

Sensibilità, precisione e accuratezza

Per misurare grandezze fisiche si utilizzano strumenti caratterizzati da una propria sensibilità, una propria accuratezza e una propria precisione.

La sensibilità corrisponde alla minima differenza che lo strumento è capace di rilevare tra due distinte misure della stessa grandezza.

L'accuratezza è legata alla capacità che lo strumento ha di dare delle risposte che siano il più possibile vicine al "valore vero" della grandezza che si sta misurando. (Errore sistematico)

La precisione è legata al fatto che ripetute misure di una determinata grandezza devono dare valori non molto diversi tra loro, cioè devono cadere in un intervallo molto ristretto. (Errore casuale).

Ogni misurazione sperimentale deve essere accompagnato da un errore.

Se si tratta di una più misurazioni bisogna trovare:

1. La media delle misurazioni
2. La media dei valori degli errori che differiscono dal valore medio

Se si tratta di un'unica misurazione bisogna dare come errore la sensibilità dello strumento.

Le cifre significative sono le cifre che danno senso a una misurazione.

7.28 → 3 cifre significative

0.2714 → 4 cifre significative (se lo 0 si trova davanti non conta come cifra significativa)

9.8400 → 5 cifre significative

Grandezze, dimensioni e unità di misura

Le grandezze fisiche sono entità impiegate per la descrizione dei fenomeni fisici che possono essere definite quantitativamente.

- Grandezze estensive: grandezze in cui il valore dipende dalla "estensione" del sistema in esame (massa, volume, calore)
- Grandezze intensive: grandezze in cui il valore è indipendente dalla "estensione" del sistema in esame (temperatura di fusione, indice di rifrazione, viscosità e densità)

La misurazione di una grandezza fisica richiede una precisa definizione della grandezza da misurare, uno strumento di misura e un'unità di misura (numero + unità di misura)

Grandezza fondamentale	Nome dell'unità di misura	Simbolo
Lunghezza	Metro	M
Massa	Chilogrammo	Kg
Tempo	Secondo	S
Intensità di corrente elettrica	Ampere	A
Quantità di sostanza	Mole	Mol
Intensità della radiazione luminosa	Candela	Cd

Tutte le grandezze fisiche derivate sono combinazioni di due o più delle sette grandezze fondamentali: area (m^2), volume (m^3), velocità ($m \times s^{-1}$), carica elettrica (coulomb), pressione (Pascal - $kg/m \times s$), energia (joule $kg \times m^2/s$), frequenza, resistenza elettrica, forza potenziale elettrico, potenza.

Esistono delle unit  tecniche che non utilizzano le grandezze del Sistema internazionale delle unit  di misura come l'atmosfera (atm) per la pressione (1atm = 101325) e la caloria (cal) per l'energia.

Temperatura assoluta (T) si ottiene sommando il valore 273.15 alla temperatura in gradi centigradi (t) $T(k) = t (C^{\circ}) + 273.15$

fattore di moltiplicazione	prefisso	simbolo	valore
10^{18}	Esa	E	1 000 000 000 000 000 000
10^{15}	peta	P	1 000 000 000 000 000
10^{12}	tera	T	1 000 000 000 000
10^9	giga	G	1 000 000 000
10^6	mega	M	1 000 000
10^3	chilo	k	1 000
10^2	etto	h	100
10^1	deca	da	10
10^{-1}	deci	d	0.1
10^{-2}	centi	c	0.01
10^{-3}	milli	m	1
10^{-6}	micro	μ	0.000 001
10^{-9}	nano	n	0.000 000 001
10^{-12}	pico	p	0.000 000 000 001
10^{-15}	femto	f	0.000 000 000 000 001
10^{-18}	atto	a	0.000 000 000 000 000 001

Particelle fondamentali

Le particelle elementari costituenti la materia sono protone, neutrone ed elettrone. Il protone e il neutrone formeranno il nucleo e sono chiamate nucleoni.

