

# LE FORMULE DEI COMPOSTI INORGANICI

Il principio dell'**elettroneutralità**:

La carica positiva totale dei cationi deve essere uguale alla carica negativa totale degli anioni.

Mentre ci sono diversi **anioni** sia **monoatomici** che **poliatomici**, ci sono solo due **cationi poliatomici**,  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$ ;

Negli ioni poliatomici la carica è la carica di tutto lo ione, cioè di tutto l'insieme di atomi.

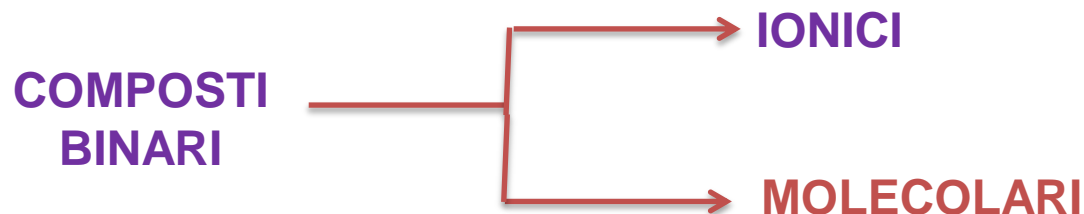
# LO STATO (O NUMERO) DI OSSIDAZIONE

Regole per assegnare il numero di ossidazione ad un atomo:

1. Il numero di ossidazione degli atomi di un elemento allo **stato elementare** è **zero**;
2. Il numero di ossidazione di un elemento in uno **ione monoatomico** è uguale alla **carica** dello ione;
3. La **somma** dei numeri di ossidazione degli elementi in un **composto** è **zero**; in uno **ione poliatomico** è uguale alla **carica** dello ione;
4. Certi elementi hanno lo **stesso numero di ossidazione** in tutti o in quasi tutti i loro **composti**; la posizione di un elemento nella tavola periodica aiuta nell'assegnazione del numero di ossidazione.

# LA NOMENCLATURA

E' l'insieme delle regole per assegnare il nome ai composti. E' stata stabilita dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC).



## LE RADICI DEI NON METALLI

3A	4A	5A	6A	7A
B bor	C carb Si silic	N nitr P fosf As arsen Sb antimon	O oss S solf Se selen Te tellur	H idr F fluor Cl clor Br brom I iod

# LA NOMENCLATURA

## COMPOSTI BINARI MOLECOLARI

**Tabella 2.4** Prefissi greci usati in nomenclatura

Numero*	Prefisso	Numero	Prefisso	Numero	Prefisso
2	di	5	penta	8	otta
3	tri	6	esa	9	nona
4	tetra	7	epta	10	deca

\*Il prefisso mono (1) è usato raramente.

