



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI CAGLIARI

DIEE

DIPARTIMENTO DI INGEGNERIA ELETTRICA, ELETTRONICA E INFORMATICA

CORSO DI LAUREA TRIENNALE IN INGEGNERIA ELETTRICA

CHIMICA

edited by

NICOLA FERRU

Unofficial Version

2021 - 2022

[This page is intentionally left blank]

Indice

1	Introduzione	5
1.1	Programma del corso di Chimica	5
1.2	La chimica	5
1.2.1	Gli stati della materia	6
1.2.2	Proprietà fisiche	6
1.2.3	Trasformazioni fisiche	6
1.2.4	Trasformazioni chimiche	6
1.2.5	Miscela	6
1.3	La tavola periodica	7
1.4	Composti chimici	7
1.4.1	Formula	9
1.4.2	Legge di conservazione della Massa o legge di Lavoisier	9
1.5	Teorie sull'atomo	9
1.5.1	Teoria atomica di Dalton	9
1.5.2	Modello atomico di Thomson	10
1.5.3	Modello atomico di Rutherford	10
1.5.4	Modello atomico di Bohr	10
1.6	L'atomo	10
1.6.1	Composizione atomica	11
1.6.2	Numero atomico, Z	11
1.6.3	Numero di Massa, A	11
1.7	Isotopi	11
1.7.1	Isotopi dell'idrogeno	12
1.7.2	Isotopi del carbonio	12
1.8	Massa atomica	12
1.9	Come contare gli atomi?	13
1.10	Macroscopico e Microscopico	13
1.10.1	La mole	13
2	Stechiometria	17
2.1	Bilanciamento di un'equazione chimica	17
2.1.1	Metodo per tentativi successivi	17
2.2	Resa o rendimento di una reazione	19
3	Modelli atomici	23
3.1	Teoria atomica di Dalton	23
3.2	Esperimento e modello atomico di Rutherford	23
3.2.1	Esperimento di Rutherford	23
3.2.2	Punti critici	24
3.3	Onda	25
3.3.1	Onde elettromagnetiche	25
3.3.2	Velocità di una radiazione elettromagnetica	25
3.3.3	Effetto fotoelettrico	26
3.3.4	Spettri di emissione di atomi	26
3.4	Spettri Atomici e Teoria di Bohr	27
3.5	Relazione di De Broglie	27
3.5.1	Dualismo Onda-particella	28
3.6	Principio di Indeterminazione di Heisenberg	28
3.7	Equazione d'onda (1926)	29

3.8	I numeri quantici	29
3.8.1	Ralazioni tra numeri quantici	29
3.8.2	Rappresentazione grafica degli orbitali atomici	30

Capitolo 1

Introduzione

1.1 Programma del corso di Chimica

- Definizioni e calcoli stechiometrici
- La struttura dell'atomo
- La tavola periodica degli elementi e le proprietà periodiche
- Il legame chimico: teorie e tipologie. interazioni deboli. VSEPR e geometrie molecolari
- Leggi dei gas
- Termodinamica chimica
- Equilibri chimici: acido-base e solubilità
- Elettrochimica
- Proprietà colligative

1.2 La chimica

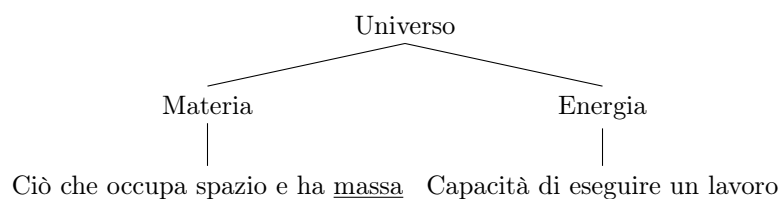
Definizione 1.2.1. *La chimica è la scienza che studia la composizione, la struttura e le trasformazioni della Materia:*

La Materia

1. *Composizione (analisi qualitativa e quantitativa)*
2. *Struttura-proprietà, ad esempio, diamante-grafite*
3. *Modellizzazione e progettazione*

Le trasformazioni della Materia

1. *Corrosione, ad esempio ferro e ruggine*
2. *Combustione, ad esempio le sorgenti di energia*
3. *Sintesi, ad esempio farmaci, pigmenti, nanomateriali, polimeri, ...*



Un sistema è una porzione delimitata di spazio che rappresenta l'oggetto dello studio, mentre, l'ambiente è tutto ciò che sta attorno al sistema: l'insieme di **sistema** e **ambiente** costituisce l'**Universo**

1.2.1 Gli stati della materia

Solido	Liguido	Gas
Ha forma definta e volume proprio	ha volume ma non forma propria	Non ha nè forma, nè volume proprio, si espande in modo da riempire il contenitore che lo contiene.

Tabella 1.1: Stati della materia

1.2.2 Proprietà fisiche

La prioprietà che possono essere osservate e misurate **SENZA** alterare la composizione della sostanza. Ad esempio:

- colore;
- punto di fusione e di ebollizione;
- indice di rifrazione;
- densità.

1.2.3 Trasformazioni fisiche

Trasformazioni che avvengono **SENZA** alterare la composizione della sostanza, ad esempio:

- **ebollizione** di un liquido;
- **fusione** di un solido;
- **sciogliere** im solido in un liquido per ottenere una miscela omogenea (ovvero una **soluzione**)

1.2.4 Trasformazioni chimiche

Trasformazioni che avvengono **ALTERANDO** la natura della sostanze coivolte e portando alla formazione di nuovi compoti, ad esempio: La combustione del metano.

Si parte da **metano** e **ossigeno** e si arriva a **biossido di carbonio** e **acqua**:



Al termine della trasformazione abbiamo sostanze **diverse** da quelle di partenza.

1.2.5 Miscela

Combinazione di due o più sostanze pure

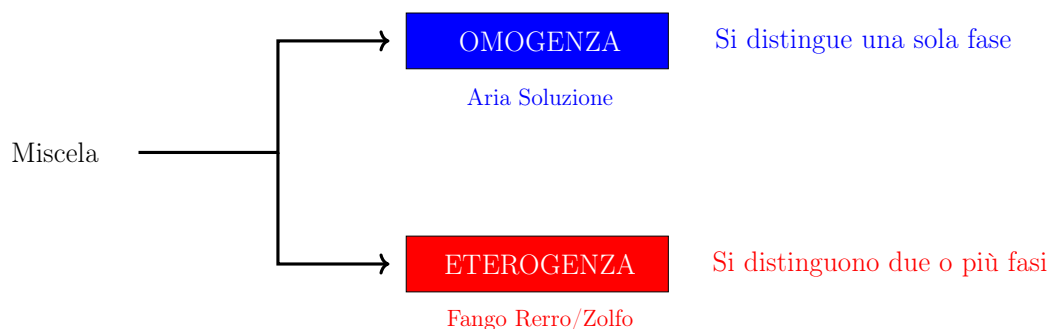


Figura 1.1: Miscele

1.3 La tavola periodica

Definizione 1.3.1. La tavola periodica degli elementi (o semplicemente tavola periodica) è uno schema che consente di ordinare gli elementi chimici sulla base loro numero atomico Z e del numero di elettroni presenti negli orbitali atomici s , p , d , f . Essa fu creata dal chimico e docente russo Dmitrij Ivanovič Mendeleev che pensò a questa soluzione per far studiare più comodamente i propri studenti, in un primo momento essa non fu ben vista dalla comunità scientifica ma poi una volta che si vide la comodità del suddetto sistema di rappresentazione vedendo pure il fatto che si potevano prevedere teorici elementi che andranno a ricoprire degli spazi vuoti fu molto utile, ovviamente nel tempo fu modificata e stabilizzata rispetto all'originale previsto da Mendeleev, non fu l'unico a pensare a questa soluzione all'epoca, infatti, in modo indipendente il chimico tedesco Julius Lothar Meyer fece un qualcosa di simile.

(Mendeleev's) Periodic Table of Chemical Elements via TikZ

Legend:

- Alkali Metal
- Alkaline Earth Metal
- Metal
- Metalloid
- Non-metal
- Halogen
- Noble Gas
- Lanthanide/Actinide

Figura 1.2: Tavola periodica degli elementi

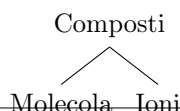
- **Elementi chimici:** sostanze pure che NON possono essere decomposte “separate” in altre sostanze chimiche più semplici e sono costituite da atomi tutti “uguali”
- **Simbolo atomico:** notazione sintetica costituita da uno o due lettere che rappresenta un determinato elemento. Spesso derivano dal nome latino dell'elemento.

