazione risulta ovviamente più accurata, essendo la massa vera compresa tra 7,3477 g e 7,3479 g.

80 g	80 ± 1 g	2 cifre signif.
80.0 g	80.0 ± 0.1 g	3 cifre signif.
8.0000 g	8.0000 ± 0.0001 g	5 cifre signif.
2.0 g 0.020 g		2 cifre signif.

Arrotondamenti

Quando la cifra da eliminare è inferiore a 5 si arrotonda in difetto; quando è superiore a 5 si arrotonda in eccesso.

63,484	arrotondato a due decimali diventa 63.48;
	arrotondato ad un decimale diventa 63.5.
63,486	arrotondato a due decimali, diventa 63.49
	arrotondato ad un decimale diventa 63.5.

Quando la cifra che si vuole eliminare è 5, se la cifra che la precede è pari, essa rimane inalterata; se è dispari si arrotonda in eccesso.

68.945,	arrotondato a due decimali, diventa 68.94
68.935,	arrotondato a due decimali, diventa 68.94.

Il risultato di un'addizione o di una sottrazione si arrotonda eliminando le cifre che non sono incolonnate con le cifre significative dell'addendo che ne contiene meno.

Il risultato di una moltiplicazione e di una divisione si arrotonda fino a che contenga un numero di cifre significative non superiore a quelle del fattore che ne contiene meno.

Somma/sottrazione

2 pesate di NaCl	1.4625 g	5 cifre signif.
	0.27 g	2 cifre signif.
1.4625 + 0.27 = 1.7325 si arrotonda a 1.73		

Divisione/moltiplicazione

densità = massa / volume

m =	33.71 g	4 cifre signif.
V =	4.00 cm ³	3 cifre signif.

densità d = 33.71 / 4.00 = 8.4275 si arrotonda a **8.43 g/cm³**

Notazione esponenziale

I calcoli che coinvolgono numeri molto grandi o molto piccoli sono resi più facili esprimendo i numeri come prodotti di un coefficiente m per una potenza, positiva o negativa, di 10 ($m \cdot 10^n$ o $m \cdot 10^{-n}$). Per convenzione, il numero m deve essere costituito da una sola cifra intera, con uno o più decimali.

Esempi.

$$10^0 = 1$$

$$10^1 = 10$$

$$10^2 = 100$$

$$10^3 = 1000$$

$$10^{-1} = 1/10 = 0.1$$

$$10^{-2} = 1/100 = 0.01$$

$$10^{-3} = 1/1\ 000 = 0.001$$

$$\sqrt{10^{-4}} = 10^{-4/2} = 10^{-2}$$

$$\sqrt[3]{14} = 14^{1/3}$$

$$\sqrt[3]{10^{-12}} = 10^{-12/3} = 10^{-4}$$

logaritmi decimali (log), base dei logaritmi = 10

$$\log 10^n = n$$

$$\log 10^{-n} = -n.$$

$$10^3 = 1000$$

$$10^2 = 100$$

$$10^1 = 10$$

$$10^0 = 1$$

$$\log 1000 = \log 10^3 = 3$$

$$\log 100 = \log 10^2 = 2$$

$$\log 10 = \log 10^1 = 1$$

$$\log 1 = \log 10^0 = 0$$

$$\log 0,1 = \log 10^{-1} = -1$$

$$\log 0,01 = \log 10^{-2} = -2$$

$$\log 0,001 = \log 10^{-3} = -3$$

Proprietà dei logaritmi:

$$\log (a \times b) = \log a + \log b$$

$$\log (a/b) = \log a - \log b$$

$$\log a^n = n \log a$$

$$\log \sqrt[n]{a} = 1/n \log a$$

Precisione

E' la "capacità del metodo, e dello strumento, in una serie di misurazioni eseguite sul medesimo campione, di fornire valori *più vicini possibile tra loro*".

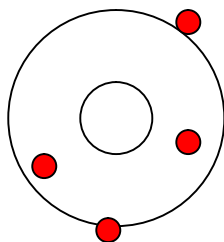
(accordo tra le misure ripetute di una stessa grandezza, è sinonimo di *riproducibilità*)

Accuratezza

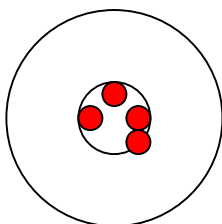
la capacità del metodo, o dello strumento, in una serie di misurazioni eseguite sul medesimo campione, di fornire valori *più vicini possibile al valore vero*."

(corrispondenza tra la quantità misurata e il valore vero).

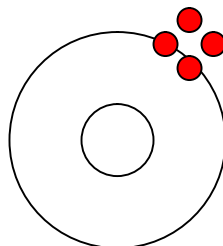
Es. un bersaglio colpito da un tiratore :



Scarsa P e A



Buona P e A



Buona P, Scarsa A