INDICE

otto capitoli, centocinque pagine

1. La mole e i calcoli 1
- 1.1 Le leggi delle masse e la teoria atomica 2
- 1.2 La mole 3
- 1.3 Formula minima e formula molecolare 5
- 1.4 Le reazioni e i calcoli 6
- 1.5 I gas e il volume molare 10

2. L'atomo 11
- 2.1 Le particelle e gli isotopi 12
- 2.2 Dai modelli alla radioattività 15
- 2.3 La luce e gli spettri 17
- 2.4 Il modello di Bohr 20

3. Il modello quantistico 21
- 3.1 Dal modello di Bohr agli orbitali 22
- 3.2 Orbitali e numeri quantici 25
- 3.3 Come si riempiono gli orbitali 28
- 3.4 Come si fa: le configurazioni 31

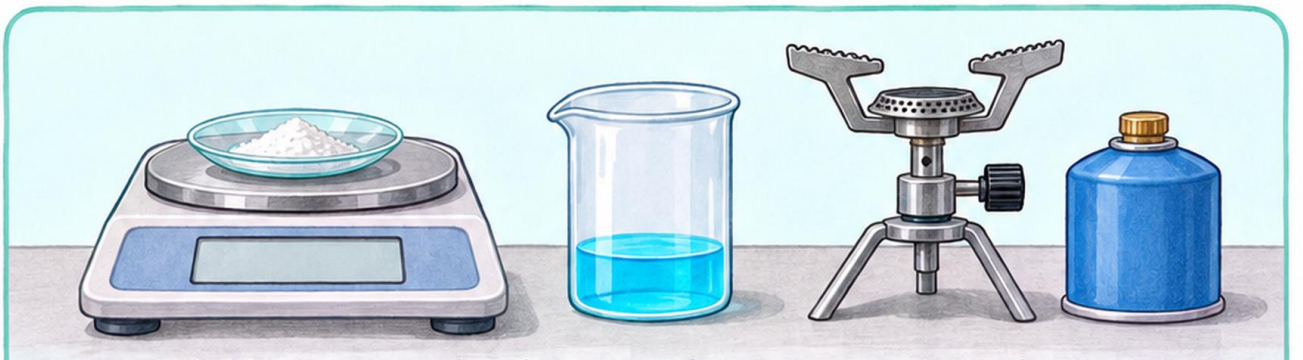
4. La tavola periodica 35
- 4.1 La tavola e le configurazioni 36
- 4.2 Famiglie, metalli e non metalli 38
- 4.3 Perché le proprietà cambiano 40
- 4.4 Ionizzazione, affinità ed elettronegatività 43
- 4.5 Come si fa: prevedere e ordinare 47

5. I legami chimici 49
- 5.1 Perché gli atomi si legano 50
- 5.2 Il legame covalente e le strutture di Lewis 52
- 5.3 Legame polare, dativo, ionico e metallico 56
- 5.4 Cariche formali, risonanza ed eccezioni all'ottetto . 61

6. La forma delle molecole 65
- 6.1 La teoria VSEPR 66
- 6.2 La polarità delle molecole 71
- 6.3 I legami σ e π 73
- 6.4 L'ibridazione 75

7. Le forze fra le molecole 80
- 7.1 Dipolo-dipolo, London e legame a idrogeno 81
- 7.2 L'acqua, i liquidi e i solidi 85
- 7.3 Il simile scioglie il simile 88

8. I nomi dei composti 90
- 8.1 Numero di ossidazione e nomenclature 91
- 8.2 I composti binari 94
- 8.3 Idrossidi e ossiacidi 97
- 8.4 Ioni poliatomici e sali ternari 100
- 8.5 Come si fa: nomi e formule 103



Sul bancone: la bilancia con una polvere bianca, una soluzione azzurra e il fornello da campeggio spento.

CAPITOLO 1

LA MOLE E I CALCOLI

DALLA BILANCIA ALLA REAZIONE

Chimica - terza

"In questo capitolo ripassi la chimica dei numeri: le leggi delle masse, la mole, le formule e le reazioni, fino ai calcoli con grammi, moli e gas."

DOVE LA TROVI



Il lievito per dolci: in forno libera anidride carbonica e l'impasto si gonfia.



La ricetta che raddoppia tutte le dosi insieme: come i coefficienti di una reazione.