## COMPOSTI BINARI CON NOMI COMUNI

$\text{H}_2\text{O}$  acqua

$\text{H}_2\text{O}_2$  acqua ossigenata  
perossido di idrogeno

$\text{NH}_3$  ammoniac

$\text{N}_2\text{H}_4$  idrazina

$\text{PH}_3$  fosfina

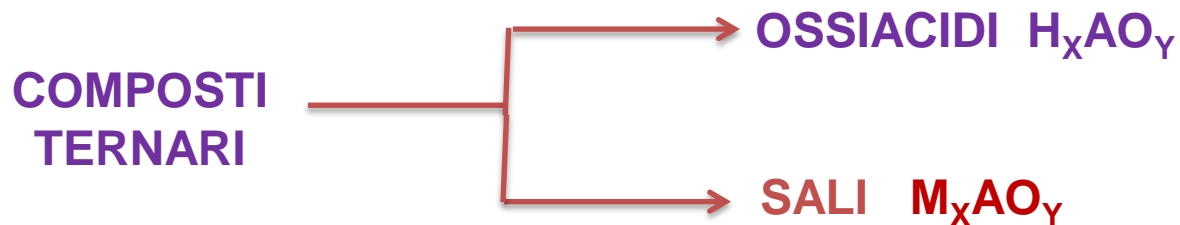
$\text{AsH}_3$  arsina

$\text{CH}_4$  metano

$\text{C}_2\text{H}_2$  acetilene

## GLI IDRACIDI

# LA NOMENCLATURA



## ALCUNI OSSIDIACIDI COMUNI

TABELLA 6-7 <i>Formula di alcuni acidi "-ico"</i>				
Gruppo periodico di elementi centrali				
3A	4A	5A	6A	7A
$\overset{+3}{\text{H}_3\text{BO}_3}$ acido borico	$\overset{+4}{\text{H}_2\text{CO}_3}$ acido carbonico	$\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ acido nitrico		
	$\overset{+4}{\text{H}_4\text{SiO}_4}$ acido silicico	$\overset{+5}{\text{H}_3\text{PO}_4}$ acido fosforico	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ acido solforico	$\overset{+5}{\text{HClO}_3}$ acido clorico
		$\overset{+5}{\text{H}_3\text{AsO}_4}$ acido arsenico	$\overset{+6}{\text{H}_2\text{SeO}_4}$ acido selenico	$\overset{+5}{\text{HBrO}_3}$ acido bromico
			$\overset{+6}{\text{H}_6\text{TeO}_6}$ acido tellurico	$\overset{+5}{\text{HIO}_3}$ acido iodico

# LA NOMENCLATURA

## ALCUNI ANIONI POLIATOMICI CON METALLI

$\text{MnO}_4^{2-}$  manganato

$\text{MnO}_4^-$  permanganato

$\text{CrO}_4^{2-}$  cromato

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  dicromato o  
bicromato

## I SALI IDROGENATI

Lo ione **ACETATO**,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  deriva dall'acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , è un composto organico che useremo molto in chimica inorganica.

## ALCUNI IONI MONOATOMICI E POLIATOMICI

**TABELLA 2-2** *Formule, cariche ioniche e nomi di alcuni ioni comuni*

Cationi comuni (ioni positivi)			Anioni comuni (ioni negativi)		
<i>Formula</i>	<i>Carica</i>	<i>Nome</i>	<i>Formula</i>	<i>Carica</i>	<i>Nome</i>
Na <sup>+</sup>	1+	sodio	F <sup>-</sup>	1-	fluoruro
K <sup>+</sup>	1+	potassio	Cl <sup>-</sup>	1-	cloruro
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	1+	ammonio	Br <sup>-</sup>	1-	bromuro
Ag <sup>+</sup>	1+	argento	OH <sup>-</sup>	1-	idrossido
Mg <sup>2+</sup>	2+	magnesio	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	1-	acetato
Ca <sup>2+</sup>	2+	calcio	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1-	nitrato
Zn <sup>2+</sup>	2+	zinco	O <sup>2-</sup>	2-	ossido
Cu <sup>+</sup>	1+	rame(I)	S <sup>2-</sup>	2-	solfo
Cu <sup>2+</sup>	2+	rame(II)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	2-	solfo
Fe <sup>2+</sup>	2+	ferro(II)	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	2-	solfito
Fe <sup>3+</sup>	3+	ferro(III)	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	2-	carbonato
Al <sup>3+</sup>	3+	alluminio	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	3-	fosfato

# ALCUNI IONI POLIATOMICI

CATIONI: ioni positivi

$\text{NH}_4^+$  ammonio

ANIONI: ioni negativi

$\text{OH}^-$  idrossido

$\text{CN}^-$  cianuro

$\text{CH}_3\text{COO}^-$  acetato

$\text{CO}_3^{2-}$  carbonato

$\text{HCO}_3^-$  idrogeno carbonato  
(o bicarbonato)

