

04.10.2021

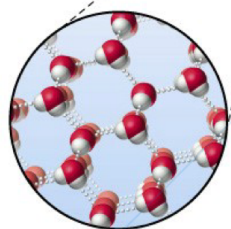
Nick M. - Sara S.

## Lezione 1: Introduzione

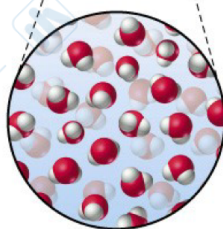
La **chimica** è la materia che studia la **materia**, le sue **proprietà** e i suoi **cambiamenti**. Nasce come disciplina esclusivamente empirica per la classificazione delle sostanze, delle loro proprietà e trasformazioni durante le reazioni chimiche. Un esempio è sicuramente dato dalla respirazione cellulare, il cui Ciclo di Krebs è formato da 8 reazioni di ossidoriduzione che liberano energia.

La **materia** è presente in **3 stati di aggregazione** principali:

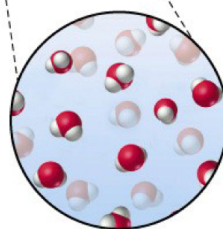
- gas o vapore:** le particelle si muovono casualmente nello spazio e occupano un grande volume. Un gas non ha una forma, conseguentemente assume quella del suo contenitore e può quindi essere compresso o espanso per occupare volumi diversi.
- liquido:** le particelle hanno una minore libertà di movimento. Il liquido ha un volume proprio, indipendente dal contenitore e non può essere compresso in maniera apprezzabile.
- solido:** le particelle sono disposte nello spazio in una maniera fissa e regolare. Ogni solido ha la sua forma, il suo volume e non può essere compresso in maniera apprezzabile.



(a)



(b)

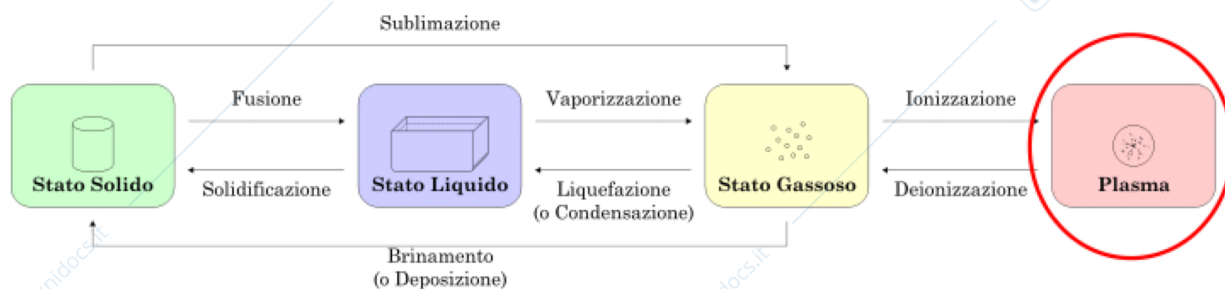


(c)

04.10.2021

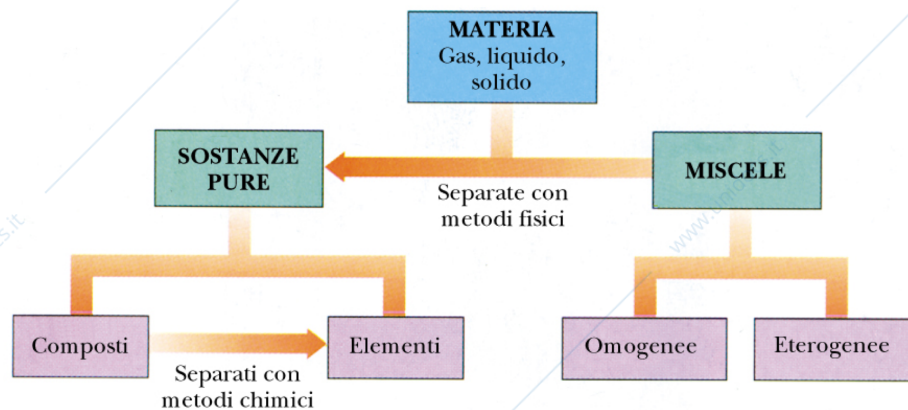
Nick M. - Sara S.