Simbolo	Nome	Etimologia nome
Na	Sodio	Lat., <i>natrium</i> , soda
Au	Oro	Lat., <i>aurum</i>
S	Zolfo	Lat., <i>sulphur</i>
K	Potassio	Ar., <i>al-kali</i>
Sb	Antimonio	Lat., <i>stibium</i>

Tabella 1.2: Simboli atomici

1.4 Composti chimici

Definizione 1.4.1. I composti chimici sono delle sostanze costituite da due o più elementi (H_2O , $CaCO_3$, H_2SO_4). Può essere di tipo **MOLECOLARE** (formato da molecole) o **IONICO** (costituito da ioni)



- Molecola: aggregato di atomi legati covalentemente ($H_2O, H_2, Cl_2, C_2H_5OH, \dots$)
- Ioni: Elementi che hanno perso elettroni e sono quindi carichi positivamente, *cationi* ($Li^+, Na^{2+}, Al^{3+}, \dots$) o acquistato elettroni e sono quindi carichi negativamente, *anioni* ($Cl^-, Br^-, O^{2-}, \dots$).

1.4.1 Formula

Definizione 1.4.2. La formula è una rappresentazione di una sostanza mediante gli elementi presenti, indicante il numero atomico presente.

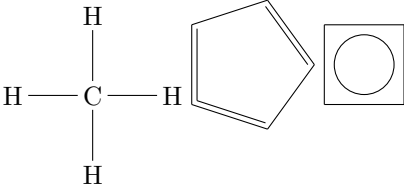
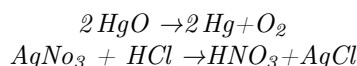
Formula Minima	Formula molecolare	Formula di struttura
Indica gli elementi presenti in un composto e i rapporti tra questi, in termini dei più piccoli numeri interi	Indica gli elementi presenti in un composto e il loro numeri effettivi	Indica anch come sono legati tra loro gli atomi di una molecola
CH	C_6H_6 C_2H_2	

Tabella 1.3: Formula minima, molecolare e di struttura

1.4.2 Legge di conservazione della Massa o legge di Lavoisier

«IN UNA REAZIONE CHIMICA LA MASSA NON È NÉ CREATA NÉ DISTRUTTA, ESSA SI CONSERVA»

Nota 1.4.1. Nel corso di vari esperimenti, Lavoisier dimostrò che la somma delle masse dei prodotti di una reazione chimica è uguale a quella dei reagenti.



Definizione 1.4.3. In un dato composto chimico i rapporti di massa degli elementi di cui esso è costituito sono costituiti, indipendentemente dell'origine del composto o dal modo di preparazione

NaCl (cloruro di sodio) • Cloro 60.7%
 • Sodio 39.3%

100g di NaCl contengono • 60.7g di Cloro
 • 39.3g di Sodio

1.5 Teorie sull'atomo

Dalla fine dell'otocento si sono succedute diverse teorie sulla struttura dell'atomo inteso come la parte più piccola di un elemento, il punto di non divisibilità, in cui non si può andare oltre nel separare il suddetto.

1.5.1 Teoria atomica di di Dalton

1. La materia è costituita da atomi, particelle di materia indistruttibili e indivisibili.
2. Un elemento chimico è costituito da atomi tutti uguali tra loro. Cioè, un oggetto di rame, ad esempio, è costituito da soli atomi di rame.
3. Elementi diversi sono costituiti da atomi diversi per volume, massa e proprietà. Ad esempio, l'idrogeno è un elemento molto piccolo ed è poco elettronegativo (l'elettronegatività è la tendenza di un atomo ad acquistare elettroni e quindi a caricarsi negativamente); invece l'ossigeno è molto più grande rispetto all'idrogeno ed è molto elettronegativo (*infatti l'ossigeno è l'elemento più elettronegativo dopo il fluoro che però è molto raro*).
4. Atomi uguali o diversi possono unirsi tra loro per formare composti chimici.

1.5.2 Modello atomico di Thomson

Definizione 1.5.1. Nel 1897 Thomson identificò gli elettroni, particelle subatomiche con carica elettrica negativa e con massa 2000 volte più piccola della massa dell'atomo di idrogeno. La teoria atomica di Dalton, perciò, fu messa in discussione. Thomson propose inoltre il primo modello di atomo in cui si facesse riferimento a particelle subatomiche, ovvero più piccole dell'atomo.

Thomson ipotizzò che l'atomo fosse una sfera carica positivamente all'interno della quale erano disposti elettroni che neutralizzassero la carica positiva.

Il modello di Thomson rappresentò un importante passo avanti, ma non convinceva del tutto: se c'erano delle particelle subatomiche negative dovevano esserci anche delle subparticelle positive.

1.5.3 Modello atomico di Rutherford

Definizione 1.5.2. Gli studi di Rutherford sull'atomo si concentravano sulle radiazioni α (cioè atomi di elio caricati positivamente). Rutherford "bombardò" una sottilissima lamina d'oro (dello spessore di circa 200 atomi quindi 200u) con un fascio di radiazioni α , mettendo un evidenziatore dietro la lamina.

Alla prima osservazione sembrò che quasi tutte le particelle α attraversassero la lamina, ma osservazioni più accurate dimostrarono che un numero molto piccolo veniva deviato e che un numero ancora più piccolo veniva persino riflesso. Il fatto che quasi tutte le particelle attraversassero gli atomi di oro significava che non incontravano ostacoli. Le uniche due possibilità erano che incontrassero o spazi vuoti o elettroni. Di contro, le particelle che venivano deviate sfioravano i nuclei degli atomi e le particelle che venivano riflesse si scontravano con i nuclei degli atomi.

Rutherford immaginò che l'atomo fosse come un piccolo sistema solare, un atomo planetario con un nucleo come sole ed elettroni come pianeti, dove ogni elettrone si muoveva lungo una precisa orbita.

Ma De Broglie avanzò l'ipotesi che se l'elettrone si muoveva lungo una precisa orbita si poteva calcolare sia la velocità che lo spazio percorso.

L'elettrone poteva quindi essere considerato come un'onda elettromagnetica. L'idea di elettrone onda fu accettata, ma a questo punto non si riusciva più a localizzarlo. Con il famoso Principio di Indeterminazione di Heisenberg, con cui dichiarava l'impossibilità di conoscere in pratica le caratteristiche del movimento dell'elettrone, si risolse il problema.

1.5.4 Modello atomico di Bohr

Definizione 1.5.3. I fisici del tempo di Einstein contrastavano molto Rutherford perché l'elettrone girando velocemente perde energia e quindi alla fine la sua carica elettrica doveva annullarsi. Inoltre sostenevano che la struttura dell'atomo non era planetaria. Ma Bohr (contemporaneo di Einstein), grazie l'uso degli spettri, ipotizzò un'altra struttura atomica in contrasto con quella di Rutherford.

Se si prende la luce bianca del sole e la si fa passare attraverso un prisma di vetro, si scompone e si può notare su una lastra fotografica: a questo punto si vede la scomposizione della luce bianca nei suoi colori. Ma Bohr studiò in particolare lo spettro dell' H_2 . Fu portato all'incandescenza e la luce fatta passare attraverso un prisma. Si notarono cinque bande di colori diversi con lo sfondo nero.

Bohr accettò l'ipotesi di Rutherford che l'atomo fosse formato da un nucleo (con all'interno i nucleoni) e da elettroni che si trovavano su livelli energetici. Questi poi furono chiamati orbite ma dato che l'elettrone (che è sia onda che particella) si muove intorno al nucleo con un moto impossibile da definire si deve parlare di possibilità, cioè di orbitale.

Secondo Bohr i livelli energetici sono quantizzati, cioè ogni livello energetico ha una quantità di energia diversa, per esempio la quantità di energia $n=1$ è maggiore di $n=2$. A mano a mano che ci si allontana dal nucleo, quindi, la quantità di energia diminuisce. Questa quantità di energia è detta Quanto. Precisamente il quanto di energia è definito come l'energia necessaria all'elettrone per far passare l'elettrone stesso da un livello energetico ad un altro. Se invece vogliamo far passare un elettrone da $n=3$ a $n=1$ bisogna togliere energia.

Bohr calcolò anche il raggio dell'orbita: $r=53n(\text{al quadrato}) \text{ pm}$

1.6 L'atomo

L'atomo è la particella più piccola di un elemento che possiede tutte le caratteristiche chimiche dell'elemento. l'atomo è prevalentemente spazio vuoto (99.999...%)

- protoni e neutroni sono nel nucleo (99.99...% della massa totale dell'atomo)
- il numero di elettroni è uguale al numero di protoni
- gli elementi occupano lo spazio attorno al nucleo.

d) è estremamente piccolo. . . Il numero di atomi presenti in un cucchiaino di acqua è 3 volte il numero di cucchiaini di acqua nell'Oceano Atlantico.

1.6.1 Composizione atomica

	Carica relativa	Carica assoluta	Massa assoluta	Massa relativa
Protoni	+1	$+1.602 \cdot 10^{-19}C$	$1.673 \cdot 10^{-27}Kg$	1.007 u.m.a
Elettroni	-1	$-1.602 \cdot 10^{-19}C$	$9.109 \cdot 10^{-31}Kg$	0.0005 u.m.a*
Neutroni	nessuna carica elettrica		$1.675 \cdot 10^{-27}Kg$	1.009 u.m.a.

