

CHIMICA GENERALE ED INORGANICA
con Stechiometria

Prof. Agnese Magnani

Orario di ricevimento: Mercoledì e Giovedì 10.00-11.00

agnese.magnani@unisi.it
Tel: 0577 234385

Libri di testo consigliati:

CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

1. **Kotz, Treichel, Townsend «Chimica» – EdiSES (2013)**
2. **Petrucci, Herring, Madura, Bissonette «Chimica Generale: Principi ed applicazioni moderne» - Piccin (2013)**
3. **Schiavello, Palmisano «Fondamenti di Chimica» – EdiSES (2013)**
4. **Sabatini, Dei «Chimica Generale ed Inorganica» – Idelson Gnocchi**

STECIOMETRIA

1. **Bertini, Mani «Stechiometria» Casa Editrice Ambrosiana**

Modalità di Esame

- **9 appelli annuali (+ 1 per fuori corso) a partire da Febbraio**
- **Iscrizione telematica entro le 48 ore antecedenti**
- **L'esame è costituito da:**
 - **una prova scritta (esercizi di stechiometria)**
 - **una prova orale (teoria)**

Informazioni sul corso e il materiale delle lezioni e degli esami possono essere reperiti in rete nel sito:

<http://segreteriaonline.unisi.it/>

PROGRAMMA

LE BASI DELLA CHIMICA

- La struttura atomica: le particelle subatomiche e i primi modelli atomici;
- le onde e le loro proprietà: le basi della teoria quantistica;
- la meccanica quantistica: i concetti di probabilità e di indeterminazione, l'equazione d'onda;
- gli orbitali atomici;
- la tavola periodica degli elementi e le proprietà periodiche;
- il legame chimico: il legame ionico (reticoli cristallini, energia reticolare), il legame covalente [teorie di Lewis, del Legame di Valenza (geometria molecolare, VSEPR, ibridazione) degli Orbitali Molecolari], il legame metallico (teoria delle bande);
- i legami intermolecolari: il legame a idrogeno, le interazioni ione-dipolo, le forze di Van der Waals;
- gli stati fisici della materia (gas, liquidi, solidi) e le trasformazioni fisiche;
- i diagrammi di stato ad un componente;
- i gas perfetti;
- le soluzioni e le loro proprietà: le unità di concentrazione, le proprietà colligative;
- l'equilibrio chimico: la legge dell'equilibrio mobile, la costante di equilibrio;
- l'equilibrio chimico in fase gassosa;
- l'equilibrio chimico in soluzione acquosa: pH di soluzioni acquose di acidi, basi e sali, soluzioni tampone, titolazioni acido-base, indicatori;
- gli equilibri eterogenei: i composti poco solubili);
- l'elettrochimica: elettrolisi, pile;
- cenni di termodinamica (spontaneità delle reazioni chimiche);
- cenni di cinetica chimica (velocità ed ordine di reazione, catalisi).

PROGRAMMA

STECIOMETRIA

- La nomenclatura chimica dei composti inorganici;
- le formule di struttura;
- le reazioni chimiche e il loro bilanciamento;
- il numero di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione;
- calcoli stechiometrici su:
 - a. mole,
 - b. formule empiriche e molecolari,
 - c. composizione percentuale di miscele,
 - d. gas ideali,
 - e. equilibrio allo stato gassoso,
 - f. concentrazioni di soluzioni,
 - g. proprietà colligative,
 - h. equilibri omogenei in soluzione acquosa (pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti e deboli, soluzioni tampone, idrolisi di sali, titolazioni acido-base),
 - i. equilibri eterogenei in soluzione acqua (solubilità di specie poco solubili),
 - j. elettrochimica (pile ed elettrolisi).

