

Chimica

Marco Militello

Indice

1	Introduzione	2
1.1	Stati aggregazione della materia	2
1.2	Proprietà della materia	2
1.3	Composizione della materia	2
2	Teoria atomica	4
2.1	Teoria atomica di Dalton	4
2.2	Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa	6
2.3	Atomi e molecole	6
2.4	Stechiometri	7
2.5	Equazioni chimiche	8

Capitolo 1

Introduzione

La chimica è lo studio della materia, delle sue proprietà, delle trasformazioni subite dalla materia e dell'energia associata a queste trasformazioni

Materia Tutto ciò che ha una massa e un volume

Composizione I tipi e le quantità di sostanze più semplici che costituiscono la materia

Proprietà Le caratteristiche che conferiscono a ciascuna sostanza la sua identità esclusiva

1.1 Stati aggregazione della materia

- Un *solido* ha forma e volumi fissi. I solidi possono essere duri, teneri, rigidi o flessibili
- Un *liquido* si adatta alla forma del recipiente, ma un volume fisso. Un liquido forma una superficie
- Un *gas* si adatta alla forma del recipiente e lo riempie completamente, perciò non forma una superficie

1.2 Proprietà della materia

Proprietà fisiche

Le proprietà che una sostanza presenta di per sé senza trasformarsi in, o interagire con, un'altra sostanza

- colore, temperatura di fusione, densità

Proprietà chimiche

Le proprietà che una sostanza presenta quando si trasforma in, o interagisce con, un'altra sostanza

- infiammabilità, corrosività

1.3 Composizione della materia

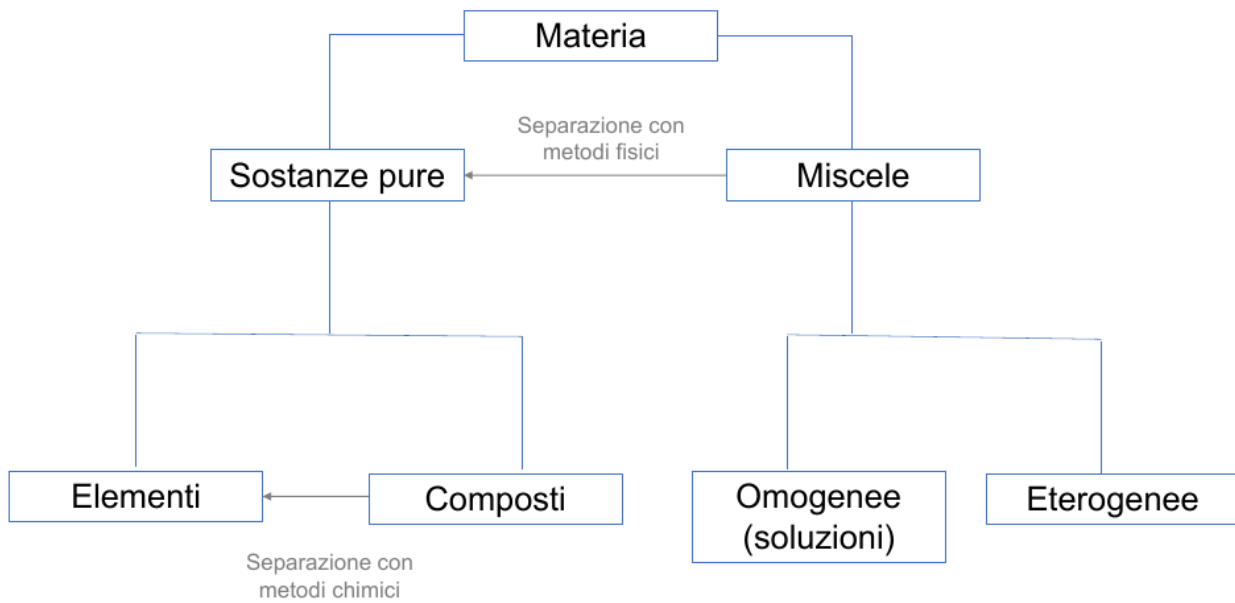
Sostanze pure

Una sostanza che ha proprietà e composizione proprie, che non dipendono dal campione

Le sostanze pure possono essere sostanze elementari (*elementi*) o *composti*. I composti possono essere trasformati in sostanze elementari tramite trasformazioni chimiche

Miscela

Una sostanza che ha una composizione variabile, le cui proprietà dipendono dal campione analizzato
Le miscele possono essere separate nelle sostanze costituenti mediante metodi fisici



