

CHIMICA GENERALE

Corso A

Anno Accademico 2024-2025

Docente: Prof. Francesco Pineider

Email: francesco.pineider@unipi.it

Indirizzo: Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale

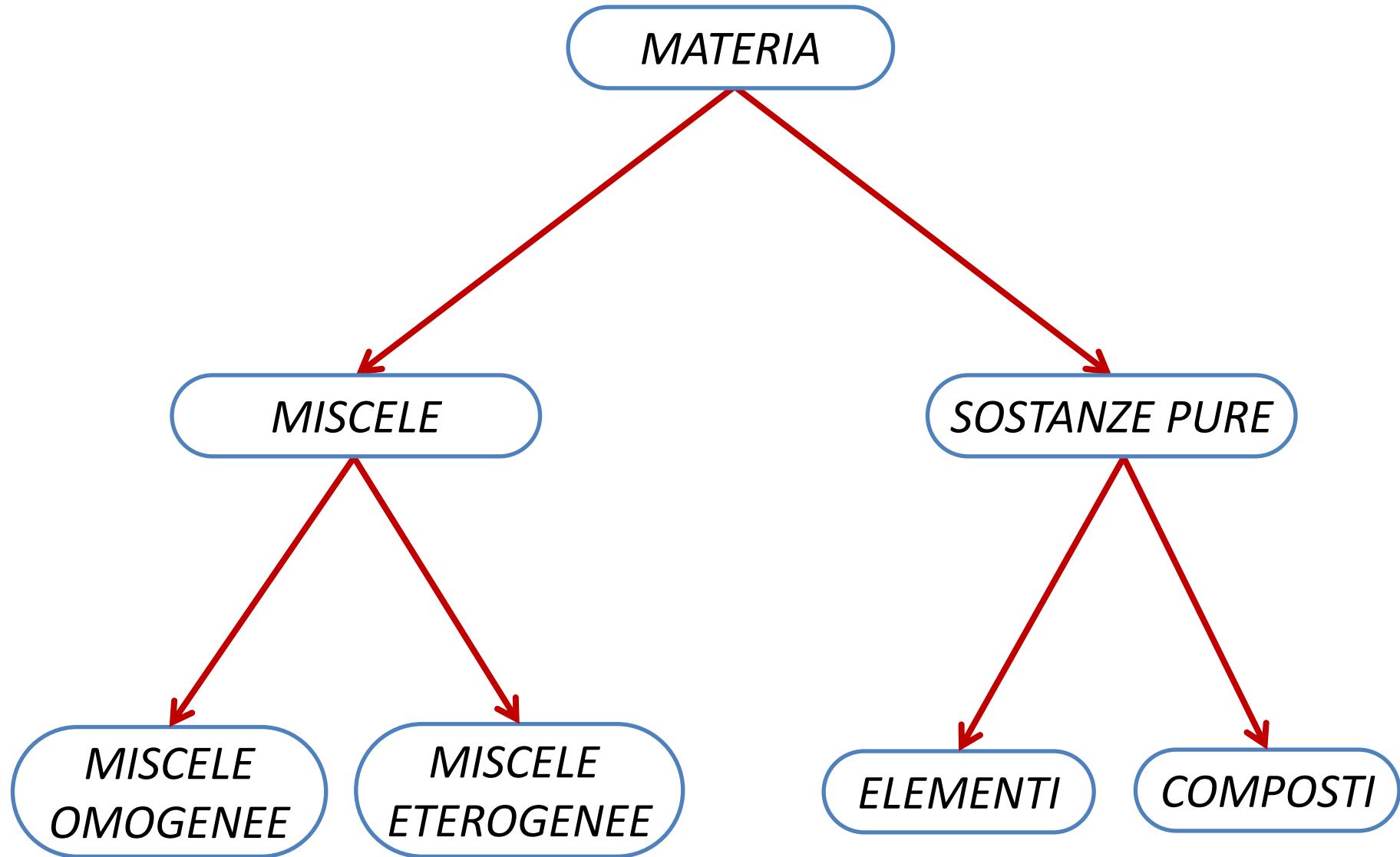
Via Moruzzi 13

La Stechiometria - I

Atomi, molecole, ioni

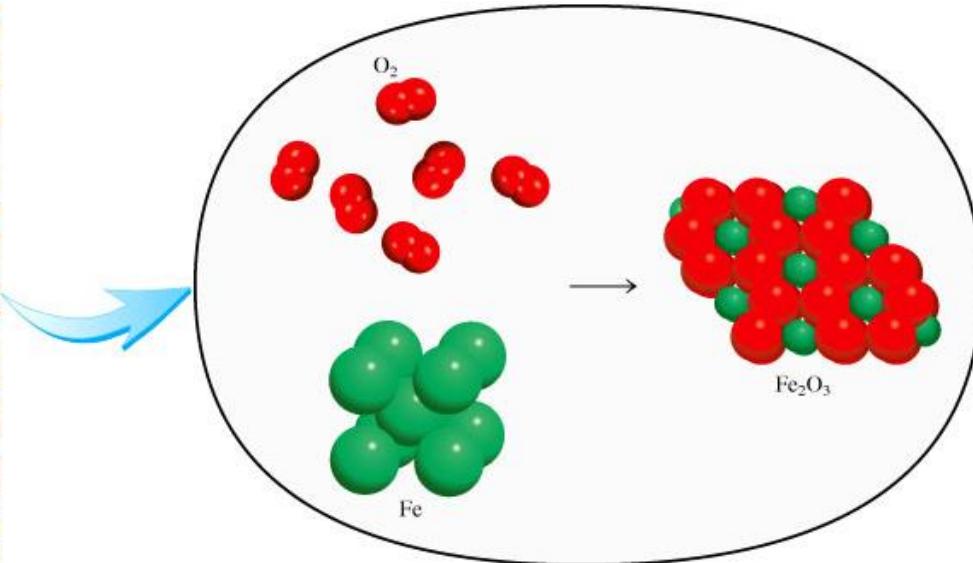
Capitoli 2 & 3







Livello macroscopico



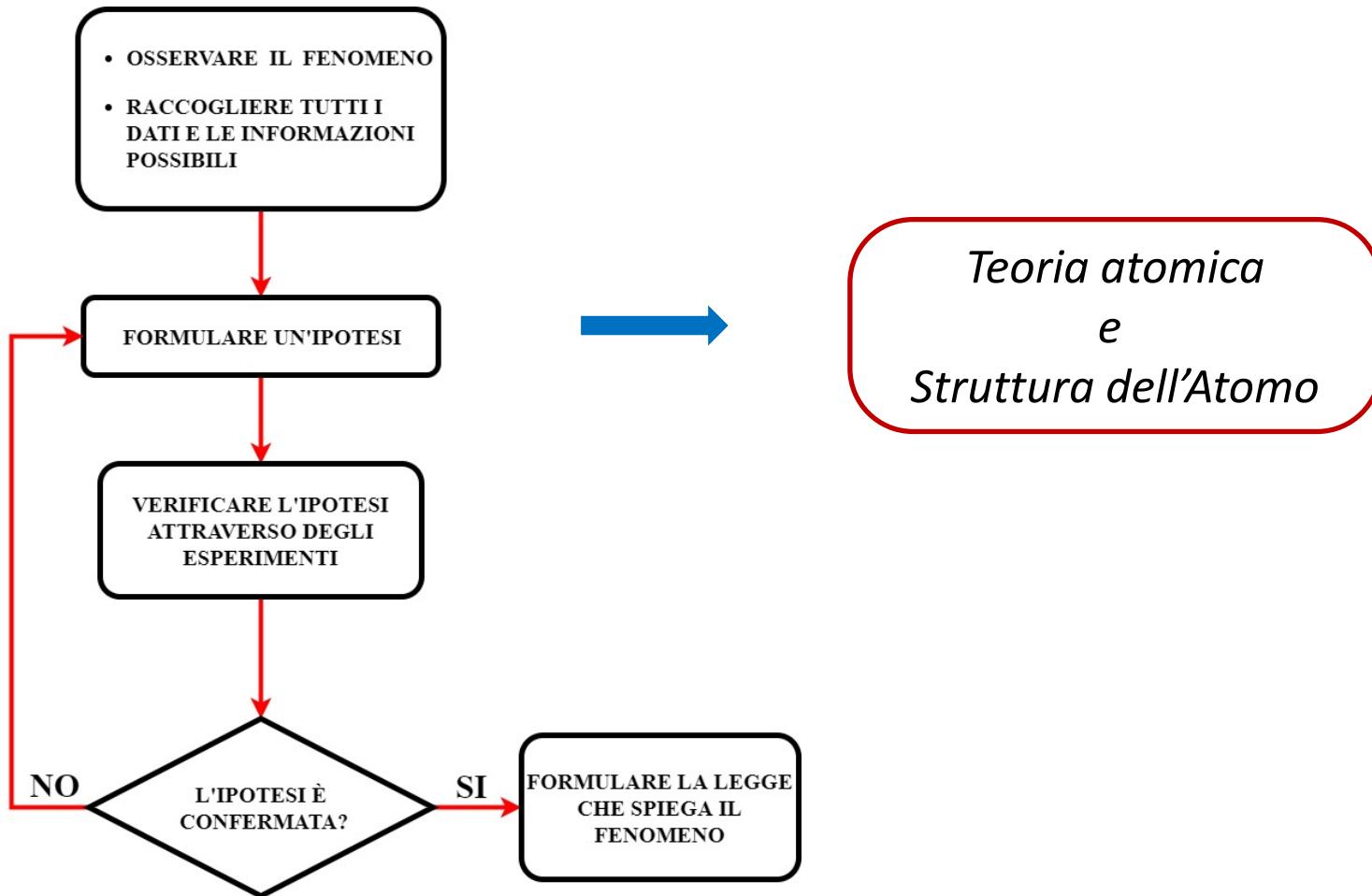
Livello microscopico

Atomi, Molecole

Teoria Atomica

Il Metodo Sperimentale

Una **TEORIA** è un principio unificante che spiega un insieme di fatti e/o di leggi basate su questi fatti



1. Gli *elementi* sono composti da particelle estremamente piccole, denominate *atomi*.
2. Tutti gli *atomi* di un dato *elemento* sono identici ed hanno le stesse dimensioni, masse e proprietà chimiche, ma differiscono dagli atomi di tutti gli altri *elementi*.
3. I *composti* sono formati da atomi di almeno due *elementi* diversi. In qualsiasi composto, il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è o un numero intero o una frazione semplice (legge delle proporzioni definite, *Proust 1799* e legge delle proporzioni multiple).
4. Una *reazione chimica* coinvolge solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi; il suo risultato non è la loro creazione dal nulla o la loro distruzione (legge della conservazione della massa, *Lavoisier 1789*).

