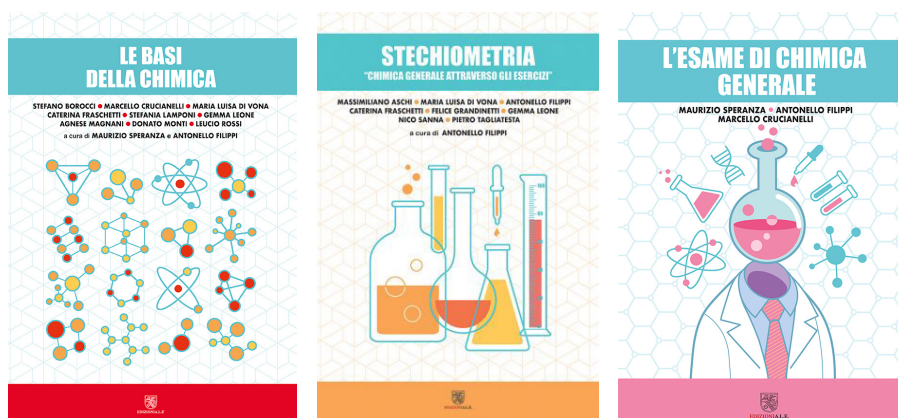


## Chimica Generale ed Inorganica Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche (M-Z)

- **Docente:** Prof. Antonello Filippi
- **Sede:** Aula 8 (Ex-Ing) Edificio CU034
- **Orario:** Lunedì (9-11), Martedì (15-17) e Mercoledì (11-13)
- **Spiegazioni supplementari:** Studio 151 per appuntamento via email
- **Esercitazioni Numeriche (Stechiometria) - Dr.ssa C. Frascchetti**
- **Sede:** Aula B Plesso Tecce - Edificio CU018
- **Orario:** Mercoledì (13-16)

### Testi consigliati



<https://www.edizionale.it/categoria-prodotto/chimica/>

Singoli o gruppi di acquisto direttamente presso la casa editrice  
Edizioni ALE - Via Luigi Vittorio Bertarelli 125 - Roma (zona Stazione Tiburtina)

*Stechiometria*



Sconti personali o per gruppi di acquisto direttamente presso la casa editrice  
Edizioni ALE - Via Luigi Vittorio Bertarelli 125 - Roma (zona Stazione Tiburtina)

## Programma del Corso

- ❖ **Nozioni introduttive.** Oggetto della ricerca chimica. Fenomeni chimici. Leggi fondamentali della chimica. Simboli e notazione chimica. La mole.
- ❖ **Teoria atomica.** Atomi e loro proprietà. Massa e peso atomico. Numero di Avogadro. Struttura atomica. Spettri atomici. Modello di Bohr. Natura corpuscolare ed ondulatoria dell'elettrone. Numeri quantici. Orbitali atomici. Configurazione elettronica.
- ❖ **Legame chimico:** concetto di valenza. I diversi tipi di legame e loro proprietà: ordine, energia, distanza di legame, momento dipolare. Teoria del legame di valenza e degli orbitali molecolari. Orbitali ibridi, risonanza. Struttura di alcune molecole tipiche. Legami intermolecolari.
- ❖ **Stati di aggregazione e cambiamenti di stato.** Stato aeriforme, liquido e solido. Le soluzioni e le loro proprietà colligative. Equilibri tra fasi e regole delle fasi. Principio di Le Chatelier.
- ❖ **Cenni di termodinamica.** Concetto di equilibrio. Principi della termodinamica. Alcune funzioni termodinamiche. Termochimica.

❖ Reazioni ed equilibri chimici. Criteri termodinamici per la spontaneità e l'equilibrio nelle trasformazioni chimiche. Legge di azione massa. Fattori che influenzano la posizione dell'equilibrio.

❖ Dissociazione elettrolitica. Elettroliti e loro proprietà in soluzione. Acidi e basi. Definizione e teorie sugli equilibri acido-base. Relazioni tra struttura molecolare e proprietà acido-base. Equilibri acido-base nelle soluzioni acquose. Titolazioni. Indicatori.

❖ Solubilità. Equilibri di solubilità e fattori che li influenzano. Equilibri di partizione.

❖ Reazioni elettrochimiche. Reazioni di ossidoriduzione. Potenziali, potenziali normali, forza elettromotrice, semielementi, pile, equazione di Nernst. Vari tipi di elettrolisi.

❖ Elementi di cinetica. Velocità, ordine, molecolarità di una reazione, costante cinetica e sua dipendenza dalla temperatura. Equazione di Arrhenius, energia di attivazione. Cenni elementari sulla teoria delle collisioni e del complesso attivato. Catalisi.

❖ Cenni di Chimica inorganica. Nomenclatura sistematica. Elementi tipici e loro composti principali.

### **ESAMI: 3 sessioni per A.A.**

estiva (giu-lug), autunnale (sett), invernale (gen-feb)  
per un totale di **5 appelli** ordinari (più 2 appelli straordinari apr-nov)

### **ESAME: SCRITTO + ORALE**

L'esito positivo dello scritto consente l'ammissione alla prova orale, che può essere sostenuta **nello stesso appello o in quello successivo** a cui si ha diritto di partecipazione (attenzione agli appelli straordinari).

### **PREPARAZIONE ALL'ESAME**

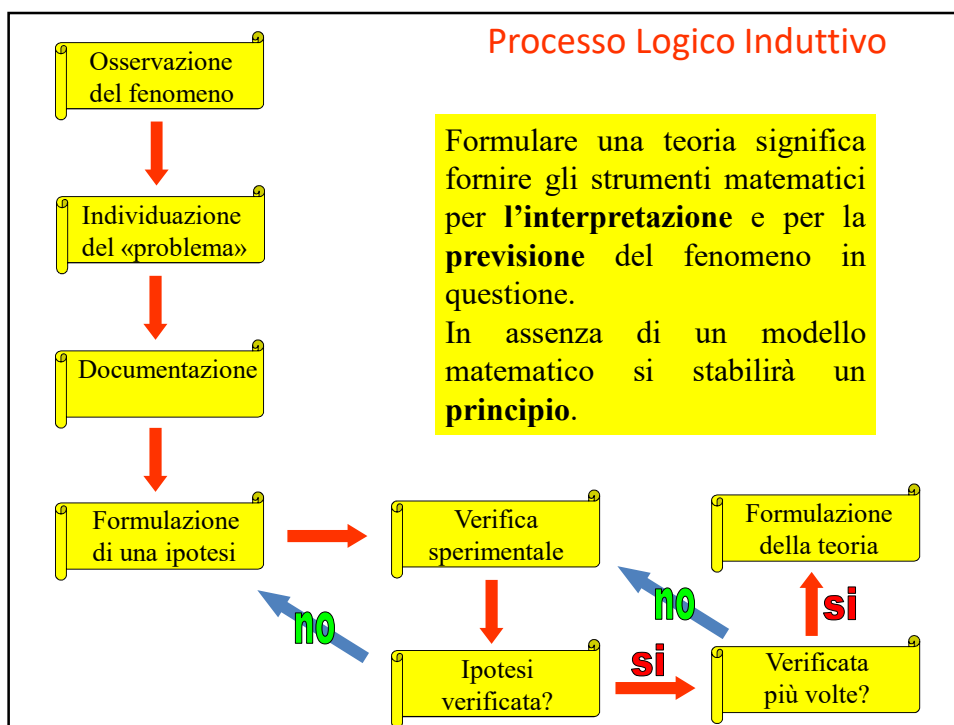
Seguire il corso studiando in parallelo (i corsi semestralizzati sono intensivi)

Seguire le esercitazioni di Stechiometria (esame scritto)

