IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI (EQUAZIONI) CHIMICHE

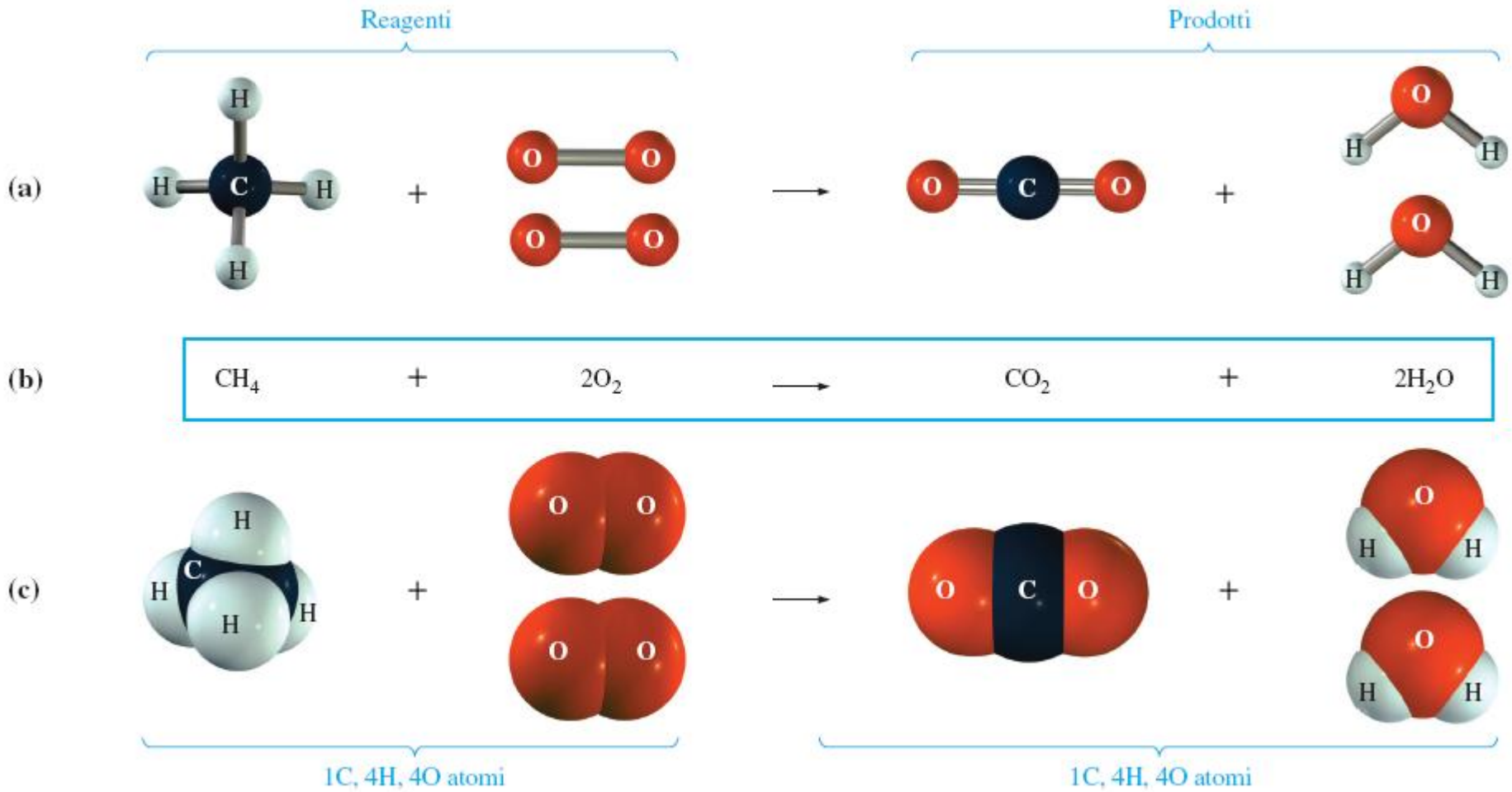
Legge di conservazione della materia (o della massa)

Durante una reazione chimica o una trasformazione fisica non si osserva nessuna variazione della quantità di materia

