

ZANICHELLI

James E. Brady
Neil D. Jespersen
Alison Hyslop
Maria Cristina Pignocchino

Chimica.blu

seconda edizione

ZANICHELLI

Capitolo 6

Dalla mole alla stechiometria

ZANICHELLI

Sommario

1. La massa atomica assoluta
2. La massa atomica di un elemento
3. La massa molecolare
4. La mole
5. Il calcolo della costante di Avogadro
6. Massa, massa molare e mole

Sommario

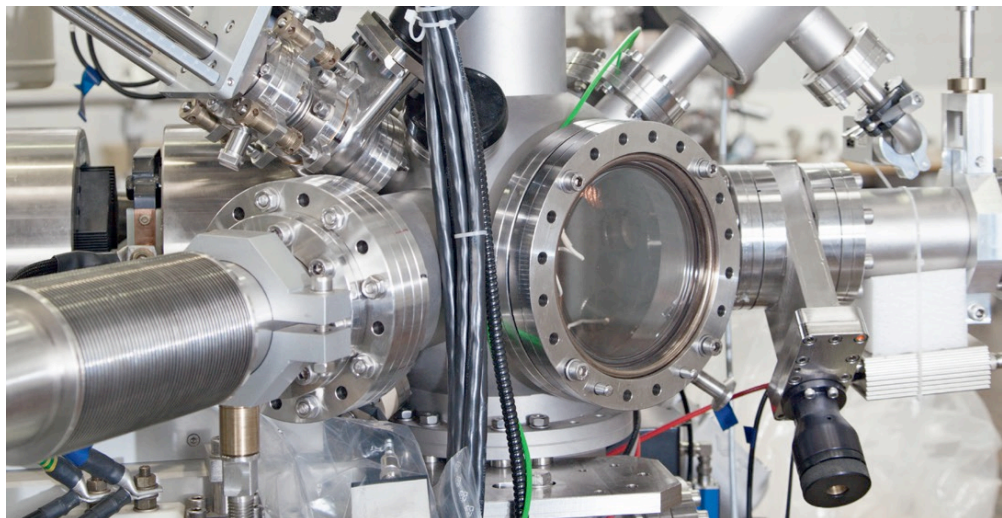
7. La mole e le formule dei composti
8. Le equazioni chimiche: rapporti tra molecole e rapporti tra moli
9. I calcoli stechiometrici
10. Il reagente limitante
11. La resa di una reazione

La massa atomica assoluta

La **massa assoluta** è la massa di un atomo espressa in kilogrammi.

Il valore delle masse assolute degli atomi si determina *indirettamente* con gli **spettrometri di massa**.

La massa di un atomo di carbonio è $1,99 \cdot 10^{-26}$ kg.



La massa atomica assoluta

Per comodità la massa assoluta di atomi e molecole si utilizza l'**unità di massa atomica** o **dalton (u)**.

Convenzionalmente, un'unità di massa atomica è uguale a 1/12 della massa assoluta di un atomo di ^{12}C , l'isotopo più abbondante del carbonio.

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ massa assoluta } ^{12}\text{C} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

La massa atomica assoluta

La **massa atomica relativa** è un numero puro che indica di quante volte la massa di un atomo è più grande rispetto all'unità di massa atomica.

$$\text{massa atomica relativa} = \text{massa assoluta} / 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Il rapporto tra due masse è adimensionale, trattandosi di una grandezza relativa, ma spesso questo valore viene espresso in u.

La massa atomica di un elemento

In natura, la maggior parte degli elementi è costituita da una miscela di diversi isotopi, con massa simile ma non identica. La percentuale di ogni isotopo in un campione di un elemento si dice *abbondanza isotopica relativa*.

La **massa atomica di un elemento** (MA) è la media ponderata delle masse relative degli isotopi presenti in un campione naturale.