Esiste tuttavia, un **quarto** stato di aggregazione della materia: il **plasma**. Il plasma, composto globalmente neutro, è un **gas ionizzato**, costituito da un insieme di elettroni e ioni. La presenza del plasma sulla Terra è molto rara: fanno eccezione soltanto i fulmini e le aurore boreali. Nell'universo, il plasma costituisce il 99% della materia conosciuta: Sole, stelle e nebulose.



Tra lo stato solido e lo stato liquido, vi è la forma **liquido cristallina** della materia nella quale i composti presentano proprietà intermedie tra un liquido e un solido. Ne costituiscono un esempio le **membrane cellulari**.

La materia viene suddivisa in **sostanze pure**, le quali hanno composizione fissa e proprietà distinte, e **miscele**, ovvero combinazioni di due o più sostanze in cui ognuna mantiene la sua identità chimica e le sue proprietà.



I componenti della materia e la correlazione tra miscele e sostanze pure.

Tra le **sostanze pure**, distinguiamo:

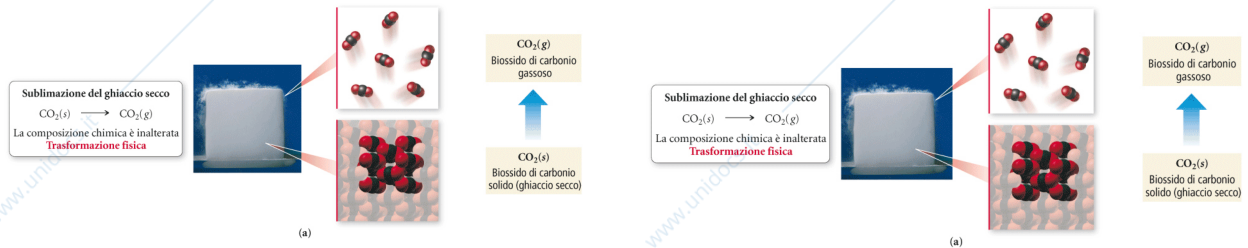
- **elementi**: sostanze di base che compongono tutta la materia. Hanno nomi comuni e la loro abbreviazione (simbolo chimico) consiste in una o due lettere, di cui la prima maiuscola. Non possono essere decomposti con mezzi chimici in sostanze più semplici.
- **composti**: risultano dalla composizione chimica di due o più elementi in proporzioni definite. Possono essere decomposti in sostanze più semplici.

04.10.2021

Nick M. - Sara S.

In generale, ogni sostanza pura ha un set caratteristico di proprietà che la rendono distinguibile da altre sostanze:

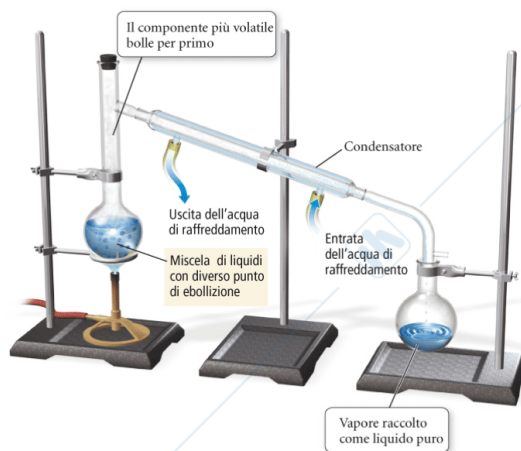
- **proprietà chimiche:** proprietà che possono essere cambiate senza cambiare l'identità della sostanza → cambiamenti di stato
- **proprietà fisiche:** descrivono il modo in cui una sostanza può cambiare da altre sostanze → reazione chimica: trasformazione della sostanza in un'altra chimicamente differente.