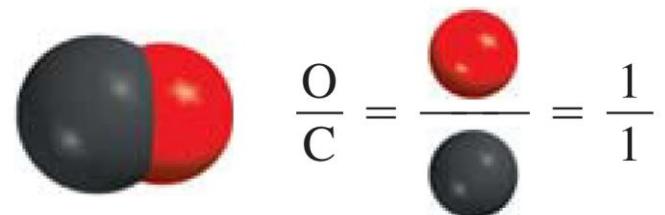
Legge delle proporzioni definite

Campioni differenti dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi costituenti, nelle stesse proporzioni di massa
(JOSEPH-LOUIS PROUST 1799)

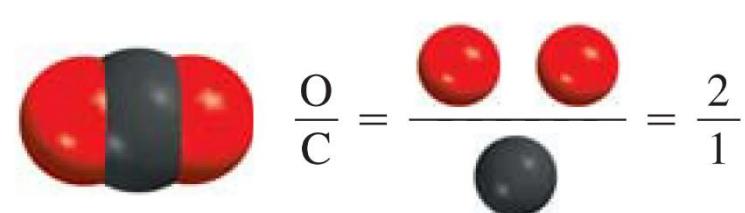
Legge delle proporzioni multiple

Se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, le masse di un elemento, che si combinano con una determinata massa dell'altro elemento, stanno tra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli
(JOHN DALTON)

Ossigeno in CO e in CO₂



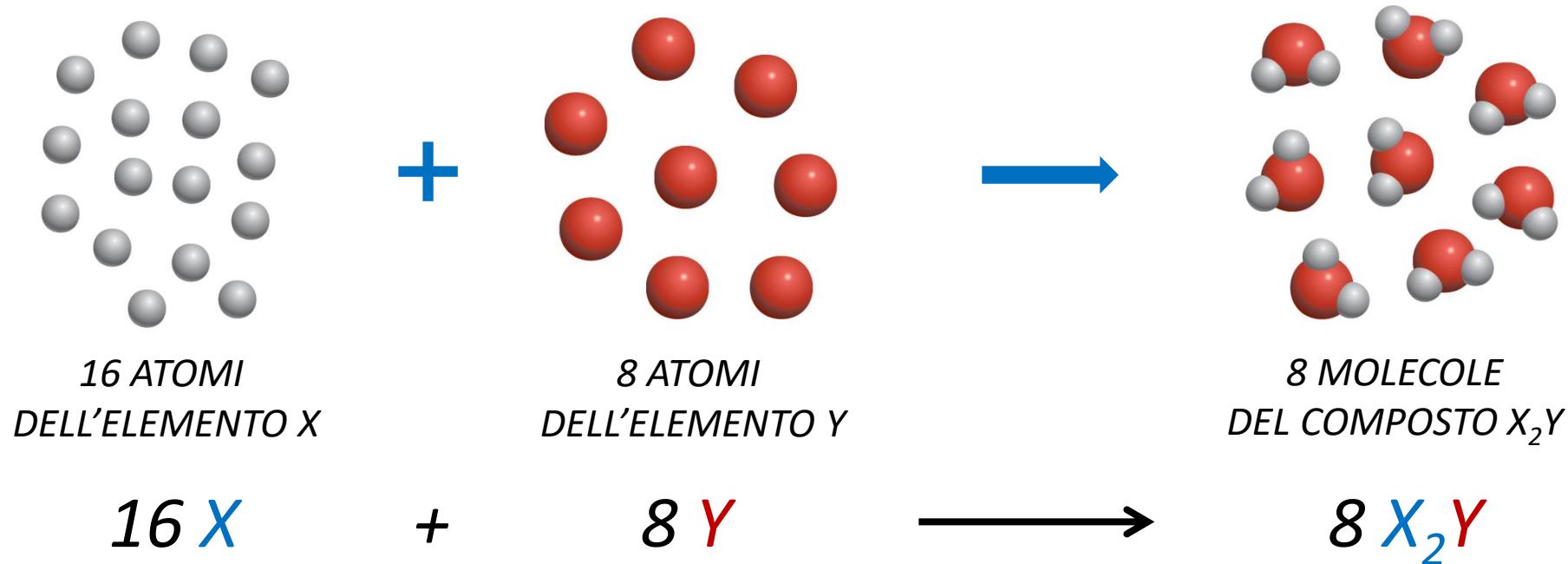
MONOSSIDO DI CARBONIO



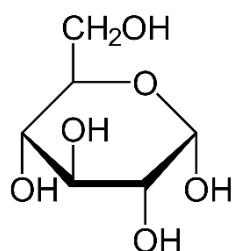
DIOSSIDO DI CARBONIO

Legge della Conservazione della Massa

La materia non può essere creata né distrutta (Antoine Laurent de Lavoisier 1789)



ESEMPIO: la respirazione cellulare



180 g di glucosio + 192 g di ossigeno gassoso
producono

264 g di diossido di carbonio + 108 g di acqua
(372 g di reagenti e 372 g di prodotti)

La Struttura dell'Atomo

ATOMO: unità base della materia. La più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso

L'atomo ha una struttura interna costituita da **particelle subatomiche**:

- **Elettroni** (carica negativa)
- **Protoni** (carica positiva)
- **Neutroni** (neutri)

Particella	Carica elettrica (C)	Massa (kg)	Massa relativa al protone
elettrone (e)	$-1,621 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	1/1836
protone (p)	$+1,621 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1
neutrone (n)	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$\cong 1$

Gli Elettroni

JOSEPH JOHN THOMSON (1906 premio nobel in fisica), misurò il **rapporto** fra la massa e la carica di un elettrone:

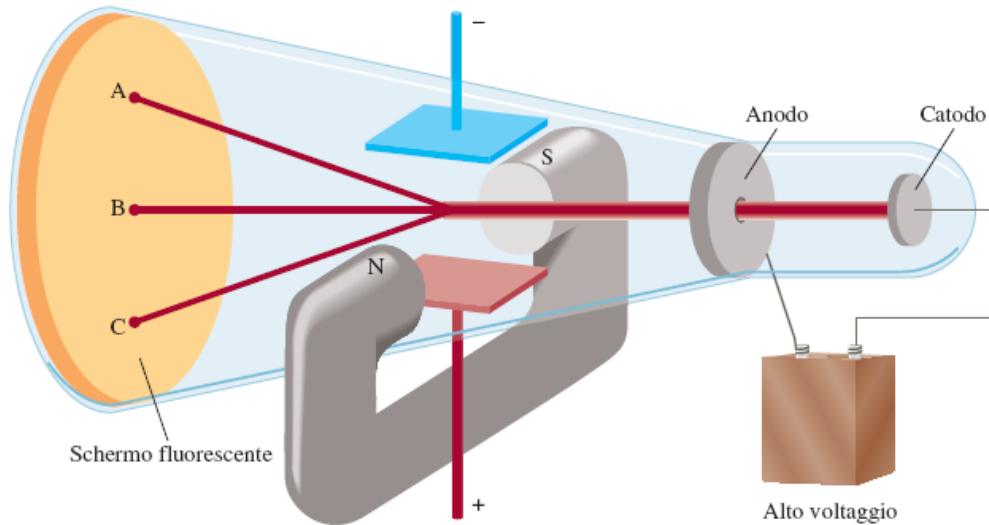
$$-1.76 \times 10^8 \text{ g/C}$$

ROBERT ANDREWS MILLIKAN, in una serie di esperimenti condotti fra il 1908 ed il 1917, determinò la **carica dell'elettrone**:

$$-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$$

DA QUESTE DUE MISURE SI PUÒ DEDURRE LA **MASSA DELL'ELETTRONE**:

$$9.11 \times 10^{-28} \text{ g}$$



**TUBO A RAGGI
CATODICI**

I Protoni e il Nucleo

Agli inizi del 1900 si sa che esistono gli elettroni e che gli atomi sono complessivamente neutri.

Quindi gli atomi devono contenere un *ugual numero* di cariche positive e negative.

La domanda è: *come* sono disposte nell'atomo?

Cariche positive distribuite
sull'intera sfera

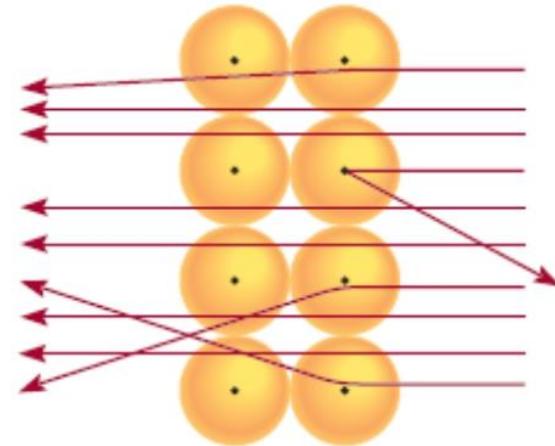
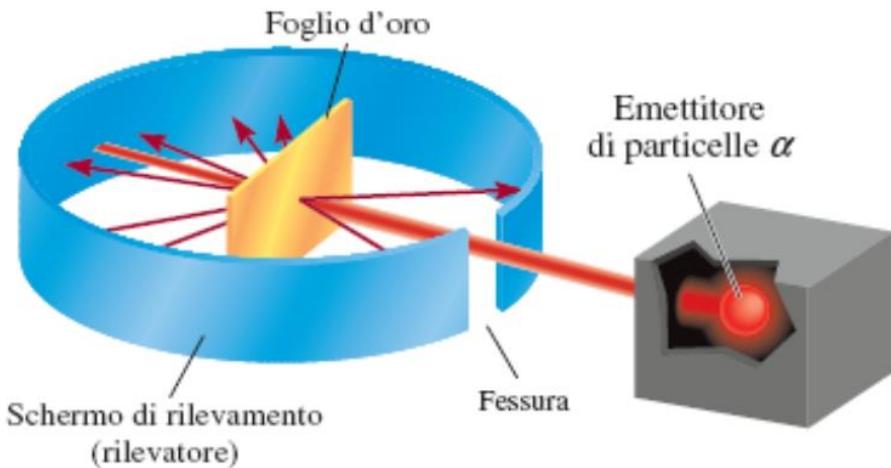


IL MODELLO ATOMICO DI J.J. THOMSON

Il modello a “panettone” di Thompson ipotizza che la carica positiva sia uniformemente distribuita nell'intero volume occupato dall'atomo, mentre le particelle caricate negativamente (gli elettroni) sono contenute da “qualche parte” in questo volume

L'Esperimento di Ernest Rutherford

1908 Premio Nobel per la Chimica



Velocità delle *particelle α* $\sim 1.4 \times 10^7 \text{ m/s}$ ($\sim 5\%$ velocità della luce)

1. La carica positiva dell'atomo è **concentrata nel nucleo**
2. Il **protone** (p) ha carica opposta (+) rispetto all'elettrone (-)
3. La **massa** di p è 1836 volte la massa di e^- ($1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$)

I Neutroni

Gli atomi di idrogeno hanno **un** protone; mentre gli atomi di elio ne hanno **due**; quindi il **rapporto** tra le loro masse dovrebbe essere due.

