

**Corso di Studi in Scienze Naturali**  
**Corso di Chimica Generale e Inorganica**  
**Dott.ssa Maria Cristina Paganini**  
**Prof. Elio Giamello**

Avvertenza: Le immagini seguenti, proiettate durante le lezioni sono tratte dai seguenti testi:

Chimica Generale e Inorganica, Bertani,  
Ed. Ambrosiana

La Chimica di Base, Nobile Mastrorilli,  
Ed. Ambrosiana

Fondamenti di Chimica, Manotti, Lanfredi, Tiripicchio, Ed  
Ambrosiana

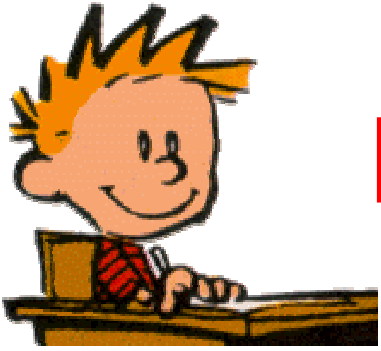
Chimica, Kotz, Treichel, Weaver, Ed. EDISES

Da Wikipedia:

Le **Scienze Naturali** comprendono lo studio degli aspetti fisici della **Terra** e dell'**Universo** e delle forme di vita che si sono prodotte sul pianeta Terra, uomo incluso.

Generalmente, le scienze naturali si danno lo scopo di interpretare i fenomeni osservati nell'universo attraverso il **metodo scientifico**, ovvero la formulazione di ipotesi sulla base dei dati raccolti in campo da cui discendono la creazione e la verifica di modelli sperimentali.

Le scienze naturali formano la base delle cosiddette scienze applicate; entrambe si distinguono a loro volta dalle [scienze sociali](#) e dalle [scienze umane](#).



# Matematica, Fisica e Chimica

sono le conoscenze di **base** sulle quali si sviluppano le **scienze naturali** e forniscono a queste le strumentazioni conoscitive con le quali si indaga sui fenomeni.

# Il Metodo Scientifico

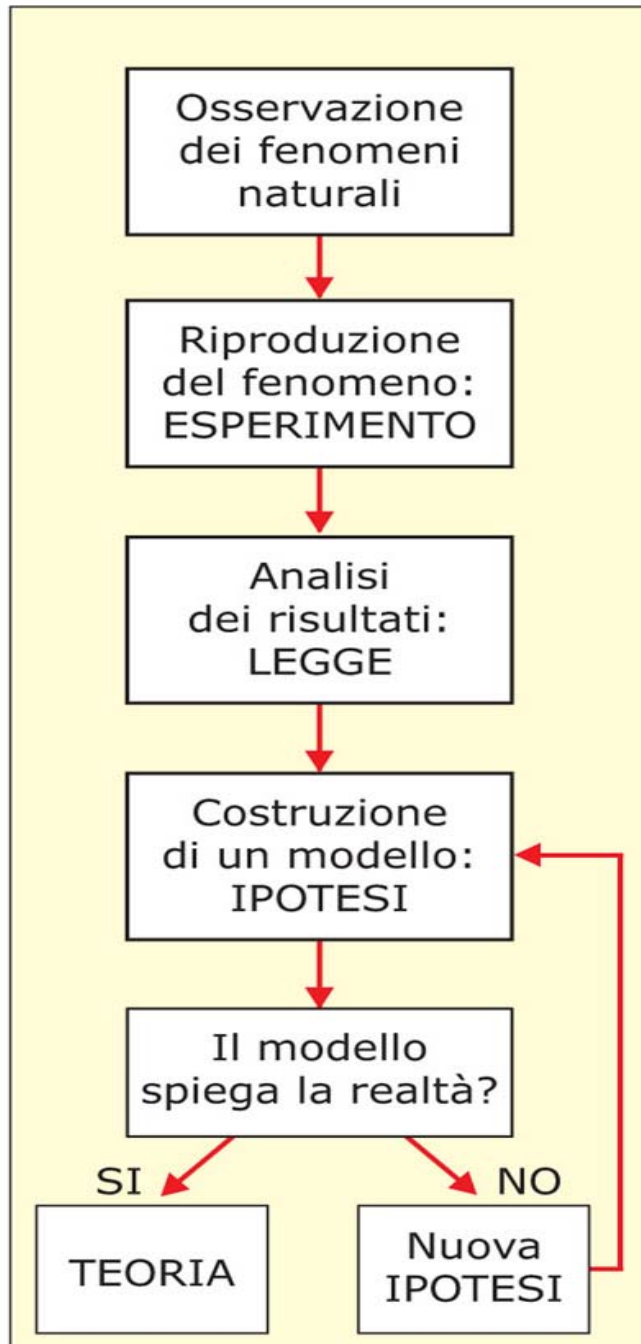
Nessuna quantità di  
esperimenti potrà dimostrare  
che ho ragione, un unico  
esperimento può dimostrare  
che ho sbagliato

Albert Einstein

**Il metodo scientifico** è lo studio sistematico, controllato, empirico e critico di ipotesi formulate sulle relazioni supposte tra vari fenomeni. Esso è la base della scienza "moderna".

Il metodo scientifico si sviluppa storicamente ed il suo nocciolo risiede nel processo sistematico usato dalla scienza nella sua continua **ricerca** della **verità** sui fenomeni percepiti e nella sua formalizzazione in forma di **conoscenza**.

# Le Scienze sperimentali



# La misura delle grandezze

## Le unità di misura



**TABELLA 1.3**

*Unità di misura del Sistema Internazionale.*

<i>Grandezza</i>	<i>Unità di misura</i>	<i>Simbolo</i>
Lunghezza	metro	m
Massa	kilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Intensità di corrente	ampere	A
Temperatura assoluta	kelvin	K
Quantità di sostanza	mole	mol
Intensità luminosa	candela	cd



**TABELLA 1.4**

*Alcune unità derivate nel Sistema Internazionale.*

<i>Grandezza</i>	<i>Simbolo</i>	<i>Unità</i>	<i>Dimensioni</i>
Area	<i>S</i>	metro quadrato	$m^2$
Volume	<i>V</i>	metro cubo	$m^3$
Carica elettrica	<i>Q</i>	coloumb	$A \cdot s$
Densità	<i>d</i>	kilogrammo per metro cubo	$m^{-3} \cdot kg$
Differenza di potenziale elettrico	<i>E</i>	volt	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$
Energia	<i>J</i>	joule	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
Forza	<i>F</i>	newton	$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
Frequenza	<i>v</i>	hertz	$s^{-1}$
Massa Molare		kilogrammo per mole	$kg \cdot mol^{-1}$
Potenza	<i>W</i>	watt	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
Pressione	<i>P</i>	pascal	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
Resistenza elettrica	<i>R</i>	ohm	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-2}$