Le **miscele** sono il risultato della combinazione di due o più sostanze in cui ognuna mantiene la sua identità chimica e di conseguenza, le sue proprietà:

- **eterogenee:** non sono uniformi in tutto il campione → ex. acqua + sabbia
- **omogenee (soluzioni):** sono uniformi in tutto il campione. È possibile separare i componenti sulla base delle differenti proprietà fisiche (ex. distillazione). Il tipo più comune di soluzioni è costituito da un **solido** ( il soluto, ex. un sale) sciolto in un **liquido** (il solvente, ex. l'acqua).

#### Examples of separation by physical means



Distillation  
(homogeneous mixtures)



Filtration  
(heterogeneous mixtures)

04.10.2021

Nick M. - Sara S.

## Lezione 2: Teoria Atomica

---

È possibile suddividere la materia in porzioni sempre più piccole, oppure essa è costituita da particelle non ulteriormente visibili? Le prime speculazioni su questo aspetto della materia risalgono già dal **5° secolo** quando Platone e Aristotele affermarono che la **materia avesse carattere continuo**. Sempre nello stesso periodo, **Democrito** afferma che la materia fosse composta da **particelle fondamentali indivisibili** che, combinandosi, formano la moltitudine dei corpi materiali. All'inizio del **19° secolo**, dopo la scoperta delle leggi ponderali della chimica, l'ipotesi atomica fece il suo ingresso definitivo nella scienza:

- **Legge della conservazione della massa - Lavoisier 1785** stabilisce che la massa totale della materia è uguale alla massa totale della prima reazione.
- **Legge delle proporzioni definite - Proust 1799** afferma che in un dato composto, il rapporto tra le quantità in peso degli elementi è definito e costante.
- **Legge delle proporzioni multiple - Dalton 1807** stabilisce che, quando due elementi possono combinarsi in rapporti ponderali diversi per formare diversi composti, le quantità di uno di essi che nei vari casi si combina con la medesima quantità dell'altro, stanno tra loro in rapporti espressi da numeri interi. Per esempio, a parità di quantità di carbonio messo a reagire, la quantità di ossigeno che reagisce per dare il **biossido di carbonio** è doppia rispetto alla quantità usata per dare il **monossido di carbonio**.

### Teoria atomica di Dalton.

- ogni elemento è formato da particelle molto piccole chiamate **atomi**
- tutti gli atomi dello stesso elemento sono **identici**. Atomi di differenti elementi sono **differenti** e hanno differenti proprietà (comprese differenti masse)
- gli atomi di un elemento non possono essere trasformati in atomi di un altro elemento per reazione chimica
- i composti si formano quando atomi di più elementi si combinano; un dato composto ha lo stesso numero relativo e un tipo di atomi

**Modello atomico di Thomson.** Joseph John Thomson scopre che nell'atomo sono presenti delle particelle cariche negativamente chiamate **elettroni**. Nel suo modello atomico, chiamato anche **Plum Pudding Model** o **Modello a Panettone**, Thomson immaginò che l'atomo fosse caratterizzato da una nuvola di carica positiva all'interno della quale fossero immerse cariche elettriche negative (**elettroni**).

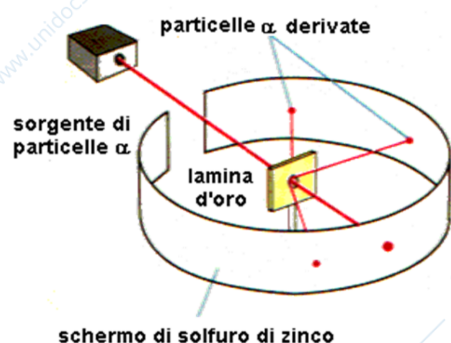
04.10.2021

Nick M. - Sara S.