$\text{PO}_4^{3-}$  fosfato

$\text{MnO}_4^-$  permanganato

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  dicromato

$\text{ClO}_4^-$  perclorato

$\text{NO}_2^-$

nitrito

$\text{NO}_3^-$

nitrato

$\text{SO}_3^{2-}$

solfito

$\text{SO}_4^{2-}$

solfato

$\text{HSO}_4^-$

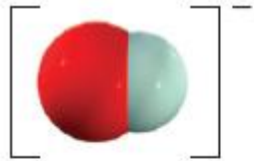
idrogeno solfato  
(o bisolfato)

---

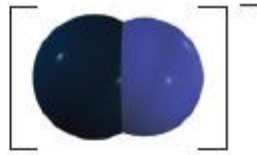


# LA NOMENCLATURA

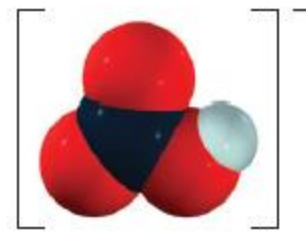
## LA STRUTTURA DI ALCUNI ANIONI POLIATOMICI



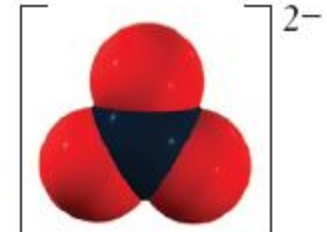
Ione idrossido,  
 $\text{OH}^-$



Ione cianuro,  
 $\text{CN}^-$



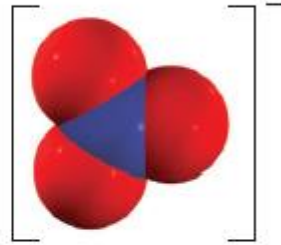
Ione bicarbonato,  
 $\text{HCO}_3^-$



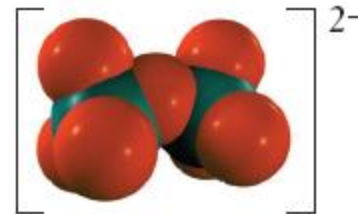
Ione carbonato,  
 $\text{CO}_3^{2-}$



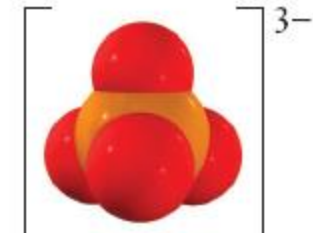
Ione acetato,  
 $\text{CH}_3\text{COO}^-$



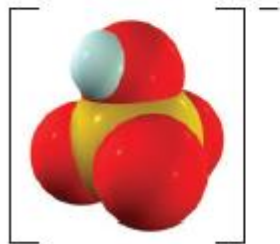
Ione nitrato,  
 $\text{NO}_3^-$



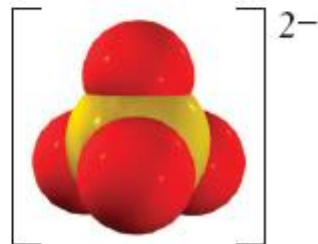
Ione dicromato,  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$