**TABELLA 1.2**

*Dimensioni e unità di misura di alcune grandezze derivate della meccanica.*

<i>Grandezza</i>	<i>Dimensione</i>	<i>Sistema cgs</i>	<i>Sistema MKS</i>
Densità <sup>2</sup>	$[L^{-3}M^1T^0]$	g/cm <sup>3</sup>	kg/m <sup>3</sup>
Forza <sup>3</sup>	$[L^1M^1T^{-2}]$	dina: g · cm/s <sup>2</sup>	newton: kg · m/s <sup>2</sup>
Pressione <sup>4</sup>	$[L^{-1}M^1T^{-2}]$	dina/cm <sup>2</sup>	pascal: newton/m <sup>2</sup>
Energia <sup>5</sup>	$[L^2M^1T^{-2}]$	erg: dina · cm	joule: newton · m

**TABELLA 1.5**

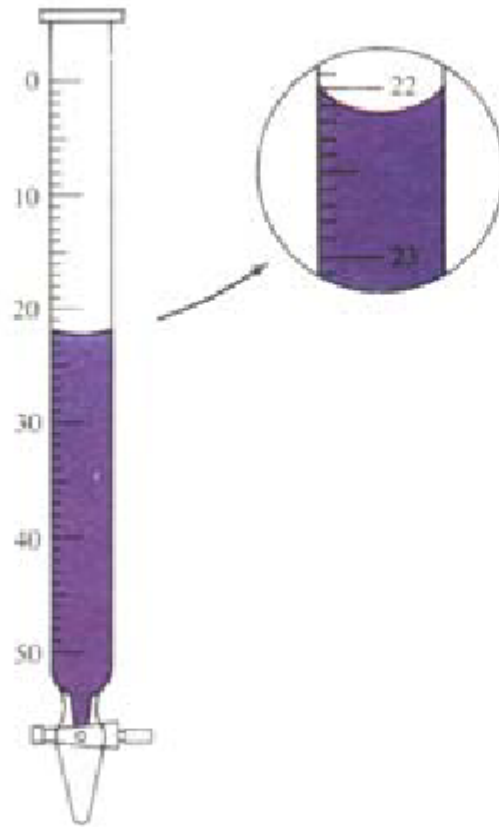
*Prefissi usati nel Sistema Internazionale.*

<i>Fattore</i>	<i>Prefisso</i>	<i>Simbolo</i>
$10^{-1}$	deci	d
$10^{-2}$	centi	c
$10^{-3}$	milli	m
$10^{-6}$	micro	$\mu$
$10^{-9}$	nano	n
$10^{-12}$	pico	p

<i>Fattore</i>	<i>Prefisso</i>	<i>Simbolo</i>
10	deca	da
$10^2$	etto	h
$10^3$	kilo	k
$10^6$	mega	M
$10^9$	giga	G
$10^{12}$	tera	T

$10^{-10}$  Ångstrom Å

# Errori nelle misure

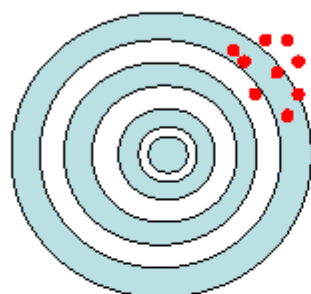


Incertezza nella  
misurazione

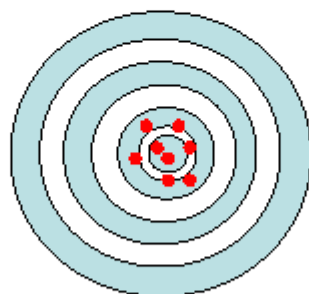
**Errori casuali**

**Errori sistematici**

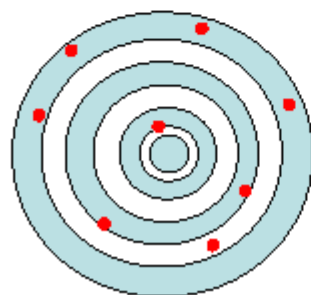
# Accuratezza e precisione



**Preciso, poco accurato**



**Accurato e preciso**



**Né accurato, né preciso**

## Cifre significative

1.25 s                    3 cifre significative

0.085 m/s                2 cifre significative

1.005 g                   4 cifre significative

500 K                     1 cifra significativa

$1.00 \cdot 10^2$  g            3 cifre significative

Numeri esatti:        55 studenti, 10 atomi,  
pi-greco 3.1415926...  
1 inch = 2.54 cm

# Cifre significative e calcoli

Addizioni/sottrazioni

18.45+

7.1 -

12.458=

23.808

→ 23.8

Moltiplicazioni/divisioni

24.45 x 1.45 = 35.4525

↓  
35.5

La **Chimica**: interpreta e razionalizza la costituzione , le proprietà e le trasformazioni della materia.

Studio della Chimica sulla base di:

- modello atomico della materia
- modello nucleare dell'atomo
- modello del legame chimico



