

# 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  $1 \text{ \AA}$  ( $10^{-10} \text{ m}$ ).

Il nucleo ha un raggio di circa  $10^{-4} \text{ \AA}$ .

# 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

## *Dimensioni degli atomi*

### Raggio nucleare

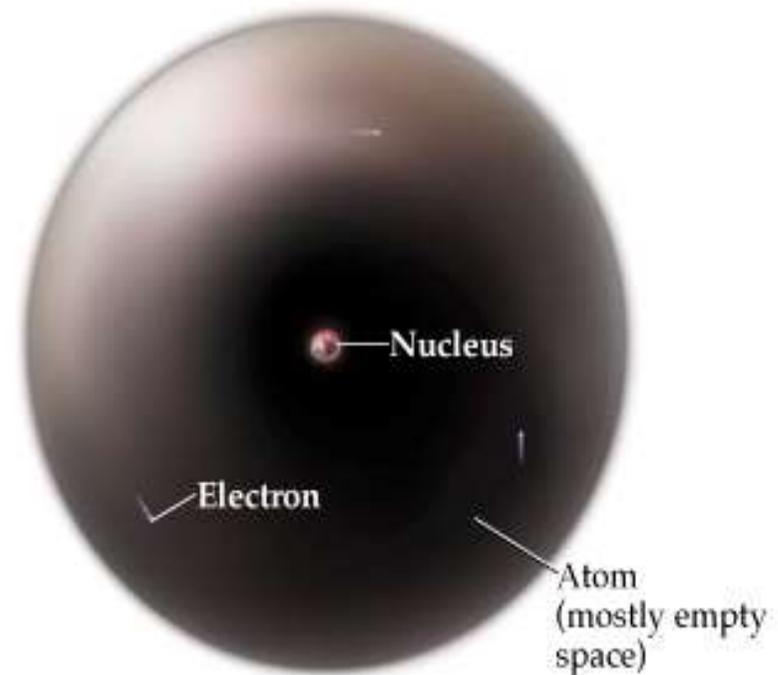
Valore sperimentale:  $r_{\text{nucl}} \approx 10^{-4} \text{ \AA}$

