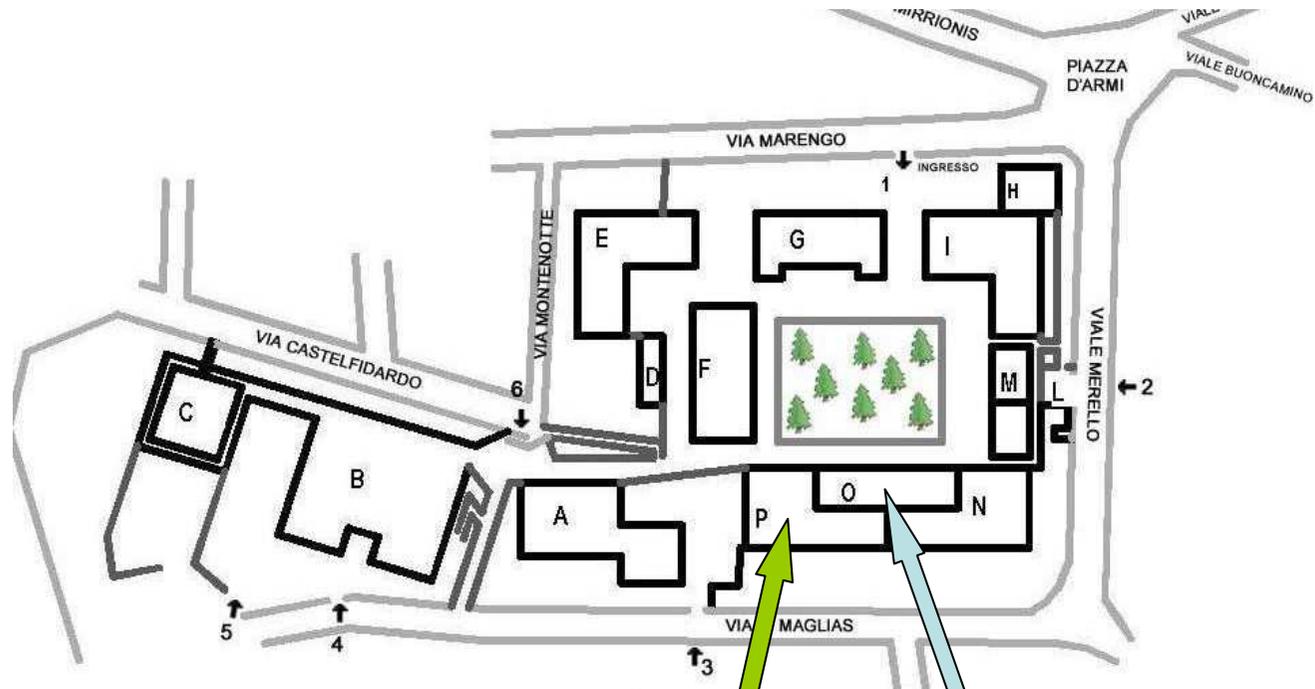


Corso di CHIMICA

Dott. Annalisa Vacca

Dipartimento di Ingegneria Chimica e Materiali



*Dipartimento di
ingegneria chimica
e materiali
(secondo piano)*

Aula Magna

Orario di ricevimento:

Da Lunedì a Venerdì dalle
15 alle 17

Contatti

Indirizzo e-mail: vacca@dicm.unica.it

Telefono: 070675-5052 5059

Pagina personale:

people.unica.it/annalisavacca



SEZIONE DIDATTICA

Scheda del corso – programma
Lucidi di lezione
Esercitazioni
Esercizi svolti

BLOG

Informazioni su:

- Date di pre-esami ed esami
- Esiti delle prove scritte

CHIMICA

Scienza che studia le proprietà, la struttura e le trasformazione della materia.

OBIETTIVO DEL CORSO

Fornire i concetti di base di chimica necessari per affrontare lo studio delle **tecnologie**.

La tecnologia è l'applicazione delle conoscenze scientifiche per la realizzazione di nuovi prodotti che migliorino la qualità della vita

Articolazione del corso

1) INTRODUZIONE

Leggi fondamentali della chimica →

Lavoisier
Proust
Dalton
Avogadro
Cannizzaro

Peso atomico

Mole

Formule chimiche

Stechiometria

Articolazione del corso

STRUTTURA DELLA MATERIA

Struttura dell'atomo



Proprietà chimiche degli elementi



Sistema periodico degli elementi

Legame chimico



Proprietà delle molecole

Stati di aggregazione della materia



Stato gassoso, solido e liquido

Articolazione del corso

TRASFORMAZIONE DELLA MATERIA

Termodinamica Chimica



Secondo principio della termodinamica



Processi reversibile e irreversibili

Cambiamenti di stato
Sistemi a un componente



Tensione di vapore e sua dipendenza dalla temperatura
Sistemi a due o più componenti