Tabella 1.4: Composizione atomica

*u.m.a. = unità di massa atomica; $1 \text{ u.m.a.} = 1.6605665 \cdot 10^{-24}g$

1.6.2 Numero atomico, Z

Tutti gli **atomi** dello stesso **elemento** hanno lo stesso numero di **protoni** nel **nucleo**.

Il numero di protoni è chiamato: **NUMERO ATOMICO**

Si indica con la lettera **Z** maiuscola

Poichè un **atomo** è eletttricamente neutrale, il numero di **protoni** è uguale al numero di **elettroni** che circondano il *nucleo*.

$$\text{N° PROTONI} = \text{N° ELETTRONI}$$

1.6.3 Numero di Massa, A

Il **numero di massa** è la somma dei protoni e dei neutroni presenti nel nucleo dell'atomo.

$$\text{Numero di Massa (A)} = n^{\circ} \text{ protoni} + n^{\circ} \text{ neutroni}$$

Un atomo di boro può avere: $A = 5p + 5n = 10 \text{uma}$.

A → 10	B	Nome	BORO
		Simbolo	B
Z → 5		Protoni	5
		Neutroni	5
		Elettroni	5
		Numero Atomico	5
		Numero di massa	10

Figura 1.3: Esempio di numero di massa e di numero atomico

1.7 Isotopi

Atomi dello stesso elemento (stessa **Z**) ma aventi diverso numero di massa (**A**)

${}^6_3\text{Li}$		${}^7_3\text{Li}$
Litio	Nome	litio
Li	Simbolo	Li
3	Protoni	3
3	Neutroni	4
3	Elettroni	3
3	Numero Atomico	3
6	Numero di massa	7

Tabella 1.5: Esempio della differenza di Isotopi tra il liteo ${}^6_3\text{Li}$ e il ${}^7_3\text{Li}$

Osservazione 1.7.1. Gli isotopi di un elemento, sebbene abbiamo masse differenti, non differiscono nel comportamento chimico perché hanno lo stesso numero di protoni (numero atomico) e quindi lo stesso numero di elettroni.

1.7.1 Isotopi dell'idrogeno

L'idrogeno (H) è formato da tre isotopi che possiedono ciascuno un protone ma differiscono per il numero di neutroni

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Idrogeno	deuterio	trizio
Protio	Idrogeno pesante	

Tabella 1.6: Isotopi dell'idrogeno

Osservazione 1.7.2. Nel caso del trizio è radioattivo

1.7.2 Isotopi del carbonio

Il carbonio è formato da tre isotopi che possiedono ciascuno sei protoni ma differiscono per il numero di neutroni.

${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$
carbonio-12	carbonio-13	carbonio-14
6 protoni	6 protoni	6 protoni
6 neutroni	7 neutroni	8 neutroni
(98.98%)	(1.01%)	(1/10 ¹² atomi di C)
		Radiattivo

Tabella 1.7: isotipi del carbonio

Il ${}^{14}_6\text{C}$ è radeattivo (instabile) con un tempo di dimezzamento di 5700 anni.Lo si usa per datare i reperti archeologici.
Come conseguenza dell'esistenza degli isotopi, la massa di un insieme di atomi ha un valore medio.

Massa Media

=

Massa Atomica

Ad esempio, Il Boro è 20% ${}^{10}\text{B}$ e 80% ${}^{11}\text{B}$ ha una abbondanza terrestre pari all'80%.

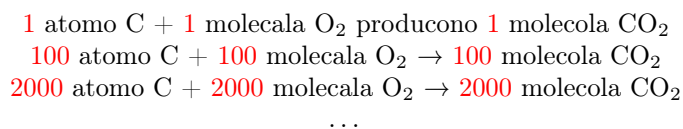
1.8 Massa atomica

- Determinata sperimentalmente risulta inferiore rispetto alla somma dei costituenti. Il “difetto di massa” è dovuto all’energia che si sviluppa quanto si formano i nuclei.
- La massa degli atomi (10⁻²⁴-10⁻²² g) è troppo piccola per essere espressa in kg o g. Si ricorre a una massa relativa.
- Definisce la massa di un elemento rispetto a unatomo di un altro elemento.
- Ad esempio, un atomo di O è circa 16 volte più pesante di una atomo di H.

- Occorre definire un elemento come standard rispetto al quale vengono misurati tutti gli altri.
- Per convenzione la massa del ^{12}C è stata posta esattamente uguale a 12 u.m.a.
- Perciò un u.m.a. è uguale a $\frac{1}{12}$ della massa del ^{12}C

1.9 Come contare gli atomi?

Il carbonio brucia all'aria $\text{C}_{(\text{s})} + \text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})}$



Attenzione 1.9.1. *Questi numeri corrispondono alle quantità in peso estremamente ridotte, non utilizzabili in laboratorio.*

Si introduce una “unità di misura” conveniente che permette di utilizzare pesi convenienti nella pratica di laboratorio:



1.10 Macroscopico e Microscopico

Macroscopico tutto ciò che si può conoscere da una diretta osservazione delle proprietà fisiche delle materie e delle sue trasformazioni.

Microscopico Il livello atomico, costituito da atomi e molecole, così piccole da non essere visibile ad occhio nudo o da strumenti di ingrandimento non elettronici.

La **MOLE** ci permette di collegare il livello microscopico con il livello macroscopico, in cui abbiamo a che fare con la quantità di sostanza che possono essere pesata e maneggiate.

1.10.1 La mole

Unità per la quantità di materia

- 1 mole (mol) di qualsiasi sostanza contiene un numero di particelle (atomi, molecole, ioni, elettroni, ...) pari al numero di Avogadro ($N_A = 6.022 \times 10^{23}$)¹.
- 1 mole è la quantità di sostanza che contiene tante particelle (atomi, molecole) quante sono contenute in 12.0g di ^{12}C .

Nota bene 1.10.1. *se si prendesse un numero di palline da ping-pong pari al numero di Avogadro, e le si disponesse in modo omogeneo sulla superficie terrestre, si raggiungerebbe un'altezza di 50 chilometri, ovvero più di 6 volte l'altezza dell'Everest.*

¹Una mole è quella quantità di “qualcosa” che corrisponde a 602.214.179.000.000.000.000 unità

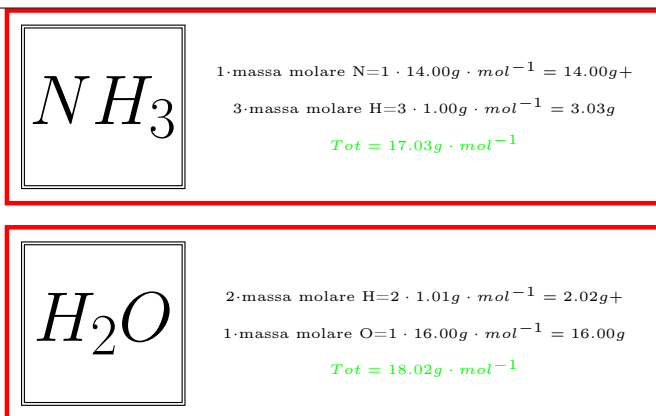
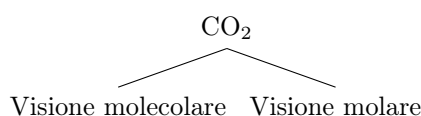


Figura 1.4: Esempio di massa Molare

Le **formule chimiche** sono scritte simboliche che contengono tutta l'informazione **qualitativa** (quali tipi di atomo) e **quantitativo** (quanti atomi) necessaria a descrivere la composizione atomica della sostanza.



Visione Molecolare Una molecola (44.01 uma) contiene:

- 1 atomo C (12.01 uma)
- 2 atomo O ($2 \times 16.00 = 32.00uma$)

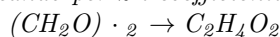
Visione Molare 1 mol di molecola (44.01g) contiene:

- 1 mol di atomi C (12.01g)
- 2 mol di atomi O ($2 \times 16.00g = 32.00g$)

Esercizio 1.10.1. Calcolare la massa molare dell'acido acetico sapendo che ha formula minima CH_2O e che il numero di atomi di ossigeno presenti per molecole è uguale a 2.

masse molari atomiche: $H = 1.01g \cdot mol^{-1}$; $C = 12.01g \cdot mol^{-1}$; $O = 16.00g \cdot mol^{-1}$

- a) Calcolare la formula molecolare, considerando che ci sono 2 atomi di ossigeno (O) per molecola, la formula molecolare si ricava moltiplicando per 2 i coefficienti di quella minima.