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

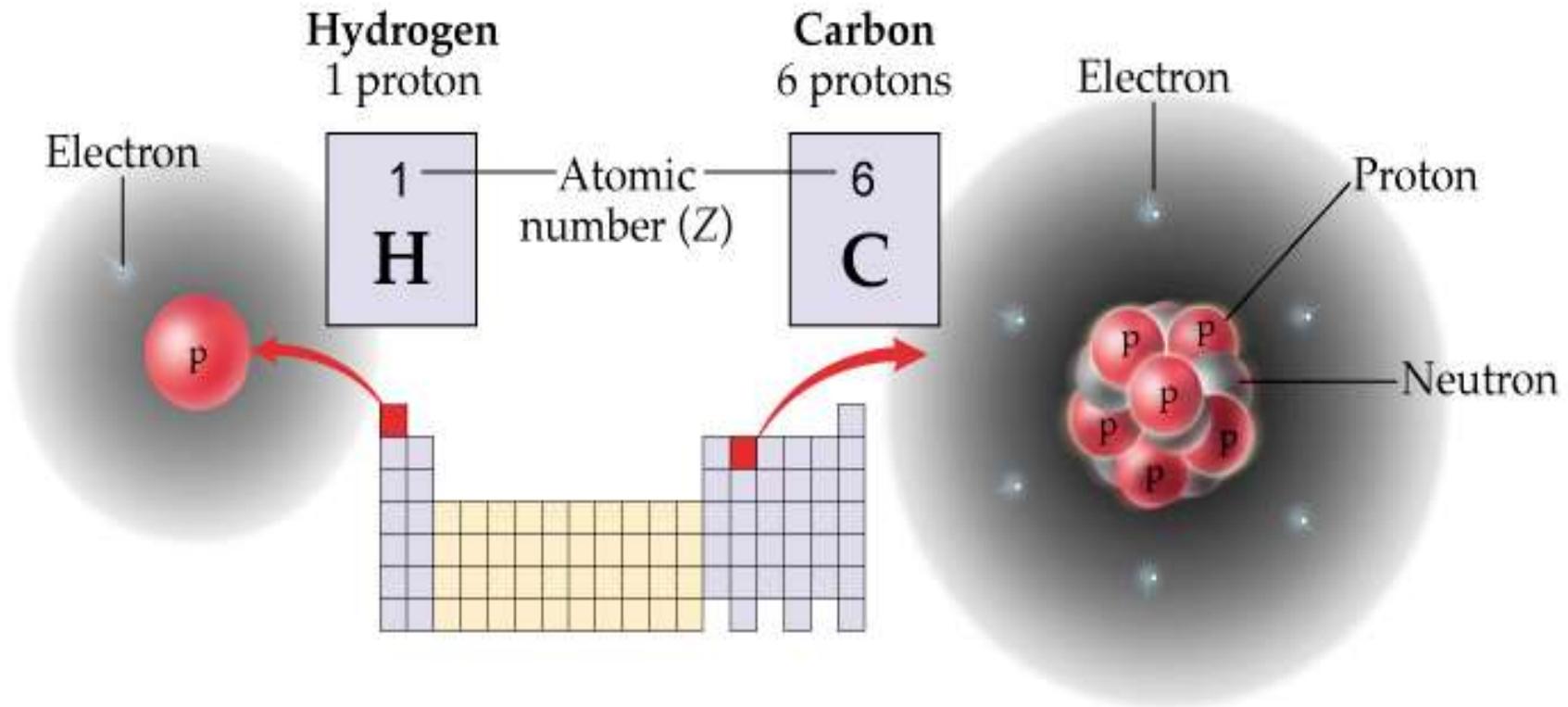


The Houston Astrodome

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 di massa **A** : numero di protoni + numero di neutroni  
numero atomico **Z** : numero di protoni nel nucleo

