

Unità di misura

Le unità di misura sono molto importanti

1000 → è solo un numero

1000 lire → unità di misura monetaria

1000 € → unità di misura monetaria ...ma il valore di acquisto è molto diverso!

1000€/mese → unità di misura diversa ...potrebbe essere uno stipendio

Perché servono le unità di misura nella pratica di laboratorio e in corsia?

- **Raccolta dati** → misura sperimentale di un parametro (es. intensità di colore)
- **Analisi dati** → conversione da un parametro ad un altro (es. da intensità di colore a concentrazione della sostanza)
- **Risultato** → confronto tra concentrazione della sostanza e valori normali

Qualsiasi analisi quantitativa si esprime con:

- valori numerici
- unità di misura

Alcune unità di misura rilevanti in chimica

Sistema decimale	Grandezza	Unità	Simbolo
	massa	grammo	g
	lunghezza	metro	m
	volume	litro	l
	tempo	secondi	s
	energia	joule	j
	energia	caloria	cal

Sistema Internazionale	Grandezza	Unità	Simbolo
	massa	chilogrammo	kg
	lunghezza	metro	m
	temperatura	gradi kelvin	K
	tempo	secondi	s
	quantità	mole	mol
	pressione	atmosfera	atm

Per variare l'entità misurata si usano dei prefissi:

1000	chilo	k
0.1	deci	d
0.01	centi	c
0.001	milli	m
0.00001	micro	μ

1. Calcolare quanti grammi ci sono in un chilogrammo. $1000\text{g} = 10^3\text{g}$
2. Calcolare quanti milligrammi ci sono in un chilogrammo. 10^6 mg
3. Calcolare a quanti grammi corrispondono 1000 milligrammi. 1 g
4. Calcolare a quanti kg corrispondono 10^2 grammi. 0.1 kg
5. Calcolare a quanti g corrispondono 10^{-3} kg. 1g
6. Calcolare a quanti ml corrisponde 1 litro. 1000 ml
7. Calcolare a quanti secondi corrispondono 10 minuti. 600 s

Errori sperimentali e cifre significative

La misura sperimentale è caratterizzata da due proprietà:

Accuratezza: quanto il valore misurato si avvicina a quello vero

Precisione: quanto i valori misurati differiscono tra loro

Le caratteristiche di accuratezza e precisione di un esperimento permettono di stabilire le cifre significative del risultato numerico.

Il numero finale deve essere paragonabile alla bontà del metodo di analisi

In un calcolo di laboratorio non tutti i numeri sono uguali:

- Parametri → numeri per i quali vige la regola suddetta
- Costanti → numeri per cui tutte le cifre sono importanti (es. Numero di Avogadro: 6.022×10^{23})

Numeri molto grandi o molto piccoli vengono espressi con le potenze

$$0.0001 \rightarrow 10^{-4}$$

$$10000 \rightarrow 10^4$$

Esprimere i seguenti numeri con potenze:

$$378000 \rightarrow 3.87 \times 10^5$$

$$8931.5 \rightarrow 8.93 \times 10^3$$

$$0.000593 \rightarrow 5.93 \times 10^{-4}$$

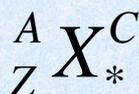
$$0.000004 \rightarrow 4 \times 10^{-6}$$

Atomi e molecole

Atomo: unità più piccola di un elemento che ne mantiene le caratteristiche chimiche

Simbolo atomico: 1 o 2 lettere che identificano un elemento

Tabella periodica: classificazione degli elementi in base al numero atomico crescente



A: numero di massa (protoni + neutroni)

Z: numero atomico (numero di protoni o numero di elettroni)

C: carica

*: numero di atomi in una formula

Isotopi: stesso Z, ma diverso A

Come si misurano le molecole?

Mole: quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro (6.022×10^{23}) di molecole

Unità di massa atomica (UMA): $1/12$ massa di ^{12}C (1.67×10^{-24} g)

Massa atomica relativa: massa di un atomo relativamente all'unità di massa atomica. Ossia quanto pesa una sostanza rispetto a $1/12$ di ^{12}C .