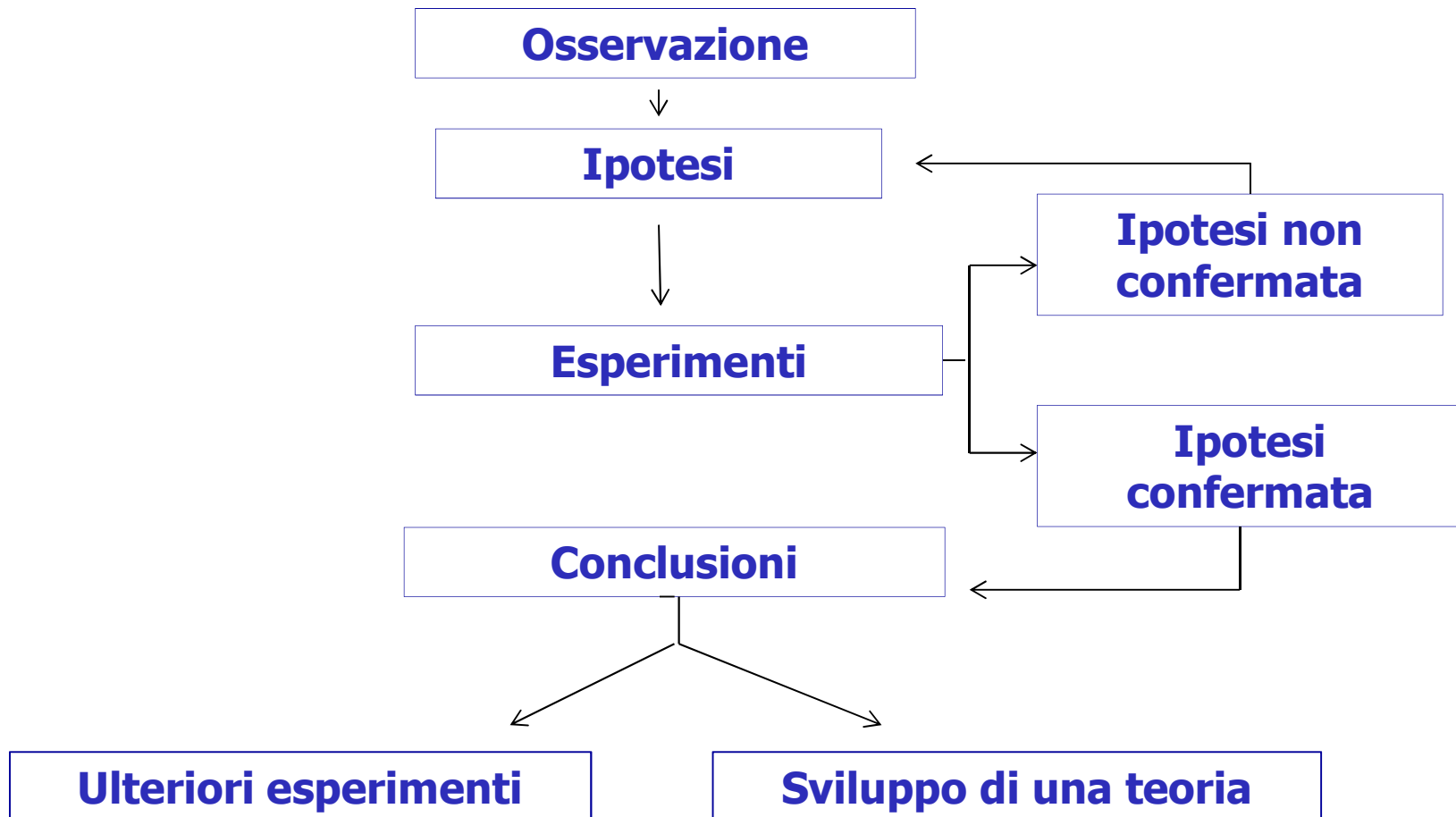
CHIMICA: studio della composizione e della struttura della materia e delle sue trasformazioni



Studio degli atomi e delle molecole delle sostanze, della dipendenza del comportamento delle sostanze dalle proprietà molecolari e di come gli atomi e le molecole interagiscono per formare nuove sostanze

Obiettivo: comprensione delle dinamiche e del ragionamento che sta alla base di ciò che succede a livello molecolare