# Materia: gli stati di aggregazione

**SOLIDO**: ha forma e volume propri. E' rigido.

**LIQUIDO**: non ha forma propria, ma volume proprio

**GASSOSO**: non ha né forma né volume propri



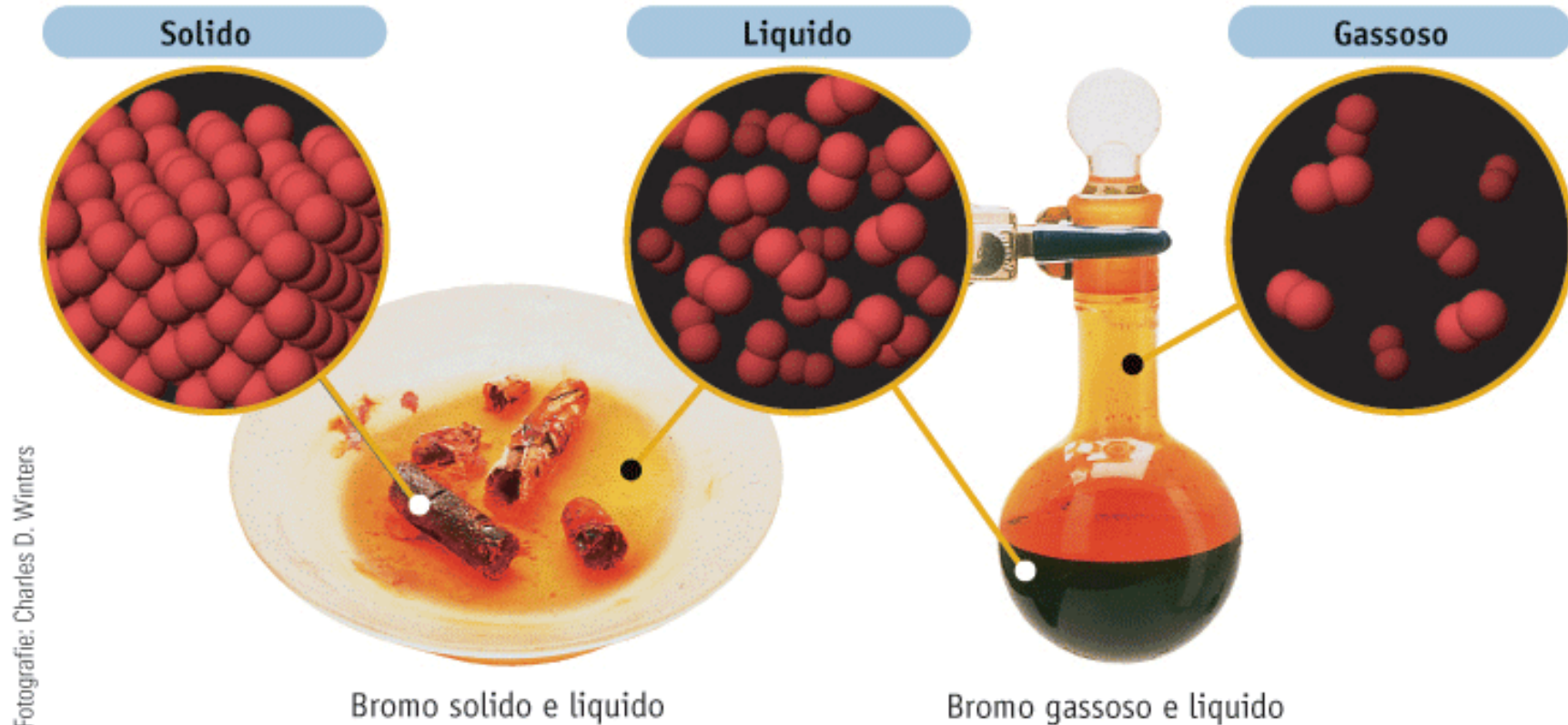
**SOLIDO**



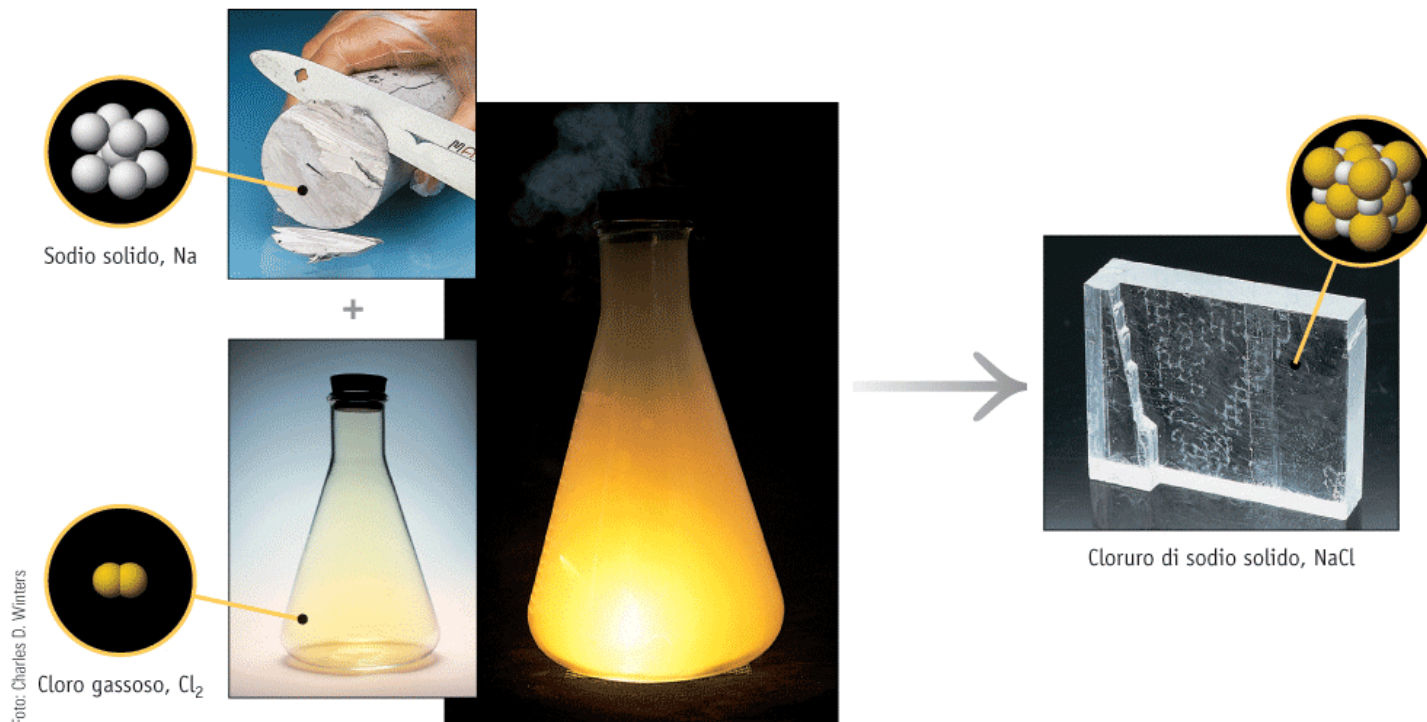
**LIQUIDO**



**GASSOSO**



**Figura 1.2** Stati della materia – solido, liquido e gas. L'elemento bromo esiste in tutti e tre gli stati in prossimità della temperatura ambiente. Queste sottili sfere rappresentano atomi di bromo (Br). Nel bromo elementare due atomi di Br si combinano per formare una molecola di bromo. (Vedi Paragrafo 1.3 e Capitolo 3).



**Figura 1.7** Formazione di un composto chimico. Il cloruro di sodio, comunemente noto come sale da cucina, può essere prodotto combinando assieme sodio metallico (Na) e il gas giallognolo cloro (Cl<sub>2</sub>). Il risultato è un solido cristallino.

# La materia è costituita da **SOSTANZE PURE e MISCUGLI**

Una **sostanza pura** è un sistema omogeneo o eterogeneo a composizione definita e costante anche se sottoposto a moderate sollecitazioni esterne.