Es.: Ossigeno (O): m.a.r.=16

Azoto (N): m.a.r.= 14

Iidrogeno (H): m.a.r.= 1

Massa molecolare relativa: massa della molecola. Ossia somma delle masse degli atomi (peso molecolare).

Es.: H_2O ($2\text{H} + 1\text{O}$) = $2 + 16 = 18$

H_2CO_3 ($2\text{H} + 1\text{C} + 3\text{O}$) = $2 + 12 + (16 \times 3) = 62$

Calcolare il peso molecolare delle seguenti molecole:

Ossigeno molecolare (O_2) 32

Azoto molecolare (N_2) 28

Anidride Carbonica (CO_2) 44

Cloruro di sodio (NaCl) 58

Idrossido di sodio (NaOH) 40

Acido Carbonico (H_2CO_3) 62

Qual è la relazione tra mole e massa?

Una mole di sostanza = quantità in grammi pari alla sua massa

A quante moli corrisponde un quantitativo in grammi della sostanza?

Moli = Grammi / peso molecolare

Es.: a quante moli corrispondono 5g di CO_2 ?

Massa molecolare = 44 \Rightarrow 1 mol = 44g \Rightarrow 5g/44 = 0.11 moli

Gas Ideali

Le particelle dei gas ideali:

- Sono in movimento continuo e casuale
- Hanno un volume trascurabile rispetto al volume totale del gas
- Non interagiscono tra loro
- Urtano in modo completamente elastico

In particolari condizioni sperimentali (bassa pressione o alta temperatura) i **gas reali** si comportano come **gas ideali**.

A temperatura ambiente e a pressione atmosferica la maggior parte dei **gas reali** (O_2 , N_2 , H_2) si comporta seguendo le leggi dei **gas ideali**.

Leggi che regolano il comportamento dei **gas ideali**

1. **Legge di Boyle** ($T=\text{cost.}$) isoterma

$$PV = \text{cost.} \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

2. **Legge di Gay Lussac** ($P=\text{cost.}$) isobara

$$\frac{V}{T} = \text{cost.} \Rightarrow V_t = V_0(1 + \alpha t) \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

3. **Legge di Charles** ($V=\text{cost.}$) isocora

$$\frac{P}{T} = \text{cost.} \Rightarrow P_t = P_0(1 + \alpha t) \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

dove $\alpha = 1/273$ (coeff. di dilatazione termica) t = temperatura in $^{\circ}\text{C}$

Queste tre leggi sono riassunte e combinate nell'**EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI**

$$PV = nRT$$

Dove R è la costante universale dei gas e vale $R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Unità di misura

- Pressione: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$
- Volume: $1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$
- Temperatura: $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.16$
 $^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273.16 \Rightarrow \text{zero assoluto (0K)} = -273.16^{\circ}\text{C}$
- Costante R dei gas: $0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
 $1.987 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
 $8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Numero di AVOGADRO

In condizioni che approssimano le condizioni ideali, la Legge di AVOGADRO afferma che **volumi uguali** di gas nelle **stesse condizioni di pressione e temperatura** contengono lo **stesso numero di molecole**, indipendentemente dal tipo di gas.

⇒ Una mole di gas a $T=0^{\circ}\text{C}$ e $P=1\text{atm}$ occupa $V=22.4\text{l}$ e contiene $N=6.022 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole, dove N è il **numero di Avogadro**

Mole (n) è la quantità di materia di un sistema che contiene $6.022 \cdot 10^{23}$ entità elementari

$$n = \frac{g}{PM}$$

Domande a risposta multipla

- A Pressione costante il volume di un gas:
 1. Aumenta con andamento iperbolico X
 2. Diminuisce X
 3. Aumenta con andamento lineare ✓
 4. Rimane costante X

- Il valore numerico della costante universale dei gas, R:
 1. Aumenta con il diminuire della temperatura X
 2. Dipende dalle unità di misura impiegate per esprimere P, T, V ✓
 3. È zero per i gas nobili X
 4. Varia solo con la pressione X

- Le sostanze allo stato gassoso:
 1. Occupano un volume trascurabile X
 2. Esercitano una pressione sulle pareti del recipiente ✓
 3. Sono caratterizzate da grandi forze attrattive X
 4. Sono caratterizzate da energia cinetica molecolare minima X