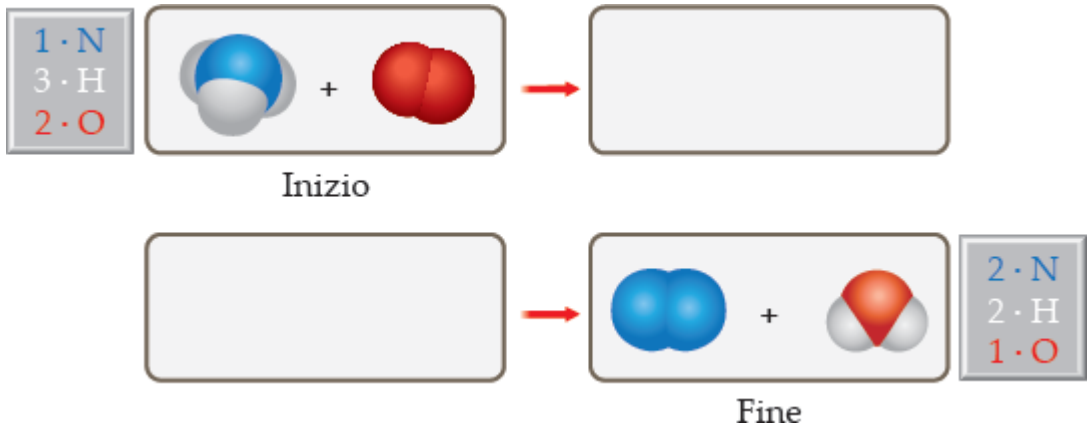
Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano e non si distruggono ma si limitano semplicemente a mutare compagni. Se si compie una reazione in un contenitore chiuso non si registra alcuna variazione della massa del contenitore.

IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI

(EQUAZIONI) CHIMICHE



$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$



$$NH_{3\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow N_{2\,(g)} + H_2O_{\,(g)}$$

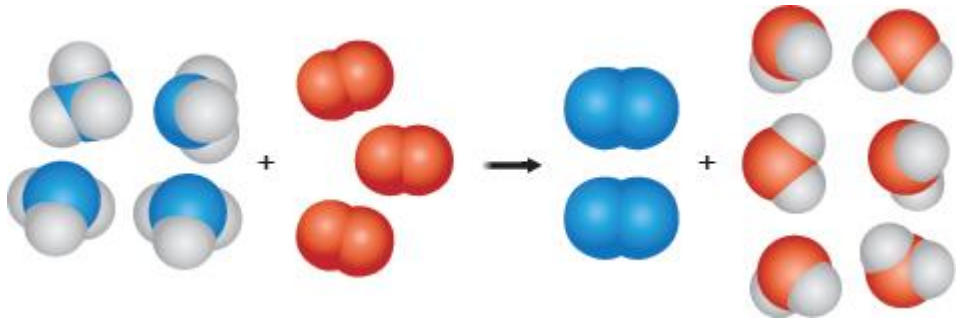
$$2NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

$$2NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + 3H_2O$$

$$2NH_3 + 3/2O_2 \rightarrow N_2 + 3H_2O$$

$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

BILANCIARE con i COEFFICIENTI STECHIOMETRICI –minimi interi!

