

Teoria atomica

400 a.C. “atomismo dei filosofi greci:

osservazione continua trasformazione degli oggetti naturali
fede nella permanenza delle cose reali

IPOSTESI: Atomi invisibili costituenti l'universo

solidi: atomi con forme tali da agganciarsi

liquidi: atomi lisci che consentano lo
scorrimento degli uni sugli altri

sapore: atomi con spigoli aguzzi in grado di
sferzare la lingua

Assenza di prove sperimentali

Storia della Chimica

Empedocle: tutte le sostanze costituite da 4 Elementi **terra, aria, fuoco ed acqua.**

Precursori: 500-1500 Alchimisti

L'Antesignano: **Boyle** **Concetto di elemento** (sostanza non scomponibile in sostanze più semplici) e di **composto** (combinazione di elementi)

Becher e Stahl (1702) tutti i materiali combustibili contengono il **Flogisto** che si allontana quando la sostanza brucia.

Ma: metallo che scaldandosi aumenta di peso a causa della sua ossidazione?

Padri fondatori della chimica: studio in termini **quantitativi**

Lavoisier, Proust, Dalton, Berzelius, Gay-Lussac, Avogadro, Cannizzaro, Mendeleev

Legge di conservazione della massa

Lavoisier (1743-1794)

Durante una trasformazione chimica non si crea e non si distrugge materia

Candela che brucia:

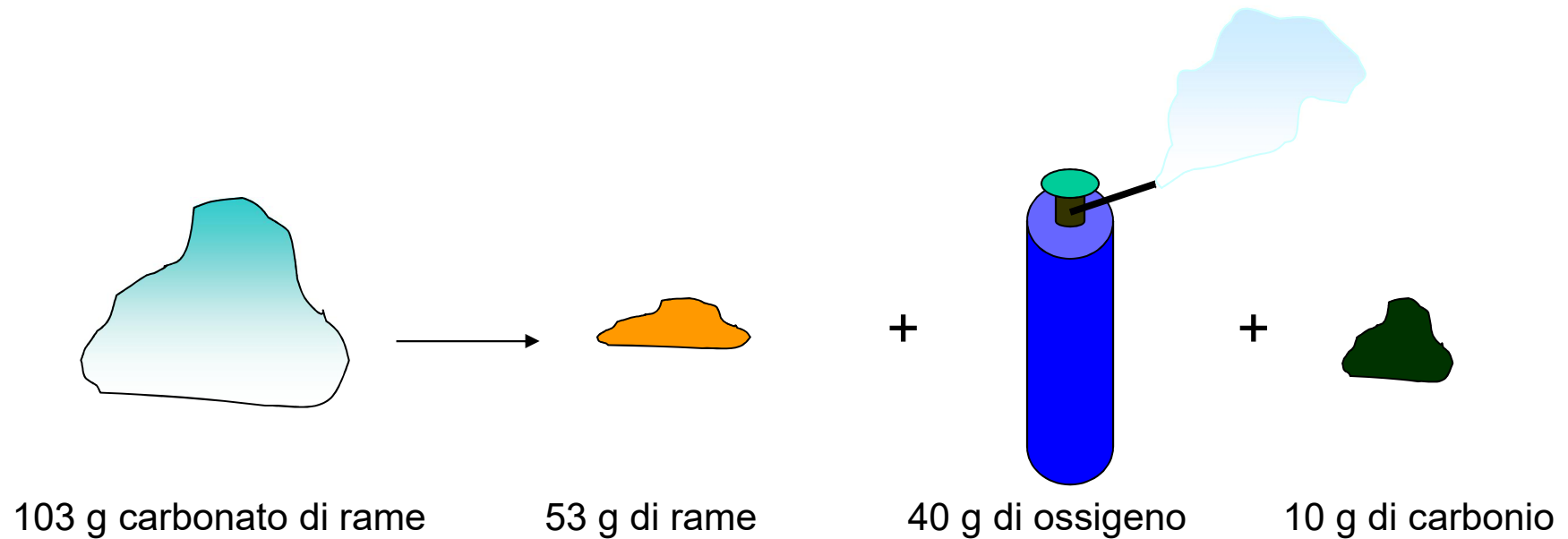
Massa cera + massa ossigeno = massa anidride carbonica + massa di acqua

Ricerca e descrizione di composti puri, studio della loro decomposizione negli elementi costitutivi.

Legge delle proporzioni definite (I)

Proust (1758-1826)

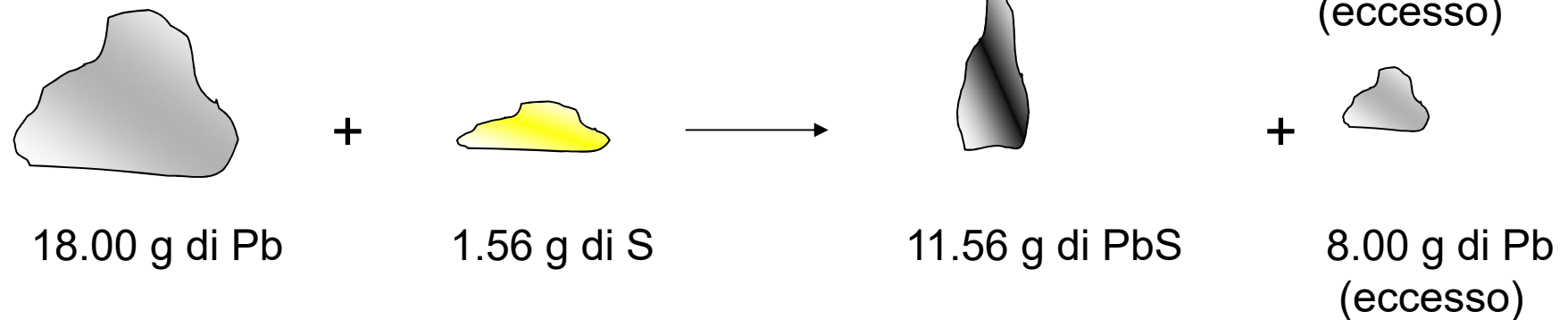
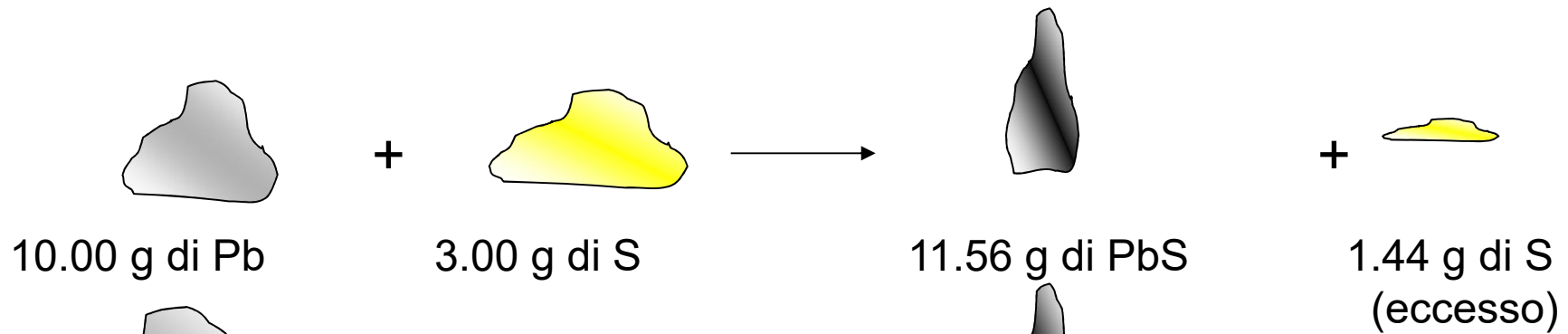
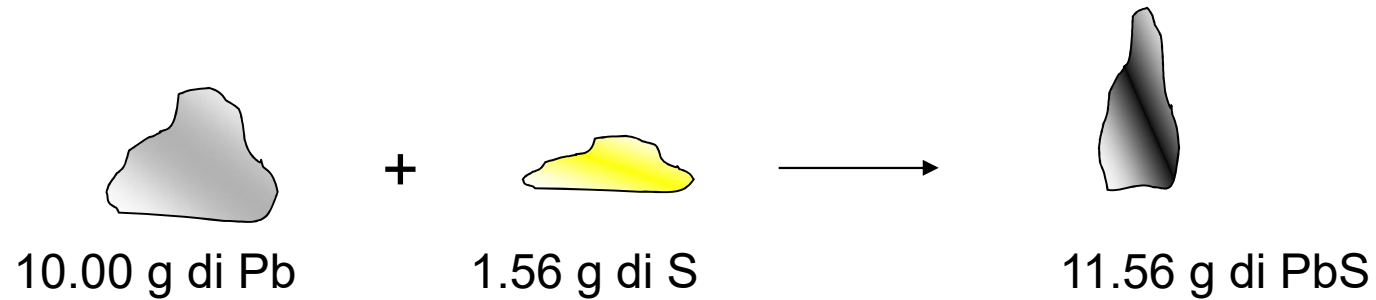
In un composto il rapporto degli elementi componenti è costante.