# 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<sup>+</sup> 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.

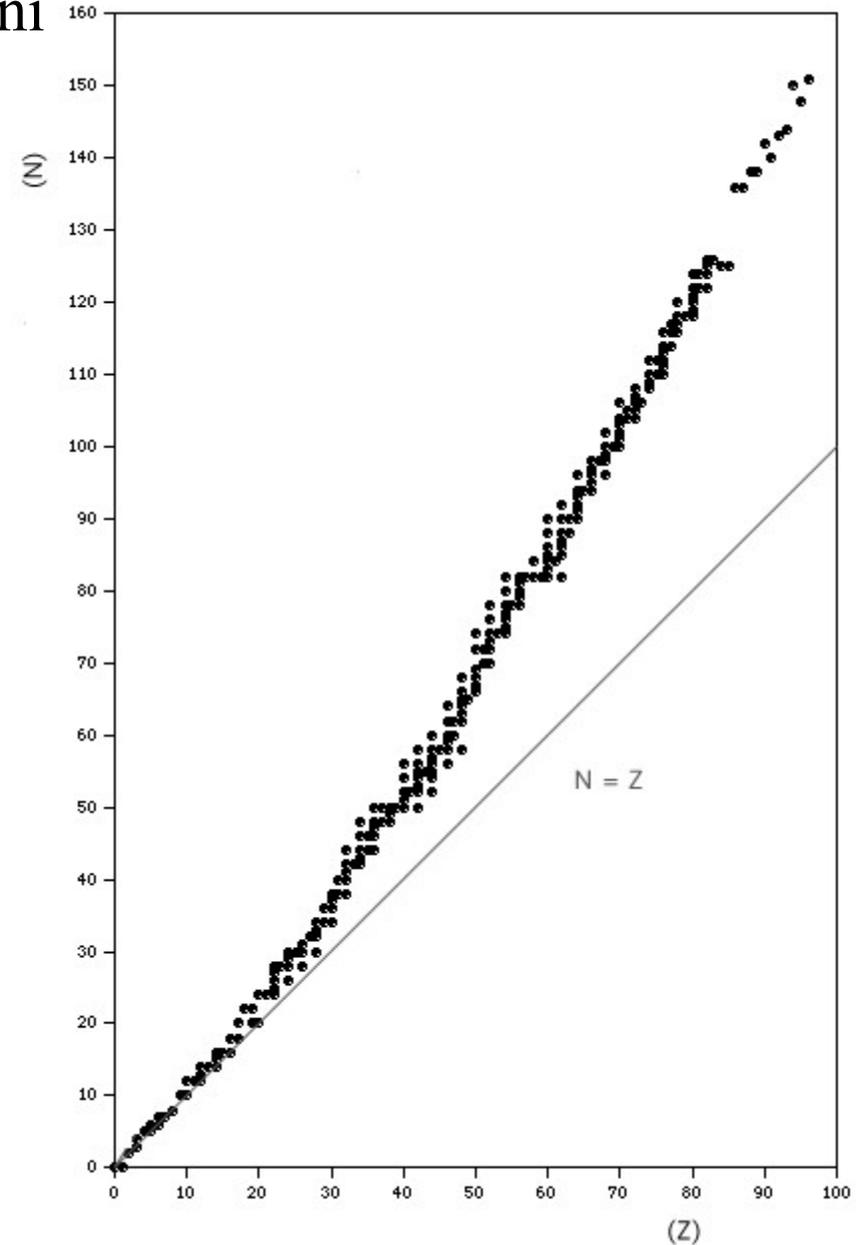
Alcuni nuclidi sono stabili, altri sono instabili (radioattivi) e decadono attraverso una reazione nucleare. La composizione del nucleo in termini di protoni e neutroni determina la stabilità del nuclide.