Soluzioni e loro proprietà



Primo principio della termodinamica



Calcolo del calore di reazione

Articolazione del corso

EQUILIBRIO CHIMICO



In fase eterogenea

In fase omogenea
Equilibri ionici in soluzione



Equilibri acido-base



Calcoli di pH

ELEMENTI DI ELETTROCHIMICA



Pile



Elettrolisi

Libri di testo consigliati:

Palmisano-Schiavello:

"Elementi di Chimica"

Edises - Napoli

Palmisano-Schiavello:

"Fondamenti di Chimica"

Edises - Napoli

D.W.Oxtoboy, N.H.Nachtrib:

"Chimica moderna "

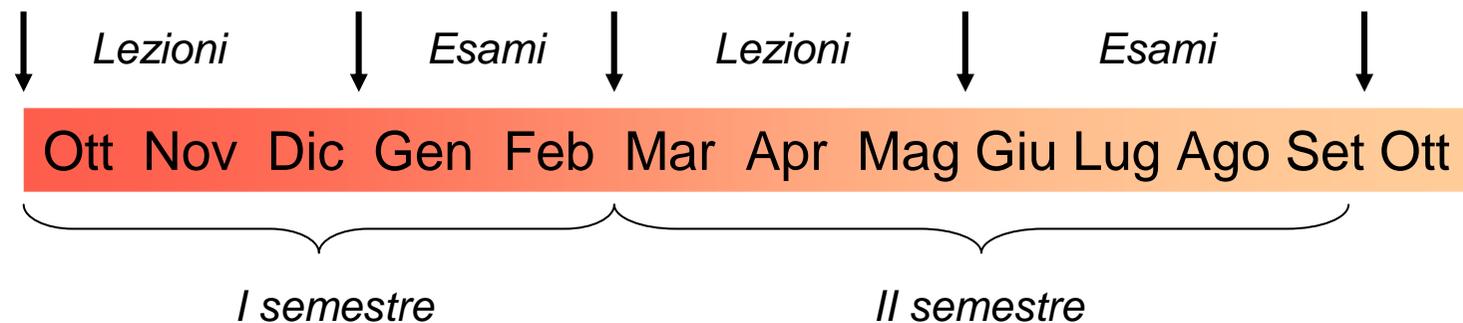
Edises - Napoli

Modalità di Esame

GLI APPELLI DI ESAME

- 3 appelli nella sessione gennaio-febbraio
- 5 appelli nella sessione giugno-luglio-settembre

Inizio a.a.



I° pre-esame nel periodo 7-11 novembre
II° pre-esame nel periodo 9-13 gennaio

ISCRIZIONE

L'iscrizione si effettua per via telematica
Sito UNICA -> servizi on-line agli studenti

<https://webstudenti.unica.it/esse3/Start.do>

MATERIA

La materia e' tutto cio' che possiede una massa ed occupa uno spazio.

La materia può esistere in tre stati fisici:

- solido → *forma e volume definiti*
- liquido → *volume definito e forma non definita*
- gassoso → *forma e volume non definiti*

Proprietà della materia



FISICHE

E' la caratteristica di una sostanza che può essere osservata senza trasformarla in un'altra sostanza.

Esempi:

- Stato fisico
- Temperatura di ebollizione
- Colore
- Densità

CHIMICHE

E' la caratteristica di una sostanza che descrive il modo di resistere o subire cambiamenti per originare una nuova sostanza.

Esempio:

Il ferro (Fe) reagisce con l'ossigeno (O_2) e l'acqua (H_2O) presenti nella atmosfera ossidandosi.



L'oro (Au) nelle stesse condizioni rimane inalterato



SOSTANZA PURA

E' un singolo tipo di materia che non può essere separato in altri tipi di materia utilizzando metodi fisici.