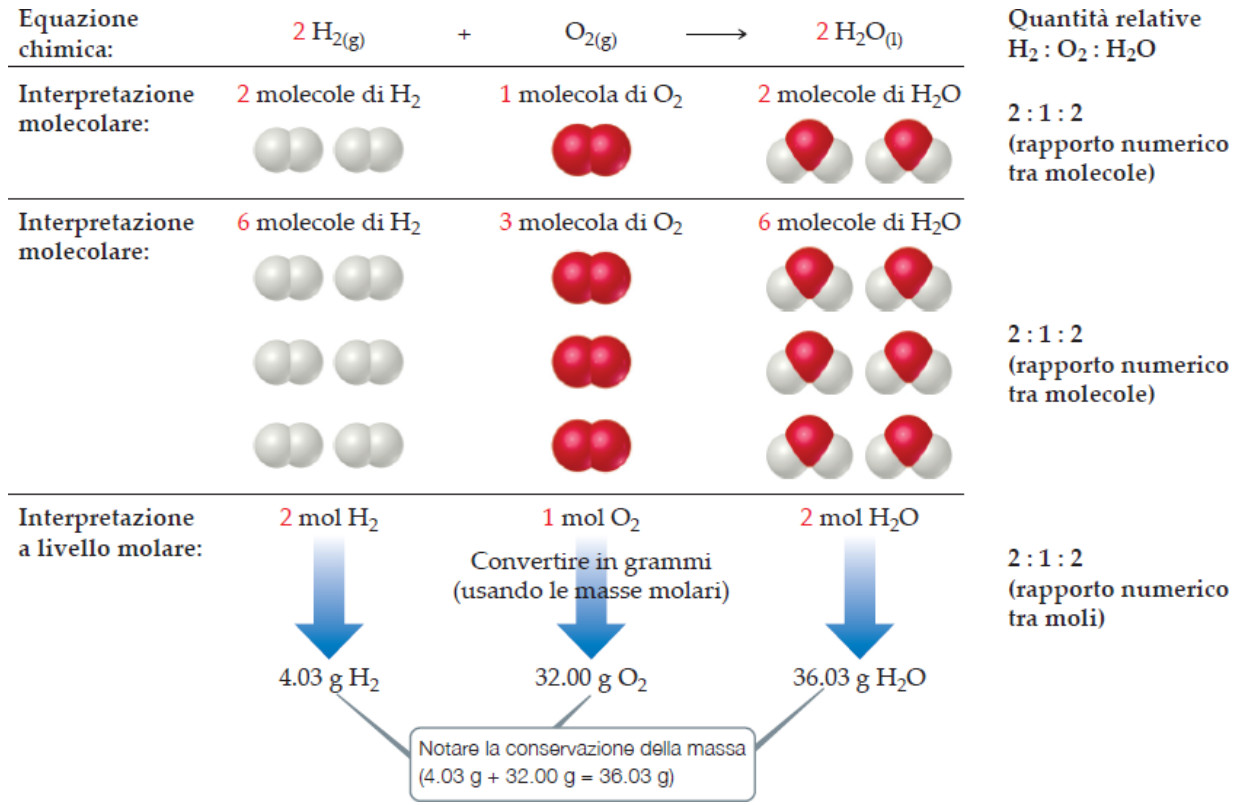


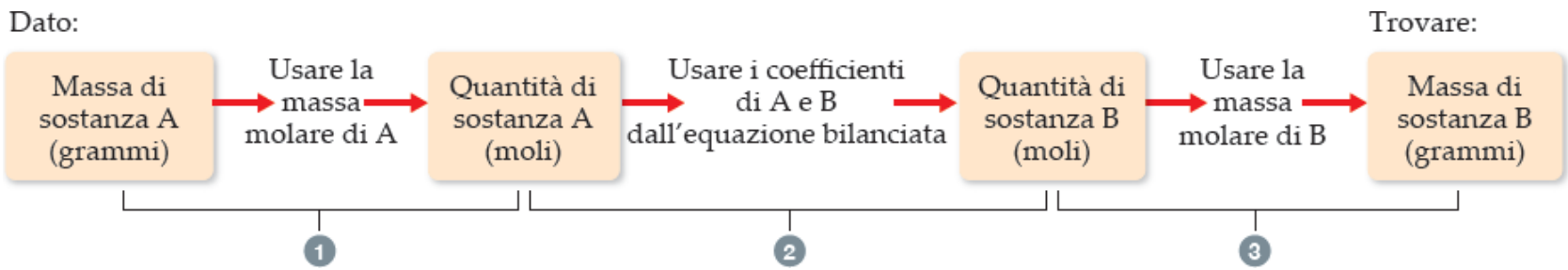
1) bilanciare un elemento alla volta, iniziando da quello (o da quelli) che compaiono in un solo reagente e un solo prodotto;

2) scelto l'elemento da cui iniziare il bilanciamento e valutate le specie chimiche che lo contengono, stabilire se vi sia convenienza nel determinare i coefficienti stechiometrici dei prodotti da quelli dei reagenti, o viceversa (talvolta è assolutamente indifferente);

3) ultimato il bilanciamento per un certo elemento, proseguire con il successivo ricordando che i coefficienti stechiometrici precedentemente determinati non vanno – di norma – modificati (talvolta può tuttavia essere necessario);