Ione fosfato,  
 $\text{PO}_4^{3-}$

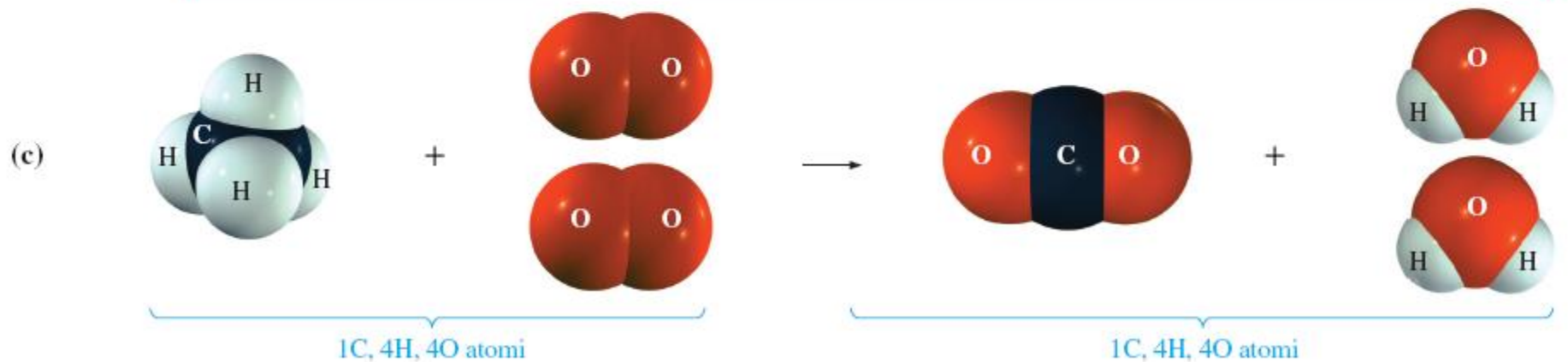
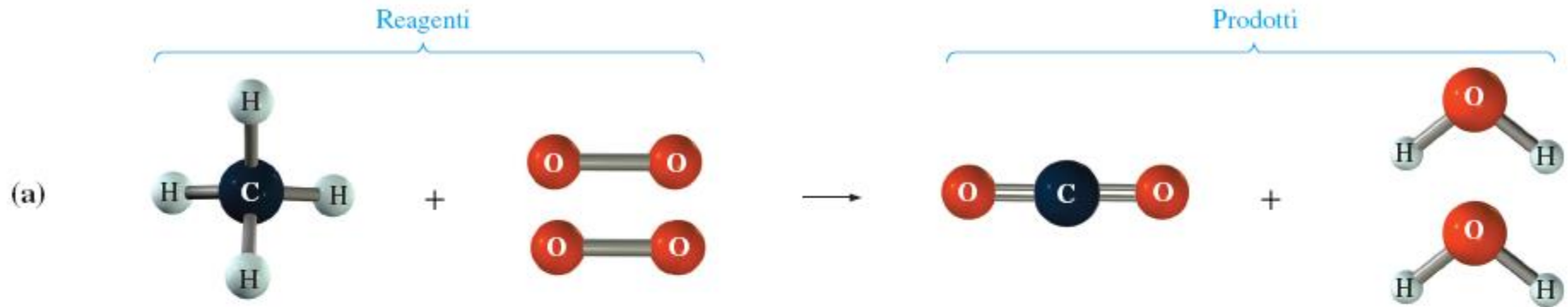


Ione bisolfato,  
 $\text{HSO}_4^-$



Ione solfato,  
 $\text{SO}_4^{2-}$

# 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.*

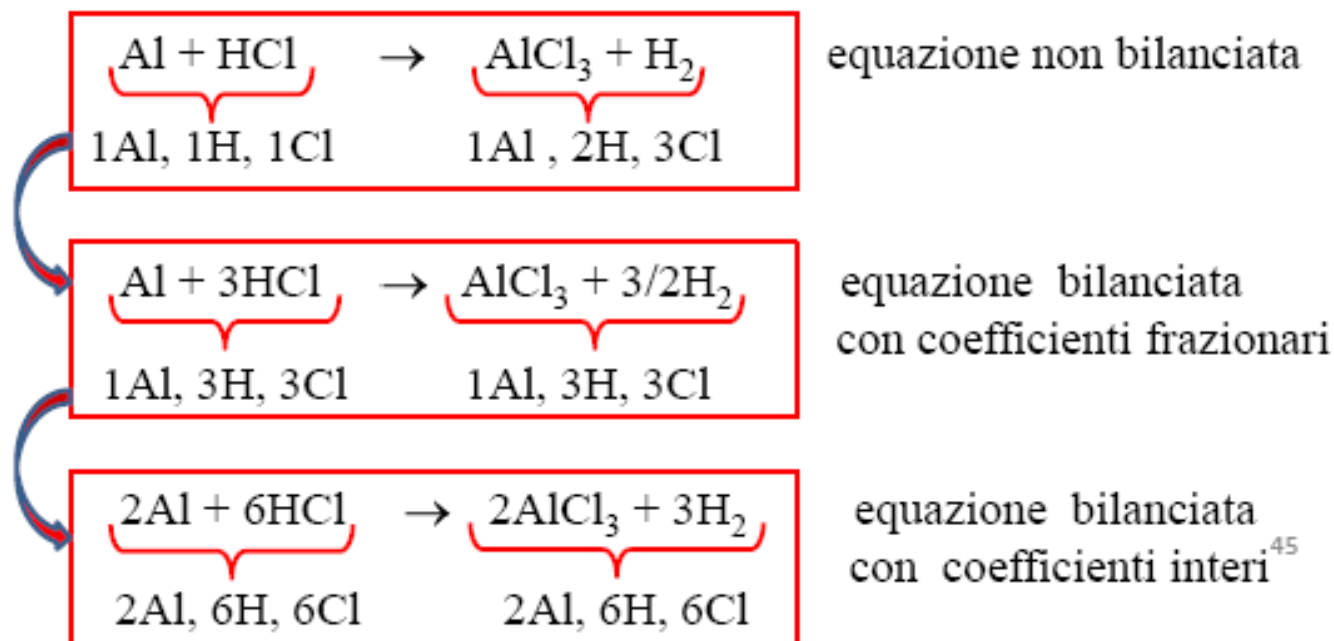
# IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI (EQUAZIONI) CHIMICHE