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

$^1_1\text{H}$  Prozio

$^2_1\text{H}$  Deuterio

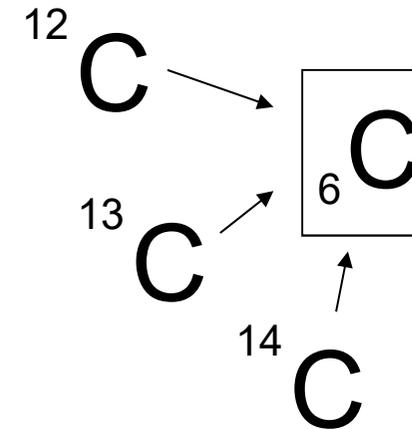
$^3_1\text{H}$  Trizio

Radioattivo

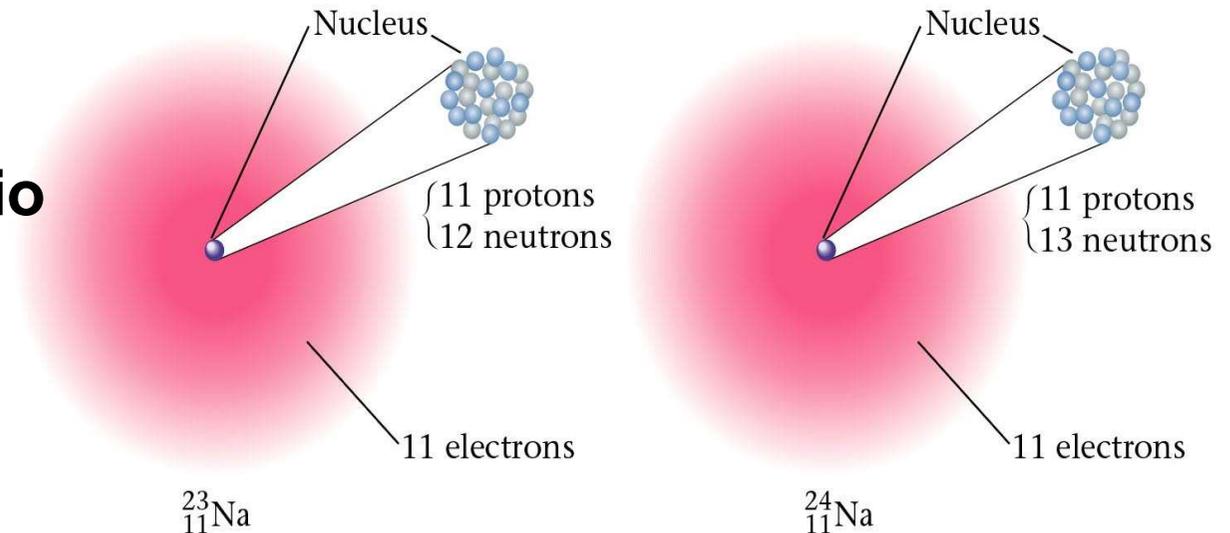
**ISOTOPI** : atomi con lo stesso numero atomico  $Z$   
ma diverso numero di massa  $A$

