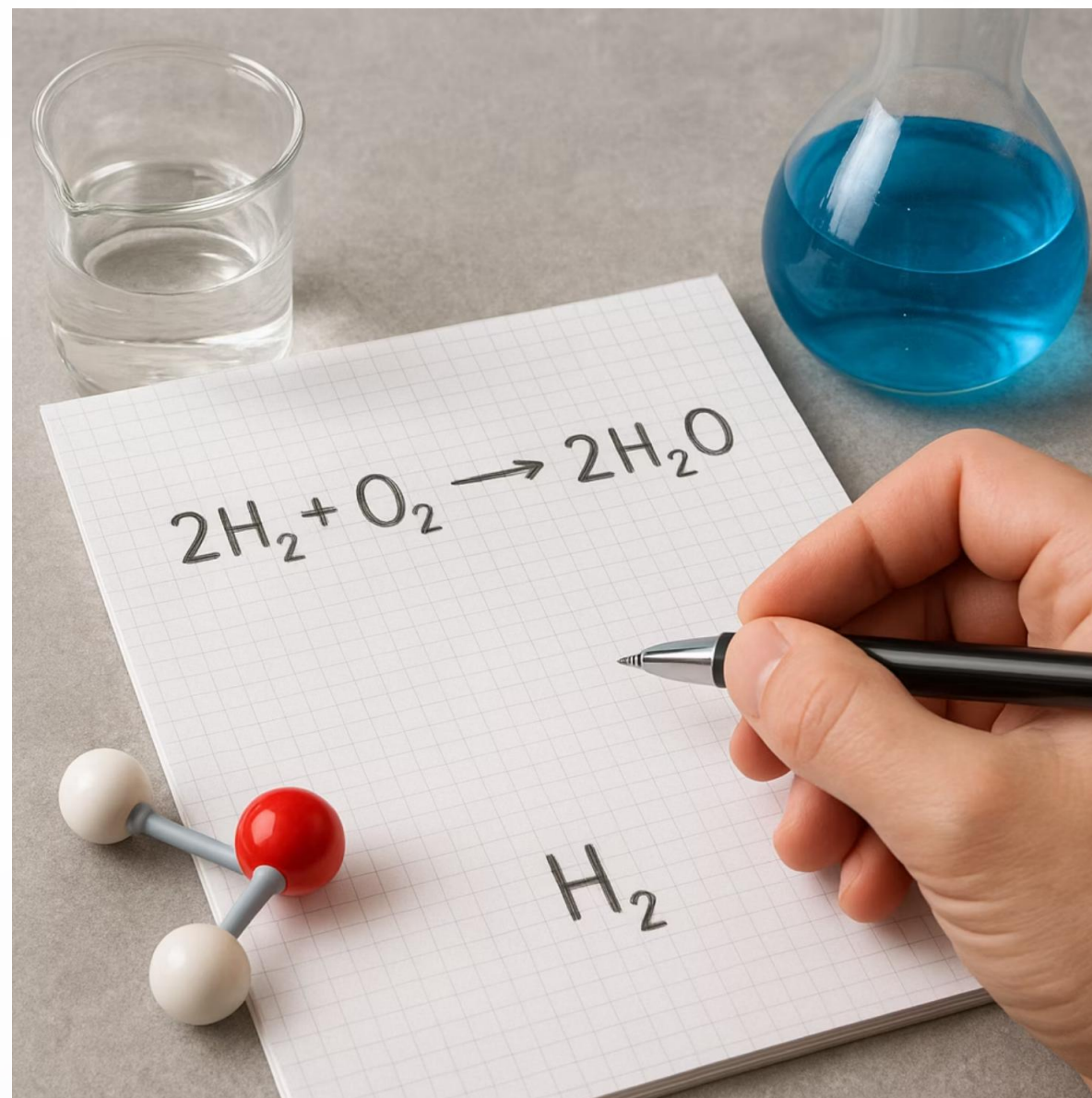


STECHEIOMETRIA



Le masse degli atomi

Per indicare le masse degli atomi non è conveniente usare il kilogrammo o il grammo → si utilizza invece un'unità di misura dello stesso ordine di grandezza degli atomi, presa come campione di riferimento.

I chimici hanno scelto come riferimento l'isotopo **carbonio-12** ($^{12}_6\text{C}$): nucleo con 6 protoni e 6 neutroni.

UNITÀ DI MASSA ATOMICA (u)

L'unità di massa atomica unificata (u) è la dodicesima parte della massa di un atomo di ^{12}C .

$$1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Massa del protone: $1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Massa del neutrone: $1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$

→ Entrambe sostanzialmente uguali a **1 u**.

 **Concetti chiave per il TOLC:** $1 \text{ u} = 1/12$ della massa del $^{12}\text{C} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

MASSA ATOMICA (relativa) (A_r)

Rapporto tra la massa assoluta di un atomo di un elemento e l'unità di massa atomica unificata.

Indica di **quante volte** la massa di un atomo è maggiore di 1 u.

In natura, ogni elemento è una **MISCELA ISOTOPICA**:

→ è costituito da una miscela di vari isotopi presenti in percentuali costanti e ben determinate.



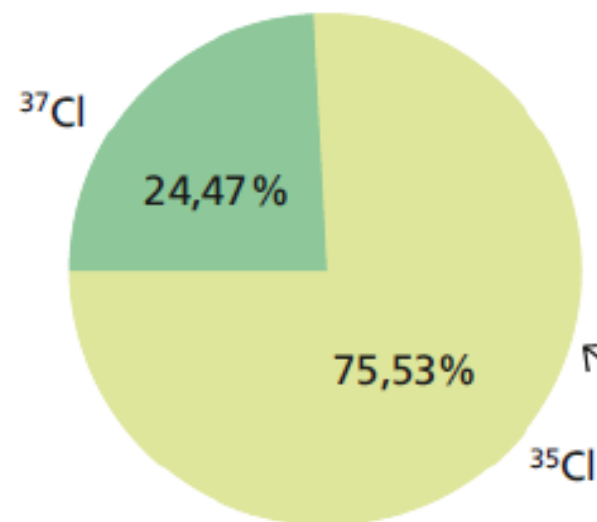
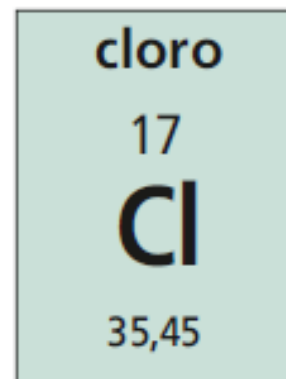
Il valore riportato nella tavola periodica per ogni elemento è la **MEDIA PONDERATA** delle masse dei suoi isotopi, calcolata in base all'abbondanza percentuale di ciascuno (**abbondanza isotopica**).