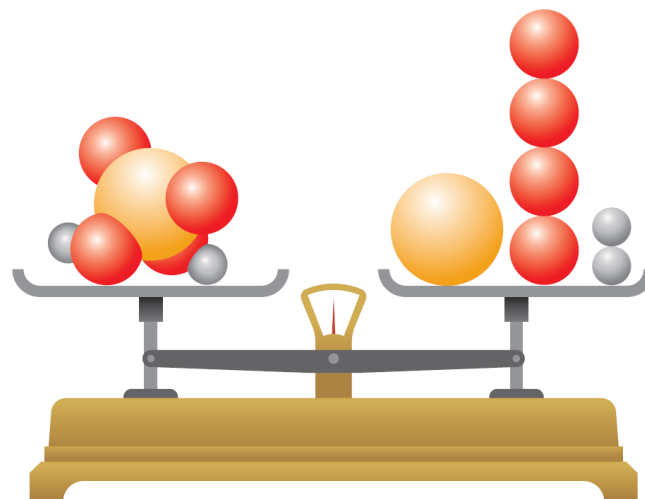
$$MA = \frac{\%_{\text{isotopo 1}} \times m_{\text{isotopo 1}} + \%_{\text{isotopo 2}} \times m_{\text{isotopo 2}} \dots + \%_{\text{isotopo n}} \times m_{\text{isotopo n}}}{100}$$

I valori della massa atomica di ciascun elemento sono indicati nella tavola periodica.

La massa molecolare

La **massa molecolare** (MM) si calcola sommando la massa atomica di tutti gli atomi che compaiono nella formula.

$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 MA_{\text{H}} + MA_{\text{S}} + 4 MA_{\text{O}}$$



Nel caso dei composti ionici la massa molecolare si indica con il termine **massa formula** (MF).

LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si calcola la massa atomica di un elemento (MA) conoscendo le abbondanze relative degli isotopi?**

Il cloro è l'elemento che ha numero atomico 17. Esiste in natura come miscela di due isotopi: il 75,77% degli atomi è costituito da ^{35}Cl e il 24,23% da ^{37}Cl . La misura accurata della massa atomica del cloro dà 34,9689 per ^{35}Cl e 36,9659 per ^{37}Cl . Partendo da questi dati, calcola la massa atomica dell'elemento cloro.

- ▶ **Come si calcola il numero di atomi presenti nel campione di un elemento?**

Calcola il numero di atomi di rame presenti in 10 kg di questo metallo.

- ▶ **Come si calcola la massa molecolare a partire dalla formula chimica?**

Il dimetilsolfuro, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$, è un composto dello zolfo a basso peso molecolare. Qual è la massa molecolare del dimetilsolfuro?

La mole

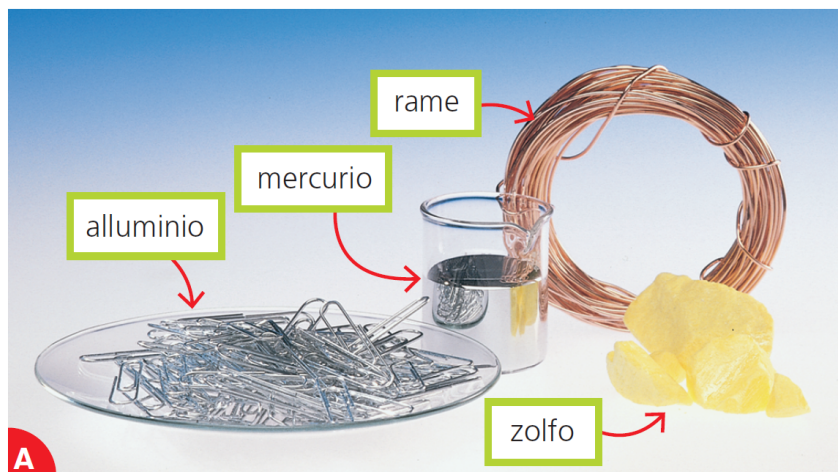
Per contare in modo rapido ed esatto quanti atomi o molecole ci sono in una certa massa di sostanza si usa una grandezza detta **mole**.