Metodo scientifico



La nascita della Chimica

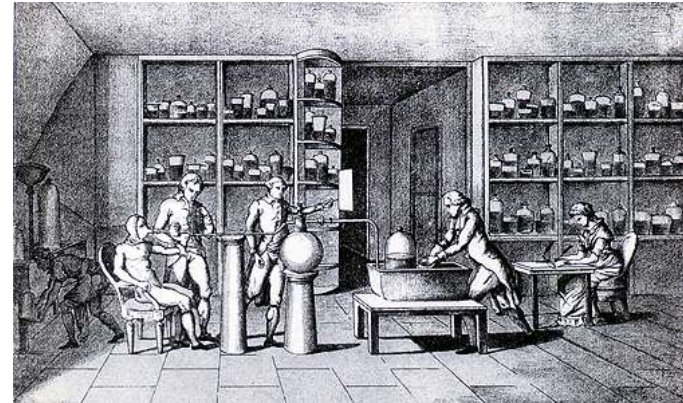
« Nulla si crea, nulla si distrugge »
(*Antoine Lavoisier*)

Nonostante l'opera di numerosi emeriti studiosi, ancora alla fine del XVII secolo si consideravano validi alcuni concetti del tutto errati, come ad esempio la teoria del **flogisto**. Nel 1700 emerse la necessità di una teoria che riunisse le varie scoperte nel campo dei gas. L'uomo che fece questo lavoro fu **Antoine Lavoisier**, il quale demolì la teoria del flogisto con la sua **legge di conservazione della massa** nel 1789. Egli è considerato il padre della chimica moderna: fra i suoi meriti vi sono, oltre alla citata legge di conservazione, il metodo di lavoro (con attenzione alla purezza dei reagenti, e l'uso della bilancia di precisione), l'opera di nomenclatura di composti binari, la corretta determinazione della composizione dell'aria, l'analisi sulla composizione di grassi, oli e zuccheri, scoprendo la costante presenza di idrogeno, ossigeno e carbonio (i "mattoncini" di base di tutte le sostanze organiche).

Lavoisier e la legge di conservazione della massa

Lavoisier riconobbe l'importanza delle **misurazioni** accurate e fece una serie di esperimenti sulla **combustione**.

All'epoca si pensava che la combustione fosse dovuta ad una proprietà chiamata **flogisto** espulsa dal legno o dai metalli quando bruciavano.



Lavoisier riscaldò dei metalli (stagno o piombo) in **recipienti chiusi** con quantità limitate di aria. La calce che si formava pesava di più del metallo originale, ma **il peso dell'intero recipiente era immutato**.

Analogamente, bruciando la legna, la cenere residua era più leggera del legno di partenza, ma **il peso del recipiente rimaneva lo stesso**.

La trasformazione del metallo (o della legna) non era conseguenza della perdita di flogisto, ma **dell'acquisto di uno dei gas presenti nell'aria (ossigeno)**.

Legge di Conservazione di Massa

"In una reazione chimica la massa totale si conserva"

Nulla si crea, nulla si distrugge, ma tutto si trasforma

la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti

**2 g di Idrogeno + 16 g di Ossigeno =
= 18 g di Acqua**

Esempio: Riscaldando 2,53 g di mercurio metallico all'aria si ottengono 2,73 g di residuo rosso-arancione. La trasformazione chimica è la reazione del metallo a contatto con l'ossigeno dell'aria:

Mercurio + Ossigeno → Ossido di Mercurio (II)

Quale è la massa dell'ossigeno che reagisce?

$$2,53 \text{ g} + \text{massa dell'ossigeno} = 2,73 \text{ g}$$

$$\text{massa dell'ossigeno} = (2,73 - 2,53) \text{ g} = 0,20 \text{ g}$$

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



Anidride Carbonica (biossido di carbonio):

Carbonio: 27,3 %

Ossigeno: 72,7 %

Ossido di Carbonio:

Carbonio: 42,9 %

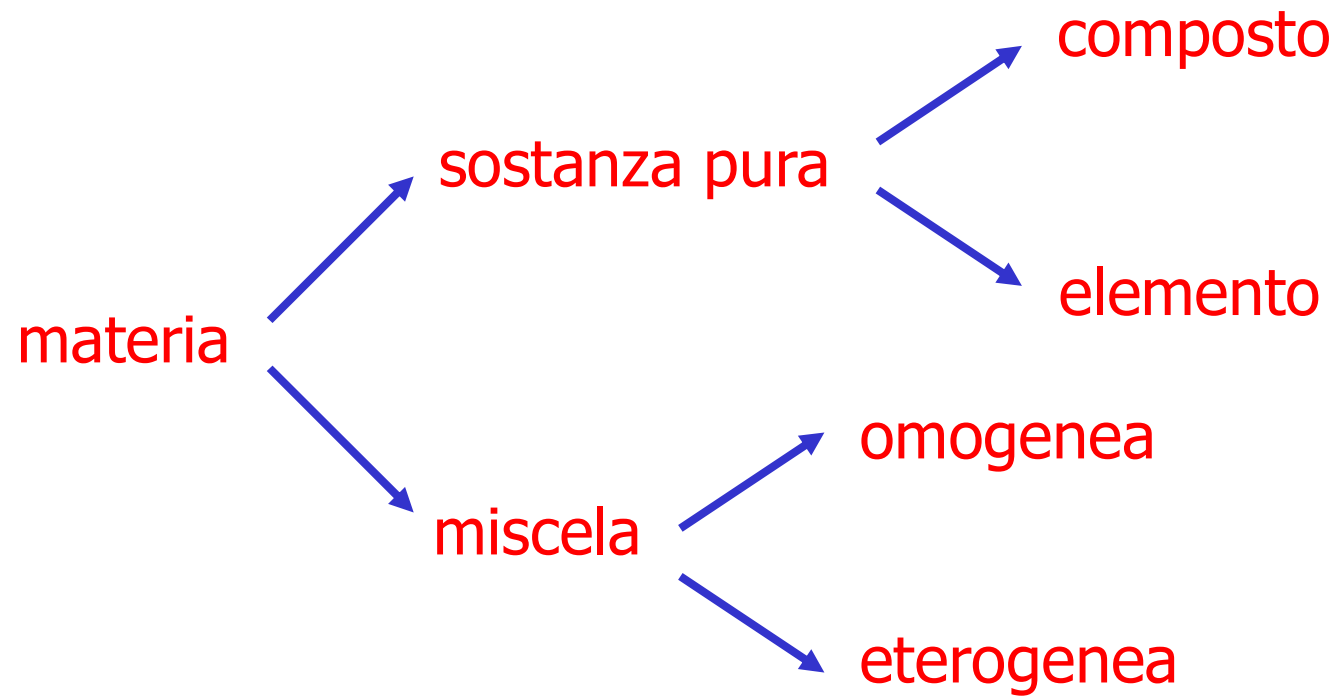
Ossigeno: 57,1 %

La teoria atomica di Dalton

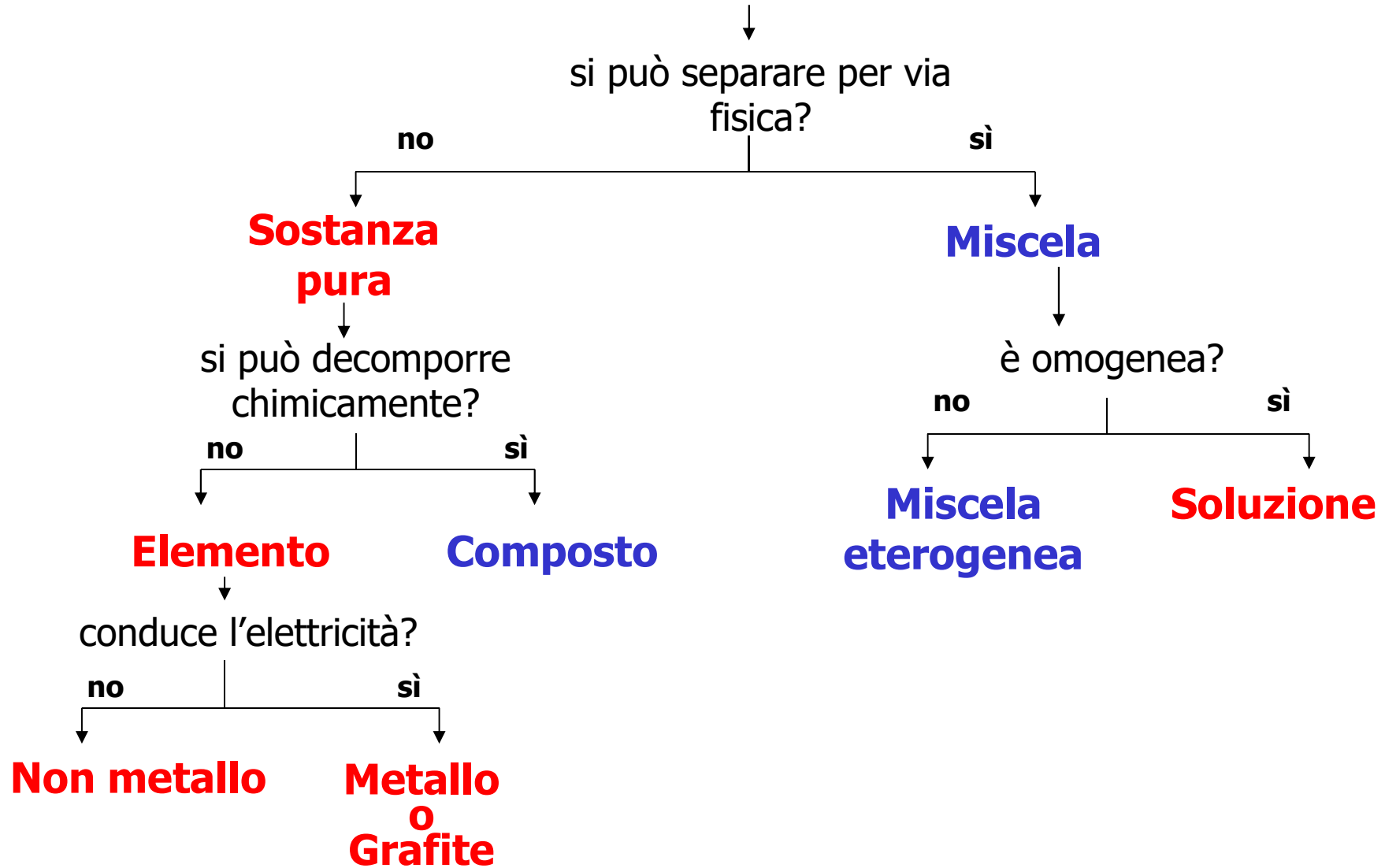
1. La **materia** è composta da **particelle indivisibili** chiamate **atomi**. Un **atomo** è una particella estremamente piccola che mantiene la sua identità durante le reazioni chimiche.
2. Un **elemento** è un tipo di **materia** composto da un solo tipo di atomo. Tutti gli atomi dello stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà.