Esempio: Cloro (Cl):

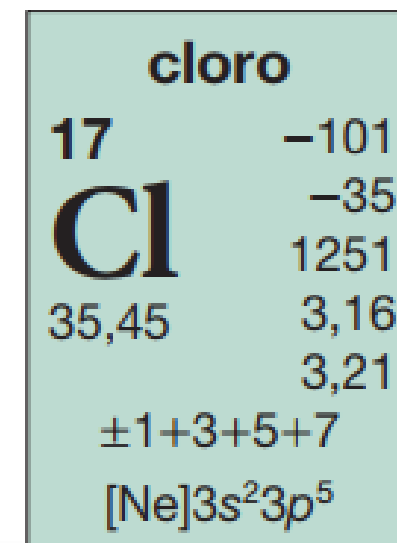
- ^{35}Cl : abbondanza 75,53%, $A_r = 34,97$
- ^{37}Cl : abbondanza 24,47%, $A_r = 36,97$

$$\frac{{}^{35}\text{Cl} \times 75,53}{100} + \frac{{}^{37}\text{Cl} \times 24,47}{100} = 35,45$$

 **Concetti chiave per il TOLC:** Massa atomica in tavola periodica = media ponderata degli isotopi.
 A_r è adimensionale.



L'isotopo cloro-35 contribuisce circa tre volte di più alla massa atomica media rispetto al cloro-37.

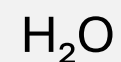


Il valore ottenuto dal calcolo della media ponderata è più vicino alla massa del cloro-35, l'isotopo più abbondante. Se si fosse usata la media aritmetica, il valore sarebbe 35,97.

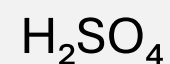
$$\begin{aligned}\text{massa atomica relativa} &= MA = \frac{\text{massa di 1 atomo}}{u} = \\ &= \frac{\text{massa di 1 atomo in } \cancel{g}}{1,661 \cdot 10^{-24} \cancel{g}} = \text{numero adimensionale}\end{aligned}$$

MASSA MOLECOLARE (relativa) (M_r)

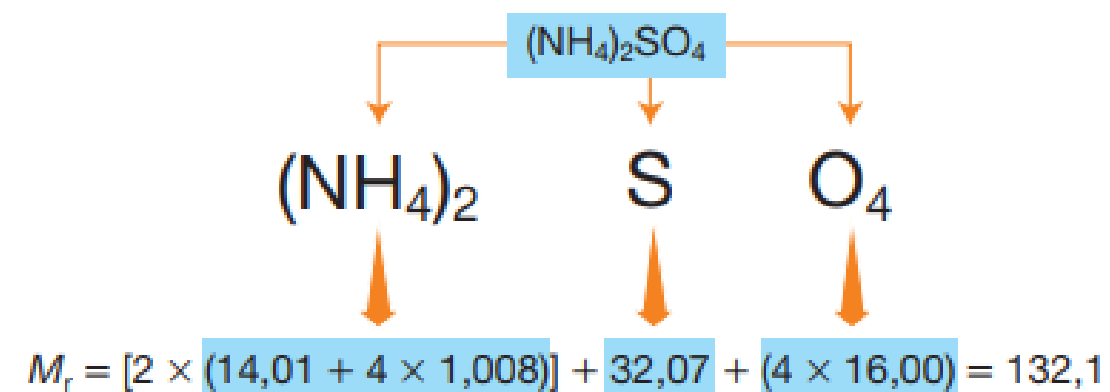
La **massa molecolare relativa** di un composto è la somma delle masse atomiche relative degli atomi che lo compongono (numero adimensionale).



$$M_r = (2 \times 1,008) + 16,00 = \mathbf{18,02}$$



$$M_r = (2 \times 1,008) + 32,07 + (4 \times 16,00) = \mathbf{98,09}$$



 **Concetti chiave per il TOLC:** Massa atomica in tavola periodica = media ponderata degli isotopi.

M_r = somma delle A_r degli atomi $\times$ coefficienti.

La Mole

In laboratorio non è possibile far reagire singoli atomi o molecole: si pesano masse di reagenti che contengono un numero elevatissimo di particelle.

→ sorge quindi la necessità di collegare la **massa misurabile** al **numero di particelle**.

MOLE (mol)

La **mole** è la quantità di materia che contiene $6,022 \times 10^{23}$ **particelle**.

⚠ La mole è l'unità di misura della quantità di sostanza nel Sistema Internazionale

Il termine "particella" è generico: 1 mol contiene $6,022 \times 10^{23}$ *atomi, molecole, elettroni o ioni*, a seconda della specie in esame.

Il numero di Avogadro

COSTANTE DI AVOGADRO (N_A)

Il numero di particelle contenuto in una mole di qualunque sostanza è costante

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ particelle/mol}$$

DA MOLI $\rightarrow$ NUMERO DI PARTICELLE

$$N = n \times N_A$$

Esempio: Quante molecole ci sono in 2,00 mol di H_2O ?

$$N = 2,00 \times 6,022 \times 10^{23} = 1,204 \times 10^{24} \text{ molecole}$$

Perché proprio 12 g di ^{12}C ?

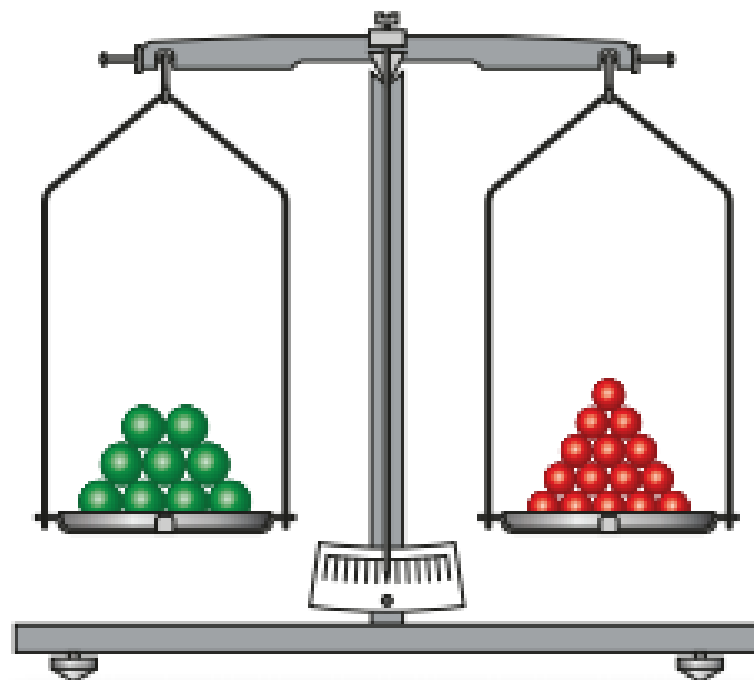
12,00 g di C contengono esattamente $6,022 \times 10^{23}$ atomi.

Allo stesso modo, 22,99 g di Na contengono $6,022 \times 10^{23}$ atomi.