* Valida per gas, eccezione: solidi non stechiometrici

Legge delle proporzioni definite (II)

Berzelius (1779-1848)



Legge delle proporzioni equivalenti

Richter (1792-1802)

Considerando due sostanze (A e B) in grado di reagire tra loro e con una terza sostanza C, si osserva che un'eguale massa di C reagisce con masse differenti di A e B.

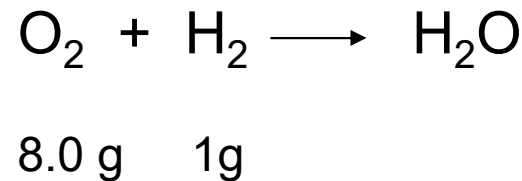
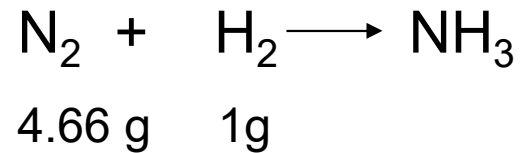
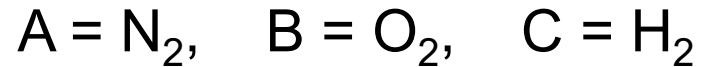


(R numero non intero)



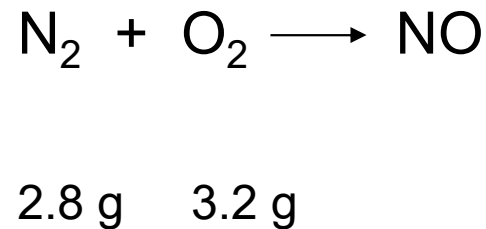
(n numero intero o rapporto di numeri interi)

Legge delle proporzioni equivalenti (esempio)



$$R = \text{massa A} / \text{massa B}$$

$$4.66 \text{ g} / 8.0 \text{ g} = 0.583$$



$$R = \text{massa A} / \text{massa B} = n \cdot R$$

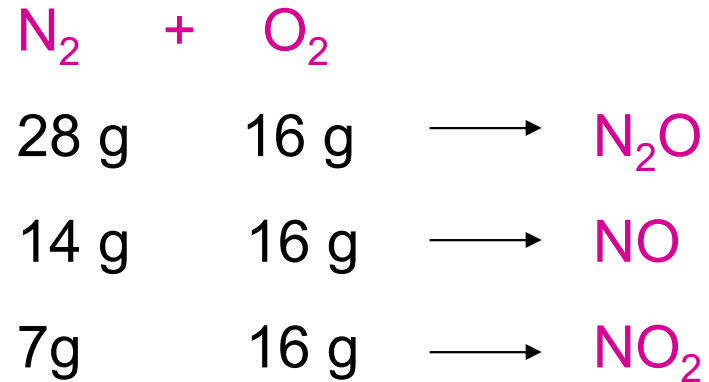
$$2.8 \text{ g} / 3.2 \text{ g} = 0.875 = n \cdot 0.583$$

$$n = 0.875 / 0.583 = \mathbf{3/2}$$

Legge delle proporzioni multiple

Dalton (1766-1844)

Se due elementi formano più di un composto, le varie masse di uno dei due che si combinano con la stessa massa dell'altro stanno nel rapporto di numeri interi piccoli.



$$28 : 14 : 7 = 4 : 2 : 1$$

Ipotesi di Dalton

Agli inizi del 1800 Dalton sulla base delle evidenze sperimentali propose che :

La materia è costituita da atomi indivisibili e indistruttibili. (*)

Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici (peso (*) e proprietà chimiche, mentre atomi di diversi elementi hanno pesi e proprietà chimiche differenti.

I composti sono combinazioni di atomi differenti in rapporti di piccoli numeri interi.

Se gli stessi elementi formano più di un composto, ciascuno di essi è caratterizzato da un diverso rapporto di massa e rapporto fra atomi, sempre secondo numeri interi e piccoli.

Una reazione chimica comporta la combinazione, separazione o riarrangiamento di atomi; gli atomi non vengono né creati né distrutti nel corso di reazioni chimiche.

* Ipotesi superate da scoperta particelle sub-nucleari ed isotopi

Formula molecolare

La conclusione della teoria atomica di Dalton (1808) fu che:

“un composto consiste di un gran numero di molecole identiche, ciascuna delle quali costituita dallo stesso piccolo numero di atomi, disposti nello stesso identico modo”.

Una molecola è un gruppo di due o più atomi uniti in una combinazione persistente.



Un composto deve possedere una **Formula Molecolare** definita che identifica la sua composizione.

Dalton: regola della semplicità

La molecola a due elementi più stabile deve essere una molecola biatomica AB. Subito dopo dovrebbero esserci molecole A_2B e AB_2 e così via.

Egli pose massa idrogeno pari a 1

Egli sapeva che 1 g di idrogeno si combinava con 8 g di ossigeno per dare acqua.

Propose quale formula molecolare dell'acqua HO e pertanto la massa dell'ossigeno risultò 8.

Legge di combinazione dei volumi

Gay-Lussac (1778-1850)

In una reazione gassosa i volumi secondo i quali i gas si combinano, misurati in condizione di temperatura e pressione uguali, stanno approssimativamente nel rapporto di numeri interi piccoli.

Idrogeno + ossigeno = vapor d'acqua

2 volumi 1 volume 2 volumi

Idrogeno + azoto = ammoniaca

3 volumi 1 volume 2 volumi

Ipotesi di Avogadro

Avogadro (1776-1856)

Volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di particelle (atomi o molecole) nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.

Il rapporto tra i volumi dei reagenti e dei prodotti è uguale al rapporto tra le molecole dei reagenti e dei prodotti.