**Robert Millikan** riuscì a misurare la carica di un singolo elettrone  $\rightarrow 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ . L'esperimento che gli consentì di arrivare a tale conclusione consisteva nella nebulizzazione di alcune gocce d'olio che, cadute su una placca carica positivamente, avrebbero mostrato un moto causato dall'emissione di elettroni dalle molecole di gas presenti nell'aria, in seguito all'utilizzo dei raggi X. Gli elettroni sarebbero stati poi catturati dalle gocce d'olio, causandone il moto. Le principali scoperte alla fine del 1800 approfondirono la visione dell'atomo e delle microparticelle che lo compongono:

- **Wilhelm Roentgen** - quando gli elettroni colpiscono certi materiali vengono emesse delle radiazioni elettromagnetiche estremamente energetiche, chiamate **raggi X**.
- **Henri Becquerel** - scopre che minerali contenenti uranio producono radiazioni ad elevata energia simili ai raggi X.
- **Pierre e Marie Curie** - riuscirono ad isolare gli elementi radioattivi (**uranio, polonio e radio**) presenti nei minerali.
- **Ernst Rutherford** - scopre che le sorgenti radioattive possono emettere tre tipi di radiazioni: particelle cariche **positivamente**, **elettroni ad alta velocità** e radiazioni **elettromagnetiche**.

Con il termine **radioattività** indichiamo l'emissione **spontanea** di radiazione da una sostanza. Per esempio, i raggi **X** e **gamma** sono luce ad alta energia. Altri esempi sono le particelle **alfa**, un fascio di nuclei He ed  $\text{He}^{2+}$ , oppure le particelle **beta**, un fascio di elettroni ad alta velocità che si origina nel nucleo. L'esperimento con le particelle **alfa** portò gli scienziati alla conclusione che la maggior parte della massa e tutta la carica positiva sono concentrate in una regione chiamata **nucleo**. Lo



studio quantitativo della deviazione angolare delle particelle alfa **portò** a calcolare la **carica positiva** dei nuclei.

Si scoprì che assumendo come unità la carica dell'elettrone, la carica positiva del nucleo viene ad assumere il valore del numero atomico, cioè la posizione occupata all'interno della tavola periodica, costruita mettendo gli elementi in successione sulla base del loro peso atomico. Il **rapporto** invece rispetto al **peso atomico** della carica nucleare è di circa 0.5-0.4 (cioè il rapporto

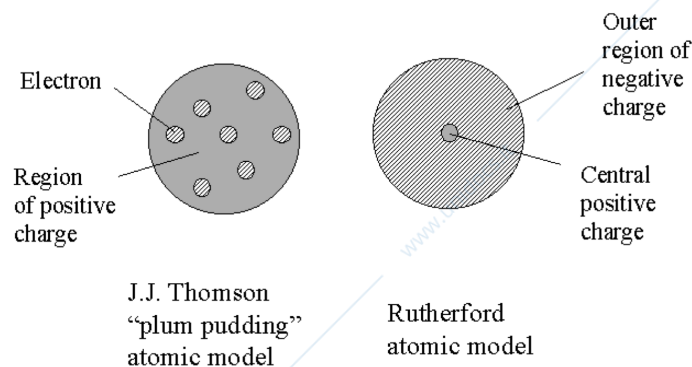
medio tra numero atomico e peso atomico). Da queste scoperte si dedusse che il **numero di elettroni dovendo bilanciare le cariche positive** del nucleo fosse uguale al numero atomico dell'elemento considerato anch'esso.

04.10.2021

Nick M. - Sara S.

Poiché i pesi atomici sono circa il doppio rispetto al numero atomico, se ne dedusse che il nucleo dovesse contenere altre particelle dotate di massa ma non di carica. Nel 1919, **Ernst Rutherford** scopre l'esistenza del **protone** e un poco più di decennio dopo, **James Chadwick** scopre l'esistenza nel **neutrone**.

**Modello atomico di Rutherford.** La maggior parte della massa dell'atomo, e tutta la sua carica positiva, risiede in una piccolissima e densa zona dell'atomo chiamata **nucleo**.



