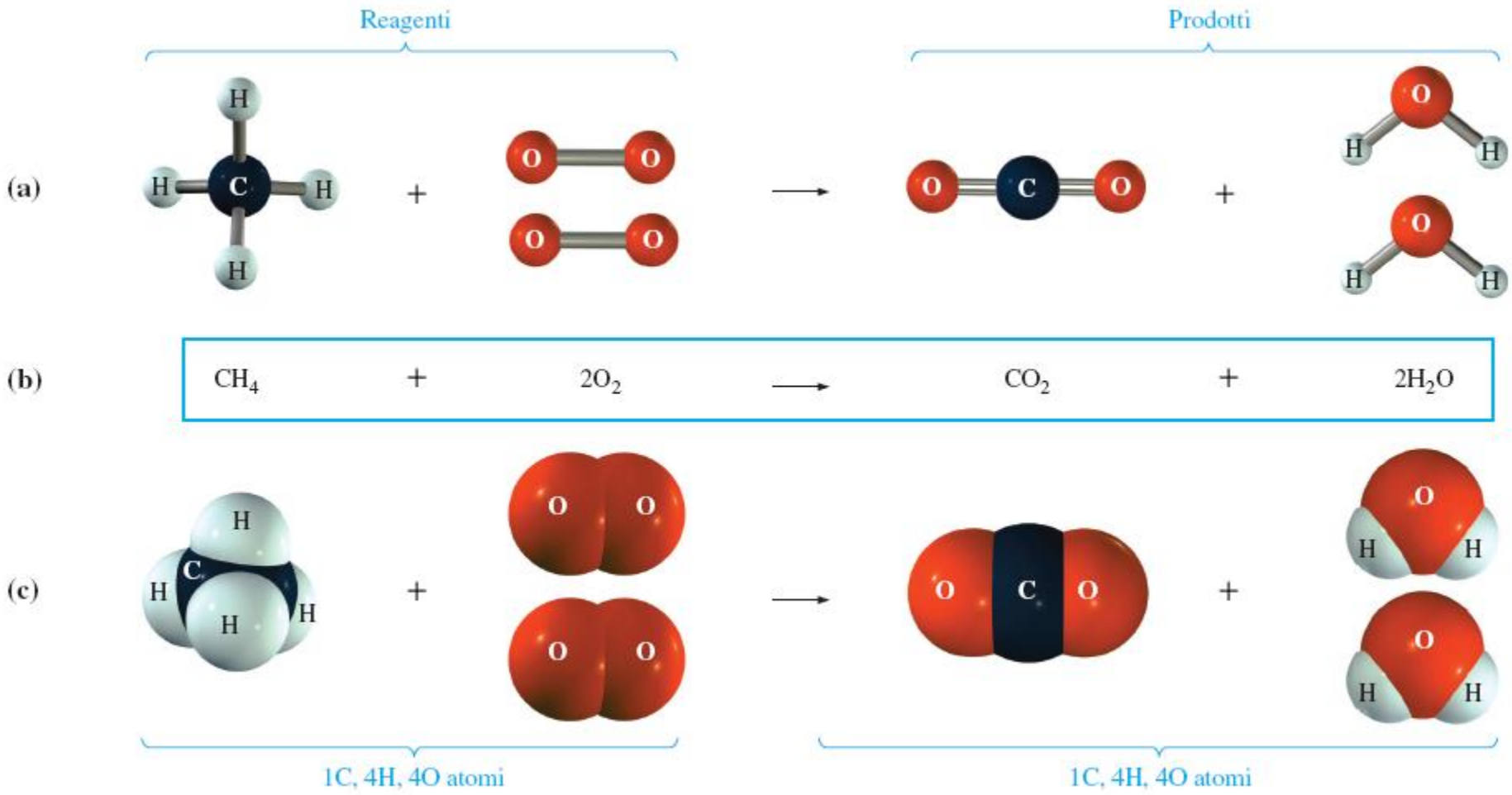
IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI

(EQUAZIONI) CHIMICHE



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.