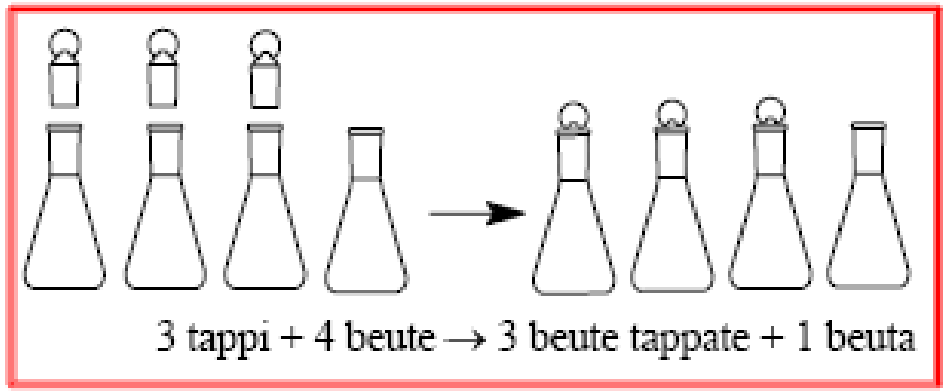
4) in una reazione in cui compare una specie elementare, solitamente conviene bilanciare quell'elemento per ultimo, e spesso l'ultima operazione da compiere sarà apportare il coefficiente davanti alla specie elementare; per esempio, in una reazione di combustione, bilanciamo per ultimo l'ossigeno e come ultima operazione scriviamo il corretto coefficiente davanti a O_2.


Equazione chimica:
2 H2(g) + O2(g) ⟶ 2 H2O(l)
Quantità relative H2 : O2 : H2O
Interpretazione molecolare:
2 molecole di H2
1 molecola di O2
2 molecole di H2O
2 : 1 : 2 (rapporto numerico tra molecole)
Interpretazione molecolare:
6 molecole di H2
3 molecola di O2
6 molecole di H2O
2 : 1 : 2 (rapporto numerico tra molecole)
Interpretazione a livello molare:
2 mol H2
1 mol O2
2 mol H2O
Convertire in grammi (usando le masse molari)
2 : 1 : 2 (rapporto numerico tra moli)
4.03 g H2
32.00 g O2
36.03 g H2O
Notare la conservazione della massa (4.03 g + 32.00 g = 36.03 g)

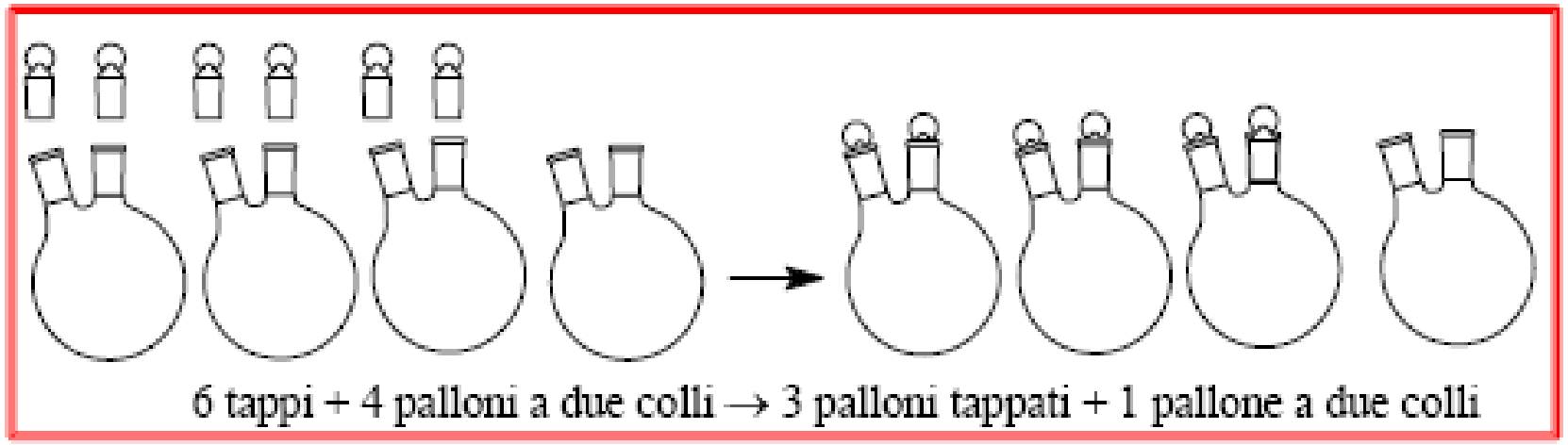

Dato:
Trovare:
Massa di sostanza A (grammi)
Usare la massa molare di A
Quantità di sostanza A (moli)
Usare i coefficienti di A e B dall'equazione bilanciata
Quantità di sostanza B (moli)
Usare la massa molare di B
Massa di sostanza B (grammi)
1
2
3