IN QUESTO CAPITOLO

1.1 le leggi delle masse e la teoria atomica
1.2 la mole
1.3 formula minima e formula molecolare
1.4 le reazioni e i calcoli
1.5 i gas e il volume molare

NELLE VERIFICHE

Grammi, moli e particelle; formula minima e molecolare; bilanciare e tipo di reazione; dai grammi ai grammi; limitante e resa; volume molare e $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

LE LEGGI DELLE MASSE – ZOLFO, FERRO E OSSIGENO

Chimica - terza - la mole e i calcoli

In questa pagina ripassi le tre leggi sulle masse, ognuna con la sua condizione, e la teoria atomica di Dalton con quello che ne resta.

1. LAVOISIER

$S + O_2 \rightarrow SO_2$: 32,06 g + 32,00 g = 64,06 g

In un **SISTEMA CHIUSO** la massa totale prima di una reazione chimica è uguale a quella dopo.

Se lo zolfo brucia in un barattolo chiuso, 32,06 g di zolfo e 32,00 g di ossigeno danno 64,06 g di anidride solforosa, SO_2.



sistema chiuso

OCCHIO!

Lavoisier vale in un sistema chiuso: in un recipiente aperto un gas che esce porta via massa.

Proust vale per un dato composto: SO_2 e SO_3 hanno rapporti diversi fra zolfo e ossigeno.

2. PROUST

Per un dato composto gli elementi si combinano sempre nello stesso rapporto di massa.

Nel solfuro di ferro, FeS, ci sono 55,85 g di ferro ogni 32,06 g di zolfo: circa 1,74 g per grammo di zolfo.

Se il ferro è in più, quello in più resta senza reagire: nel FeS il rapporto non cambia.

FeS
55,85 g di ferro
32,06 g di zolfo

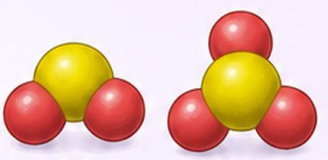
3. DALTON

Se due elementi formano più composti, con la stessa massa di uno le masse dell'altro stanno fra loro come numeri interi piccoli: sono le **PROPORZIONI MULTIPLE.**

4. ZOLFO E OSSIGENO

Con la stessa massa di zolfo, 32,06 g, in SO_2 ci sono 32,00 g di ossigeno e in SO_3 ce ne sono 48,00 g.

Il rapporto 2 : 3 è fra numeri interi piccoli: SO_2 ha due atomi di ossigeno per atomo di zolfo, SO_3 ne ha tre.



SO_2 SO_3

5. LA TEORIA DI DALTON

Nelle reazioni chimiche gli atomi non si creano né si distruggono, si ricombinano: per questo in un sistema chiuso la massa totale non cambia.

Gli atomi si uniscono in numeri interi e fissi: per questo il rapporto di massa di un composto è fisso.

6. CHE COSA NE RESTA

Resta l'idea che gli atomi si combinino in rapporti di numeri interi.

Oggi si sa che l'atomo ha particelle dentro e che atomi dello stesso elemento possono avere masse diverse: gli **isotopi.**

TRUCCO

Ogni legge ha la sua condizione: sistema chiuso per Lavoisier, un dato composto per Proust, la stessa massa dell'altro elemento per Dalton.

7. DA RICORDARE

1. **Lavoisier:** in un sistema chiuso la massa totale prima e dopo la reazione è la stessa.
2. **Proust:** un dato composto ha sempre lo stesso rapporto di massa fra gli elementi; nel FeS ferro su zolfo è circa 1,74 : 1.
3. **Dalton:** con la stessa massa di zolfo, le masse di ossigeno in SO_2 e SO_3 stanno come 2 : 3.
4. Gli **atomi di Dalton** spiegano le tre leggi, ma hanno particelle dentro.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Dire che due elementi si combinano in un solo rapporto: ogni loro composto ha il suo.
2) Confrontare SO_2 e SO_3 senza fissare la massa di zolfo.

LA MOLE – QUANTE PARTICELLE, QUANTI GRAMMI

Chimica – terza – la mole e i calcoli

In questa pagina ripassi che cos'è la mole, il numero di Avogadro e la massa molare, e le due formule che legano grammi, moli e particelle.

1. LA MOLE

La **MOLE**, simbolo mol, è l'unità del Sistema Internazionale per la quantità di sostanza.

Una mole contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ particelle, che si dicono sempre: atomi, molecole, ioni o unità formula.

OCCHIO!

La mole conta particelle, non grammi: in 1 mol sostanze diverse hanno lo stesso numero di particelle e masse diverse.

Il cloruro di sodio non ha molecole: 1 mol di NaCl è 1 mol di unità formula.