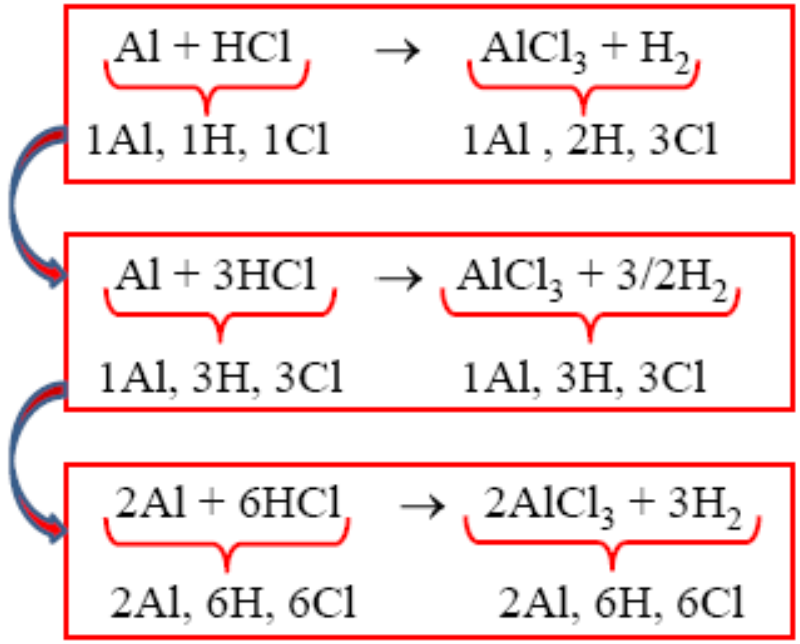
IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI (EQUAZIONI) CHIMICHE

Quando ai due lati della freccia i vari elementi sono presenti con lo stesso numero di atomi si dice che l'equazione è **bilanciata**

Come si bilancia un'equazione chimica?

1) bilanciare per primo l'elemento che compare nel minimo numero di formule
2) bilanciare dopo l'elemento che compare nel massimo numero di formule
3) bilanciare per ultimo gli elementi liberi

Non è mai ammesso modificare i pedici delle formule!!!



equazione non bilanciata

equazione bilanciata con coefficienti frazionari

equazione bilanciata con coefficienti interi

IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI (EQUAZIONI) CHIMICHE

Una equazione bilanciata indica la quantità relativa di ciascun reagente e prodotto in una data reazione chimica

CH_4	+	$2O_2$	→	CO_2	+	$2H_2O$
1 molecola di metano		2 molecole di ossigeno		1 molecola di biossido di carbonio		2 molecole di acqua
1 mole di metano		2 moli di ossigeno		1 mole di biossido di carbonio		2 moli di acqua
16 g		2 x 32g = 64g		44g		2 x 18g = 36g
		80 g		80 g		

L'equazione chimica esprime la reazione chimica in funzione delle formule chimiche ; i coefficienti stechiometrici si scelgono in maniera da assicurare che nel corso della reazione gli atomi non appaiono creati o distrutti