MA: Questo rapporto è stato misurato sperimentalmente ed il valore è **4**.

$$\frac{\cancel{\text{MASSA He}}}{\cancel{\text{MASSA H}}} = 2 \quad \longrightarrow \quad \boxed{\frac{\text{MASSA He}}{\text{MASSA H}} = 4}$$

Esperimento di J. Chadwick

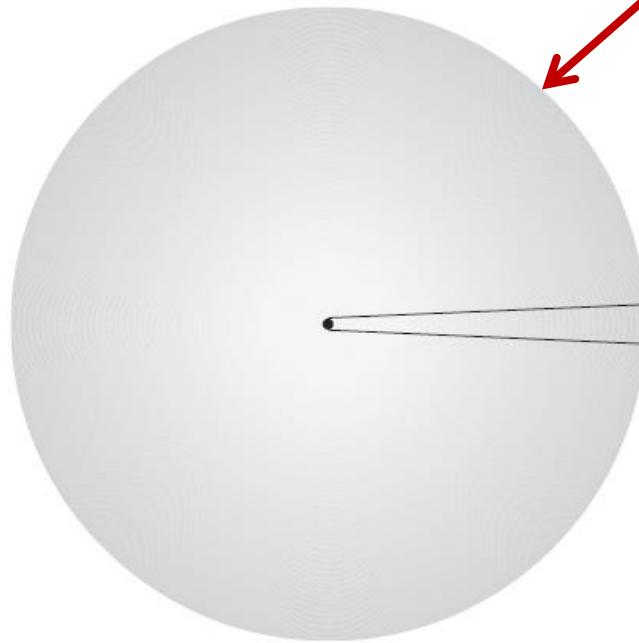
1932 (1935 PREMIO NOBEL PER LA FISICA)



NEUTRONE (n) è neutro (carica = 0)

Massa $n \sim$ Massa $p = 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$

Il Modello Atomico di E. Rutherford



RAGGIO ATOMICO $\approx 100 \text{ pm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

RAGGIO NUCLEARE $\approx 5 \times 10^{-3} \text{ pm} = 5 \times 10^{-15} \text{ m}$

Protone
Neutron

$$\frac{\text{R. ATOMICO}}{\text{R. NUCLEARE}} \approx \frac{1 \times 10^{-10}}{5 \times 10^{-15}} = 0.2 \times 10^5 = 2 \times 10^4$$

→ R. ATOMICO $\approx 20000 \times \text{R. NUCLEARE}$

Se l'**atomo** avesse le dimensioni di **uno stadio**, il volume del suo **nucleo** sarebbe confrontabile con quello di una **piccola biglia**

Riassumendo

Massa e carica delle particelle subatomiche

Particella	Massa (g)	Coulomb	Carica Unità di carica
Elettrone*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protone	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrone	1.67493×10^{-24}	0	0

$$\text{Massa } p = \text{Massa } n = 1836 \times \text{Massa } e^-$$

Il Numero Atomico Z ed il Numero di Massa A

Gli elementi sono identificati in base al numero di protoni che contengono

NUMERO DI MASSA (A) =

*Numero di protoni + numero di neutroni =
(Z) + numero di neutroni*

NUMERO ATOMICO (Z) =

Numero di protoni nel nucleo

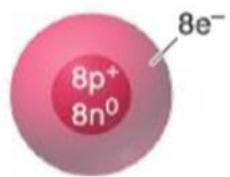
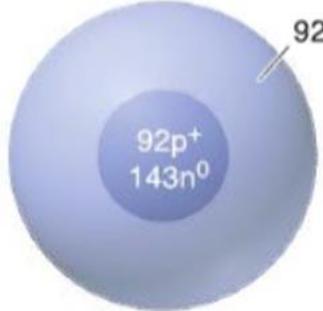
A
Z
~~X~~

**SIMBOLO
ATOMICO**

²³⁵₉₂U

¹⁶₈O

¹²₆C



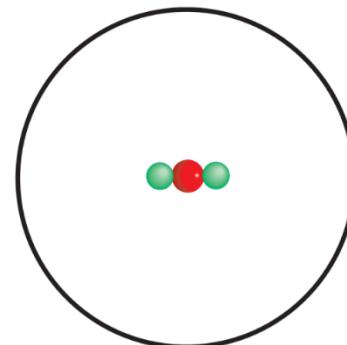
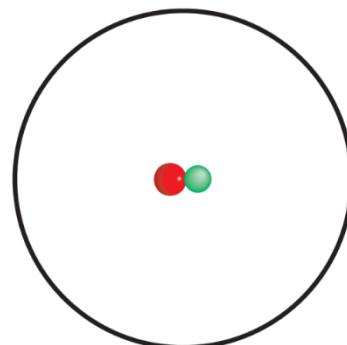
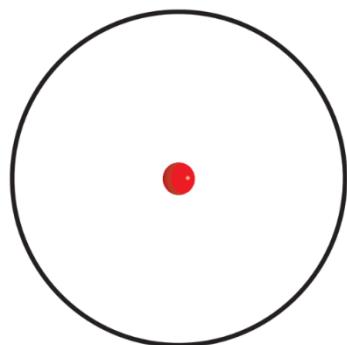
Gli Isotopi

Gli **isotopi** sono atomi di uno stesso elemento (X) con un diverso numero di neutroni (n) nel nucleo



Stesso numero atomico (Z)
MA
Diverso numero di massa (A)

GLI ISOTOPI DELL'IDROGENO:



La Massa Atomica

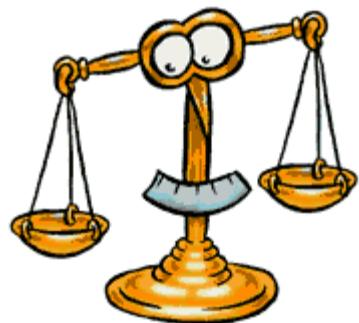
La **massa atomica** è la massa di un atomo espressa in **unità di massa atomica** (u.m.a. / a.m.u in inglese)

Il **riferimento** per la determinazione della massa atomica relativa degli atomi è un particolare atomo di carbonio, chiamato *isotopo 12*, che viene indicato con ^{12}C .

Per definizione: **1 atomo ^{12}C “pesa” 12 u.m.a**



L'unità di massa atomica (u.m.a.) è uguale a **1/12** della massa dell'atomo di ^{12}C .



CON QUESTA SCALA

$$^1\text{H} = 1.008 \text{ u.m.a.}$$

$$^{16}\text{O} = 16.00 \text{ u.m.a.}$$

La Massa Atomica Media

La **massa atomica** che leggiamo sulla tavola periodica è una **massa media**, che tiene conto sia della **abbondanza relativa percentuale (p)** di ciascun isotopo nella miscela sia della sua **massa atomica (x)**; la media calcolata in questo modo si dice **media pesata**.

Il valore della media pesata è dato dalla somma dei prodotti di ciascun valore di massa atomica (x_i) per la rispettiva abbondanza relativa percentuale (p_i), diviso per la somma dei valori percentuali

$$\text{MEDIA PESATA} = \frac{x_1 \cdot p_1 + x_2 \cdot p_2 + \cdots + x_n \cdot p_n}{p_1 + p_2 + \cdots + p_n} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i \cdot p_i}{\sum_{i=1}^n p_i}$$

Esempio:

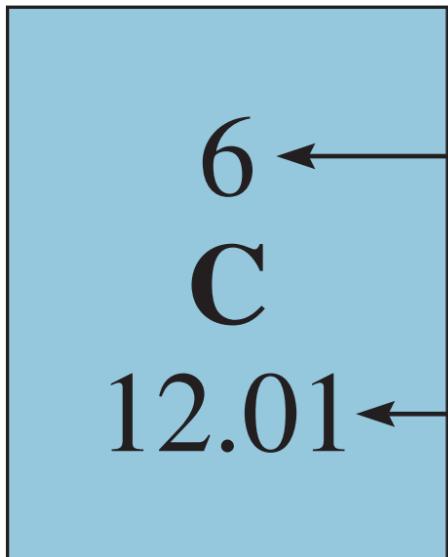
Il LITIO è presente in natura con i seguenti isotopi:

- * ${}^6\text{Li}$ 7.42% (6.015 u.m.a.)
- * ${}^7\text{Li}$ 92.58% (7.016 u.m.a.)

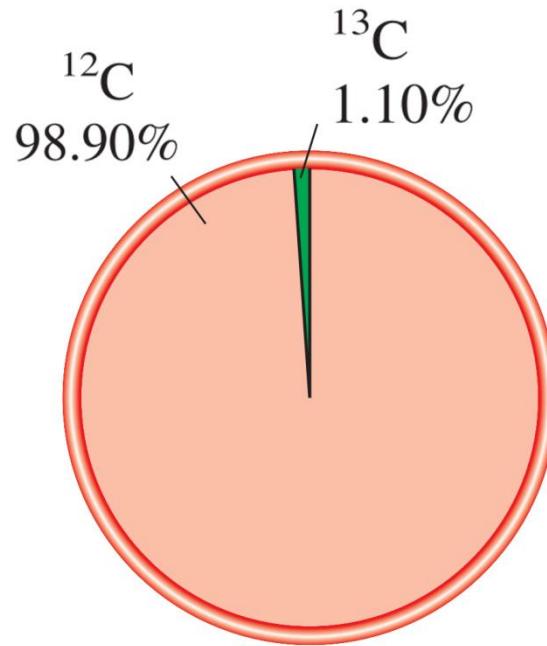
Massa atomica media del LITIO: calcolata come MEDIA PESATA dalla massa atomica degli isotopi.

$$\begin{array}{l} \text{MASSA ATOMICA} \\ \text{MEDIA DI Li} \end{array} \longrightarrow \frac{6.015 \times 7.42 + 7.016 \times 92.58}{7.42 + 92.58} = \frac{694.1}{100} = 6.941 \text{ u.m.a.}$$

La Massa Atomica Media



**NUMERO
ATOMICO**
**MASSA
ATOMICA
MEDIA**



**ABBONDANZA NATURALE DEGLI
ISOTOPI DEL C-12 E C-13**

$$\frac{12.00 \times 98.90 + 13.00 \times 1.10}{98.90 + 1.10} = 12.01 \text{ u.m.a.}$$

PROBLEMA DI VERIFICA 2.3

Problema L'argento (Ag; $Z = 47$) ha 46 isotopi noti, ma soltanto 2 esistono in natura: ^{107}Ag e ^{109}Ag . Dati i seguenti dati ottenuti con la spettrometria di massa, si calcoli la massa atomica di Ag:

isotopo	massa (u)	abbondanza (%)
^{107}Ag	106,90509	51,84
^{109}Ag	108,90476	48,16

Piano Partendo dalla massa e dall'abbondanza dei due isotopi di Ag, dobbiamo trovare la massa atomica di Ag (media ponderata delle masse isotopiche). Moltiplichiamo ciascuna massa isotopica per la sua abbondanza frazionaria per trovare il contributo di ciascun isotopo alla massa atomica. La somma dei contributi dei due isotopi è la massa atomica.

Risoluzione Determinazione del contributo di ciascun isotopo alla massa atomica:

$$\begin{aligned} \text{contributo di } ^{107}\text{Ag alla massa atomica} &= \text{massa isotopica} \times \text{abbondanza frazionaria} \\ &= 106,90509 \text{ u} \times 0,5184 = 55,42 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\text{contributo di } ^{109}\text{Ag alla massa atomica} = 108,90476 \text{ u} \times 0,4816 = 52,45 \text{ u}$$

Determinazione della massa atomica dell'argento:

$$\text{massa atomica dell'Ag} = 55,42 \text{ u} + 52,45 \text{ u} = 107,87 \text{ u}$$

Esempio 3.1

Il rame, un metallo noto fin dall'antichità, è utilizzato, per esempio, per realizzare cavi elettrici e nella produzione delle monete dei centesimi di euro. Le masse atomiche dei suoi due isotopi stabili, $^{63}_{29}\text{Cu}$ (69.09%) e $^{65}_{29}\text{Cu}$ (30.91%), sono 62.93 uma e 64.9278 uma rispettivamente. Calcola la massa atomica media dell'atomo di Cu. Le relative abbondanze isotopiche sono riportate in parentesi.