3. Un **composto** è un tipo di **materia** costituito da atomi di due o più elementi chimicamente uniti in proporzioni fisse. Due tipi di atomi in un composto si legano in proporzioni espresse da numeri semplici interi.
4. Una **reazione chimica** è un esempio di trasformazione della **materia**, in particolare essa consiste nella ricombinazione degli atomi presenti nelle sostanze reagenti in modo da ottenere nuove combinazioni chimiche nelle sostanze formate dalla reazione (prodotti).



John Dalton (1766-1844)
"Un nuovo sistema di filosofia
chimica" (1808)

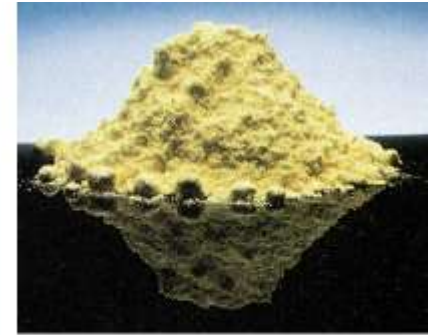
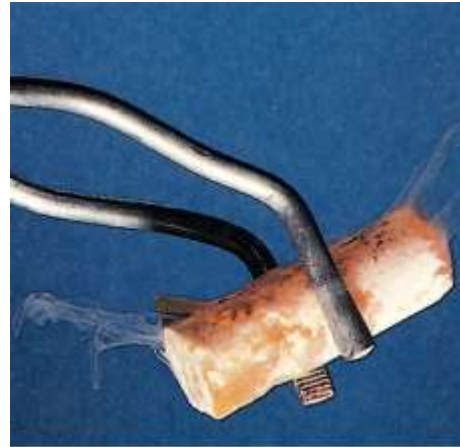