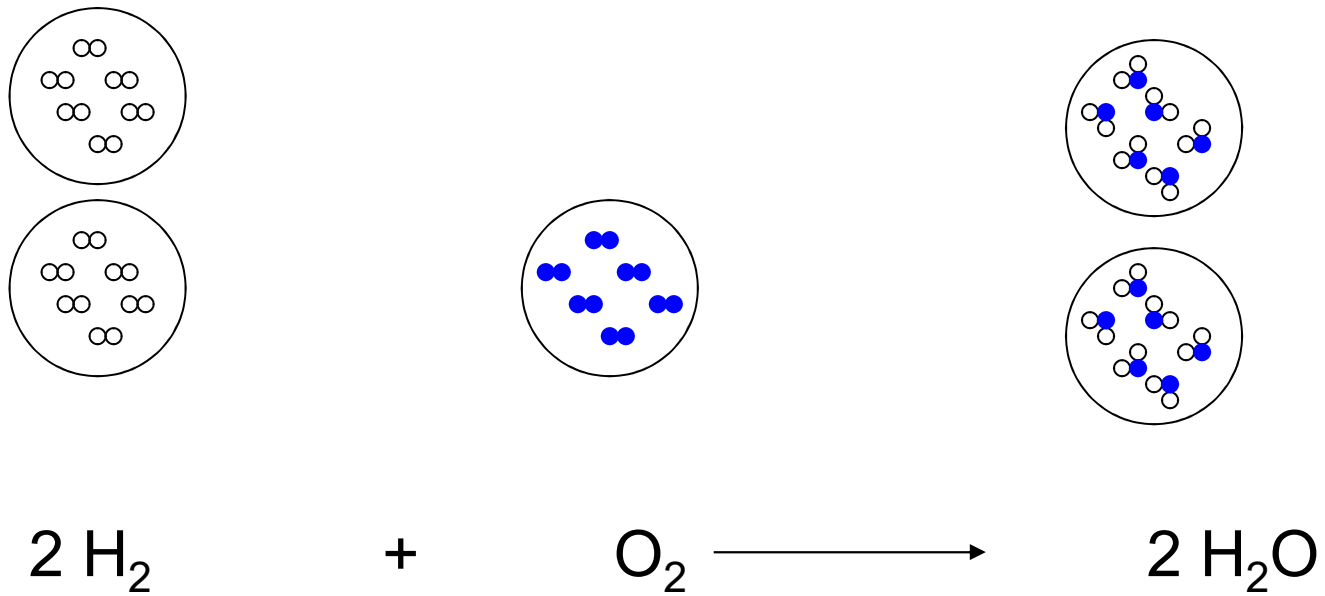
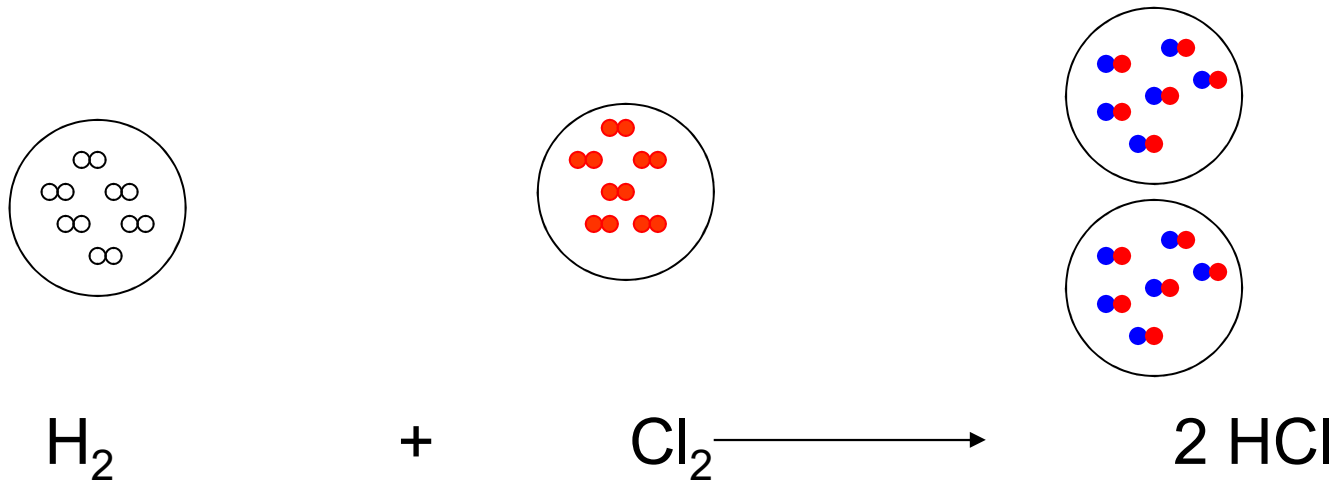
Deduzione delle formule di H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , H_2O

Idrogeno + cloro = cloruro di idrogeno

1 volume 1 volume 2 volumi

Ogni molecola di cloruro di idrogeno contiene almeno un atomo di cloro e uno di idrogeno, pertanto le molecole di idrogeno e cloro debbono essere perlomeno biatomiche.

Ipotesi di Avogadro



L'atomo

Gli atomi sono per convenzione le unità costituenti le sostanze.

Queste possono essere costituite da atomi di una sola specie atomica e allora si chiamano **sostanze elementari**; oppure da atomi di specie diverse e allora si chiamano sostanze composte o **composti**.

Le sostanze costituiscono la materia, cioè tutto ciò che ha massa.

Il **protone**, il **neutrone** ed l'**elettrone** sono le tre particelle subatomiche che costituiscono l'atomo.

Il raggio di un atomo è dell'ordine di 1 \AA (10^{-10} m).

Il nucleo ha un raggio di 10^{-5} \AA .

L'atomo

Il nucleo è costituito da neutroni e protoni (nucleoni).

Il neutrone non ha carica e la sua massa è $1,675 \times 10^{-27}$ Kg.

Il protone ha una carica positiva di $1,6022 \times 10^{-19}$ C e una massa di $1,673 \times 10^{-27}$ Kg.

L'elettrone ha carica uguale e di segno opposto al protone; la sua massa è $9,1095 \times 10^{-31}$ Kg.

Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo viene definito come **numero atomico Z**.

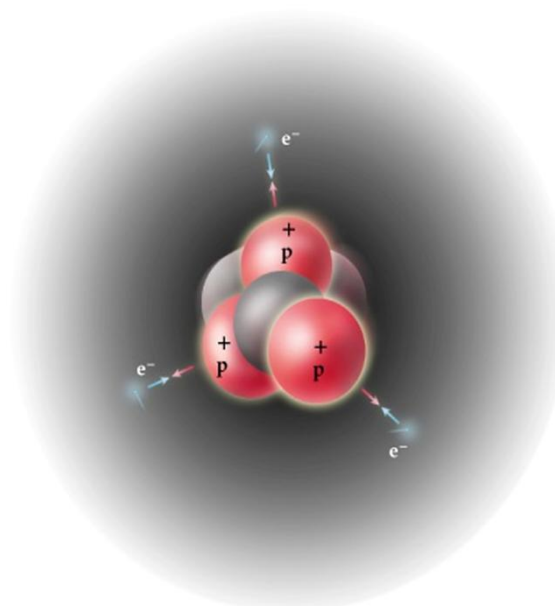
La somma dei neutroni e dei protoni presenti nel nucleo di un atomo viene definito **numero di massa A**.