- Secondo la teoria cinetica, gli urti che si verificano tra molecole di un gas ideale sono:
 1. violenti X
 2. deboli X
 3. efficaci X
 4. elastici ✓

- Nell'equazione di stato dei gas R è:
 1. Un numero adimensionale X
 2. Un numero che varia con la temperatura X
 3. Una costante di proporzionalità ✓
 4. Un numero intero X

- Il volume molare di un qualunque gas è:
 1. 22.4 l a 25°C e 1 atm X
 2. 22.4 l a 0°C e 1 atm ✓
 3. 22.4 l a 0°C e 10 atm X
 4. 22.4 l a 0°C e 780atm X

- A 25°C e 1 atm due volumi uguali di ossigeno (O_2) e ozono (O_3):
 1. Contengono lo stesso numero di molecole ✓
 2. Contengono lo stesso numero di atomi come costituenti molecolari X
 3. Hanno la stessa massa X
 4. Hanno la stessa densità X

- Quale delle seguenti condizioni rendono un gas reale più simile ad un gas ideale?
 1. Alta temperatura ✓
 2. Dimensioni molecolari piccole X
 3. Alta pressione X
 4. Molecole polari X

- Quali delle seguenti affermazioni sono vere?
 1. Un gas reale non segue l'equazione di stato dei gas ideali ✓
 2. In un gas reale esistono tra le particelle interazioni che invece sono assenti in un gas ideale ✓
 3. Non è possibile determinare il PM di un gas ideale applicando l'equazione di stato X
 4. Le particelle di un gas ideale e di un gas reale si possono sempre considerare puntiformi X

Esercizio 1

Si calcoli la pressione esercitata da 8 grammi di O_2 in un recipiente di 15 l posto alla temperatura di 18°C . (P.A. O=16)

Applichiamo la legge di stato: $PV=nRT$

Qual è l'incognita?

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad n = g/PM = 8/32 = 0.25$$

$$T_K = T_{^{\circ}\text{C}} + 273 = 18 + 273 = 291\text{K}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.25 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot 291\text{K}}{15 \text{ l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} = 0.4 \text{ atm}$$

Esercizio 2

In un recipiente di 1l collegato con una pompa da vuoto la pressione del gas residuo è di $3.0 \cdot 10^{-6}$ mmHg a 20°C .

Calcolare il numero di molecole contenute nel recipiente.

Applichiamo la legge di stato: $PV=nRT$

Qual è l'incognita? $n \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad T_K = T_{^{\circ}\text{C}} + 273 = 20 + 273 = 291\text{K}$$

$$P = 3.0 \cdot 10^{-6} \text{ mmHg} / 760 = 3.95 \cdot 10^{-9} \text{ atm}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{3.95 \cdot 10^{-9} \text{ atm} \cdot 1\text{l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot 293\text{K}} = 1.64 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$$

Ricordando che $1n = N$ (numero di Avogadro) di molecole
 \Rightarrow numero di molecole = $6.022 \cdot 10^{23} \cdot 1.64 \cdot 10^{-10} = 9.87 \cdot 10^{13}$

Esercizio 3

Calcolare la temperatura in gradi centigradi alla quale 2g di O_2 occupano un volume di 1.5l alla pressione di 5atm. (P.A. $\text{O} = 16$)

Applichiamo la legge di stato: $PV=nRT$

Qual è l'incognita? $T \Rightarrow T = \frac{PV}{nR}$

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad n = g/\text{PM} = 2/32 = 0.0625 \text{ mol}$$

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{5\text{atm} \cdot 1.5\text{l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{0.0625\text{mol} \cdot 0.082\text{l} \cdot \text{atm}} = 1463\text{K}$$

$$T_{^{\circ}\text{C}} = T_K - 273 = 1463 - 273 = 1190^{\circ}\text{C}$$

Esercizio 4

0.18g di un gas occupano un volume di 100ml alla pressione di 1368mmHg ed alla temperatura di 20°C . Calcolare il PM del gas.