DECOMPONIBILE

NON DECOMPONIBILE

COMPOSTO

gli atomi sono di almeno due tipi

Acqua H_2O

Metano CH_4

ELEMENTO

tutti i suoi atomi sono dello stesso tipo

Ferro (Fe)

Ossigeno (O_2)

MISCELA

Combinazione fisica di una o più sostanze

OMOGENEA

Benzina

Aria

ETEROGENEA

Nebbia

Fango

TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

CAMBIAMENTO FISICO

È un processo che non determina il cambiamento della natura della sostanza;
non si formano nuovi composti



ghiaccio



Acqua liquida



Vapore acqueo

Il cambiamento associato alla fusione del ghiaccio in acqua liquida ed alla successiva evaporazione non modifica la natura della sostanza

CAMBIAMENTO CHIMICO

È un processo durante il quale cambia la natura delle sostanze e si formano nuovi composti

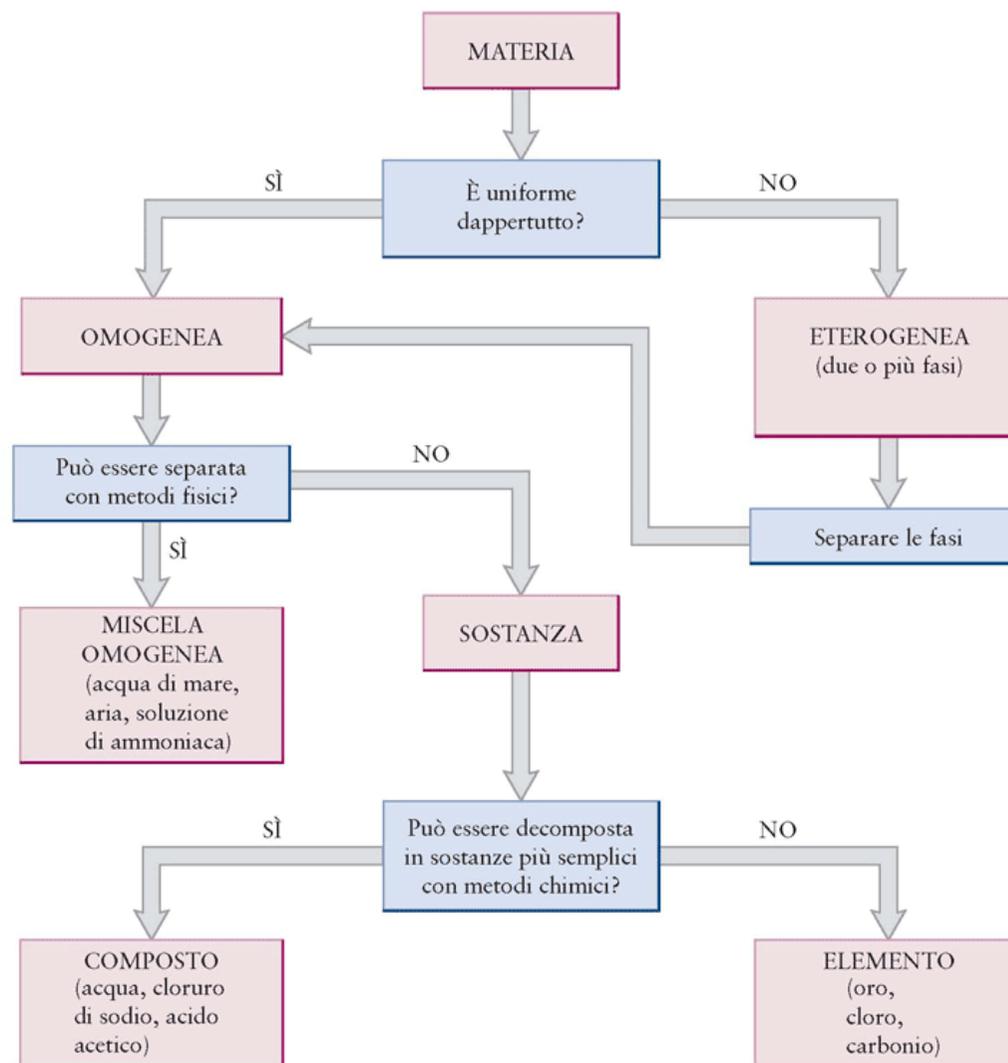
Durante la combustione del metano vengono prodotti acqua e biossido di carbonio.



Al termine della combustione la natura delle sostanze è variata

Procedimento per classificare una campione di materia

FIGURA 1.3 Schema di percorso per la classificazione della materia.