GLI ELETTROLITI

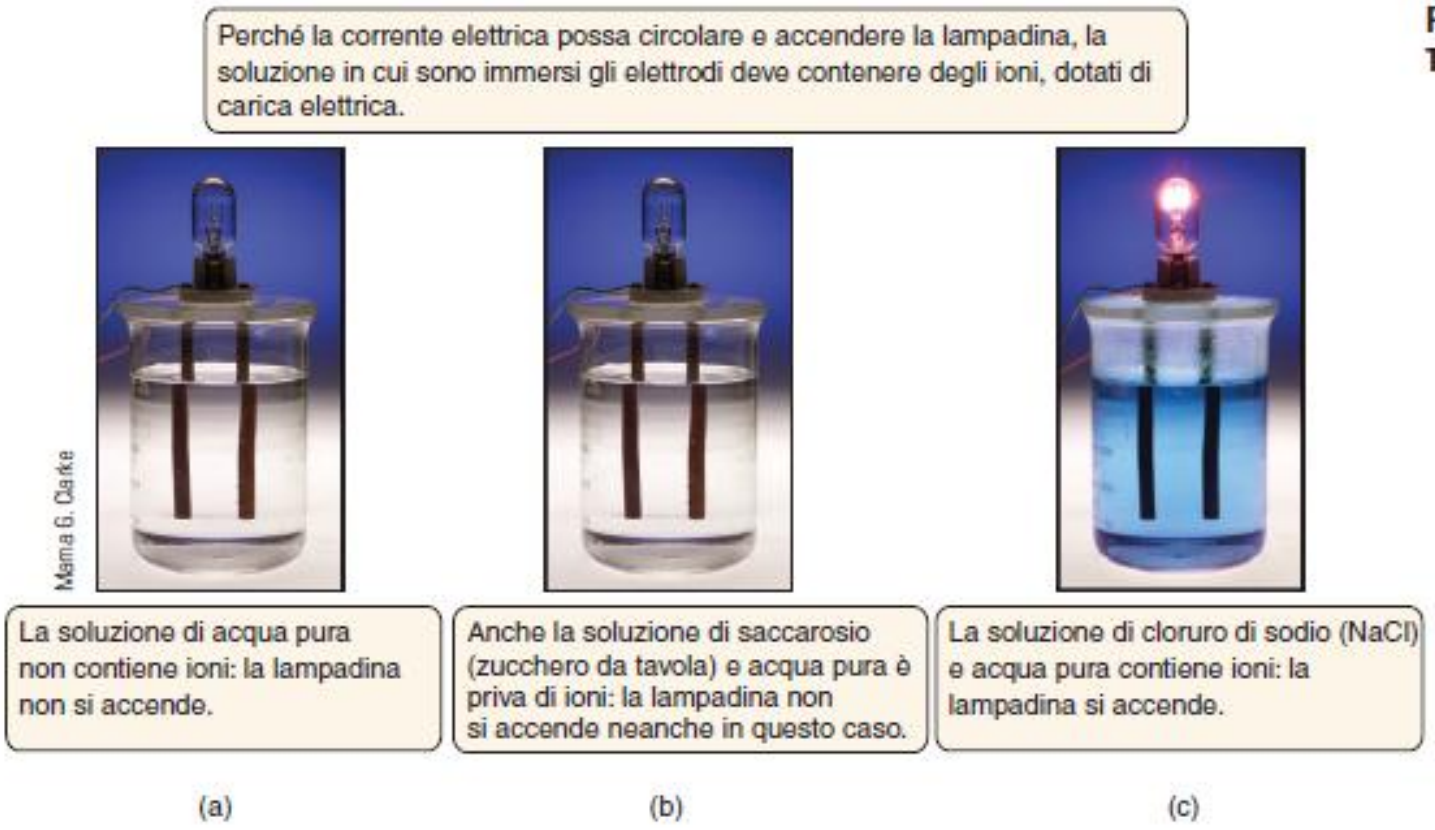


Figura 2.12
Test di conducibilità elettrica.

I composti che in acqua dissociano in IONI si chiamano ELETTROLITI:

Elettroliti FORTI: **completamente dissociati** $\alpha = 1$

Elettroliti DEBOLI: **parzialmente dissociati** $0 < \alpha < 1$

Non elettroliti: **indissociati** $\alpha = 0$

GLI ELETTROLITI

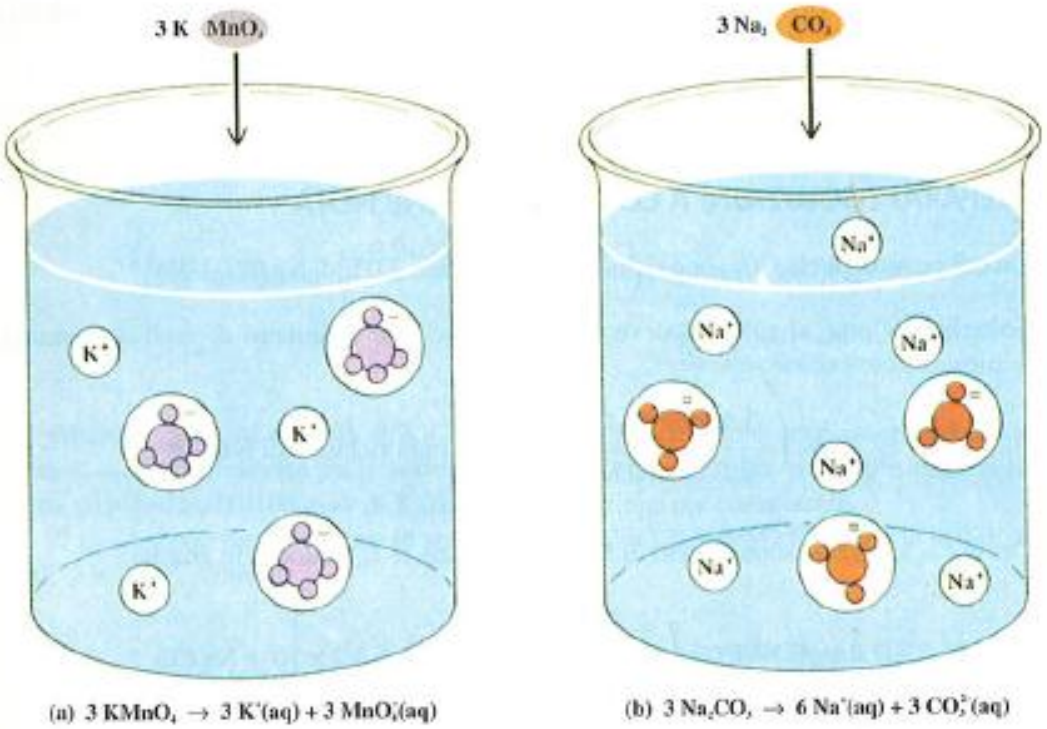
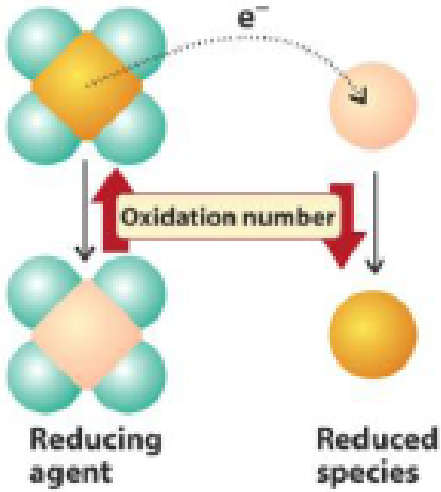


