

Laboratorio di Chimica Generale ed Inorganica

Prof. Massimiliano D'Arienzo

Orario delle lezioni:

Martedì	10.30-12.30	U9_15
Venerdì	10.30-12.30	U9_15

massimiliano.darienzo@unimib.it

Dip. Scienza dei Materiali, U5, piano 1

Libri di testo consigliati:

Silberberg:
“CHIMICA”
McGraw-Hill

Michelin Lausarot, G.A. Vaglio,
«Stechiometria per la chimica generale»
Piccin

M.Freni, A.Sacco,
«Stechiometria»
Edises

Libro per chi desidera approfondire:

Kotz:
“Chimica”
VII edizione, Edises

**lezioni, slides, e esercizi saranno
disponibili su e-learning**

Corso: Chimica Generale e Inorgani...
https://elearning.unimib.it/course/view.php?id=29732

Italiano (it) | Massimiliano D'Arienzo

Chimica Generale e Inorgani...

Area di Scienze / Corso di Laurea Tri... / Scienza dei Materi... / Insegnamenti / A.A. 2020-2021 / 1° anno

Chimica Generale e I...

SYLLABUS Insegnamento con unità didattiche
Chimica Generale e Inorganica con Laboratorio
2021-1-E2701Q034

Unità didattiche

Corso: Laboratorio di Chimica Ge...
https://elearning.unimib.it/course/view.php?id=29734

Italiano (it) | Massimiliano D'Arienzo

Laboratorio di Chimica Gene...

Laboratorio di Chimi...

Unità didattica
SYLLABUS **Laboratorio di Chimica Generale e Inorganica**
2021-1-E2701Q034-E2701Q037M

[← Torna a Chimica Generale e Inorganica con Laboratorio](#)

Avvisi

Lezione 1

Sezione / Argomento 1

Registrazioni lezioni con Kaltura

Aggiungi registrazione al corso

La registrazione verrà aggiunta automaticamente alla prima sezione del corso.

Esami e Lezioni con Webex

Modalità di esame

La verifica del profitto relativa ai 3 CFU di esercitazioni è effettuata attraverso due compitini o un compito scritto costituito da esercizi relativi agli argomenti del programma effettuato in aula. La valutazione della prova è espressa in trentesimi con eventuale lode.

La verifica del profitto relativa ai 3 CFU di laboratorio comprende: **la frequenza del Laboratorio**; la **valutazione delle relazioni di laboratorio**. Tale valutazione, espressa in trentesimi con eventuale lode, incrementerà il voto dello scritto di 0-3 punti, secondo queste indicazioni:

- Relazioni con valutazione 28-30: +3 punti sulla media dei compitini o dello scritto totale
- Relazioni con valutazione 24-27: +2 punti sulla media dei compitini o dello scritto totale
- Relazioni con valutazione 18-23: +1 punti sulla media dei compitini o dello scritto totale

La valutazione complessiva concorrerà a stabilire il voto finale dell'esame di Chimica Generale.

Obiettivi generali

Il corso si propone di avviare gli studenti alla sperimentazione chimica di laboratorio mediante l'apprendimento della stechiometria e l'esecuzione di esperienze che siano complementari all'insegnamento di Chimica Generale. L'obiettivo è inoltre di fornire allo studente le elementari norme di sicurezza da rispettare in un laboratorio chimico, le basilari tecniche di sintesi e di analisi per via umida

Argomenti principali:

Elementi, atomi e ioni, Massa atomica, Sistema periodico, Numero di ossidazione. Molecole, Massa molecolare, Mole, Formule minime e Formule molecolari, Composizione percentuale dei composti.

Bilanciamento delle equazioni chimiche. Concentrazione delle soluzioni, Miscelazione e diluizione delle soluzioni, Analisi volumetrica.

Introduzione all'equilibrio chimico. Costante di equilibrio. Equilibri di dissociazione e di formazione. Acidi e basi, Prodotto ionico dell'acqua, pH e pOH, Acidi e basi forti, Acidi e basi deboli. Il pH nelle soluzioni saline (Equilibri di idrolisi). Soluzioni tampone.

Equilibri di solubilità, Solubilità in funzione del pH.

Laboratorio didattico

Sono previsti 9 esperimenti:

Esperimenti in laboratorio

@ Info sulle norme di sicurezza in laboratorio Illustrazione della vetreria

1. Purificazione dell'acido benzoico
2. Determinazione del reagente del limitante e sintesi del perborato di sodio
3. Riciclo di Al: sintesi dell'Allume potassico
4. Recupero del Cu: Ciclo del Rame
5. Preparazione di composti luminescenti
6. Bath Bombs: un po' di cinetica chimica
7. Titolazioni acido-base. Titolazione colorimetrica e pH-metrica. Costruzione della curva di titolazione
8. Determinazione della Kps di Li_2CO_3
9. Identificazione qualitativa di cationi in una soluzione

Date, orari, dispense e video di laboratorio sono disponibili su e-learning

Esperienze	TURNO A (Prof.ssa Giordano)	TURNO B (prof. D'Arienzo)
@	<i>08/11 ore 11.30 U9_15</i>	
1	9/11	10/11
2	11/11	24/11
3	25/11	29/11
4	2/12	1/12
5	5/12	6/12
6	16/12	20/12
7	23/12	22/12
8	9/1	10/1
9	19/1	20/1

Il lab inizierà alle ore 14 e terminerà alle 18 circa

Errori di misura

Gli errori di misura sono inevitabili

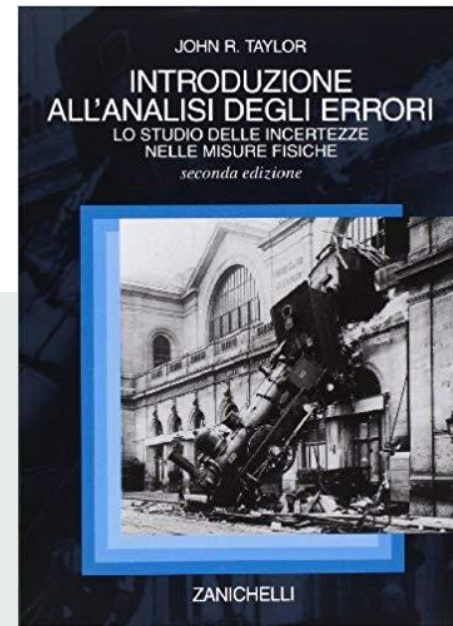
Una misura non ha significato se non viene accompagnata da una ragionevole stima dell'errore

(“Una scienza si dice esatta non perché basata su informazioni infinitamente esatte, ma perché la sua metodologia consente di conoscere il valore dell'indeterminazione associata ad esse, ovvero di conoscere il limite del contenuto di informazioni che esse portano.”)

Esempio: in ogni caso dobbiamo tenere conto almeno dell'errore di sensibilità dello strumento utilizzato

per una riga millimetrata l'errore di sensibilità è 1 mm

per un calibro ventesimale 0,05 mm



Errori di misura

Errori sistematici

spostano il risultato delle misure in una stessa direzione (per eccesso o per difetto)

strumentali: possono essere individuati e corretti usando strumenti "migliori" (taratura bilancia, dilatazione termica righello di metallo, ecc...)

Errori casuali

aleatori e imprevedibili, ma possono essere valutati

misure ripetute

Espressione di una misura

Giusto	Sbagliato
$(23 \pm 3) \text{ cm}$	$(23.2 \pm 3) \text{ cm}$
$(16.3 \pm 0.4)^\circ$	$(16.342 \pm 0.4)^\circ$
$(1.0 \pm 0.3) \text{ m}^2$	$(1 \pm 0.3) \text{ m}^2$
$(1.4 \pm 0.2) \text{ s}$	(1.357 ± 0.246)
$(1 \pm 1)^\circ$	$(1 \pm \sqrt{2})^\circ$

Precisione, accuratezza ed errori

La **precisione** (o riproducibilità) indica quanto le singole misure in una serie di misure sono vicine tra loro.

L'**accuratezza** indica quanto una misura è vicina al valore **vero**.

L'**errore sistematico** dà origine a valori che sono **tutti** maggiori o **tutti** minori del valore vero.

Questo tipo di errore fa parte del sistema sperimentale.

L'**errore casuale** dà origine a valori sia maggiori che minori del valore vero.

Precisione e accuratezza in una taratura di laboratorio



Fig. 1.4 Tiro al bersaglio.

a) I colpi sono molto precisi, ma poco accurati.

b) L'accuratezza dei colpi è elevata mentre è peggiorata la precisione.

c) I colpi non sono né precisi né accurati.

Cifre significative

Ogni misura é affetta da un'***incertezza***. L'***ultima cifra*** di qualsiasi grandezza misurata è sempre ***stimata***.

Le cifre registrate in una misurazione, certe e incerte, si chiamano ***cifre significative***.

Maggiore è il numero di cifre significative in una misura, maggiore è la certezza.

Determinazione delle cifre significative

Tutte le cifre sono significative

- *tranne* gli zeri che non sono dati dalla misurazione ma sono usati unicamente per posizionare la virgola decimale.

- Accertarsi che il valore numerico della misura abbia una virgola decimale.
- Partire dalla prima cifra del numero e procedere verso destra finché non si raggiunge la prima cifra diversa da zero.
- Considerare come significativa quella cifra e ogni cifra alla sua destra.