Riassumendo, le principali principali **particelle subatomiche** sono:

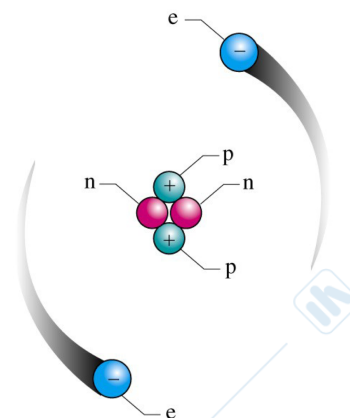
- **elettroni:** carica **negativa**, massa  $9,11 \times 10^{-28}$  g - carica elettronica = -1
- **protoni:** carica **positiva**, massa  $1,67 \times 10^{-24}$  g - carica elettronica = +1
- **neutroni:** carica **neutra**, massa  $1,67 \times 10^{-24}$  g - carica elettronica = 0

### Modello atomico attuale:

Protoni e neutroni sono sistemati nel centro dell'atomo, in una zona chiamata **nucleo**, le cui dimensioni ( $10^{-14}$ ) sono più piccole rispetto alle dimensioni dell'atomo ( $10^{-10}$ ). La maggior parte dello spazio atomico è lo spazio vuoto in cui gli elettroni ruotano, trattenuti vicino dal nucleo dalle forze di attrazione tra particelle di carica opposta.

Nella descrizione degli atomi, vengono adottate alcune unità utili:

- 1 u.m.a (unità massa atomica) =  $1,66054 \times 10^{-24}$  g
- viene preso come riferimento la 12<sup>a</sup> parte del carbonio 12.
- 1 pm (picometro) =  $1 \times 10^{-12}$  m
- 1 Å (Angstrom) =  $1 \times 10^{-10}$  m = 100 pm =  $1 \times 10^{-8}$  cm



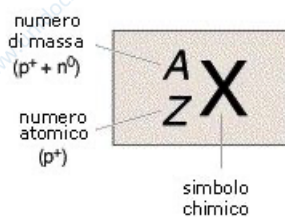
04.10.2021

Nick M. - Sara S.

Per definizione, l'**atomo** è la porzione più piccola di un elemento. Tra i fattori caratterizzanti troviamo:

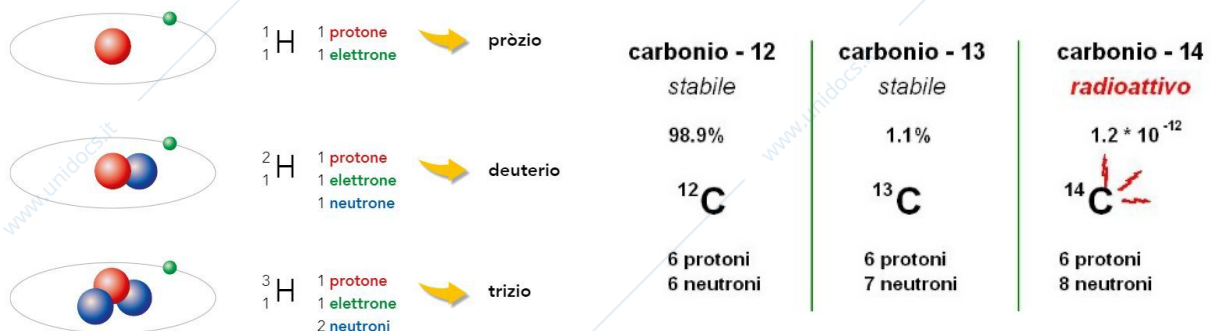
- tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero atomico
- la carica elettrica atomica netta è 0, in quanto il numero di protoni e di elettroni si equivalgono
- il numero di protoni è uguale al numero di elettroni, ma non è una regola generale

Quando si parla di atomi, consideriamo due numeri importanti: il **numero atomico Z** (numero di protoni nel nucleo) e il **numero di massa A** (numero di protoni + numero di neutroni nel nucleo → numero di nucleoni)



Dalton credeva che tutti gli atomi di uno stesso elemento avessero la stessa massa. Rutherford si accorse invece, con i suoi esperimenti dei tubi catodici che permettevano di misurare il **rapporto m/q**, che in alcuni casi **uno stesso elemento può presentare atomi con massa diversa** in quanto differiscono nel numero di neutroni. Tali atomi di uno stesso elemento si chiamano **isotopi**. Per definizione, gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento con un

numero differente di neutroni. Poiché il neutrone ha una massa uguale a quella del protone, gli isotopi hanno masse differenti. I diversi isotopi presenti sono presenti in natura in percentuali diverse e un atomo di uno specifico isotopo è chiamato **nuclide**.