Impostazione Ogni isotopo partecipa alla massa atomica media in base alla rispettiva abbondanza isotopica. Moltiplicando la massa atomica di ogni isotopo per la relativa abbondanza isotopica (divisa per 100) si potranno sommare i valori per ottenere la massa atomica media dell'atomo di Cu.

Soluzione Convertiamo le percentuali in frazioni: 69.09% diventa 69.09/100, ovvero 0.6909 e 30.91% diventa 30.91/100, ovvero 0.3091. Troviamo il contributo di ogni singolo isotopo, quindi sommiamo i valori per ottenere la massa atomica media.

$$(0.6909)(62.93 \text{ uma}) + (0.3091)(64.9278 \text{ uma}) = 63.55 \text{ uma}$$

Controllo La massa atomica media dovrebbe avere un valore che si colloca tra le masse dei 2 isotopi; quindi la risposta è ragionevole. Nota che siccome l'isotopo $^{63}_{29}\text{Cu}$ è più abbondante del $^{65}_{29}\text{Cu}$, la massa atomica media si avvicina più a 62.93 uma piuttosto che a 64.9278 uma.

Problema di verifica La massa atomica dei due isotopi stabili del boro $^{10}_{5}\text{B}$ (19.78%) e $^{11}_{5}\text{B}$ (80.22%) vale 10.0129 uma e 11.0093 uma, rispettivamente. Calcola la massa atomica media del boro.

La Tavola Periodica



L'ossigeno fu scoperto nel 1874*. Non ci si spiega come la gente facesse a respirare, prima

Motivazione storica: molti elementi scoperti tra XIX e XX secolo. Necessità di organizzarli in maniera logica

Primi tentativi di classificazione: J. W. DÖBEREINER (elementi con caratteristiche simili raggruppati 3 a 3)

Prima tavola periodica: MENDELEEV (elementi ordinati per peso atomico, elementi con proprietà chimiche simili negli stessi gruppi)

Tavola periodica moderna: MOSELEY (elementi ordinati per numero atomico, linearmente crescente ed indipendente dal numero di neutroni)

Legge periodica: Le proprietà degli elementi sono funzioni periodiche dei loro numeri atomici

*In realtà l'ossigeno è stato scoperto nel 1771 da K. W. Scheele

La Tavola Periodica

1
1A

1
H
1.008

2
2A

3
Li
6.941

4
Be
9.012

11
Na

Metalli alcalini

24
Cr
52.00

Atomic number

Atomic mass

**MASSA ATOMICA
MEDIA**

3
3B

4
4B

5
5B

6
6B

7
7B

8
8B

9

10

11
1B

12
2B

13
3A

14
4A

15
5A

16
6A

2
He
4.003

5
B
10.81

6
C
12.01

7
N
14.01

8
O
16.00

9
F
19.00

10
Ne
20.18

Periodo

Gruppo

Gas nobili

21
Sc
44.96

22
Ti
47.88

23
V
50.94

24
Cr
52.00

25
Mn
54

26
Fe
56

27
Co
58.93

28
Ni
58.69

29
Cu
63.55

30
Zn
65.39

31
Ga
69.72

32
Ge
72.59

33
As
74.92

34
Se
78.96

35
Cl
35.45

36
Ar
39.9

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
113.4

50
Sn
118.7

51
Sb
121.8

52
Te
127.6

53
I
126.9

54
Xe
131.3

55
Cs
132.9

56
Fr
(223)

57
La
138.9

58
Hf
178.5

59
Ta
180.9

60
W
183.9

61
Re
186.2

62
Os
190.2

63
Ir
192.2

64
Pt
195.1

65
Au
197.0

66
Hg
200.6

67
Tl
204.4

68
Pb
207.2

69
Bi
209.0

70
Po
(210)

71
At
(210)

72
Ra
(227)

73
Ac
(227)

74
Rf
(257)

75
Ha
(260)

76
Sg
(263)

77
Ns
(262)

78
Hs
(265)

79
Mt
(266)

80
Fr
(223)

81
Ce
(231)

82
Pr
(231)

83
Nd
(238.0)

84
Pm
(237)

85
Sm
(242)

86
Eu
(243)

87
Gd
(247)

88
Tb
(247)

89
Bk
(247)

90
Cf
(249)

91
Np
(237)

92
Pu
(242)

93
Am
(243)

94
Cm
(247)

95
Bk
(247)

96
Cf
(249)

97
Es
(254)

98
Fm
(253)

99
Md
(256)

100
No
(254)

101
Lr
(257)

102
Yb
(257)

103
Lu
(257)

Metals

Metalloids

Nonmetals

La Tavola Periodica

I metalli

- *Buoni conduttori di elettricità e calore*
- *Si presentano come solidi lucenti (tranne Hg che è liquido)*
- *Sono malleabili e possono essere plasmati in lamine e fili*



Lithium (Li)



Sodium (Na)

I non-metalli

- *Cattivi conduttori di elettricità e calore.*
- *Si presentano come gas o solidi fragili (il Br è l'unico liquido)*



Liquid nitrogen (N₂)

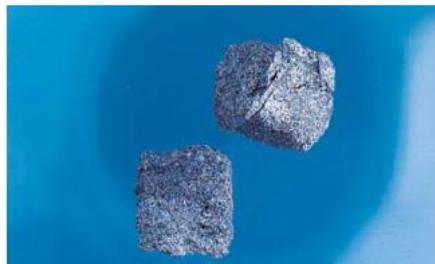


White and red phosphorus (P)

I semi-metalli

o metalloidi

- *Proprietà intermedie tra metalli e non metalli*

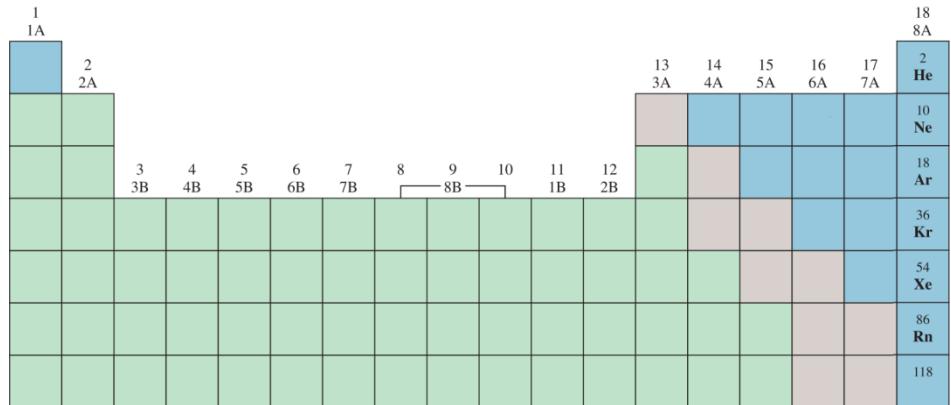


Boron (B)



Arsenic (As)

I Gas Nobili



*Fra tutti gli elementi chimici, solo i **gas nobili** gruppo 8A si presentano in natura come **atomi singoli** (gas monoatomici)*

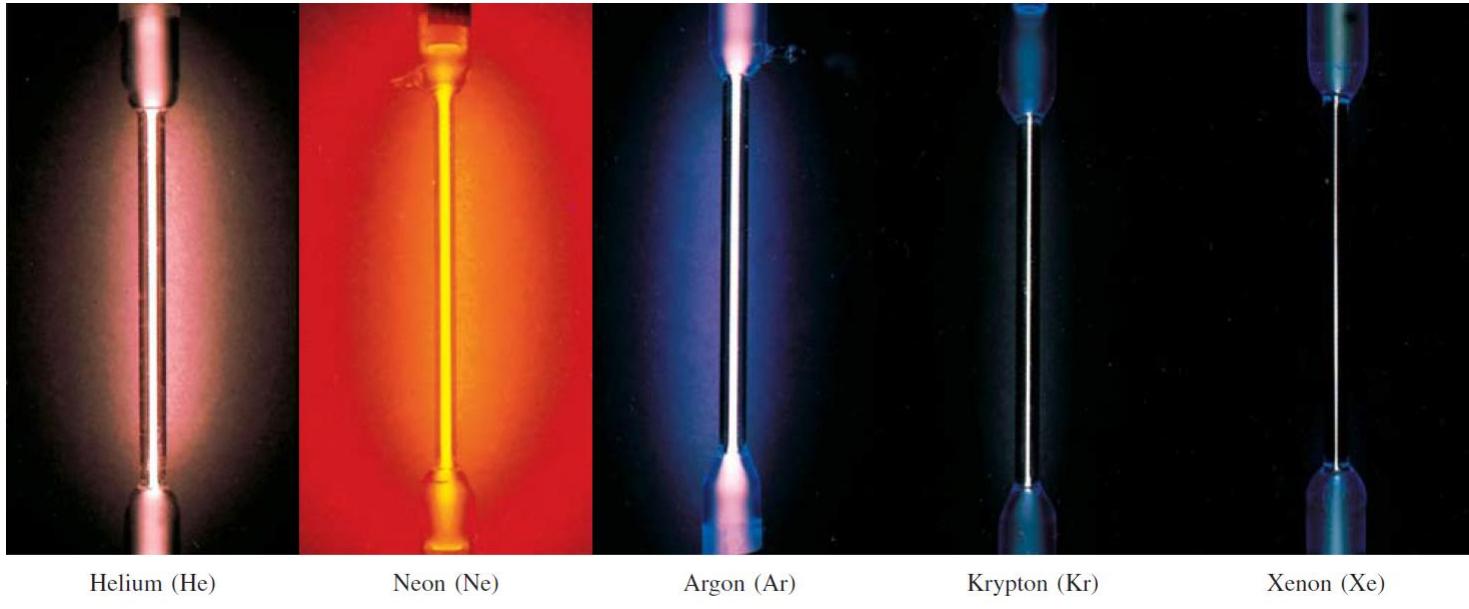


Figure 8.21 All noble gases are colorless and odorless. These pictures show the colors emitted by the gases from a discharge tube.