ELEMENTI

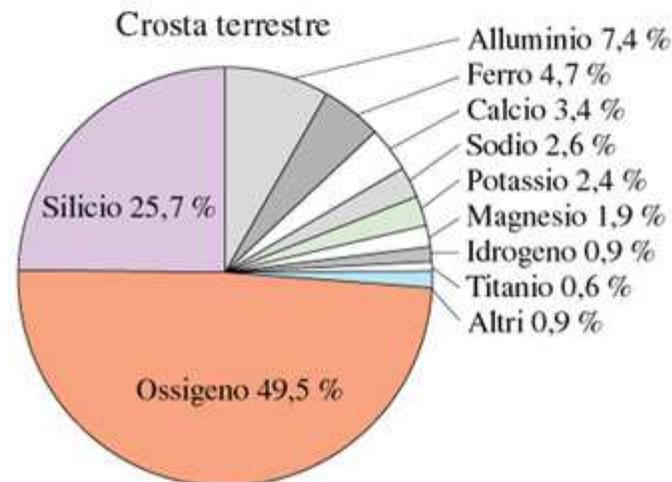
Sono sostanze pure che non possono essere decomposte in sostanze più semplici mediante reazioni

Costituiscono i “mattoni” più semplici della materia

I composti e le molecole sono formati dalle infinite combinazioni di un numero limitatato di elementi.

Per esempio i composti del carbonio con pochi altri elementi (idrogeno, ossigeno e azoto) sono milioni: sono i composti organici.

Attualmente gli elementi chimici conosciuti sono poco più di un centinaio dei quali 90 sono presenti in presenti in natura.



Lavoisier e la legge di conservazione della massa

Lavoisier introdusse il metodo scientifico nello studio dei processi chimici basando le sue deduzioni su risultati sperimentali riproducibili.

Gli esperimenti consistevano nel riscaldare dei metalli (stagno o piombo) in recipienti chiusi con quantità limitate di aria.

Il peso dell'intero recipiente risultava immutato prima e dopo la reazione. Analogamente bruciando la legna la cenere residua era più leggera del legno di partenza ma il peso del recipiente rimaneva lo stesso.



La massa totale delle sostanze reagenti coinvolte in una reazione chimica è uguale alla massa totale delle sostanze prodotte.



Legge delle proporzioni definite (o legge di Proust)

Un composto puro, qualunque sia l'origine o il modo di preparazione, contiene sempre quantità definite e costanti degli elementi proporzionali alla loro massa

CuO

Rame: 79,8 %

Ossigeno: 20,2 %

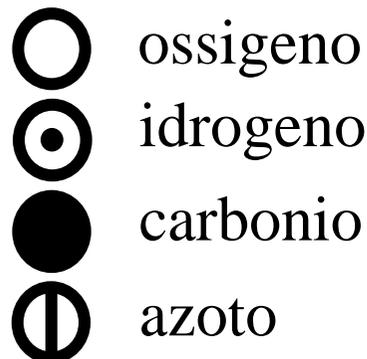
100 g di CuO

79.8 g di Rame

20.2 g di Ossigeno

La teoria atomica di Dalton

1. **Tutta la materia è composta da particelle estremamente piccole e indivisibili indivisibili: gli atomi.**
2. **Gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra loro**
3. **Atomi di elementi diversi hanno masse differenti**
4. **Una reazione chimica consiste nella ricombinazione degli atomi presenti nelle sostanze reagenti in modo da dare nuove combinazioni chimiche presenti nelle sostanze formate dalla reazione**
5. **Gli atomi si combinano tra loro secondo rapporti definiti e costanti espressi da numeri interi.**