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?

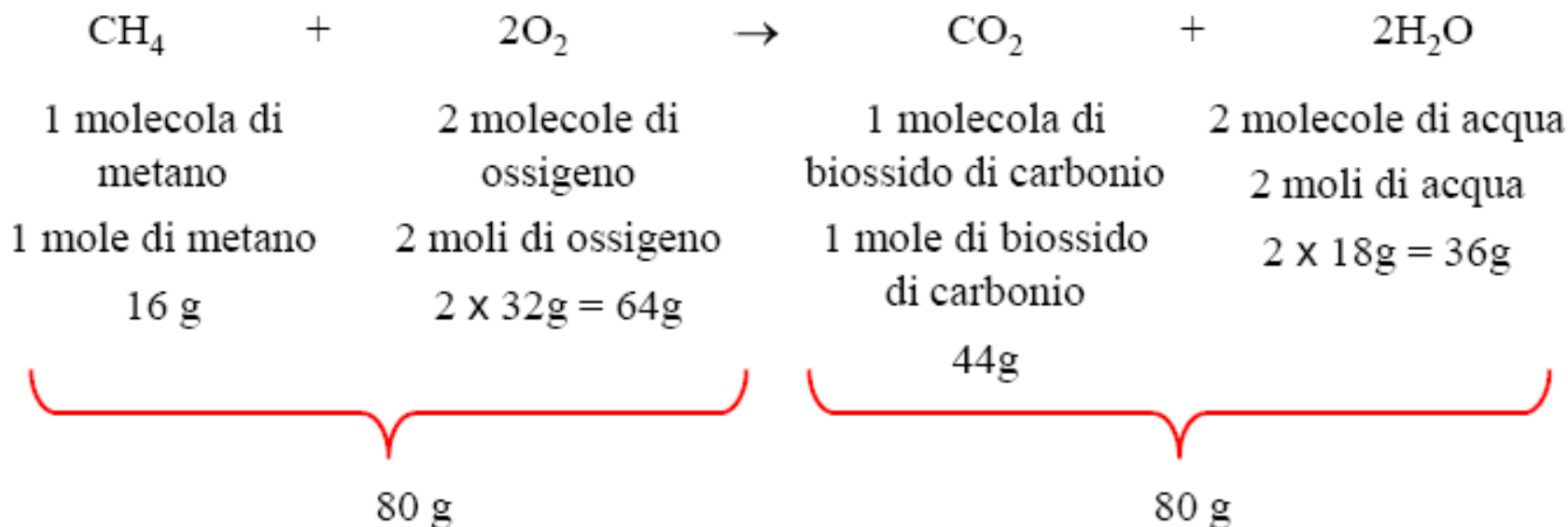
- 1) bilanciare per primo l'elemento che compare nel minimo numero di formule
- 2) bilanciare dopo l'elemento che compare nel massimo numero di formule
- 3) bilanciare per ultimo gli elementi liberi