- Gli zeri alla fine di un numero sono significativi
 - sia prima che dopo la virgola decimale
 - purchè la virgola sia presente
- 1,030 mL ha 4 cifre significative.
- 53,00 mL ha 4 cifre significative.
- **Se non è presente una virgola decimale**
 - **gli zeri alla fine di un numero non sono significativi.**
- 5300 L ha solo 2 cifre significative
- (ma $5,300 \cdot 10^3$ ha 4 cifre significative)

Cifre significative nei calcoli

Moltiplicazione e divisione.

Il risultato contiene lo stesso numero di cifre **significative** che è presente nella misura con il minor numero di **cifre significative**.

$$9,2 \text{ cm} \times 6,8 \text{ cm} \times 0,3744 \text{ cm} = 23,4225 \text{ cm}^3 = \mathbf{23 \text{ cm}^3}$$

Addizione e sottrazione

Il risultato ha lo stesso numero di cifre **decimali** che è presente nella misura con il minor numero di **cifre decimali**.

$$\begin{array}{r} 83,5 \text{ mL} \\ + 23,28 \text{ mL} \\ \hline 106,78 \text{ mL} = \mathbf{106,8 \text{ mL}} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 865,9 \text{ mL} \\ - 2,8121 \text{ mL} \\ \hline 863,0879 \text{ mL} = \mathbf{863,1 \text{ mL}} \end{array}$$

Logaritmi ed esponenziali

Quando si calcola il logaritmo di un numero, **la mantissa del logaritmo deve avere tante cifre quante sono le cifre significative del numero**. Ad esempio:

$$\text{Log } 17.48 = 1.2425$$

$$\text{Log } 2.36 = 0.373$$

Un **logaritmo** è composto da una ***mantissa*** e da una ***caratteristica***.

$$\log 459 = \mathbf{2,662}$$

Caratteristica

Mantissa

Quando si calcola una potenza, il numero di cifre significative è pari **al numero di decimali dell'esponente**. Ad esempio:

$$10^{2.54} = 3.5 \times 10^2$$

$$10^{-5.163} = 6.87 \times 10^{-6}$$

Tutte le quantità misurate sono costituite da
un **numero** e un' **unità di misura**.

Le unità di misura si manipolano come i numeri:

$$3 \text{ m} \times 4 \text{ m} = 12 \text{ m}^2$$

$$\frac{350 \text{ km}}{7 \text{ h}} = \frac{50 \text{ km}}{1 \text{ h}} \quad \text{o} \quad 50 \text{ km h}^{-1}$$

Un **fattore di conversione** è un rapporto usato per trasformare un' unità di misura in un' altra.

La relazione $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$ ci dà il fattore di conversione: $\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = \frac{\cancel{1000 \text{ m}}}{\cancel{1000 \text{ m}}} = 1$

Il fattore di conversione viene scelto in modo che si elidano tutte le unità di misura tranne quella necessaria per la risposta.

Densità

La **densità** di un oggetto è la sua **massa per unità di volume**

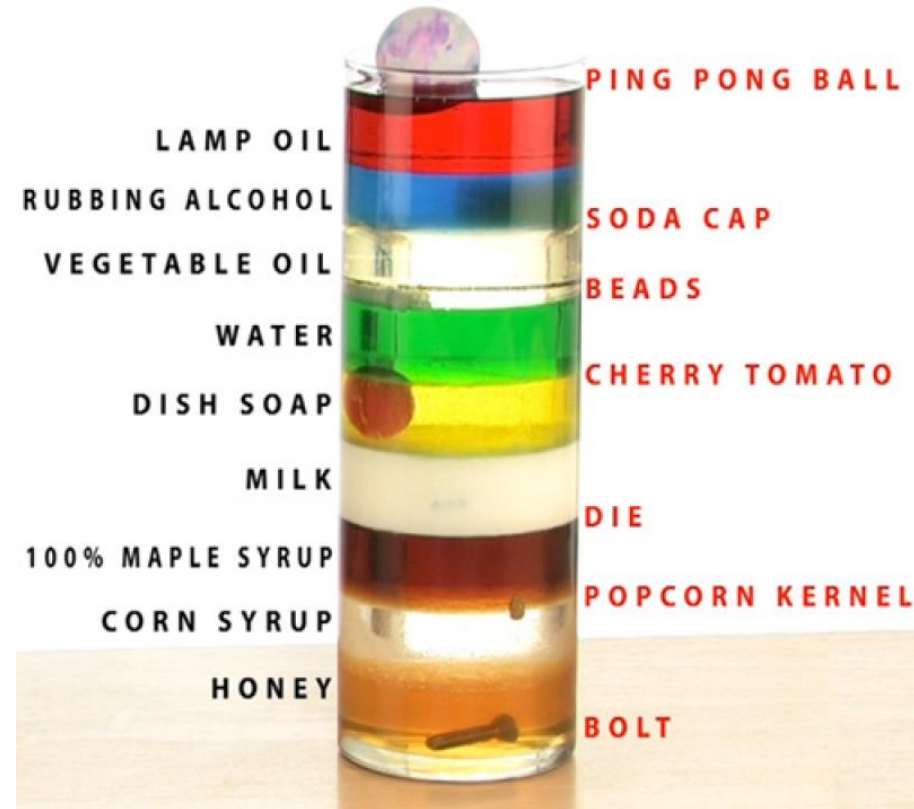
$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Nel SI (sistema internazionale) l'unità per la massa è il chilogrammo (**Kg**). Spesso si usano dei sottomultipli (in genere il **grammo**).

Per il volume l'unità nel SI è il metro cubo (**m³**) che però è molto scomodo per l'uso di laboratorio. Si usa quindi il **litro** oppure il **mL**:

$$\text{litro (L)} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3 = 10^3 \text{ mL}$$

$$1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$



Densità

Mentre massa e volume sono proprietà **estensive** (= dipendono dalla quantità di materia considerata), la densità è una proprietà **intensiva** (=è indipendente dalla quantità di materia).

Problema: In un esperimento occorrono 43,7 g di alcool isopropilico. Sapendo che la densità dell'alcool isopropilico è 0,785 g/ml, quale volume di alcool bisogna usare?

Dalla definizione di densità abbiamo:

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Da cui possiamo calcolare:

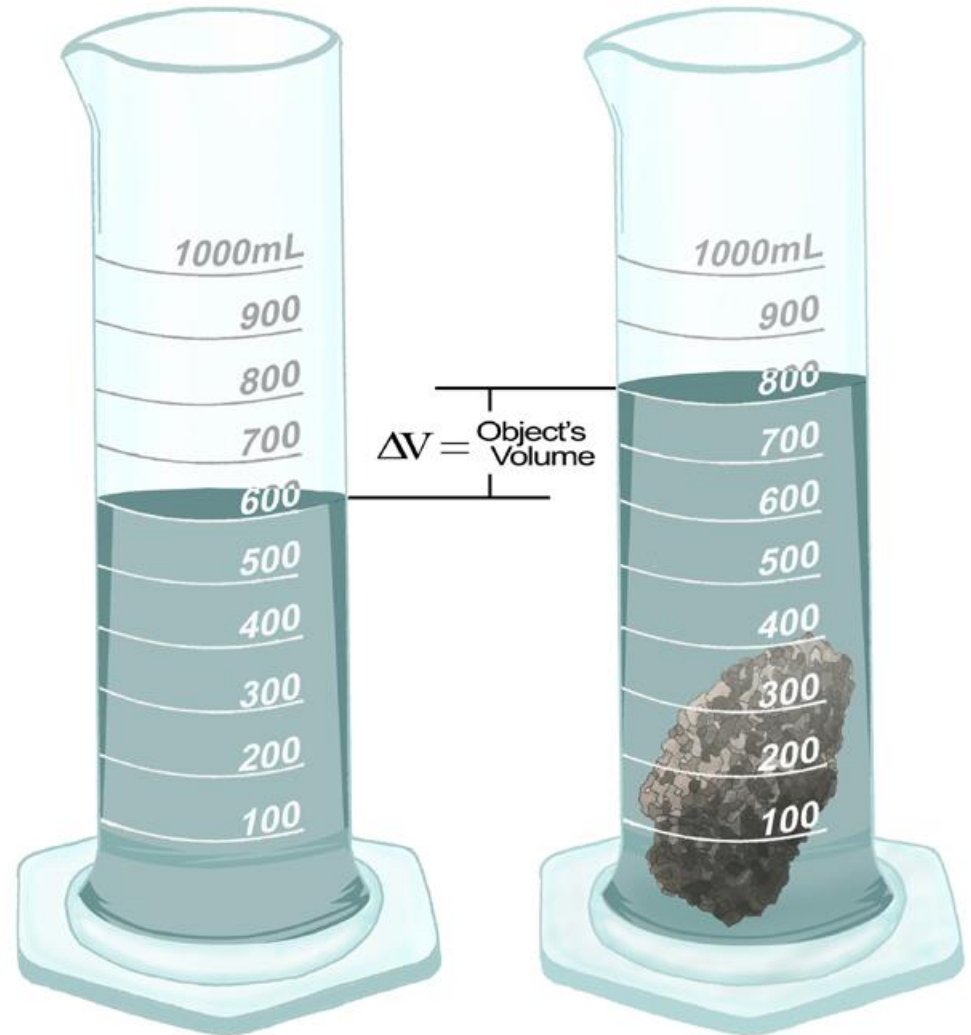
$$V = \frac{m}{d} = \frac{43,7 \text{ g}}{0,785 \text{ g/ml}} = 55,7 \text{ ml}$$



DETERMINATION OF UNKNOWN DENSITY

$$\text{DENSITY} = \frac{\text{MASS}}{\text{VOLUME}}$$

$$\rho \text{ (g/cm}^3\text{)} = \frac{m \text{ (g)}}{\Delta V \text{ (cm}^3 = \text{mL)}}$$



Densità e Temperatura

© Cengage Learning/Charles D. Winters

Blue dye was added to the left side of the water-filled tank, and ice cubes were placed in the right side.