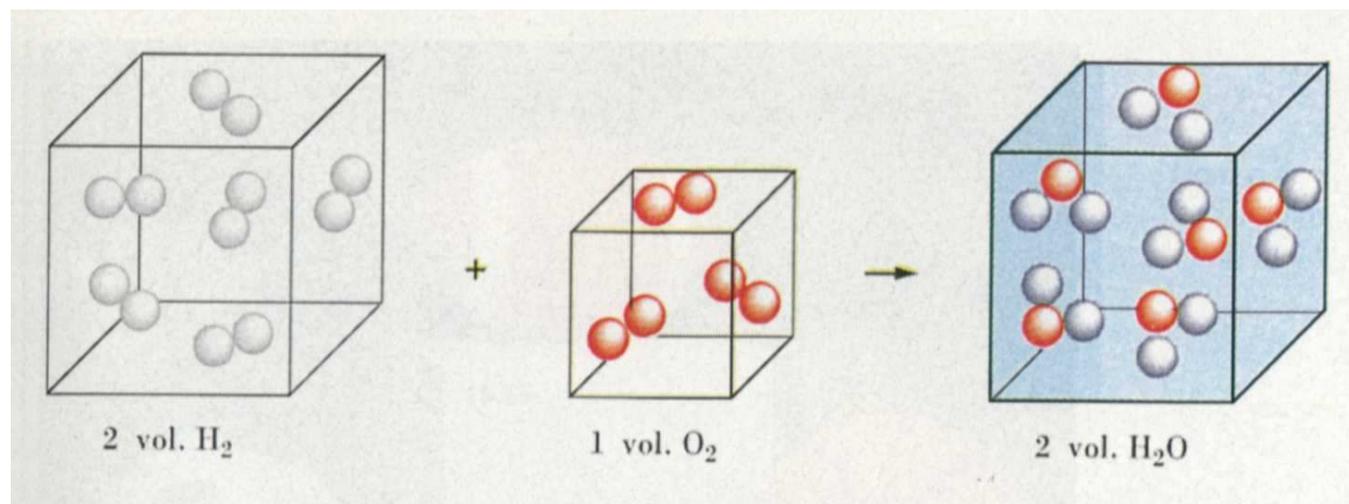


La legge di Gay-Lussac, 1808

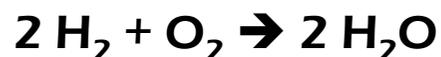
Data la reazione fra due gas, i volumi dei reagenti e dei prodotti gassosi stanno fra di loro in rapporto come numeri interi semplici (misurati a parità di pressione e temperatura).

La legge di Avogadro, 1811

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole



2 vol. di idrogeno più 1 vol. di ossigeno danno 2 vol. di acqua (vapore)



I SIMBOLI ATOMICI

I simboli atomici sono una notazione sintetica composta da una o due lettere del nome corrispondente ad un particolare elemento. A volte si usano le prime lettere del nome latino

S	Zolfo	da	Sulfur
Au	Oro	da	Aurum
Na	Sodio	da	Natrium
Cl	Cloro		

Composti

Possono essere **molecolari** → formati da molecole.

O **ionici** → formati da ioni.

Molecole e composti molecolari

- una molecola è un gruppo definito e distinto di atomi legati assieme.
- una formula molecolare indica il numero di atomi di ciascun elemento presente in una molecola.

esempi

acqua



ammoniaca



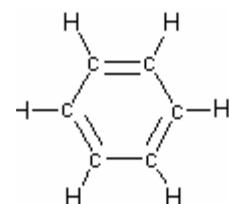
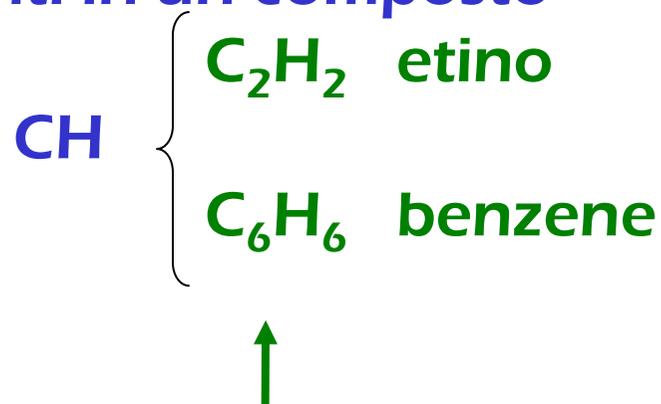
metano



Le formule delle sostanze

Le sostanze elementari ed i composti sono rappresentati graficamente con simboli convenzionali: Le formule chimiche

FORMULA MINIMA: si ricava dall'analisi elementare della sostanza e indica il rapporto tra i più piccoli valori interi di atomi presenti in un composto



FORMULA MOLECOLARE:
Indica il numero effettivo di atomi di ciascun elemento in un composto

FORMULA DI STRUTTURA:
Mostra come sono legati fra loro gli atomi di una molecola

PARTICELLE SUBATOMICHE

Vari esperimenti condotti all'inizio del 1900 utilizzando tubi catodici dimostrarono che gli atomi non sono indivisibili. Essi sono costituiti da particelle più piccole (particelle subatomiche).

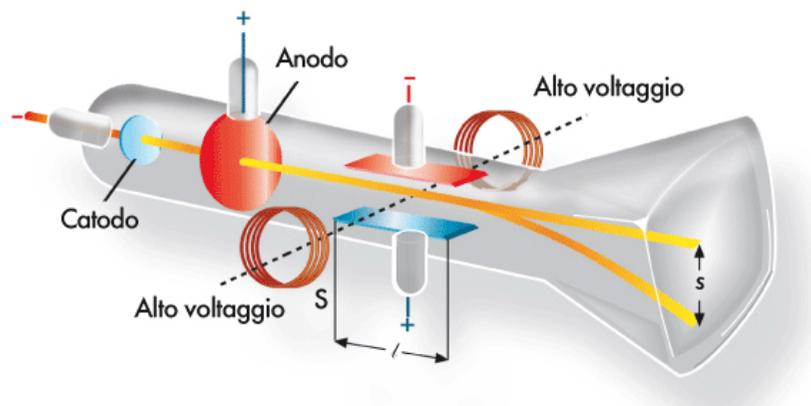
Se a due elettrodi posti alle estremità di un tubo in cui è fatto il vuoto viene applicato un alto voltaggio, dall'elettrodo negativo (catodo) si dipartono dei raggi detti raggi catodici.