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

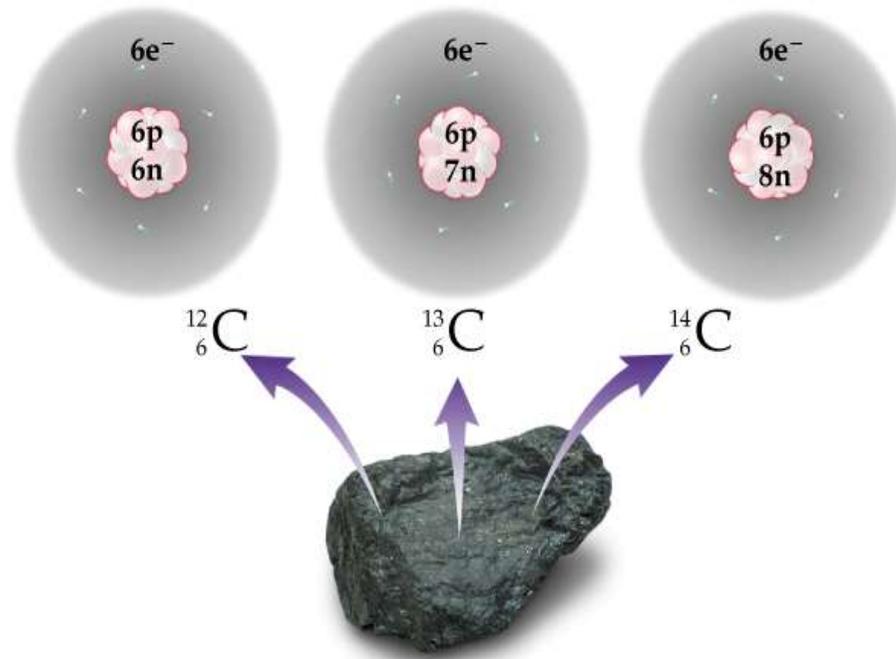
L'identità chimica di un "atomo"  
dipende SOLO dal numero  
atomico



### Due isotopi del sodio

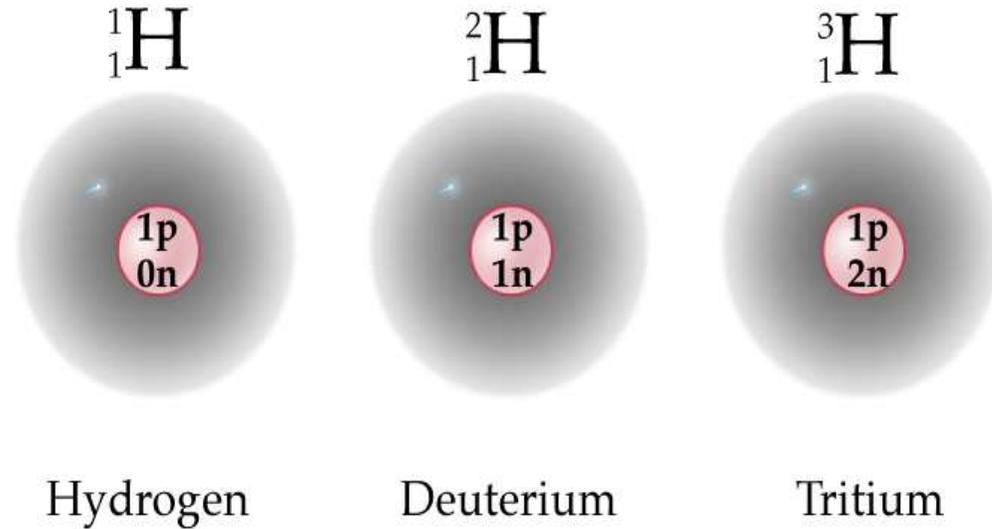


# Isotopi del Carbonio



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

# Isotopi dell'Idrogeno

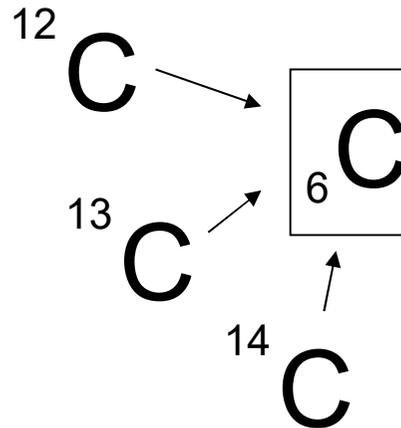


Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

## ***La struttura del nucleo atomico - Nuclidi e isotopi***

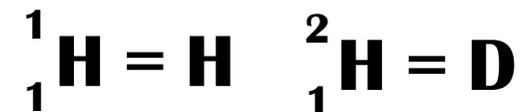
Le proprietà chimiche e chimico-fisiche dipendono dal  
**numero di protoni** (e quindi da **Z**)