The water beneath the ice is cooler and denser than the surrounding water, so it sinks. The convection current created by this movement of water is traced by the dye movement as the denser, cooler water sinks.

FIGURE 1.12 Temperature dependence of physical properties. Water and other substances change in density with temperature.

Extensive properties depend on the amount of a substance present. The mass and volume of one element, or the amount of energy transferred as heat from burning gasoline, are extensive properties, for example.

In contrast, **intensive properties** do *not* depend on the amount of substance. A sample of ice will melt at 0°C , no matter whether you have an ice cube or an iceberg.

APPLYING CHEMICAL PRINCIPLES

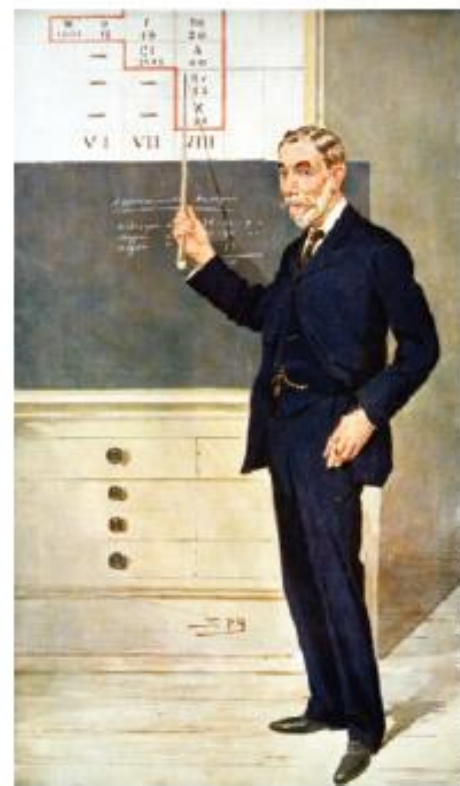
Argon—An Amazing Discovery

The noble gas argon was discovered by Sir William Ramsay and John William Strutt (the third Lord Rayleigh) in England and reported in scientific journals in 1895. In making this discovery, Ramsay and Lord Rayleigh made highly accurate measurements of gas densities. They found that gaseous nitrogen (N_2) formed by thermal decomposition of ammonia had a density that was slightly lower than the density of the gas that remained after O_2 , CO_2 , and H_2O were removed from air. The reason for the difference is that the sample derived from air contained a very small amount of other gases. After removing N_2 from the sample by reacting it with red hot magnesium (to form Mg_3N_2), a small quantity of gas remained that was more dense than air. This was identified as argon.

Lord Rayleigh's experimentally determined densities for oxygen, nitrogen, and air are given below:

GAS	DENSITY (g/L)
Oxygen	1.42952
Nitrogen, derived from air	1.25718
Nitrogen, derived from ammonia	1.25092
Air, with water and CO_2 removed	1.29327

Sir William Ramsay (1852–1916). Ramsay was a Scottish chemist who discovered several of the noble gases (for which he received the Nobel Prize in Chemistry in 1904). Lord Rayleigh received the Nobel Prize in Physics, also in 1904, for the discovery of argon.



AFPPhoto/Toshifumi KITAHARA/Newscom

Out of Gas!

CASE STUDY

On July 23, 1983, a new Boeing 767 jet aircraft was flying at 26,000 ft from Montreal to Edmonton as Air Canada Flight 143. Warning buzzers sounded in the cockpit. One of the world's largest planes was now a glider—the plane had run out of fuel!

How did this modern airplane, having the latest technology, run out of fuel? A simple mistake had been made in calculating the amount of fuel required for the flight!

Like all Boeing 767s, this plane had a sophisticated fuel gauge, but it was not working properly. The plane was still allowed to fly, however, because there is an alternative method of determining the quantity of fuel in the tanks. Mechanics can use a stick, much like the oil dipstick in an automobile engine, to measure the fuel level in each of the three tanks. The mechanics in Montreal read the dipsticks, which were calibrated in centimeters, and translated those readings to a volume in liters. According to this, the plane had a total of 7682 L of fuel.

Pilots always calculate fuel quantities in units of mass because they need to know the total mass of the plane before take-off. Air Canada pilots had always calculated the quantity of fuel in pounds, but the new 767's fuel consumption was given in kilograms. The pilots knew that 22,300 kg of fuel was required for the trip. If 7682 L of fuel remained in the tanks, how much had to be

added? This involved using the fuel's density to convert 7682 L to a mass in kilograms. The mass of fuel to be added could then be calculated, and that mass converted to a volume of fuel to be added.

The First Officer of the plane asked a mechanic for the conversion factor to do the volume-to-mass conversion, and the mechanic replied "1.77." Using that number, the First Officer and the mechanics calculated that 4917 L of fuel should be added. But later calculations showed that this is only about one fourth of the required amount of fuel! Why? Because no one thought about the units of the number 1.77. They realized later that 1.77 has units of pounds per liter and not kilograms per liter.

Out of fuel, the plane could not make it to Winnipeg, so controllers directed them to the town of Gimli and to a small airport abandoned by the Royal Canadian Air Force. After gliding for almost 30 minutes, the plane approached the Gimli runway. The runway, however, had been converted to a race course for cars, and a race was underway. Furthermore, a steel barrier had been erected across the runway. Nonetheless, the pilot managed to touch down very near the



The Gimli glider. After running out of fuel, Air Canada Flight 143 glided 29 minutes before landing on an abandoned airstrip at Gimli, Manitoba, near Winnipeg.

end of the runway. The plane sped down the concrete strip; the nose wheel collapsed; several tires blew—and the plane skidded safely to a stop just before the barrier. The Gimli glider had made it! And somewhere an aircraft mechanic is paying more attention to units on numbers.

**Breve recall alla teoria atomica;
formula minima e formula molecolare**

La legge di conservazione della massa

Lavoisier, seconda metà del 1700

La massa totale rimane costante durante una reazione chimica.



$(0^{\text{livre}},2 \text{ ♂} + 0^{\text{livre}},058 \text{ ♀}) + 2^{\text{livre}},5 \text{ ▽}$
 $+ (0^{\text{livre}},25 \text{ ♂} + 0^{\text{livre}},25 \text{ ▽} - 0^{\text{livre}},058 \text{ ♀} - 0^{\text{livre}},058 \text{ ♂}),$
 ce qui se réduit à
 $(0^{\text{livre}},2 \text{ ♂} + 0^{\text{livre}},058 \text{ ♀}) + (2^{\text{livre}},5 \text{ ▽}) + (0^{\text{livre}},192 \text{ ♀} + 0^{\text{livre}},192 \text{ ♂})$
 et en fractions vulgaires,
 $(\frac{2}{5} \text{ ♂} + \frac{27}{500} \text{ ♀}) + (2^{\text{livre}},5 \text{ ▽}) + \frac{24}{125} \text{ ♀} + \frac{24}{125} \text{ ♂}.$

La legge della composizione definita e costante (Proust, 1799)

Indipendentemente dalla sua fonte, un particolare composto chimico è costituito dagli stessi elementi nelle stesse parti (frazioni) in massa.

L'**acqua** è costituita da idrogeno **H** ed ossigeno **O**

In 18 g d'**acqua** ci sono 2 g di **H** e 16 g di **O**

$$\frac{m_O}{m_H} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1} = 8 = \text{costante}$$

$$\begin{aligned} \text{ossigeno} &= 88.9\% \\ \text{idrogeno} &= 11.1\% \end{aligned}$$

$$\frac{m_O}{m_{\text{acqua}}} 100 = \frac{16}{18} 100 = 88.9\% = \text{costante}$$

rapporto ponderale definito e costante

Legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

Se due elementi A e B formano più di un singolo composto, le masse dell'elemento A combinate con una massa fissa dell'elemento B, stanno fra loro come numeri interi piccoli



	Massa d'idrogeno	Massa d'ossigeno
acqua	2 g	16 g
perossido di idrogeno	2 g	32 g

Il rapporto g O/g H nei due composti è 2:1

Legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

L'ossigeno **O** ed il carbonio **C** formano tra loro **2 diversi composti**

massa di carbonio	massa d'ossigeno			
1.000 g	1.333 g	$1.333/1.333 = 1$	CO	monossido di carbonio
1.000 g	2.667 g	$2.667/1.333 = 2$	CO₂	biossido di carbonio

nome del composto	% C	% O	grammi di O combinato con 1 g di C	rapporto tra le masse di ossigeno
ossido di carbonio	42,9	57,1	1,33	1
anidride carbonica	27,3	72,7	2,66	$\frac{2,66}{1,33} = 2$

Legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1804)

L'ossigeno **O** e l'azoto **N** formano tra loro ben 5 diversi composti

Massa di N	28g	14g	28g	14g	28g
Massa di O	16g	16g	48g	32g	80g

Massa di N	14g	14g	14g	14g	14g
Massa di O	8g	16g	24g	32g	40g
	1	2	3	4	5
	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5

nome del composto	% N	% O	grammi di O combinato con 1 g di N	rapporto tra le masse di ossigeno
protossido di azoto	63,7	36,3	0,57	1
ossido di azoto	46,7	53,3	1,14	$\frac{1,14}{0,57} = 2,0$
anidride nitrosa	36,9	63,1	1,71	$\frac{1,71}{0,57} = 3,0$
ipozotite	30,5	69,5	2,28	$\frac{2,28}{0,57} = 4,0$
anidride nitrica	25,9	74,1	2,86	$\frac{2,86}{0,57} = 5,0$

La Teoria Atomica di Dalton

I postulati:

1. Tutta la materia è costituita da **atomi** (*atomos, indivisibile*) piccole particelle indivisibili di un elemento che non possono essere nè create, nè distrutte (Democrito, 460-370 a.C.)
2. Gli atomi di un elemento **non possono** essere convertiti in atomi di un altro elemento (non c'è la trasmutazione, flogisto etc...)
3. Gli atomi di un elemento **sono identici** nella massa e nelle altre proprietà e sono diversi dagli atomi di qualsiasi altro elemento.
4. I composti sono formati dalla combinazione chimica di uno **specifico rapporto (numeri interi)** di atomi di differenti elementi (legge della composizione definita e costante)

In verità...