2. IL NUMERO DI AVOGADRO

$N_a \approx 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

N_a è il **NUMERO DI AVOGADRO**: le particelle contenute in 1 mol.

Dal 2019 la mole si definisce fissando il valore esatto di N_a; $6{,}022 \cdot 10^{23}$ è quel valore arrotondato.

$N_a \approx 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$
particelle in 1 mol

3. TRE MOLI, TRE MASSE



12,01 g
1 mol di C

55,85 g
1 mol di Fe

58,44 g
1 mol di NaCl

stesso numero di particelle, masse diverse

Nei tre vetrini c'è 1 mol di tre sostanze: atomi di carbonio, atomi di ferro e unità formula di cloruro di sodio.

Il numero di particelle è lo stesso, le masse sono diverse: 12,01 g, 55,85 g e 58,44 g.

4. LA MASSA MOLARE

La **MASSA MOLARE** M è la massa di 1 mol di sostanza, in g/mol.

Ha lo stesso numero della massa atomica, molecolare o formula in u: il carbonio, 12,01 u, ha M = 12,01 g/mol.

Per un composto si sommano le masse degli atomi della formula: NaCl, 22,99 + 35,45 = 58,44 g/mol.

5. DUE FORMULE

$n = \frac{m}{M}$ $N = n \cdot N_a$

$n = \frac{m}{M}$
$N = n \cdot N_a$

Dai grammi alle moli, poi dalle moli alle particelle.

Con 29,22 g di NaCl: $n = \frac{29{,}22\ \text{g}}{58{,}44\ \text{g/mol}} = 0{,}5000\ \text{mol}$ e

$N = 0{,}5000\ \text{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1} \approx 3{,}011 \cdot 10^{23}$ unità formula.

6. DI CHE PARTICELLE SI PARLA

«1 mol di ossigeno» è ambiguo: 1 mol di molecole O_2 ha $6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole e pesa 32,00 g.

In 1 mol di O_2 gli atomi sono il doppio delle molecole: circa $1{,}204 \cdot 10^{24}$ atomi di ossigeno.

TRUCCO

Dopo «mol di» scrivi la particella: atomi di C, molecole di O_2, unità formula di NaCl.

7. DA RICORDARE

1. Una mole contiene $N_a \approx 6{,}022 \cdot 10^{23}$ particelle, sempre dette: atomi, molecole, ioni o unità formula.
2. Dal 2019 la mole si definisce fissando il valore esatto di N_a.
3. La massa molare in g/mol ha lo stesso numero della massa atomica, molecolare o formula in u.
4. $n = \frac{m}{M}$ dai grammi alle moli; $N = n \cdot N_a$ dalle moli alle particelle.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Dire che una mole è una massa: è un numero di particelle, $6{,}022 \cdot 10^{23}$.
2) Usare la massa molare dell'atomo per la molecola: 1 mol di O_2 pesa 32,00 g, non 16,00 g.

DA GRAMMI A MOLECOLE – L'AMMONIACA

Chimica - terza - la mole e i calcoli

In questa pagina ripassi come si passa dai grammi di una sostanza alle moli, alle molecole e agli atomi di ogni elemento.

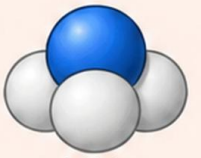
IL PROCEDIMENTO

1. Calcola la **MASSA MOLARE** dalla formula.
2. Dai grammi alle **MOLI**: $n = \frac{m}{M}$.
3. Controlla le **UNITÀ**: grammi diviso g/mol dà mol.
4. Dalle moli al numero di **MOLECOLE** N: $N = n \cdot N_a$.
5. Per gli **ATOMI** di un elemento moltiplica le molecole per il suo indice nella formula.
6. Controlla che moli e particelle siano **PROPORZIONALI**.

$$n = \frac{m}{M}$$
$$N = n \cdot N_a$$
atomi di H = 3 · N

L'ESEMPIO SVOLTO

Quante moli e quante molecole ci sono in 8,52 g di ammoniaca, NH_3? E quanti atomi di idrogeno? Usa N 14,01, H 1,01 e $N_a = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.



NH_3

1. NH_3: $M = 14{,}01 + 3 \cdot 1{,}01 =$ **17,04 g/mol**.
2. $n = \frac{8{,}52\ g}{17{,}04\ g/mol} =$ **0,500 mol**.
3. g / (g/mol) = mol: l'unità torna.
4. $N = 0{,}500\ mol \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1} \approx$ **$3{,}01 \cdot 10^{23}$** molecole.
5. Atomi di H: $3 \cdot 3{,}01 \cdot 10^{23} \approx$ **$9{,}03 \cdot 10^{23}$**; atomi di N: uno per molecola, ≈ **$3{,}01 \cdot 10^{23}$**.
6. 17,04 g sono 1 mol: 8,52 g ne sono la metà, cioè mezza mole.