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



$\text{H}_2\text{O}$  p.f.  $0.00^\circ\text{C}$  p.e.  $100.00^\circ\text{C}$

$\text{D}_2\text{O}$  p.f.  $3.82^\circ\text{C}$  p.e.  $101.42^\circ\text{C}$



## ***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

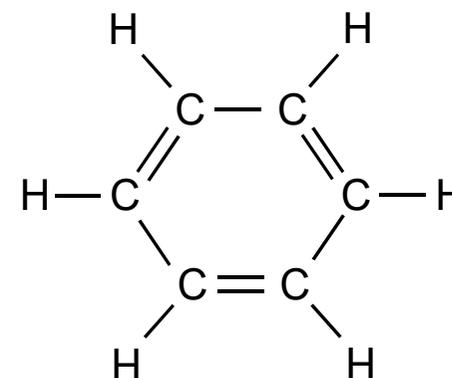
$C_2H_2$

H - C  $\equiv$  C - H

Benzene

CH

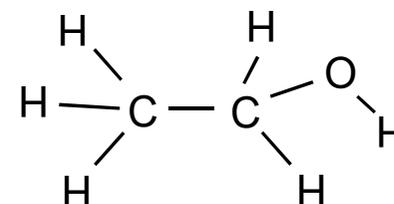
$C_6H_6$



Alcol etilico

$C_2H_6O$

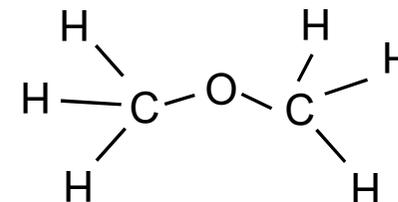
$C_2H_6O$



Etere dimetilico

$C_2H_6O$

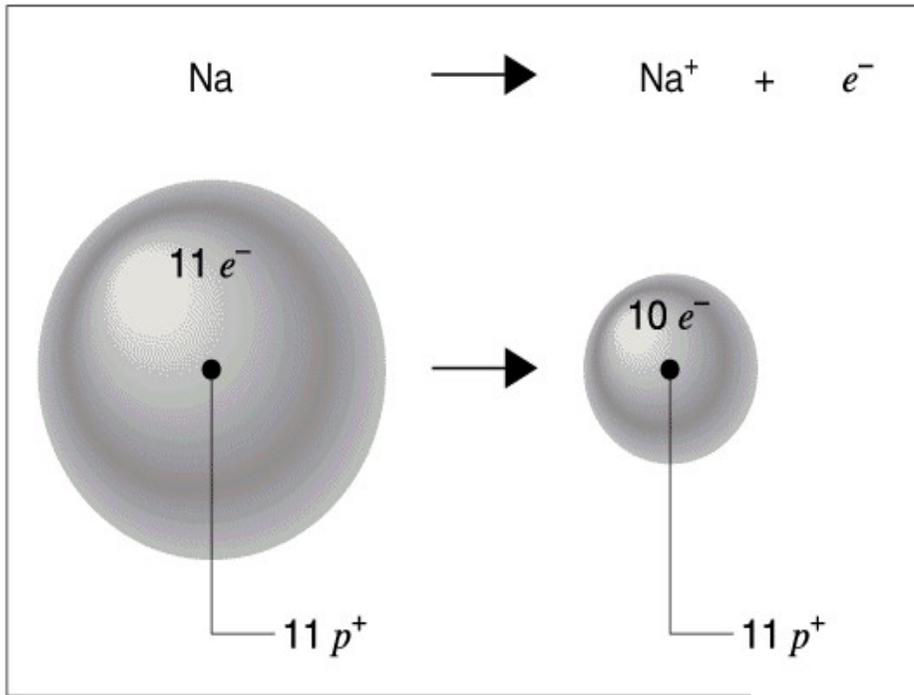
$C_2H_6O$



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

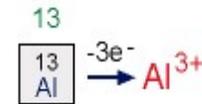
$-2e^{-} \rightarrow X^{2+}$

or when an atom in group 3 loses three electrons,

3
21 Sc
39 Y

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

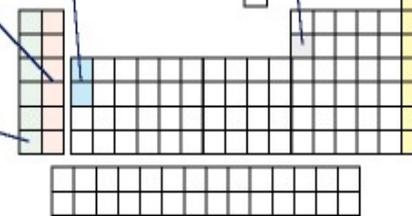
or when an aluminum atom loses three electrons,

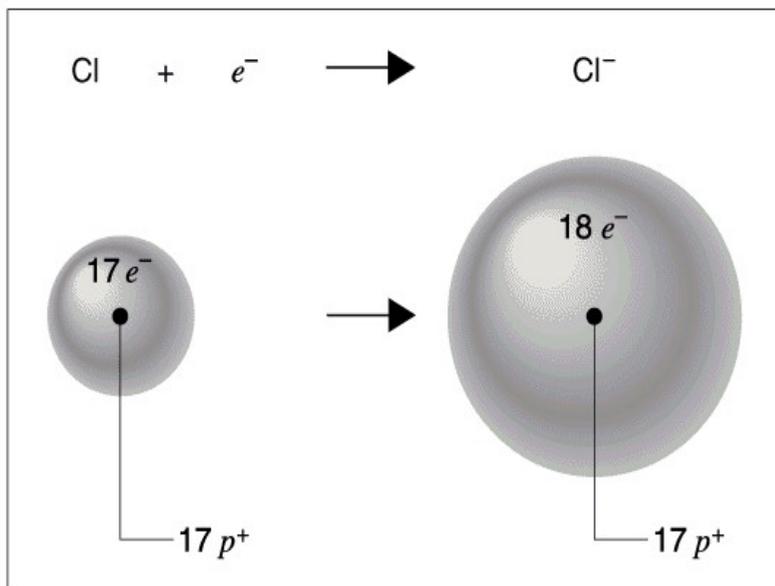


it has the same number of electrons as an atom of the nearest noble gas.

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

Atomic number equals number of electrons



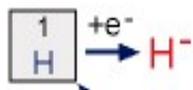


Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

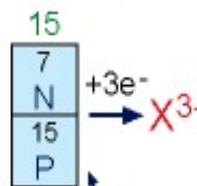
# anioni



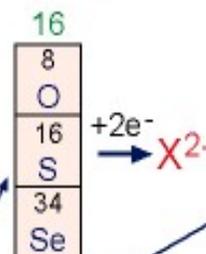
When a hydrogen atom gains one electron,



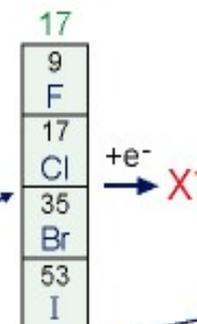
or when an atom in group 15 gains three electrons,



or when an atom in group 16 gains two electrons,



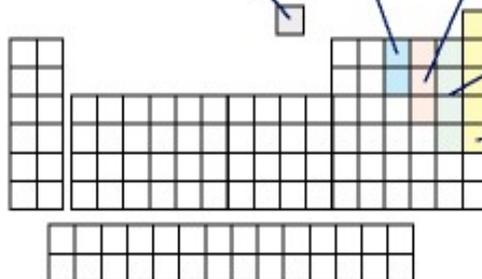
or when an atom in group 17 gains one electron,