Materia





Miscela eterogenea
Zolfo ferro



Composti:

NaCl, CuSO₄, NiCl₂, K₂Cr₂O₇, CoCl₂



Elementi:

P bianco, S, Carbonio, Br, I

idrogeno

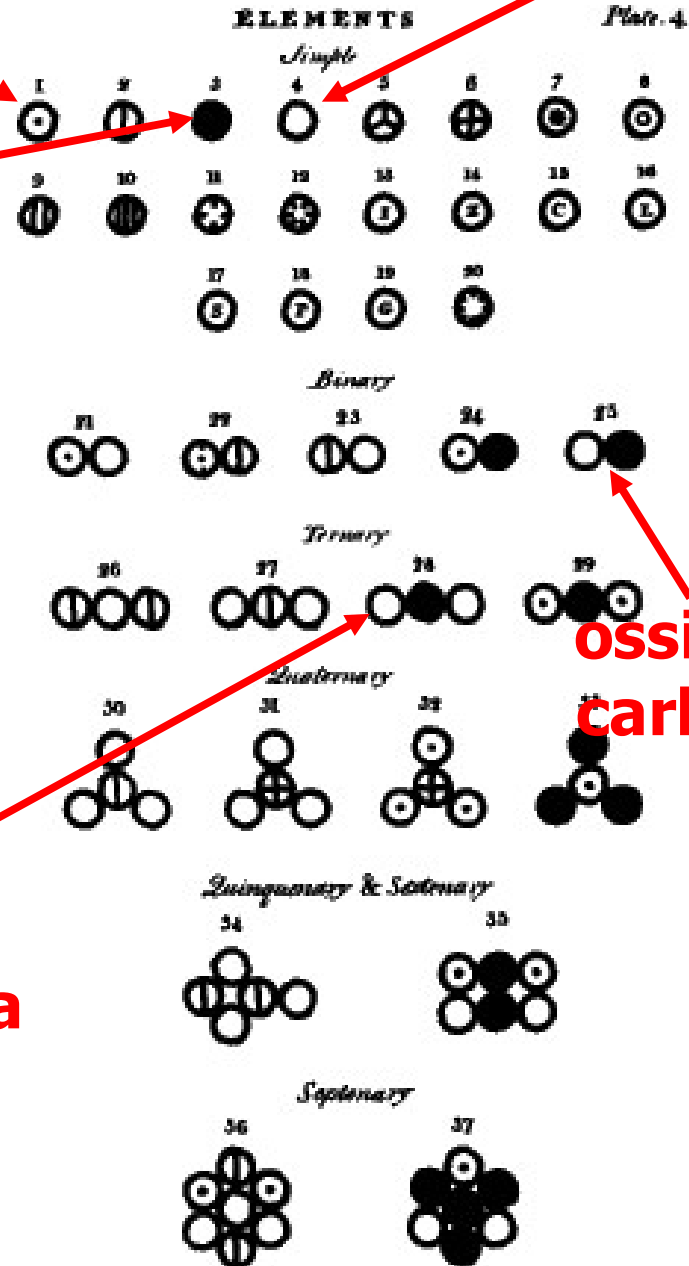
ossigeno

carbonio

Dalton fu anche il primo ad introdurre i simboli atomici

anidride carbonica

ossido di carbonio



SIMBOLI ATOMICI

Notazione costituita da una o due lettere corrispondente ad un particolare elemento

Spesso si fa uso delle prime lettere del nome latino

Au	Oro	da	Aurum
Na	Sodio	da	Natrium
Cl	Cloro		