Figura 5.16 (a) Se si scioglie in acqua $KMnO_4$, per ogni mole di $KMnO_4$ disciolta, si ottengono una mole di ioni K^+ ed una mole di ioni MnO_4^-. (b) Se invece si scioglie una mole di Na_2CO_3, da questa si hanno due moli di ioni Na^+ ed una mole di ioni CO_3^{2-}.

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)

La peculiarità essenziale di una **reazione redox** è il trasferimento di elettroni da una specie ad un'altra con conseguente variazione dei numeri di ossidazione delle specie implicate

Le due reazioni avvengono simultaneamente



Ossidazione = reazione che avviene con perdita di e^- che fa aumentare il n ox dell'elemento in esame

$$\overset{0}{Na} \rightarrow \overset{+1}{Na^+} + e^-$$

$$4\,\overset{0}{Fe}\,(s) + 3\,\overset{0}{O_2}\,(g) \rightarrow 2\,\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}\,(s)$$

Riduzione = reazione che avviene con acquisto di e^- che fa diminuire il n ox dell'elemento in esame

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Cl^-}$$

$$\overset{+6\ -2}{WO_3}\,(s) + 3\,\overset{0}{H_2}\,(g) \rightarrow \overset{0}{W}\,(s) + 3\,\overset{+1\ -2}{H_2O}\,(g)$$

Ossidante
1) ossida altre sostanze
2) contiene atomi che vengono ridotti
3) acquista elettroni

Riducente
1) riduce altre sostanze
2) contiene atomi che vengono ossidati
3) perde elettroni

BILANCIAMENTO REAZIONI REDOX

Ogni reazione redox è formata da una semireazione di riduzione e una di ossidazione

1)Scrivere le due semireazioni con i relativi elettroni implicati

semireazione di riduzione: $Oss_1 + ne^- \rightarrow Rid_1$

semireazione di ossidazione: $Rid_2 \rightarrow Oss_2 + me^-$

2)Bilanciare le cariche con H^+ o OH^- in ognuna delle due semireazioni

3)Bilanciare gli atomi di H aggiungendo H_2O dalla parte opportuna della semireazione

4)Moltiplicare i coefficienti stechiometrici della prima semireazione per *m* e quelli della seconda per *n*. Sommare algebricamente le due semireazioni

esempio ambiente acido

$Oss_1 + ne^- + nH^+ \rightarrow Rid_1 + n/2\ H_2O$ | x *m*

$Rid_2 + m/2\ H_2O \rightarrow Oss_2 + me^- + mH^+$ | x *n*

$mOss_1 + nRid_2 + (n \times m)H^+ + (m/2 \times n)\ H_2O \rightarrow mRid_1 + nOss_2 + (n/2 \times m)\ H_2O + (m \times n)H^+$

BILANCIAMENTO REAZIONI REDOX

A reazioni in forma ionica

- reazioni in ambiente acido: le cariche si bilanciano con H^+
- reazioni in ambiente basico: le cariche si bilanciano con OH^-

→ O si bilancia con H_2O

B reazioni in forma neutra

- ~~bilanciare senza il metodo delle semireazioni (*sconsigliato*)~~

oppure

- bilanciare con le semireazioni e poi bilanciare le specie che non sono intervenute nella reazione redox

C trasformare le reazioni in forma neutra in quella ionica e poi usare il metodo delle semireazioni (**A**). Alla fine riportare la reazione alla forma neutra

LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)