STRUTTURA ATOMICA

Le particelle fondamentali

<i>Particella</i>	<i>Massa (g)</i>	<i>Carica (C)</i>	<i>Simbolo</i>
Elettrone	$9.117 \cdot 10^{-28}$	$-1.6028 \cdot 10^{-19}$	e^{-}
Protone	$1.673 \cdot 10^{-24}$	$+1.6028 \cdot 10^{-19}$	p^{+}
Neutrone	$1.675 \cdot 10^{-24}$	0	n

<i>Particella relativa</i>	<i>Massa</i>
Elettrone	0
Protone	1
Neutrone	1



<i>Particella relativa</i>	<i>Carica</i>
Elettrone	-1
Protone	+1
Neutrone	0

STRUTTURA ATOMICA

Dimensioni degli atomi

Raggio nucleare

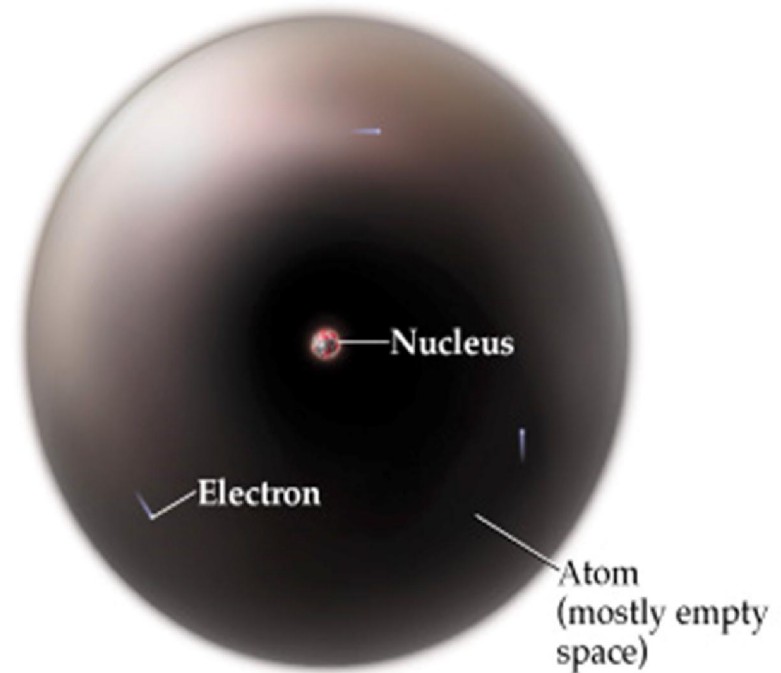
Valore sperimentale: $r_{\text{nucl}} \approx 10^{-4} \text{ \AA}$

$r_{\text{at}}/r_{\text{nucl}} \approx 10000$

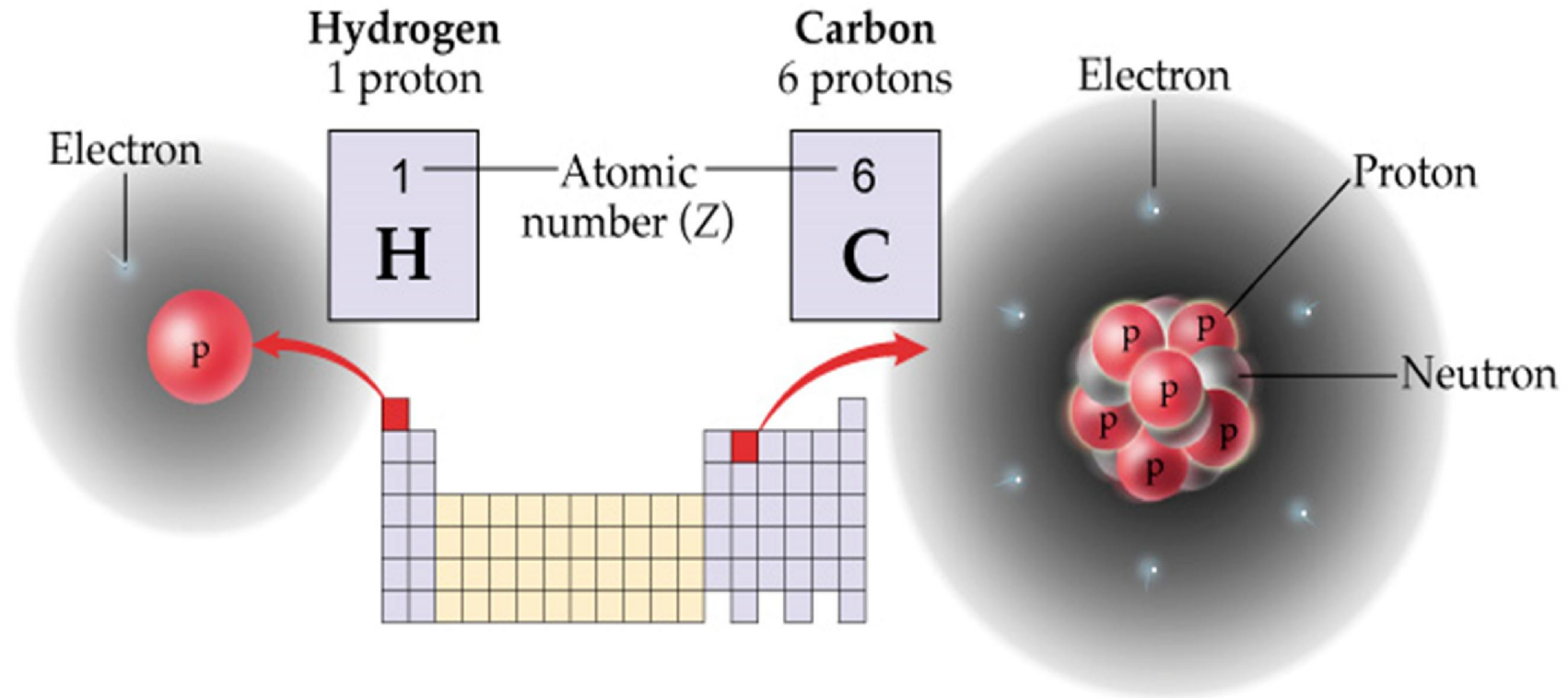


The Houston Astrodome

Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.



STRUTTURA ATOMICA



Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

~~A~~
~~Z~~

numero atomico **Z** : numero di protoni nel nucleo

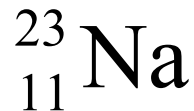
numero di massa **A** : numero di protoni + numero di neutroni

I nuclidi

Un nuclide è un atomo caratterizzato dal numero atomico Z (numero di protoni) e dal numero di massa A (numero di neutroni e di protoni).



Il nuclide neutro ha un numero di elettroni uguale a quello di protoni.



Na 11 protoni 11 elettroni 12 neutroni

Na⁺ 11 protoni 10 elettroni 12 neutroni

Gli isotopi

Nuclidi con lo stesso Z ma differente A possono esistere e si chiamano **isotopi**.

Una stessa specie atomica ha, di norma, diversi isotopi. Si parla di miscela isotopica naturale la composizione dei vari nuclidi di un dato elemento presente in natura.

