

Il Sistema Metrico Internazionale

Sistema Internazionale (SI) delle unità di misura, creato nel 1960 dall'Ufficio Internazionale dei Pesi e delle Misure. È un sistema con **sette unità fondamentali**:

Grandezza Fisica	Unità SI	Simbolo
Lunghezza	Metro	m
Massa	Chilogrammo	kg
Tempo	Secondo	s
Temperatura	Kelvin	K
Corrente Elettrica	Ampère	A
Quantità di Sostanza	Mole	mol
Intensità Luminosa	Candela	cd

Il Sistema Metrico Internazionale

Dalle sette unità fondamentali è possibile definire le **unità derivate**, per esempio:

Grandezza Fisica	Unità SI	Simbolo	Definizione
Forza	Newton	N	kg m s^{-2}
Lavoro	Joule	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Frequenza	Hertz	Hz	s^{-1}
Resistenza Elettrica	Ohm	Ω	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-3} \text{A}^{-2} = \text{V/A}$
Energia	Joule	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Potenza	Watt	W	$\text{J/s} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-3}$
Pressione	Pascal	Pa	$\text{N m}^{-2} = \text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
Carica Elettrica	Coulomb	C	A s
Potenziale Elettrico	Volt	V	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-3} \text{A}^{-1}$

Multipli o Sottomultipli delle Unità SI

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	milli	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a

Multiplo	Prefisso	Simbolo
10^1	deca	da
10^2	etto	h
10^3	chilo	k
10^6	mega	M
10^9	giga	G
10^{12}	tera	T

Unità Ausiliarie Utili per un Chimico

Unità	Simbolo	Definizione
Atmosfera	atm	101325 Pa
Angstrom	Å	10^{-10} m
Carica dell'Elettrone		$1,602189 \cdot 10^{-19}$ C
Caloria	cal	1/4,184 J
Elettronvolt	eV	1,602189 J

L'**elettronvolt (eV)** è un'unità di misura dell'energia, molto usata in ambito atomico e subatomico. Viene definito come l'energia guadagnata (o persa) dalla carica elettrica di un singolo elettrone, quando viene mosso nel vuoto tra due punti di una regione in cui ha sede un potenziale elettrostatico, tra i quali vi è una differenza di 1 volt.

Affidabilità delle Misure e dei Calcoli

Si siano misurati la massa (2,5 g) e il volume (1,14 cm³) di un campione di cloruro di sodio (NaCl). Qual è la sua densità?

$$d = m/V = 2,5/1,14 = 2,19298 \text{ g/cm}^3$$

È la risposta corretta?

2,5 g in realtà è compreso tra 2,4 g e 2,6 g.

1,14 cm³ è in realtà compreso tra 1,13 cm³ e 1,15 cm³.

Quindi ho:

$$d_{\min} = 2,4/1,15 = 2,1 \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\max} = 2,6/1,13 = 2,3 \text{ g/cm}^3$$

La densità va dunque riportata come 2,2 g/cm³ e non come 2,19298 g/cm³. Le **cifre significative** (insieme delle cifre certe più una) con cui posso esprimere la densità sono solo 2.

Definizione Rigorosa di Unità di Massa Atomica (u.m.a)

1 u.m.a. = 1 Dalton = 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C = $1,6605 \times 10^{-24}$ g

Ne consegue: massa di un atomo di ^{12}C = 12 u.m.a = $12 \times 1,6605 \times 10^{-24}$ g

Definizione di Massa Atomica

Si definisce **massa atomica** (o **peso atomico**, PA) di un elemento la *massa media* di un atomo dell'elemento in un campione naturale, espressa in u.m.a. (o Dalton).