La **mole (mol)** è l'unità di misura del SI che esprime la quantità di sostanza contenente un numero di particelle costitutive pari alla costante di Avogadro.

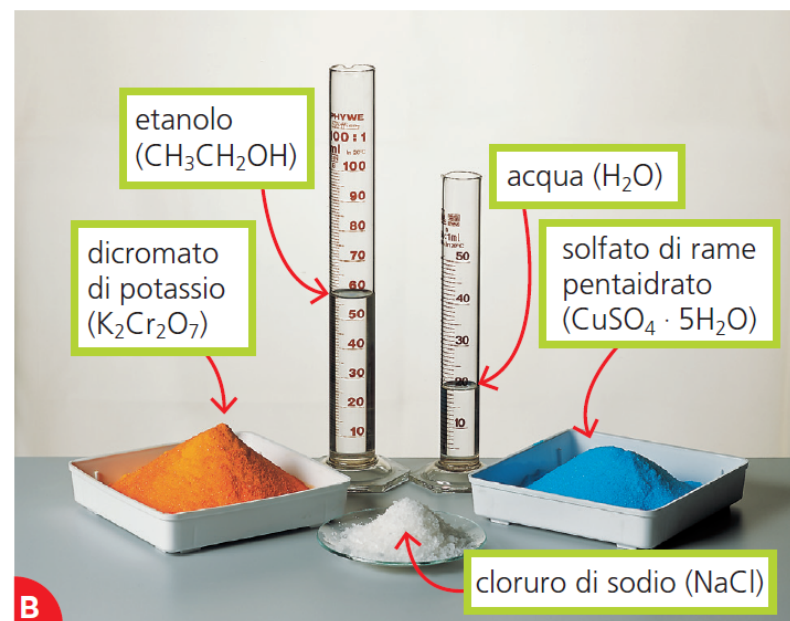
La **costante di Avogadro (N)** corrisponde a **$6,022 \cdot 10^{23}$** entità elementari.

La mole

Le entità che si contano in moli possono essere atomi, molecole, ioni, elettroni, protoni o qualsiasi oggetto che si può numerare.



1 mole di alcuni elementi



1 mole di alcuni composti

La mole

La **massa molare** (M) di una sostanza è numericamente uguale alla massa relativa (MA , MM , MF) di una sua particella. La massa di una mole di sostanza si esprime in g/mol.

La massa molare di una qualunque sostanza contiene sempre una costante di Avogadro (una mole) di particelle costitutive.

Il calcolo della costante di Avogadro

La costante di Avogadro è stata definita, in passato, come il numero di atomi di carbonio presenti esattamente in 12 g di carbonio-12.

Per eliminare l'incertezza dovuta a questo requisito, il SI ha deciso di ridefinire la costante di Avogadro come un valore fisso, che peraltro non deriva da altre grandezze come la massa.

Massa, massa molare e mole

$$n = \frac{m}{M}$$

Quantità di sostanza (mol) → n ← Massa (g)
← Massa molare (g/mol)

1. numero di moli = $\frac{\text{massa del campione espressa in grammi}}{\text{massa molare espressa in grammi/mole}}$
2. massa in grammi = massa molare \times numero di moli
3. numero di particelle = numero di moli del campione \times $6,022 \cdot 10^{23}$