Le Molecole ed i Composti Ionici

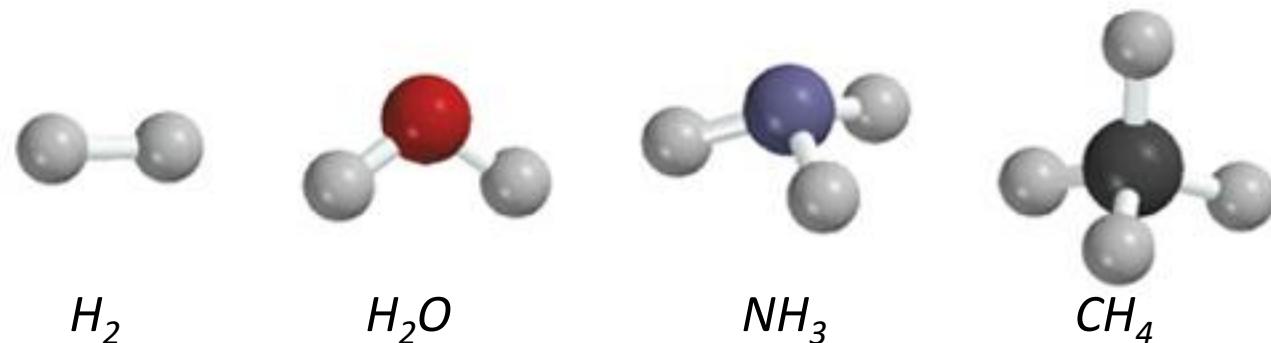
*Gli atomi si **uniscono** tra loro dando origine a **molecole** e **composti ionici***

Il legame tra atomi può avvenire secondo due modalità:

- *Legame ionico: per **trasferimento di carica**, gli atomi si trasformano in **ioni** e i composti corrispondenti si dicono **composti ionici**. Tali composti non esistono sotto forma di molecole, ma come solidi infinitamente estesi*
 - **SI HA LEGAME IONICO QUANDO UN METALLO È COMBINATO CON UNO O PIÙ NON-METALLI.**
- *Legame covalente: mettendo in **compartecipazione** elettroni esterni, dando luogo a legami covalenti. Tali composti si dicono **molecolari**, perché costituiti da unità indipendenti dette **molecole***
 - **SI HA LEGAME COVALENTE QUANDO NON-METALLI SONO COMBINATI FRA LORO O CON L'IDROGENO.**

Le Molecole

Una **MOLECOLA** è costituita da almeno due atomi in proporzioni definite e costanti, legati da forze chimiche (legami covalenti)



Una **MOLECOLA BIATOMICA** contiene solo due atomi:



Una **MOLECOLA POLIATOMICA** contiene più di due atomi:



Le Molecole

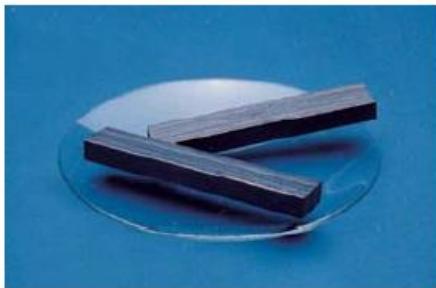
Attenzione!

H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , Cl_2 , P_4 , S_8



*Elementi
(non composti)*

ALLOTROPO: ognuna delle possibili forme in cui si può trovare un elemento



Carbon (graphite)



Carbon (diamond)

*Forme allotropiche
del carbonio*

O_2 e O_3

Forme allotropiche dell'ossigeno



White and red phosphorus (P)

*Forme allotropiche
del fosforo*

Le Formule Chimiche

Le **formule chimiche** rappresentano la composizione di molecole e composti ionici attraverso simboli chimici



La **formula molecolare** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza

La **formula empirica** (o *formula bruta* o *formula semplice*) indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra essi

MOLECOLARE	H_2O	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	O_3	N_2H_4
EMPIRICA	H_2O	CH_2O	O	NH_2

La **formula di struttura** rappresenta il modo in cui gli atomi sono legati tra loro per formare una molecola

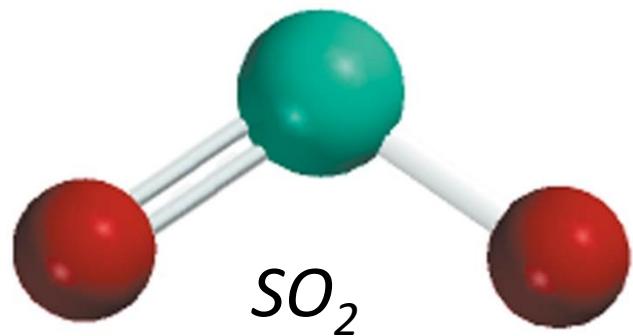
I modelli molecolari rappresentano anche la disposizione spaziale (tridimensionale) degli atomi

Le Formule di Struttura

	Idrogeno	Acqua	Ammoniaca	Metano
Formula molecolare	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Formula di struttura	$H-H$	$H-O-H$	$H-N-H$ H	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modello ball-and-stick				
Modello space-filling				

La Massa Molecolare

La **massa molecolare** è la somma delle masse atomiche (in **u.m.a.**) di ogni elemento presente in una molecola.



$$\begin{array}{rcl} 1 S & 32.07 \text{ u.m.a.} + \\ 2 O & (2 \times 16.00) \text{ u.m.a.} = \\ \hline SO_2 & 64.07 \text{ u.m.a.} \end{array}$$

La Nomenclatura Chimica

COMPOSTI MOLECOLARI: non-metalli + non-metalli oppure
non-metalli + semi-metalli

- *Nomi comuni (es. H_2O , NH_3 , CH_4 , C_{60})*
- *L'elemento con il numero del gruppo più basso nella tavola periodica è scritto per **primo** (eccezioni per H)*
- *Se i due elementi appartengono allo stesso gruppo, quello con il numero del periodo più alto è posto per **primo** nella formula*
- *Se uno stesso elemento può formare più di un composto, si utilizzano i **prefissi** per indicare il numero di ogni specie atomica*
- *Nella lettura della formula viene pronunciato prima il secondo elemento aggiungendo il suffisso -uro alla radice del nome, poi viene letto il primo*

Prefissi greci utilizzati nella denominazione dei composti molecolari

Prefisso	Significato
mono-	1
di-	2
tri-	3
tetra-	4
penta-	5
esa-	6
epta-	7
octa-	8
nona-	9
deca-	10

La Nomenclatura Chimica

Composti molecolari

HI *IODURO DI IDROGENO*

NF_3 *TRIFLUORURO DI AZOTO*

SO_2 *DIOSSIDO DI ZOLFO*

N_2Cl_4 *TETRACLORURO DI DIAZOTO*

NO_2 *DIOSSIDO DI AZOTO*

TOSSICO!



N_2O *MONOSSIDO DI DIAZOTO*

Gas esilarante



La Nomenclatura Chimica

Acidi

Un **acido** è descritto come una sostanza che, disciolta in acqua, produce ioni **idrogeno** (H^+)

ESEMPIO: HCl

- **Sostanza pura:** cloruro di idrogeno
- **Disciolto in acqua (H^+ , Cl^-):** acido cloridrico

Alcuni acidi semplici

Anion	Acido corrispondente
fluoruro (F^-)	HF (acido fluoridrico)
cloruro (Cl^-)	HCl (acido cloridrico)
bromuro (Br^-)	HBr (acido bromidrico)
ioduro (I^-)	HI (acido iodidrico)
cianuro (CN^-)	HCN (acido cianidrico)
solfuro (S^{2-})	H_2S (acido solfidrico)

Un **ossoacido** è un acido che contiene idrogeno, ossigeno ed un altro non-metallo

ESEMPI:

HNO_3 : acido nitrico

H_2CO_3 acido carbonico

H_2SO_4 : acido solforico

La Nomenclatura Chimica

Nomenclatura degli *ossoacidi* e dei loro *ossoanioni*

Ossoacido $\xrightarrow{\text{Rimozione di tutti gli ioni H}^+}$ Ossoanione

Acido per- -ico \longrightarrow per- -ato

+[O]

Acido di riferimento “-ico” \longrightarrow -ato

-[O]

Acido “-oso” \longrightarrow -ito

-[O]

Acido ipo- -oso \longrightarrow ipo- -ito

I nomi degli ossoacidi e ossoanioni che contengono cloro

Acido	Anione
HClO_4 acido perclorico	ClO_4^- perclorato
HClO_3 acido clorico	ClO_3^- clorato
HClO_2 acido cloroso	ClO_2^- clorito
HClO acido ipocloroso	ClO^- ipoclorito

PROBLEMA DI VERIFICA 2.10

Problema Si determino i nomi dei seguenti anioni e i nomi e le formule degli acidi derivati da essi:

- (a) Br^- (b) IO_3^- (c) CN^- (d) SO_4^{2-} (e) NO_2^-

Risoluzione (a) L'anione è lo ione bromuro; l'acido è l'acido bromidrico, HBr .

(b) L'anione è lo ione iodato; l'acido è l'acido iodico, HIO_3 .

(c) L'anione è lo ione cianuro; l'acido è l'acido cianidrico, HCN .

(d) L'anione è lo ione solfato; l'acido è l'acido solforico, H_2SO_4 . (In questo caso, il suffisso è aggiunto alla radice *solf*, dal latino *sulphur*, non alla radice *solf*).

(e) L'anione è lo ione nitrito; l'acido è l'acido nitroso, HNO_2 .

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 2.10 Si scrivano le formule per i nomi, o i nomi per le formule, dei seguenti acidi: (a) acido clorico; (b) HF; (c) acido acetico; (d) acido solforoso; (e) HBrO .

PROBLEMA DI VERIFICA 2.11

Problema (a) Qual è la formula del disolfuro di carbonio?

(b) Qual è il nome di PCl_5 ?

(c) Si scrivano il nome e la formula del composto le cui molecole sono costituite da 2 atomi di N e da 4 atomi di O.

Risoluzione (a) Il prefisso *di-* significa "due". La formula è CS_2 .

(b) P è il simbolo del fosforo; vi sono 5 atomi di cloro, che sono indicati dal prefisso *penta*. Il nome è pentacloruro di fosforo.

(c) L'azoto (N) è scritto per primo nella formula (numero del gruppo più basso). La formula del composto è N_2O_4 ; il nome è tetraossido di diazoto.

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 2.11 Si scriva il nome o la formula di
(a) SO_3 ; (b) SiO_2 ; (c) monossido di diazoto; (d) esafluoruro di selenio.

La Nomenclatura Chimica

Basi

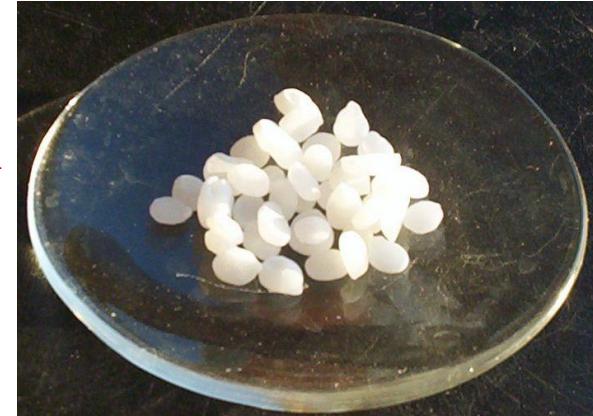
Una **base** è descritta come una sostanza che, dissolta in acqua, produce ioni **idrossido (OH^-)**

ESEMPI:

$NaOH$: idrossido di sodio (soda caustica) →

KOH : idrossido di potassio (potassa)

$Ba(OH)_2$: idrossido di bario



Gli Ioni

Uno **IONE** è un atomo, o un gruppo di atomi, che presenta una carica **positiva** o **negativa**

CATIONE – uno ione con una carica **positiva** (in genere di un metallo)

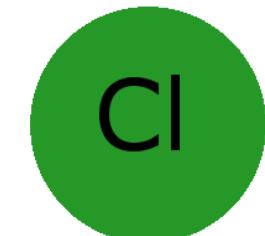
Se un atomo neutro perde uno o più elettroni diventa un catione



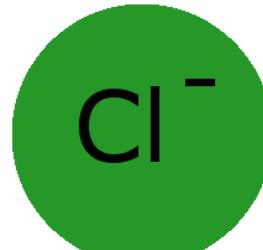
**11 PROTONI
11 ELETTRONI**



**11 PROTONI
10 ELETTRONI**



**17 PROTONI
17 ELETTRONI**



**17 PROTONI
18 ELETTRONI**

Gli Ioni

IONI MONOATOMICI

1 1A	2 2A																18 8A
Li^+																	
Na^+	Mg^{2+}	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}					Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}			Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}										Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}	Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}										Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}			