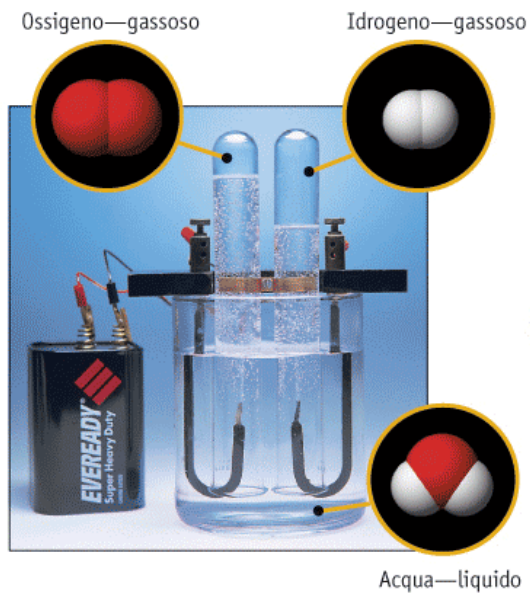
Esempio: l'acqua può presentarsi come **sistema omogeneo** o **monofasico** (solo fase gassosa o solo liquida o solo solida) oppure come **sistema eterogeneo** o **polifasico** (fase liquida e fase solida).

**Fase** è una parte di un sistema, di composizione chimica determinata, con proprietà fisiche uniformi, separata da altre parti del sistema da superfici limite fisicamente definite

Una sostanza pura può essere una **sostanza elementare** (per esempio: un chiodo di ferro) se è costituita di unità formate solo da **atomi** della stessa specie o un **composto** se le unità sono formate da atomi di due o più specie diverse (acqua).

L'unità base è la **molecola** che contiene atomi degli elementi in un rapporto ben definito.

Milioni e milioni di sostanze pure sono note. Pochissime di queste (un centinaio) sono **SOSTANZE ELEMENTARI O ELEMENTI!**



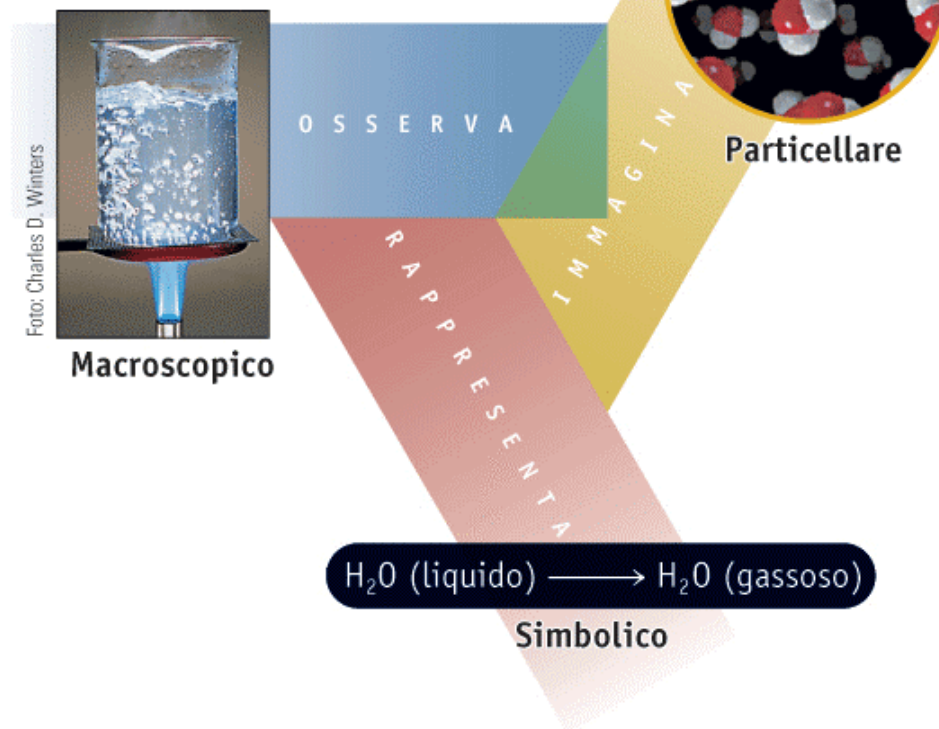
(a)



(b)

**Figura 1.6 Elementi.** (a) Facendo passare una corrente elettrica attraverso l'acqua si producono gli elementi idrogeno (provetta sulla destra) e ossigeno (provetta a sinistra). (b) Gli elementi chimici spesso si possono distinguere dal loro colore e dallo stato in cui si trovano a temperatura ambiente.

Foto: Charles D. Winters

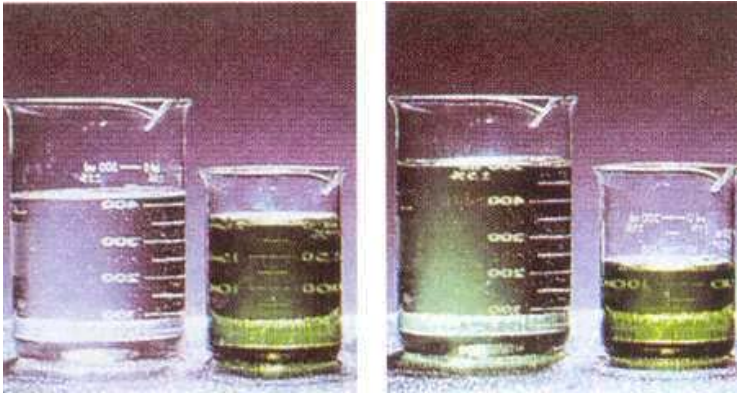


**Figura 1.3 Livelli di materia.** Noi osserviamo i processi chimici e fisici a livello macroscopico. Per comprendere o illustrare questi processi, è conveniente cercare di immaginare cosa è avvenuto a livello particellare atomico e molecolare e scrivere simboli per rappresentare queste osservazioni. Un recipiente di acqua bollente può essere visualizzato a livello particellare come molecole d'acqua che si muovono rapidamente. Il processo viene rappresentato indicando che le molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  allo stato liquido stanno per diventare molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  allo stato gassoso.