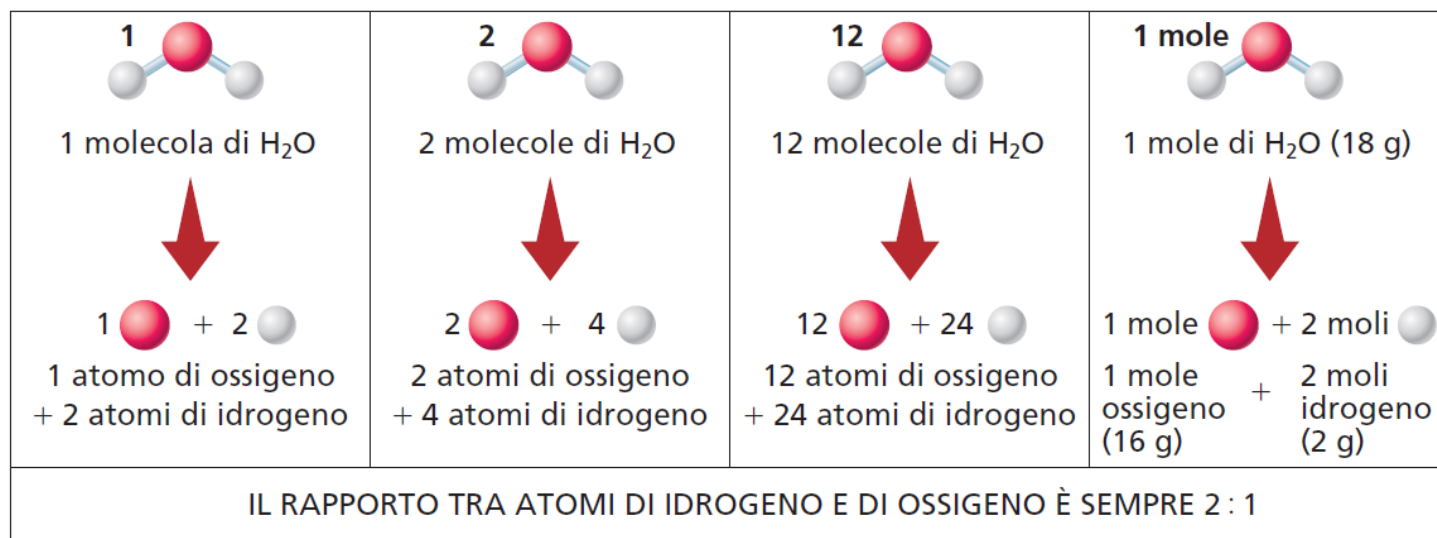
LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si convertono in moli i grammi di un elemento?**
Gli scienziati della NASA hanno impiegato pastiglie di PuO_2 , come combustibile per lanciare nello spazio, la sonda Cassini-Huygens. Ogni pastiglia conteneva 0,880 g di plutonio-238. Quante moli di plutonio c'erano in ogni pastiglia?
- ▶ **Come si convertono in grammi le moli di un composto?**
Gli impianti ossei e dentali sono spesso rivestiti con fosfato di calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, per facilitarne il legame con l'osso. Se in una procedura di rivestimento di un impianto si depositano 0,115 mol di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ puro, quale sarà la massa in grammi del rivestimento?
- ▶ **Come si converte la massa di un elemento in numero di atomi?**
Il plutonio-239 è un isotopo radioattivo che decade emettendo particelle alfa. Anche una sola particella alfa può trasformare le cellule del nostro organismo in cellule tumorali. Quanti atomi ci sono in $1,00 \cdot 10^{-6}$ g (1,00 ng) di plutonio-239?

La mole e le formule dei composti

Le **formule dei composti** esprimono i rapporti di combinazione tra elementi sia a livello corpuscolare (atomi o ioni) sia a livello macroscopico (moli).

La formula chimica dell'acqua, per esempio, indica che il rapporto tra atomi di H e atomi di O è sempre 2 a 1.



La mole e le formule dei composti

Le formula chimica di un composto si può scrivere come:

- **formula molecolare** → esprime il numero di atomi di ciascun elemento presenti in una molecola;
- **formula minima** → esprime il minimo rapporto di combinazione tra gli atomi degli elementi presenti in un composto.

Non sempre la formula minima descrive in modo corretto la molecola: la formula minima dell'acqua ossigenata è HO, ma la sua formula molecolare è H₂O₂.

