Grandezze e unità di misura

La misura di una grandezza è costituita da un valore numerico e un'appropriata unità di misura

Esiste un sistema metrico denominato Sistema Internazionale di Unità (SI) basato su 7 grandezze fondamentali e delle relative unità di misura

grandezza fisica	nome dell'unità	simbolo dell'unità
Massa*	Kilogrammo	kg
Lunghezza	Metro	m
Tempo	Secondo	s
Temperatura	Kelvin	K
Intensità di corrente elettrica	Ampère	A
Quantità di sostanza	Mole	mol
Intensità luminosa	Candela	cd

*il termine massa e il termine peso rappresentano due concetti diversi. Il peso è definito come la forza di gravità esercitata sul corpo e dipende dalla massa del corpo e dall'accelerazione di gravità nella posizione occupata dal corpo

Prefissi di multipli e sottomultipli

Poiché alcune unità sono di uso scomodo perchè troppo grandi o troppo piccole, il SI contempla un certo numero di prefissi di multipli e sottomultipli

prefisso	simbolo del prefisso	valore numerico	notazione scientifica
tera	T	1000000000000	10^{12}
giga	G	1000000000	10^{9}
mega	M	1000000	10^{6}
kilo	k	1000	10^{3}
etto	h	100	10^{2}
deca	da	10	10^{1}
-	-	1	10^{0}
deci	d	0,1	10^{-1}
centi	c	0,01	10^{-2}
milli	m	0,001	10^{-3}
micro	m	0,000001	10^{-6}
nano	n	0,000000001	10^{-9}
pico	p	0,000000000001	10^{-12}
femto	f	0,000000000000001	10^{-15}

Notazione scientifica

Un numero qualsiasi viene espresso con una sola cifra prima della virgola e moltiplicato per 10 elevato ad un certo esponente

Esempi:

$530000 = 5.3 \times 10^{5}$

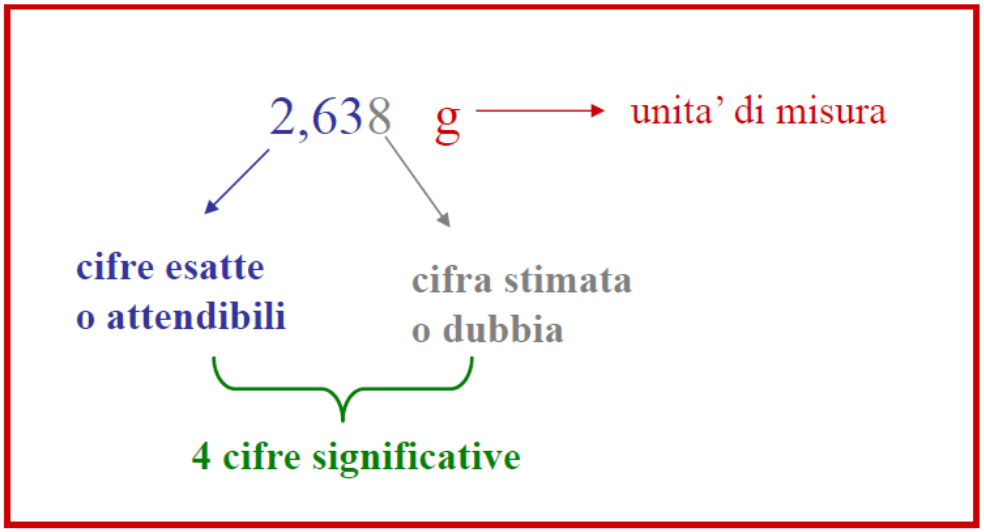
$0.0000000123 = 1.23 \times 10^{-8}$

$0.12 = 1.2 \times 10^{-1}$

USARE IL PIÙ POSSIBILE
LA NOTAZIONE SCIENTIFICA

Cifre significative

Il valore numerico di una misura sperimentale deve contenere tante cifre, dette CIFRE SIGNIFICATIVE, quante sono quelle determinabili con sicurezza mediante lo strumento di misura utilizzato, più un'altra cifra, anch'essa significativa, che lo strumento permette di valutare con approssimazione



Il valore numerico di una grandezza deve essere sempre scritto con un numero appropriato di cifre significative. Ad esempio, se il valore di una massa, misurata con una bilancia sensibile al decimo di grammo, fosse di 10,3 g e volessimo esprimere tale valore in mg, sarebbe sbagliato scrivere 10300 mg. questo numero infatti contiene 5 cifre significative
Correttamente si deve scrivere: 10,3 g = 1,03 x 10^4 mg