**MISCUGLI o MISCELE:** sono porzioni di materia comprendenti più sostanze

**MISCUGLI OMOGENEI (soluzioni):** presentano proprietà uniformi in ogni regione (aria, acqua marina, ottone)



Miscuglio Omogeneo: soluzione salina



Miscuglio Eterogeneo: Ferro e Zolfo

**MISCUGLI ETEROGENEI:** presentano parti distinte fisicamente distinguibili (roccia, sospensione di acqua e sabbia, ferro e zolfo)

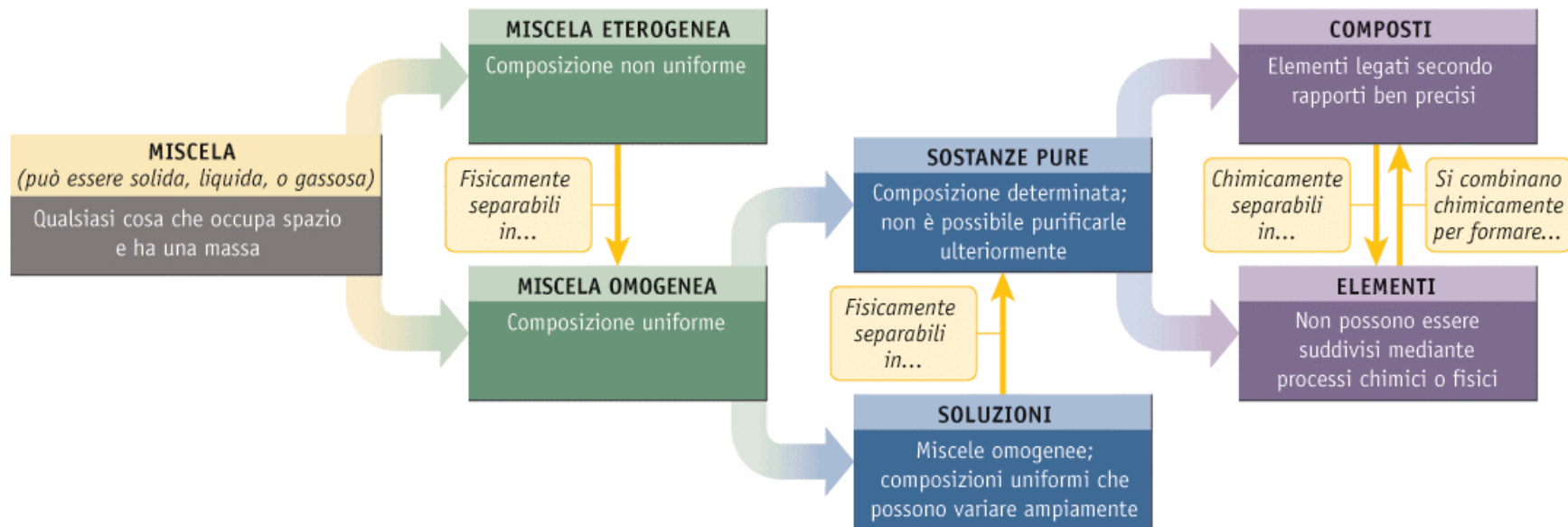


Figura 1.1 Classificazione della materia.

Gli **atomi** sono per convenzione le unità costituenti le sostanze, i mattoni fondamentali della materia.

Per ogni **ELEMENTO** esiste un **ATOMO** distinto. 90 elementi sono di origine naturale e 19 artificiali, per un totale di **109 elementi** e dunque 109 tipi di atomi diversi.

Ogni atomo è indicato con un **SIMBOLO**

	1 1A																		18 8A
1	1 <b>H</b> 1,00794																		2 <b>He</b> 4,002 60
2	3 <b>Li</b> 6,941	4 <b>Be</b> 9,0122										5 <b>B</b> 10,811	6 <b>C</b> 12,011	7 <b>N</b> 14,0067	8 <b>O</b> 15,9994	9 <b>F</b> 18,9984	10 <b>Ne</b> 20,1797		
3	11 <b>Na</b> 22,9898	12 <b>Mg</b> 24,3050										13 <b>Al</b> 26,9815	14 <b>Si</b> 28,0855	15 <b>P</b> 30,9738	16 <b>S</b> 32,066	17 <b>Cl</b> 35,4527	18 <b>Ar</b> 39,948		
4	19 <b>K</b> 39,0983	20 <b>Ca</b> 40,078	21 <b>Sc</b> 44,9559	22 <b>Ti</b> 47,88	23 <b>V</b> 50,9415	24 <b>Cr</b> 51,9961	25 <b>Mn</b> 54,9381	26 <b>Fe</b> 55,847	27 <b>Co</b> 58,9332	28 <b>Ni</b> 58,69	29 <b>Cu</b> 63,546	30 <b>Zn</b> 65,39	31 <b>Ga</b> 69,723	32 <b>Ge</b> 72,61	33 <b>As</b> 74,9216	34 <b>Se</b> 78,96	35 <b>Br</b> 79,904	36 <b>Kr</b> 83,80	
5	37 <b>Rb</b> 85,4678	38 <b>Sr</b> 87,62	39 <b>Y</b> 88,9059	40 <b>Zr</b> 91,224	41 <b>Nb</b> 92,9064	42 <b>Mo</b> 95,94	43 <b>Tc</b> (98)	44 <b>Ru</b> 101,07	45 <b>Rh</b> 102,906	46 <b>Pd</b> 106,42	47 <b>Ag</b> 107,868	48 <b>Cd</b> 112,411	49 <b>In</b> 114,82	50 <b>Sn</b> 118,710	51 <b>Sb</b> 121,760	52 <b>Te</b> 127,60	53 <b>I</b> 126,9045	54 <b>Xe</b> 131,29	
6	55 <b>Cs</b> 132,9054	56 <b>Ba</b> 137,327	57 <b>La</b> 138,9055	* 72 <b>Hf</b> 178,49	73 <b>Ta</b> 180,9479	74 <b>W</b> 183,84	75 <b>Re</b> 186,207	76 <b>Os</b> 190,23	77 <b>Ir</b> 192,217	78 <b>Pt</b> 195,078	79 <b>Au</b> 196,9665	80 <b>Hg</b> 200,59	81 <b>Tl</b> 204,3833	82 <b>Pb</b> 207,2	83 <b>Bi</b> 208,980	84 <b>Po</b> (209)	85 <b>At</b> (210)	86 <b>Rn</b> (222)	
7	87 <b>Fr</b> (223)	88 <b>Ra</b> 226,025	89 <b>Ac</b> 227,028	† 104 <b>Rf</b> (261)	105 <b>Db</b> (262)	106 <b>Sg</b> (263)	107 <b>Bh</b> (262)	108 <b>Hs</b> [277]	109 <b>Mt</b> [268,1388]	110 <b>Ds</b> (281)									