Isotopo	Z	n ⁰	A	m, u.m.a.	% _x	PA, u.m.a.
Carbonio 12	6	6	12	12 esatte	98,90	12,01
Carbonio 13	6	7	13	13,00	1,10	
Cloro 35	17	18	35	34,97	75,77	35,45
Cloro 37	17	20	37	36,97	24,33	

□ Per un elemento:

Massa Molare o PA

□ Per un composto A_nB_m :

Massa Molare o Peso Molecolare (PM) = $PM(A_nB_m) = PA(A) \times n + PA(B) \times m$

Es. 1: Calcolare la massa molare (PM) di $CaCl_2$.

$$PM(CaCl_2) = 1 \times PA(Ca) + 2 \times PA(Cl) = 40,08 + 2 \times 35,45 = 110,98 \text{ u.m.a.}$$

Es. 2: Calcolare la massa molare (PM) di $Na_2SO_4 \cdot 12H_2O$.

$$PM(Na_2SO_4 \cdot 12H_2O) = 2 \times PA(Na) + 1 \times PA(S) + 16 \times PA(O) + 24 \times PA(H) =$$

$$2 \times 22,99 + 32,06 + 16 \times 16,00 + 24 \times 1,01 = 358,28 \text{ u.m.a.}$$

Es. 3: Calcolare la massa molare (PM) di $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

$$PM([Ag(NH_3)_2]Cl) = 1 \times PA(Ag) + 2 \times PA(N) + 6 \times PA(H) + 1 \times PA(Cl) =$$

$$107,87 + 2 \times 14,01 + 6 \times 1,01 + 1 \times 35,45 = 117,40 \text{ u.m.a.}$$

- * Calcolare la massa molare (PM) dell'acqua, H_2O .
- * Calcolare la massa molare (PM) dell'ammoniaca, NH_3 .
- * Calcolare la massa molare (PM) del metano, CH_4 .
- * Calcolare la massa molare (PM) dell'alcol etilico (o etanolo), $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- * Calcolare la massa molare (PM) del pirazolo, $\text{C}_3\text{H}_4\text{N}_2$.

Definizione Rigorosa di Mole

Si definisce **mole** la quantità di sostanza di un sistema che contiene un numero di entità elementari pari al numero di atomi presente in 12 g di ^{12}C .

Quanti atomi ci sono in 12 g di ^{12}C ?

Numero atomi di ^{12}C in 12 g di ^{12}C =

= massa del campione / massa di un atomo di ^{12}C =

= (12 g di atomi di ^{12}C) / ($12 \times 1,6605 \times 10^{-24}$ g) = $6,0220136736 \times 10^{23}$

Ne consegue:

□ Numero atomi contenuti in 12 g di ^{12}C = $6,0220136736 \times 10^{23}$

□ Numero entità contenute in una mole di sostanza = ^{12}C = $6,0220136736 \times 10^{23}$

ovvero **una mole contiene sempre lo stesso numero di entità, indipendentemente dalla sostanza in esame.**

Il numero $6,0220136736 \times 10^{23}$ è una quantità fondamentale per i chimici e prende il nome di **Numero di Avogadro**.

Definizione Pratica di Mole

Una mole di un individuo chimico corrisponde a quella quantità in grammi *numericamente* uguale alla sua massa atomica (o molecolare) espressa in u.m.a.

Ne consegue che

- a) per ottenere una mole di un qualsiasi elemento, basta pesare una massa in grammi pari al suo peso atomico espresso in u.m.a.
- b) per ottenere una mole di un qualsiasi composto, basta pesare una massa in grammi pari al suo peso molecolare espresso in u.m.a.

Es.: 1 mol di magnesio (Mg, PA 24,31 u.m.a) corrisponde a 24,31 g di Mg

PA = 24,31 u.m.a diventa 24,31 g/mol

Un Passaggio Fondamentale

GRAMMI
(grandezza fisica)



MOLI
(grandezza chimica)

$$\text{Massa} = \text{moli} \times \text{PM (o PA)}$$

$$\text{g} = \text{mol} \times \text{g/mol}$$

$$\text{Moli} = \text{massa} / \text{PM (o PA)}$$

$$\text{mol} = \text{g} / (\text{g/mol})$$

Nelle reazioni chimiche, vi è conservazione delle masse, non già delle moli.