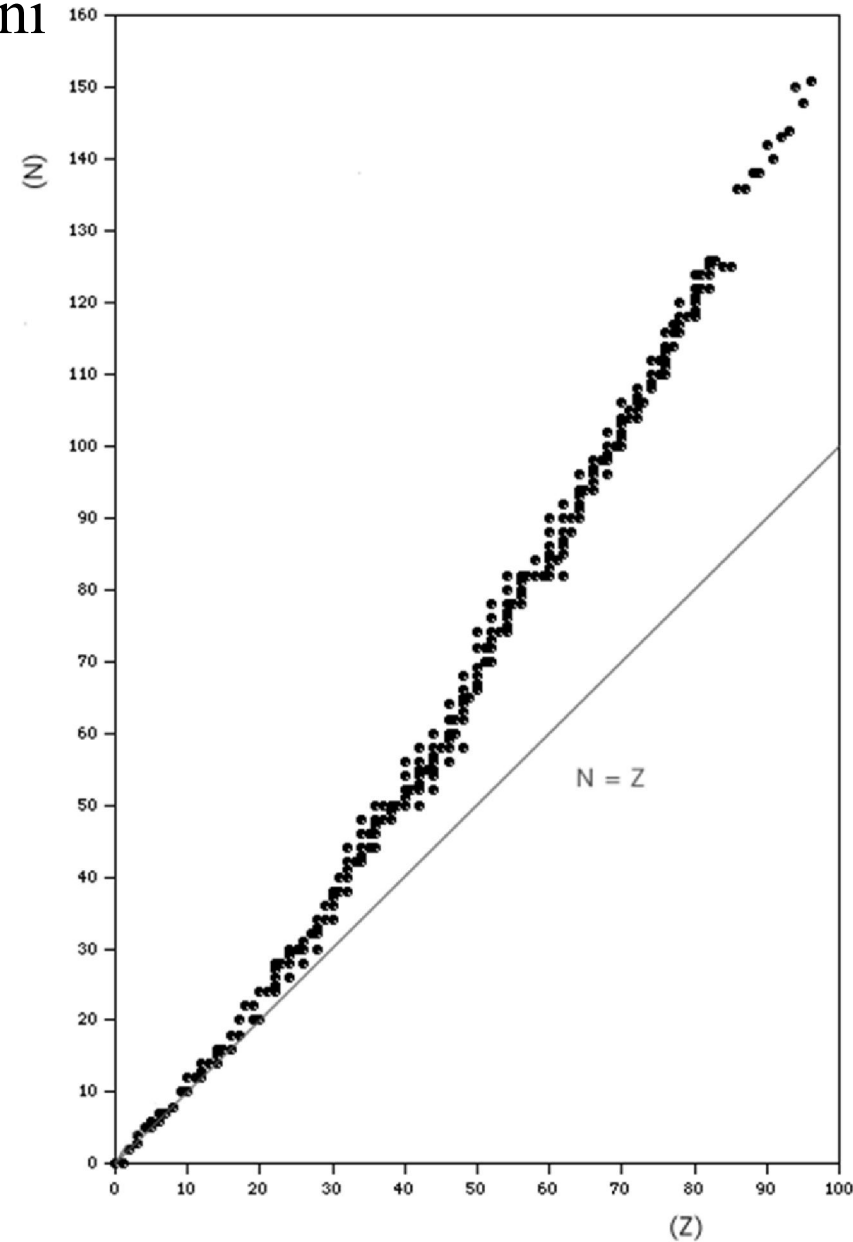
Alcuni nuclidi sono stabili, altri sono instabili (radioattivi) e decadono attraverso una reazione nucleare. La composizione del nucleo in termini di protoni e neutroni determina la stabilità del nuclide.

I diversi **isotopi** di uno stesso elemento hanno **uguali proprietà chimiche** e **diverse proprietà fisiche**.

Nuclidi stabili

Le specie atomiche note sono 113, di cui 90 naturali; di queste, 81 hanno almeno un nuclide stabile.

n° neutroni



Isotopi naturali

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
^1H	1,007825	99,985
^2H	2,014102	0,015
^3He	3,016030	$\sim 10^{-4}$
^4He	4,002604	~ 100
^6Li	6,015126	7,42
^7Li	7,01605	92,58
^9Be	9,012186	~ 100
^{10}Be	10,013535	tracce
^{10}B	10,012939	19,6
^{11}B	11,009305	80,4
^{11}C	11,011433	tracce
^{12}C	12,	98,89
^{13}C	13,003354	1,11
^{14}C	14,003142	tracce

^1_1H Prozio

^2_1H Deuterio

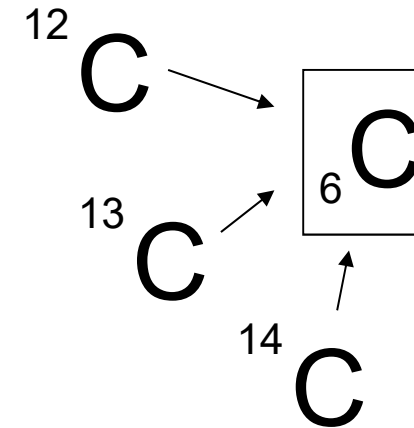
^3_1H Trizio

Radioattivo

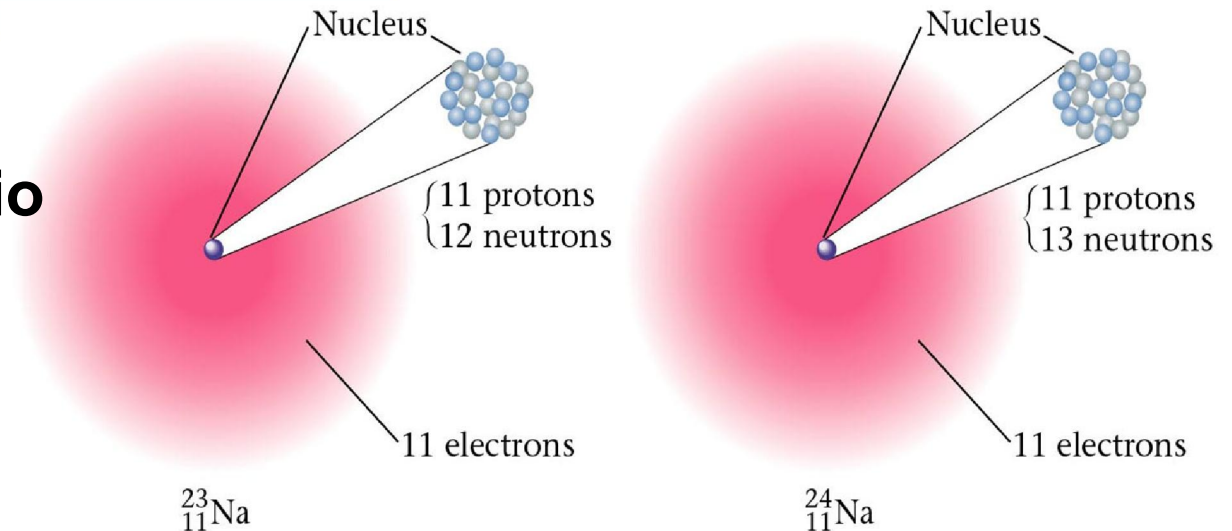
ISOTOPI : atomi con lo stesso numero atomico Z
ma diverso numero di massa A

Abbondanza isotopica : presenza
in % di un singolo isotopo in
natura.

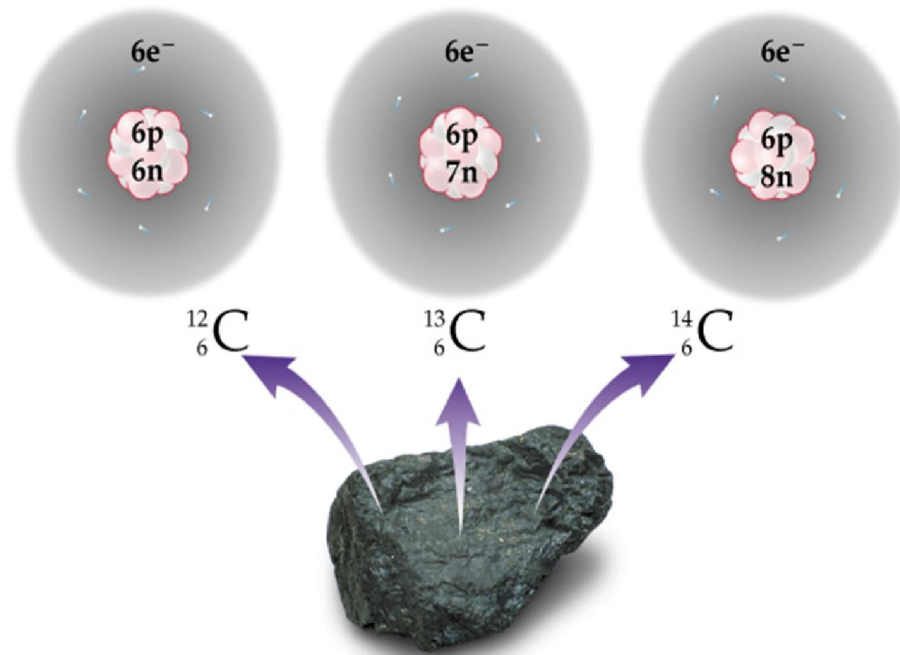
L'identità chimica di un "atomo"
dipende SOLO dal numero
atomico