\* Serie dei lantanidi

58 <b>Ce</b> 140,115	59 <b>Pr</b> 140,908	60 <b>Nd</b> 144,24	61 <b>Pm</b> (145)	62 <b>Sm</b> 150,36	63 <b>Eu</b> 151,965	64 <b>Gd</b> 157,25	65 <b>Tb</b> 158,925	66 <b>Dy</b> 162,50	67 <b>Ho</b> 164,930	68 <b>Er</b> 167,26	69 <b>Tm</b> 168,934	70 <b>Yb</b> 173,04	71 <b>Lu</b> 174,967
90 <b>Th</b> 232,038	91 <b>Pa</b> 231,036	92 <b>U</b> 238,029	93 <b>Np</b> 237,048	94 <b>Pu</b> (244)	95 <b>Am</b> (243)	96 <b>Cm</b> (347)	97 <b>Bk</b> (247)	98 <b>Cf</b> (251)	99 <b>Es</b> (252)	100 <b>Fm</b> (257)	101 <b>Md</b> (258)	102 <b>No</b> (259)	103 <b>Lr</b> (260)

† Serie degli attinidi

Tabella 1.1 Gli elementi chimici e i loro simboli

Elemento	Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento	Simbolo
Afnio	Hf	Cromo	Cr	Lutezio	Lu	Rubidio	Rb
Alluminio	Al	Curio	Cm	Meitnerio**	Mt	Rutenio	Ru
Americio	Am	Disproio	Dy	Neo	Ne	Rutherfordio	Rf
Antimonio	Sb	Dubnio**	Db	Neodimio	Nd	Samario	Sm
Argento	Ag	Elio	He	Nettunio	Np	Scandio	Sc
Argo	Ar	Einstenio	Es	Nichel	Ni	Seaborgio**	Sg
Arsenico	As	Erbio	Er	Niobio	Nb	Selenio	Se
Astato	At	Europio	Eu	Nobelio	No	Silicio	Si
Attinio	Ac	Fermio	Fm	Olmio	Ho	Sodio	Na
Azoto	N	Ferro	Fe	Oro	Au	Stagno	Sn
Bario	Ba	Fluoro	F	Osmio	Os	Stronzio	Sr
Berillio	Be	Fosforo	P	Ossigeno	O	Tantalio	Ta
Berkelio	Bk	Francio	Fr	Palladio	Pd	Tecnezio	Tc
Bismuto	Bi	Gadolinio	Gd	Piombo	Pb	Tellurio	Te
Bohrio**	Bh	Gallio	Ga	Platino	Pt	Terbio	Tb
Boro	B	Germanio	Ge	Plutonio	Pu	Titanio	Ti
Bromo	Br	Hassio**	Hs	Polonio	Po	Torio	Th
Cadmio	Cd	Idrogeno	H	Potassio	K	Tulio	Tm
Calcio	Ca	Indio	In	Praseodimio	Pr	Tungsteno*	W
Californio	Cf	Iodio	I	Promezio	Pm	Uranio	U
Carbonio	C	Iridio	Ir	Protoattinio	Pa	Vanadio	V
Cerio	Ce	Itterbio	Yb	Radio	Ra	Xeno	Xe
Cesio	Cs	Ittrio	Y	Rado (Radon)	Rn	Zinco	Zn
Cloro	Cl	Lantanio	La	Rame	Cu	Zirconio	Zr
Cobalto	Co	Laurenzio	Lr	Renio	Re	Zolfo	S
Cripto	Kr	Litio	Li	Rodio	Rh		

(\*) Noto anche come Wolframio

(\*\*) Nuovi elementi

Un **Atomo** è la più piccola parte di un elemento che ne conserva le proprietà chimiche e fisiche.

Diversamente da quanto si riteneva nel passato, l'atomo non è indivisibile e non è un oggetto omogeneo ma, secondo il modello nucleare è composto da particelle subatomiche caratterizzate da **MASSA** e **CARICA ELETTRICA**.

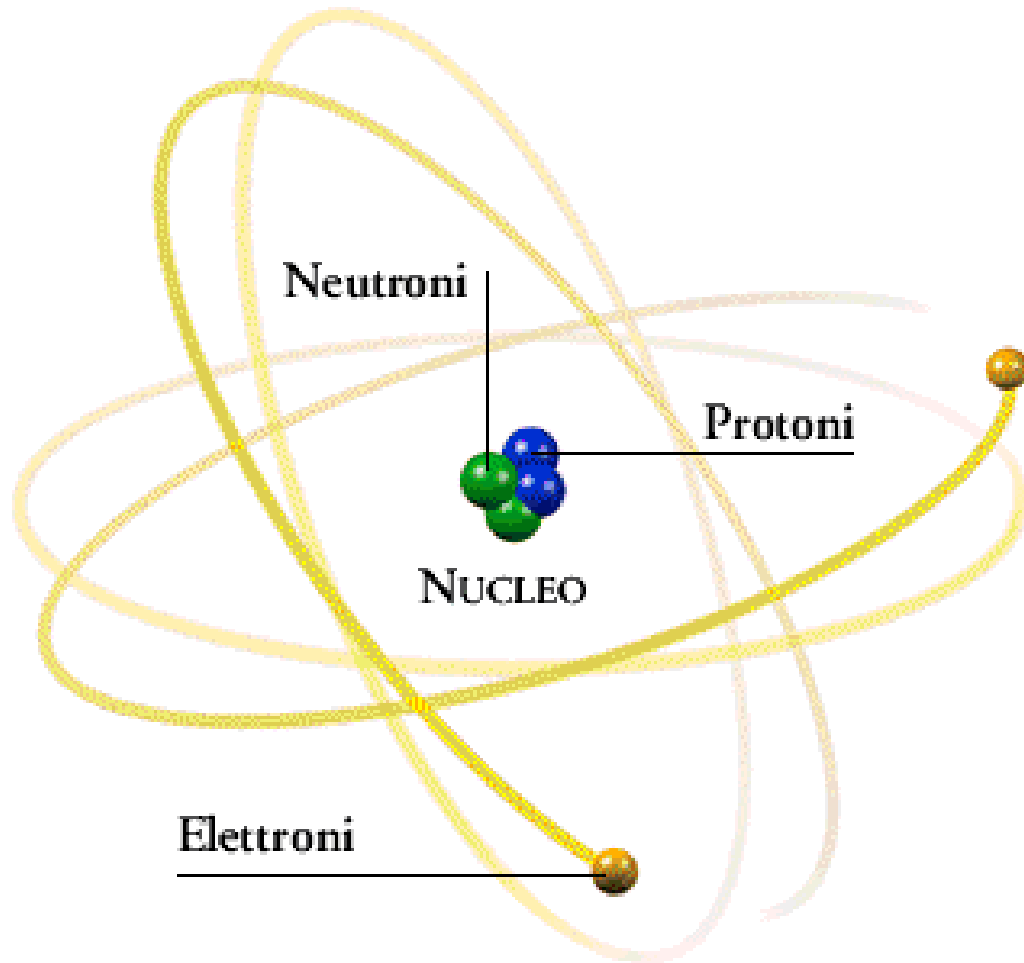
La massa è in gran parte concentrata nel **NUCLEO** dove risiede anche la carica **POSITIVA**.