Fare molti esercizi durante lo studio (autovalutazione)

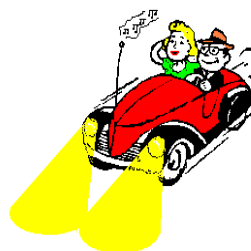
Risolvere i dubbi prima possibile (confronto con i colleghi, ricevimento)

**NON ESISTONO DOMANDE STUPIDE O BANALI.  
UNA RISPOSTA PUO' RISULTARCI BANALE, MA SOLO  
DOPO AVER FATTO LA DOMANDA CHE CI BLOCCA**



## La Chimica come valore

- I signori Rossi fanno un giro in macchina!
- Se non esistesse la chimica della combustione
- Se non esistesse l'elettrochimica



## La Chimica come valore

- I signori Rossi fanno un giro in macchina!
- Se non esistesse la chimica della combustione
- Se non esistesse l'elettrochimica



## La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica del petrolio
- Se non esistesse la vulcanizzazione della gomma



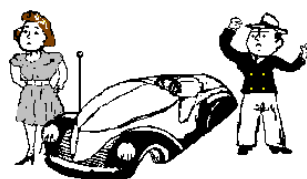
## La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica del vetro



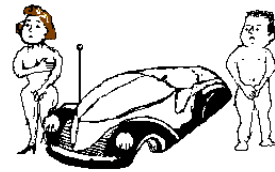
## La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica dei coloranti



## La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica dei polimeri
- Se non esistesse la chimica della concia



## La Chimica come valore

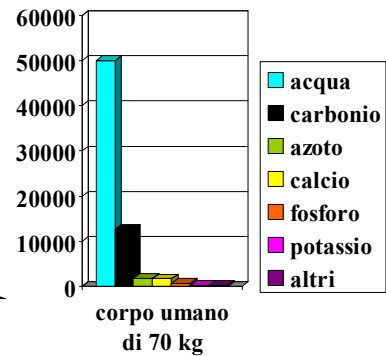
- Se non esistesse la metallurgia



## La Chimica come valore

- Se non esistessero le trasformazioni biochimiche

*Non esisterebbe la vita!*



Fondamentalmente la Chimica studia la **materia** e le sue **trasformazioni**

Difficile sfuggire alla tentazione di pensare che  
**TUTTO E' CHIMICA!!!**

La descrizione scientifica della materia richiede la definizione delle sue proprietà intrinseche, prime fra tutte **massa**, **volume** e **stato di aggregazione**. Abbiamo bisogno di misure (e di unità di misura).

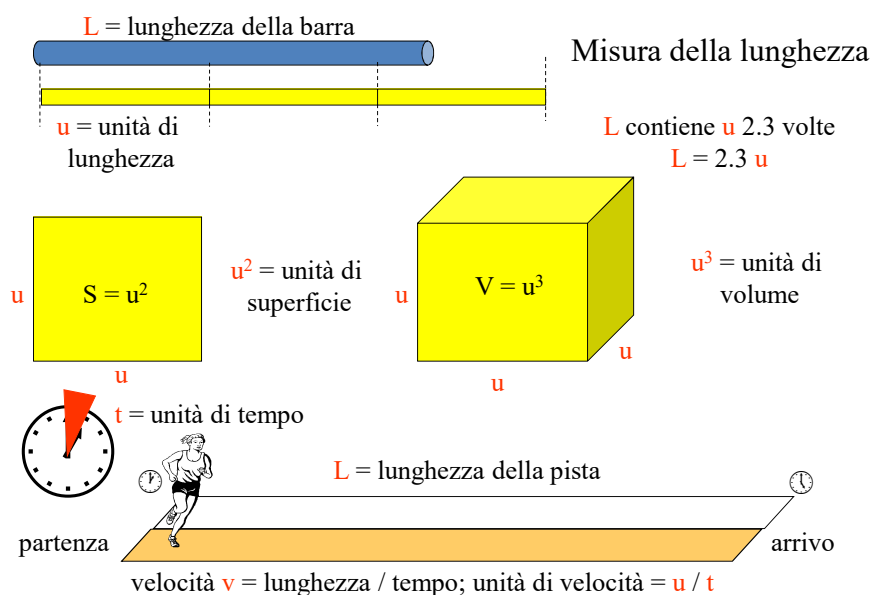




### Esempi di proprietà **intensive** ed **estensive** della materia

Proprietà	Natura	Commento
Massa	Estensiva	Quantità di materia
Peso	Estensiva	Risposta della massa all'accelerazione di gravità
Volume	Estensiva	Spazio occupato da un corpo
Stato di aggregazione	Intensiva	Solido, liquido, aeriforme
Colore	Intensiva	Risposta di un corpo alla luce visibile
Sapore	Intensiva	Dolce, amaro, astringente
Odore	Intensiva	Acre, pungente
Punto di fusione	Intensiva	Temperatura alla quale un solido fonde
Punto di ebollizione	Intensiva	Temperatura alla quale un liquido bolle
Viscosità	Intensiva	Capacità di un liquido di fluire
Conducibilità elettrica	Intensiva	Capacità di un corpo di condurre la corrente elettrica
Conducibilità termica	Intensiva	Capacità di un corpo di condurre il calore
Densità	Intensiva	Rapporto fra massa e volume della materia

### Misure - Unità di misura



## Unità di misura

### Unità di misura fondamentali del sistema internazionale (SI)

➤ lunghezza	metro	m
➤ massa	kilogrammo	kg
➤ tempo	secondo	s
➤ corrente elettrica	ampère	A
➤ temperatura	Kelvin	K
➤ intensità luminosa	candela	cd
➤ quantità di sostanza	mole	mol

➤ energia	joule	J	[kg m <sup>2</sup> s <sup>-2</sup> ]
➤ forza	newton	N	[kg m s <sup>-2</sup> ]
➤ frequenza	hertz	Hz	[s <sup>-1</sup> ]
➤ potenza	watt	W	[J s <sup>-1</sup> ]
➤ carica elettrica	coulomb	C	[A s]
➤ differenza di potenziale	volt	V	[J C <sup>-1</sup> ]
➤ pressione	pascal	Pa	[N m <sup>-2</sup> ]
➤ densità			[kg m <sup>-3</sup> ]
➤ resistenza	ohm	Ω	[V A <sup>-1</sup> ]
➤ capacità elettrica	farad	F	[C V <sup>-1</sup> ]

### Unità SI derivate

### Unità non-SI e fattori di conversione

#### Pressione : unità SI = Pa (N m<sup>-2</sup>)

Unità non-SI	Simbolo	Fattore di conversione
Torricelli	torr o mmHg	1.333•10 <sup>2</sup> Pa
Atmosfera	atm	1.013•10 <sup>5</sup> Pa
Millibar	mbar	1.000•10 <sup>2</sup> Pa
Pollici di acqua	inch (H <sub>2</sub> O)	2.491•10 <sup>2</sup> Pa

#### energia: unità SI = J

Unità non-SI	Simbolo	Fattore di conversione
Chilowatt-ora	Kwh	3.600•10 <sup>6</sup> J
kilocaloria	Kcal	4.184•10 <sup>3</sup> J
Litro atmosfera	l atm	1.013•10 <sup>2</sup> J
Erg	erg	1.000•10 <sup>-7</sup> J
Caloria	cal	4.184 J
elettron-volt	eV	1.602•10 <sup>-19</sup> J

**Prefissi alle unità SI**

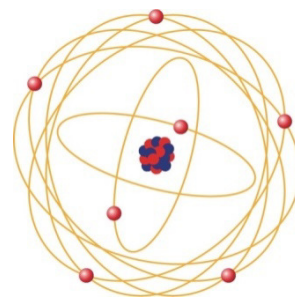
	Prefisso	Frazione	Simbolo
<b>sottomultipli</b>	atto	$10^{-18}$	a
	femto	$10^{-15}$	f
	pico	$10^{-12}$	p
	nano	$10^{-9}$	n
	micro	$10^{-6}$	$\mu$
	milli	$10^{-3}$	m
	centi	$10^{-2}$	c
	deci	$10^{-1}$	d
<b>multipli</b>	deca	$10^1$	da
	etto	$10^2$	h
	kilo	$10^3$	K
	mega	$10^6$	M
	giga	$10^9$	G
	tera	$10^{12}$	T



Per esteso, la chimica è la scienza che studia la natura e le proprietà della materia, le **trasformazioni** che essa subisce e le relazioni qualitative e quantitative che intervengono in tali **trasformazioni**.