Gli atomi **sono divisibili in particelle subatomiche** ma mantengono inalterate la loro identità nelle reazioni chimiche

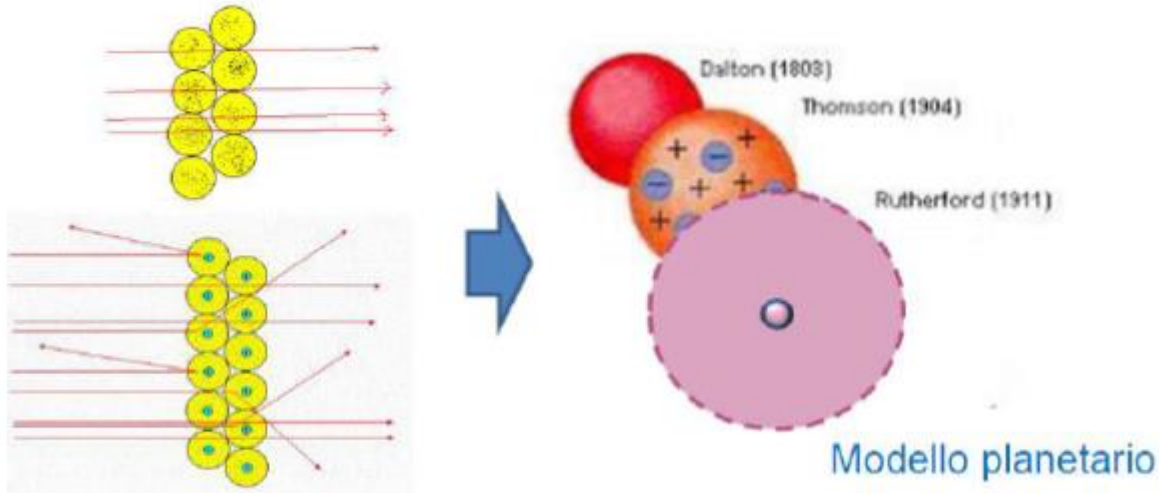


Nelle reazioni nucleari **gli atomi di un elemento si convertono spesso in atomi di un altro elemento** ma ciò non avviene in una reazione chimica

Gli **isotopi di un elemento differiscono nel numero di neutroni, quindi nel numero di massa**, ma un campione dell'elemento è trattato come se i suoi atomi avessero una massa media

I **composti sono formati dalla combinazione chimica di elementi in rapporti specifici, possono verificarsi lievi variazioni ma il postulato resta essenzialmente invariato**

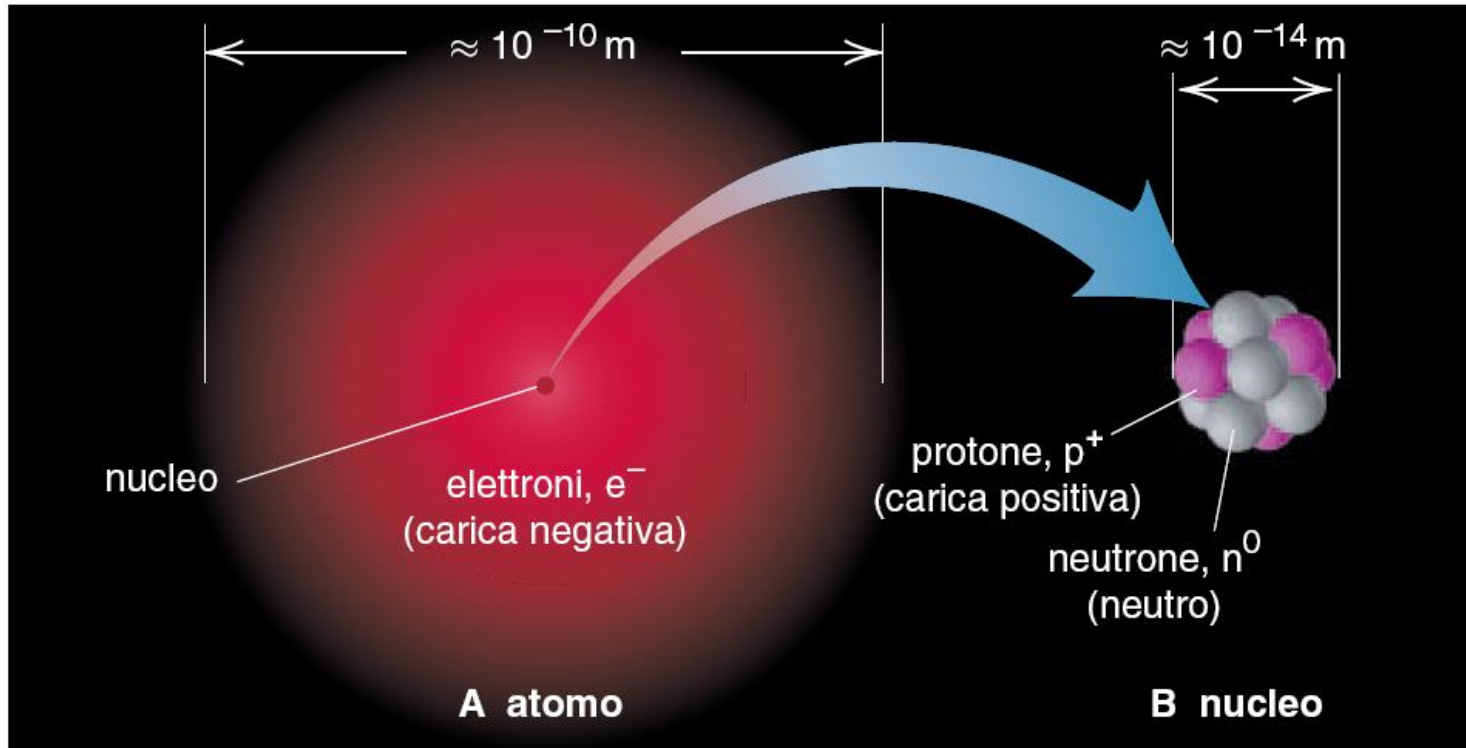
Modello atomico di Rutherford



*Ernest Rutherford (1871–1937)
Nobel per la Chimica 1908*

- Gli atomi sono costituiti da nuclei estremamente piccoli come sede della massa dell'atomo e della totalità delle cariche elettriche positive
- Gli elettroni nel loro moto intorno al nucleo contribuiscono a dare volume all'atomo

Caratteristiche generali dell' atomo



- A. Una “nuvola” di elettroni carichi negativamente, in rapido movimento, occupa pressoché tutto il volume atomico e circonda il minuscolo nucleo centrale.
- B. Il nucleo contiene pressoché tutta la massa dell'atomo ed è costituito da protoni carichi positivamente e neutroni elettricamente neutri.

Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Tabella 2.2 Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Nome (simbolo)	Carica		Massa		posizione nell'atomo
	relativa	assoluta (C)*	relativa (u)**	assoluta (g)	
protone (p ⁺)	1 ⁺	$+1,602218 \times 10^{-19}$	1,00727	$1,67262 \times 10^{-24}$	nucleo
neutrone (n ⁰)	0	0	1,008 66	$1,67493 \times 10^{-24}$	nucleo
elettrone (e ⁻)	1 ⁻	$-1,60218 \times 10^{-19}$	0,00054858	$9,10939 \times 10^{-28}$	all'esterno del nucleo

* Il coulomb (C) è l'unità SI di carica elettrica. Per definizione, 1 C è la quantità di elettricità trasportata in 1 s da una corrente di intensità 1 A (ampere):

1 C = 1 A · s.

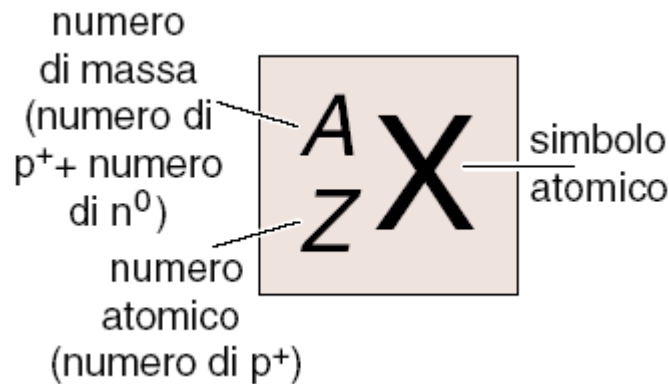
** L'unità di massa atomica (simbolo: u) è uguale a $1,660540 \times 10^{-24}$ g; è esaminata più avanti in questa sezione.