Il nucleo è il nocciolo centrale dell'atomo che si presume sferico.

Raggio nucleare =  $10^{-5}$  Raggio atomico

Volume nucleare =  $10^{-15}$  Volume atomico

Nel nucleo si trovano i **PROTONI** e i **NEUTRONI**  
Il volume extranucleare è occupato dagli **ELETTRONI**





	Massa (Kg)	Carica ©	Massa (u)	Carica (e)
<b>PROTONE</b>	$1.67262 \cdot 10^{-27}$	$1.60218 \cdot 10^{-19}$	1.00728	+ 1
<b>NEUTRONE</b>	$1.67493 \cdot 10^{-27}$	0	1.00866	0
<b>ELETTRONE</b>	$9.10939 \cdot 10^{-31}$	$-1.60218 \cdot 10^{-19}$	0.00055	- 1

Il numero di protoni di un atomo si dice **NUMERO ATOMICO** e si indica con Z.

La somma del numero di protoni e del numero di neutroni (particelle pesanti del nucleo) si dice **NUMERO di MASSA** e si indica con A.



Un elemento è una sostanza i cui atomi hanno tutto lo stesso numero atomico,  $Z$ .

Tra gli atomi di un certo elemento vi possono essere casi di numero di massa,  $A$  variabile. Ciò è possibile a causa di un diverso numero di **NEUTRONI**.

Atomi dello stesso elemento (stesso  $Z$ ) e diverso  $A$  sono tra loro **ISOTOPI**.

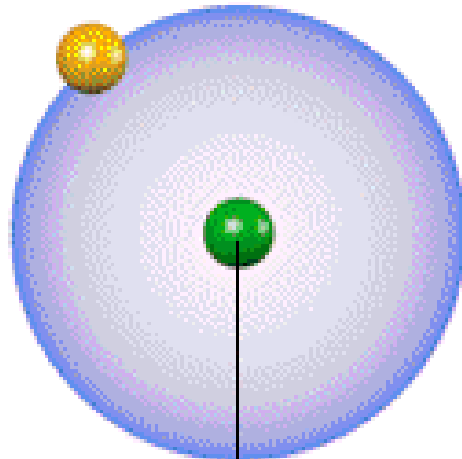
# ISOTOPI

**PROZIO**

**DEUTERIO**

**TRIZIO**

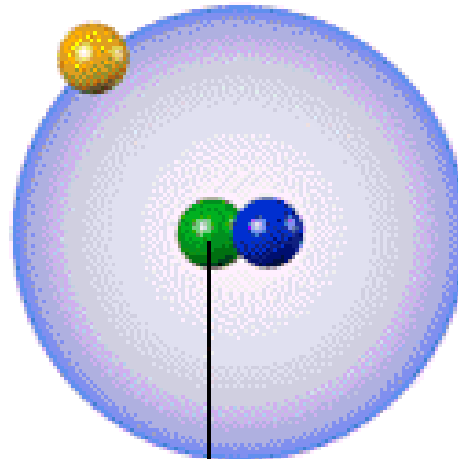
IDROGENO  
COMUNE



Un **protone**



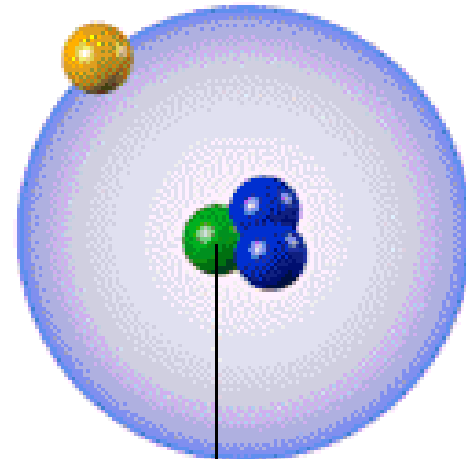
IDROGENO  
PESANTE



Un protone  
e un neutrone



IDROGENO  
RADIOATTIVO



Un protone  
e due neutroni



La **MASSA ATOMICA** (o peso atomico) di un elemento si esprime in unità di massa atomica (u)

$$1 \text{ u} = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

La massa atomica tabulata è la media pesata delle masse dei vari isotopi (pesata sulla **ABBONDANZA NATURALE**)



$$\text{H} = 0.99985 \times 1.007825 + 0.00015 \times 2.014102 \text{ u}$$

**1.00797 u**

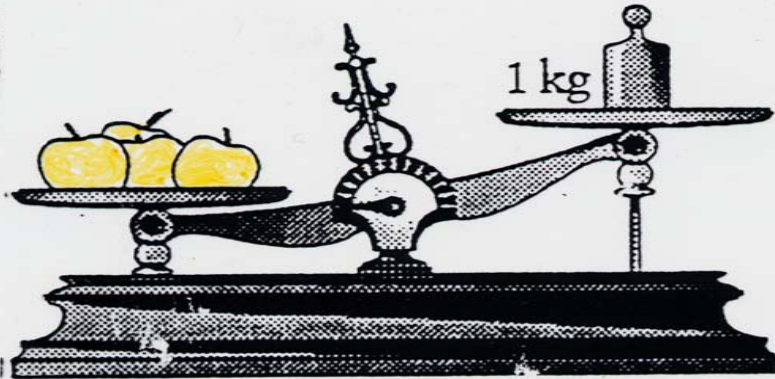
Le masse degli atomi conosciuti vanno da circa 1 u (H) a 250 u.

Per convenzione, l'unità di massa atomica u è pari a  $= 1/12$  della massa atomica di  ${}^{12}\text{C}$  cioè del carbonio con  $A=12$ .

Peso atomico =  $[(\text{abbond. \% isotopo 1})/100 * \text{massa isotopo 1}] + [(\text{abbond. \% isotopo 2})/100 * \text{massa isotopo 2}] \text{ etc}$

Il peso atomico di un elemento è sempre vicino alla massa dell'isotopo o degli isotopi più abbondanti.