Due isotopi del sodio

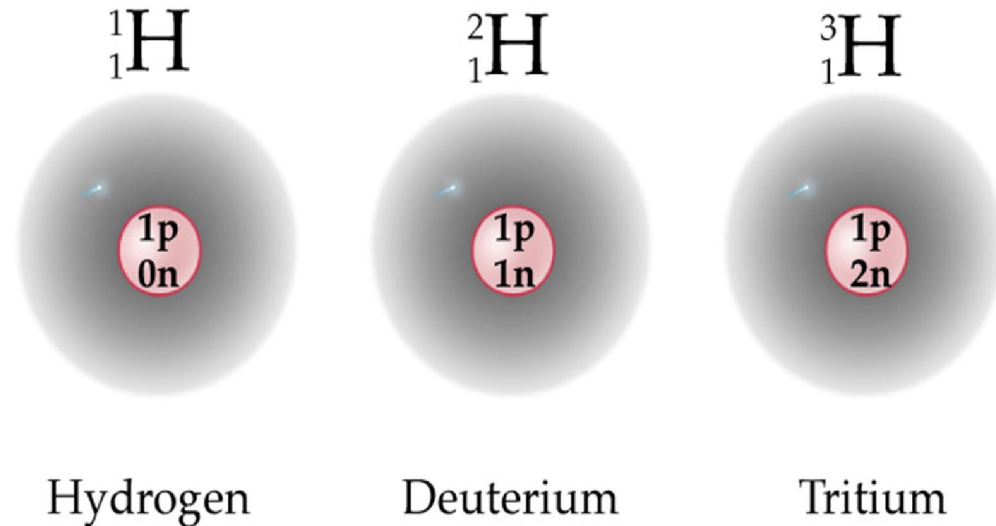


Isotopi del Carbonio



Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

Isotopi dell'Idrogeno

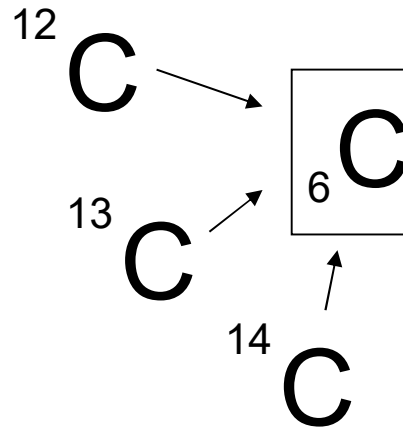


Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

La struttura del nucleo atomico - Nuclidi e isotopi

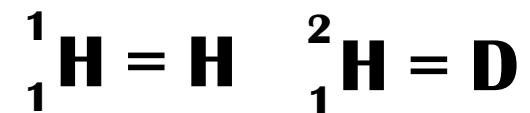
Le proprietà chimiche e chimico-fisiche dipendono dal
numero di protoni (e quindi da **Z**)

Diversi isotopi di uno stesso elemento hanno uguali
proprietà chimiche e possono avere diverse proprietà fisiche



H_2O p.f. 0.00°C p.e. 100.00°C

D_2O p.f. 3.82°C p.e. 101.42°C



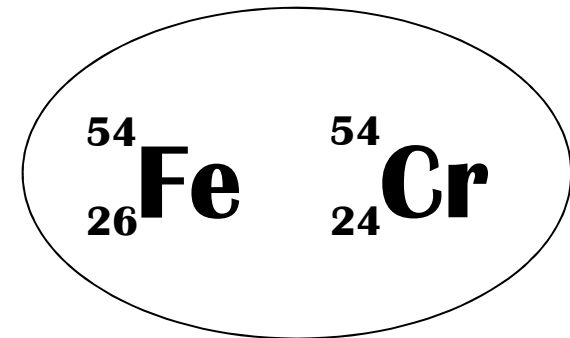
Nuclide

**specie atomica caratterizzata da una determinata
composizione del nucleo (sono noti A e Z)**



Isobari

**nuclidi con diverso numero atomico Z
ma con uguale numero di massa A
(*isos baros* = stesso peso)**



Formule chimiche

Una formula chimica rappresenta in modo conciso la composizione **qualitativa** e **quantitativa** di un composto.

Formula minima (o empirica o bruta)

- **Tipo di elementi**
- **Rapporto numerico minimo intero fra i diversi atomi**

La formula minima si ottiene dall'analisi chimica elementare del composto.

Formula molecolare

- **Tipo di elementi**
- **Numero esatto di atomi di ciascuna specie**

La formula molecolare si ottiene dalla formula minima, conoscendo il peso molecolare del composto.

Formula di struttura

- **Tipo di elementi**
- **Numero esatto di atomi di ciascuna specie**
- **Disposizione spaziale degli atomi e tipo di legami nello spazio**

La formula di struttura è quella che fornisce il maggior numero di informazioni.