Applichiamo la legge di stato: $PV=nRT$

Qual è l'incognita? PM $\frac{g}{\text{PM}} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow \text{PM} = \frac{gRT}{PV}$

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\text{Convertiamo: } V = 100\text{ml} = 0.1\text{l}$$

$$P = 1368 \text{ mmHg} / 760 = 1.8 \text{ atm}$$

$$T = 20 + 273 = 293\text{K}$$

$$\text{PM} = \frac{gRT}{PV} = \frac{0.18 \cdot 0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot 293\text{K}}{1.8\text{atm} \cdot 0.1\text{l} \cdot \text{K}} = 24$$

Esercizio 5

$5.0 \cdot 10^{21}$ molecole di un gas si trovano in un recipiente di 200ml alla temperatura di -20°C .

Calcolare la pressione nel recipiente.

Qual è l'incognita? P $\Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T_K = T_{^{\circ}\text{C}} + 273 = -20 + 273 = 253\text{K}$$

$$n = \text{no. Molecole} / \text{no. Avogadro} = 5.0 \cdot 10^{21} / 6.022 \cdot 10^{23} = 8.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{8.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot 253\text{K}}{0.2\text{l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} = 0.86\text{atm}$$

Esercizio 6

Alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 0°C , quale dei seguenti sistemi occupa un volume di 5.6l?

- 14g di azoto molecolare (P.A.=14)
- 16g di ossigeno molecolare (P.A.=16)
- 5g di neon molecolare (P.A.=20)
- 32g di ossigeno molecolare (P.A.=16)

Qual è l'incognita? $n = \frac{PV}{RT}$

Utilizziamo la legge di stato per ricavare $n = \frac{PV}{RT} = 0.25$

- $n=0.5$
- $n=0.5$
- $n=0.25 \Rightarrow$ La risposta corretta è c)
- $n=1$

Esercizio 7

Calcolare la temperatura in gradi centigradi alla quale 2g di O_2 occupano un volume di 1.5l alla pressione di 5 atm. (P.A.=16)

Qual è l'incognita? $\Rightarrow t$ in $^{\circ}\text{C}$

Utilizziamo la legge di stato per ricavare T in K

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{5 \cdot 1.5}{\frac{2}{32} \cdot 0.082} = \frac{7.5}{5.125 \cdot 10^{-3}} = 1463.4\text{K}$$

$$t = T - 273 = 1463.4 - 273 = 1190.4^{\circ}\text{C}$$

Esercizio per casa 1

Una certa quantità di gas occupa un volume di 350ml alla temperatura di 150°C e a 0.7 atm. Calcolare la pressione che la medesima quantità di gas esercita in un volume di 2l a 30°C.

Se una certa quantità di gas compie una generica trasformazione fisica da uno stato 1 (P_1, V_1, T_1) ad uno stato 2 (P_2, V_2, T_2) si ha: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

L'incognita è P_2 , quindi:
$$P_2 = \frac{0.7 \text{ atm} \cdot 0.35 \text{ l} \cdot 303 \text{ K}}{423 \text{ K} \cdot 2 \text{ l}} = 8.77 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

Se uno dei parametri di stato (P, V, T) rimane costante durante la trasformazione, l'equazione si riduce ad una delle seguenti relazioni:

$P_1 V_1 = P_2 V_2$	$T = \text{cost.}$
$P_1/T_1 = P_2/T_2$	$V = \text{cost.}$
$V_1/T_1 = V_2/T_2$	$P = \text{cost.}$

Esercizio per casa 2

Un gas contenuto in un cilindro munito di pistone viene riscaldato isobaricamente fino a raddoppiare il volume. La temperatura iniziale del gas è 25°C. Calcolare la temperatura finale in gradi centigradi.

Siamo in condizioni di $P = \text{cost.}$, quindi si ha: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

L'incognita è T_2 , quindi:
$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

Ma $V_2 = 2V_1$, quindi:
$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{2V_1 T_1}{V_1} = 2T_1$$

$$T_2 = 2T_1 = 2 \cdot 298 \text{ K} = 596 \text{ K} = 596 - 273 = 323^\circ\text{C}$$