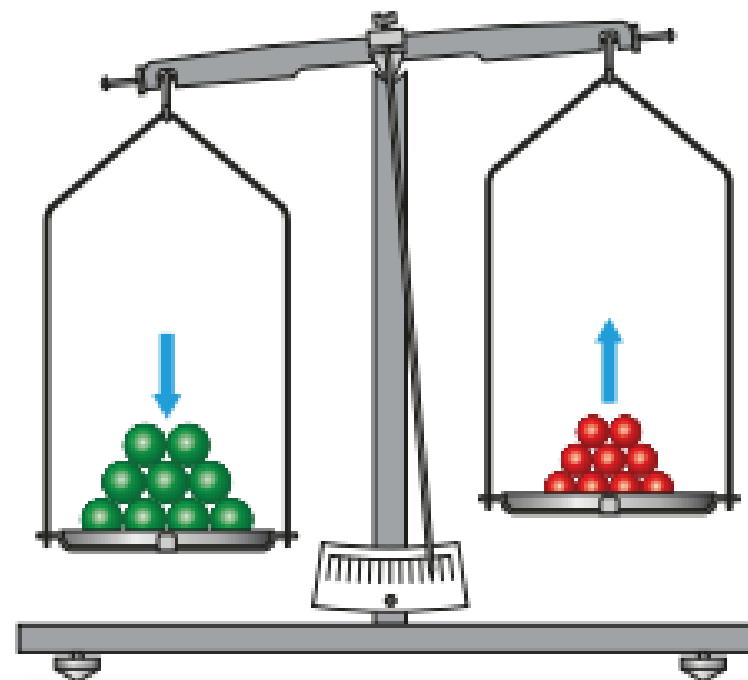
$\rightarrow$ ogni elemento contiene 1 mol di atomi quando la sua massa in grammi è **numericamente uguale ad A_r** .

 **Concetti chiave per il TOLC:** 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ particelle. $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ particelle/mol

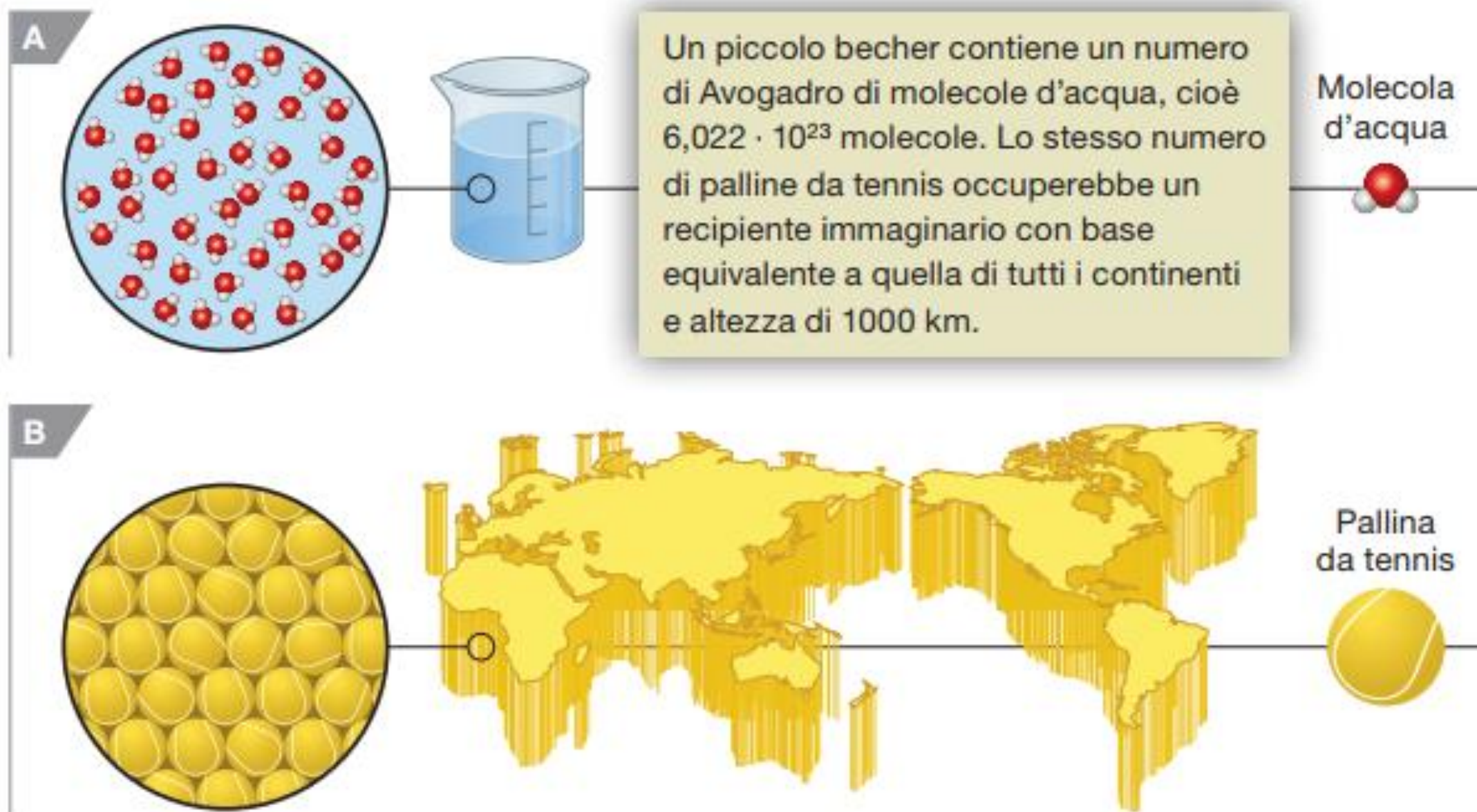
Attenzione: specificare sempre il tipo di particella (atomi, molecole, ioni): 1 mol di H_2 contiene $6,022 \times 10^{23}$ molecole e $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ atomi.



Masse uguali di elementi diversi
contengono un numero diverso
di particelle.



Le stesse quantità di sostanza di
elementi chimici diversi contengono
un numero uguale di atomi.



Massa Molare

Una mole di elementi diversi contiene sempre lo stesso numero di atomi (N_A), ma la **massa** di una mole varia da elemento a elemento in modo proporzionale ad A_r .

MASSA MOLARE (M)

La **massa molare** è la massa in grammi di una mole di una qualsiasi sostanza.

Simbolo: **M** - Unità di misura: **g/mol**

- ⚠ • La massa molare di un elemento monoatomico è numericamente uguale alla sua A_r (espressa in g/mol).
- La massa molare di un composto è numericamente uguale alla sua M_r (espressa in g/mol).

Esempi

- Na: $A_r = 22,99 \rightarrow M(\text{Na}) = \mathbf{22,99 \text{ g/mol}}$
- C: $A_r = 12,01 \rightarrow M(\text{C}) = \mathbf{12,01 \text{ g/mol}}$
- H_2O : $M_r = 18,02 \rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = \mathbf{18,02 \text{ g/mol}}$
- H_2SO_4 : $M_r = 98,09 \rightarrow M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \mathbf{98,09 \text{ g/mol}}$

📌 **Concetti chiave per il TOLC:** M (g/mol) è numericamente = A_r o M_r . Formula cardine: **$n = m / M$** .

Trappola: non confondere M_r (adimensionale) con M (g/mol); hanno lo stesso numero ma unità diverse.

Calcoli Massa - Quantità di sostanza

MASSA → MOLI

$$n^{\circ} \text{ mol} = \frac{\text{massa (g)}}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

Esempio:

Quante moli ci sono in 36,04 g di H₂O?