Es. 1: Calcolare a quanti grammi corrispondono 10,7 moli di argento.

$$m(\text{Ag}) = \text{PA}(\text{Ag}) \times \text{mol}(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g mol}^{-1} \times 10,7 \text{ mol} = 1,2 \text{ kg}$$

Es. 2: Calcolare quante moli sono contenute in 7,12 g di cloruro di sodio (NaCl).

$$\text{PM}(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ g mol}^{-1} + 35,45 \text{ g mol}^{-1} = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{mol} = 7,12 \text{ g} / 58,44 \text{ g mol}^{-1} = 0,12 \text{ mol}$$

- * Calcolare quante moli sono contenute in 7,6 g di acqua, H_2O .
- * Calcolare la massa di 4,3 moli di ammoniaca, NH_3 .
- * Calcolare la massa di 3,2 **millimoli** di metano, CH_4 .
- * Calcolare quante moli sono contenute in 2,9 **dg** di alcol etilico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- * Calcolare quante moli sono contenute in 3,2 **kg** di pirazolo, $\text{C}_3\text{H}_4\text{N}_2$.

La Percentuale in Peso

Secondo la legge della composizione costante (Proust e Berthollet) ogni campione di un composto puro è costituito da quantità ponderali relative definite di dati elementi, indipendentemente dalla provenienza del composto.

Esistono (almeno) tre modalità per esprimere la composizione di un composto:

- ❑ Numero di atomi di ogni elemento presenti in un'unità del composto
- ❑ Massa degli atomi di ogni elemento in una mole del composto
- ❑ Massa degli atomi di ogni elemento rispetto alla massa totale del composto:
si parla di **composizione percentuale**

Per una specie $A_nB_mC_p$ avente massa molare $PM(A_nB_mC_p)$ nota:

$$\% \text{ in massa di A} = n \times PA(A) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

$$\% \text{ in massa di B} = m \times PA(B) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

$$\% \text{ in massa di C} = p \times PA(C) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

Naturalmente, deve risultare: $\sum_i (\% \text{ in massa})_i = 100\%$

Es. 1: Determinare la % di zolfo in SO_3 .

$$\% \text{ S} = 1 \times \text{PA}(\text{S}) / \text{PM}(\text{SO}_3) \times 100 = 32,06 / [32,06 + 3 \times 16,01] \times 100 = 40,0\%$$

Es. 2: Determinare la % di potassio in $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

$$\% \text{ K} = 4 \times \text{PA}(\text{K}) / \text{PM}(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) \times 100 = \\ 4 \times 39,10 / [4 \times 39,10 + 55,85 + 6 \times 12,01 + 6 \times 14,01] \times 100 = 42,3\%$$

Es. 3: Determinare la % di acqua in $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

$$\% \text{ H}_2\text{O} = 12 \times \text{PM}(\text{H}_2\text{O}) / \text{PM}(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) \times 100 = 12 \times 18,02 / 358,28 = 60,4\%$$

Differenti Tipi di Formule Chimiche

La **formula minima** (o bruta o empirica) rappresenta il rapporto molare *minimo* tra gli elementi costitutivi del composto ed è ricavabile nota la composizione % in massa di tutti gli elementi presenti nel composto.

La **formula molecolare** rappresenta il rapporto molare tra gli elementi costitutivi del composto *in una molecola del composto*. È possibile che non vi sia coincidenza tra formule minima e molecolare, ma che la formula molecolare sia un multiplo di quella minima. Il passaggio dalla formula minima alla formula molecolare è possibile nota la massa molare (PM) del composto.

La **formula di struttura** è rappresentativa della disposizione reciproca degli atomi all'interno della molecola.

Composto	Formula Minima	Formula Molecolare	Formula di Struttura
Acqua	H ₂ O	H ₂ O	H-O-H (Angolare)
Acetilene	CH	C ₂ H ₂	H-C≡C-H (Lineare)
Benzene	CH	C ₆ H ₆	Esagonale (mesomera)
Butenino	CH	C ₄ H ₄	H-C≡C-CH=CH ₂
Formaldeide	CH ₂ O	CH ₂ O	H ₂ C=O
Acido Acetico	CH ₂ O	C ₂ H ₄ O ₂	CH ₃ COOH
2-Idrossietanale	CH ₂ O	C ₂ H ₄ O ₂	O=CH-CH ₂ OH
Glucosio	CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆	Complessa
Nicotina	C ₅ H ₇ N	C ₁₀ H ₁₄ N ₂	Complessa

Calcolo della Formula Minima dalle Percentuali in Peso

Es. 1: Un composto ha dato all'analisi chimica i seguenti risultati: C 76,93%; H 5,12 %; N 17,95 %. Determinare la formula più semplice che ne esprime la composizione.