Cifre significative

Se lo zero è compreso tra due cifre diverse da zero, esso è cifra significativa
Esempio: 1,503 ha 4 cifre significative

Se lo zero è l'ultima cifra di un numero, essa è cifra significativa
Esempi:
21,50 g ha 4 cifre significative
1,520 g ha 4 cifre significative
30 mL ha 2 cifre significative
1,0 L ha 2 cifre significative

Non sono cifre significative gli zeri che si trovano a sinistra di un numero e che servono solo a localizzare la virgola
Esempi:
0,235 g ha 3 cifre significative
0,0235 g ha 3 cifre significative
0,0080 ha 2 cifre significative

Nel passaggio alla numerazione esponenziale occorre mantenere il numero di cifre significative
Esempio:
8315 g = $8{,}315 \times 10^{3}$ g
0,0076 cm = $7{,}6 \times 10^{-3}$ g

La massa atomica

Le masse atomiche assolute degli atomi si possono determinare sperimentalmente con la spettrometria di massa e corrispondono a valori molto piccoli, espressi in grammi

Le masse atomiche relative sono i valori delle masse misurate rispetto ad un'unità di massa di riferimento

$$\textit{Massa atomica relativa} = \frac{\textit{Massa atomica assoluta (g) dell'isotopo}}{\textit{Massa (g) corrispondente all'unità di massa atomica}}$$

La massa atomica relativa (o peso atomico) di un elemento si esprime in unità di massa atomica (u.m.a. oppure u)

Per convenzione, l'unità di massa atomica (u.m.a.) è pari a 1/12 della massa atomica assoluta di 12C, cioè del carbonio con A=12

$$1 \text{ u.m.a.} = 1.660540 \times 10^{-27} \text{ Kg} = 1.660540 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Massa atomica degli elementi

La massa atomica tabulata è la media pesata delle masse dei vari isotopi (pesata sulla **ABBONDANZA NATURALE**), ossia la media delle masse dei suoi isotopi naturali, ponderata secondo le rispettive abbondanze

Esempio:
L'argento (Ag, Z = 47) è presente in natura in due forme isotopiche: ^{107}Ag e ^{109}Ag

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

Contributo di ^{107}Ag alla massa atomica = massa atomica x abbondanza frazionaria = 106,90509u x 0,5184 = 55,42 u

Contributo di ^{109}Ag alla massa atomica = massa atomica x abbondanza frazionaria = 108,90476u x 0,4816 = 52,45 u

Massa atomica di Ag = 55,42u + 55,45u = 107,87u

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 12C, 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)
Il suo valore si può ricavare dal rapporto fra 12 g (0.012 Kg) e 12 volte la massa unitaria:

$$N_A = 0{,}012 / (12 \times 1{,}660531 \times 10^{-27}) = 6{,}022169 \times 10^{23}\ mol^{-1}$$

Mole e numero di particelle

UNA MOLE DI PARTICELLE = UN NUMERO DI AVOGADRO DI PARTICELLE

1,0 mol di atomi di carbonio = $6{,}022\times10^{23}$ atomi di carbonio

1,0 mol di molecole di ossigeno = $6{,}022\times10^{23}$ molecole di ossigeno

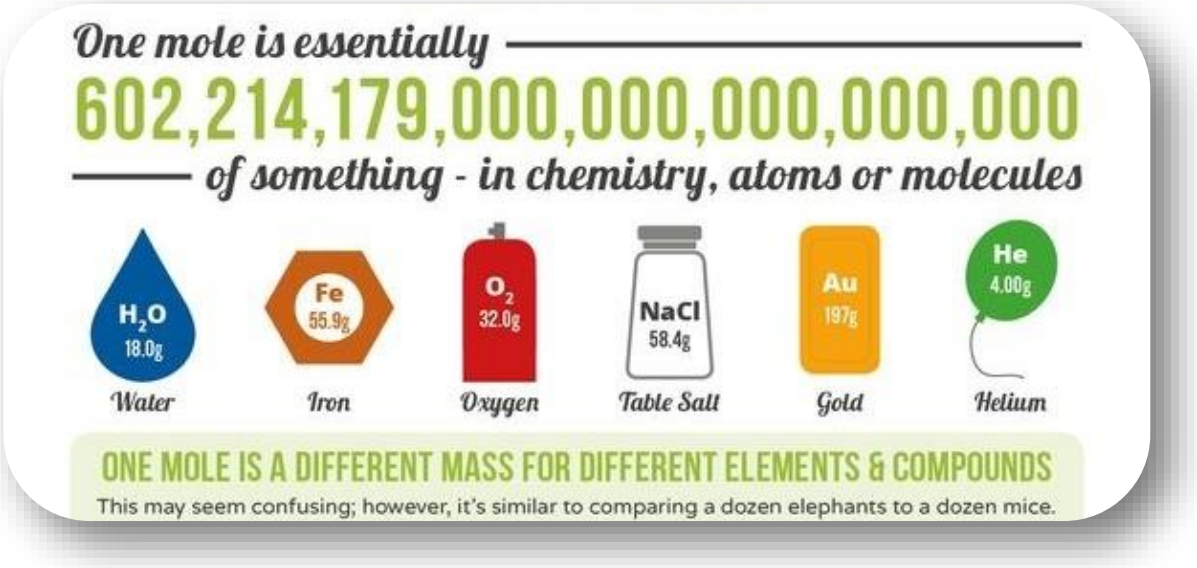
1,0 mol di elettroni = $6{,}022\times10^{23}$ elettroni