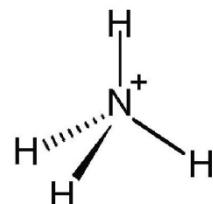
IONI POLIATOMICI



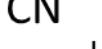
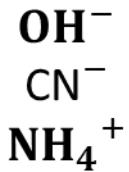
IONE IDROSSIDO



IONE CIANURO



IONE AMMONIO



Gli Ioni

NOMENCLATURA

CATIONI (+)

ANIONI (-)

I CATIONI METALLICI ACQUISTANO IL NOME DAL METALLO DA CUI DERIVANO

I METALLI DI TRANSIZIONE POSSONO FORMARE PIÙ DI UN TIPO DI CATIONE

UN SOLO IONE POSSIBILE

REGOLA :
NOME ELEMENTO + 'IONE'

esempi:

Na^+ IONE SODIO

Mg^{2+} IONE MAGNESIO

H^+ IONE IDROGENO

PIU' DI UNO IONE POSSIBILE

REGOLA
a) CARICA POSITIVA INDICATA DA UN NUMERO ROMANO

esempi:
 Fe^{2+} IONE FERRO(II)
 Fe^{3+} IONE FERRO(III)

b) DAL LATINO ELEMENTO + 'OSO'
ELEMENTO + 'ICO'

esempi:
 Fe^{2+} IONE FERROSO
 Fe^{3+} IONE FERRICO

MONOATOMICI

REGOLA
DERIVA DAL NOME + 'URO'

esempi:

H^- ione idruro

F^- ione fluoruro

N^{3-} ione nitruro

OSSEOANIONI

REGOLA

MINIMO ○ IONE IPO...ITO
MINORE ○ IONEITO
PIU' ○ IONEATO
MASSIMO ○ IONE PER...ATO

esempi:

ClO^- ione ipoclorito

ClO_2^- ione clorito

ClO_3^- ione clorato

ClO_4^- ione perclorato

SO_3^{2-} ione solfito

SO_4^{2-} ione sulfato

ECCEZIONI

OH^-	ione idrossido
CN^-	ione cianuro
SCN^-	ione tiocianato
OCN^-	ione cianato
O^{2-}	ione ossido
O_2^{2-}	ione perossido
O_2^-	ione superossido
MnO_4^-	ione permanganato
MnO_4^{2-}	ione manganato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ione dicromato
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	ione ossalato
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	ione acetato

Gli Ioni

Elemento	Formula ionica	Nome sistematico	Nome comune
Cromo	Cr^{2+}	cromo (II)	cromoso
	Cr^{3+}	cromo (III)	cromico
Cobalto	Co^{2+}	cobalto (II)	cobaltoso
	Co^{3+}	cobalto (III)	cobaltico
Rame	Cu^+	rame (I)	rameoso
	Cu^{2+}	rame (II)	rameico
Ferro	Fe^{2+}	ferro (II)	ferroso
	Fe^{3+}	ferro (III)	ferrico
Piombo	Pb^{2+}	piombo (II)	piomboso
	Pb^{4+}	piombo (IV)	piombico
Mercurio	Hg_2^{2+}	mercurio (I)	mercurioso
	Hg^{2+}	mercurio (II)	mercurico
Stagno	Sn^{2+}	stagno (II)	stannoso
	Sn^{4+}	stagno (IV)	stannico

* Elencati alfabeticamente per nome del metallo; quelli in **neretto** sono i più comuni.

I Composti Ionici

I **COMPOSTI IONICI** sono formati dall'unione di **cationi** (da un **metallo**) e **anioni** (da un **non-metallo**)

La **somma delle cariche** del catione/i e anione/i

in ogni unità formula deve essere **uguale a zero**

Nome	Formula	Ioni presenti
Carbonato di calcio	CaCO_3	Ca^{2+} , CO_3^{2-}
Floruro di calcio	CaF_2	Ca^{2+} , F^-
Solfato di calcio	CaSO_4	Ca^{2+} , SO_4^{2-}

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li	Mg			N	O	F	
Na					S	Cl	
K	Ca						Br
Rb	Sr						I
Cs	Ba						

Ossido di ferro(III)	Fe_2O_3	Fe^{3+} , O^{2-}
Solfuro d'arsenico	As_2S_3	As^{3+} , S^{2-}

The most reactive metals (green) and the most reactive nonmetals (blue) combine to form ionic compounds.

I Composti Ionici

ESEMPIO:

Il composto ionico **NaCl** (cloruro di sodio) è costituito da un numero uguale di ioni **Na⁺** e **Cl⁻** disposti in un reticolo tridimensionale.

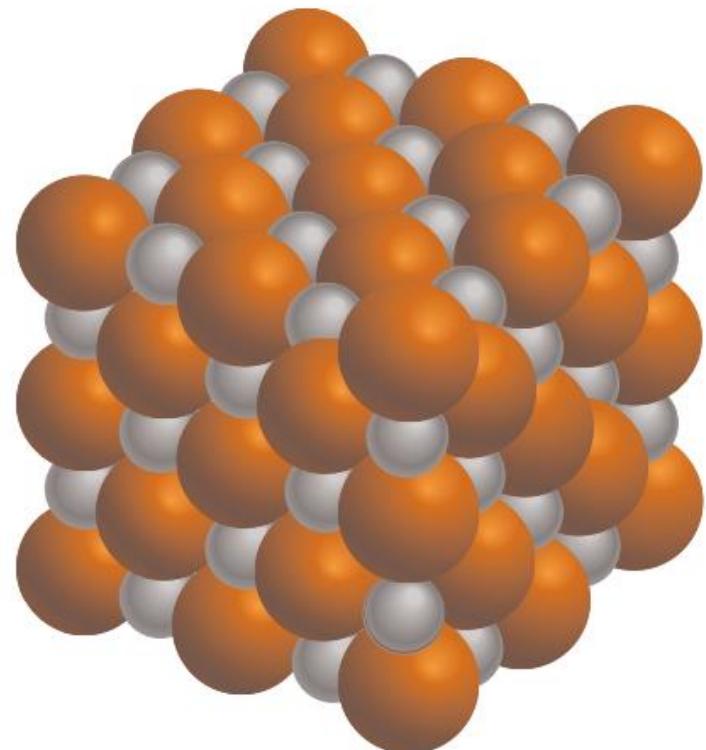
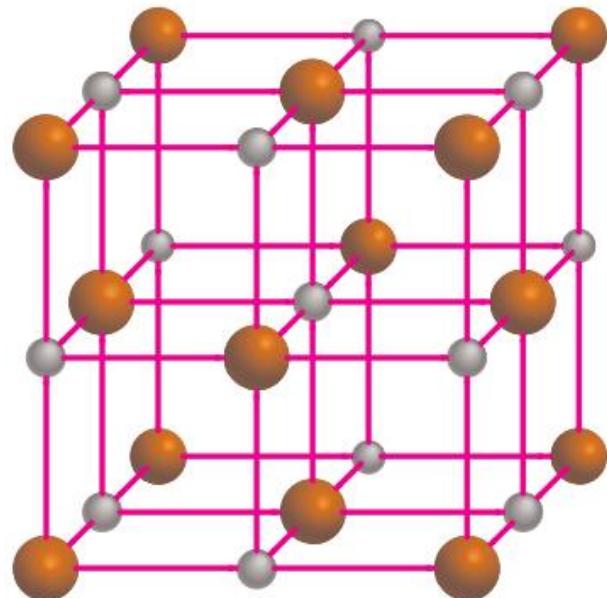
NaCl è la formula dell'unità base del cloruro di sodio ed indica che c'è un rapporto 1:1 tra cationi e anioni.



IONE Cl⁻



IONE Na⁺

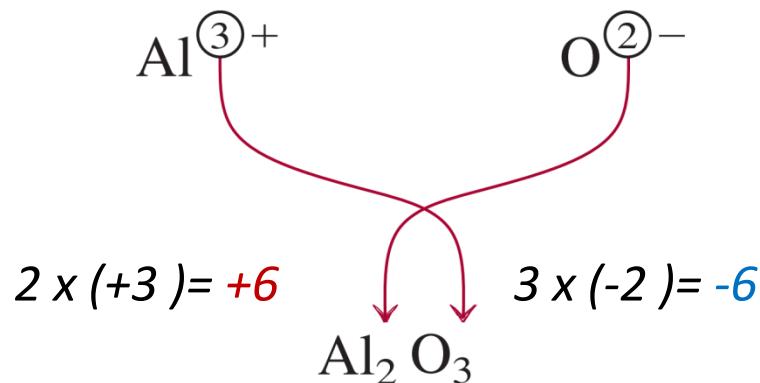


La somma delle cariche del catione/i e anione/i in ogni unità formula deve essere uguale a zero

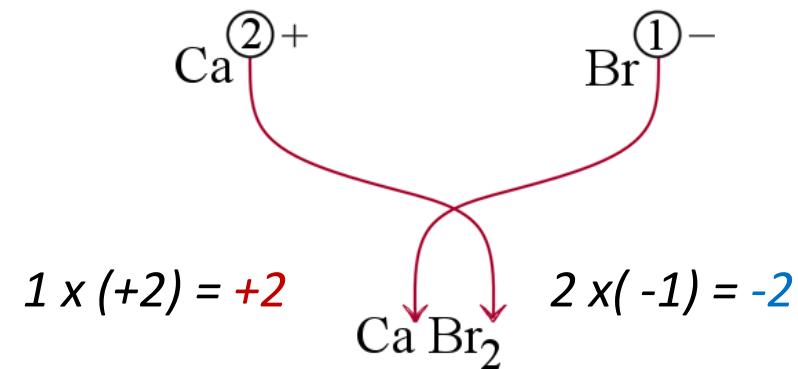
- Indice del catione numericamente uguale alla carica dell'anione
- Indice dell'anione numericamente uguale alla carica del catione

ESEMPI:

OSSIDO DI ALLUMINIO



BROMURO DI CALCIO

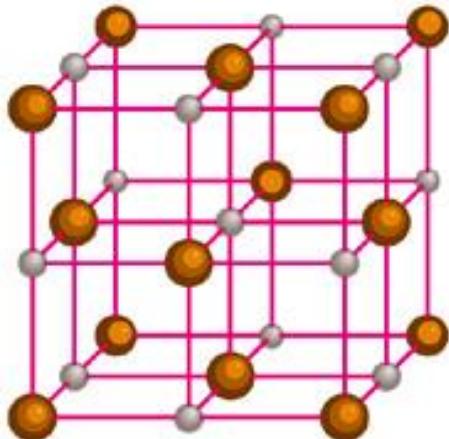


Nome sistematico: triossido di dialuminio

Nome sistematico: dibromuro di calcio

La Massa dell'Unità Formula

*La **massa dell'unità formula*** è la somma delle masse atomiche (in u.m.a.) degli atomi presenti in un'unità formula del composto ionico*



$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ Na} & 22.99 \text{ u.m.a.} + \\ 1 \text{ Cl} & 35.45 \text{ u.m.a.} = \\ \hline \text{NaCl} & 58.44 \text{ u.m.a.} \end{array}$$

**PROMEMORIA: procedimento analogo al calcolo della massa molecolare*

COMPOSTI IONICI: metalli + non-metalli

*Un composto ionico prende il nome dall'anione che contiene aggiungendo il suffisso **uro** al nome dell'elemento.*