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



# IL BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI (EQUAZIONI) CHIMICHE

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



*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

Perché la corrente elettrica possa circolare e accendere la lampadina, la soluzione in cui sono immersi gli elettrodi deve contenere degli ioni, dotati di carica elettrica.

Figura 2.12  
Test di conducibilità elettrica.

Mama G. Clarke



La soluzione di acqua pura non contiene ioni: la lampadina non si accende.

Anche la soluzione di saccarosio (zucchero da tavola) e acqua pura è priva di ioni: la lampadina non si accende neanche in questo caso.

La soluzione di cloruro di sodio (NaCl) e acqua pura contiene ioni: la lampadina si accende.

(a)

(b)

(c)

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

**Elettroliti FORTI:**

**completamente dissociati**  $\alpha = 1$

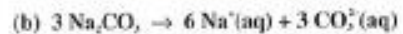
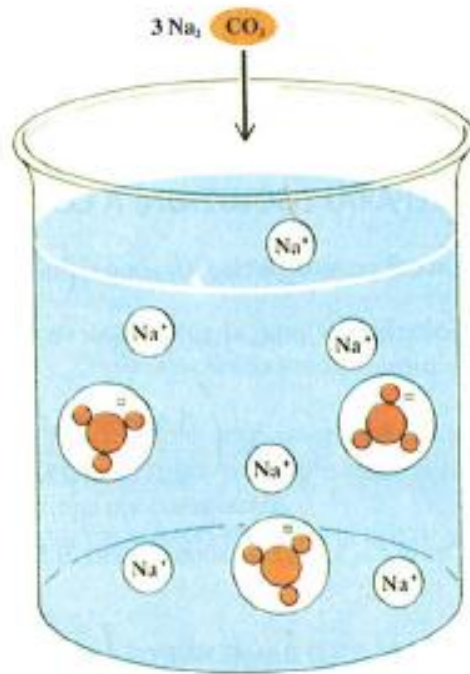
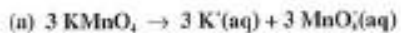
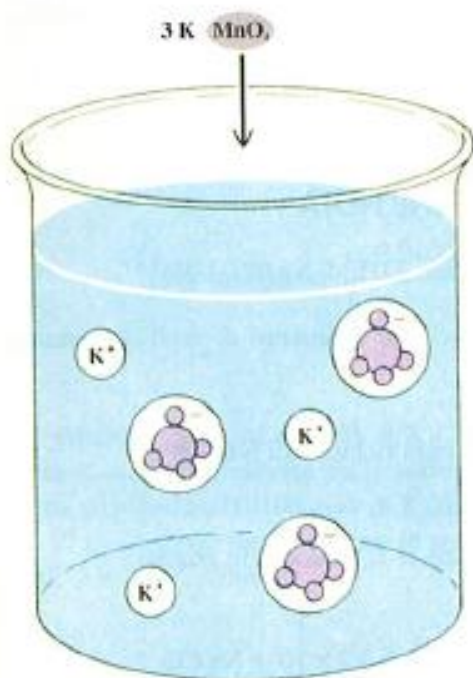
**Elettroliti DEBOLI:**