1,0 mol di ioni NO_3^- = $6{,}022\times10^{23}$ ioni NO_3^-

MOLE

Una mole di materia contiene 6.022 10^{23} unità chimiche elementari (atomi, molecole, ioni, elettroni)

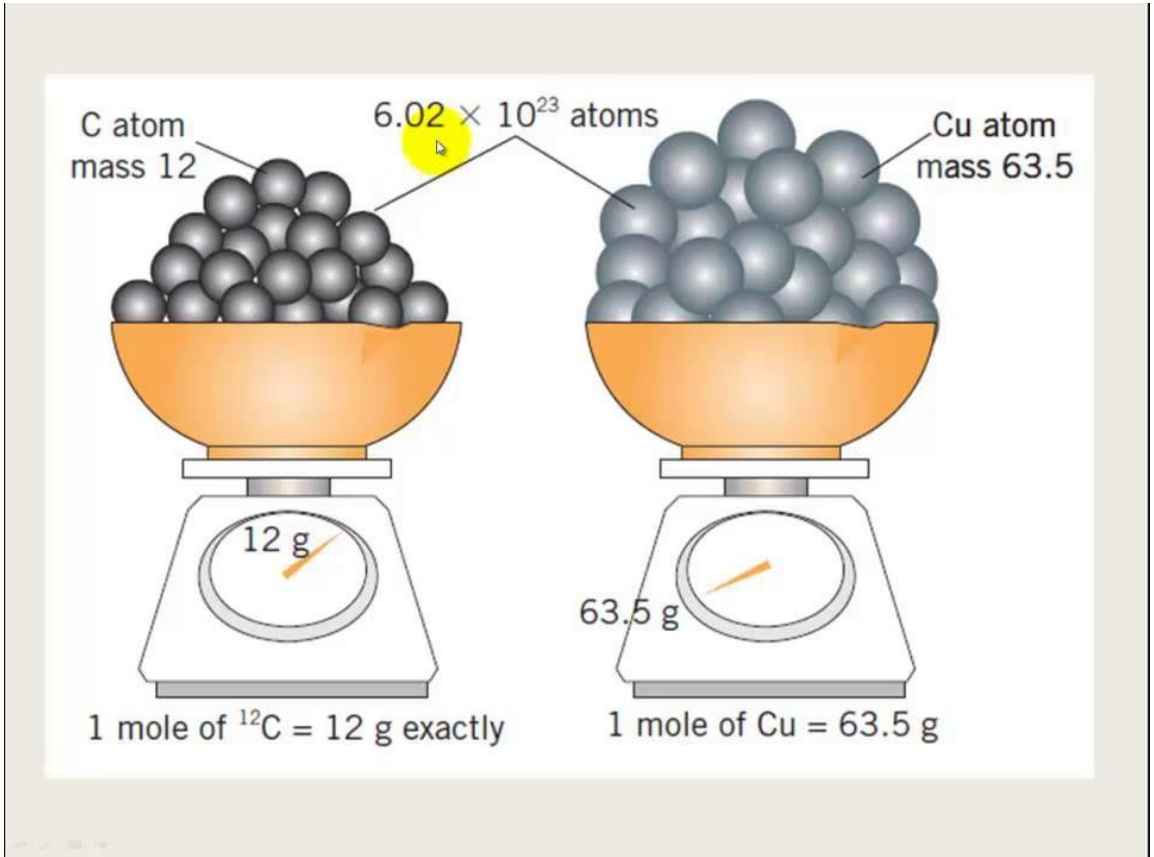
La massa in grammi di 1 mol di materia di una qualsiasi sostanza elementare o composta è detta massa molare ed è numericamente uguale alla massa atomica (per sostanze elementari) o molecolare (per sostanze composte) espresse in unità di massa atomica (u)



