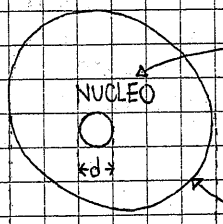
MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

CHIMICA

Chimica è una materia scientifica che studia la materia e le sue trasformazioni.
Lavoisier segna il passaggio dall'alchimia alla chimica, perché introdusse le misure di massa (peso) grazie alla quale elaborò la prima legge fondamentale della chimica.

Gli elementi costitutivi della materia sono gli ATOMI. Se ne conoscono circa 111 tipi diversi e ogni tipo diverso di atomo prende il nome di elemento. La maggior parte degli elementi esiste in natura, 92 elementi.
Tutti gli atomi sono ordinati nella TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI, composta da righe e colonne in cui tutti gli elementi di una colonna hanno proprietà chimiche simili e cambiano seguendo una riga.
La caratteristica comune a tutti gli atomi è la struttura: nucleo centrale e particelle che ruotano attorno al nucleo.



- PROTONI $m_p = 1{,}6726 \cdot 10^{-27}$ kg ⊕ (positivo)
- NEUTRONI $m_n = 1{,}6749 \cdot 10^{-27}$ kg no carica (neutro)

la carica elettrica è una qualità della materia

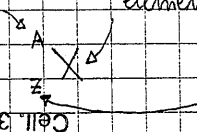
- ELETTRONI $m_e = 9{,}1094 \cdot 10^{-31}$ kg ⊖ (negativo)

$\frac{D}{d} \simeq 10^5$ il nucleo è centomila volte più piccolo dell'intero atomo

$\frac{m_p}{m_e} = 1836$ un protone è quasi 2000 volte più pesante di un elettrone ⇒ la massa dell'atomo è quasi tutta concentrata nel nucleo

Le trasformazioni della materia che riguardano gli atomi vengono chiamate REAZIONI e possono essere di due tipi:
- REAZIONI CHIMICHE, coinvolgono elettroni ed a livello atomico (microscopico) equivalgono a delle redistribuzioni di elettroni, perché gli atomi interagiscono con gli altri atomi attraverso gli elettroni (ma non tutti gli elettroni, quelli più esterni), comportano una variazione di energia tra 50 e $5 \cdot 10^3$ KJ/mol
- REAZIONI NUCLEARI coinvolgono i nuclei e comportano una variazione di energia tra $5 \cdot 10^6$ e $5 \cdot 10^{11}$ KJ/mol

NUMERO DI MASSA è il numero di protoni e neutroni (⇒ numero di nucleoni)



NUMERO ATOMICO è il numero di protoni (coincide con il numero di elettroni perché l'atomo allo stato naturale è neutro al suo interno), da la sequenza con cui gli atomi si susseguono nella Tavola Periodica

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Gli ISOTOPI sono elementi con stesso Z ma diverso A, dal punto di vista chimico sono uguali, quando usa i suoi elettroni esterni si comportano allo stesso modo, ci sono differenze dal punto di vista fisico

Esempi:

^1_1H idrogeno	1 protone, 0 neutroni	$^{12}_6C$ 98,90 %	$^{16}_8O$ 99,762 %	$^{35}_{17}Cl$ 75,77 %
^2_1H deuterio	1 protone, 1 neutrone	$^{13}_6C$ 1,10 %	$^{17}_8O$ 0,038 %	$^{37}_{17}Cl$ 24,23 %
^3_1H trizio	1 protone, 2 neutroni	$^{14}_6C$ (è instabile radioattivo)	$^{18}_8O$ 0,200 %	