La mole e le formule dei composti

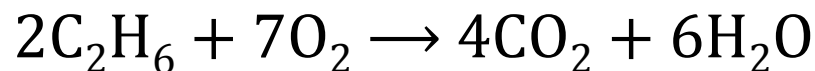
La *formula minima* si dice anche **formula empirica** perché si ottiene sperimentalmente:

1. si determina sperimentalmente la percentuale di ciascun elemento nel composto (percentuale in massa);
2. si converte in moli la massa di ogni elemento presente in 100 g di composto;
3. si stabilisce il rapporto tra le moli nel composto;
4. si ricavano gli indici dal rapporto molare;
5. si ottiene la formula empirica.

Le equazioni chimiche: rapporti tra molecole e rapporti tra moli

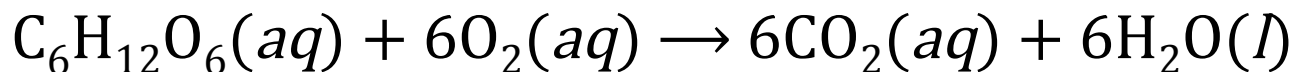
I coefficienti stechiometrici di un'equazione bilanciata esprimono sempre:

- i rapporti numerici tra le particelle reagenti e prodotte;
- i rapporti di combinazione tra le moli e le masse molari dei reagenti e dei prodotti.



Rapporto	Significato
2 mol C ₂ H ₆ :7 mol O ₂	2 mol C ₂ H ₆ reagiscono con 7 mol O ₂
2 mol C ₂ H ₆ :4 mol CO ₂	consumando 2 mol C ₂ H ₆ si producono 4 mol CO ₂
7 mol O ₂ :6 mol H ₂ O	consumando 7 mol O ₂ si producono 6 mol H ₂ O
4 mol CO ₂ :6 mol H ₂ O	4 mol CO ₂ si formano insieme a 6 mol H ₂ O
7 mol O ₂ :4 mol CO ₂	consumando 7 mol O ₂ si producono 4 mol CO ₂
2 mol C ₂ H ₆ :6 mol H ₂ O	consumando 2 mol C ₂ H ₆ si producono 6 mol H ₂ O

I calcoli stechiometrici



Quanti grammi di ossigeno si devono utilizzare per consumare completamente 1,00 g di glucosio?

$$1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : ? \text{ g O}_2$$

Il collegamento tra le sostanze è dato dal rapporto molare tra glucosio e ossigeno:

$$1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : 6 \text{ mol O}_2$$

$$180,16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : 6(32,00) \text{ g O}_2 = 1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : x \text{ g O}_2$$

$$x = 1,07 \text{ g O}_2$$

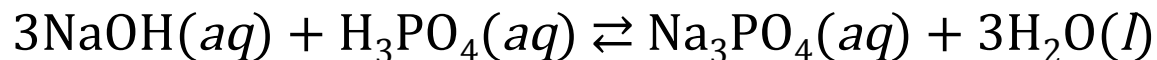
LA CHIMICA CON METODO

▶ **Come si ricava la formula empirica di un composto?**

Analizzando un composto incognito, si ottiene la seguente composizione: 44,89% di potassio, 18,37% di zolfo e 36,74% di ossigeno. Qual è la formula empirica del composto?

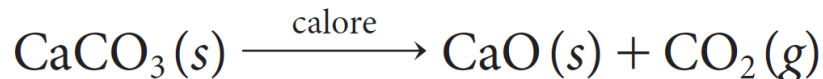
▶ **Come si calcolano le moli di un prodotto a partire dall'equazione bilanciata?**

Quante moli di fosfato di sodio si producono facendo reagire 0,240 moli di NaOH nella reazione:



▶ **Come si mettono in relazione le masse dei reagenti e le masse dei prodotti?**