Contare per moli: la massa molare

Un singolo atomo di C ha massa 12 uma, un singolo atomo di Cu ha massa 63.5 uma

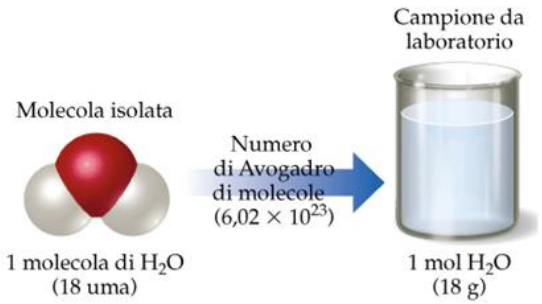
Siccome una mole di ^{12}C ha massa 12 g (per definizione), una mole di Cu deve avere una massa di 63.5 g



Contare per moli: la massa molare

Per altri tipi di sostanze, la stessa relazione numerica esiste tra il peso formula (in amu) e la massa (in grammi) di una mole di sostanza:

- 1 molecola di H_2O ha una massa 18.0 uma = 1 mol di H_2O ha una massa 18.0 g
- 1 ione NO_3^- ha una massa di 62.0 uma = 1 mol di NO_3^- ha una massa di 62.0 g
- 1 unità di NaCl ha una massa di 58.5 uma = 1 mol di NaCl ha una massa di 58.5 g

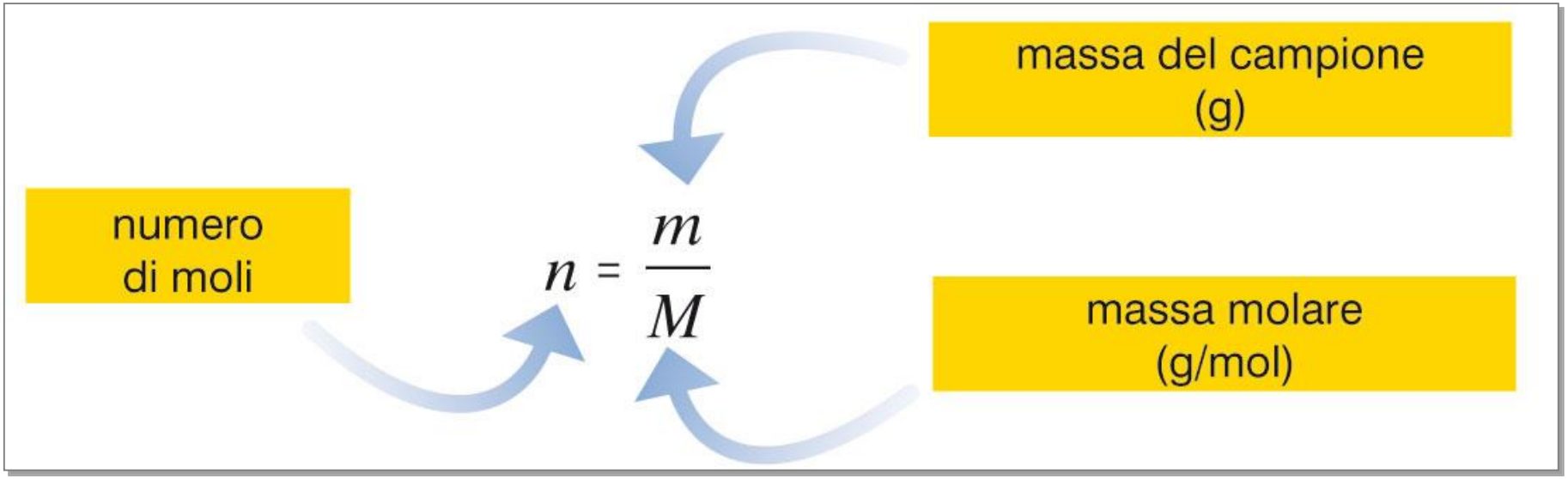


▲ **FIGURA 3.9 Paragone fra la massa di una molecola di 1 mol ed una mole H_2O.** Entrambe le masse hanno lo stesso numero ma differiscono nelle unità di misura (unità di massa atomica e grammi). Esprimendo entrambe le masse in grammi ci si rende conto della loro enorme differenza: una molecola di H_2O ha una massa di $2{,}99 \times 10^{-23}$ g, mentre una mole di H_2O ha una massa di 18,0 g.