Thomson dimostrò che tali raggi sono costituiti da un flusso di particelle cariche negativamente che chiamò elettroni.

ESPERIMENTO DI THOMSON

Figura 2.1

Schema dell'esperienza di Thomson. Il tubo di vetro contiene gas rarefatto alla pressione di circa 10^{-2} torr; tra anodo e catodo si applica una differenza di potenziale di circa 10.000 volt. Si promuovono i cosiddetti raggi catodici che sono particelle cariche negativamente e che possono quindi essere deviate da un campo magnetico.



Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
Edises

Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone: un fascio di raggi catodici attraversa un campo elettrico e un campo magnetico. L'esperimento è predisposto in modo che il campo elettrico devii il fascio in una direzione mentre il campo magnetico lo devia nella direzione opposta. Bilanciando gli effetti è possibile determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.

$$e/m = 1,7588 \cdot 10^{11} \text{ C/Kg}$$

Esperimento di Millikan

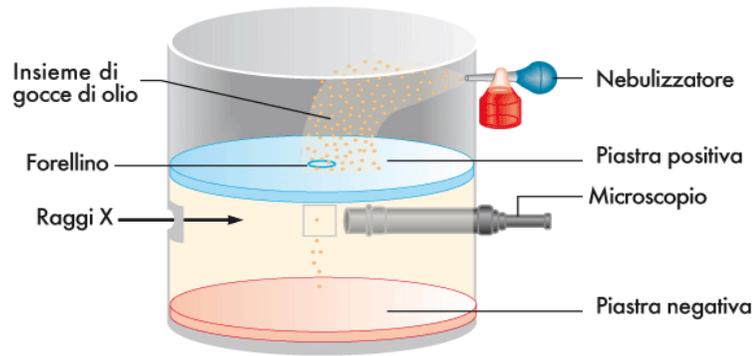


Figura 2.2

Schema dell'esperimento di Millikan.



Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES

Dal voltaggio necessario a contrastare la forza di gravità per mantenere ferme le gocce cariche fu possibile determinare la carica presente sulle gocce. Fu trovato che tutte le cariche elettriche sono multiple di una carica elementare minima e assunta come carica dell'elettrone.

$$e = - 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$

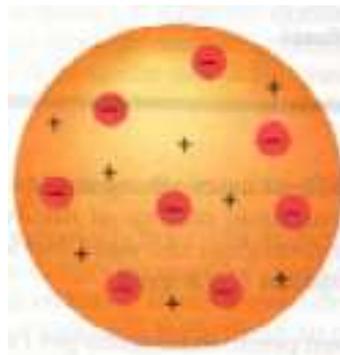
Dal rapporto carica/massa determinato da Thomson si determino quindi la massa dell'elettrone:

$$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$$

Particelle subatomiche

<i>Particella (simbolo)</i>	<i>Carica assoluta</i>	<i>Carica relativa</i>	<i>Massa assoluta</i>	<i>Massa relativa</i>
Protone (p)	+1.60 10⁻¹⁹ C	+1	1.672 10⁻²⁴ g	1.0073
Elettrone (e)	-1.60 10⁻¹⁹ C	-1	9.109 10⁻²⁸ g	0.0005486
Neutrone (n)	0	0	1.675 10⁻²⁴ g	1.0087

Modello di Thomson: il volume dell'atomo è completamente occupato da protoni, neutroni ed elettroni in modo uniforme.



L'esperienza di Rutherford

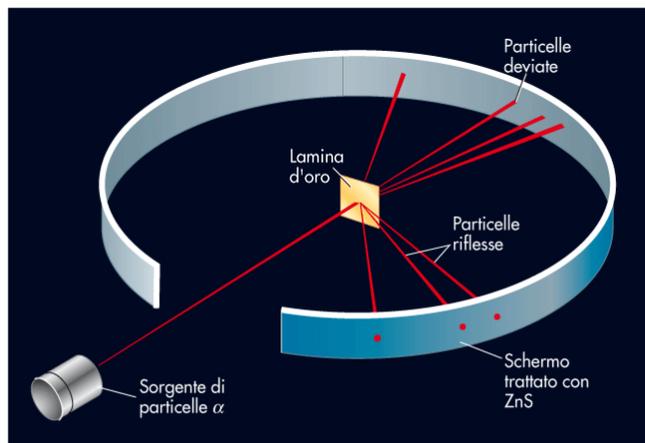


Figura 2.3
Schema dell'esperimento di Rutherford.