Capitolo 2

Teoria atomica

2.1 Teoria atomica di Dalton

1. Tutta la materia è costituita da atomi, piccole particelle indivisibili di un elemento che non possono essere nè create, nè distrutte
2. Gli atomi di un elemento non possono essere convertiti in atomi di un altro elemento
3. Gli atomi di un elemento sono identici nella massa e nelle altre proprietà e sono diversi dagli atomi di qualsiasi altro elemento
4. I composti sono formati dalla combinazione di uno specifico rapporto di atomi differenti

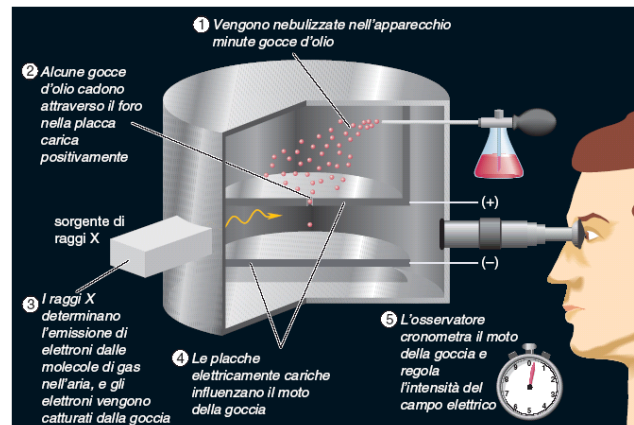
La teoria di Dalton spiega le leggi delle combinazioni chimiche

- Legge della composizione definita
Indipendentemente dalla sua fonte, un particolare composto chimico è costituito dagli stessi elementi negli stessi rapporti in massa
- Legge della conservazione della massa
In base al postulato 3 della legge di Dalton gli atomi, e quindi la loro massa, vengono conservati nelle reazioni chimiche

Scoperta delle particelle sub-atomiche: raggi catodici

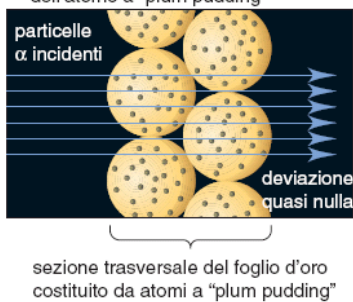
- Il raggio devia in presenza di un campo elettrico o magnetico \Rightarrow Consiste in particelle cariche di cui si determina il rapporto carica/massa
- In presenza di un campo elettrico esterno il raggio devia verso la ricca positiva \Rightarrow Consiste in particelle negative
- Il raggio è identico per ogni catodo \Rightarrow Le particelle fanno parte di tutta la materia

Esperimento di Millikan

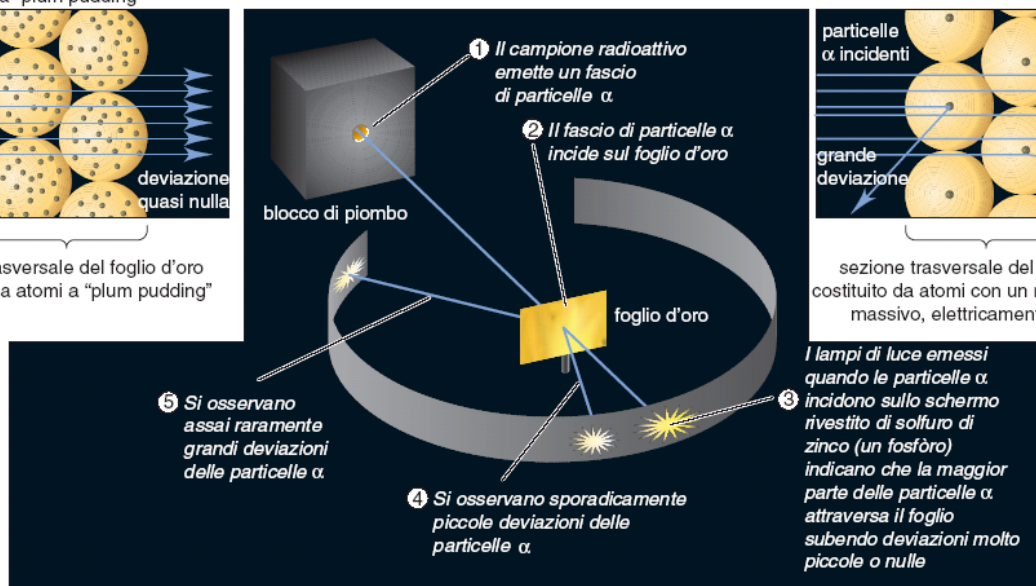


$$\text{massa elettrone} = \left(\frac{\text{massa}}{\text{carica}} \right) \text{carica} = 9.109 \times 10^{-28} g$$