- b) Calcoliamo il contributo di ciascun elemento:

$$\text{Carbonio} = 2mol \cdot 12.01 \frac{g}{mol} = 24.02g;$$

$$\text{Idrogeno} = 4mol \cdot 1.01 \frac{g}{mol} = 4.04g;$$

$$\text{Ossigeno} = 2mol \cdot 16.00 \frac{g}{mol} = 32.00g$$

- c) Calcoliamo il contributo di ciascun elemento:

$$MM_{\text{Acidoacetico}} = (24.02g + 4.04g + 32.00g) \cdot mol^{-1} = 60.06g \cdot mol^{-1}$$

Risultato

Massa molare	$60.06g \cdot mol^{-1}$
Massa di una molecola	$60.06u.m.a.$

Tabella 1.8: risultato

Esercizio 1.10.2. Calcolare quante moli sono contenute in 30.03g di acido acetico ($C_2H_4O_2$).

a) Calcolare la massa molare dell'acido acetico:

$$\text{Carbonio} = 2\text{mol} \cdot 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 24.02\text{g}$$

$$\text{Idrogeno} = 4\text{mol} \cdot 1.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4.04\text{g}$$

$$\text{Ossigeno} = 2\text{mol} \cdot 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32.00\text{g}$$

$$MM_{\text{Acidoacetico}} = 24.02\text{g} + 4.04\text{g} + 32.00\text{g} = 60.06\text{g}$$

b) Calcoliamo il numero di moli contenute nella quantità data:

$$\text{mol}_{\text{Acidoacetico}} = \frac{\text{massa acido acetico (g)}}{\text{Massa Molare Acido acetico } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{30.03\text{g}}{60.06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.50\text{mol}$$

Esercizio 1.10.3. Calcolare quante moli sono contenute in 42.05g di carbonato di calcio ($CaCO_3$), sapendo che le masse molari atomiche sono $Ca = 40.08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $C = 12.01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e $O = 16.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Calcolare la massa molare (MM) del carbonato di calcio:

$$\text{Calcio} = 1\text{mol} \cdot 40.08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 40.08\text{g}$$

$$\text{Carbonio} = 1\text{mol} \cdot 12.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12.01\text{g}$$

$$\text{Ossigeno} = 3\text{mol} \cdot 16.00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 48.00\text{g}$$

$$MM_{CaCO_3} = 40.08\text{g} + 12.01\text{g} + 48.00\text{g} = 100.09$$

b) Calcoliamo il numero di moli contenute nella quantità data:

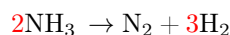
$$\text{mol}_{CaCO_3} = \frac{\text{massa } CaCO_3(g)}{\text{Massa Molare } CaCO_3 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{42.05\text{g}}{100.09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.42\text{mol}$$

Capitolo 2

Stechiometria

Definizione 2.0.1. La stechiometria è una branca della chimica che studia i rapporti quantitativi delle sostanze chimiche nelle reazioni chimiche. La stechiometria di reazione indica in che rapporto due o più sostanze reagiscono tra di loro. Essa viene rappresentata attraverso coefficienti, detti coefficienti stechiometrici.

Per avere una rappresentazione quantitativa è fondamentale BILANCIARE correttamente l'equazione usando gli opportuni coefficienti stechiometrici.



I *coefficienti stechiometrici* sono numeri interi che indicano quante moli (o molecole, atomi oppure ioni) reagiscono (se si tratta di un reagente) o si formano (se si tratta di un prodotto) durante la reazione chimica.

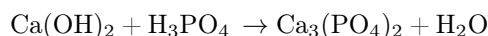
2.1 Bilanciamento di un'equazione chimica

Definizione 2.1.1. Le trasformazioni chimiche rispettano la *legge di conservazione della massa o legge di Lavoisier* (1.4.2). Per bilanciare un'equazione chimica si deve avere che:

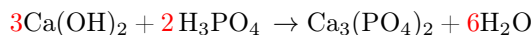
- per ciascun elemento, gli atomi presenti tra i reagenti devono essere in numero *UGUALE* a quelli presenti tra i prodotti;
- se la reazione coinvolge specie ioniche, la somma delle cariche elettriche dei reagenti, deve essere uguale a quella dei prodotti

2.1.1 Metodo per tentativi successivi

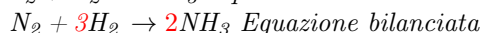
Si basa su una attenta osservazione dell'equazione non bilanciata:



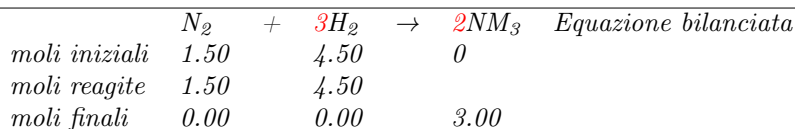
Si attribuiscono i coefficienti stechiometrici facendo in modo che il numero e il tipo degli atomi presenti tra i reagenti, siano uguali a quelli presenti a destra della freccia:



Esercizio 2.1.1. Calcolare le moli e i grammi di NH_3 che si formano quando si fanno reagire 42.00 grammi N_2 con 9.09g di H_2 .



- Massa molare di N_2 : $2 \cdot 14.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e quindi la mole di N_2 : $\frac{42.00\text{g}}{28.00\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1} = 1.50 \text{ mol di } \text{N}_2$
- Massa molare H_2 : $2 \cdot 1.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2.02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e quindi la mole di H_2 : $\frac{9.09\text{g}}{2.02\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1} = 4.50 \text{ mol di } \text{H}_2$
- Massa molare NH_3 : $3 \cdot 1.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3.03\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \cdot 14.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 14.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = M_{\text{NH}_3} = 3.03 + 14.00 = 17.03\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$



Calcoliamo le moli di NH_3 ottenute:

$$n^0 \text{ mole prodotto} = \frac{\text{coefficiente stechiometrico prodotto}}{\text{coefficiente stechiometrico reagente}} \times \text{moli effettivi di reagente}$$

Rispetto a N_2 : $n^0 \text{ moli } NH_3 = \frac{2}{1} \times 1.50 = 3.00$

$$\text{grammi } NH_3 = \frac{17.03g}{1mol} \times 3.00mol \text{ (moli ottenute)} = 51.09g \text{ di } NH_3$$

Esercizio 2.1.2. Calcolare le moli di NH_3 che si formano quando si fanno reagire 21.00 grammi N_2 con 3.03g di H_2 .

$$\begin{aligned} \text{moli } N_2: \frac{21.00g}{28.00g \cdot mol^{-1}} &= 0.75mol \text{ di } N_2 \\ \text{moli } H_2: \frac{3.03g}{2.02g \cdot mol^{-1}} &= 1.50mol \text{ di } H_2 \end{aligned}$$

	N_2	+	$3H_2$	\rightarrow	$2NH_3$
Moli iniziali	0.75		1.50		0

Per stabilire qual è il reagente limitante, calcoliamo quante moli di H_2 servono per poter consumare 0.75 moli di N_2 :

$$1 \cdot (molN_2) : 3 \cdot (molH_2) = 0.75 : X \text{ da cui } X = \frac{3 \cdot 0.75}{1} = 2.25$$

Quindi per far reagire completamente N_2 è necessaria una mole di H_2 pari a 2.25, dal momento che le moli di H_2 disponibili sono solo 1.50, si deduce che:

H_2 è il reagente limitante, N_2 quello in eccesso¹

Le moli di prodotti vanno calcolate considerando le moli del reagente limitante.

$$3(molH_2) : 2(molNH_3) = 1.50 : X \text{ da cui } X = \frac{2 \cdot 1.50}{3} = 1.00mol \text{ di } NH_3$$

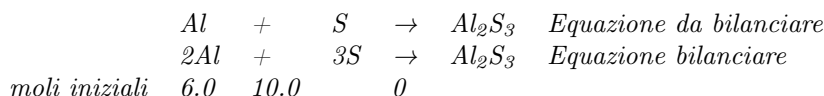
Anche le moli non reagite del reagente in eccesso vanno calcolate considerando quelle del reagente limitante.

$$3(molH_2) : 1(molNH_3) = 1.50 : X \text{ da cui } X = \frac{1 \cdot 1.50}{3} = 0.50mol \text{ di } N_2$$

che hanno reagito con 1.50 moli di H_2 – Dopo aver calcolato ed analizzato la situazione possiamo dire e definire con una semplice sottrazione che la mole in eccesso è:

$$\text{moli in eccesso} = \text{moli effettive} - \text{moli reagente} = 0.75 - 0.50 = 0.25mol$$

Esercizio 2.1.3. Calcolare le moli e i grammi di Al_2S_3 che si formano quando si fanno reagire 6.0 moli di Al con 10.0 moli di S .