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

$$n = 36,04 / 18,02 = 2,00 \text{ mol}$$

MOLI → MASSA

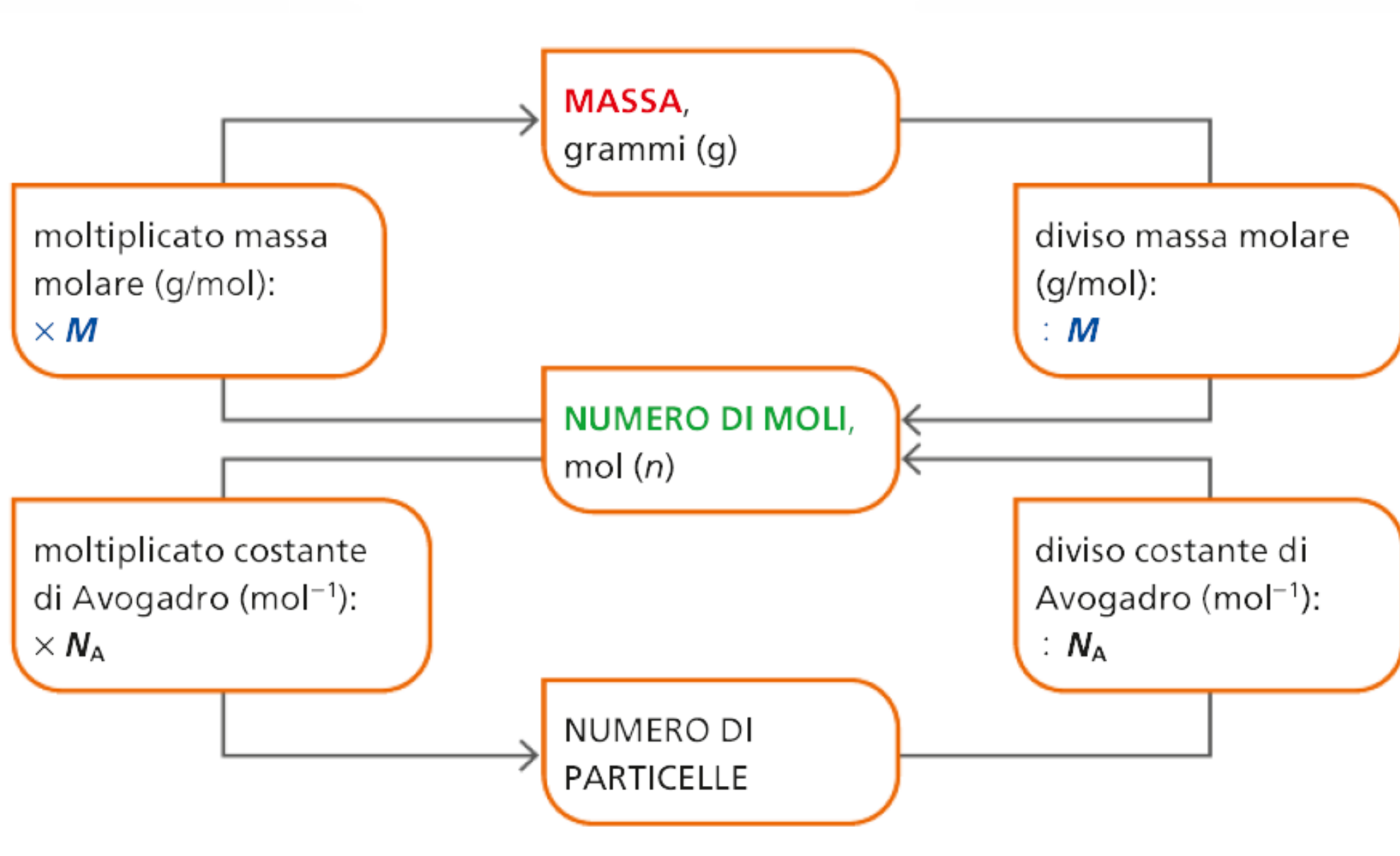
$$\text{massa (g)} = n^{\circ} \text{ mol} \times M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

Esempio:

Qual è la massa di 0,50 mol di NaCl?

$$M(\text{NaCl}) = 23,00 + 35,45 = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$m = 0,50 \times 58,45 = 29,23 \text{ g}$$



Piccola esercitazione

Esercizio 1

Calcolare:

1. La massa molecolare dell'acqua (H_2O).
2. La massa molare dell'acqua.
3. Quante moli sono contenute in **54 g** di acqua.

Esercizio 2

Calcolare:

1. La massa molecolare dell'anidride carbonica (diossido di carbonio, CO_2).
2. La massa molare della CO_2 .
3. Quante moli sono contenute in **132 g** di CO_2 .

Esercizio 3

Calcolare:

1. La massa molecolare del solfato di sodio (Na_2SO_4).
2. La massa molare del Na_2SO_4 .
3. Quante moli sono contenute in **71 g** di Na_2SO_4 .

Soluzioni commentate

Esercizio 1

Dati:

- massa atomica H = 1
- massa atomica O = 16

1. Massa molecolare

La molecola contiene 2 atomi di H e 1 atomo di O, per cui

$$(2 \times 1) + (16 \times 1) = 18$$

Massa molecolare = 18 u

2. Massa molare

La massa molare ha lo stesso valore numerico, cambia l'unità di misura

Massa molare = 18 g/mol

3. Numero di moli

Formula:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

Numero di moli = 3 mol

Soluzioni commentate

Esercizio 2

Dati:

- massa atomica C = 12
- massa atomica O = 16

1. Massa molecolare

La molecola contiene 1 atomo di C e 2 atomi di O

$$(1 \times 12) + (2 \times 16) = 12 + 32 = 44$$

Massa molecolare = 44 u

2. Massa molare

La massa molare ha lo stesso valore numerico, cambia l'unità di misura

Massa molare = 44 g/mol

3. Numero di moli

Formula:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{132 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

Numero di moli = 3 mol

Soluzioni commentate

Esercizio 3

Dati:

- massa atomica Na = 23 ; massa atomica S = 32 ; massa atomica O = 16

1. Massa molecolare

La molecola contiene 2 atomi di Na, 2 atomi di S e 4 atomi di O, per cui:

$$(2 \times 23) + (1 \times 32) + (4 \times 16) = 46 + 32 + 64 = 142$$

Massa molecolare = 142 u

2. Massa molare

La massa molare ha lo stesso valore numerico, cambia l'unità di misura

Massa molare = 142 g/mol

3. Numero di moli

Applico la formula

$$n = \frac{m}{M} = \frac{71 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 0,50 \text{ mol}$$

Numero di moli = 0,50 mol



Metodo rapido per il TOLC

Passo 1: Calcola la massa molecolare

Somma le masse atomiche degli atomi presenti nella formula.

Passo 2: Calcola la massa molare

La massa molare ha **lo stesso valore numerico** della massa molecolare, ma si esprime in **g/mol**.

Passo 3: Calcola le moli

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

dove:

- **n** = moli
- **m** = massa (g)
- **M** = massa molare (g/mol)



Trappola frequente nel TOLC

la **massa molecolare** si esprime in **u**

la **massa molare** si esprime in **g/mol**.

→ hanno lo **stesso valore numerico**, ma **non la stessa unità di misura**.

Piccola esercitazione

Esercizio 1

Calcolare la massa di 2 mol di acqua (H_2O).

Esercizio 2

Calcolare la massa di 0,5 mol di CO_2 .

Esercizio 3

Calcolare la massa di 3 mol di NaCl .