Nella tavola periodica ci sono circa 110 elementi; il componente principale costitutivo degli elementi è l'atomo; l'atomo di un elemento si indica con un simbolo.
Gli unici elementi che troviamo in natura allo stato elementare (sotto forma di atomi) sono i gas nobili, ovvero quelli che corrispondono all'ultima colonna della tavola periodica, sono rari d'aggettivo raro deriva dal fatto che gli antichi chimici avevano difficoltà a trovarli perchè questi elementi non interagiscono con nessun altro elemento.
Tutti gli altri atomi non si troveranno mai allo stato elementare ma sempre combinati con altri atomi. Il motivo per cui gli atomi si combinano con altri atomi è fondamentalmente energetico: tutto evolve spontaneamente per raggiungere la minima energia possibile.
Ciò significa che la forma combinata di atomi è più stabile energeticamente e ha energia più bassa rispetto agli atomi singoli.
Gli atomi che si combinano fra di loro formano altre sostanze con proprietà fisiche e chimiche diverse dagli elementi di partenza.
Queste sostanze vengono chiamate COMPOSTI i cui mattoni fondamentali sono le MOLECOLE (come gli atomi per gli elementi). La molecola si rappresenta con una FORMULA che è il modo di scrivere il composto (così come il simbolo è il modo di scrivere l'elemento), la formula non è altro che l'insieme di simboli.

LEGGE DI PROUST (o LEGGE DELLE PROPORZIONI DEFINITE): presa una sostanza fatta da elementi diversi, in qualsiasi modo si formi la sostanza la composizione è fissa e costante
Esempio:

idrogeno + ossigeno → acqua
$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$

} 11,2% H e 88,8% O

$HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
acido muriatico + soda caustica → acqua + cloruro di sodio

LEGGE DI DALTON (o LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE): presi due elementi che reagiscono per dare più di un composto (cambiando le condizioni di reazione), il loro rapporto è sempre un numero intero ~~fisso~~ piccolo.
Esempio:

q = quantità in grammi

composto 1: H_2O (acqua) — q_H H, $q_{O(1)}$ O
composto 2: H_2O_2 (acqua ossigenata) — q_H H, $q_{O(2)}$ O

$\frac{q_{O(1)}}{q_{O(2)}} = \frac{1}{2}$ → il numero di atomi di O nel secondo composto è doppio rispetto al primo

composto 1: 1 g Fe, $q_{Cl(1)} = 1{,}27$ g Cl
composto 2: 1 g Fe, $q_{Cl(2)} = 1{,}90$ g Cl

$\frac{q_{Cl(1)}}{q_{Cl(2)}} = \frac{1{,}27\ q}{1{,}90\ q} = 0{,}6666\ldots \rightarrow \frac{2}{3}$

Elementi e composti sono formati rispettivamente da atomi e molecole per cui tutti gli atomi di un elemento sono uguali e tutte le molecole di un composto sono uguali tra loro. Quindi elementi e composti sono SOSTANZE PURE.
Questa però è un'astrazione, perchè in natura le sostanze pure non esistono perchè una certa percentuale di impurezza è sempre presente, quindi si ha a che fare con MISCELE.

Le miscele possono essere di due tipi:

- ETEROGENEE, quando si riesce ad individuare delle fasi diverse, ovvero delle porzioni di materia con composizione e proprietà diverse tra loro;

  solido - solido (es.: sabbia)
  solido - liquido (es.: borotalco in acqua)
  liquido - liquido (es.: latte)
  gas - liquido/solido (es.: fumo)

  In una soluzione eterogenea è possibile separare le due fasi con metodi fisici oltre che distinguerli.

- OMOGENEE (o SOLUZIONI), sono miscugli in cui non è possibile individuare i due componenti;

  solido - solido (es.: leghe metalliche)
  solido - liquido (es.: acqua salata)
  liquido - liquido (es.: grappa)
  gas - gas (es.: aria)

  In una soluzione omogenea è possibile separare le due fasi con metodi fisici ma non si possono distinguere

La MATERIA è formata da MISCELE (esattamente come i composti da molecole e gli elementi da atomi), che possono essere omogenee o eterogenee, ma, a differenza delle molecole la cui composizione è fissa (acqua composta 11,2% H e 88,8% O), le miscele hanno una composizione variabile. Una miscela differisce da una sostanza per la composizione.