ESEMPI:

BaCl₂ **CLORURO DI BARIO**

KI **IODURO DI POTASSIO**

CaBr₂ **BROMURO DI CALCIO**

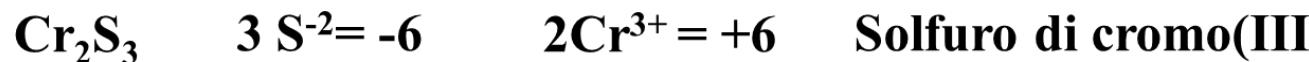
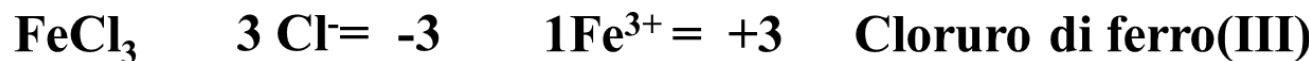
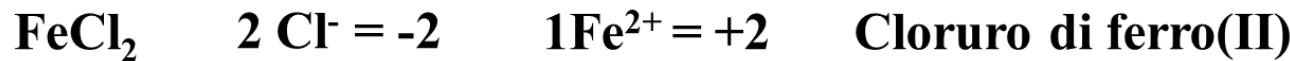
KCN **CIANURO DI POTASSIO**

**COMPOSTI BINARI
(2 ELEMENTI)**

**COMPOSTI TERNARI
(3 ELEMENTI)**

Nei composti ionici dei metalli di transizione (diverse cariche del catione possibili) si indica la carica del metallo con numeri romani (tra parentesi)

ESEMPI:



PROBLEMA DI VERIFICA 2.5

Problema Denominate il composto ionico formato a partire dalle seguenti coppie di elementi:

(a) magnesio e azoto

(b) iodio e calcio

(c) stronzio e fluoro

(d) zolfo e cesio

Piano La chiave alla nomenclatura di un composto ionico binario è riconoscere quale elemento è il metallo e quale è il non metallo. In caso di dubbio, si deve controllare sulla tavola periodica. Aggiungiamo il suffisso *-uro* alla radice del nome del non metallo, poniamo per primo il nome dell'anione, seguito dal nome del catione (con l'interposizione della preposizione "di").

Risoluzione (a) "nitr-" è la radice del nome del non metallo (latino *nitrogenus*); il magnesio è il metallo: nitruro di magnesio

(b) "iod-" è la radice del nome del non metallo; il cadmio è il metallo: ioduro di cadmio

(c) "fluor-" è la radice del nome del non metallo; lo stronzio è il metallo: fluoruro di stronzio

(d) "solf-" è la radice del nome del non metallo (nella forma "solfo"); il cesio è il metallo: solfuro di cesio

PROBLEMA DI VERIFICA 2.6

Problema Si scrivano le formule empiriche dei composti denominati nel Problema di verifica 2.5.

Piano Scriviamo la formula empirica trovando il più piccolo numero di ciascuno ione che dà un composto elettricamente neutro. Questi numeri compaiono come *pedici a destra* del simbolo dell'elemento.

Risoluzione

- (a) Mg^{2+} e N^{3-} ; 3 ioni Mg^{2+} (6+) neutralizzano 2 ioni N^{3-} (5-): Mg_3N_2
- (b) Cd^{2+} e I^- ; 1 ione Cd^{2+} (2+) neutralizza 2 ioni I^- (2-): CdI_2
- (c) Sr^{2+} e F^- ; 1 ione Sr^{2+} (2+) neutralizza 2 ioni F^- (2-): SrF_2
- (d) Cs^+ e S^{2-} ; 2 ioni Cs^+ (2+) neutralizzano 1 ione (2-): Cs_2S

Commento Si noti che le cariche ioniche *non* compaiono nella formula del composto. Cioè, nel caso dello ioduro di cadmio, *non* si scrive $\text{Cd}^{2+}\text{I}_2^-$.

PROBLEMA DI VERIFICA 2.8

Problema Si determinino i nomi sistematici per le formule, o le formule per i nomi, dei seguenti composti:

- (a) $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$ (b) Solfito di sodio (c) $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

Risoluzione (a) ClO_4^- è lo ione perclorato; poiché ha carica 1 $-$, il catione deve essere Fe^{2+} . Il nome è perclorato di ferro(II). (Il nome comune è perclorato ferroso).

(b) Lo ione sodio è Na^+ ; lo ione solfite è SO_3^{2-} . Perciò, 2 ioni Na^+ neutralizzano 1 ione SO_3^{2-} . La formula è Na_2SO_3 .

(c) Ba^{2+} è lo ione bario; OH^- è lo ione idrossido. In ciascuna unità formula vi sono 8 (octa-) molecole d'acqua. Il nome è idrossido di bario octaidrato.

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 2.8 Si determinino i nomi sistematici per le formule, o le formule per i nomi, dei seguenti composti:

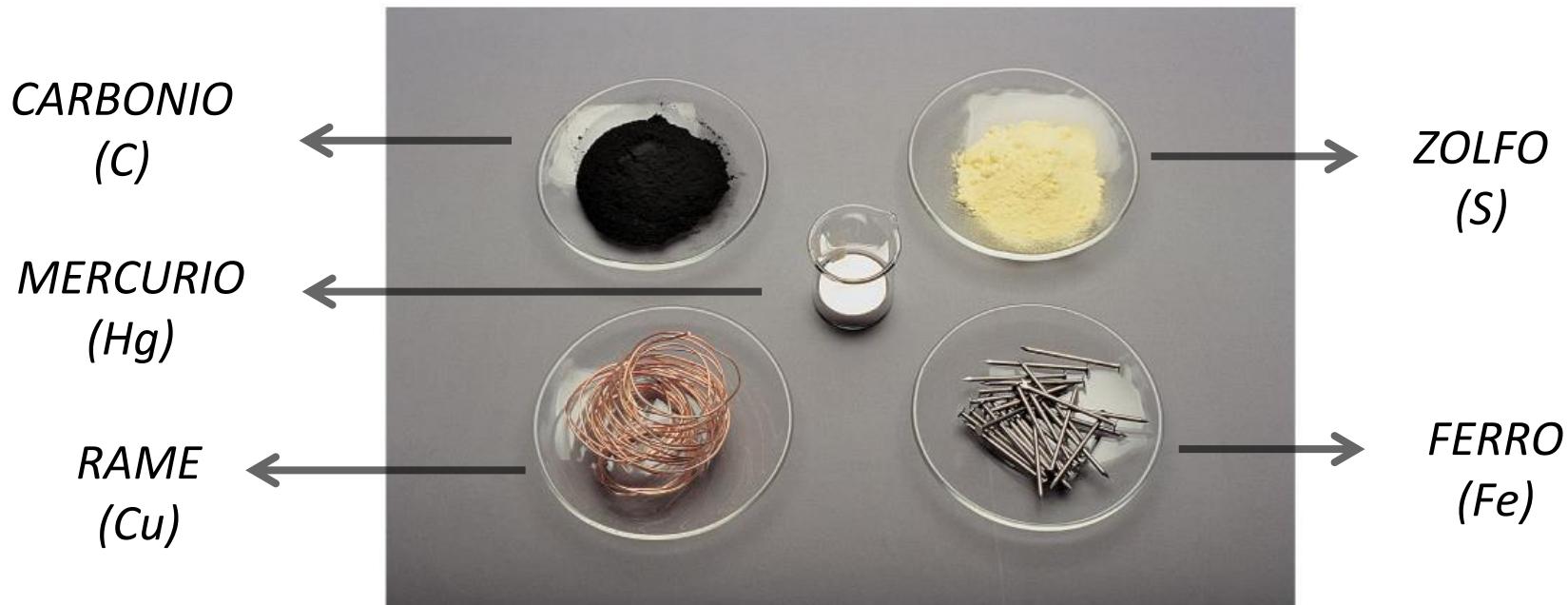
- (a) nitrato rameico triidrato (b) idrossido di zinco (c) LiCN

La Mole

La **MOLE** (unità di misura: **mol**) è la quantità di una sostanza che contiene tante unità elementari (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C

1 mol contiene 6.0221367×10^{23} particelle (numero di Avogadro, N_A)

$$N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$



La Massa Molare

La **MASSA MOLARE** (M.M.) è la massa in grammi di una mole di unità

Per ogni *elemento*:

La *massa atomica* (u.m.a.) è numericamente uguale
alla **massa molare** (grammi)



Nome (simbolo)	Massa atomica (U.M.A)	Massa molare (g/mol)
Sodio (Na)	22,99	22,99
Carbonio (C)	12	12
Fosforo (P)	30,97	30,97

La Massa Molare

Per ogni **molecola**:

La **massa molecolare** (u.m.a.) è
numericamente uguale
alla **massa molare** (grammi)



1 molecola SO_2 = 64.07 u.m.a.
1 mole SO_2 = 64.07 g di SO_2

Per ogni **composto ionico**:

La **massa dell'unità formula** (u.m.a.) è
numericamente uguale
alla **massa molare** (grammi)



1 unità formula $NaCl$ = 58.44 u.m.a.
1 mole $NaCl$ = 58.44 g di $NaCl$

La Massa Molare

Relazione tra u.m.a. e grammi

Dalla **definizione di mole**:

1 mol di ^{12}C pesa 12,00 g e contiene $6,022 \times 10^{23}$ atomi



1 Atomo di ^{12}C pesa $\left\{ \begin{array}{l} \frac{12.00 \text{ g di atomi di } ^{12}\text{C}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi di } ^{12}\text{C}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g} \\ \\ 12 \text{ u. m. a.} \end{array} \right.$



$$12 \text{ u.m.a.} = 1,993 \times 10^{-23} \text{ g}$$



$$1 \text{ u.m.a.} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

La Massa Molare

Calcolo del numero di moli

m = massa della sostanza (g)

M.M. = massa molare (g/mol)

n = numero di moli (mol)



$$n = \frac{m}{M.M.} \quad \left[\frac{g}{g/mol} \right]$$

Esempio 3.2

Lo zinco (Zn) è un metallo di colore argenteo utilizzato per la produzione dell'ottone (in lega con il rame) e per rivestire il ferro per evitarne la corrosione. Quante moli di Zn sono contenute in 23.3 g di Zn?

Esempio 3.3

Lo zolfo (S) è un elemento non metallico presente nel carbone. Quando il carbone viene bruciato, lo zolfo si trasforma in diossido di zolfo, che a sua volta può diventare acido solforico (in presenza di acqua), dando luogo al fenomeno delle piogge acide. Quanti atomi ci sono in 16.3 g di S?

Esempio 3.4

L'argento (Ag) è un metallo prezioso utilizzato principalmente in gioielleria. Qual è la massa in grammi di un atomo di Ag?

PROBLEMA DI VERIFICA 3.1

- Problema** (a) L'argento (Ag) è usato nella produzione di gioielli e posate. Quanti grammi di Ag sono contenuti in 0,0342 mol di Ag?
(b) Il ferro (Fe), il principale componente dell'acciaio, è il metallo più importante nella società industriale. Quanti atomi di Fe sono presenti in 95,8 g di Fe?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.1

(a) La grafite è la forma cristallina del carbonio, utilizzata per fabbricare le mine delle matite. Quante moli di carbonio vi sono in 315 mg di grafite?