Soluzioni commentate

Esercizio 1

Calcolare la massa di 2 mol di acqua (H₂O).

Dati:

- Massa atomica H = 1
- Massa atomica O = 16

Svolgimento

1. Calcolare la massa molare

La massa molare è uguale numericamente alla massa molare, cambia l'unità di misura, per cui:

$$M = (1 \times 2) + (1 \times 16) = 18 \text{ g/mol}$$

2. Applicare la formula

$$m = n \times M = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

Risposta: 36 g di H₂O

Soluzioni commentate

Esercizio 2

Calcolare la massa di 0,5 mol di CO₂.

Dati:

- Massa atomica C = 12
- Massa atomica O = 16

Svolgimento

1. Calcolare la massa molare

La massa molare è uguale numericamente alla massa molare, cambia l'unità di misura, per cui:

$$M = (1 \times 12) + (2 \times 16) = 44 \text{ g/mol}$$

2. Applicare la formula

$$m = n \times M = 0,5 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 22 \text{ g}$$

Risposta: 22 g di CO₂

Soluzioni commentate

Esercizio 3

Calcolare la massa di 3 mol di NaCl.

Dati:

- Massa atomica Na = 23
- Massa atomica Cl = 35,5

Svolgimento

1. Calcolare la massa molare

La massa molare è uguale numericamente alla massa molare, cambia l'unità di misura, per cui:

$$M = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

2. Applicare la formula

$$m = n \times M = 3 \text{ mol} \times 58,5 \text{ g/mol} = 175,5 \text{ g}$$

Risposta: 175,5 g di NaCl

Rapporti ponderali e coefficienti stechiometrici

I **coefficienti stechiometrici** di un'equazione chimica bilanciata rappresentano - in scala macroscopica - i **rapporti molari** tra reagenti e prodotti.

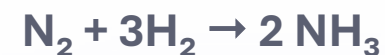


A livello **microscopico** (molecolare): 2 molecole di etano reagiscono con 7 di O_2 , producendo 4 di CO_2 e 6 di H_2O

A livello **macroscopico** (molare): 2 mol di C_2H_6 + 7 mol di $\text{O}_2 \rightarrow$ 4 mol di CO_2 + 6 mol di H_2O

Moltiplicando per N_A gli indici di una formula chimica

→ questi rappresentano il numero di moli di ciascun atomo presente in una mole del composto.



Rapporto molare $\text{N}_2 : \text{H}_2 : \text{NH}_3 = 1 : 3 : 2$

Quantità stechiometrica: 1 mol N_2 (= 28,02 g) richiede esattamente 3 mol H_2 (= 6,048 g) per reagire completamente.

 **Concetti chiave per il TOLC:** Coefficienti stechiometrici = rapporti molari. Usare proporzioni tra moli per calcolare quantità che reagiscono.
Trappola: non usare i coefficienti come rapporti in massa diretti → passare sempre prima per le moli.

Formula	PCl_3	H_2O	CCl_4
Significato quantitativo microscopico	1 molecola di composto contiene 1 atomo di fosforo e 3 atomi di cloro	1 molecola di composto contiene 2 atomi di idrogeno e 1 atomo di ossigeno	1 molecola di composto contiene 1 atomo di carbonio e 4 atomi di cloro
Significato quantitativo macroscopico	1 mole di composto contiene 1 mole di atomi di fosforo e 3 moli di atomi di cloro	1 mole di composto contiene 2 moli di atomi di idrogeno e 1 mole di atomi di ossigeno	1 mole di composto contiene 1 mole di atomi di carbonio e 4 moli di atomi di cloro

Piccola esercitazione

Esercizio 1

Nella reazione seguente: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$.

Quante moli di **NH₃** si ottengono da **4 moli di N₂** (H₂ in eccesso)?

Esercizio 2

Nella reazione seguente: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$

Quante moli di **MgO** si ottengono da **5 moli di Mg**?

Esercizio 3

Nella reazione seguente: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Quante moli di **CO₂** si ottengono da **7 moli di CaCO₃**?

Esercizio 4

Nella reazione seguente: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Quante moli di **O₂** si ottengono da **8 moli di KClO₃**?

Esercizio 5

Nella reazione: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

quante moli di **AlCl₃** si ottengono da **6 moli di Cl₂**?

Soluzioni commentate

Esercizio 1

Nella reazione seguente: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

Quante moli di NH_3 si ottengono da **4 moli di N_2** (H_2 in eccesso)?

Soluzione

Dal rapporto stechiometrico:



Quindi:



Risposta: 8 mol di NH_3

Commento: basta moltiplicare le moli del reagente per il rapporto dei coefficienti stechiometrici (2/1).

Soluzioni commentate

Esercizio 2

Nella reazione seguente: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$

Quante moli di **MgO** si ottengono da **5 moli di Mg**?

Soluzione

Rapporto:

2 mol Mg $\rightarrow$ 2 mol MgO

Cioè **1 : 1**

Quindi:

5 mol Mg $\rightarrow$ 5 mol MgO

Risposta: 5 mol di MgO

Commento: quando i coefficienti sono uguali, reagente e prodotto sono in rapporto **1:1**.

Soluzioni commentate

Esercizio 3

Nella reazione seguente: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Quante moli di CO_2 si ottengono da **7 moli di CaCO_3** ?

Soluzione

Rapporto:



Quindi:

7 mol $\rightarrow$ 7 mol

Risposta: 7 mol di CO_2

Commento: una decomposizione con coefficienti uguali mantiene un rapporto **1:1**.

Soluzioni commentate

Esercizio 4

Nella reazione seguente: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

Quante moli di O_2 si ottengono da **8 moli di KClO_3** ?

Soluzione

Rapporto:



$$8 \text{ mol} \times \frac{3}{2} = 12 \text{ mol}$$

Risposta: 12 mol di O_2

Soluzioni commentate

Esercizio 5

Nella reazione: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$
quante moli di AlCl_3 si ottengono da **6 moli di Cl_2** ?

Soluzione

Rapporto:



Cioè **3 : 2**

Quindi:

$$6 \text{ mol} \times \frac{2}{3} = 4 \text{ mol}$$

Risposta: 4 mol di AlCl_3



Metodo rapido per il TOLC

Per risolvere questi esercizi:

1. **Bilancia la reazione** (se non è già bilanciata).
2. **Leggi i coefficienti stechiometrici.**
3. **Imposta la proporzione:**

$$\text{moli prodotto} = \text{moli reagente} \times \frac{\text{coefficiente del prodotto}}{\text{coefficiente del reagente}}$$

Reagente Limitante e Reagente in Eccesso

Reazioni a completamento: Quando i reagenti sono presenti in **quantità stechiometrica** (rispettano esattamente i rapporti molari dell'equazione bilanciata), al termine della reazione non rimane alcun avanzo.

Tali reazioni si dicono **a completamento** (relativamente poco frequenti).

Quando i reagenti **NON** sono presenti in quantità stechiometrica, uno di essi si esaurisce prima degli altri, determinando la quantità di prodotto ottenibile.

REAGENTE LIMITANTE

Il reagente la cui quantità è **inferiore** a quella richiesta dai rapporti molari dell'equazione. Si consuma completamente e **determina la quantità di prodotto** che si forma.