Per stabilire se c'è un reagente limitante, calcoliamo quante moli di S servono per poter consumare 6.0 moli di Al :

$$2 \cdot (molAl) : 3 \cdot (molS) = 6.0 : X \text{ da cui } X = \frac{3 \cdot 6.0}{2} = 9.0$$

Quindi bastano 9.0 moli di S per far reagire completamente 6.0 moli di Al . Dal momento che le moli di S disponibili sono 10.0, l'alluminio è il reagente limitante. Ora, partendo dall'equazione bilanciata, possiamo ricavare i seguenti rapporti molari:

Moli iniziali	6.0	10.0	0.0
Moli reagente	6.0	$\frac{1}{2} \cdot 6.0 = 3.0$	
Moli finali	0.0	$10.0 - 3.0 = 7.0$	$\frac{1}{2} = 3.5$

Si formano 3.0 moli di Al_2S_3 . La massa molare di questo composto è di 150g/mol. Sono stati ottenuti:

$$(3.0 \text{ mol di } Al_2S_3) \cdot (150g/mol) = 450g \text{ di } Al_2S_3$$

¹Coefficiente stechiometrico

2.2 Resa o rendimento di una reazione

Non sempre le reazioni procedono fino a *completamento*, fino a quando i reagenti (almeno quello limitante²) sono completamente convertiti nei prodotti. Inoltre, si possono avere delle reazioni secondarie che portano i reagenti a trasformarsi in prodotti diversi da quelli riportati nell'equazione.

In questi casi la quantità di prodotti ottenute, risultano inferiori alle quantità teoriche (stechiometriche).

Definizione 2.2.1. Si definisce **reso o rendimento percentuale** (r) di una reazione chimica il rapporto (moltiplicato per cento) il rapporto tra la quantità di prodotto effettivo ottenuto Q_e e quella che si sarebbe avuta se la reazione fosse andata a completamento (resa teorica Q_t):

$$r = \frac{Q_e}{Q_t} \cdot 100 \quad (2.1)$$

Esercizio 2.2.1. *Facendo gorgogliare un eccesso di Cl_2 in una soluzione contenente 176.6g di MgBr_2 , si ottiene 135.0g di Br_2 . Qual'è la resa percentuale in Br_2 ?*



Peso molecolare MgBr_2 : $\text{Mg} : 1\text{mol} \cdot 24.3\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 24.3\text{g};$

$\text{Br} : 2\text{mol} \cdot 79.9\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 159.8\text{g};$

$\text{Totale} : 24.3\text{g} + 159.8\text{g} = 184.1\text{g}$

$\text{Massa molare} = 184.1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

mole MgBr_2 : $176.6\text{g}/184.1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.9593 \text{ mol di } \text{MgBr}_2$

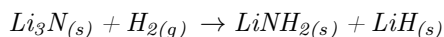
grammi di Br_2 corrispondenti a una resa del 100% $0.9593\text{mol} \cdot 159.8\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 153.3\text{g di } \text{Br}_2$

Ma visto che la resa del 100% non esiste andiamo a calcolarci la resa reale del composto, andando ad utilizzare la formula vista in (2.1), Nella reazione si ottengono 135.0g di Br_2 , di conseguenza la resa percentuale è:

$$\frac{135.0\text{g}}{153.3\text{g}} \cdot 100 = 88.1\%$$

Quindi abbiamo ottenuto una resa del 88.1%

Esercizio 2.2.2. *Si ricercano attivamente composti in grado di immagazzinare idrogeno da impiegare come combustibile per veicoli. Una delle reazioni studiate è:*



a) *Quante moli di idrogeno sono presenti necessarie per reagire con 1.5mg di Li_3N ?*

b) *Calcolare la massa di Li_3N che produrrebbe 0.65 mol di LiH*

Bilanciamo l'equazione: $\text{Li}_3\text{N}_{(s)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{LiNH}_{2(s)} + 2\text{LiH}_{(s)}$

Massa molare Li_3N :

$\text{Li} : 3\text{mol} \cdot 6.94\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 20.82\text{g};$

$\text{N} : 1\text{mol} \cdot 14.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 14.01\text{g};$

$\text{Totale} : 20.82\text{g} + 14.01\text{g} = 34.83\text{g}$

$\text{Massa molare} = 34.83\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa Molare:

$\text{H}_2 : 2.02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1};$

$\text{LiNH}_2 : 22.97\text{g} \cdot \text{mol}^{-1};$

$\text{LiH} : 7.95\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Trasformiamo i grammi in moli:

$$n^0 \text{ moli } \text{Li}_3\text{N} = \frac{\text{quantità di sostanza (g)}}{\text{massa molare (g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{1.5 \cdot 10^{-3}\text{g}}{34.83\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4.3 \cdot 10^{-5}\text{mol}$$

²Il reagente limitante è quello presente in minor quantità quindi limita la massima reazione effettuabile in un composto

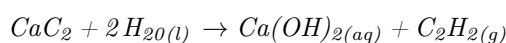
	$Li_3N_{(s)}$	+	$2H_{2(s)}$	\rightarrow	$LiNH_{2(s)}$	+	$2LiH_{(s)}$
Moli iniziali	$4.3 \cdot 10^{-5}$?		0		0
Moli reagite	$4.3 \cdot 10^{-5}$		$2 \cdot 4.3 \cdot 10^{-5} = 8.6 \cdot 10^{-5}$				
Moli finali	0.0		0.0		$4.3 \cdot 10^{-5}$		$8.6 \cdot 10^{-5}$

Il rapporto stechiometrico tra Li_3N e LiH è di 1 a 2, perciò per ottenere 0.65 mol di LiH sono necessarie $\frac{0.65}{2} = 0.32 \text{ mol}$ di Li_3N , che corrispondono a $0.32 \text{ mol} \cdot 34.83 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11.15 \text{ g}$.

Esercizio 2.2.3. Il carburo di calcio, CaC_2 , reagisce con acqua formando idrossido di calcio e il gas infiammabile etino.

- Qual'è il reagente limitante se 100.00g di acqua reagiscono con 100.00g di carburo di calcio?
- Quale massa di etino è possibile produrre?
- Quale massa del reagente eccedente residuerebbe una volta completata la reazione?
- Quale sarebbe la resa percentuale della reazione se si ottenessero 23.20g di etino?

Come al solito il primo passo è proprio bilanciare l'equazione stechiometrica:



Massa molare CaC_2 :

$$\begin{aligned} Ca &: 1 \text{ mol} \cdot 40.08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40.08 \text{ g}; \\ C &: 2 \text{ mol} \cdot 12.01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 24.02 \text{ g}; \\ \text{Totale} &: 40.08 \text{ g} + 24.02 \text{ g} = 64.10 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\text{Massa Molare} = 64.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Massa molare:

$$\begin{aligned} H_2O &: 18.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \\ Ca(OH)_2 &: 74.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \\ C_2H_2 &: 26.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Trasformiamo i grammi in moli:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{moli } CaC_2 &= \frac{\text{quantità di sostanza (g)}}{\text{massa molare (g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{100.00 \text{ g}}{64.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.56 \text{ mol} \\ n^\circ \text{moli } H_2O &= 5.55 \text{ mol} \end{aligned}$$

	$CaC_{2(s)}$	+	$2H_{2O(l)}$	\rightarrow	$Ca(OH)_{2(aq)}$	+	$C_2H_{2(g)}$
moli iniziali	1.56		5.55		0		0
moli reagite	1.56		$2 \cdot 1.56 = 3.12$				
moli finali	0.00		$5.55 - 3.12 = 2.43$		1.56		1.56

CaC_2 è il reagente limitante, H_2O quallo in eccesso

Grammi di C_2H_2 corrispondenti a una resa del 100%:

$$1.56 \text{ mol} \cdot 26.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40.62 \text{ g di } C_2H_2$$

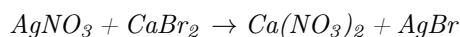
Grammi di H_2O in eccesso:

$$2.43 \text{ mol} \cdot 18.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 43.79 \text{ g di } H_2O$$

Se nel corso della reazione si ottenessero 23.20g di etino, la resa percentuale sarebbe:

$$\frac{23.20 \text{ g}}{40.62 \text{ g}} \cdot 100 = 57.11\%$$

Esercizio 2.2.4. Sulla base della seguente reazione (da bilanciare), stabilire qual'è il reagente limitante e calcolare quanti grammi di AgBr e di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ si formano per reazione di 8.60g di AgNO_3 con 9.30g di CaBr_2 .