Figura 4.8

La reazione **redox**

$$Zn_{(s)} + H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

La semireazione di **ossidazione**

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$$

La semireazione di **riduzione**

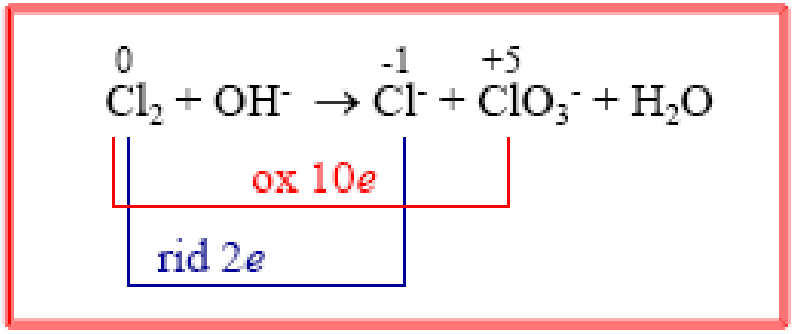
$$2\ H^{+}_{(aq)} + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)}$$

La reazione **redox bilanciata**

$$Zn_{(s)} + 2\ H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

REAZIONI DI DISPROPORZIONE

Sono reazioni in cui una specie chimica si comporta contemporaneamente da ossidante e da riducente e quindi aumenta e diminuisce il suo numero di ossidazione. Il calcolo dei coefficienti segue la prassi indicata per le altre reazioni redox



$Cl_2 + 2e \rightarrow 2\ Cl^-$ | x 1~~0~~ 5

$Cl_2 \rightarrow 2\ ClO_3^- + 10e$ | x~~/~~2

semplificando

$5Cl_2 + Cl_2 \rightarrow 10\ Cl^- + 2\ ClO_3^-$

sommando Cl_2 $\quad 6Cl_2 \rightarrow 10\ Cl^- + 2\ ClO_3^-$

semplificando $\quad 3Cl_2 \rightarrow 5\ Cl^- + ClO_3^-$

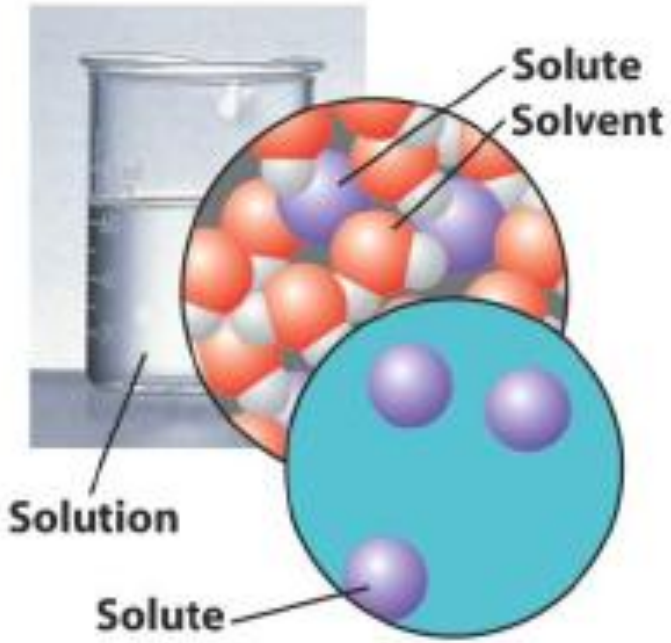
bilanciando carica e massa $\quad 3Cl_2 + 6OH^- \rightarrow 5\ Cl^- + ClO_3^- + 3\ H_2O$

LE SOLUZIONI

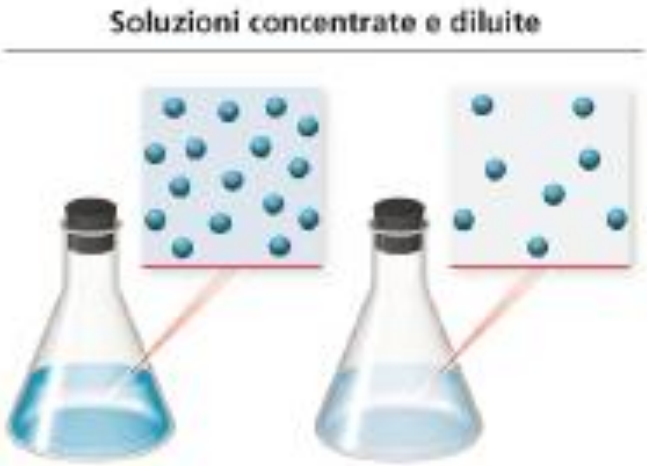
Una soluzione è una miscela fisicamente omogenea a livello molecolare di più sostanze in cui ogni sostanza conserva la propria composizione e le specifiche proprietà