REAGENTE IN ECCESSO

Il reagente presente in quantità **superiore** ai rapporti molari. Al termine della reazione, una sua parte rimane inutilizzata.

In presenza di un reagente limitante, **tutti gli altri sono in eccesso**.

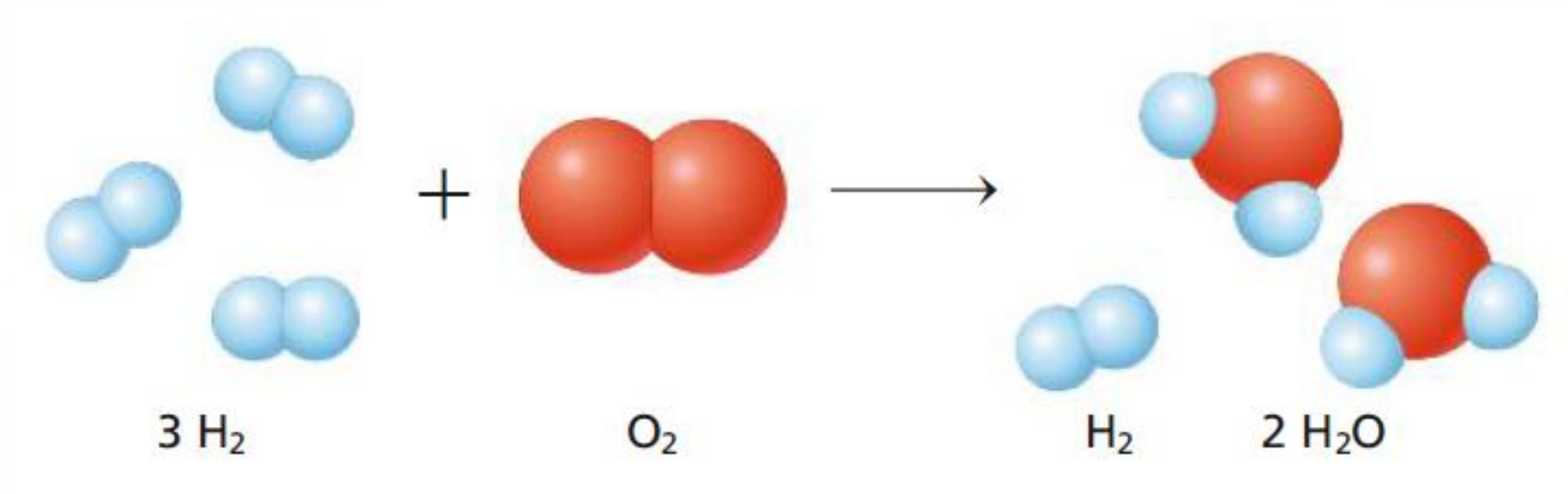
Esempio $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

Disponibili: **2 mol H₂** e **1 mol N₂** → Il rapporto richiesto è $\text{H}_2 : \text{N}_2 = 3 : 1$.

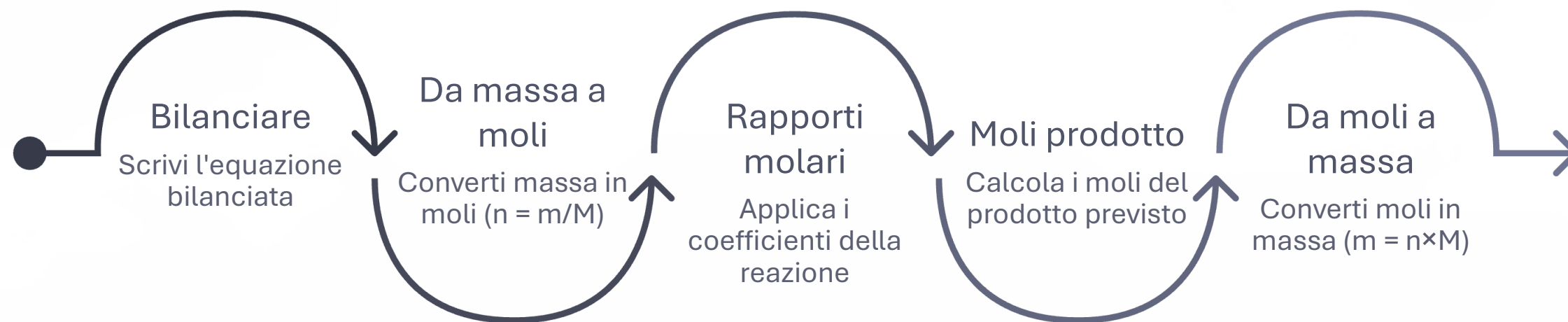
Con 1 mol N₂ servirebbero 3 mol H₂, ma ne abbiamo solo 2 → **H₂ è il reagente limitante**, N₂ è in eccesso.

Calcolo moli N₂ che reagiscono: $3 \text{ mol H}_2 : 1 \text{ mol N}_2 = 2 \text{ mol H}_2 : x \rightarrow x = \mathbf{0,67 \text{ mol N}_2}$ → Rimangono inutilizzate: $1 - 0,67 = \mathbf{0,33 \text{ mol N}_2}$.

 **Concetti chiave per il TOLC:** Reagente limitante: si consuma tutto, determina il prodotto. Trovarlo: confrontare n disponibili / coefficiente → il valore minore indica il limitante.



Il percorso di calcolo stechiometrico segue sempre la stessa sequenza logica, applicabile a qualsiasi problema di reazione chimica.



Questo schema a 5 passi è la struttura di risoluzione di quasi ogni problema stechiometrico.

Quante ne so?

1. L'unità di massa atomica unificata (u) è definita come:

- A. La massa di un atomo di idrogeno.
- B. La dodicesima parte della massa di un atomo di ^{12}C .
- C. La massa di un protone.
- D. La millesima parte della massa di un atomo di ossigeno-16.
- E. La somma delle masse di un protone e un neutrone.

2. Quante moli di molecole sono presenti in 44,0 g di CO_2 ?
 $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

- A. 0,50 mol
- B. 1,00 mol
- C. 2,00 mol
- D. 22,4 mol
- E. $6,022 \times 10^{23}$ mol

3. La massa molare di H_2SO_4 vale?
 $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{S}) = 32,0$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

- A. 49,0 g/mol
- B. 64,0 g/mol
- C. 80,0 g/mol
- D. 98,0 g/mol
- E. 114,0 g/mol

Soluzioni Commentate

✓ Domanda 1

Risposta: **B. La dodicesima parte della massa di un atomo di ^{12}C .**

Procedimento: Per convenzione internazionale (dal 1960), $1 \text{ u} = 1/12 \times m(^{12}\text{C})$. L'atomo di ^{12}C ha 6 protoni e 6 neutroni: è stato scelto come riferimento per la sua stabilità e abbondanza. Numericamente: $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Perché le altre sono sbagliate: A è falsa ($m(\text{H}) \approx 1 \text{ u}$ solo approssimativamente, ma non è la definizione). C è falsa (la massa del protone è $\approx 1 \text{ u}$ per coincidenza, non per definizione). D è falsa (l'ossigeno-16 era il vecchio riferimento, abbandonato nel 1960). E è falsa (la somma protone + neutrone $\approx 2 \text{ u}$, non 1 u).