1. Bilanciamo l'equazione: $2\text{AgNO}_3 + \text{CaBr}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgBr}$

2. Calcoliamo la masse molari dei reagenti:

$$M.M._{\text{AgNO}_3} = 107.87 + 14.01 + 3 \cdot 16.00 = 169.88 \text{ g/mol}$$

$$M.M._{\text{CaBr}_2} = 199.81 \text{ g/mol}$$

3. Calcoliamo le moli di reagenti:

$$\text{moli di AgNO}_3 = \frac{8.60 \text{ g}}{169.88 \text{ g/mol}} = 0.051 \text{ mol}$$

$$\text{moli di CaBr}_2 = \frac{9.30 \text{ g}}{199.81 \text{ g/mol}} = 0.046 \text{ mol}$$

4. Individuiamo il reagente limitante:

metodo a: per ciascun reagente calcoliamo il rapporto tra le moli effettivamente presenti nell'ambiente della reazione e il coefficiente stechiometrico

$$R_{\text{AgNO}_3} = \frac{\text{moli}_{\text{AgNO}_3}}{\text{coefficiente}_{\text{AgNO}_3}} = \frac{0.051}{2} = 0.026$$

$$R_{\text{CaBr}_2} = \frac{\text{moli}_{\text{CaBr}_2}}{\text{coefficiente}_{\text{CaBr}_2}} = \frac{0.046}{1} = 0.046$$

Confrontando i due rapporti risulta $R_{\text{CaBr}_2} > R_{\text{AgNO}_3}$; questo significa che, rispetto ai rapporti stechiometrici, le moli di CaBr_2 effettivamente presenti sono in ECCESSO rispetto a quelle che sarebbero necessarie per far reagire completamente l' AgNO_3 , che pertanto risultano essere il reagente limitante.

metodo b: dalla proporzione

$$2 : 1 = 0.051 \text{ mol di AgNO}_3 : x \text{ mol di CaBr}_2$$

calcoliamo quante moli di CaBr_2 sono necessarie per consumare 0.051 mol di AgNO_3 ; si ottiene $x = \frac{0.051}{2} = 0.026 \text{ mol}$. Dal momento che moli di CaBr_2 disponibili sono 0.046, si deduce che il CaBr_2 è presente in ECCESSO e che AgNO_3 risulta essere il reagente limitante.

5. Come in ogni caso andiamo a calcolare le moli finali

	AgNO_3	+	2CaBr_2	\rightarrow	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	+	2AgBr
moli iniziali	0.051		0.046		0		0
variazione	-0.051		-0.026		+0.026		+0.051
moli finali	0.00		0.020		0.026		0.051

Le moli dei prodotti sono state calcolate partendo da quelle del reagente limitante e considerando i rapporti stechiometrici tra questo e ciascuno dei prodotti. Nel caso del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ abbiamo:

$$2 : 1 = 0.051 \text{ mol di AgNO}_3 : x \text{ mol di CaBr}_2$$

da cui possiamo calcolare moli di CaBr_2 possiamo ottenere da 0.051 moli di AgNO_3 : $x = \frac{0.051}{2} = 0.026 \text{ mol}$ di CaBr_2 . Analogamente, impostando la proporzione opportuna, può essere calcolato il numero di moli dell'altro reagente.

6. Calcoliamo le masse molari dei prodotti:

$$M.M._{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 164.10 \text{ g/mol}$$

$$M.M._{\text{AgBr}} = 187.77 \text{ g/mol}$$

7. Calcoliamo le masse in grammi dei prodotti:

$$g \text{ di Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.026 \text{ mol} \cdot 164.10 \text{ g/mol} = 4.3 \text{ g}$$

$$g \text{ di AgNO}_3 = 0.051 \text{ mol} \cdot 187.77 \text{ g/mol} = 9.6 \text{ g}$$

Capitolo 3

Modelli atomici

3.1 Teoria atomica di Dalton

Teoria 3.1.1. *Atomi costituiti da una nuola di carica positiva neutralizzata da elettroni in un modello a panettone*

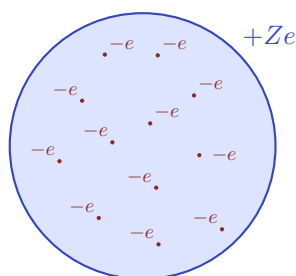


Figura 3.1: Modello atomico di Dalton

Sostanzialmente Dalton suppose che l'atomo fosse un modello sferico in cui la carica positiva circondava le cariche negative che erano presenti al suo interno esattamente come le uvette o i canditi all'interno di un panettone o di un Plum pudding, ovviamente questo modello agli occhi dei dati odierni fa un po' sorridere ma è già un punto di inizio. Non si parla ancora di orbite, di neutroni o di della composizione del nucleo.

3.2 Esperimento e modello atomico di Rutherford

Teoria 3.2.1. *Atomo nucleare costituito da un nucleo formato da protoni e neutroni circondando da un numero di elettroni pari ai protoni.*

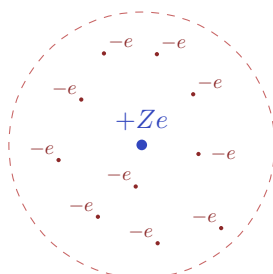


Figura 3.2: Modello atomico di Rutherford

3.2.1 Esperimento di Rutherford

L'esperimento di Rutherford sulla deviazione di particelle α (He_2^+) da parte di sottili lamine d'oro (600nm). Lampi di luce segnalano dove le particelle alfa hanno colpito lo schermo.

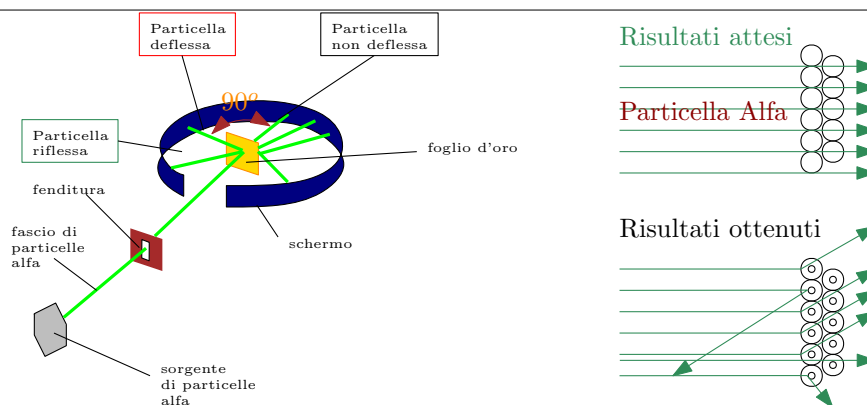


Figura 3.3: Illustrazione dell'esperimento di Rutherford

Una particella in movimento ed elettricamente carica perde incessantemente energia, questo vale anche per l'elettrone ($-$), perdendo via via energia avrebbe finito per muoversi lungo orbite più piccole fino a cadere sul nucleo (collassando miseramente).

Nota 3.2.1. *Quello che diede l'idea a Rutherford dell'esistenza di un nucleo atomico fu proprio il fatto che al alcuni raggi andavano a spattersi in altri punti dello schermo fosforescente addirittura alcuni facevano un quasi angolo retto rispetto alla direzione del verso imposto da cannone ad impulsi che emetteva le particelle alfa, da questo possiamo dedurre che la particella emessa sbatteva fisicamente contro qualcosa e da lì le prime idee di nucleo atomico. Ancora non parliamo di Neutroni, quello arriverà solo qualche anno dopo con gli attuali modelli atomici.*

3.2.2 Punti critici

Se gli elettroni sono stazionari l'attrazione elettrostatica dovrebbe portarli sul nucleo, se si muovono in un'orbita attorno al nucleo si instaura un dipolo oscillante che dissipa energia sotto forma di onda elettromagnetica con conseguente caduta dell'elettrone sul nucleo. In somma un modello che se fosse stato reale l'atomo non sarebbe stabile, infatti, questa teoria non è stata ritenuta valida allungo, ma il modello inizia ad avvicinarsi all'idea dell'atomo odierno con un nucleo e gli elettroni che gira attorno. Questo fenomeno veniva anche definito «Death-spiral of the electron»

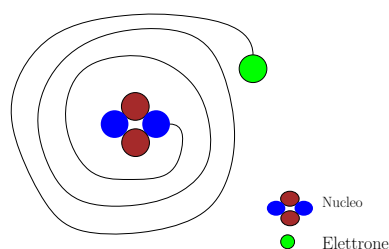


Figura 3.4: Limiti del modello atomico di Rutherford

3.3 Onda

Definizione 3.3.1. Un'onda è una perturbazione che nasce da una sorgente e si propaga nel TEMPO e nello SPAZIO, trasportando ENERGIA.

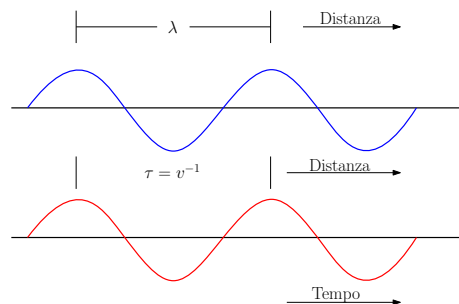


Figura 3.5: Esempio onde

Il λ è la distanza tra due massimi o due minimi successivi.