A Ipotesi: il risultato atteso sulla base del modello dell'atomo a "plum pudding"



B Esperimento



C Risultato reale

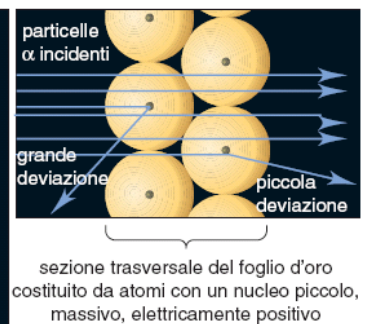
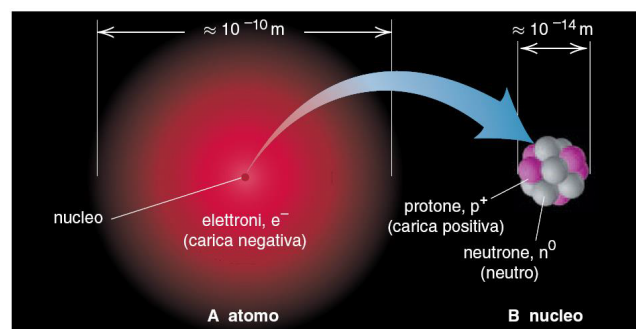


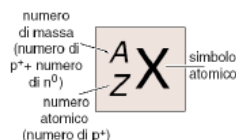
Figura 2.1:



A. Una nuvola di elettroni carichi negativamente, in modo rapido, occupa pressochè tutto il volume atomico e circonda il minuscolo nucleo centrale

- B. Il nucleo contiene pressochè tutta la massa dell'atomo ed è costituito da protoni carichi positivamente e neutroni elettricamente neutri

2.2 Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa



X	simbolo atomico dell'elemento
Z	numero atomico (numero di protoni nel nucleo)
A	numero di massa

$$A = Z + N$$

Isotopi

Gli isotopi sono atomi di un elemento con lo stesso numero di protoni, ma con diverso numero di neutroni; gli isotopi hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa

Teoria atomica moderna

1. Tutta la materia è costituita da atomi. L'atomo è la particella più piccola che identifica univocamente un elemento
2. Gli atomi di un elemento non possono trasformarsi negli atomi di un altro elemento in una trasformazione chimica. Elementi possono convertirsi in altri elementi solo in una reazione nucleare
3. Tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni e elettroni che determina il comportamento chimico dell'elemento. Gli isotopi di un elemento differiscono nel numero di neutroni, dunque nel numero di massa. Un campione di elemento viene considerato come se tutti i suoi atomi avessero una massa media
4. i composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più elementi in rapporti specifici

Tecniche di separazione fondamentali

Filtrazione: separa i componenti di una miscela sulla base di differenze tra le dimensioni delle particelle. La filtrazione viene usata spesso per separare un solido da un liquido

Cristallizzazione: la separazione è basata sulle differenze di solubilità dei componenti di una miscela

Distillazione: separa i componenti sulla base di differenze di volubilità

Estrazione: la separazione è basata sulle differenze di solubilità in diversi solventi

Cromatografia: la separazione è basata sulle differenze di solubilità in una fase stazionaria

2.3 Atomi e molecole

Una molecola è un'unità strutturale indipendente costituita da uno o più atomi, tenuto insieme da legami chimici (legami covalenti). Una molecola è la più piccola particella di una sostanza che ne mantenga la composizione e le proprietà chimiche. Le molecole sono le unità fondamentali dei composti molecolari

Formule chimiche

In una formula chimica, i simboli degli elementi e i pedici numerici indicano la specie e il numero di ciascun atomo presente nella più piccola unità della sostanza. Esistono più tipi di formule chimiche di una composto

Formula empirica: mostra il numero relativo di atomi in ciascun elemento nel composto. È il tipo più semplice di formula chimica

Formula molecolare: mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola di composto

Formula di struttura: mostra il numero di atomi e i legami tra di essi, cioè le posizioni reciproche e le connessioni degli atomi nella molecola

Ione: un singolo atomo (ione monoatomico) o un gruppo di atomi (ione poliatomico) legati mediante legami covalenti che ha una carica netta

Catione: ione di carica positiva ($\# \text{ protoni} > \# \text{ elettroni}$)

Anione: ione di carica negativa ($\# \text{ elettroni} > \# \text{ protoni}$)