MATERIA → MISCELE → SOSTANZE PURE ↔ COMPOSTI → MOLECOLE → FORMULA
                                  ELEMENTI → ATOMI → SIMBOLO

la divisione delle sostanze pure nei suoi composti o elementi avviene attraverso mezzi chimici (reazione chimica: cambiano la proprietà delle sostanze, fanno avvenire reazioni tra gli atomi)

Osservazione ①: il numero atomico, Z, che è il numero di protoni ed elettroni di un atomo allo stato naturale, è responsabile delle proprietà chimiche.
Molto spesso può accadere che un atomo perda o acquisti un elettrone, in tal caso l'atomo acquista una carica positiva o negativa e viene chiamato IONE (il processo si chiama IONIZZAZIONE).
Esempio:

$_{11}Na$ 11 p^+ 11 e^- (stato neutro) ⟶ (ionizzazione) Na^+ 11 p^+ 10 e^- — ione con bilancio di carica a favore dei protoni

$_{20}Ca$ 20 p^+ 20 e^- ⟶ Ca^{2+} 20 p^+ 18 e^-

$_{17}Cl$ 7 p^+ 17 e^- ⟶ Cl^- 7 p^+ 18 e^-

Le caratteristiche fisiche cambiano tra l'atomo e il suo ione, ma non quelle chimiche.
Gli ioni positivi si chiamano CATIONI, gli ioni negativi si chiamano ANIONI

Osservazione ②: la "legge delle proporzioni definite" dice che preso un composto, la sua composizione percentuale degli elementi costitutivi è una costante.
Supponiamo di prendere acqua → H_2O ← questa è una diretta conseguenza della legge di Proust, perché se abbiamo acqua sappiamo che si indica così e viceversa se abbiamo un composto che si scrive così allora sappiamo che è acqua.

n = numero di molecole H_2O
n_H = numero di atomi H
n_O = numero di atomi O
$\Rightarrow n_O = n$, $n_H = 2n$

M = massa di H_2O (g) $= n \cdot m_{H_2O}$ ← massa di una singola molecola H_2O
M_H = massa di H (g) $= n_H \cdot m_H$
M_O = massa di O (g) $= n_O \cdot m_O$ ← massa del singolo atomo di H e O

$$\frac{M_H}{M} = \frac{n_H \cdot m_H}{n \cdot m_{H_2O}} = \frac{2n \cdot m_H}{n \cdot m_{H_2O}} = \frac{2m_H}{m_{H_2O}}$$
$$\frac{M_O}{M} = \frac{n_O \cdot m_O}{n \cdot m_{H_2O}} = \frac{n \cdot m_O}{n \cdot m_{H_2O}} = \frac{m_O}{m_{H_2O}}$$
$\Rightarrow$ il significato di questi risultati: se io so la composizione percentuale interna (so da quali atomi e da quanti), si può trovare una relazione tra una caratteristica microscopica atomica (massa del singolo atomo e molecola) e quantità macroscopiche che si misurano con una bilancia

→ Si può pesare delle quantità di H gassoso sulla bilancia, di O gassoso sulla bilancia; si fanno reagire in un contenitore che è su una bilancia e si misura la massa d'acqua che si forma.
Il rapporto tra la massa di H (o O) che è stata misurata e la massa d'acqua ottenuta fornisce il rapporto tra le masse del singolo atomo e la molecola (→ informazioni su come è costituita la materia a livello microscopico).

AMEDEO AVOGADRO era un chimico italiano che studiava i gas (stato della materia senza volume proprio né forma propria) ed intuì una regolarità.
L'ipotesi di Avogadro diceva che presi due gas diversi ma alle stesse condizioni di volume, pressione e temperatura, allora i due gas contengono lo stesso numero di molecole

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Gas X: $M_X = N_X \cdot m_X$
Gas Y: $M_Y = N_Y \cdot m_Y$ (N = numero di molecole)
$\Rightarrow \frac{M_X}{M_Y} = \frac{N_X m_X}{N_Y m_Y} \Rightarrow \frac{M_X}{M_Y} = \frac{m_X}{m_Y}$
↑ applico l'ipotesi di Avogadro $\Rightarrow N_X = N_Y$

Il rapporto tra le due masse che ho misurato dà il rapporto tra le due masse delle singole molecole.
Si supponga che questo esperimento si possa fare con tutti gli elementi della tavola periodica in forma atomica. Non si conosce la massa atomica assoluta ma solo quanto un elemento pesa più dell'altro.
Quindi si costruisce una scala relativa cercando l'elemento più leggero che esiste e metterlo al primo posto. L'elemento più leggero è H $\Rightarrow$ usare come gas Y = H; si assegni ad H una massa = 1 (non si misura in grammi, è una massa fittizia, indica che sta al primo posto).
Preso un altro gas X si trova che la sua massa fittizia è il rapporto tra le due masse che 1 sono state pesate sulla bilancia.