3.3.1 Onde elettromagnetiche

Definizione 3.3.2. Una radiazione elettromagnetica può essere considerata con un campo elettromagnetico oscillante che si propaga nello spazio. *La luce è una radiazione elettromagnetica, e ha quindi una natura ondulatoria.*

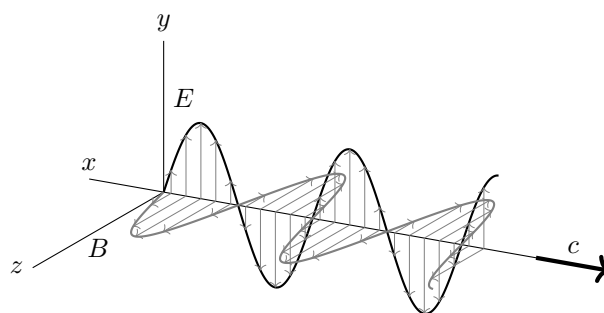


Figura 3.6: Onde elettromagnetiche

$$c = \frac{E}{B}$$

$$c = \frac{1}{\sqrt{\mu_0 \epsilon_0}}$$

E = ampiezza del campo elettrico

B = ampiezza del campo magnetico (*valori istantanei*)

c = velocità della luce ($3 \times 10^8 \text{ m/s}$)

μ_0 = permeabilità magnetica nel vuoto, $\mu_0 = 1.3 \times 10^{-6} \text{ N/A}^2$

ϵ_0 = permeabilità elettrica nel vuoto, $\epsilon_0 = 8.9 \times 10^{-12} \text{ C}^2/\text{Nm}^2$

Nota 3.3.1. La luce consiste in un campo elettrico, un campo magnetico oscillanti e orientati perpendicolarmente tra loro, ma anche perpendicolarmente alla direzione di propagazione del raggio.

3.3.2 Velocità di una radiazione elettromagnetica

Nel vuoto una radiazione elettromagnetica si propaga alla velocità della luce¹. La formula che va a definire tale aspetto è la seguente:

$$\lambda \cdot v = C \quad (3.1)$$

Di cui:

λ = La lunghezza d'onda (km, m, cm, μm , nm, \AA)²

v = La frequenza (cicli per sec = Hertz o Hz)

C = Una costante che nel vuoto è pari a $3.00 \times 10^8 \text{ m/sec}$

¹Essendo la luce stessa facente parte della suddetta categoria

² $\mu = 10^{-6} \text{ m}$; $\text{nm} = 10^{-9} \text{ m}$, $\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$

Osservazione 3.3.1. Da questo possiamo dedurre che λ e ν risultano essere inversamente proporzionali, infatti, più aumenta una l'altra tende a diminuire.

Nota 3.3.2. Sul sito di Nikon è disponibile una dimostrazione per mostrare le proporzioni partendo da elettrone ad una galassia, il suo nome è Nikon universe, è un sito ben fatto e richiede JS (JavaScript) attivo nel proprio browser, per accedere alla dimostrazione clicca [qui](#)³.

3.3.3 Effetto fotoelettrico

Definizione 3.3.3. L'effetto fotoelettrico è quel fenomeno che consiste nell'emissione, da parte di un metallo, di elettroni quando viene investito da radiazioni elettromagnetiche avente una determinata energia. Chi scoprì questo particolare fenomeno fu il fisico tedesco Heinrich Rudolf Hertz.

Gli elettroni espulsi nel fenomeno dell'effetto fotoelettrico sono normalmente trattenuti all'interno del metallo da una certa energia e per espellerla all'esterno, occorre, naturalmente, investire il metallo con una radiazione elettromagnetica avente energia $E = h \cdot \nu$ (in cui h sta per la costante di Planck almeno uguale all'energia che vale $6.6262 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$) li trattiene " $\nu = \nu_0$ "⁴.

$\nu < \nu_0$ Una luce con una frequenza inferiore a ν_0 , anche se molto intensa non produrrà il suddetto fenomeno, perché la frequenza non è sufficientemente alta, quindi l'elettricità resterà intrappolata nel metallo.

$\nu > \nu_0$ Una luce di frequenza superiore a ν_0 avrà il seguente effetto, gli elettroni che vengono emessi mostreranno un'energia cinetica tanto la differenza di frequenza tra ν_0 e ν , più sarà grande maggiore sarà l'energia cinetica.

Per accedere al simulatore basta andare nel sito del [PhET](#)⁵, in cui potrete fare dei test cambiando il tipo di metallo, la frequenza e l'intensità della luce.

Nota 3.3.3. La scoperta dell'effetto fotoelettrico, influì nello sviluppo delle Teorie di Einstein a conferma delle sue ipotesi che la luce potesse manifestare oltre che una natura ondulatoria, anche una natura corpuscolare. Infatti, solo particelle cariche di sufficiente energia sarebbero in grado di spostare altre particelle (elettroni del metallo) e di cui impartire loro una accelerazione tanto maggiore quanto era la frequenza che della luce impegnata.

Ma cosa succede davvero quando $\nu < \nu_0$ e si aumenta l'intensità luminosa? La risposta è semplice, in quel caso con l'aumento della intensità luminosa si va ad aumentare il numero dei fotoni incidenti ma ciascuno di essi non ha l'energia sufficiente per estrarre gli elettroni.

3.3.4 Spettri di emissione di atomi

Definizione 3.3.4. Gli atomi eccitati emettono radiazioni solo di certe lunghezze d'onda. La lunghezza d'onda della luce emessa varia al variare dall'elemento.

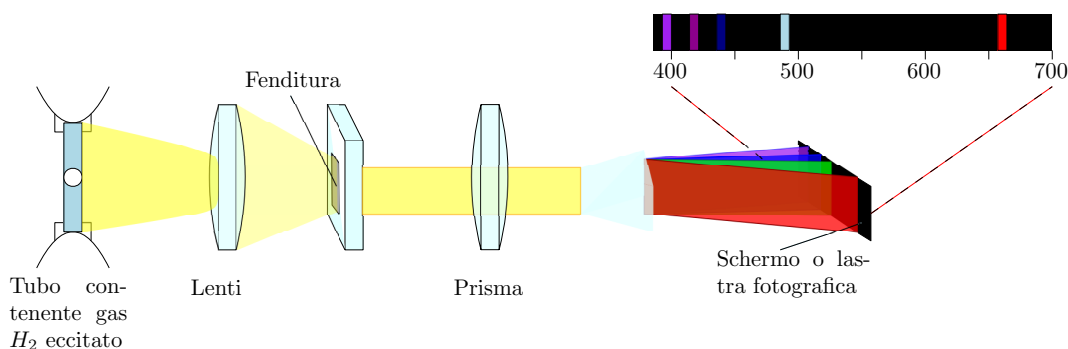


Figura 3.7: Spettri colori emessi dal H_2

³<https://www.nikon.com/company/corporate/sp/universale/>

⁴In cui ν_0 è la frequenza critica, ed è caratteristica di ogni metallo

⁵<https://phet.colorado.edu/sims/cheerj/photoelectric/latest/photoelectric.html?simulation=photoelectric&locale=it>

3.4 Spettri Atomici e Teoria di Bohr

Definizione 3.4.1. Gli spettri atomici a righe suggeriscono l'esistenza di livelli energetici definiti. Bohr (1885-1962) propose un modello atomico capace di interpretare con semplicità gli spettri atomici dell'idrogeno.

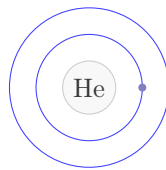


Figura 3.8: Modello atomico di Bohr

L'atomo è costituito da un nucleo centrale e l'elettrone gli ruota attorno come un pianeta attorno al sole. L' e^- può occupare solo certe ORBITE chiamate STATI STAZIONARI, dove l' e^- si trova in STATI QUANTIZZATI DI ENERGIA.

$$\text{Energia dello stato} = -\frac{R_H}{n^2} \quad (3.2)$$

In cui:

$R_H = 109677.581 \text{ cm}^{-1}$ (costante di Rydberg)

$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$ NUMERO QUANTICO PRINCIPALE

Se gli elettroni si trovano in stati energetici quantizzati, la transizione tra uno stato stazionario iniziale e quello finale coinvolge quantità di energia. L'elettrone può passare dallo stato iniziale a quello finale acquistando l'energia necessaria tramite l'assorbimento di un fotone o rilasciandone per tornare ad un orbitale inferiore⁶. Per calcolare l'energia del fotone assorbito bisogna utilizzare la seguente formula:

$$E_f - E_i = h\nu \quad (3.3)$$

Di cui h è la Costante di Plank.

Nota 3.4.1. La teoria, per la quale Bohr ricevette il Premio Nobel nel 1922, rappresenta la rottura con la fisica classica, introduce i concetti di numero quantico e stato stazionario ed è in grado di spiegare gli spettri dell'H.

Osservazione 3.4.1. La quantizzazione venne introdotta arbitrariamente; gli spettri degli atomi **non-idrogenoidi** non sono bene interpretati; posizione ed energia dell'elettrone vengono assegnati contemporaneamente; l'origine del legame chimico non viene spiegata. Da questo si può dedurre che il modello ipotizzato da Bohr è incompleto e non funzionale visto che butta in mezzo alcuni concetti che non sono validi per tutti gli elementi e quindi irrealistico.