Soluzione
- soluzione acquosa
- soluzione non acquosa
- soluzione solida

→
- **solvente** = componente in quantità maggiore
- **soluto** = componente in quantità minore



Le soluzioni possono avere composizioni variabili: stesso soluto ma in diverse quantità ⇒ titolo di una soluzione



LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Concentrazione di una soluzione = quantità di **soluto** in una quantità nota di **soluzione**

- **Composizione percentuale in massa** (massa% o peso%)
- **Composizione percentuale in volume** (volume%)
- **Concentrazione molare o Molarità** (*M*)
- **Molalità** (m)
- **Frazione molare** (X)
- **Normalità** (*N*)

LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Percentuale in massa % = rapporto percentuale tra la massa di un componente e la massa totale della soluzione

$$\textbf{massa\%} = \frac{\text{massa di soluto (g)}}{\text{massa di soluzione (g)}} \times 100$$

Percentuale in volume % = rapporto percentuale tra il volume di un componente (v) e d il volume della soluzione (V) nel quale è contenuto

$$\textbf{volume\%} = \frac{\text{volume di soluto (L)}}{\text{volume soluzione (L)}} \times 100$$

N.B. il volume della soluzione non è uguale ai volumi dei soluti + volume del solvente.

Concentrazioni espresse in unità fisiche

LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Molarità = rapporto tra il numero di moli del soluto (n_s) ed il volume (**V**) espresso in litri di soluzione in cui il soluto è disciolto

$$\mathbf{M}\ (\text{moli L}^{-1}) = \frac{n_s\ (\text{moli})}{\mathbf{V}\ (\text{L})}$$

La quantità pesata di K_2CrO_4 (19.4 g) viene trasferita in un pallone volumetrico.

Mescolando energicamente, viene aggiunta acqua sufficiente a scioglierlo.

Alla fine, il pallone viene agitato ripetutamente fino ad ottenere una soluzione omogenea.

Concentrazioni espresse in unità chimiche

LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Molalità = rapporto tra il numero di moli del soluto (n_s) e la massa (m_S) espresso in chili di solvente in cui il soluto è disciolto

$$\mathbf{m}\ (\text{moli Kg}^{-1}) = \frac{n_s\ (\text{moli})}{m_S\ (\text{Kg})}$$

La molalità è basata sulla quantità di solvente e non di soluzione

Frazione molare (X) = rapporto tra il numero di moli di un componente (n_s) ed il numero di moli totali ($n_s + n_S$) presenti nel sistema (n_S = moli del solvente)

La somma delle frazioni molari di tutti i componenti di un sistema è uguale all'unità