H → $m'_H = 1$
O → $m'_O = 16$
m' è un numero puro, indica che O pesa 16 volte più di H
$\Rightarrow$ si chiamano peso atomico (PA(x))

Il concetto di peso atomico si può estendere anche alle molecole, si parlerà di PESO MOLECOLARE (PM(x))
Presa una molecola anche quella ha una massa singola (che non conosco) però anche di quella posso sapere quanto è più pesante rispetto a H, perchè la molecola è fatta di atomi e per i singoli atomi questo si conosce.
Esempio:

$H_2O \rightarrow m_{H_2O} = 2m_H + m_O \Rightarrow \frac{m_{H_2O}}{m_H} = \frac{2\,m_H}{m_H} + \frac{m_O}{m_H} = \frac{2PA(H) + PA(O)}{PM(H_2O)}$

costruisco i rapporti con l'atomo H

$PM(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \rightarrow H_2O$ 18 volte più pesante di un atomo H
$PM(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \rightarrow CO_2$ 44 volte più pesante di un atomo H

Si consideri H $\Rightarrow PA(H) = 1$
Si prenda una massa di H di 1g : $M_H = 1g$
$\Rightarrow N_H = \frac{M_H}{m_H} = \frac{1g}{m_H}$

Si consideri O $\Rightarrow PA(O) = 16$
Si prenda una massa di O di 16g : $M_O = 16g$
$\Rightarrow N_O = \frac{M_O}{m_O} = \frac{M_O}{16\,m_H} = \frac{16g}{16\,m_H}$

Il significato di questo risultato è che se si prende una quantità in grammi coincidente con il peso atomico dell'elemento, pur non conoscendo il peso del singolo elemento, si può asserire che si dispone dello stesso numero di atomi dell'elemento. Quindi 1g di H contiene lo stesso numero di atomi di 16g di O, di 12g di C, di 14g di N ma anche lo stesso numero di molecole di 18g di H_2O e di 44g di CO_2.
La quantità in grammi coincidente con il peso atomico o molecolare viene chiamata GRAMMO ATOMO o GRAMMO MOLECOLA.
Il numero di atomi contenuto in un grammo atomo o il numero di molecole contenute in una grammo molecola (che è uguale), si chiama NUMERO DI AVOGADRO (N_A).
La quantità di sostanza coincidente con un grammo atomo o con una grammo molecola si chiama MOLE (questa quantità non si esprime in grammi ma è generica)
Esempio:

1g H → 1 mol H
16g O → 1 mol O
44g CO_2 → 1 mol CO_2
$\Rightarrow$ una mole di qualsiasi sostanza contiene sempre lo stesso numero di particelle, il N_A

$N_A = \frac{1g}{m_H}$ ⟶ numero di avogadro: numero di particelle o atomi in una mole di sostanza o elemento

Come si fa a determinare la massa di un singolo atomo di H per poter trovare il valore del N_A?

Prima di procedere con la dimostrazione bisogna fare una precisazione: per calcolare il N_A è impossibile usare l'H perchè esplode a contatto con l'O, quindi sorgono problemi di sicurezza in laboratorio; per questo si preferisce usare l'atomo del C e in particolare il ^{12}C (l'isotopo con 12 nucleoni), perchè molto facile da reperire.

$N_C = \frac{12g}{m_C} = \frac{12g}{12\,m_H} = \frac{1g}{m_H} = N_A = \frac{1g}{m_C/12}$ $\qquad \frac{m_{^{12}C}}{12} = u.m.a$