- (b) Il manganese (Mn) è un elemento di transizione essenziale per la crescita del tessuto osseo. Quanto vale la massa in grammi di $3,22 \times 10^{20}$ atomi di Mn, il numero presente in 1 kg di tessuto osseo?

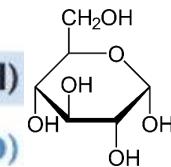
$$M.M._H = 1.008 \text{ g/mol}$$

Importante: 1 mol di H_2O contiene 2 mol di H e 1 mol di O

$$M.M._O = 16.00 \text{ g/mol}$$

$$M.M._{H_2O} = 18.02 \text{ g/mol}$$

Tabella 3.2 Informazioni contenute nella formula chimica del glucosio, $C_6H_{12}O_6$ ($M = 180,16 \text{ g/mol}$)



	Carbonio (C)	Idrogeno (H)	Ossigeno (O)
atomi/molecola di composto	6 atomi	12 atomi	6 atomi
moli di atomi/mole di 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

Esempio 3.5

Calcola le masse molecolari (in una) dei seguenti composti: (a) diossido di zolfo (SO_2) e (b) caffeiina ($C_8H_{10}N_4O_2$).

Esempio 3.6

Il metano (CH_4) è il principale componente del gas naturale. Quante moli di metano sono contenute in 6.07 g di CH_4 ?

Esempio 3.7

L'urea (NH_2CO) è utilizzata come fertilizzante nel settore agricolo ed è impiegata nella manifattura dei polimeri. Quanti atomi di idrogeno sono presenti in 25.6 g di urea? La massa molare dell'urea è 60.06 g/mol.

PROBLEMA DI VERIFICA 3.2

Problema Il carbonato di ammonio [$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$] è una sostanza solida bianca che si decomponne per riscaldamento. Tra i suoi molti impieghi, è un componente del lievito in polvere, della carica degli estintori di incendio e dei "sali ammoniacali". Quante unità formula vi sono in 41,6 g di carbonato di ammonio?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.2 Il decaossido di tetrafosforo reagisce con l'acqua per formare acido fosforico, un importante acido industriale. In laboratorio, l'ossido è usato come agente essiccante.

- (a) Quanto vale la massa (in grammi) di $4,65 \times 10^{22}$ molecole di decaossido di tetrafosforo?
- (b) Quanti atomi di P sono presenti nel campione?

La Composizione Percentuale

La **COMPOSIZIONE PERCENTUALE** è la percentuale *in massa* di ogni elemento in un composto

$$\text{Composizione \% dell'elemento} = \frac{n \times (\text{M. M. elemento})}{\text{M. M. composto}} \times 100\%$$

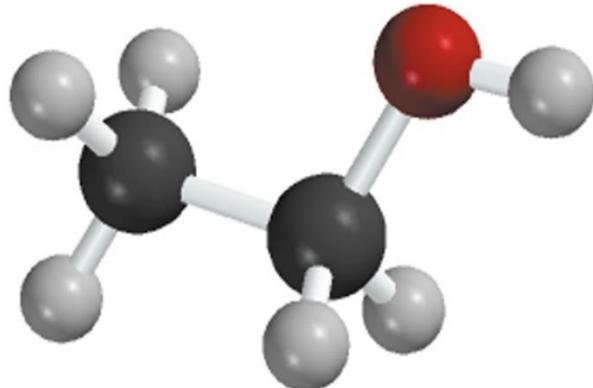
Dove n = numero di moli dell'elemento in 1 mole del composto

ESEMPIO:

$$\% \text{C} = \frac{2 \times (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 54.14\%$$

$$\% \text{H} = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\% \text{O} = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$



Controllo: $52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.00\%$

La Determinazione della Formula Empirica

PROCEDIMENTO:

Percentuale
in massa

↓
Trasforma in grammi
e dividi per la massa
molare

Moli di
ogni elemento

↓
Dividi per il valore
inferiore del numero
di moli

Rapporto molare
tra gli elementi

↓
Riconduci gli indici
a numeri interi

Formula
empirica

ESEMPIO:

Determinare la formula empirica di un composto che ha la seguente composizione percentuale in massa:

K 24.75%, Mn 34.77%, O 40.51%.

$$n_K = 24.75 \text{ g di K} \times \frac{1 \text{ mol di K}}{39.10 \text{ g di K}} = 0.6330 \text{ mol di K}$$

$$n_{\text{Mn}} = 34.77 \text{ g di Mn} \times \frac{1 \text{ mol di Mn}}{54.94 \text{ g di Mn}} = 0.6329 \text{ mol di Mn}$$

$$n_O = 40.51 \text{ g di O} \times \frac{1 \text{ mol di O}}{16.00 \text{ g di O}} = 2.532 \text{ mol di O}$$

$$\text{K: } \frac{0.6330}{0.6329} \cong 1.0$$

$$\text{Mn: } \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

$$\text{O: } \frac{2.532}{0.6329} \cong 4.0$$



Esempio 3.8

L'acido fosforico (H_3PO_4) è una sostanza incolore, un liquido viscoso utilizzato nei detergenti, fertilizzanti, dentifrici e nelle bevande addizionate di acido carbonico per ottenere un sapore più intenso. Calcola la composizione percentuale in massa di H, P e O in questo composto.

Esempio 3.9

L'acido ascorbico (vitamina C), la cui carenza può provocare lo scorbuto, è composto dai seguenti elementi con le rispettive composizioni percentuali in massa: C (40.92%), H (4.58%) e O (54.50%). Determinare la sua formula empirica.

Esempio 3.10

La calcopirite ($CuFeS_2$) è il principale minerale di rame. Calcola quanti kg di rame sono contenuti in 3.71×10^3 kg di calcopirite.

PROBLEMA DI VERIFICA 3.3

Problema Il glucosio ($C_6H_{12}O_6$) è il più importante nutriente nella cellula vivente per la generazione di energia potenziale chimica.

- (a)** Quanto vale la percentuale in massa di ciascun elemento nel glucosio?
- (b)** Quanti grammi di carbonio sono presenti in 16,55 g di glucosio?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.3 Il nitrato di ammonio è usato come fertilizzante e nella fabbricazione degli esplosivi. L'efficacia dei fertilizzanti dipende dal loro contenuto di azoto.

- (a)** Calcolate la percentuale in massa di N nel nitrato di ammonio.
- (b)** Quanti grammi di N sono presenti in 35,8 kg di nitrato di ammonio?

La Determinazione della Formula Molecolare

La **FORMULA MOLECOLARE** mostra il *tipo* e il *numero* esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza.

MOLECOLARE	H_2O	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	O_3	N_2H_4
EMPIRICA	H_2O	CH_2O	O	NH_2

La **FORMULA EMPIRICA** (o formula bruta o formula semplice) indica *quali elementi* sono presenti all'interno di un composto e il *rapporto minimo* tra essi.

La *formula molecolare* è multiplo della *formula empirica*

La *massa molare* del composto è multiplo della *massa molare della formula empirica*



M. M. del composto = n x M.M. della formula empirica

Esempio 3.11

Un campione di un composto contiene 1.52 g di azoto (N) e 3.47 g di ossigeno (O). La massa molare di questo composto è tra 90 e 95 g/mol. Determina la formula molecolare e la massa molare accurata del composto.

Strategy To determine the molecular formula, we first need to determine the empirical formula. How do we convert between grams and moles? Comparing the empirical molar mass to the experimentally determined molar mass will reveal the relationship between the empirical formula and molecular formula.

Solution We are given grams of N and O. Use molar mass as a conversion factor to convert grams to moles of each element. Let n represent the number of moles of each element. We write

$$n_N = 1.52 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.108 \text{ mol N}$$

$$n_O = 3.47 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.217 \text{ mol O}$$

Thus, we arrive at the formula $\text{N}_{0.108}\text{O}_{0.217}$, which gives the identity and the ratios of atoms present. However, chemical formulas are written with whole numbers. Try to convert to whole numbers by dividing the subscripts by the smaller subscript (0.108). After rounding off, we obtain NO_2 as the empirical formula.

(Continued)

The molecular formula might be the same as the empirical formula or some integral multiple of it (for example, two, three, four, or more times the empirical formula). Comparing the ratio of the molar mass to the molar mass of the empirical formula will show the integral relationship between the empirical and molecular formulas. The molar mass of the empirical formula NO_2 is

$$\text{empirical molar mass} = 14.01 \text{ g} + 2(16.00 \text{ g}) = 46.01 \text{ g}$$

Next, we determine the ratio between the molar mass and the empirical molar mass

$$\frac{\text{molar mass}}{\text{empirical molar mass}} = \frac{90 \text{ g}}{46.01 \text{ g}} \approx 2$$

The molar mass is twice the empirical molar mass. This means that there are two NO_2 units in each molecule of the compound, and the molecular formula is $(\text{NO}_2)_2$ or N_2O_4 .

The actual molar mass of the compound is two times the empirical molar mass, that is, $2(46.01 \text{ g})$ or 92.02 g , which is between 90 g and 95 g .

Check Note that in determining the molecular formula from the empirical formula, we need only know the *approximate* molar mass of the compound. The reason is that the true molar mass is an integral multiple ($1\times$, $2\times$, $3\times$, . . .) of the empirical molar mass. Therefore, the ratio (molar mass/empirical molar mass) will always be close to an integer.

Practice Exercise A sample of a compound containing boron (B) and hydrogen (H) contains 6.444 g of B and 1.803 g of H. The molar mass of the compound is about 30 g . What is its molecular formula?

Ripasso

Concetti fondamentali e parole chiave

- *Metodo scientifico*
- *Teoria atomica*
- *Particelle subatomiche: Protoni, Neutroni, Elettroni*
- *Legge delle proporzioni definite*
- *Legge delle proporzioni multiple*
- *Legge della conservazione di massa*
- *Numero atomico (Z)*
- *Numero di massa (A)*
- *Isotopi*
- *Allotropi*
- *Massa atomica, unità di massa atomica, massa atomica media*
- *Tavola periodica*
- *Gruppi (metalli alcalini, metalli alcalino-terrosi, alogenici, gas nobili)*
- *Periodi*
- *Metalli, non metalli, semi-metalli*

Ripasso

Concetti fondamentali e parole chiave

- *Molecole, biatomiche e poliatomiche*
- *Le formule chimiche: formule molecolari, formule empiriche, formule di struttura, modelli molecolari*
- *Massa molecolare*
- *Nomenclatura dei composti molecolari*
- *Acidi e loro nomenclatura*
- *Basi e loro nomenclatura*
- *Gli ioni, monoatomici e poliatomici*
- *Nomenclatura degli ioni*
- *Composti ionici*
- *Determinazione della formula dei composti ionici*
- *Massa dell'unità formula*
- *Mole*
- *Massa Molare*
- *Composizione percentuale*
- *Determinazione della formula empirica e della formula molecolare*

Ripasso

Domande ed esercizi utili

Domande

- 2.9
- 2.10
- 2.17-2.20
- 2.25-2.28
- 2.35-2.40
- 3.1-3.4
- 3.9
- 3.10
- 3.35-3.38

Eserciziario Chang, Overby capitoli 2 & 3

Esercizi

- 2.11-2.16
- 2.21, 2.22, 2.24
- 2.29-2.34
- 2.41-2.57
- 2.62
- 2.63
- 2.69
- 2.72-2.74
- 2.77-2.78
- 3.5-3.8
- 3.13-3.30
- 3.39-3.54