La trasformazione di sostanze chimiche (**reagenti**) in sostanze chimiche di natura diversa (**prodotti**) è detta **reazione chimica**.

A livello microscopico i fenomeni osservati in una reazione chimica sono interpretati in base alla **teoria atomica della materia** (John Dalton, 1766-1844). Oggi sappiamo che:



1) La materia è costituita da atomi

## TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

1 1.008 H Idrogeno																	2 4.003 He Elio				
3 6.941 Li Litio	4 9.012 Be Berillio															5 10.81 B Boro	6 12.01 C Carbonio	7 14.01 N Azoto	8 16.00 O Ossigeno	9 19.00 F Fluoro	10 20.18 Ne Neon
11 22.99 Na Sodio	12 24.31 Mg Magnesio															13 26.98 Al Alluminio	14 28.09 Si Silicio	15 30.97 P Fosforo	16 32.07 S Zolfo	17 35.45 Cl Cloro	18 39.95 Ar Argo
19 39.10 K Potassio	20 40.08 Ca Calcio	21 44.96 Sc Scandio	22 47.87 Ti Titanio	23 50.94 V Vanadio	24 52.00 Cr Cromo	25 54.94 Mn Manganese	26 55.85 Fe Ferro	27 58.93 Co Cobalto	28 58.69 Ni Nichel	29 63.55 Cu Rame	30 65.39 Zn Zinco	31 69.72 Ga Gallio	32 72.59 Ge Germanio	33 74.92 As Arsenico	34 78.96 Se Selenio	35 79.90 Br Bromo	36 83.80 Kr Kripton				
37 85.47 Rb Rubidio	38 87.62 Sr Stronzio	39 88.90 Y Ittrio	40 91.22 Zr Zirconio	41 92.91 Nb Niobio	42 95.94 Mo Molibdeno	43 98.91 Tc Tecnicio	44 101.1 Ru Rutenio	45 102.9 Rh Rodio	46 106.4 Pd Palladio	47 107.9 Ag Argento	48 112.4 Cd Cadmio	49 114.8 In Indio	50 118.7 Sn Stagno	51 121.8 Sb Antimonio	52 127.6 Te Tellurio	53 126.9 I Iodio	54 131.3 Xe Xeno				
55 132.9 Cs Cesio	56 137.3 Ba Bario	57 138.9 La Lantanio	58 175.0 Hf Hafnio	59 180.9 Ta Tantalio	60 183.9 W Tungsteno	61 186.2 Re Renio	62 187.0 Os Osmio	63 188.9 Ir Iridio	64 193.1 Pt Platino	65 197.0 Au Oro	66 200.6 Hg Mercurio	67 204.4 Tl Tallio	68 207.2 Pb Piombo	69 208.9 Bi Bismuto	70 210.0 Po Polonio	71 210.0 At Astatina	72 210.0 Rn Radon				
87 223.0 Fr Francio	88 226.0 Ra RADIO	89 227.0 Ac Attinio	90 232.0 Rf Rutherfordio	91 238.0 Db Dubnio	92 261.0 Sg Seaborgio	93 262.0 Bh Bohrio	94 261.0 Hs Hassio	95 262.0 Mt Meitnerio	96 265.0 Ds Darmstadtio	97 269.0 Rg Roentgenio	98 270.0 Cn Copernicio	99 271.0 Nh Nihonio	100 272.0 Fl Flerovio	101 273.0 Mc Moscovio	102 277.0 Lv Livermorio	103 289.0 Ts Tennessio	104 289.0 Og Oganessonio				
		58 140.1 Ce Cerio	59 140.9 Pr Praseodimio	60 144.2 Nd Neodimio	61 144.9 Pm Prometio	62 150.4 Sm Samario	63 152.0 Eu Europio	64 157.3 Gd Gadolinio	65 158.9 Tb Terbio	66 162.5 Dy Dizimio	67 164.9 Ho Olimio	68 167.3 Er Erbio	69 168.9 Tm Tulio	70 173.0 Yb Itterbio	71 175.0 Lu Lutetio						
		90 232.0 Th Torio	91 231.0 Pa Protattinio	92 238.0 U Uranio	93 237.0 Np Neptunio	94 238.0 Pu Plutonio	95 243.0 Am Americio	96 247.0 Cm Curio	97 247.0 Bk Berkelio	98 251.0 Cf Californio	99 252.0 Es Einsteinio	100 257.0 Fm Fermio	101 259.0 Md Mendelevio	102 259.0 No Nobelio	103 262.0 Lr Lawrencio						

2) Gli atomi si combinano (leggi *si legano*) fra di loro così da formare aggregati poliatomici chiamati genericamente **sostanze chimiche**.

3) Se gli atomi sono dello stesso tipo le sostanze vengono dette **elementi chimici** (es.  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ). Se gli atomi sono invece tra di loro diversi, le sostanze vengono dette **composti chimici** (o semplicemente **composti**; es.  $HCl$ ,  $H_2O$ ).

4) Nei **composti** gli atomi di elementi diversi si combinano fra di loro secondo **rapporti fissi**, tipicamente descritti da **numeri interi e piccoli**, convenientemente espressi attraverso la **formula chimica** del composto.

Ad esempio, la formula del metano ( $CH_4$ ) ci informa che:

- a) il metano è formato da carbonio (**C**) e da idrogeno (**H**);
- b) in un **qualsiasi** campione di metano il numero di atomi di idrogeno è pari a quattro volte il numero di atomi di carbonio.

Altri esempi di formule chimiche:

$H_2O$  (acqua)

la formula ci dice che l'acqua è costituita da due atomi di idrogeno (H) per ogni atomo di ossigeno (O) presente nel campione

$Na_2SO_4$  (solfato di sodio)

si tratta di un **sale** costituito da 2 atomi di sodio (Na), per ogni atomo di zolfo (S) e quattro di ossigeno (O) presenti nel campione

$C_3H_6O$  (acetone)

in un campione di acetone sono presenti tre atomi di carbonio (C) e sei di idrogeno (H) per ogni atomo di ossigeno

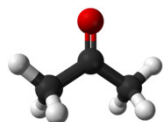
La formula chimica risulta un modo conveniente di definire la **composizione chimica elementare** di una sostanza, primo fondamentale esempio di **proprietà chimica**.

### FORMULA MOLECOLARE E FORMULA MINIMA

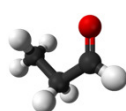
$\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$  sono esempi di **formule molecolari**, nel senso che un campione macroscopico di metano, acqua o acetone è effettivamente formato da singole entità, dette **molecole**, costituite, rispettivamente, da un atomo di C e 4 atomi di H ( $\text{CH}_4$ ), due atomi di H e uno di O ( $\text{H}_2\text{O}$ ), tre atomi di C, sei atomi di H e uno di O ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ).