IL REAGENTE LIMITANTE

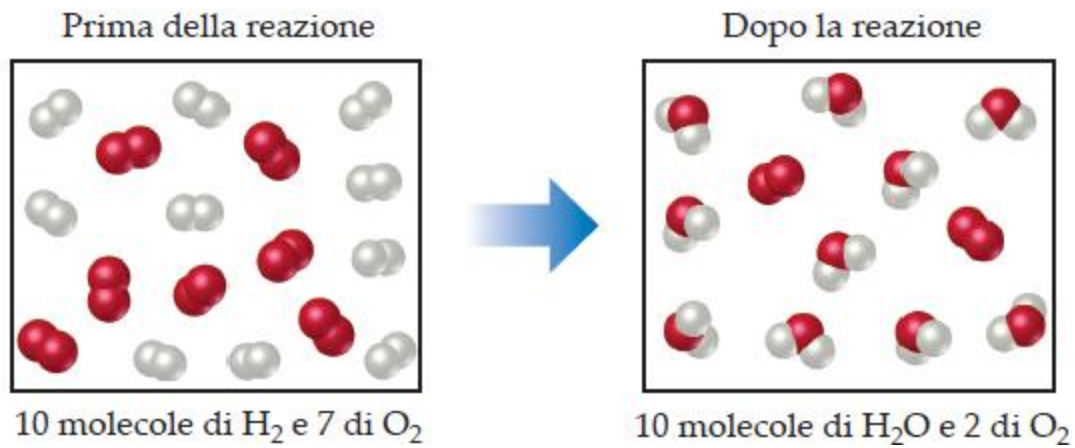
Reagente limitante = il reagente che limita stechiometricamente la quantità di prodotto che può essere formata in una reazione chimica



In una reazione chimica una volta consumato il reagente in difetto (reagente limitante) la reazione si arresta.



Equazione chimica:	$2\ H_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$	⟶	$2\ H_2O_{(l)}$
Prima della reazione:	10 molecole (reagente limitante)		7 molecole (reagente in eccesso)		//
Durante la reazione:	–10 molecole		–5 molecole		10 molecole
Dopo la reazione:	//		2 molecole		10 molecole



- Nella reazione di combustione di 75,00 g di etano (C_2H_6) con 7,00 moli di ossigeno, determinare la quantità in grammi di CO_2 ottenuta.

$$C_2H_{6(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

- L'urea $CO(NH_2)_2$, usata come fertilizzante, è prodotta a partire da ammoniaca e biossido di carbonio, secondo la reazione:

$$NH_{3(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow CO(NH_2)_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

10,00 g di NH_3 vengono fatti reagire con 20,00 g di CO_2 per produrre urea. Calcolare la quantità di urea, in grammi, che si ottiene.

LA RESA PERCENTUALE

Una reazione avviene una **resa teorica** del 100% quando almeno uno dei reagenti (il reagente limitante) è convertito quantitativamente nel prodotto desiderato

A	+	B	→	AB
1 mole		1 mole		1 mole

$$\text{resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva del prodotto}}{\text{resa teorica del prodotto}} \times 100$$

resa percentuale = rapporto percentuale tra la massa di un dato prodotto (**resa effettiva**) e quella teoricamente ottenibile (**resa teorica**)

Perché non si ha una **resa teorica** del 100%?

1) I reagenti non sono completamente convertiti nei prodotti
2) I reagenti formano anche prodotti collaterali attraverso reazioni simultanee
3) Inefficiente recupero del prodotto dalla miscela di reazione

- La reazione tra metano ed acqua viene utilizzata per ottenere l'idrogeno da impiegare come combustibile:

$$CH_{4\ (g)} + H_2O_{\ (g)} \rightarrow \quad CO_{\ (g)} \ + \ H_{2(g)}$$

Se si fanno reagire 995,00 g di CH_4 con 2510,00 g di acqua, quanto idrogeno si ottiene se la resa percentuale della reazione è dell'80,00%?