



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

<b>1</b>	<b>Introduzione</b>	<b>5</b>
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	8
1.4.2	Legge di conservazione della Massa o legge di Lavoisier	8
1.5	Teorie sull'atomo	8
1.5.1	Teoria atomica di Dalton	8
1.5.2	Modello atomico di Thomson	9
1.5.3	Modello atomico di Rutherford	9
1.5.4	Modello atomico di Bohr	9
1.6	L'atomo	9
1.6.1	Composizione atomica	10
1.6.2	Numero atomico, Z	10
1.6.3	Numero di Massa, A	10
1.7	Isotopi	10
1.7.1	Isotopi dell'idrogeno	11
1.7.2	Isotopi del carbonio	11
1.8	Massa atomica	11
1.9	Come contare gli atomi?	12
1.10	Macroscopico e Microscopico	12
1.10.1	La mole	12
1.11	Esercizi sul calcolo della massa molare e numero di moli	13
1.11.1	Esercizio 1	13
1.11.2	Esercizio 2	14



# 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

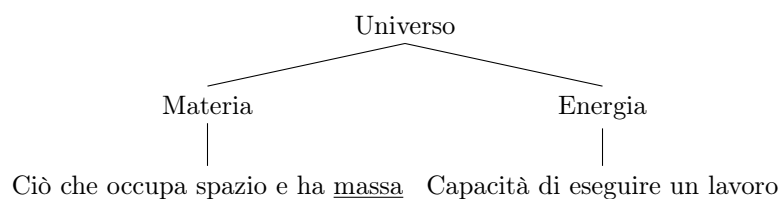
**Definizione 1.2.1.** *La chimica è la scienza che studia la composizione, la struttura e le trasformazioni della Materia:*

*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 coinvolte 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

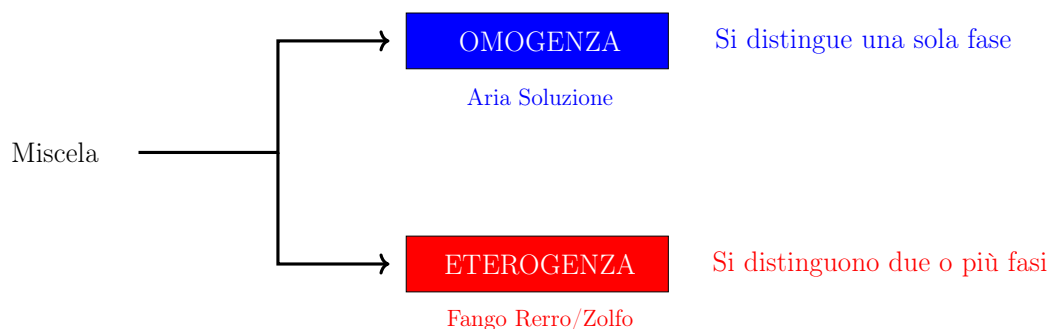


Figura 1.1: Miscele

## 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

Figura 1.2: Tavola periodica degli elementi

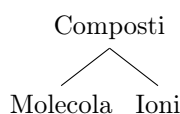
- **Elementi chimici:** sostanze pure che **NON** possono essere decomposte “separate” in altre sostanze chimiche più semplici e sono costituite da atomi tutti “uguali”
- **Simbolo atomico:** notazione sintetica costituita da uno o due lettere che rappresenta un determinato elemento. Spesso derivano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

Simbolo	Nome	Etimologia nome
Na	Sodio	Lat., <i>natrĭum</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** ( $H_2O$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $C_2H_5OH$ , ...)
- **Ioni:** Elementi che hanno perso elettroni e sono quindi carichi positivamente, **cationi** ( $Li^+$ ,  $Na^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ , ...) o acquistato elettroni e sono quindi carichi negativamente, **anioni** (eglinfo -B ( $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $O^{2-}$ , ...)).

### 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.

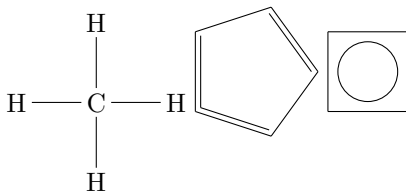
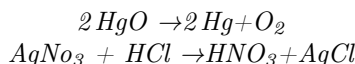
Formula Minima	Formula molecolare	Formula di struttura
Indica gli elementi presenti in un composto e i rapporti tra questi, in termini dei più piccoli numeri interi	Indica gli elementi presenti in un composto e il loro numeri effettivi	Indica anch come sono legati tra loro gli atomi di una molecola
$CH$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

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 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  $\alpha$  (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  $\alpha$ , mettendo un evidenziatore dietro la lamina.