La lamina d'oro bombardata da particelle alfa (particelle costituite da 2 neutroni e 2 protoni) ne devia poche. La maggior parte delle particelle passano attraverso la lamina senza subire deviazioni, alcune vengono deflesse mentre poche sono addirittura respinte.

Modello di Rutherford: modello simile al modello planetario. Nel nucleo si concentra quasi tutta la massa atomica mentre gli elettroni sono esterni al nucleo e sono in numero sufficiente a bilanciare le cariche.

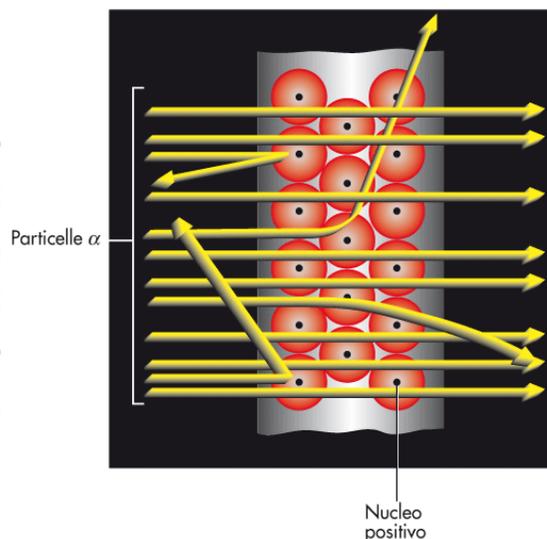


Figura 2.4
Diffusione delle particelle α attraverso una lamina d'oro secondo l'ipotesi di Rutherford.

Struttura dell'atomo

- **Gli atomi sono costituiti da un nucleo positivo e da elettroni negativi.**
- **Il nucleo ha un raggio di 10^{-4} Å.**
- **Il raggio di un atomo è dell'ordine di 1 Å.**

Proporzione 100m vs 1mm

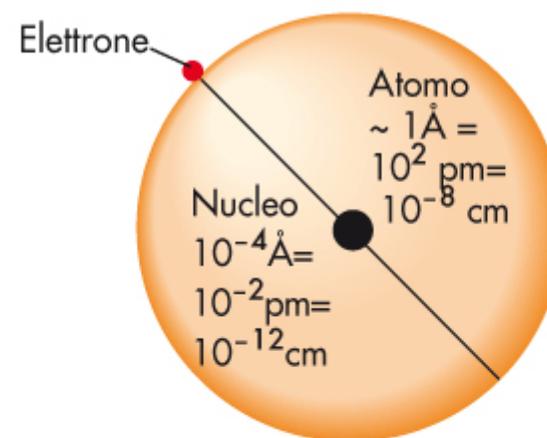


Figura 2.5

Schema delle dimensioni di un atomo.



Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdISES

NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

In un atomo il numero di elettroni è uguale a quello di protoni:
Questo numero viene denominato numero atomico Z

$$Z = N_{\text{protoni}} = N_{\text{elettroni}}$$

Il numero di protoni caratterizza la specie atomica.

Il numero di massa A rappresenta la somma nel numero di neutroni e di protoni presenti nell'atomo.



Atomi i cui nuclei hanno lo **stesso numero di protoni** ma **diverso numero di neutroni** sono detti isotopi.

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

${}^1_1\text{H}$	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
${}^2_1\text{H}$	deuterio	1 protone	1 neutrone
${}^3_1\text{H}$	trizio	1 protone	2 neutroni

Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

Cloro	75,8 %		24,2 %
	${}^{35}_{17}\text{Cl}$		${}^{37}_{17}\text{Cl}$
Ossigeno	99.759 %	0.037%	0.204%
	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$

Unità di massa atomica u.m.a.

La massa di un atomo è troppo piccola e viene quindi definita in rapporto a quella di un nuclide di riferimento.

Per convenzione la massa del nuclide ^{12}C è stata definita come esattamente = a 12.

$1/12$ della sua massa è l'unità di riferimento = u.m.a.

Peso atomico

Si definisce peso atomico di un elemento la massa relativa e media di quell'elemento rispetto ad $1/12$ della massa di un nuclide di ^{12}C .

La mole

La mole è la quantità in grammi di sostanza che contiene un numero N di particelle uguale a quello presente in 12 g di ^{12}C .