Diversamente, per il **sale**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , ad esempio, questa scrittura esprime “solo” il rapporto di combinazione 2:1:4, rispettivamente, degli elementi sodio (Na), zolfo (S) e ossigeno (O) in questo composto (**formula minima**).

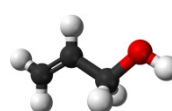
**Formula molecolare e formula minima non sono sufficienti per individuare univocamente le specie chimiche.** Es.  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$



ACETONE



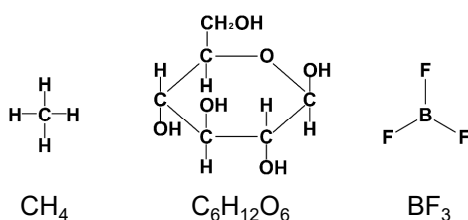
PROPANALE



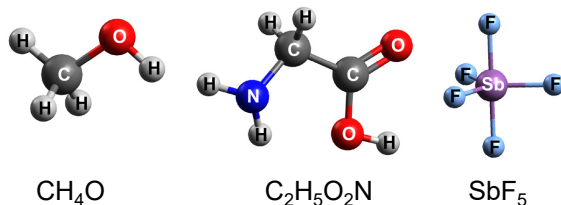
ALCOL ALLILICO

### FORMULA DI STRUTTURA

Per i composti molecolari, oltre alla formula molecolare è molto utile rappresentare la **formula di struttura**, che indica il modo in cui i singoli atomi sono legati fra loro nella molecola, sia nel piano:



sia nello spazio tridimensionale:



## TRASFORMAZIONI FISICHE E CHIMICHE

Una **trasformazione fisica** non altera la natura chimica delle sostanze coinvolte, ma solo una o più proprietà fisiche (es. lo stato di aggregazione nei passaggi di stato solido-liquido-vapore).

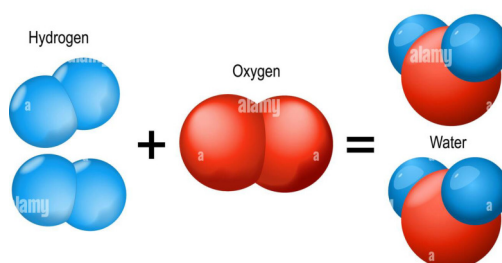
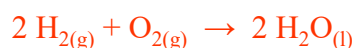
Le **trasformazioni chimiche** o **reazioni chimiche**, invece, modificano la composizione elementare di una o più sostanze (**reagenti**) così da generare sostanze chimiche diverse (**prodotti**).

Oggi sappiamo che le **trasformazioni chimiche** *non modificano* la natura degli atomi degli elementi coinvolti, ma solo il modo in cui questi sono legati fra loro.

Ne conseguono due importanti conseguenze....

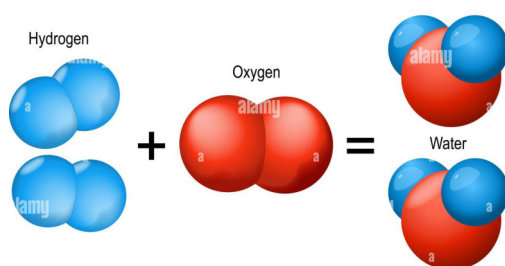
## REAZIONI CHIMICHE

- una reazione chimica consiste nella rottura di uno o più legami fra gli atomi legati nelle sostanze reagenti e nella formazione di nuovi legami fra gli atomi che costituiscono le sostanze prodotte.



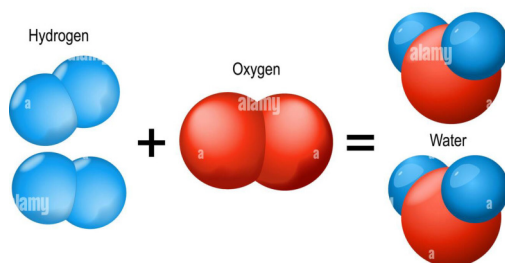
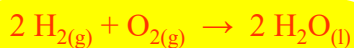
## REAZIONI CHIMICHE

2) In una reazione chimica, la massa dei reagenti consumati è uguale alla massa dei prodotti formati (**Legge della Conservazione della Massa**).



## LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA

Si può anche formulare dicendo: in una reazione chimica, il numero e il tipo di atomi coinvolti nella rottura dei legami fra i reagenti è lo stesso di quelli coinvolti nella formazione dei prodotti, come esplicitato nell'**equazione chimica**





### EQUAZIONE CHIMICA

Il simbolismo dell'equazione chimica esprime, anche quantitativamente, ciò che accade in una trasformazione chimica (per la verità, si usa anche nelle trasformazioni fisiche).



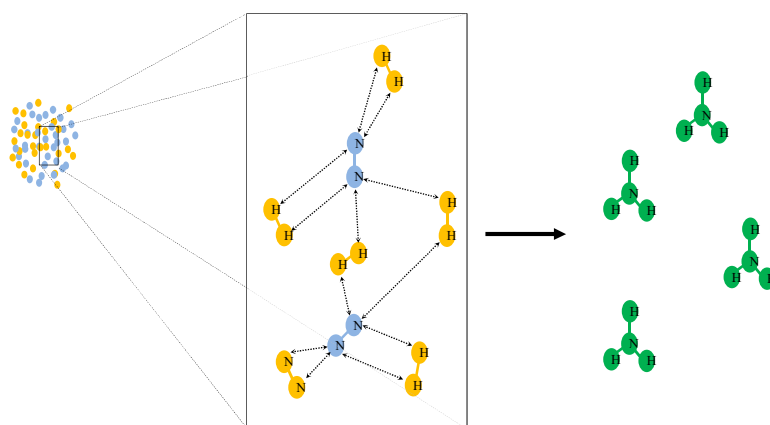
Sono indicati a sinistra i **reagenti** e a destra i **prodotti** della reazione.

Si noti la relazione quantitativa che intercorre fra gli atomi *di uno stesso elemento* fra reagenti e prodotti nella **reazione bilanciata**.

### EQUAZIONE CHIMICA



REAGENTI      PRODOTTI



REAGENTI

PRODOTTI

**EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA**  
(Legge della Conservazione della Massa)

L'equazione chimica è bilanciata quando il numero ed il tipo di atomi che compaiono a sinistra della freccia (**reagenti**) è uguale al numero ed al tipo di atomi che compaiono a destra della stessa (**prodotti**).

Si noti che l'equazione bilanciata *non* descrive il meccanismo della reazione, ma solo la sua **stechiometria**.

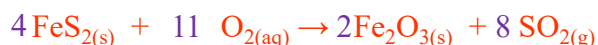
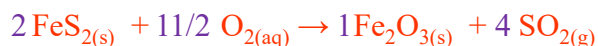
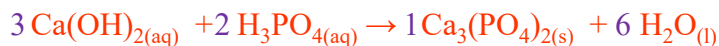
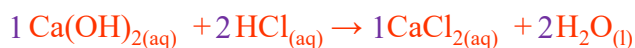
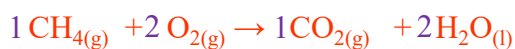
Così, la reazione bilanciata:  $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

afferma che la combustione di *ogni* molecola di metano ( $\text{CH}_4$ ) richiede due molecole di ossigeno ( $\text{O}_2$ ) e produce una molecola di anidride carbonica ( $\text{CO}_2$ ) e due molecole di acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Quindi i **coefficienti stechiometrici** stabiliscono il **rapporto quantitativo di interdipendenza** fra reagenti e prodotti della reazione.

**EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA**  
(Legge della Conservazione della Massa)

L'equazione chimica è bilanciata quando il numero ed il tipo di atomi che compaiono a sinistra della freccia (**reagenti**) è uguale al numero ed al tipo di atomi che compaiono a destra della stessa (**prodotti**).



## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge della Conservazione della Massa (Lavoisier 1789)*

*In una reazione chimica, la somma delle masse dei **reagenti consumati** è uguale alla somma delle masse dei **prodotti formati**.*

Per esempio: 10.0 g di azoto richiedono 11.42 g di ossigeno per formare 21.42 g di ossido di azoto ( $10.0 + 11.42 = 21.42$ )

Oggi esprimiamo la reazione bilanciata:  $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{NO}_{(\text{g})}$

la quale ci dice che: *in una trasformazione chimica gli atomi coinvolti cambiano il modo di legarsi fra loro, ma mantengono la loro identità individuale.*

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge della Composizione Costante (detta anche Legge delle Proporzioni Semplici, Proust 1799)*

*Se due o più elementi si combinano per formare **un determinato composto**, il rapporto tra le loro masse è costante.*

Nell'esempio precedente: 10.0 g di azoto richiedono 11.42 g di ossigeno per formare 21.42 g di ossido di azoto, quindi:

$$N : O = 10.00 : 11.42 = 0.87$$

La legge prevede quindi che:

20.0 g di  $\text{N}_2$  richiedono 22.84 g di  $\text{O}_2$  per formare 42.84 g di NO

1.0 g di  $\text{N}_2$  richiedono 1.142 g di  $\text{O}_2$  per formare 2.142 g di NO

essendo sempre  $N : O = 20.0 : 22.84 = 1.0 : 1.142 = 0.87$

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge della Composizione Costante (detta anche Legge delle Proporzioni Semplici, Proust 1799)*

*Se due o più elementi si combinano per formare **un determinato composto**, il rapporto tra le loro masse è costante.*

Oggi sappiamo che in un composto puro la composizione elementare è costante (vedi reazione bilanciata). Quindi, non solo

20.0 g di N<sub>2</sub> richiedono 22.84 g di O<sub>2</sub> per formare 42.84 g di NO

ma è vero anche che

dato un campione di 42.84 g di NO, questo contiene 20.0 g di azoto e 22.84 g di ossigeno.

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge delle Proporzioni Multiple (Dalton 1805)*

*Quando due elementi si combinano per formare più di un composto, le masse di un elemento che si combinano con una stessa massa dell'altro elemento stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi e piccoli. Ad esempio:*

- 10.00 g di N + 11.43 g di O = 21.43 g di NO
- 10.00 g di N + 5.72 g di O = 15.72 g di N<sub>2</sub>O
- 10.00 g di N + 17.15 g di O = 27.15 g di N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- 10.00 g di N + 22.86 g di O = 32.86 g di N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
- 10.00 g di N + 28.57 g di O = 38.56 g di N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

quindi: 11.43 : 5.72 : 17.15 : 22.86 : 28.58 = 2 : 1 : 3 : 4 : 5

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge delle Proporzioni Multiple (Dalton 1805)*

*Quando due elementi si combinano per formare più di un composto, le masse di un elemento che si combinano con una stessa massa dell'altro elemento stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi e piccoli. Ad esempio:*

**Oggi** sappiamo che gli elementi formano i composti chimici combinando un numero intero di atomi.

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

### *Legge di Combinazione dei Volumi (Joseph Gay-Lussac) e Legge di Avogadro*

*Alla stessa temperatura e pressione (costanti), i volumi di diversi gas reagenti coinvolti in una reazione chimica stanno fra di loro in un rapporto esprimibile da numeri interi e piccoli.*

AZOTO	+	OSSIGENO	=	OSSIDO DI AZOTO
1 volume		1 volume		2 volumi

IDROGENO	+	OSSIGENO	=	VAPOR D'ACQUA
2 volumi		1 volume		2 volumi

AZOTO	+	IDROGENO	=	AMMONIACA
1 volume		3 volumi		2 volumi

## LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

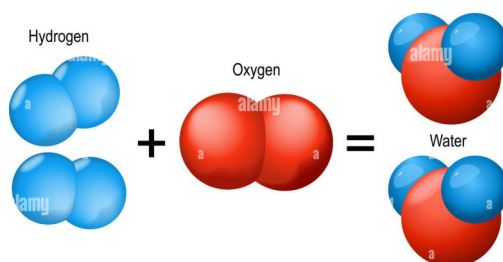
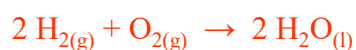
### *Legge di Combinazione dei Volumi (Joseph Gay-Lussac) e Legge di Avogadro*

*Alla stessa temperatura e pressione (costanti), i volumi di diversi gas reagenti coinvolti in una reazione chimica stanno fra di loro in un rapporto esprimibile da numeri interi e piccoli.*

Sulla base di esperimenti come questi Amedeo Avogadro formulò il **postulato** secondo cui: *volumi eguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di particelle (vedi Leggi dei Gas).*

**Oggi** l'ipotesi di Avogadro è detta **legge** di Avogadro ed è formulata come segue: *a temperatura e pressione costanti, il volume di un gas è direttamente proporzionale al numero di molecole in esso contenute (come sperimentiamo fin da piccoli gonfiando i palloncini).*

## EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA

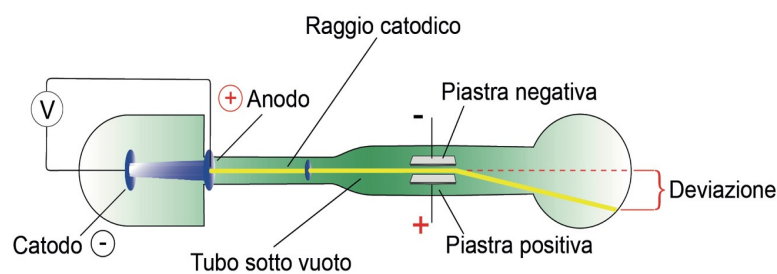


## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Scoperta dell'elettrone

George Johnstone Stoney (metà del XIX secolo)

Esperimenti di scarica elettrica in gas rarefatti:  
raggi catodici costituiti da particelle cariche negativamente



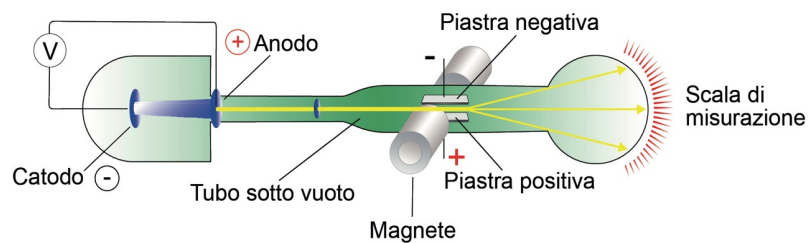
## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone

Joseph John Thomson (1897)

Esperimenti di scarica elettrica in gas rarefatti:  
raggi catodici costituiti da particelle negative  $e/m = 1.76 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$

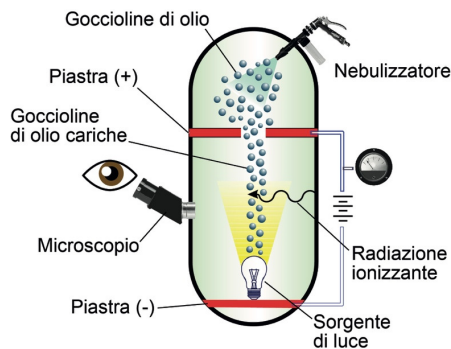
**N.B. oggi  $1.75882 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$**



## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Misura della carica dell'elettrone