Trappola comune: Confondere la definizione formale ($1/12$ di ^{12}C) con la massa del protone o dell'idrogeno. Ricorda: la definizione si basa sul carbonio-12.

✓ Domanda 2

Risposta: **B. 1,00 mol**

Procedimento: $M(\text{CO}_2) = 12,0 + (2 \times 16,0) = 44,0 \text{ g/mol}$. Applicando $n = m / M$: $n = 44,0 \text{ g} \div 44,0 \text{ g/mol} = 1,00 \text{ mol}$.

Perché le altre sono sbagliate: A (0,50 mol) deriverebbe da $M = 88 \text{ g/mol}$, errato. C (2,00 mol) da $M = 22 \text{ g/mol}$, errato. D (22,4 mol) confonde il volume molare (22,4 L/mol a STP) con le moli. E è dimensionalmente insensato (N° ha unità mol^{-1} , non mol).

Trappola comune: Errore nel calcolo di $M(\text{CO}_2)$ dimenticando che ci sono 2 atomi di ossigeno: $M = 12 + 16 = 28$ (sbagliato!) invece di $12 + 32 = 44$.

✓ Domanda 3

Risposta: **D. 98,0 g/mol**

Procedimento: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1,0) + 32,0 + (4 \times 16,0) = 2,0 + 32,0 + 64,0 = 98,0 \text{ g/mol}$.

Perché le altre sono sbagliate: A (49,0) è metà di 98, errore di dimezzamento. B (64,0) considera solo S + 4O, dimentica H. C (80,0) considera solo S + 3O. E (114,0) somma sbagliata degli atomi.

Trappola comune: Dimenticare di moltiplicare il n° di atomi per A_r. Schema corretto: elenca tutti gli atomi presenti e moltiplica: $2\text{H} + 1\text{S} + 4\text{O}$.

Quante ne so?

4. Nella reazione: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, quante moli di NH_3 si ottengono da 4,0 mol di H_2 con N_2 in eccesso?

- A. 1,33 mol
- B. 2,00 mol
- C. 2,67 mol
- D. 4,00 mol
- E. 6,00 mol

5. Quale delle seguenti affermazioni sulla massa atomica relativa (A_r) è corretta?

- A. È la massa in grammi di un singolo atomo.
- B. È espressa in grammi per mole (g/mol).
- C. È il rapporto tra la massa atomica dell'elemento e 1/12 della massa del ^{12}C , ed è adimensionale.
- D. Corrisponde sempre al numero di massa (A) dell'isotopo più abbondante.
- E. Dipende solo dal numero di protoni dell'elemento.

6. Nella reazione: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, si dispone di 4,0 mol di H_2 e 1,0 mol di O_2 . Qual è il reagente limitante e quante moli di H_2O si formano?

- A. H_2 è il limitante; si formano 4,0 mol di H_2O .
- B. O_2 è il limitante; si formano 4,0 mol di H_2O .
- C. O_2 è il limitante; si formano 2,0 mol di H_2O .
- D. H_2 è il limitante; si formano 2,0 mol di H_2O .
- E. Nessun reagente è limitante; si formano 3,0 mol di H_2O .

Soluzioni Commentate

✓ Domanda 4

Risposta: **C. 2,67 mol**

Procedimento: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Rapporto $\text{H}_2 : \text{NH}_3 = 3 : 2$. Con 4,0 mol H_2 (reagente limitante con N_2 in eccesso):



$$x = (4,0 \times 2) / 3 = 2,67 \text{ mol NH}_3.$$

Perché le altre sono sbagliate:

A (1,33) inverte il rapporto (2/3 invece di $2 \times 4/3$).

B (2,00) usa rapporto 1:1 ignorando i coefficienti.

D (4,00) ignora il coefficiente 3 davanti a H_2 .

E (6,00) usa il coefficiente di H_2 come moltiplicatore di NH_3 .

Trappola comune: Non usare i coefficienti stechiometrici. Ricorda: si imposta sempre una proporzione basata sui coefficienti, non sulle moli dirette.

✓ Domanda 5

Risposta: **C. È il rapporto tra la massa atomica dell'elemento e 1/12 della massa del ^{12}C , ed è adimensionale.**

Procedimento: A_r è per definizione un *rapporto* tra masse: $A_r = m(\text{atomo}) / (1/12 \times m(^{12}\text{C}))$. Essendo un rapporto tra grandezze della stessa unità, è adimensionale (numero puro). Tiene conto dell'abbondanza isotopica (valore medio ponderato).

Perché le altre sono sbagliate:

A è la definizione di massa assoluta dell'atomo (in kg), non di A_r .

B descrive la massa molare M (g/mol), non A_r .

D è falsa: A_r è una media ponderata, non corrisponde al singolo isotopo più abbondante.

E è falsa: A_r dipende anche dal numero di neutroni (isotopi) e dalla loro abbondanza.

Trappola comune: Confondere A_r (adimensionale) con M (g/mol). Hanno lo stesso valore numerico ma unità diverse!

✓ Domanda 6

Risposta: **C. O_2 è il limitante; si formano 2,0 mol di H_2O .**

Procedimento: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Rapporto $\text{H}_2 : \text{O}_2 = 2 : 1$. Con 4,0 mol H_2 servirebbero 2,0 mol O_2 , ma ne disponiamo solo 1,0 mol $\rightarrow \text{O}_2$ è il limitante. Rapporto $\text{O}_2 : \text{H}_2\text{O} = 1 : 2$. Con 1,0 mol $\text{O}_2 \rightarrow x = 1,0 \times 2 = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa (H_2 non è il limitante: serve rapporto 2:1, con 4 mol H_2 e 1 mol O_2 , H_2 è in eccesso).

B è parzialmente corretta sul limitante ma sbaglia la quantità (4,0 mol = rapporto 1:1, non 1:2).

D è falsa sul limitante.

E è impossibile per conservazione della massa.

Trappola comune: Confrontare le moli direttamente senza dividere per i coefficienti. Metodo corretto: $n(\text{H}_2)/2 = 2,0$; $n(\text{O}_2)/1 = 1,0 \rightarrow$ il minore (1,0) indica O_2 come limitante.

Quante ne so?

7. Quanti atomi di ossigeno sono contenuti in 0,50 mol di H_2SO_4 ? ($N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$)

- A. $6,022 \times 10^{23}$
- B. $1,204 \times 10^{24}$
- C. $2,409 \times 10^{23}$
- D. $3,011 \times 10^{23}$
- E. $4,817 \times 10^{23}$

8. Il cloro è presente in natura come miscela di ^{35}Cl (abbondanza 75%) e ^{37}Cl (abbondanza 25%). Qual è la massa atomica media del cloro?

- A. 35,0 u
- B. 35,5 u
- C. 36,0 u
- D. 36,5 u
- E. 37,0 u

9. Nella reazione: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$, quanti grammi di AlCl_3 si ottengono a partire da 2,70 g di Al con Cl_2 in eccesso? ($M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ g/mol}$)

- A. 2,70 g
- B. 6,68 g
- C. 13,35 g
- D. 26,70 g
- E. 133,5 g

Soluzioni Commentate

✓ Domanda 7

Risposta: **B. $1,204 \times 10^{24}$**

Procedimento: H_2SO_4 contiene 4 atomi di O per molecola. In 0,50 mol di H_2SO_4 :

$N(\text{molecole}) = 0,50 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,011 \times 10^{23}$ molecole

$N(\text{atomi O}) = 3,011 \times 10^{23} \times 4 = 1,204 \times 10^{24}$ atomi.