Questo numero N è il **NUMERO DI AVOGADRO**

$$N = 6,0221367 \cdot 10^{23}$$

Quindi una mole di ^{23}Na è la quantità di sostanza che contiene N atomi di ^{23}Na

Quantità pari a una mole di sostanze diverse hanno peso differente

Peso Molecolare

somma dei pesi atomici di tutti gli elementi contenuti in una molecola di una sostanza elementare o di un composto

1. I_2 : $126.9 \times 2 = 253.8$

2. H_2SO_4 : $(1.00798 \times 2) + 32.064 + (15.999 \times 4) = 98.076$

Carbonio + ossigeno → biossido di carbonio



1 atomo di carbonio + 1 molecola di ossigeno = 1 molecola di biossido di carbonio

N atomi di carbonio + N molecole di ossigeno = N molecole di biossido di carbonio

Scegliendo N pari al numero di Avogadro

1 mole di atomi di carbonio + 1 mole di molecole di ossigeno = 1 mole di molecole di biossido di carbonio



Dal micro al macroscopico

12 g carbonio + 32 g di ossigeno = 44 g di biossido di carbonio

Calcoli di moli

Dai grammi alle moli

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa(g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

A quante moli corrispondono 10,0 g di C₂H₅OH?

$$\text{PM(C}_2\text{H}_5\text{OH)} = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

$$n = \frac{10,0\cancel{\text{g}}}{46,1\cancel{\text{g/mol}}} = 0,217\text{mol}$$

Dalle moli ai grammi

$$\text{massa (g)} = \text{numero di moli (n)} \times \text{massa molare (g/mol)}$$

Quanto pesano 2 moli di H_2O ?

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \times 2 + 16 = 18 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Peso} = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

Stechiometria

STECIOMETRIA DELLE REAZIONI: relazione quantitativa tra le quantità dei reagenti consumati e quelle dei prodotti formati nel corso della reazione chimica, espressa dall'equazione bilanciata della reazione.

Esempio



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 1 Kg di NH_3 ?
- Quanta NH_3 si ottiene da 1 Kg di N_2 ?

- prima di tutto si calcolano le moli di NH_3 contenute in 1000 grammi

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{10^3 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 58,82 \text{ mol NH}_3$$

- Dalla stechiometria della reazione si osserva che ogni 2 moli di NH_3 che si formano richiedono 3 moli di H_2 che reagiscono

$$n_{\text{H}_2} = 58,82 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 88,23 \text{ mol H}_2$$

$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 88,23 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2 = 178,2 \text{ g H}_2$$

Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di ferro si possono produrre da 1,00 Kg di ossido di ferro (III).

Le moli di ossido di ferro (III) a disposizione sono:

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,00 \times 10^3 \text{ g}}{159,6 \text{ g/mol}} = 6,25 \text{ mol}$$

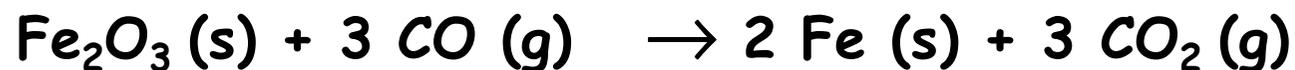
Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

$$n_{\text{Fe}} = 6,25 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 12,5 \text{ mol Fe}$$

Si calcolano infine i grammi di Fe:

$$\text{Massa Fe} = n_{\text{Fe}} \times P_{\text{A}_{\text{Fe}}} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$

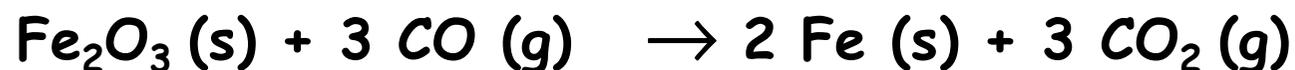
Calcolare anche i grammi di CO necessari per far reagire completamente 1 Kg di ossido di ferro e quanti grammi di CO₂ si ottengono.



Moli iniziali	6.25	3x6.25	-	-
---------------	------	--------	---	---



Per far reagire tutto l'ossido sono necessarie il triplo delle moli di CO



Moli iniziali	6.25	3x6.25	-	-
---------------	------	--------	---	---

Moli finali	-	-	2x6.25	3x6.25
-------------	---	---	--------	--------



Quando tutto l'ossido ha reagito con tutto il CO che occorreva, si formeranno il doppio delle moli di Fe e il triplo di CO₂

Moltiplicando ciascun numero di moli per il relativo peso atomico o molecolare otteniamo i grammi di ciascun componente della reazione



grammi iniziali	10 ³	5.25 10 ²	-	-
-----------------	-----------------	----------------------	---	---

grammi finali	-	-	6.98 10 ²	8.25 10 ²
---------------	---	---	----------------------	----------------------