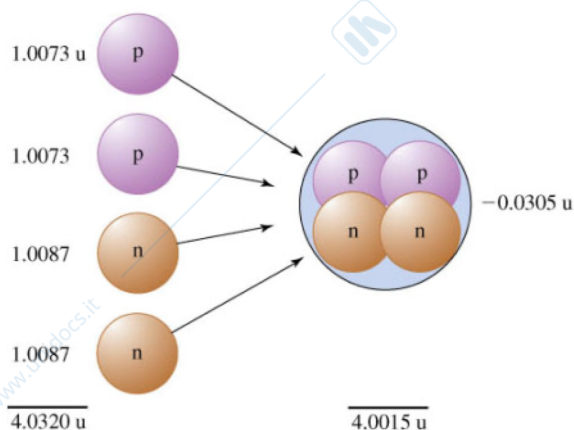
La **massa atomica** di un elemento coincide con il numero di massa soltanto nel caso in cui sia presente **un solo** isotopo, altrimenti è la risultante della media ponderata sulle abbondanze relative degli isotopi aventi masse differenti. Per esempio, l'Argento ha due isotopi:  ${}^{107}\text{Ag}$  (51,84%) e  ${}^{109}\text{Ag}$  (48,16%).

$$\overline{MA} = \frac{(107 \times 51.84) + (109 \times 48.16)}{100} = 107.86$$

04.10.2021

Nick M. - Sara S.

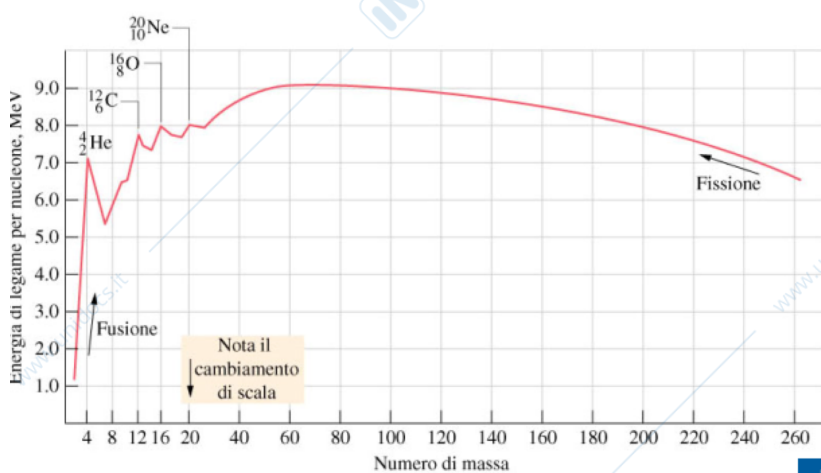
**Difetto di massa ed energia nucleare.** La massa di qualsiasi nucleo (misurabile con precisione attraverso le tecniche di spettrometria di massa) risulta inferiore alla somma delle masse dei nucleoni componenti. Ad esempio nel caso dell'atomo di



**He** che è formato da due protoni e da due neutroni, la somma delle masse dei nucleoni darebbe 4.0320 uma mentre la massa dell'He misurata attraverso la spettrometria di massa vale 4.0015 uma. Questa differenza di massa **Dm** è detta **difetto di massa**. Il difetto di massa è la **misura dell'energia nucleare**, cioè dell'energia di legame tra protoni e neutroni. L'energia di legame tra nucleoni è misurata dall'energia che sarebbe necessario spendere per separare i nucleoni stessi.

La relazione tra questa energia e il difetto di massa discende dalla **legge di Einstein**

→  $E = mc^2$ . Se si riporta questa energia di legame media per nucleone per i vari nuclidi in funzione del numero di nucleoni, si ottiene il seguente grafico:



La massima forza di legame si osserva per valori di A intorno a 60. Ciò significa che ci si aspetta un rilascio di energia sia a seguito della **fusione** di nuclidi piccoli, sia a seguito della **fissione** di nuclidi grandi.