Particella	Massa assoluta (kg)	Massa relativa (Unità di massa atomica)	Carica (Coulomb)
Protone	$1.6726 \cdot 10^{-27}$ kg	1.00728 u.m.a.	$1.602 \cdot 10^{-19}$ C (+1)
Neutrone	$1.6749 \cdot 10^{-27}$ kg	1.00867 u.m.a.	
Elettrone	$9.109 \cdot 10^{-31}$ kg	$5.49 \cdot 10^{-4}$ u.m.a.	$1.602 \cdot 10^{-19}$ C (-1)

Atomo: è la più piccola quantità di materia che conserva le caratteristiche e le proprietà fisiche di un elemento chimico. È costituito da un aggregato di protoni, neutroni ed elettroni complessivamente neutro, quindi il numero di protoni è uguale al numero di elettroni. Protoni e neutroni costituiscono il nucleo centrale, mentre gli elettroni occupano lo spazio attorno ad esso.

Elemento: è un atomo del quale possiede uno specifico numero di protoni. Tale numero viene chiamato numero atomico (z). L'elemento è contraddistinto da un proprio nome e un proprio simbolo.

${}^6\text{C}$ carbonio $z=6$, ${}^{16}\text{S}$ zolfo $z=16$, ${}^{15}\text{P}$ fosforo $z=15$

Isotopo: è un elemento che contiene il suo specifico numero di protoni ma diverso numero di neutroni. Il numero totale di protoni e neutroni (nucleoni) caratterizzante un isotopo viene chiamato numero di massa (A). Alcuni elementi sono presenti in natura con un solo isotopo (20 elementi) oppure possono essere presenti come miscele di isotopi.

${}^1\text{H}$ idrogeno, ${}^2\text{H}$ deuterio, ${}^3\text{H}$ trizio (radioattivo ed instabile)

${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$

Molecola: è un insieme neutro di atomi tenuti assieme da legami chimici. Il numero e la tipologia degli atomi costituenti una molecola può variare.

Tra le molecole biatomiche si distinguono le omonucleari, composte da due atomi identici (O_2 , F_2) dalle eteronucleari, composte da due atomi diversi (HBr , NO).

Ione: è un atomo (ione monoatomico) o una molecola (ione molecolare) avente carica elettrica. La carica può essere negativa o positiva, singola o multipla. Gli ioni positivi sono detti cationi, gli ioni negativi sono detti anioni.

I composti ionici (sali) sono formati da anioni e cationi in un definito reticolo cristallino.

Massa atomica relativa, mole e numero di Avogadro

Per poter quantificare le masse degli atomi e delle molecole si ricorre a una scala di tipo relativo confrontando le masse di atomi e molecole con la massa di un campione di riferimento.

L'elemento di riferimento è la dodicesima parte del ^{12}C .

L'unità di misura viene chiamata unità di massa atomica (u.m.a)

$$1 \text{ uma} = \text{massa } (^{12}\text{C}) / 12$$

$$1 \text{ uma} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La mole (mol) è la quantità di sostanza contenente tante unità elementari quante ve ne sono in 12.000 g di ^{12}C , le unità elementari possono essere sia atomi che molecole.

$$N_A = 12.0000 / (12 \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}) = 6.022 \times 10^{23} \text{ (numero di Avogadro)}$$

Per l'atomo, 1 mol corrisponde alla massa atomica; per la molecola, 1 mol corrisponde alla massa molecolare

$$n = m \text{ (g)} / m.a$$

$$n = m \text{ (g)} / m.m.$$

16,043 uma di CH_4 : 1 mol CH_4 , 1 mol di C, 4 mol di H

Formula empirica, molecolare e strutturale

Le sostanze elementari sono costituite da un singolo atomo o da atomi dello stesso elemento, che possono essere eletti fra loro mediante legami covalenti o da legami metallici.

I composti si originano dalla combinazione di elementi differenti, possono legarsi tra loro mediante legami covalenti o ionici.

Formula minima (empirica) indica quali atomi costituiscono il composto e in quale rapporto numerico sono presenti. È detta empirica in quanto essa è ricavabile dall'analisi sperimentale della composizione elementari del composto.

Formula molecolare specifica il numero complessivo di atomi presenti nella molecola. La formula molecolare solitamente è un multiplo intero della formula empirica.

$$f.m. = n \times f.e.$$

Formula strutturale indica in quale modo gli atomi sono legati tra loro e come sono disposti nello spazio.

O	fe: O	fm: O ₂ O ₃	fs: O=O	O-O-O
CHO	fe: CH ₂ O	fm: CHO CHO	fs:	

Composti che hanno la stessa formula molecolare ma una diversa concatenazione degli atomi vengono chiamati isomeri di struttura.