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

$\text{NH}_4^+$  ione ammonio

$\text{NO}_3^-$  ione nitrato

$\text{CO}_3^{2-}$  ione carbonato

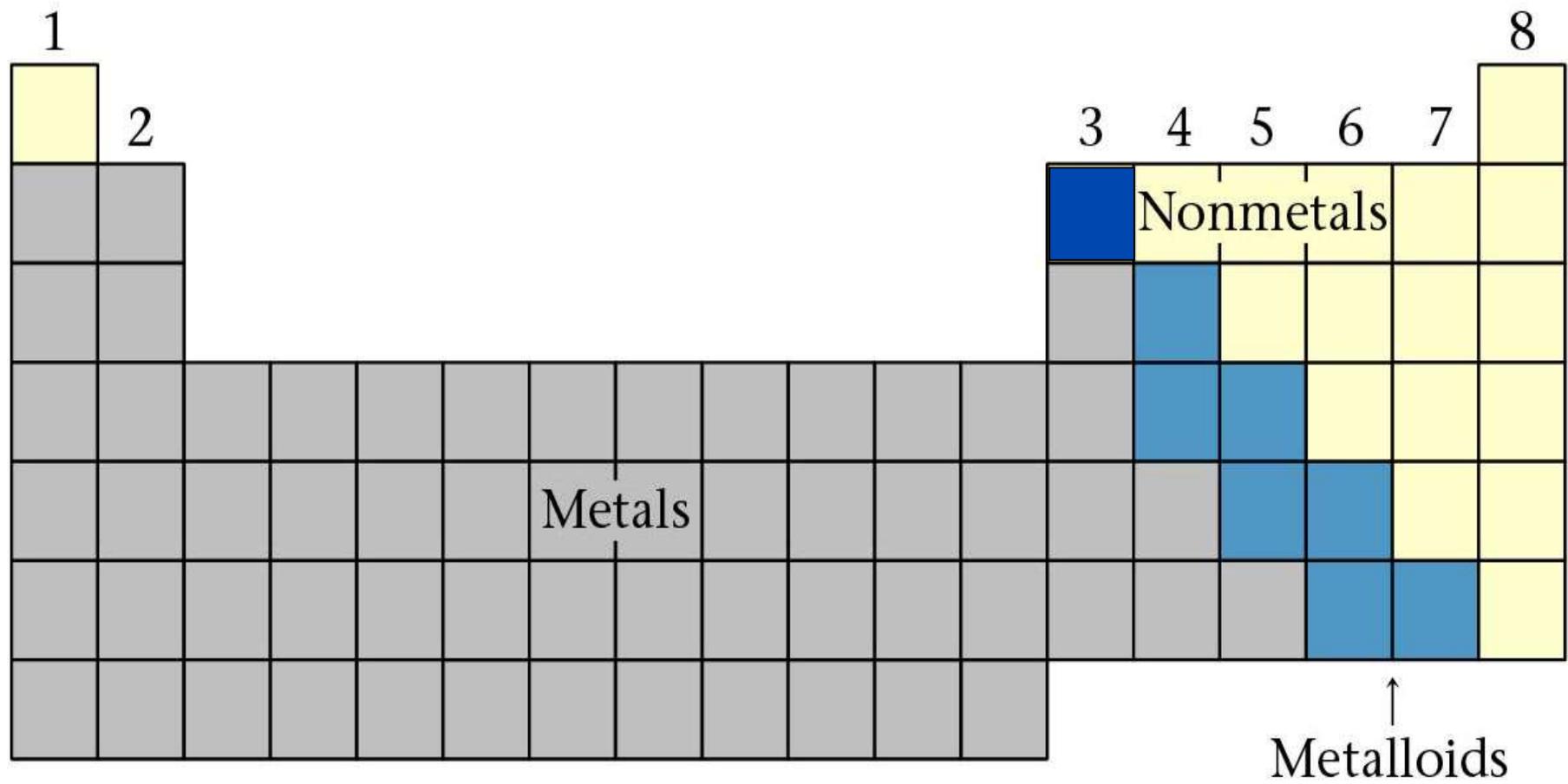
Un **composto ionico** è formato da ioni

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  $^{10}\text{B}$

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

Massa atomica di  $^{11}\text{B}$

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

## 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  $^{10}\text{B}$  al 19.91% e da  $^{11}\text{B}$  al 80.09%. La massa di  $^{10}\text{B}$  è 10.0129 uma e la massa di  $^{11}\text{B}$  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  $^{10}\text{B}$  e 80.09 N/100 atomi di  $^{11}\text{B}$ : 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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  è data da

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

La massa molecolare di  $\text{H}_2\text{O}$  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  $^{12}\text{C}$  ( $6.022 \times 10^{23}$ ) 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:

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

$$1 \text{ uma} = 1 \text{ g} / N_0$$

$$1 \text{ g} = N_0 * \text{uma}$$

# 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 O<sub>2</sub> 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 10<sup>9</sup> atomi di Zn ?

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

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