Perché le altre sono sbagliate:

A. $(6,022 \times 10^{23})$ corrisponde a 1 mol di molecole, non $0,50 \text{ mol} \times 4 \text{ O}$.

C. e D ignorano il fattore 4 (numero di atomi O in H_2SO_4).

E. $(4,817 \times 10^{23}) = 0,50 \times N_A \times \text{solo } 1,6$, calcolo errato.

Trappola comune: Dimenticare di moltiplicare per il numero di atomi di ossigeno presenti nella formula (4 in H_2SO_4). Passaggio chiave: moli molecole $\rightarrow$ moli atomi $\rightarrow$ numero atomi.

✓ Domanda 8

Risposta: **B. 35,5 u**

Procedimento: Massa media = $(35 \times 0,75) + (37 \times 0,25) = 26,25 + 9,25 = \mathbf{35,5 \text{ u}}$. Si tratta di una media ponderata in base all'abbondanza isotopica percentuale espressa come frazione decimale.

Perché le altre sono sbagliate:

A. (35,0) è la massa del solo ^{35}Cl .

C. (36,0) è la media aritmetica semplice $(35+37)/2$, ignorando l'abbondanza diversa.

D. (36,5) somma errata.

E. (37,0) è la massa del solo ^{37}Cl .

Trappola comune: Calcolare la media aritmetica semplice (36,0) invece della media ponderata. Ricorda: gli isotopi non sono mai presenti in quantità uguali in natura; si devono usare le abbondanze percentuali.

✓ Domanda 9

Risposta: **C. 13,35 g**

Procedimento: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$. Rapporto Al : $\text{AlCl}_3 = 2 : 2 = 1 : 1$.

$n(\text{Al}) = 2,70 \text{ g} / 27,0 \text{ g/mol} = 0,100 \text{ mol}$
 $n(\text{AlCl}_3) = 0,100 \text{ mol}$ (rapporto 1:1)

$m(\text{AlCl}_3) = 0,100 \text{ mol} \times 133,5 \text{ g/mol} = 13,35 \text{ g}$.

Perché le altre sono sbagliate:

A. (2,70 g) ignora la conversione moli $\rightarrow$ massa del prodotto.

B. (6,68 g) usa metà della massa molare.

D. (26,70 g) raddoppia erroneamente.

E. (133,5 g) è la massa di 1 mol, non 0,1 mol.

Trappola comune: Saltare il passaggio massa $\rightarrow$ moli e usare direttamente i grammi come se fossero moli. Seguire sempre la sequenza: $m(\text{Al}) \rightarrow n(\text{Al}) \rightarrow n(\text{AlCl}_3) \rightarrow m(\text{AlCl}_3)$.

Quante ne so?

10. Un campione contiene $3,011 \times 10^{23}$ molecole di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $M = 180$ g/mol). Qual è la sua massa?

- A. 30,0 g
- B. 60,0 g
- C. 90,0 g
- D. 180,0 g
- E. 360,0 g

11. Nella reazione: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$, si mescolano 5,60 g di Fe e 4,80 g di S. $M(\text{Fe}) = 56,0$ g/mol; $M(\text{S}) = 32,0$ g/mol. Quale affermazione è corretta?

- A. Fe è il reagente limitante perché ha massa inferiore.
- B. S è il reagente limitante; rimangono 0,25 mol di Fe inutilizzate.
- C. Fe è il reagente limitante perché $n(\text{Fe}) = 0,10 \text{ mol} < n(\text{S}) = 0,15 \text{ mol}$.
- D. I reagenti sono in quantità stechiometrica; nessun limitante.
- E. S è il reagente limitante; si forma 0,10 mol di FeS.

12. Quante moli di atomi di idrogeno sono contenute in 1 mol di acido fosforico (H_3PO_4)?

- A. 1 mol
- B. 2 mol
- C. 3 mol
- D. 4 mol
- E. 8 mol

Soluzioni Commentate

✓ Domanda 10

Risposta: **C. 90,0 g**

Procedimento: $3,011 \times 10^{23}$ molecole = 0,50 mol
(poiché $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \rightarrow n = 3,011 \times 10^{23} / 6,022 \times 10^{23} = 0,50 \text{ mol}$).

$m = n \times M = 0,50 \text{ mol} \times 180 \text{ g/mol} = 90,0 \text{ g}$.

Perché le altre sono sbagliate:

A. (30,0 g) $\rightarrow$ 1/6 della massa molare, errore nel calcolo di n.

B. (60,0 g) $\rightarrow$ 1/3 di 180.

D. (180,0 g) $\rightarrow$ assume 1 mol, sbagliato.

E. (360,0 g) $\rightarrow$ assume 2 mol, sbagliato.

Trappola comune: Non convertire il numero di molecole in moli prima di calcolare la massa.
Passaggio obbligatorio: $N(\text{molecole}) \div N_A = n(\text{mol})$.

✓ Domanda 11

Risposta: **C. Fe è il reagente limitante perché $n(\text{Fe}) = 0,10 \text{ mol} < n(\text{S}) = 0,15 \text{ mol}$.**

Procedimento: $n(\text{Fe}) = 5,60 / 56,0 = 0,10 \text{ mol}$. $n(\text{S}) = 4,80 / 32,0 = 0,15 \text{ mol}$. La reazione $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ ha rapporto molare 1:1. Confronto: $n(\text{Fe})/1 = 0,10 < n(\text{S})/1 = 0,15 \rightarrow \text{Fe}$ è il reagente limitante.

Si forma 0,10 mol di FeS. Rimangono $0,15 - 0,10 = 0,05 \text{ mol}$ di S inutilizzato.

Perché le altre sono sbagliate:

A. è falsa: il reagente limitante non si identifica dalla massa ma dalle moli.

B. è falsa: è S ad essere in eccesso, non Fe.

D. è falsa: i reagenti non sono in quantità stechiometrica ($0,10 \neq 0,15$).

E. confonde chi è il limitante.

Trappola comune: Confrontare le masse invece delle moli. Con rapporto 1:1 si confrontano le moli, ma in generale si divide sempre per i coefficienti stechiometrici.

✓ Domanda 12

Risposta: **C. 3 mol**

Procedimento: La formula H_3PO_4 contiene 3 atomi di H per unità formula. Quindi 1 mol di H_3PO_4 contiene 3 mol di atomi di H (oppure $3 \times 6,022 \times 10^{23}$ atomi di H).

Perché le altre sono sbagliate:

A. (1 mol) ignora il pedice 3.

B. (2 mol) è arbitraria.

D. (4 mol) confonde con il pedice dell'ossigeno.

E. (8 mol) somma tutti gli atomi della formula ($3+1+4=8$) ma la domanda chiede solo gli atomi di H.

Trappola comune: Leggere il pedice sbagliato (es. 4 dell'ossigeno) oppure sommare tutti i pedici della formula. Individuare nella formula solo l'elemento richiesto.