3.5 Relazione di De Broglie

Nel 1924 De Broglie (1892-1987) avanzò l'ipotesi secondo la quale a ogni oggetto in movimento può essere associata una lunghezza d'onda, secondo l'equazione:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad v = \text{Velocità dell'oggetto} \quad (3.4)$$

Per un oggetto macroscopico la lunghezza d'onda associata è talmente piccola da non permettere di mettere in evidenza le proprietà ondulatorie dell'oggetto.

Ora, affronteremo due esercizi per comprendere meglio questo concetto che altrimenti potrebbe non essere molto chiaro.

Esercizio 3.5.1. Prendiamo un pallone da calcio che a una massa (m) di 0.5kg e una velocità (v) di 30m/s se andiamo a calcolare la lunghezza d'onda otterremo il seguente risultato:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ Js}}{0.5 \text{ kg} \times 30 \text{ ms}^{-1}} = \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{0.5 \text{ kg} \times 30 \text{ ms}^{-1}} = 4.4 \times 10^{-35} \text{ m}$$

quindi il risultato finale è che la lunghezza d'onda è pari a $4.4 \times 10^{-35} \text{ m}$

⁶Sostanzialmente l'elettrone più energia avrà più sarà lontano al nucleo, meno energia avrà più starà vicino

Mentre, se andiamo a prendere un esempio microscopico il risultato è il seguente:

Esercizio 3.5.2. Prendiamo un elettrone di massa (m) di $9 \times 10^{-31} \text{ kg}$ e una velocità di $2 \times 10^6 \text{ m/s}$ se andiamo a calcolare la lunghezza d'onda otterremo il seguente risultato:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ Js}}{9 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 2 \times 10^6 \text{ m/s}} = \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^2 \text{ s}}{9 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 2 \times 10^6 \text{ m/s}} = 3.68 \times 10^{-10} \text{ m}$$

quindi il risultato finale è che la lunghezza d'onda è pari a $3.68 \times 10^{-10} \text{ m}$

3.5.1 Dualismo Onda-particella

Definizione 3.5.1. In fisica, per dualismo onda-particella si definisce la duplice natura, sia corpuscolare sia ondulatoria, del comportamento della materia e delle radiazioni elettromagnetiche. Quest'idea nella fisica dei quanti inizia nel 1900 con lo studio dello spettro della radiazione di corpo nero di Planck da cui si ricaverà la costante omonima $h = 6.62 \times 10^{-34}$, per poi essere succeduto degli studi di Einstein (1905-1909) da cui si otterrà la formula per ricavare l'energia $E = hv$ e nello studio sul dualismo onda-particella anche la variazione $\sigma^2(\bar{n})$ che mostrava due termini, uno lineare e uno quadratico⁷ un \bar{n} , numero medio di quanti d'energia a frequenza v da attribuire a ciascun risonatore responsabile dell'emissione o assorbimento della radiazione.

$$\sigma^2(\bar{n}) = \bar{n} + \bar{n}^2 \quad (3.5)$$

Questa caratteristica apparve subito sconcertante perché era noto che i sistemi di particelle hanno una dipendenza lineare in \bar{n} della varianza:

$$\sigma^2(\bar{n}) = \bar{n} \quad (3.6)$$

mentre quelli formati da onde mostrano una dipendenza quadratica:

$$\sigma^2(\bar{n}) = \bar{n}^2 \quad (3.7)$$

Poi nel 1924 troviamo la Relazione di De Broglie (3.5).

3.6 Principio di Indeterminazione di Heisenberg

Definizione 3.6.1. Il dualismo onda-materia si manifesta a livello microscopico:

$$\Delta x \cdot \Delta(m \cdot v) \geq \frac{h}{4\pi} \quad (3.8)$$

Di cui Δ indica l'errore (l'incertezza) della misura.

Principio 3.6.1. “La posizione ed il momento ($m \cdot v$) di un elettrone non possono essere misurati *simultaneamente* con assoluta accuratezza”

1. È una conseguenza della natura ondulatoria delle particelle microscopiche.
2. Non è possibile descrivere un'orbita dell'elettrone intorno al nucleo.

Anche in questo caso la situazione sarà più chiara se andiamo a svolgere due esercizi prendendo un oggetto macroscopico e uno microscopico.

Esercizio 3.6.1. Prendiamo una sferetta di pari a $m = 10^{-3}$ e di $g = 10^{-6} \text{ kg}$:

$$\Delta x \Delta v_x \cong \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{10^{-6} \text{ kg}} \cong 6.62 \times 10^{-28} \text{ m}^2/\text{s}$$

si prenda $\Delta x = 10^{-12} \text{ m}$, risulta $\Delta v_x = 6.62 \times 10^{-16} \text{ m/s}$

Esercizio 3.6.2. Prendiamo un elettrone con un $m = 10^{-27}$ e un g di 10^{-30} kg

$$\Delta x \Delta v_x \cong \frac{6.62 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{10^{-30} \text{ kg}} \cong 6.62 \times 10^{-4} \text{ m}^2/\text{s}$$

si prende $\Delta x = 10^{-12} \text{ m}$, risulta $\Delta v_x = 6.62 \times 10^8 \text{ m/s}$

⁷Quadratico = un numero elevato a 2

3.7 Equazione d'onda (1926)

Definizione 3.7.1. *L'equazione d'onda:*

$$\frac{\hbar^2}{2m} \nabla^2 \psi_n + (E - V) \psi_n = 0$$

proposta da Schroedinger per descrivere il comportamento di un elettrone sottoposto all'azione del nucleo si basa sul:

- 1) *carattere ondulatorio dell'elettrone*
- 2) *carattere probabilistico della conoscenza*

ψ = *funzione d'onda* deve essere **continua**, da un **solo valore**, **finita**.

Funzione soluzione dell'equazione d'onda, che permette di calcolare l'Energia

- *È funzione della distanza e di due angoli.*
- *Ad ogni orbitale, caratterizzato da tre **numeri quantici** **n**, **l**, **m**, corrisponde un valore di energia*
- *come ogni funzione d'onda l'orbitale presenta nodi subisce conseguente cambiamento di fase*
- **NON** *descrive la posizione esatta dell'elettrone*
- **Il significato fisico è legato a Ψ_2 che è proporzionale alla probabilità di trovare un elettrone in un determinato punto.**

3.8 I numeri quantici

Simbolo	Valore	Descrizione
n (principale)	1,2,3,...	Dimensione orbitale ed energia $E = -C/n^2$ (Guscio)
l (angolare)	0,1,2,...,n-1	Forma orbitale o tipo (Sottoguscio)
m_l (magnetico)	-l,0,+l	Orientazione orbitale

Tabella 3.1: Numeri quantici

Nel caso di l corrisponde al numero di orbitali nel sottoguscio = $2l+1$

3.8.1 Relazioni tra numeri quantici

Numeri quantici			Nome comune dell'orbitale	Numero totale di orbitali	
n	l	m_l			
1	0	0	1s	1	1
2	0	0	2s	1	4
	1	-1,0,+1	2p	3	
3	0	0	3s	1	9
	1	-1,0,+1	3p	3	
	2	-2,-1,0,+1,+2	3d	5	
4	0	0	4s	1	16
	1	-1,0,+1	4p	3	
	2	-2,-1,0,+1,+2,+3	4d	5	
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	4f	7	

Tabella 3.2: Relazione tra numeri quantici

3.8.2 Rappresentazione grafica degli orbitali atomici

Facendo una descrizione approssimativa a palloncini: si racchiude con una superficie limite uno spazio contenente il 90% di probabilità di trovarvi l'elettrone e si indica il segno della funzione originaria. Prendono il nome dal valore di l .

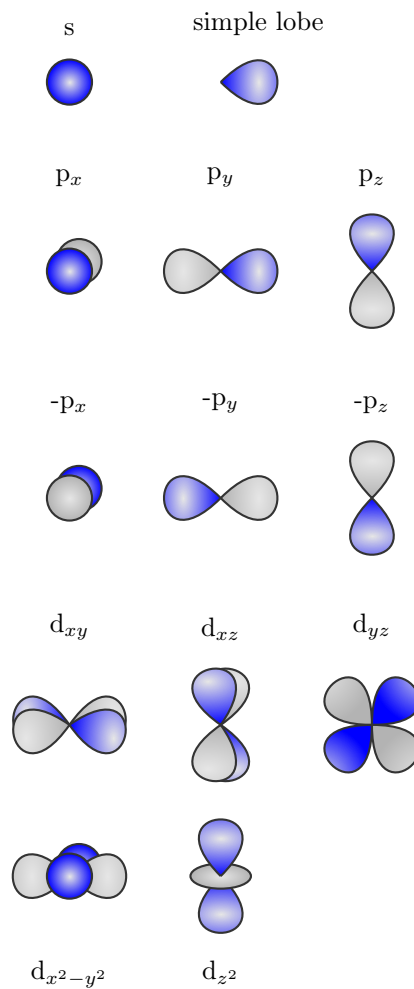


Figura 3.9: Rappresentazione grafica degli orbitali atomici