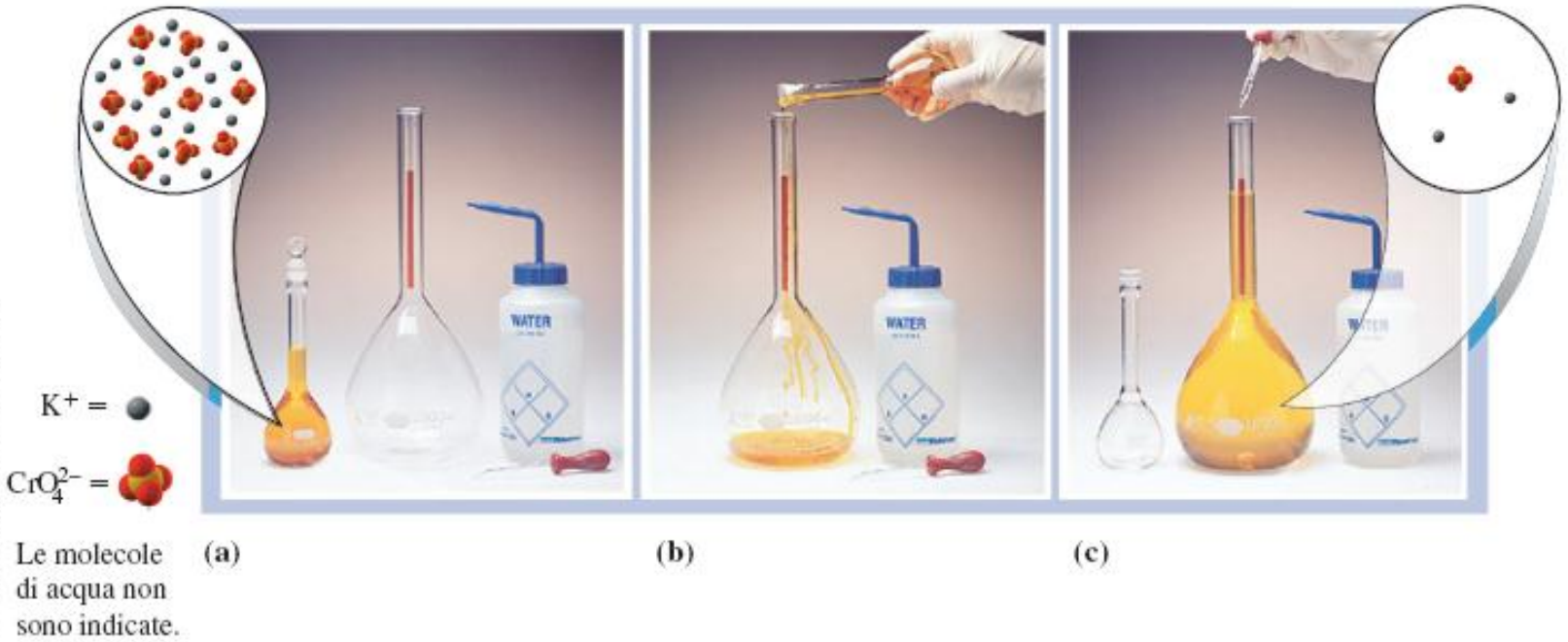
$$\mathbf{X} = \frac{n_s}{n_s + n_S}$$

La frazione molare è una quantità adimensionale

Concentrazioni espresse in unità chimiche

LA DILUIZIONE DELLE SOLUZIONI

Diluire una soluzione = diminuire la concentrazione di un soluto in una soluzione aggiungendo altro solvente



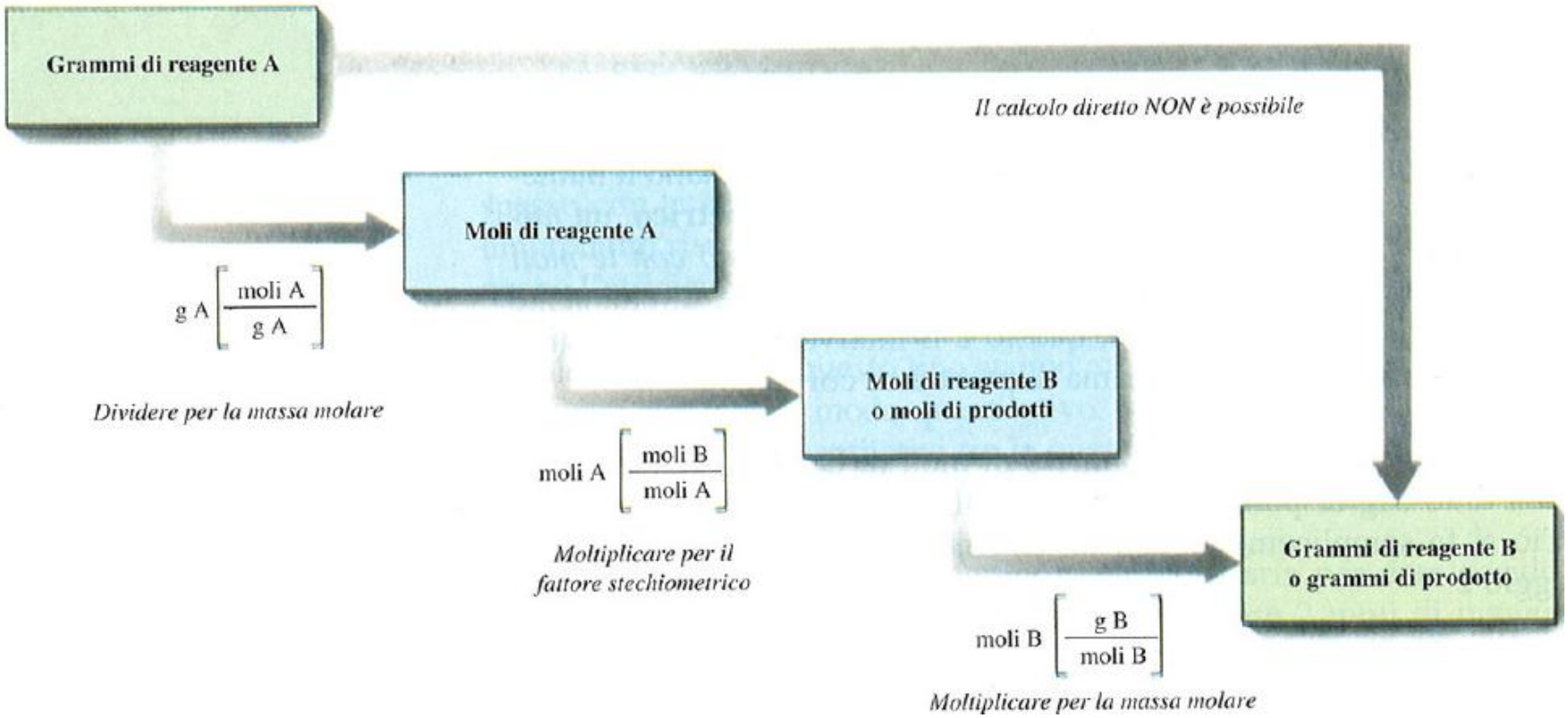
Le molecole di acqua non sono indicate.