Dato che potrebbe essere complicato esprimere delle masse così piccole in grammi, viene utilizzata una differente unità di misura: **l'unità di massa atomica**, o **u.m.a.**

Un u.m.a. equivale a $1,66054 \times 10^{-24}$ g

cioè 1/12 della massa dell'atomo di Carbonio (C) contenente 6 protoni e 6 neutroni

Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa



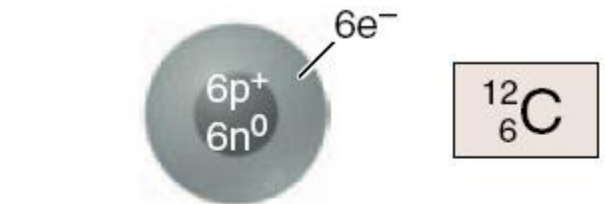
X = simbolo atomico dell' elemento

A = numero di massa; $A = Z + N$

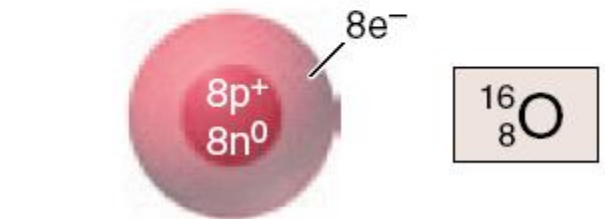
Z = numero atomico

(il numero di protoni nel nucleo)

N = numero di neutroni nel nucleo

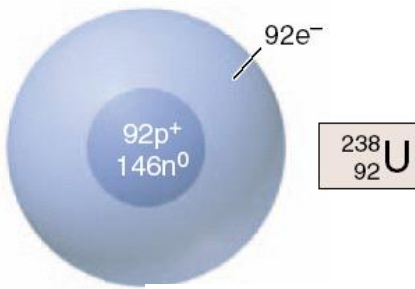
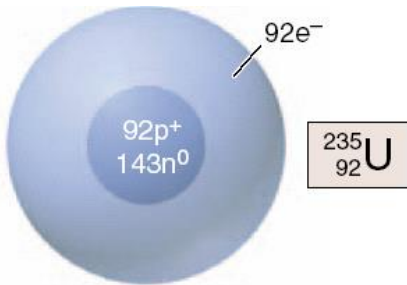


un atomo di carbonio -12



un atomo di ossigeno -16

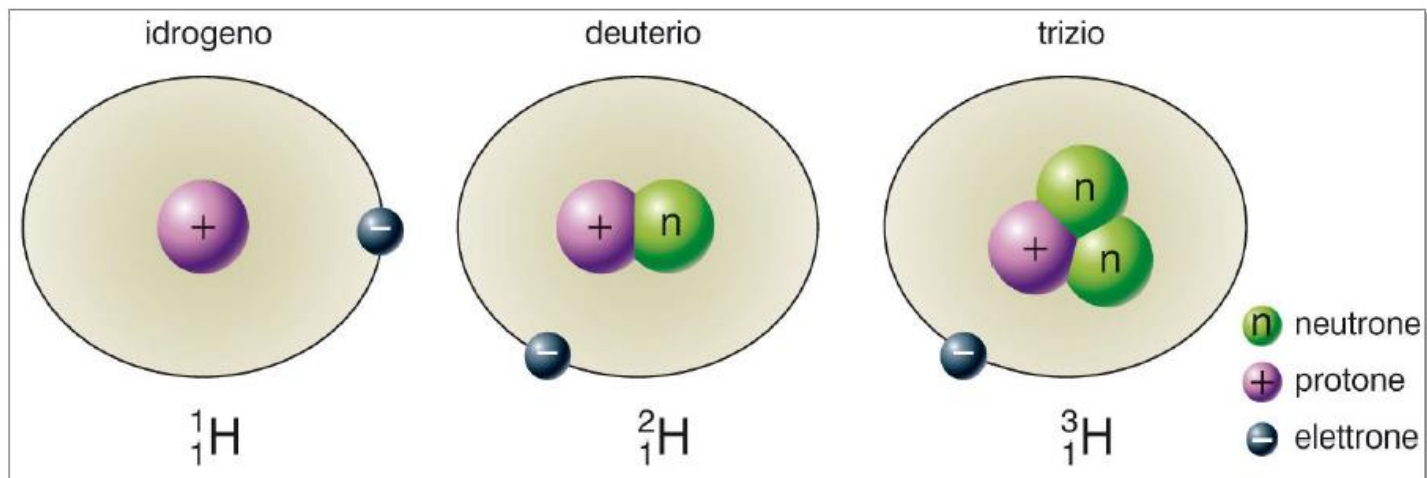
Isotopi



- Gli **isotopi** sono atomi di un elemento con lo stesso numero di **protoni**, ma con diverso numero di **neutroni**.
- Gli isotopi hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa.
- La maggior parte degli elementi possiede due o più isotopi stabili; gli isotopi instabili sono radioattivi ed emettono radiazioni α , β e γ per stabilizzarsi.

Abbondanza isotopica:

$$\text{Percent abundance} = \frac{\text{number of atoms of a given isotope}}{\text{total number of atoms of all isotopes of that element}} \times 100\%$$



Using Isotopes: Ötzi, the Iceman of the Alps

CASE STUDY

In 1991 a hiker in the Alps on the Austrian-Italian border found the well-preserved remains of an approximately 46-year-old man, now nicknamed “The Iceman,” who lived about 5200 years ago (Chapter 1). Studies using isotopes of oxygen, strontium, lead, and argon, among others, have helped scientists paint a detailed picture of the man and his life.

The abundance of the ^{18}O isotope of oxygen is related to the latitude and altitude at which a person was born and raised. Oxygen in biominerals such as teeth and bones comes primarily from ingested water. The lakes and rivers on the northern side of the Alps are known to have a lower ^{18}O content than those on the southern side of the mountains. The ^{18}O content of the teeth and bones of the Iceman was found to be relatively high and characteristic of the watershed south of the Alps. He had clearly been born and raised in that area.

The relative abundance of isotopes of heavier elements also varies slightly from place to place and in their incorporation into different minerals. Strontium, a member of the same periodic group as calcium,



Ötzi the Iceman. A well-preserved mummy of a man who lived in northern Italy about 5000 years ago.

is incorporated into teeth and bones. The ratio of strontium isotopes, $^{87}\text{Sr}/^{86}\text{Sr}$, and of lead isotopes, $^{206}\text{Pb}/^{204}\text{Pb}$, in the Iceman's teeth and bones was characteristic of soils from a narrow region of Italy south of the Alps, which established more clearly where he was born and lived most of his life.

The investigators also looked for food residues in the Iceman's intestines. Although a few grains of cereal were found, they located tiny flakes of mica believed to have broken off stones used to grind grain and that were therefore eaten when the

man ate the grain. They analyzed these flakes using argon isotopes, ^{40}Ar and ^{39}Ar , and found their signature was like that of mica in an area south of the Alps, thus establishing where he lived in his later years.

The overall result of the many isotope studies showed that the Iceman lived thousands of years ago in a small area about 10–20 kilometers west of Merano in northern Italy.

For details of the isotope studies, see W. Müller, et al., *Science*, Volume 302, October 31, 2003, pages 862–866.

Si sfrutta il lento tempo di dimezzamento di alcuni isotopi o l'analisi di isotopi presenti e derivanti dal decadimento di altri

Tavola Periodica

ELEMENTI DEI GRUPPI PRINCIPALI

- metalli (gruppi principali)
- metalli (transizione)
- metalli (transizione interna)
- metalloidi
- non metalli

ELEMENTI DEI GRUPPI PRINCIPALI

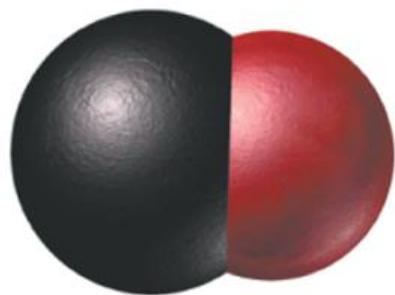
		ELEMENTI DI TRANSIZIONE																
		ELEMENTI DI TRANSIZIONE																
		ELEMENTI DI TRANSIZIONE																
1	1A (1)																8A (18)	
1	1 H 1,008																2 He 4,003	
2	3 Li 6,941	4 Be 9,012											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,88	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,39	31 Ga 69,72	32 Ge 72,61	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3
6	55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,9	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,1	79 Au 197,0	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 Ds (269)	111 Uuu (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (299)	115 Uup (288)	116 Uuh (292)		

ELEMENTI DI TRANSIZIONE INTERNA

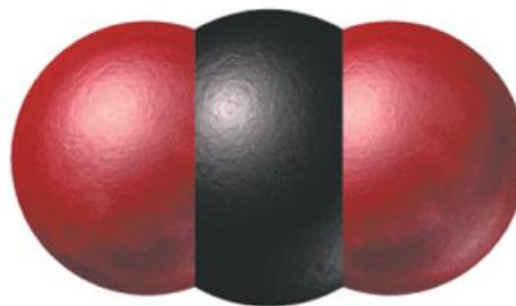
6	lantanidi	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm (145)	62 Sm 150,4	63 Eu 152,0	64 Gd 157,3	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,3	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
7	attinidi	90 Th 232,0	91 Pa (231)	92 U 238,0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