I composti ionici sono costituiti da ioni, che sono l'unità fondamentale

2.4 Stechiometri

Studio delle relazioni di massa in chimica

Masse atomiche: le masse relative gli atomi dei diversi elementi si esprimono secondo le loro masse atomiche

$$u = \frac{1}{12}m(^{12}\text{C})$$

Nella tavola periodica è riportata la massa atomica media pesata per l'abbondanza isotopica

Massa molecolare: la massa molecolare si ottiene sommando le masse atomiche secondo la formula chimica

Per i composti ionici si parla di massa formula perchè i composti ionici non sono costituiti da molecole

Mole

Le trasformazioni chimiche avvengono in seguito a reazioni tra atomi, molecole o ioni; è quindi fondamentale conoscere il numero di atomi presenti nella massa di sostanza sottoposta a reazione.

La **mole** (mol) è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quante sono gli atomi in 12g di ^{12}C ; il termine entità si riferisce ad atomi, ioni, molecole, unità di formula, elettroni - ogni tipo di particelle

Una mole contiene 6.022×10^{23} entità; si chiama numero di Avogadro e si indica con N_A

Massa molare

La massa molare M di una sostanza è numericamente uguale alla massa di una mole di sue entità espressa in grammi; per gli elementi monoatomici, la massa molare, espressa in grammi per mole, è numericamente uguale alla massa atomica, espressa in unità di massa atomica. La massa atomica si legge sulla tavola periodica

Per gli elementi molari e per i composti, è necessario conoscere la formula per determinare la massa molare m :
 $m(\text{g}) \quad n: \text{numero di moli (mol)} \quad M: \text{massa molare } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \quad N_A: \text{numero di Avogadro}$
 $N: \text{numero di entità}$

$$n = \frac{m}{M} \quad m = nM$$

$$n = \frac{N}{N_A} \quad N = nN_A$$

Per un elemento	Massa elemento	\xrightarrow{M}	Quantità di massa	$\xrightarrow{\text{numero di Avogadro}}$	atomi elementi
Per un composto	Massa composto	\xrightarrow{M}	Quantità di composto	$\xrightarrow{\text{numero di Avogadro}}$	Molecole di composto

Percentuale in massa della formula chimica

$$\%A = \frac{m_A}{m_{totale}} \times 100$$

La percentuale in massa può anche essere utilizzata per calcolare la massa di un particolare elemento in una data massa di composto

Formule empiriche

La formula empirica è la formula più semplice di un composto che sia in accordo con le analisi elementari. Mostra i numeri di moli interi più piccoli e dà il numero di atomi relativo di ogni elemento

Formula molecolare

La formula molecolare mostra il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola di composto. La formula molecolare è un multiplo secondo un numero intero della formula empirica.

2.5 Equazioni chimiche

Un'equazione chimica è un enunciato in formula che esprime le identità e quantità delle sostanze che partecipano a una trasformazione chimica o fisica.

Una freccia indica la trasformazione dei reagenti nei prodotti; i reagenti si scrivono a sinistra, mentre i prodotti a destra.

L'equazione deve essere bilanciata: lo stesso numero e tipo di atomi deve comparire nei due membri dell'equazione.

Bilanciare un'equazione chimica

- traduzione dell'enunciato
- bilanciare gli atomi usando i coefficienti stechiometrici: le formule non possono essere modificate
- correggere i coefficienti se necessario
- verificare che l'equazione sia bilanciata
- specificare lo stato fisico

Calcoli stechiometrici

I coefficienti in un'equazione chimica bilanciata rappresentano i numeri relativi di particelle di reagenti e prodotti e i relativi numeri di moli. Poiché le moli sono correlate alla massa, l'equazione può essere utilizzata per calcolare masse di reagenti e/o prodotti coinvolti in una data reazione; i rapporti molari derivanti dall'equazione bilanciata rappresentano i fattori di conversione.

Reazioni in sequenza

Le reazioni avvengono spesso in sequenza: il prodotto di una reazione diventa il reagente della successiva; la reazione complessiva è la somma delle varie reazioni. Ogni sostanza che si forma in una reazione ed è utilizzata in quella successiva può essere eliminata

Reagenti limitanti

Un reagente può limitare la quantità di prodotto che si formere. Il reagente limitante sarà completamente consumato nella reazione, mentre parte del reagente che non è limitante (eccesso) rimarrà inalterata alla fine della reazione

Resa

Resa teorica: quantità di prodotto calcolata utilizzando i rapporti molari dell'equazione bilanciata

Resa effettiva: quantità di prodotto ottenuta nella realtà

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$