Robert Millikan (1909)



Misurando la massa dal loro volume, le goccioline portano una carica che è multiplo intero del valore  
 $e = 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$   
 quindi  $m_e = 9.11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$

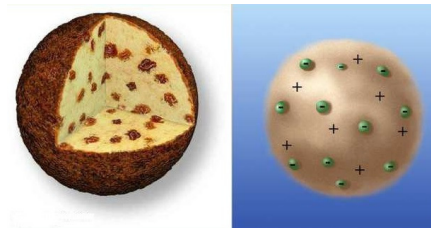
**N.B.**  $m_H \approx 1840 m_e$   
 quindi l'elettrone è una particella subatomica

## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Modelli atomici

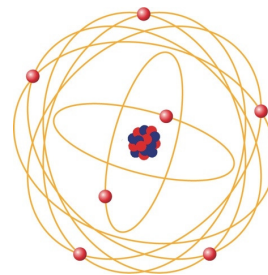
**Joseph John Thomson (1904):**  
**modello a panettone.**

L'atomo è una sfera uniforme carica positivamente in cui gli elettroni sono «dispersi», come uvetta nel panettone (Aristotele: horror vacui).



**Ernest Rutherford (1911):**  
**modello planetario.**

L'atomo è costituito da un (piccolo) nucleo carico positivamente posto al centro di una sfera (molto più grande) nella quale si muovono gli elettroni (come i pianeti intorno al sole).





**STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO**

*Modelli atomici*

<p><i>Thomson</i></p> <p><i>modello a panettone</i></p>	<p><i>Rutherford</i></p> <p><i>modello planetario</i></p>
---	---

Risultati attesi      Risultati osservati

**STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO**

*Modelli atomici*

*Esperimento di Rutherford*

Lamina d'oro  
Particelle  $\alpha$

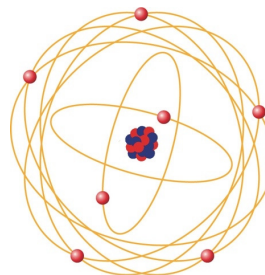
## STRUTTURA FISICA DELL'ATOMO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

Dall'analisi delle traiettorie:

- nucleo ha dimensioni nell'ordine di  $10^{-15}$  m ( $10^{-12}$  mm,  $10^{-6}$  nm,  $10^{-5}$  Å)
- atomo ha dimensioni nell'ordine di  $10^{-10}$  m ( $10^{-7}$  mm,  $10^{-1}$  nm,  $1$  Å)



Da questi dati possiamo stimare (volume della sfera:  $4\pi r^3/3$ ):

- volume nucleo circa  $5 \cdot 10^{-45}$  m<sup>3</sup> ( $5 \cdot 10^{-15}$  Å<sup>3</sup>)
- volume atomo circa  $5 \cdot 10^{-30}$  m<sup>3</sup> ( $5$  Å<sup>3</sup>)

**La materia è sostanzialmente una struttura vuota (100 m vs 1 cm!)**

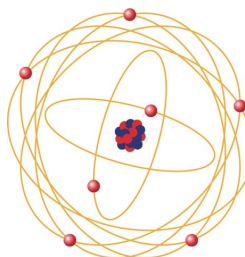
## STRUTTURA FISICA DEL NUCLEO ATOMICO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

Nell'atomo neutro la carica negativa totale degli **Z** elettroni (**Ze**) va bilanciata da altrettanta carica positiva.

Goldstein e Wien (fine del 1800) ipotizzano l'esistenza di particelle subatomiche cariche positivamente (**protoni**).



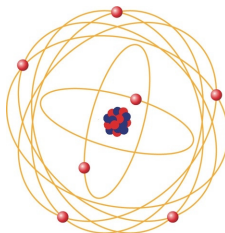
Rutherford nel **1919** dimostrò l'esistenza dei protoni come costituenti del nucleo, aventi carica uguale e contraria a quella degli elettroni e massa di  **$1.6726 \cdot 10^{-24}$  g**, cioè di **1836** volte superiore a quella dell'elettrone!

## STRUTTURA FISICA DEL NUCLEO ATOMICO

### Modelli atomici

#### L'atomo di Rutherford

**PROBLEMA:**  
i protoni non bastano a giustificare la massa degli atomi!  
Nel 1932 il fisico inglese Chadwick, identificò i **neutroni**.



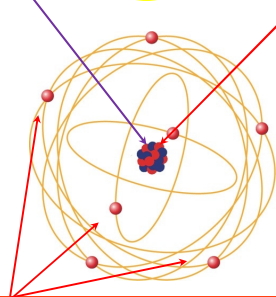
Il **neutrone** è una particella *nucleare* priva di carica elettrica, la cui massa fu stimata pari a  $1.6749 \cdot 10^{-24}$  g.

**N.B.** il valore è quasi uguale alla massa del protone.

	carica	massa
elettrone:	$-1.60 \cdot 10^{-19}$ C	$9.1094 \cdot 10^{-31}$ kg
protone:	$+1.60 \cdot 10^{-19}$ C	$1.6726 \cdot 10^{-27}$ kg
neutrone:	nulla	$1.6749 \cdot 10^{-27}$ kg

## NUMERO ATOMICO (Z), NUMERO DI MASSA (A) E NUMERO DI ELETTRONI

Numero atomico (**Z**):  
è il numero di protoni presenti nel nucleo. Caratterizza l'atomo dal punto di vista delle proprietà chimiche:  
idrogeno  $Z = 1$   
elio  $Z = 2$   
ossigeno  $Z = 8$   
etc.



Numero di massa (**A**):  
esprime il numero di **nucleoni**, ovvero la somma di protoni (**Z**) e neutroni (**N**) presenti nel nucleo di un atomo ( $A = Z + N$ ).  
Atomi con uguale **Z** e diverso **N** si dicono **isotopi**.

Numero di elettroni ( $N_e$ ). Se l'atomo è neutro  $N_e = Z$  ( $Q=0$ ).  
Se **perde** 1  $e^-$  diventa uno ione positivo ( $Q=1$ ; **catione** +1)  
Se **prende** 1  $e^-$  diventa uno ione negativo ( $Q=-1$ ; **anione** -1)  
e così via per 2, 3... o più  $e^-$  persi ( $Q=2,3...$ ) o acquisiti ( $Q=-2, -3...$ )

## MASSA ATOMICA E MASSA MOLECOLARE

Ciascun atomo ha una sua massa caratteristica che dipende dal numero di neutroni, protoni e (molto meno) elettroni presenti.

Di conseguenza ogni molecola ha una massa che è la somma delle masse degli atomi costituenti.

Il problema è che le masse atomiche e molecolari sono molto piccole e che un qualunque campione macroscopico è costituito da un enorme numero di particelle (atomi, molecole o ioni).

## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

<i>elettrone:</i>	$- 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9.1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
<i>protone:</i>	$+ 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1.6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
<i>neutrone:</i>	carica nulla	$1.6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Quando si fa una reazione chimica in laboratorio:

- 1) Le masse in gioco sono (almeno) dell'ordine dei mg, cioè molto, **mooolto** più grandi delle masse atomiche o molecolari assolute!
- 2) Le sostanze chimiche si pesano (è impossibile «contare» il **numero** di molecole in un campione macroscopico).
- 3) Le sostanze reagiscono fra loro combinandosi reciprocamente secondo i coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata, quindi conta il **numero** di molecole impiegate:



**Bisogna quindi:** a) definire una conveniente scala per le masse atomiche e b) collegare la massa del campione con il suo numero di molecole.

## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

Tutte le misure sono effettuate facendo riferimento ad una **unità di misura** scelta arbitrariamente (sebbene non del tutto a caso...).