Composto **F. minima** **F. molecolare** **F. di struttura**

Acetilene

CH

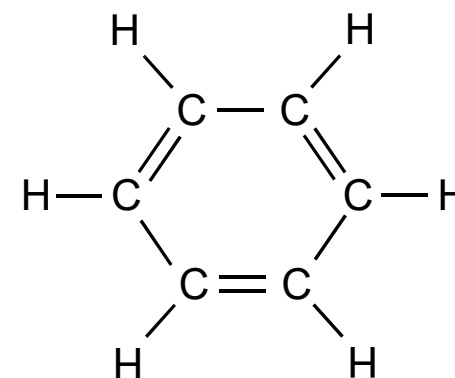
C_2H_2



Benzene

CH

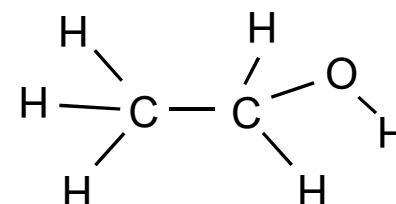
C_6H_6



Alcol etilico

C_2H_6O

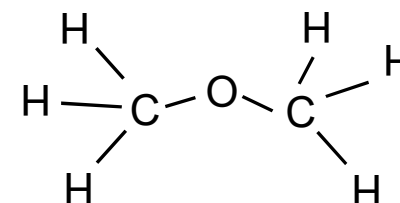
C_2H_6O



Etere dimetilico

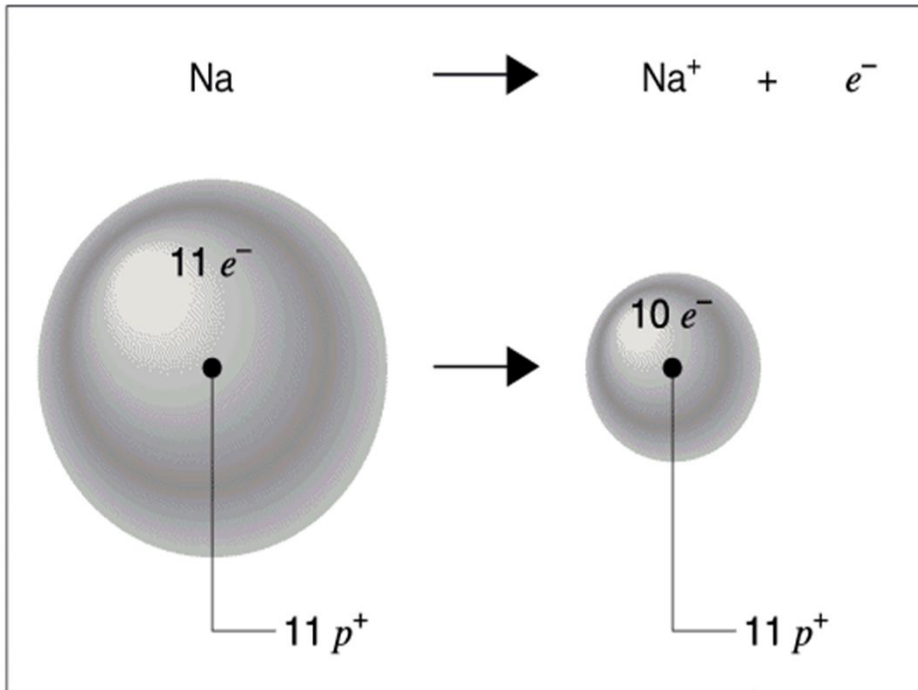
C_2H_6O

C_2H_6O



La formula molecolare può coincidere con la formula minima oppure può essere un suo multiplo intero.

Composti diversi possono avere la stessa formula molecolare (**ISOMERI**).



Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

cationi



When an atom in group 1 loses one electron,

1
3 Li
11 Na
19 K
37 Rb
55 Cs
87 Fr

$-e^{-} \rightarrow X^{+}$

or when an atom in group 2 loses two electrons,

2
4 Be
12 Mg
20 Ca
38 Sr
56 Ba
89 Ra

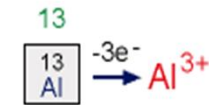
$-2e^{-} \rightarrow X^{2+}$

or when an atom in group 3 loses three electrons,

3
21 Sc
39 Y

$-3e^{-} \rightarrow X^{3+}$

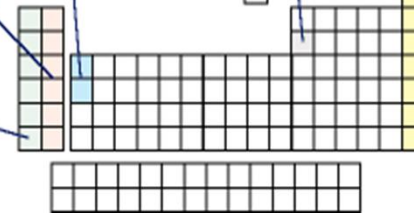
or when an aluminum atom loses three electrons,

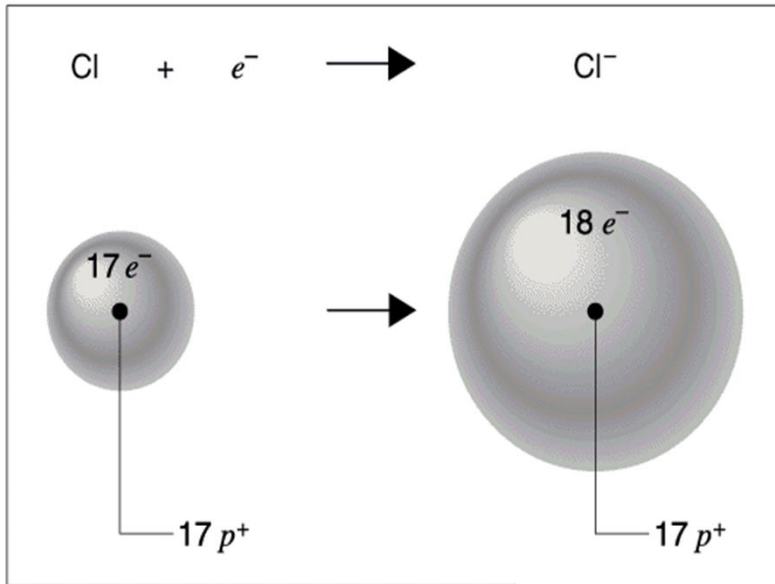


it has the same number of electrons as an atom of the nearest noble gas.

18
2 He
10 Ne
18 Ar
36 Kr
54 Xe
86 Rn

Atomic number equals number of electrons



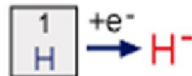


Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

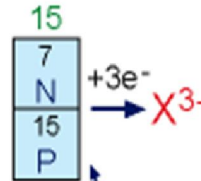
anioni



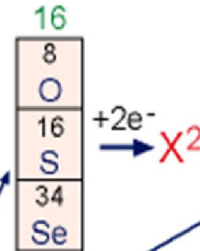
When a hydrogen atom gains one electron,



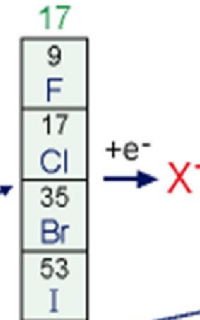
or when an atom in group 15 gains three electrons,



or when an atom in group 16 gains two electrons,



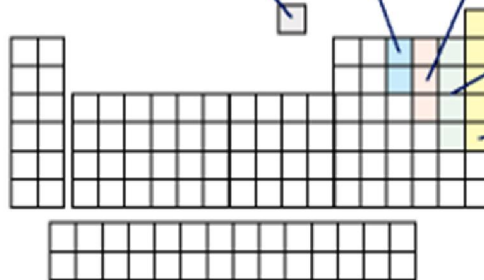
or when an atom in group 17 gains one electron,



it has the same number of electrons as an atom of the nearest noble gas.

2	He
10	Ne
18	Ar
36	Kr
54	Xe

Atomic number equals number of electrons



IONI POLIATOMICI :

particelle cariche composte da più di un atomo

NH_4^+ ione ammonio

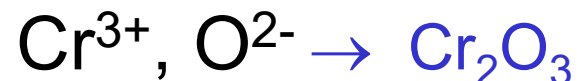
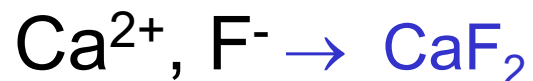
NO_3^- ione nitrato