**parzialmente dissociati**  $0 < \alpha < 1$

**Non elettroliti:**

**indissociati**  $\alpha = 0$

# GLI ELETTROLITI

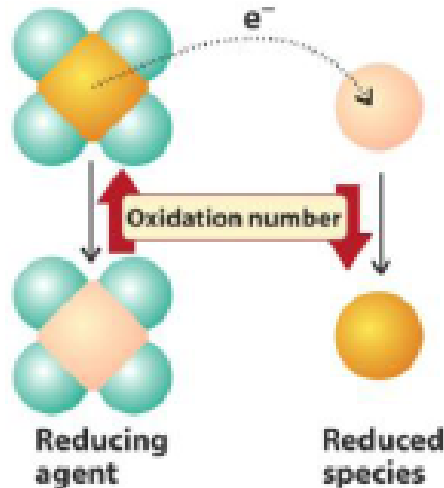


**Figura 5.16** (a) Se si scioglie in acqua  $\text{KMnO}_4$ , per ogni mole di  $\text{KMnO}_4$  disciolta, si ottengono una mole di ioni  $\text{K}^+$  ed una mole di ioni  $\text{MnO}_4^-$ . (b) Se invece si scioglie una mole di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , da questa si hanno due moli di ioni  $\text{Na}^+$  ed una mole di ioni  $\text{CO}_3^{2-}$ .

# 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

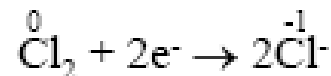
*Le due reazioni avvengono simultaneamente*



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



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



**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



# LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)

La reazione **redox**



La semireazione di **ossidazione**



La semireazione di **riduzione**



Charles D. Winters

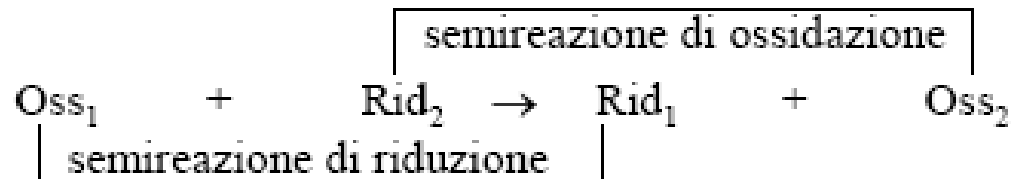
Figura 4.8

La reazione **redox bilanciata**

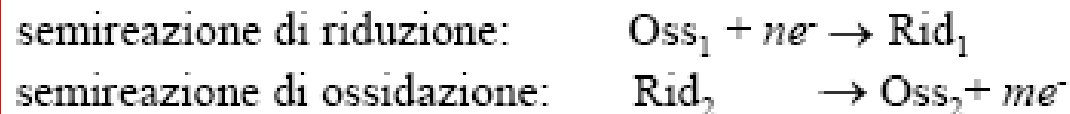


# BILANCIAMENTO REAZIONI REDOX

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



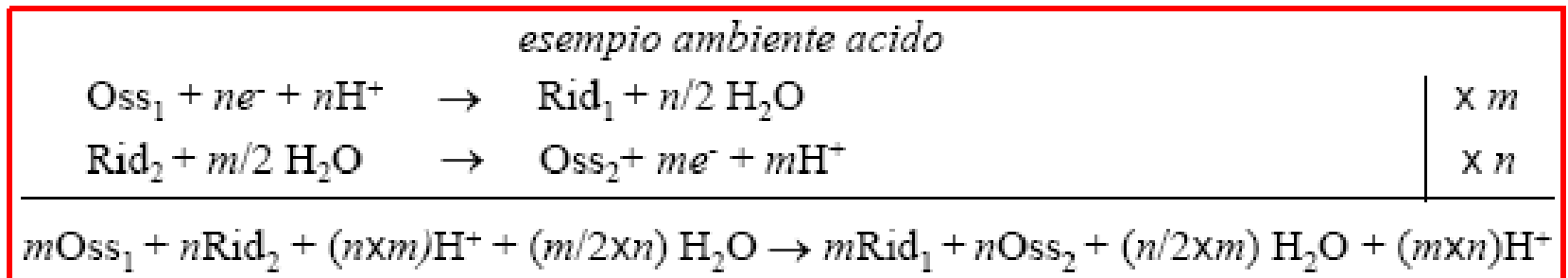
1) Scrivere le due semireazioni con i relativi elettroni implicati