Supponiamo di avere 100 g del composto. Di essi: 76,93 g sono C

5,12 g sono H

17,95 g sono N

Ricordando $m(E)/PA(E) = \text{mol}(E)$ (E = elemento) si può calcolare:

$$76,93 \text{ g} / (12,01 \text{ g/mol}) = 6,41 \text{ mol di C}$$

$$5,12 \text{ g} / (1,01 \text{ g/mol}) = 5,07 \text{ mol di H}$$

$$17,95 \text{ g} / (14,01 \text{ g/mol}) = 1,28 \text{ mol di N}$$

La formula è dunque $C_{6,41}H_{5,07}N_{1,28}$? No.

Dobbiamo trovare degli interi semplici tali che $6,41 : 5,07 : 1,28 = nC : nH : 1$

$$nC = 6,41 / 1,28 = 4,99$$

$$nH = 5,07 / 1,28 = 3,96$$

La formula cercata è C_5H_4N

In forma tabulare:

Elemento	%	PA, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	N_{Intero}
C	76,93	12,01	6,41	4,99	5
H	5,12	1,01	5,07	3,96	4
N	17,95	14,01	1,28	1,00	1

Es. 2: Un ossido di ferro (Fe_xO_y) possiede il 72,80% in massa di Fe.
Determinarne la formula minima.

Elemento	%	PA, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	N_{Intero}
Fe	72,80	55,85	1,30	1,00	3
O	27,20	16,01	1,70	1,30	4

Trattasi di Fe_3O_4 , magnetite.

Es. 3: Un solfato di cromo e potassio ha dato, per via analitica, i seguenti risultati: K 7,82%; Cr 10,41%; SO_4^{2-} 38,40%; H_2O 43,30%. Calcolarne la formula minima.

Specie	%	PA o PM, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	N_{Intero}
K^+	7,82	39,10	0,20	1,00	1
Cr^{3+}	10,41	52,01	0,20	1,00	1
SO_4^{2-}	38,40	98,06	0,39	1,96	2
H_2O	43,30	18,02	2,40	12,00	12

La formula cercata è $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Es. 4: Un solfuro di antimonio contiene 0,962 g di S e 2,435 g di Sb. Calcolarne la formula minima.

Elemento	Massa, g	PA, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	N_{Intero}
S	0,962	32,01	0,03	1,50	3
Sb	2,435	121,75	0,02	1,00	2

La formula cercata è Sb_2S_3

Riassumendo...

Note

Masse %



Uso di PM o PA come
fattori di conversione

Moli



Rapporti
Molari



Formula
Minima

Miscele e Purezza di un Campione

A) Calcolo della purezza da dati di analisi elementare

Es.: Un campione di HgS impuro contiene il 78,47% in massa di Hg.

Trovare la purezza percentuale del campione.

$$\text{Purezza}\% = m(\text{HgS})/m(\text{totale}) \times 100$$

$$m(\text{HgS}) = m(\text{Hg}) + m(\text{S})$$

$$m(\text{Hg}) = 78,47\% m(\text{totale})$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S})$$

$$\text{mol}(\text{S}) = \text{mol}(\text{Hg}) = m(\text{Hg}) \times \text{PA}(\text{Hg}) = 78,47\% m(\text{totale}) \times \text{PA}(\text{Hg})$$

Si supponga di avere 100 g di campione HgS impuro: 78,47 g sono Hg.

$$\text{mol}(\text{Hg}) = m(\text{Hg})/\text{PA}(\text{Hg}) = 78,47 \text{ g} / 200,59 \text{ g mol}^{-1} = 0,39 = \text{mol}(\text{S})$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S}) = 0,39 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g mol}^{-1} = 12,54 \text{ g}$$

$$m(\text{HgS}) = 78,47 + 12,54 = 91,01 \text{ g}$$

La purezza è del 91,01 %

B) Calcolo del contenuto percentuale dalla purezza

Es. 1: Un campione di Cu_2S è puro al 67,0% in massa. Quanto rame posso estrarre da 1,38 kg di tale campione? Qual è la percentuale in massa di rame nel campione?