IL RISULTATO

In 8,52 g di NH_3 ci sono **0,500 mol**: circa $3{,}01 \cdot 10^{23}$ molecole, con circa $9{,}03 \cdot 10^{23}$ atomi di idrogeno e circa $3{,}01 \cdot 10^{23}$ atomi di azoto.

$0{,}500\ mol \approx 3{,}01 \cdot 10^{23}$ molecole
$\approx 9{,}03 \cdot 10^{23}$ atomi di H

OCCHIO!

Le moli di molecole e quelle di atomi sono diverse: 0,500 mol di NH_3 hanno 0,500 mol di atomi di N e 1,50 mol di atomi di H.

TRUCCO

Grammi diviso M dà le moli; moli per N_a dà le molecole; per gli atomi moltiplica per l'indice dell'elemento.

DA RICORDARE

1. Il percorso è m, n, N: $n = \frac{m}{M}$ e poi $N = n \cdot N_a$.
2. Gli atomi di un elemento sono le molecole per il suo indice: in NH_3 tre atomi di H per molecola.

LA FORMULA DEI COMPOSTI – DALLE PERCENTUALI ALLA MOLECOLARE

Chimica - terza - la mole e i calcoli

In questa pagina ripassi la formula minima e la formula molecolare e come si ricavano dalle percentuali in massa e dalla massa molare.

1. DUE FORMULE

La **FORMULA MINIMA** dà il rapporto più semplice fra gli atomi; la **FORMULA MOLECOLARE** dà il numero vero di atomi di una molecola.

La molecolare è un multiplo intero della minima: il butano è C_4H_{10} e la sua minima è C_2H_5.

Un composto ionico non ha molecole: ha solo la minima, come NaCl.

minima: C_2H_5
n = 2
molecolare: C_4H_{10}

2. QUATTRO SOSTANZE

SOSTANZA	MOLECOLARE	MINIMA	M (g/mol)
etene	C_2H_4	CH_2	28,06
butano	C_4H_{10}	C_2H_5	58,14
tetrossido di diazoto	N_2O_4	NO_2	92,02
acqua	H_2O	H_2O	18,02

M: massa molare della molecolare.

3. DALLE PERCENTUALI ALLA MINIMA

Dalle percentuali in massa: in 100 g ci sono 85,6 g di carbonio e 14,4 g di idrogeno.

Moli di atomi: 85,6 g / 12,01 g/mol ≈ 7,13 mol di C e 14,4 g / 1,01 g/mol ≈ 14,3 mol di H.

C: 7,13 mol
H: 14,3 mol
rapporto 1 : 2

Si divide per il più piccolo: 7,13 / 7,13 = 1 e 14,3 / 7,13 ≈ 2,0.

Il rapporto è 1 : 2: la minima è CH_2.

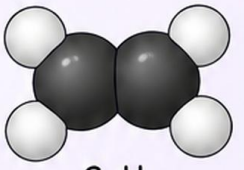
4. DALLA MINIMA ALLA MOLECOLARE

$M(CH_2) = 12{,}01 + 2 \cdot 1{,}01 = 14{,}03$ g/mol

28,06 g/mol / 14,03 g/mol = 2

La massa molare della sostanza è un dato del problema: qui 28,06 g/mol.

Divisa per quella della minima dà 2: si moltiplicano per 2 gli indici e la formula molecolare è C_2H_4, l'etene.



C_2H_4

OCCHIO!

Dalle percentuali si ricava solo la formula minima: per la molecolare serve la massa molare.

Il rapporto è fra moli di atomi, non fra grammi.

TRUCCO

Percentuali come grammi in 100 g, moli, dividi per la più piccola; se non è intero (1,5) moltiplica per 2 o 3; molecolare: M diviso M minima.

5. DA RICORDARE

1. La minima è il rapporto più semplice fra gli atomi; la molecolare è un suo multiplo intero.
2. Dalle percentuali: grammi in 100 g, moli di atomi, divisione per la più piccola.
3. Per la molecolare serve la massa molare; un composto ionico ha solo la minima.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Usare le percentuali come rapporto fra gli atomi: prima vanno in moli.
2) Dare una formula molecolare a un composto ionico: ha solo la minima.