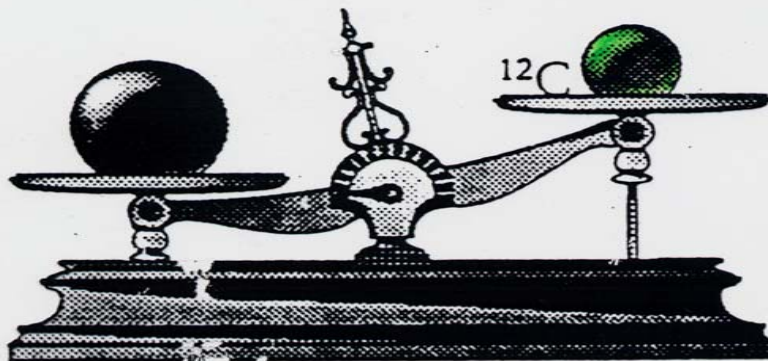
# Quantità di materia



a)

**1u** è un dodicesimo della massa del **carbonio 12**

$$1u = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$



b)

Protone	1.0073 u
neutrone	1.0087 u
elettrone	0.000549 u

# LA MASSA MOLECOLARE

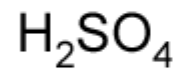
- Alcuni elementi si trovano in natura sotto forma di molecole e non di atomi isolati:

Cloro	$\text{Cl}_2$	$2 \times 35.453 = 70.906$
Ossigeno	$\text{O}_2$	$2 \times 15.999 = 31.998$
Idrogeno	$\text{H}_2$	$2 \times 1.008 = 2.016$
Zolfo	$\text{S}_8$	$8 \times 32.064 = 256.01$



## LA MASSA MOLECOLARE

- Per le molecole formate da atomi di elementi diversi:



$$2 \times 1.0079 + 32.066 + 4 \times 15.999 = 98.078$$

## La **MOLE** e il **NUMERO DI AVOGADRO**

Definiamo MOLE *la quantità di sostanza di un sistema che contiene un numero di unità elementari (atomi, molecole, ioni, elettroni) pari al numero di atomi contenuti in 12.000 g di carbonio-12*

**MOLE:** unità di misura della quantità di materia.

Poiché non è pensabile "contare" atomi o molecole, è utile definire una quantità di sostanza proporzionale al numero di entità (atomi, molecole, ioni...) che la costituiscono; si chiama **mole** una **quantità di sostanza** che contiene tante unità quanti atomi sono contenuti in 12g di  $^{12}\text{C}$ , cioè in una mole di isotopo 12 del carbonio, il consueto isotopo di riferimento. Il numero di unità contenute in una mole si chiama **numero o costante di Avogadro** ( $N_A$  o  $N$ ).

Una mole di materia contiene

**$6.022 \cdot 10^{23}$**  unità

chimiche elementari

(atomi, molecole, ioni, elettroni)

La massa **in grammi** di 1 mol di materia di una qualsiasi sostanza elementare o composta è detta **massa molare** ed è numericamente uguale alla massa atomica (per sostanze elementari) o molecolare (per sostanze composte) espresse in **unità di massa atomica(u)**.



**Figura 2.9** Una mole di elementi comuni. (Da sinistra a destra) Polvere di zolfo, schegge di magnesio, stagno e silicio. (Sopra) Perle di rame.

# La **MOLE** e il **NUMERO DI AVOGADRO**

Numero di Avogadro,  $N_A = 6.022 \times 10^{23}$

Abbreviazione (S.I.):        mol

## CALCOLO DEL NUMERO DI MOLI

Dato un campione di materia contenente  
N atomi,

$$n = \frac{N}{N_A}$$



## LA MASSA MOLARE

Per il carbonio naturale ( $^{12}\text{C} + ^{13}\text{C}$ ):  
massa molare ?

12.011 g/mol

1 mol Ne ?      20.183

20.183 g/mol

1 mol Au ?      196.967

196.967 g/mol

**Tabella 2.3** Corrispondenza tra massa molecolare e massa molare

Composto	Massa molecolare (PM)	Massa molare (MM)
H <sub>2</sub> O	18,0153 u	18,0153 g
HCl	36,461 u	36,461 g
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98,079 u	98,079 g

$$\text{Peso atomico} = \sum x_i \cdot m_i$$

$x_i$  = abbondanza relativa del singolo isotopo nella miscela isotopica naturale  
 $m_i$  = massa relativa del singolo isotopo  
 $\Sigma$  = sommatoria estesa a tutti gli isotopi della miscela

Elemento	Isotopo	Massa atomica relativa	Abbondanza relativa	Peso atomico
Idrogeno	${}^1_1\text{H}$	1,008	0,9998	1,008
	${}^2_1\text{H}$	2,014	0,0002	
Ossigeno	${}^{16}_8\text{O}$	15,995	0,99762	15,999
	${}^{17}_8\text{O}$	16,999	0,00038	
	${}^{18}_8\text{O}$	17,999	0,00200	
Carbonio	${}^{12}_6\text{C}$	12,000	0,9890	12,011
	${}^{13}_6\text{C}$	13,003	0,0111	

**Tabella 1.3**

Peso atomico di elementi costituiti da una miscela di isotopi.

**Tabella 2.2** Corrispondenza tra massa atomica e massa molare

Elemento	Massa atomica (PA)	Massa molare (MM)
Carbonio	12,011 u	12,011 g
Ferro	57,847 u	57,847 g
Calcio	40,978 u	40,078 g

Elemento	Peso atomico	Massa molare (g/mol)	Composto	Peso molecolare	Massa molare (g/mol)
Idrogeno (H)	1,008	1,008	H <sub>2</sub> O	18,016	18,016
Oro (Au)	196,97	196,97	CO <sub>2</sub>	44,01	44,01
Zinco (Zn)	65,39	65,39	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	105,99	105,99

Dalla massa  $m$  (g) di una sostanza di massa molare  $M$  (g/mol) si ricava il numero  $n$  di moli:

$$\frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = n \text{ (mol)}$$

1,008 g di idrogeno = 1 mol di atomi H = 0,5 mol di molecole H<sub>2</sub>

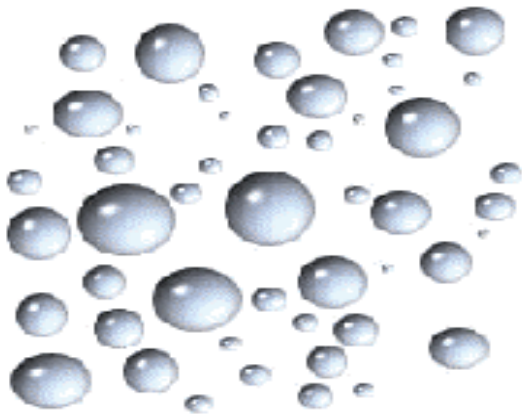
2,016 g di idrogeno = 1 mol di molecole H<sub>2</sub> = 2 mol di atomi H

9,008 g di acqua = 0,5 mol di molecole di acqua

### Tabella 1.5

Peso atomico (o peso molecolare) e massa molare.

# Contiamo quanti atomi e quante molecole



Una goccia di pioggia contiene circa 0.05 g di acqua:

Quante moli di  $\text{H}_2\text{O}$ ?

Quante molecole di acqua?

Quanti atomi di O?

Quante moli di O?

Quanti atomi di H?

Quante moli di H?