$$m(\text{Cu}) = \text{mol}(\text{Cu}) \times \text{PA}(\text{Cu})$$

$$\text{mol}(\text{Cu}) = 2 \times \text{mol}(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \times m(\text{Cu}_2\text{S}) / \text{PM}(\text{Cu}_2\text{S})$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = 67,0\% m(\text{totale}) = m(\text{totale}) \times 0,67$$

$$\text{PM}(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \times \text{PA}(\text{Cu}) + 1 \times \text{PA}(\text{S})$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = 1,38 \text{ kg} \times 0,67 = 0,93 \text{ kg} = 930 \text{ g}$$

$$\text{mol Cu}_2\text{S} = m(\text{Cu}_2\text{S}) / \text{PM}(\text{Cu}_2\text{S}) = 930 \text{ g} / 159,16 \text{ g mol}^{-1} = 5,81 \text{ mol}$$

$$\text{mol Cu} = 5,81 \times 2 \text{ mol} = 11,62 \text{ mol}$$

$$m(\text{Cu}) = 11,62 \times 63,55 = 738 \text{ g}$$

738 g di rame in 1380 g di campione = **53% in massa di rame**

Es. 2: Siano dati

a) 3 g di KCl al 50%, b) 2 g di K_2SO_4 puro al 97% in massa. Quale dei due campioni contiene più potassio?

$$\mathbf{a)} \quad m(K) = \%(K \text{ in } KCl) \times m(KCl) = PA(K) / PM(KCl) \times m(KCl)$$

$$PA(K) = 39,10 \text{ g/mol}$$

$$PM(KCl) = 1 \times PA(K) + 1 \times PA(Cl) = 39,10 + 35,45 = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$m(K) = (39,10 / 74,55) \times 1,5 = 1,57 \text{ g}$$

$$\mathbf{b)} \quad m(K) = \%(K \text{ in } K_2SO_4) \times m(K_2SO_4) = PA(K) / PM(K_2SO_4) \times m(K_2SO_4)$$

$$PA(K) = 39,10 \text{ g/mol}$$

$$PM(K_2SO_4) = 2 \times PA(K) + 1 \times PA(S) + 4 \times PA(O) = 4 \times 39,10 + 32,06 + 4 \times 16,00 = 174,26 \text{ g/mol}$$

$$m(K_2SO_4) = 97\% \text{ m(totale)} = m(\text{totale}) \times 0,97$$

$$m(K) = (39,10 / 174,26) \times m(\text{totale}) \times 0,97 = 0,87 \text{ g}$$

Esercizi Aggiuntivi

E.g. 1:

1. Calcolare la massa molare e la composizione percentuale di ogni elemento nei seguenti composti:
 - a. metano, CH_4
 - b. diossido di carbonio, CO_2
 - c. acqua, H_2O
 - d. acetone, CH_3COCH_3
2. Quanti grammi di metano sono contenuti in 45,00 moli?
3. Quante moli di acetone sono contenute in 10 g di acetone?
4. Quante moli e quante molecole di acqua sono contenute in 1 kg di acqua?

E.g. 2:

Si calcolino quante moli di idrossido di sodio (NaOH) sono contenute in 3200 g di tale sostanza.

E.g. 3:

Si calcolino quante moli di diossido di carbonio (CO₂) sono contenute in 1,1 g di tale sostanza.

E.g. 4:

Si calcolino quanti grammi di acido solforico (H₂SO₄) sono presenti in 0,05 moli di tale sostanza.

E.g. 5:

Si determinino la formula *minima* e la formula *molecolare* di un composto di massa molare 132,16 g/mol e composizione percentuale H = 9,15%, C = 54,53%, O = 36,32%.

E.g. 6:

Calcolare la formula *minima* della sostanza che presenta la seguente composizione percentuale: Ca = 40%, C = 12 %, O = 48% [CaCO₃, carbonato di calcio].

E.g. 7:

Calcolare la formula *minima* del composto organico avente la seguente composizione percentuale: C = 26,67%, H = 2,22%, O = 71,11%. [CHO₂]

E.g. 8:

Calcolare la formula *minima* del composto organico avente la seguente composizione percentuale: C = 92,3%, H = 7,7%. [CH]