La massa atomica non fa eccezione: nel **1961** è stato definitivamente scelto come riferimento l'isotopo del **carbonio-12** ( $1.99265 \cdot 10^{-23}$  g), al quale è stata assegnata arbitrariamente una massa esatta di **12 unità di massa atomica (12 uma)**, pari al numero dei suoi *nucleoni*.

Quindi 1 uma = 1/12 della massa dell'isotopo  $^{12}\text{C}$

$$1 \text{ uma} = 1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Il fosforo (P) naturale è monoisotopico ( $^{31}\text{P}$ ).

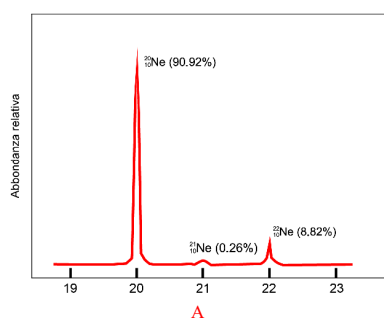
Sulla Tavola Periodica: la **massa atomica  $M_a$  (peso atomico)** del fosforo vale 30.973762 uma, ovvero un atomo di P naturale ha massa

$$30.973762 \text{ uma} \times 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g/uma} = 5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

MA IN NATURA SOLO UNA MINORANZA DI  
ELEMENTI SONO **MONOISOTOPICI**

## NUMERO ATOMICO (Z) E NUMERO DI MASSA (A)

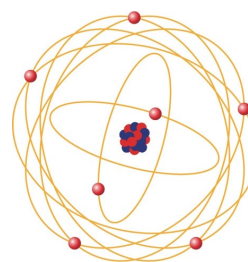
*Isotopi: esempio del Neon*



$$^{20}_{10}\text{Ne} = 90.92 \%$$

$$^{21}_{10}\text{Ne} = 0.26 \%$$

$$^{22}_{10}\text{Ne} = 8.82 \%$$



Il Neon naturale presenta tre isotopi (con numero di massa 20, 21 e 22) aventi **abbondanza relativa** definita (intesa come numero relativo di atomi).

**N.B. la maggior parte degli elementi presenta isotopi naturali.**

## NUMERO ATOMICO (Z) E NUMERO DI MASSA (A)

Abbondanza naturale (%) degli isotopi di alcuni elementi

$^1\text{H}$	100	$^2\text{H}$	0.015
$^{12}\text{C}$	100	$^{13}\text{C}$	1.08
$^{14}\text{N}$	100	$^{15}\text{N}$	0.36
$^{16}\text{O}$	100	$^{17}\text{O}$	0.04
		$^{18}\text{O}$	0.20
$^{32}\text{S}$	100	$^{33}\text{S}$	0.80
		$^{34}\text{S}$	4.40
$^{35}\text{Cl}$	100	$^{37}\text{Cl}$	32.5
$^{79}\text{Br}$	100	$^{81}\text{Br}$	98.0
$^{28}\text{Si}$	100	$^{29}\text{Si}$	5.1
		$^{30}\text{Si}$	3.4

## UNITA' DI MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA (RELATIVA)

Per gli elementi multi-isotopici la massa atomica dell'elemento è la **media pesata** delle masse di tutti gli isotopi presenti.

Si tratta quindi di una **massa atomica media**: il cui valore si calcola moltiplicando la massa atomica di ognuno degli isotopi presenti nella miscela per la corrispondente **frazione isotopica** (cioè %/100) e sommando tutti i prodotti così ottenuti.

**Es.** Br naturale:  $^{79}\text{Br} = 78.92 \text{ uma}$  (50.69 %) e  $^{81}\text{Br} = 80.92 \text{ uma}$  (49.31 %)

quindi la massa atomica ( $M_a$ ) del Br naturale si calcola come

$$M_a = (78.92 \text{ uma} \times 0.5069) + (80.92 \text{ uma} \times 0.4931) = 79.91 \text{ uma}$$

valore che, infatti, troviamo sulla **Tavola Periodica**.

**N.B.** la definizione di massa atomica media di un elemento è importante perché assicura la corrispondenza fra la massa di un campione macroscopico (che pesiamo su una bilancia) ed il numero di atomi di quell'elemento in esso contenuto (che ci serve per la stechiometria della reazione).

### MOLE E NUMERO DI AVOGADRO

In precedenza abbiamo calcolato la massa in grammi di un atomo di P:

$$30.973762 \text{ uma} \times 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g/uma} = 5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Quindi un campione di **5.14332 g** di P puro contiene:

$$(5.14332 \text{ g}) / (5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = 1.00 \cdot 10^{23} \text{ atomi di P}$$

Se raddoppiamo la massa di P puro ( $2 \times 5.14332 \text{ g} = 10.28664 \text{ g}$ ), ovviamente:

$$(10.28664 \text{ g}) / (5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = 2.00 \cdot 10^{23} \text{ atomi di P}$$

.....e così via.

Il procedimento è giusto, ma non è pratico usare il numero (enorme!) di atomi per trattare le questioni stechiometriche.

Il modo più semplice per rappresentare il numero di particelle  $N$  contenute in una certa quantità di sostanza  $g$  (atomi, molecole o ioni) è quello di definire la massa  $g_0$  di un determinato numero  $N_0$  di queste particelle, cosicché:

$$g_0 : N_0 = g : N$$

### MOLE E NUMERO DI AVOGADRO

Una mole (**mol**) è la quantità di sostanza costituita da un **numero di particelle** pari al numero di atomi contenuti in 12 g dell'isotopo  $^{12}\text{C}$

(numero di Avogadro  $\mathcal{N} = 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ particelle/mol}$ )

Infatti, essendo la massa di un atomo  $^{12}\text{C} = 1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

ne consegue che 12 g di  $^{12}\text{C}$  contengono:

$$(12 \text{ g}) / (1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo}) = 6.02214 \cdot 10^{23} \text{ atomi di } ^{12}\text{C}$$

Si noti che  $\mathcal{N}$  coincide numericamente con l'inverso dell'uma.

Infatti abbiamo già visto che:

$$1 \text{ uma} = 1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 \text{ uma} = 1.66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

**REPLICHIAMO ORA IL CALCOLO DEL NUMERO DI ATOMI IN UN CAMPIONE MACROSCOPICO DI UN DETERMINATO ELEMENTO AGGIUNGENDO IL CONCETTO DI MOLE (E DI NUMERO DI MOLI)**

### DALLA MOLE ALLA MASSA MOLARE

Abbiamo già calcolato la massa in grammi di un atomo di P:

$$30.973762 \text{ uma} \times \frac{1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12 \text{ uma}} = 5.14332 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$M_a(\text{uma})$        $1/\mathcal{N}$        $M_a(\text{g})$

In generale:  $M_a(\text{uma}) \times \frac{1}{\mathcal{N}} = M_a(\text{g})$

Da cui, X (g) di un elemento di massa atomica  $M_a$  (g/atomo) contiene:

$$N(\text{atomi}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})} \mathcal{N} (\text{uma / g})$$

Soffermiamoci su questi risultati...

$$N(\text{atomi}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})} \mathcal{N} (\text{uma / g})$$

Sia  $n$  = numero di moli dell'elemento nel campione di massa X

$$n (\text{mol}) = \frac{N (\text{atomi})}{\mathcal{N} (\text{atomi / mol})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{g / atomo}) \mathcal{N} (\text{atomi / mol})}$$

in cui il denominatore esprime la massa molare  $M_m$  (g / mol), cioè la massa di **una mole** di quella sostanza.