Formule Chimiche

- Una **formula chimica** indica **gli elementi presenti nel composto** in oggetto e il numero relativo di atomi di ciascun elemento.
- La formula contiene il **simbolo** di ogni elemento accompagnato da un **numero a pedice** che indica il numero di atomi di quello elemento (se è **1 viene omissso** per convenzione)
- **H₂O**: indica che l'acqua è formata da due atomi di H e un atomo di ossigeno in rapporto 2:1 ratio



CO



CO₂

Formule Chimiche

- nella formula chimica si pone generalmente prima il metallo o l'elemento «più metallico» del composto in oggetto

Ad esempio la formula giusta è NaCl, non ClNa

- Dato che il carattere metallico diminuisce da sx verso dx nella Tavola Periodica,

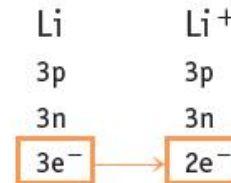
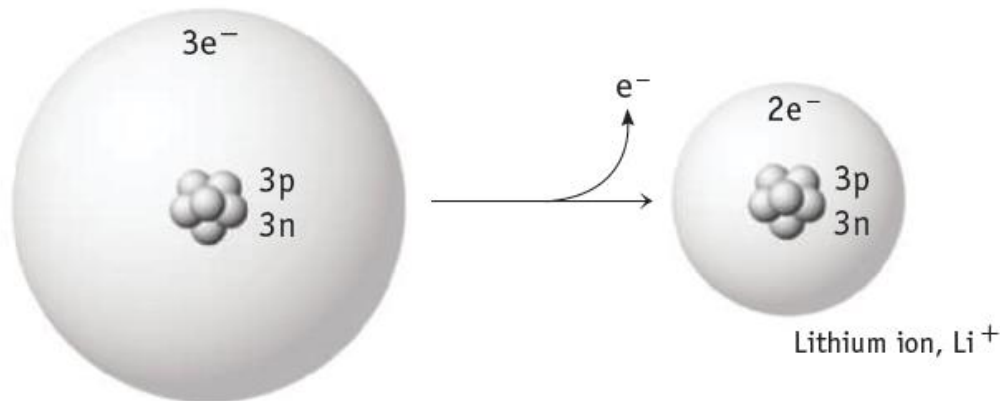
allora scriviamo NO₂ e NO, non O₂N and ON

- In una singola colonna della Tavola Periodica il carattere metallico aumenta dall'alto verso il basso

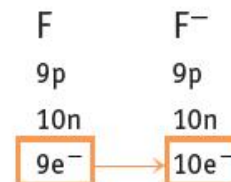
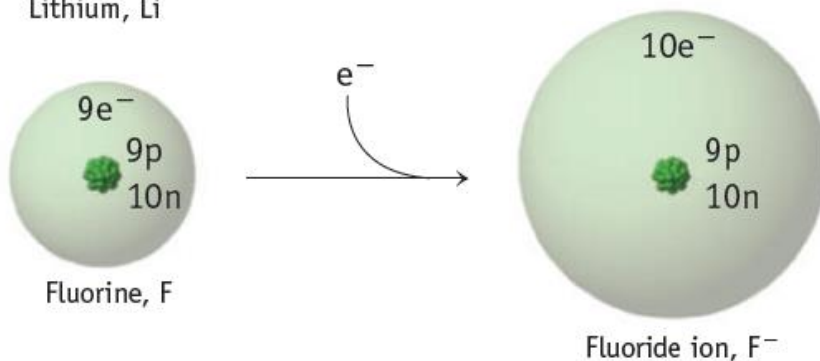
Perciò scriviamo SO₂, e non O₂S.

Ioni e formule chimiche

- Ione: **atomo o un gruppo di atomi** con **carica** positiva o negativa
- Gli ioni si formano da atomi che hanno perso o acquisito elettroni
- Esistono ioni costituiti da un singolo atomo (**monoatomici**) o più atomi (**poliatomici**)

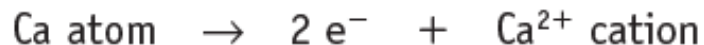


- **Metalli perdono** elettroni a formare ioni con carica positiva

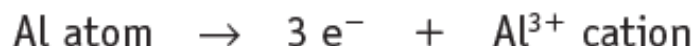


- **Non metalli acquistano** elettroni a formare ioni con carica negativa

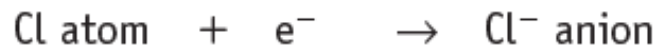
Ioni monoatomici e formule chimiche



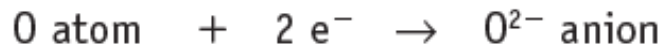
(20 protons and 20 electrons) (20 protons and 18 electrons)



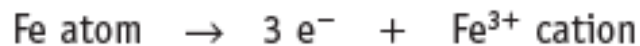
(13 protons and 13 electrons) (13 protons and 10 electrons)



(17 protons and 17 electrons) (17 protons and 18 electrons)



(8 protons and 8 electrons) (8 protons and 10 electrons)



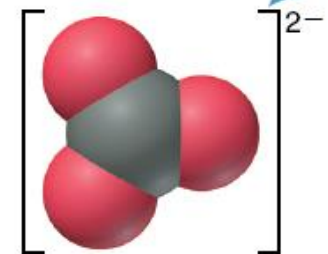
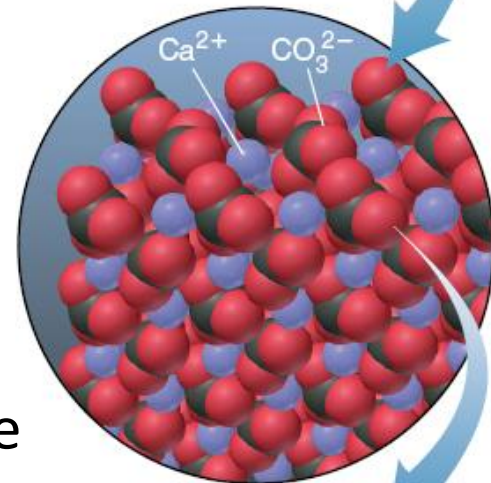
(26 protons and 26 electrons) (26 protons and 23 electrons)

Ioni poliatomici e formule chimiche

Uno ione poliatomico è costituito da due o più atomi e ha una carica elettrica netta.

In molte reazioni lo ione poliatomico reagisce come un' entità unica.

- CaCO_3 : **uno** ione **monoatomico** Ca^{2+} e **uno** ione **poliatomico** CO_3^{2-}
- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$: uno ione monoatomico Mg^{2+} e **due** **ioni poliatomici** NO_3^-



ione carbonato
 CO_3^{2-}

Masse molecolari dalle formule chimiche

massa molecolare (MM) = somma delle masse atomiche (MA)

Per la molecola di H₂O:

massa molecolare =

$$(2 \times \text{massa atomica di H}) + (1 \times \text{massa atomica di O})$$

$$= (2 \times 1,008 \text{ u.m.a.}) + (1 \times 16,00 \text{ u.m.a.})$$

$$= 18,02 \text{ u.m.a.}$$

*Per convenzione si usano le masse atomiche sulla tavola periodica con **4 cifre significative**.*

Per i **composti ionici** si parla di **massa formula** perchè i composti ionici non sono costituiti da molecole.

La mole

La **mole (mol)** è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 12 g di carbonio-12 (^{12}C).

Il termine “**entità**” si riferisce ad atomi, ioni, molecole, unità formula, elettroni – ogni tipo di particella.

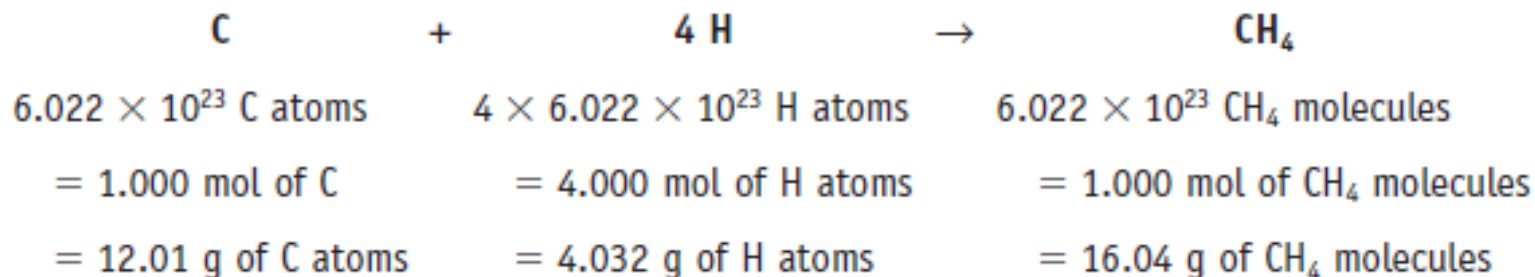
Una mole (1 mol) contiene $6,02214129 \times 10^{23}$ entità.

Questo numero si chiama

Numero di Avogadro e si indica con N .



Amedeo Avogadro



La mole e la massa

1 mol (32,00 g) di O₂ gassoso

1 mol (100,09 g) di solfato di calcio

Una mole rappresenta la quantità di un elemento (o composto) la cui massa, espresso in grammi, è pari alla sua massa atomica (o molecolare)

$$n = g / \text{u.m.a.}$$

1 mol (63,55 g) di rame

1 mol (18,02 g) di H₂O liquida



Mole: perchè si usa

Chemists find it more convenient to use mass relationships in the laboratory, while chemical reactions depend on the number of atoms present.