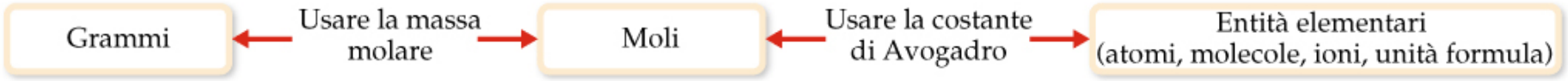
Interconversioni tra massa e moli

Le conversioni tra masse e moli e viceversa si incontrano frequentemente nei calcoli quando si usa il concetto di mole

In pratica, per calcolare il numero di moli di una sostanza si usa la seguente formula:



Interconversioni tra massa e numero di particelle



▲ **FIGURA 3.12** **Procedura per interconvertire la massa ed il numero di entità elementari.** Il numero di moli della sostanze è centrale per il calcolo. Così, il concetto di mole può essere pensato come un ponte fra la massa di un campione in grammi e il numero di entità elementari contenute nel campione.

Brown, Lemay
Fondamenti di chimica
EdiSES

Quanti atomi ci sono in 10.0 g di carbonio?

La massa atomica del carbonio C è 12.01 uma/atomo. Questa può essere espressa anche come massa molare cioè 12.01 g/mol. Di conseguenza otteniamo prima la quantità di sostanza

$$n = \frac{10.0 g}{12.01\ g\ mol^{-1}} = 0.832\ mol$$

$$numero\ di\ atomi = 6.022 \cdot 10^{23}\ atomi\ mol^{-1} \times 0.832\ mol = 5.01 \cdot 10^{23}\ atomi$$

Quale dei tre campioni contiene il maggior numero di atomi: 5.00 g di Li, 5.00 g di Co o 5.00 g di Pb?

Le masse atomiche dei tre elementi sono:

Li 6.941 g mol^{-1} ; Pb 207.19 g mol^{-1}; Co 58.933 g mol^{-1}

$$n_{Li} = \frac{5.00\ g}{6.941\ g\ mol^{-1}} = 0.720\ mol$$

$$n_{Co} = \frac{5.00\ g}{28.933\ g\ mol^{-1}} = 0.0848\ mol$$

$$n_{Pb} = \frac{5.00\ g}{207.19\ g\ mol^{-1}} = 0.0241\ mol$$

- **Risposta**: a parità di massa il litio contiene il maggior numero di atomi

Quanti ioni sono contenuti in 29.22 g di cloruro di sodio?

Massa formula NaCl: 58.44 g/mol

$$n_{NaCl} = \frac{29.22\ g}{58.44\ g\ mol^{-1}} = 0.5000\ mol$$

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

In 0.5000 mol di NaCl ci sono: 0.5000 mol di Na^+ e 0.5000 mol di Cl^-

$$0.5000\ mol \times 6.022 \cdot 10^{23}\ \ ioni/mol = 3.011 \cdot 10^{23}\ ioni$$

- **In 29.22 g di cloruro di sodio contengono 3.011×10^{23} ioni Na^+ e 3.011×10^{23} ioni Cl^-**

Quanti ioni sono contenuti in 13.2 g di solfato di ammonio $(NH4)_2SO_4$?

Massa formula $(NH_4)_2SO_4$: 132.13 g/mol

$n = \frac{13.2\ g}{132.13\ g/mol} = 0.100\ mol$ di solfato di ammonio

$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2\ NH_4^+ + SO_4^{2-}$

0.100 mol di solfato di ammonio conterranno:

2× 0.100 mol = 0.200 mol di ioni ammonio NH_4^+
1 × 0.100 mol =0.100 mol di ioni solfato SO_4^{2-}

$$0.100\ mol \times 6.022 \cdot 10^{23}\ ioni/mol = 6.02 \cdot 10^{22} ioni\ solfato$$

$$0.200\ mol \times 6.022 \cdot 10^{23}\ ioni/mol = 1.20 \cdot 10^{23} ioni\ ammonio$$

13.2 g di solfato di ammonio contengono 1.20×10^{23} ioni NH_4^+ e 6.02×10^{22} ioni SO_4^{2-}