Quando si diluisce una soluzione il numero totale di moli (n) rimane lo stesso mentre si riduce la concentrazione della soluzione

$$n_{iniziali} = n_{finali}$$

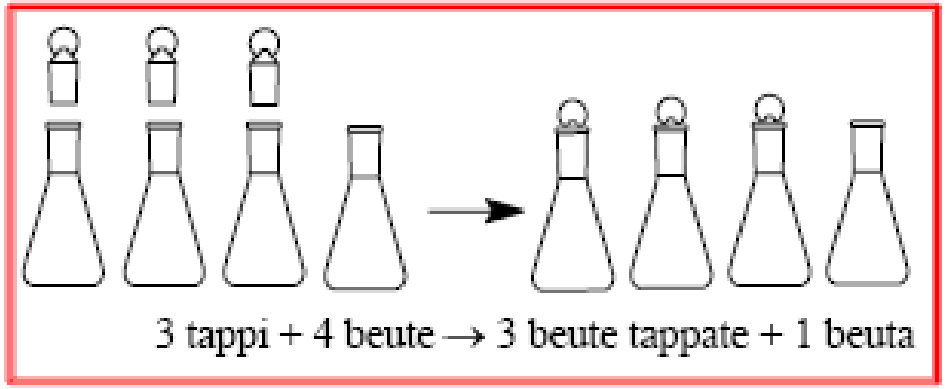
$$M_{iniziale} \times V_{iniziale} = M_{finale} \times V_{finale}$$

LA STECHIOMETRIA

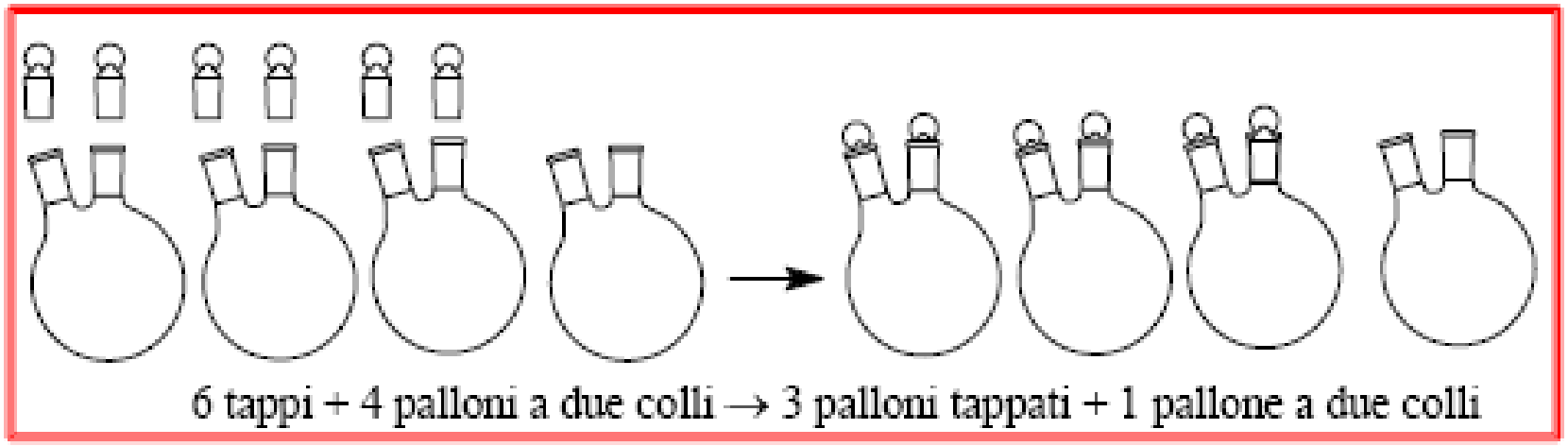


IL REAGENTE LIMITANTE

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.



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