Individual atoms are tiny and have such a small mass, more convenient units for atoms are needed to be useful on the macroscale.

Analogy

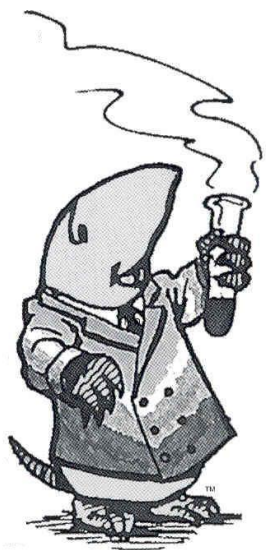
Fruit in a supermarket is “counted” by weighing the mass of fruit.

If the average mass for a piece of fruit is known, the number of pieces of fruit can be calculated.

Chemists count atoms in a similar way, by weighing

Mole Day

Chemists and chemistry students celebrate two days in the year in honor of the Mole and call them Mole Days.



October 23rd

6:02 a.m.

Jun 2nd

10:23 a.m.

Massa molare

La massa molare (\mathcal{M}) di una sostanza è **numericamente uguale alla massa di una mole** di sue entità (atomi, molecole, unità formula) espressa in grammi.

Per gli **elementi monoatomici**, la massa molare, espressa in grammi per mole, è numericamente uguale alla massa atomica, **espressa in unità di massa atomica**.

La massa atomica si legge sulla tavola periodica.

Massa molare del Ne = 20,18 g/mol.

Per i composti, la massa molare è numericamente uguale alla somma delle masse molari degli elementi della formula

Per gli elementi molecolari e per i composti, è necessario conoscere la formula per determinare la massa molare.

$$\begin{aligned}\text{Massa molare di O}_2 &= 2 \times \mathcal{M} \text{ di O} \\ &= 2 \times 16,00 \\ &= 32,00 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Massa molare di SO}_2 &= 1 \times \mathcal{M} \text{ di S} + 2 \times \mathcal{M} \text{ di O} \\ &= 32,00 + 2(16,00) \\ &= 64,00 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

MASS \longleftrightarrow MOLES CONVERSION

Moles to Mass

$$\text{Moles} \times \frac{\text{grams}}{1 \text{ mol}} = \text{grams}$$

↑
molar mass

Mass to Moles

$$\text{Grams} \times \frac{1 \text{ mol}}{\text{grams}} = \text{moles}$$

↑
1/molar mass

For example, what mass, in grams, is represented by 0.35 mol of aluminum? Using the molar mass of aluminum (27.0 g/mol), you can determine that 0.35 mol of Al has a mass of 9.5 g.

$$0.35 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{27.0 \text{ g Al}}{1 \cancel{\text{ mol Al}}} = 9.5 \text{ g Al}$$

Calcolo di moli

1) **grammi** \Rightarrow **moli**

A quante moli corrispondono 10,0 g di C₂H₅OH?

MM (C₂H₅OH) = 12,0 x 2 + 16,0 + 6 x 1,01 = 46,1 u.m.a.

Massa molare = 46,1 g/mol

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

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

2) **Moli** \Rightarrow **grammi**

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$MM(\text{ZnI}_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare di $\text{ZnI}_2 = 319,2 \text{ g/mol}$

$$\text{Massa} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$

Massa di un atomo

Quale è la massa di un atomo di cloro?

Massa molare di Cl= 35,5 g/mol

1 mole contiene $N_A=6,022 \times 10^{23}$ molecole/mol

$$\text{massa atomo Cl} = \frac{35,5 \text{ g/mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}} = 5,90 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}$$

Numero di molecole per una data massa

Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

$$MM(\text{HCl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{ u.m.a.}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{3,46 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,0948 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Numero di molecole} &= 0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = \\ &= 5,71 \cdot 10^{22} \text{ molecole} \end{aligned}$$

Quanti **atomi** di cloro sono contenuti in 100 g di AlCl_3 ?

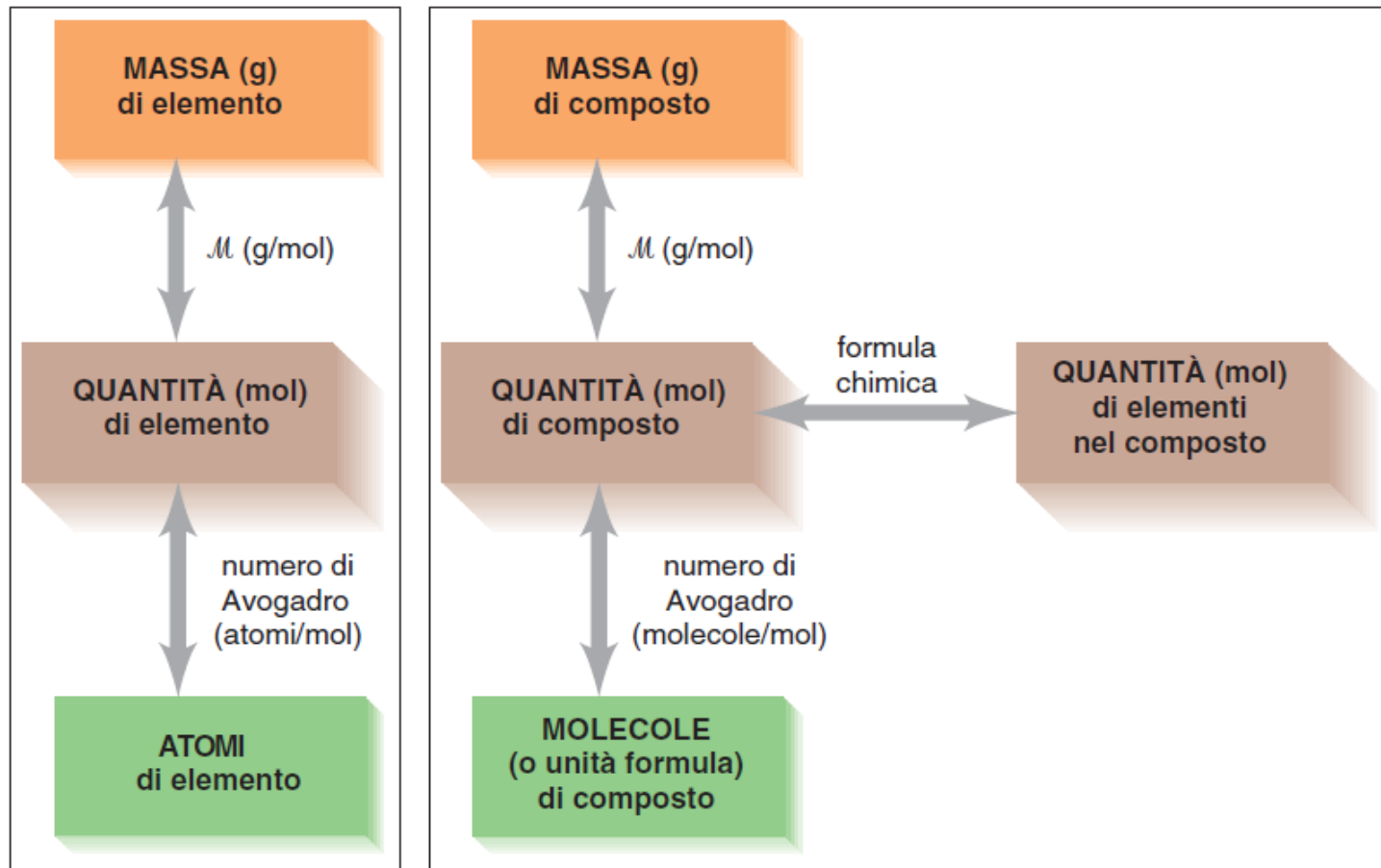
$$\text{MM} (\text{AlCl}_3) = 26,98 + 35,45 \times 3 = 133,33 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Moli} (\text{AlCl}_3) = \frac{100 \text{ g}}{133,33 \text{ g/mol}} = 0,7500 \text{ mol}$$

$$\text{Molecole}(\text{AlCl}_3) = 0,750 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = 4,517 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$$

$$\text{Atomi}(\text{Cl}) = \text{Molecole}(\text{AlCl}_3) \times 3 = 4,517 \cdot 10^{23} \times 3 = 1,355 \cdot 10^{24}$$

Relazioni massa-quantità numero per elementi e composti



A Per un elemento

B Per un composto

Percentuale in massa dalla formula chimica

% in massa dell'elemento X =

$$\frac{\text{atomi di X nella formula} \times \text{massa atomica di X (u)}}{\text{massa molecolare (o massa formula) del composto (u)}} \times 100$$

su base molare:

% in massa dell'elemento X =

$$\frac{\text{moli di X nella formula} \times \text{massa molare di X (g/mol)}}{\text{massa (g) di 1 mol di composto}} \times 100$$

Percentuale in massa e massa di un elemento

La percentuale in massa può anche essere utilizzata per calcolare la massa di un particolare elemento in una data massa di composto.