Alla prima osservazione sembrò che quasi tutte le particelle  $\alpha$  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 Eistein 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... %)

- a) protoni e neutroni sono nel nucleo (99.99... % della massa totale dell'atomo)
- b) il numero di elettroni è uguale al numero di protoni
- c) 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
<b>Protoni</b>	+1	$+1.602 \cdot 10^{-19} C$	$1.673 \cdot 10^{-27} Kg$	1.007 u.m.a
<b>Elettroni</b>	-1	$-1.602 \cdot 10^{-19} C$	$9.109 \cdot 10^{-31} Kg$	0.0005 u.m.a*
<b>Neutroni</b>	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 elettricamente neutrale, il numero di protoni è uguale al numero di elettroni che circondano il *nucleo*.

$$N^{\circ} \text{ PROTONI} = N^{\circ} \text{ ELETTRONI}$$

### 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:  $A = 5p + 5n = 10 \text{uma}$ .

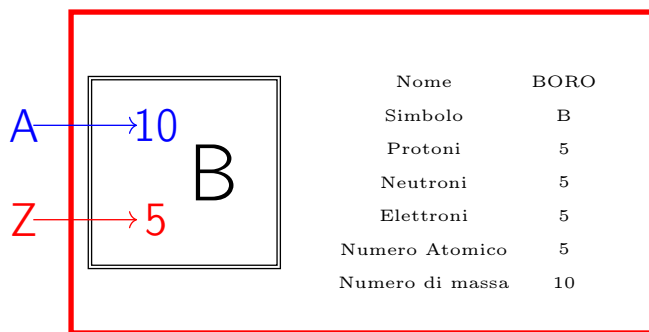


Figura 1.3: Esempio di numero di massa e di numero atomico

## 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 lileo  ${}^6_3\text{Li}$  e il  ${}^7_3\text{Li}$

**Osservazione 1.7.1.** Gli *isotopi* di un elemento, sebbene abbiano *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 <sup>12</sup> 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<sup>-24</sup>-10<sup>-22</sup> 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  $^{12}\text{C}$  è stata posta esattamente uguale a 12 u.m.a.
- Perciò un u.m.a. è uguale a  $\frac{1}{12}$  della massa del  $^{12}\text{C}$

## 1.9 Come contare gli atomi?

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

1 atomo C + 1 molecola  $\text{O}_2$  producono 1 molecola  $\text{CO}_2$   
 100 atomo C + 100 molecola  $\text{O}_2 \rightarrow 100$  molecola  $\text{CO}_2$   
 2000 atomo C + 2000 molecola  $\text{O}_2 \rightarrow 2000$  molecola  $\text{CO}_2$   
 ...

**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 ( $N_A = 6.022 \times 10^{23}$ )<sup>1</sup>.
- 1 mole è la quantità di sostanza che contiene tante particelle (atomi, molecole) quante sono contenute in 12.0g di  $^{12}\text{C}$ .

**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.*

<sup>1</sup>Una mole è quella quantità di “qualcosa” che corrisponde a 602.214.179.000.000.000.000.000 unità

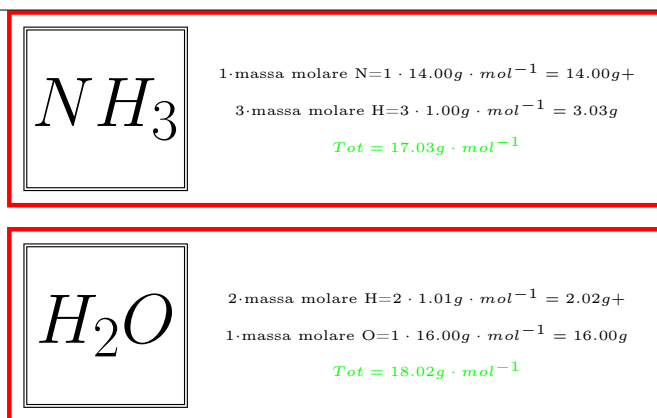
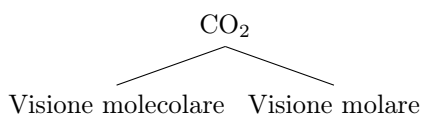


Figura 1.4: Esempio di massa Molare

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 ( $2 \times 16.00g = 32.00g$ )

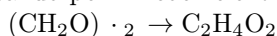
## 1.11 Esercizi sul calcolo della massa molare e numero di moli

### 1.11.1 Esercizio 1

Calcolare la massa molare dell'acido acetico sapendo che ha formula minima CH<sub>2</sub>O e che il numero di atomi di ossigeno presenti per molecole è uguale a 2.

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

- 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:

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

**Risultato**

Massa molare	$60.06g \cdot mol^{-1}$
Massa di una molecola	$60.60u.m.a.$

Tabella 1.8: risultato

**1.11.2 Esercizio 2**

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

a) Calcolare la massa molare dell'acido acetico:

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

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

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

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

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

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