Quindi  $n (\text{mol}) = \frac{X(\text{g})}{M_m(\text{g / mol})}$

**NUMERICAMENTE  
COINCIDENTI**

Inoltre  $n (\text{mol}) = \frac{N (\text{atomi})}{\mathcal{N} (\text{atomi / mol})} = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})} \frac{\mathcal{N} (\text{uma / g})}{\mathcal{N} (\text{atomi / mol})}$

Quindi  $n (\text{mol}) = \frac{X(\text{g})}{M_a(\text{uma / atomo})}$

**La massa molare è la massa  
atomica (in grammi)**



## DALLA MOLE ALLA MASSA MOLARE...AL NUMERO DI MOLLI

Concludiamo che la massa (in grammi) di una mole di atomi

$$\text{massa molare} \quad M_m (\text{g}) = M_a (\text{g}) \mathcal{N}$$

coincide numericamente con la massa atomica (in uma).

Inoltre:  $X (\text{g}) = n (\text{mol}) M_m (\text{g/mol})$

ovvero:  $n (\text{mol}) = X (\text{g}) / M_m (\text{g/mol})$

**N.B.** Le stesse conclusioni valgono non solo per le sostanze elementari, ma anche per i composti chimici (Es.  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , etc.), basta sostituire il peso atomico con il peso molecolare, il quale si calcola come la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi rappresentati nella formula chimica.

## ESEMPIO

**Determinare la composizione elementare percentuale dell'idrossido di ferro(II) e la sua massa molare.**

- 1) La formula del composto è  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 2) Sull'appendice A1 (o su qualsiasi Tavola Periodica)

Tabella A1 - Tavola Periodica: per ciascuno degli elementi è riportato il numero atomico (in alto a sinistra), la massa atomica in uma (in alto a destra; fra parentesi quelle non assegnate in quanto riguardanti elementi artificiali), il simbolo (al centro) e il nome (in basso).

1 1.008 <b>H</b> Idrogeno	2 4.003 <b>He</b> Elio																				
3 6.94 <b>Li</b> Litio	4 9.012 <b>Be</b> Berillio															5 10.81 <b>B</b> Boro	6 12.01 <b>C</b> Carbonio	7 14.0 <b>N</b> Azoto	8 16.00 <b>O</b> Ossigeno	9 19.00 <b>F</b> Fluoro	10 20.18 <b>Ne</b> Neon
11 22.99 <b>Na</b> Sodio	12 24.31 <b>Mg</b> Magnesio															13 26.98 <b>Al</b> Alluminio	14 28.09 <b>Si</b> Silicio	15 30.97 <b>P</b> Fosforo	16 32.07 <b>S</b> Zolfo	17 35.45 <b>Cl</b> Cloro	18 39.95 <b>Ar</b> Argo
19 39.10 <b>K</b> Potassio	20 40.08 <b>Ca</b> Calcio	21 44.96 <b>Sc</b> Scandio	22 47.87 <b>Ti</b> Titanio	23 50.94 <b>V</b> Vanadio	24 52.00 <b>Cr</b> Cromo	25 54.94 <b>Mn</b> Manganese	26 55.85 <b>Fe</b> Ferro	27 58.93 <b>Co</b> Cobalto	28 58.69 <b>Ni</b> Nichel	29 63.55 <b>Cu</b> Rame	30 65.39 <b>Zn</b> Zinco	31 69.72 <b>Ga</b> Gallio	32 72.59 <b>Ge</b> Germanio	33 74.92 <b>As</b> Arsenico	34 78.96 <b>Se</b> Selenio	35 79.90 <b>Br</b> Bromo	36 83.80 <b>Kr</b> Kripton				

3) Peso molecolare:  $\text{Fe} + 2\text{H} + 2\text{O} = 55.85 + 2 \times 1.00 + 2 \times 16.00 = 89.85 \text{ uma}$

4)  $\text{Fe} = 55.85 \times 100 / 89.85 = 62.16 \%$        $\text{H} = 2 \times 1.00 \times 100 / 89.85 = 2.23 \%$   
 $\text{O} = 100 - 62.14 - 2.23 = 35.61 \%$        $= 2 \times 16.00 \times 100 / 89.85$

5) Per  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ :  $M_m = 89.85 \text{ g}$

**ESEMPIO**

**Sulla base dell'esercizio precedente, dato un campione X di 142.8 g di idrossido di ferro(II), calcolare: a) la massa degli elementi in X; b) le moli di sostanza; c) le moli di ciascun elemento d) il numero di molecole nel campione; e) il numero di atomi di ciascun elemento.**

N.B. Nell'esercizio precedente abbiamo già determinato la formula  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  la massa molare e le percentuali elementari in peso.

- a)  $\text{Fe} = 142.8 \text{ g} \times \frac{62.14}{100} = 88.76 \text{ g}$      $\text{H} = 142.8 \text{ g} \times \frac{2.23}{100} = 3.18 \text{ g}$   
 $\text{O} = 142.8 - 88.76 \text{ g} - 3.18 \text{ g} = 50.86 \text{ g} = 142.8 \text{ g} \times \frac{35.61}{100}$
- b)  $n = \frac{g}{M_m} = \frac{142.8 \text{ g}}{89.85 \text{ g mol}^{-1}} = 1.59 \text{ mol di Fe}(\text{OH})_2$
- c)  $n = 1.59 \text{ mol Fe}$                       per H e O:         $n = 1.59 \text{ mol} \times 2 = 3.18 \text{ mol}$
- d)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 = n \times \mathcal{N} = 1.59 \text{ mol} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ molecole mol}^{-1} =$   
 $= 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole}$
- e)  $\text{Fe} = 1 \text{ atomo molecola}^{-1} \times 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole} = 9.57 \times 10^{23} \text{ atomi}$   
per H e O:  $2 \text{ Fe} = 2 \text{ atomi molecola}^{-1} \times 9.57 \times 10^{23} \text{ molecole} =$   
 $= 1.91 \times 10^{24} \text{ atomi}$

**ESEMPIO**

- a) **bilanciare la reazione**  $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) **quanti grammi di HCl ( $M_m = 36.45 \text{ g mol}^{-1}$ ) sono necessari e per far reagire tutto il campione X dell'esercizio precedente?**
- c) **quanti grammi di  $\text{FeCl}_2$  ( $M_m = 126.75 \text{ g mol}^{-1}$ ) sono formati?**

- a)  $\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_{2(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) abbiamo calcolato che 142.8 g di X sono 1.59 mol, quindi sono necessarie  
 $2 \times 1.59 \text{ mol} = 3.18 \text{ mol di HCl}$   
pari a         $3.18 \text{ mol} \times 36.45 \text{ g mol}^{-1} = 115.86 \text{ g di HCl}$
- b) sono prodotte 1.59 mol di  $\text{FeCl}_2$   
pari a         $1.59 \text{ mol} \times 126.75 \text{ g mol}^{-1} = 201.45 \text{ g di FeCl}_2$

Termine Capitolo 1 del libro «Le Basi della Chimica»  
e Capitoli 1 e 4 del libro di «Stechiometria»  
(tranne numero di ossidazione e bilanciamento reazioni redox)

\*\*\*\*\*

- Studiare nel file «100 esercizi irrinunciabili» sul sito  
<https://www.edizionale.it/> gli esercizi dal A1.1 al A1.15
- Fare gli esercizi di autovalutazione del Capitolo 1 di Stechiometria  
(pdf su elearning)
- Fare gli esercizi di fine capitoli 1 e 4 di Stechiometria

FINCHE' NON CI SI SENTITE SICURI DI PADRONEGGIARE

CON DISINVOLTURA GLI ARGOMENTI PRESENTATI.

CHIARIRE I DUBBI AL RICEVIMENTO!!!!