Massa dell'elemento X presente nel campione =

$$\text{massa del composto} \times \frac{\text{massa dell'elemento in 1 mol di composto}}{\text{massa di 1 mol di composto}}$$

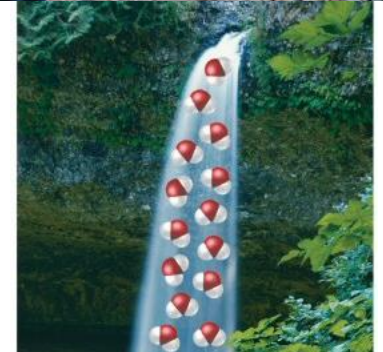
Perchè conoscere la composizione della materia è importante?

everything in nature is either chemically or physically combined with other substances

to know the amount of a material in a sample, you need to know what **fraction** of the sample it is

Some Applications:

- the amount of sodium in sodium chloride for diet
- the amount of iron in iron ore for steel production
- the amount of hydrogen in water for hydrogen fuel
- the amount of chlorine in freon to estimate ozone depletion



Esempio

Calcolare le percentuali in peso di C, H ed O in CH₂O

$$MA(C) = 12,0 \text{ u.m.a.} \quad MA(H) = 1,01 \text{ u.m.a.} \quad MA(O) = 16,0 \text{ u.m.a.}$$

$$MM(\text{CH}_2\text{O}) = 12,0 + 2 \times 1,01 + 16,0 = 30,0 \text{ u.m.a.} \quad \mathbf{1 \text{ mole} \Rightarrow 30,0 \text{ g}}$$

$$\text{massa \% C} = \frac{12,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 40,0 \%$$

$$\text{massa \% H} = \frac{2 \times 1,01 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 6,73 \%$$

$$\text{massa \% O} = \frac{16,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 53,3 \%$$

$$\mathbf{N.B.} \quad \% \text{ O} = 100\% - 40,0\% - 6,73\% = 53,3\%$$

Formule chimiche: classificazione

In una **formula chimica**, i simboli degli elementi e i pedici numerici indicano la specie e il numero di ciascun atomo presente nella più piccola unità della sostanza. Esistono più tipi di formule chimiche di un composto:

La **formula empirica** mostra il numero *relativo* di atomi di ciascun elemento nel composto. È il tipo più semplice di formula chimica.

*La formula empirica del perossido di idrogeno è HO;
1 atomo di H per ogni atomo di O.*

La **formula molecolare** mostra il numero *reale* di atomi di ciascun elemento in una molecola del composto.

La formula molecolare del perossido di idrogeno è H₂O₂.

Una **formula di struttura** mostra il numero di atomi e i *legami tra di essi*; cioè, le posizioni reciproche e le connessioni degli atomi nella molecola.

La formula di struttura del perossido di idrogeno è H-O-O-H.

Informazioni contenute nella formula chimica del glucosio $C_6H_{12}O_6$ ($\mathcal{M} = 180,16 \text{ g/mol}$)

	Carbonio (C)	Idrogeno (H)	Ossigeno (O)
Atomi/molecola di composto	6 atomi	12 atomi	6 atomi
Moli di atomi/moli composto	6 mol di atomi	12 mol di atomi	6 mol di atomi
Atomi/mole di composto	$6(6,022 \times 10^{23})$ atomi	$12(6,022 \times 10^{23})$ atomi	$6(6,022 \times 10^{23})$ atomi
Massa/molecola di composto	$6(12,01 \text{ u})$ $= 72,06 \text{ u}$	$12(1,008 \text{ u})$ $= 12,10 \text{ u}$	$6(16,00 \text{ u}) = 96,00 \text{ u}$
Massa/mole di composto	72,06 g	12,10 g	96,00 g

Formule empiriche e molecolari

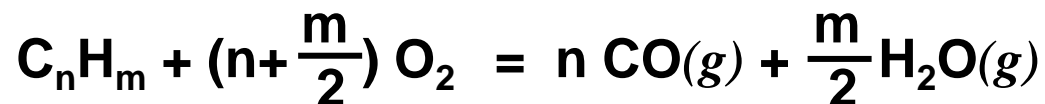
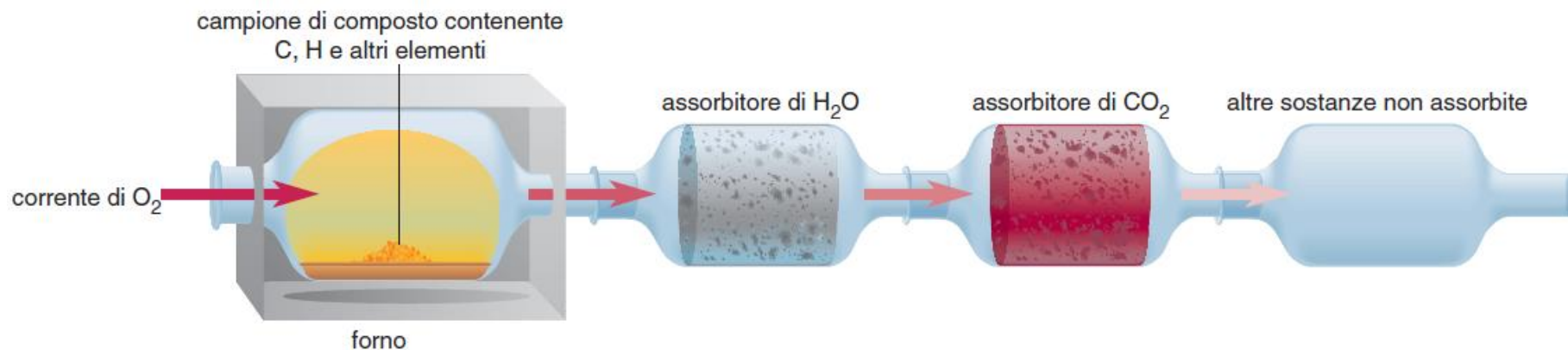
La **formula empirica** è la formula più semplice di un composto che sia in accordo con le analisi elementari. Mostra i numeri di moli interi **più piccoli** e dà il numero di atomi **relativo** di ogni elemento.

La formula empirica del perossido di idrogeno è HO.

La **formula molecolare** mostra il numero **reale** di atomi di ciascun elemento in una molecola di un composto.

La formula molecolare del perossido di idrogeno è H₂O₂.

Analisi per combustione per la determinazione delle formule dei composti organici



Determinazione della formula empirica

Un composto di azoto ed ossigeno contiene 0,483 g di N e 1,104 g di O.

Quale è la **formula empirica** del composto?

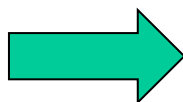
$$\text{N} \quad \frac{0,483 \text{ g}}{14,0 \text{ g/mol}} = 0,0345 \text{ mol}$$



$$\text{O} \quad \frac{1,104 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 0,0690 \text{ mol}$$

Per ottenere i numeri interi più piccoli delle moli degli elementi si divide ciascun numero di moli per il più piccolo tra quelli ottenuti prima

$$\text{N} \quad \frac{0,0345}{0,0345} = 1,00$$



La formula empirica è **NO₂**

$$\text{O} \quad \frac{0,0690}{0,0345} = 2,00$$

Si noti che non è possibile conoscere la formula molecolare che potrebbe essere:



Un composto è costituito come segue:

17,5 % Na

39,7% Cr

42,8% O

Quale è la sua formula empirica?

Si fa riferimento a 100 g di composto che conterranno 17,5 g di Na, 39,7 g di Cr e 42,8 g di O

$$\text{Na} \frac{17,5 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol}} = 0,761 \text{ mol} \quad \text{Cr} \frac{39,7 \text{ g}}{52,0 \text{ g/mol}} = 0,763 \text{ mol} \quad \text{O} \frac{42,8 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,68 \text{ mol}$$

più piccolo

$$\text{Na} \quad \frac{0,761}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{Cr} \quad \frac{0,763}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{O} \quad \frac{2,68}{0,761} = 3,52 \quad \times 2 = 7,04$$



Il 2-desossiribosio, uno zucchero costituente il DNA, è costituito solo da carbonio, idrogeno e ossigeno. Un chimico vuole determinare la sua formula empirica per combustione ed ottiene una percentuale in massa di carbonio pari al 44,77% di C e pari al 7,52% di H.

Quale è la formula empirica del 2-desossiribosio?

Si fa riferimento a **100 g** di composto che conterranno 44,77 g di C, 7,52 g di H e **(100-44,77-7,52)=47,71 g di O**

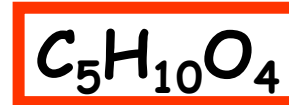
$$\text{C} \quad \frac{44,77 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,727 \text{ mol} \quad \text{H} \quad \frac{7,52 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 7,46 \text{ mol} \quad \text{O} \quad \frac{47,71 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,982 \text{ mol}$$

più piccolo

$$\text{C} \quad \frac{3,727}{2,982} = 1,25 \quad \times 4 = 5,00$$

$$\text{H} \quad \frac{7,46}{2,982} = 2,50 \quad \times 4 = 10,0$$

$$\text{O} \quad \frac{2,982}{2,982} = 1,00 \quad \times 4 = 4,00$$



Determinare la formula molecolare

La **formula molecolare** mostra il numero **reale** di atomi di ciascun elemento in 1 mol di un composto.

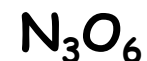
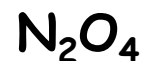
La formula molecolare è **un multiplo secondo un numero intero** della formula empirica.

$$\frac{\text{massa molare (g/mol)}}{\text{massa della formula empirica (g/mol)}} = \text{multiplo intero}$$

Formula empirica



Formula molecolare



Ad esempio se nel problema del calcolo della formula empirica di NO_2 si conoscesse che il peso molecolare del composto vale 92,0

$$n = \frac{92,0}{14,0 + 2 \times 16,0} = 2,00$$

E quindi la formula molecolare è