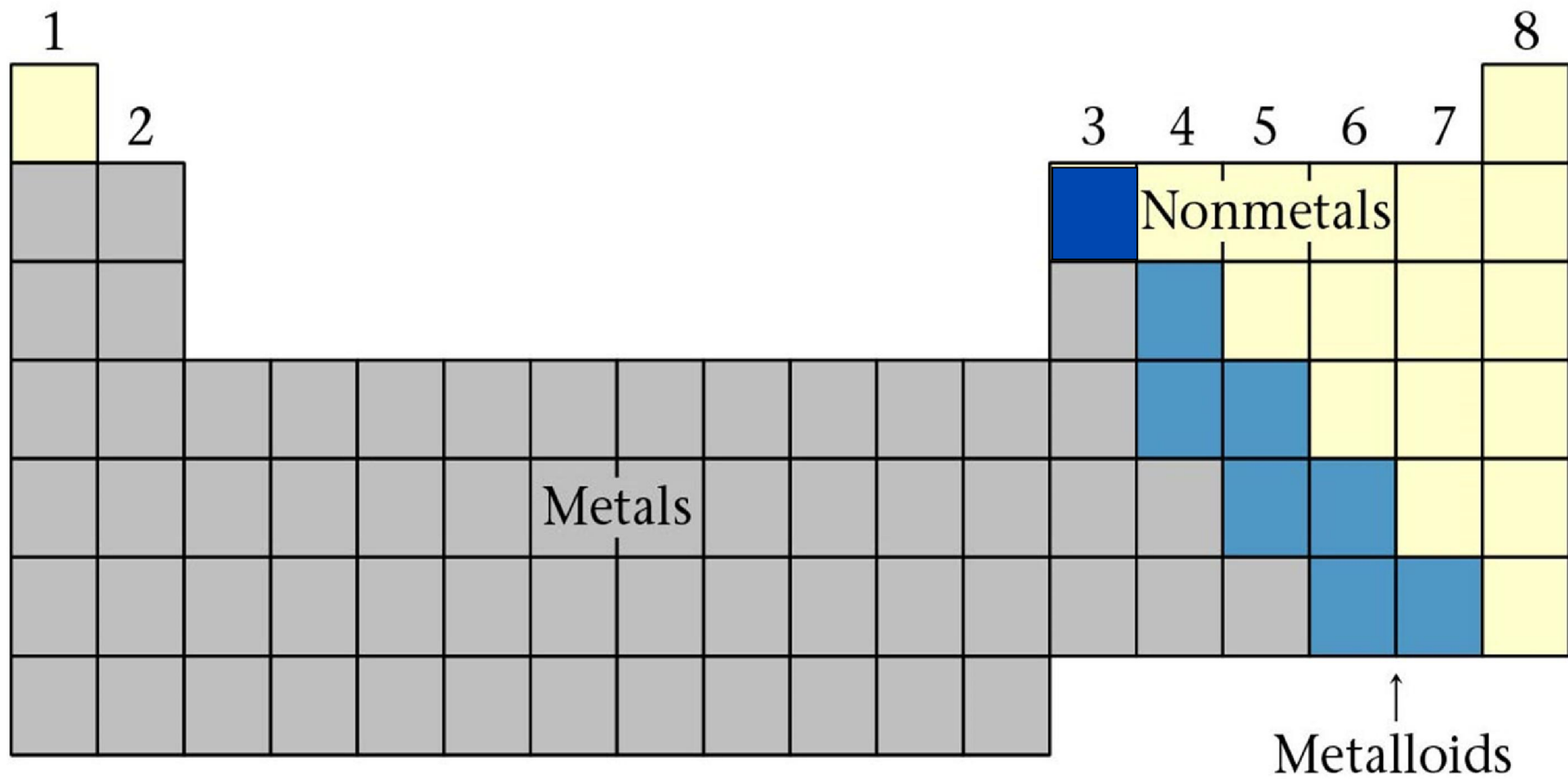
CO_3^{2-} ione carbonato

Un **composto ionico** è formato da ioni

La formula di un composto ionico si può prevedere:

- sapendo che è elettricamente neutro
- conoscendo le cariche dei singoli ioni che lo compongono





Massa atomica

I valore sperimentale della massa atomica è inferiore al valore ottenuto dalla somma delle masse di tutte le particelle sub-atomiche che costituiscono l'atomo.

Difetto di massa:

Nella formazione del nucleo (legami tra nucleoni) si libera energia ($E = mc^2$)

Perdita massa $\sim 1\%$



Non ha difetto massa



ha significativi effetti
dovuti a difetto di massa

Massa atomica e massa molecolare I

L'unità di riferimento per la misura della massa degli atomi è l'unità di massa atomica (uma o Dalton) definita come 1/12 della massa del nuclide neutro $^{12}_6\text{C}$

Protone 1.007276 uma

Neutrone 1.008665 uma

Elettrone 0.0005486 uma

Massa atomica di ^{10}B

$$5 \times 1.007276 + 5 \times 1.008665 + 5 \times 0.0005486 = 10.0129 \text{ uma}$$

Massa atomica di ^{11}B

$$5 \times 1.007276 + 6 \times 1.008665 + 5 \times 0.0005486 = 11.0093 \text{ uma}$$

Massa atomica e massa molecolare II

La **Massa Atomica Relativa** di un elemento è la massa atomica media (pesata rispetto all'abbondanza relativa degli isotopi naturali) dei vari nuclidi neutri di un dato elemento relativa all'uma (dalton).

Es. Il Boro è costituito da ^{10}B al 19.91% e da ^{11}B al 80.09%. La massa di ^{10}B è 10.0129 uma e la massa di ^{11}B 11.0093 uma. La massa atomica del B è data dalla media dei due valori calcolata in base alla distribuzione naturale dei due isotopi. Un campione di N atomi di B contiene 19.91 N/100 atomi di ^{10}B e 80.09 N/100 atomi di ^{11}B : la massa atomica mediata sul numero totale di atomi nel campione è :

$$(19.91 \text{ N}/100 \times 10.0129 + 80.09 \text{ N}/100 \times 11.0093) / N = 10.81 \text{ uma}$$

Massa molecolare

Una molecola è costituita da diversi atomi legati assieme: la **massa molecolare** è la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi che costituiscono una molecola

La massa molecolare di Na_2CO_3 è data da

$$2 \times 22.99 + 12.01 + 3 \times 16.00 = 105.99 \text{ uma}$$

La massa molecolare di H_2O è data da

$$2 \times 1.01 + 16.00 = 18.02 \text{ uma}$$

Numero di Avogadro e concetto di mole

Il numero di atomi presenti in 12 g di ^{12}C (6.022×10^{23}) è chiamato **Numero** (o costante) **di Avogadro (N_0)**

La **Mole** è una unità di quantità di sostanza che contiene un Numero di Avogadro di entità elementari quali atomi, molecole, elettroni etc. (grandezza estensiva).

Conversione uma e g

Dalla definizione di uma sappiamo che

$$\boxed{\text{Massa di un atomo di } ^{12}\text{C in uma}} = 12 \text{ uma}$$

Dalla definizione di mole si ricava che

$$\boxed{\text{Massa di un atomo di } ^{12}\text{C in g}} = \frac{12}{N_0} \text{ g}$$

L'equivalenza è pertanto:

$$12 \text{ uma} = \frac{12}{N_0} \text{ g}$$

$$\text{g corrispondenti ad 1 uma} = \frac{1}{N_0} \frac{\text{g}}{\text{uma}}$$

$$\text{uma corrispondenti ad 1 g} = N_0 \frac{\text{uma}}{\text{g}}$$

Massa molare

Si definisce massa molare la massa di 1 mole di particelle.
Detta M la massa molare e P la massa di una singola particella:

$$M \text{ (g/mol)} = N_0 \cdot P \text{ (g)} \quad \text{dove } N_0 \text{ è il numero di Avogadro}$$

Ricordando l'equivalenza tra uma e g possiamo scrivere

$$P \text{ (g)} = \frac{1}{N_0} P \text{ (uma)}$$

e quindi

$$M \text{ (g/mol)} = N_0 \frac{1}{N_0} P \text{ (uma)} = P \text{ (uma)}$$

La massa molare espressa in g/mol è numericamente uguale alla massa atomica / molecolare espressa in uma.

Esempi: massa atomica

La massa **atomica** dell'idrogeno è

$$1,007825 \times 0,99985 + 2,0140 \times 0,00015 = 1,00797 \text{ uma}$$

La massa di una **mole** di atomi di idrogeno è uguale a 1,00797 g

La massa atomica del carbonio è

$$12 \times 0,9889 + 13,00335 \times 0,0111 = 12,0111 \text{ uma}$$

La massa di una mole di atomi di carbonio è uguale a 12,0111 g

Esempi: mole

2 mol di O₂ significa:

$$2 \text{ (mol)} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ (molecole/ mol)} = 12.04 \times 10^{23} \text{ molecole di O}_2$$

A quante moli di Zn corrispondono 10⁹ atomi di Zn ?

$$\text{Moli di Zn} = \boxed{\text{Moli di Zn corrispondenti ad un atomo di Zn}} \times \boxed{\text{Numero totale di atomi di Zn}}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{1}{N_0} \left(\frac{1}{\text{atomi/mol}} \right) \cdot 10^9 \text{ atomi} \\ &= \frac{1}{6.022 \cdot 10^{23}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{atomi}} \right) \cdot 10^9 \text{ atomi} \\ &= 1.66113 \cdot 10^{-15} \text{ mol} \\ &= 0.000000000000000166113 \text{ mol} \end{aligned}$$