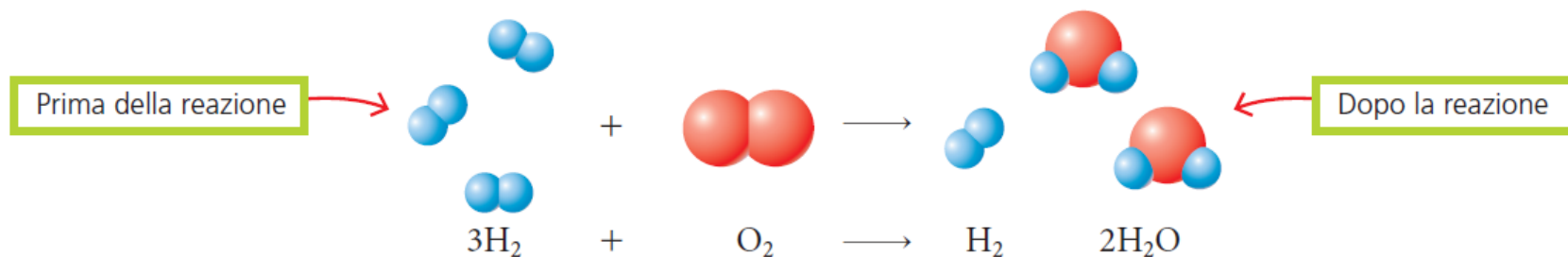
Quanti grammi di CaCO_3 servono per ottenere $1,50 \cdot 10^2$ g di CaO ?



Il reagente limitante

Il **reagente limitante** è il reagente che si esaurisce per primo durante una reazione chimica e che limita la quantità di prodotto che si può ottenere.

Se i rapporti stechiometrici non sono rispettati, una parte di reagente rimane inutilizzata.



La resa di una reazione

Durante una reazione avvengono molti processi che non sempre riusciamo a controllare:

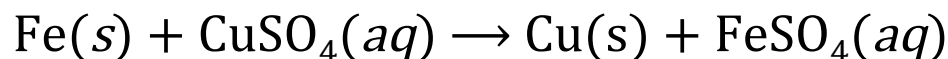
- **resa teorica** → quantità di prodotto che si può ottenere a partire da una certa massa di reagente in base alla sua equazione bilanciata (in mol o u);
- **resa effettiva** → quantità che si riesce a isolare alla fine della reazione (in mol o u);
- **resa percentuale** → rapporto tra la resa effettiva e la resa teorica espresso in forma percentuale.

$$\text{resa percentuale (\%)} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$

LA CHIMICA CON METODO

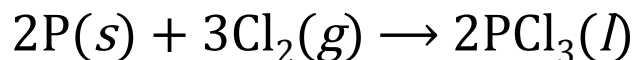
► **Come si individua il reagente limitante?**

Si fanno reagire 4 mol di ferro con 6 mol di solfato di rame. Individua il reagente limitante secondo la reazione:



► **Come si calcola la resa percentuale di una reazione?**

Una studentessa di chimica fa reagire 12,0 g di P con 35,0 g di Cl₂. Alla fine della reazione ottiene 42,4 g di tricloruro di fosforo, PCl₃. L'equazione della reazione che sta svolgendo è:



Calcola la resa percentuale del prodotto.



La chimica in Agenda

Il secondo principio della Green Chemistry prevede di progettare metodi di sintesi chimica in cui gli atomi dei reagenti siano il più possibile incorporati nel prodotto finale, limitando il più possibile gli scarti. Questo principio prende il nome di economia atomica.

L'economia atomica si calcola secondo l'equazione:

economia atomica = (massa molare del prodotto desiderato / massa molare di tutti i reagenti) × 100%



Chemistry in English

Goal 12: Responsible consumption and production

«Achieving economic growth and sustainable development requires that we urgently reduce our ecological footprint by changing the way we produce and consume goods and resources. Agriculture is the biggest user of water worldwide, and irrigation now claims close to 70 percent of all freshwater for human use.

The efficient management of our shared natural resources, and the way we dispose of toxic waste and pollutants, are important targets to achieve this goal. Encouraging industries, businesses and consumers to recycle and reduce waste is equally important, as is supporting developing countries to move towards more sustainable patterns of consumption by 2030 [...].»

(Adapted by: ONU)