2) Bilanciare le cariche con  $\text{H}^+$  o  $\text{OH}^-$  in ognuna delle due semireazioni

3) Bilanciare gli atomi di H aggiungendo  $\text{H}_2\text{O}$  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



# 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*

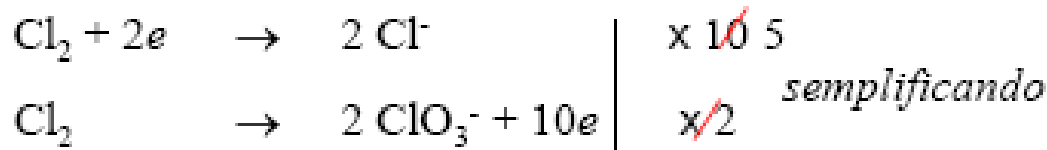
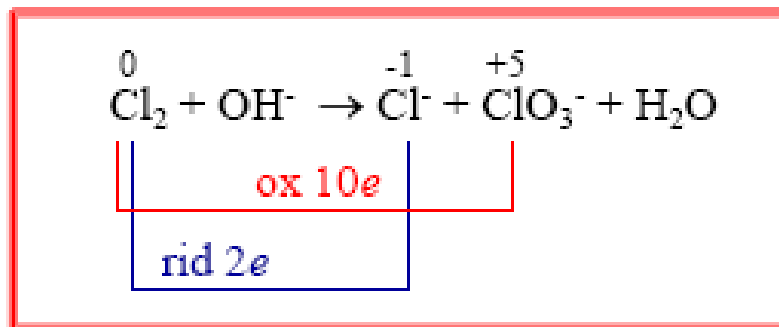
bilanciare con le semireazioni e poi bilanciare le specie che non sono intervenute nella reazione redox

**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

## 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



*sommando Cl<sub>2</sub>*



*semplificando*



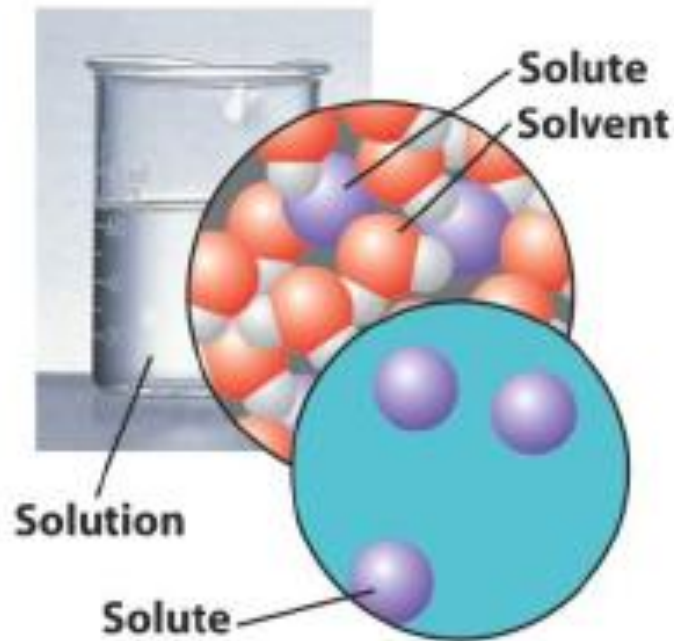
*bilanciando carica e massa*



# 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 → { solvente = componente in quantità maggiore  
          { soluzione solida            { soluto = componente in quantità minore

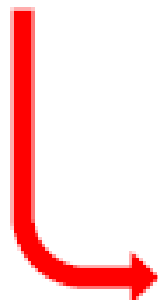


*Le soluzioni possono avere composizioni variabili: stesso soluto ma in diverse quantità ⇒ titolo di una soluzione*



# 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 ( $N$ )

*diversa  
concentrazione*



## LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

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

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

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

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

*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

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



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

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

*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*

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

*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**

$K^+ = \bullet$

$CrO_4^{2-} = \bullet\bullet$

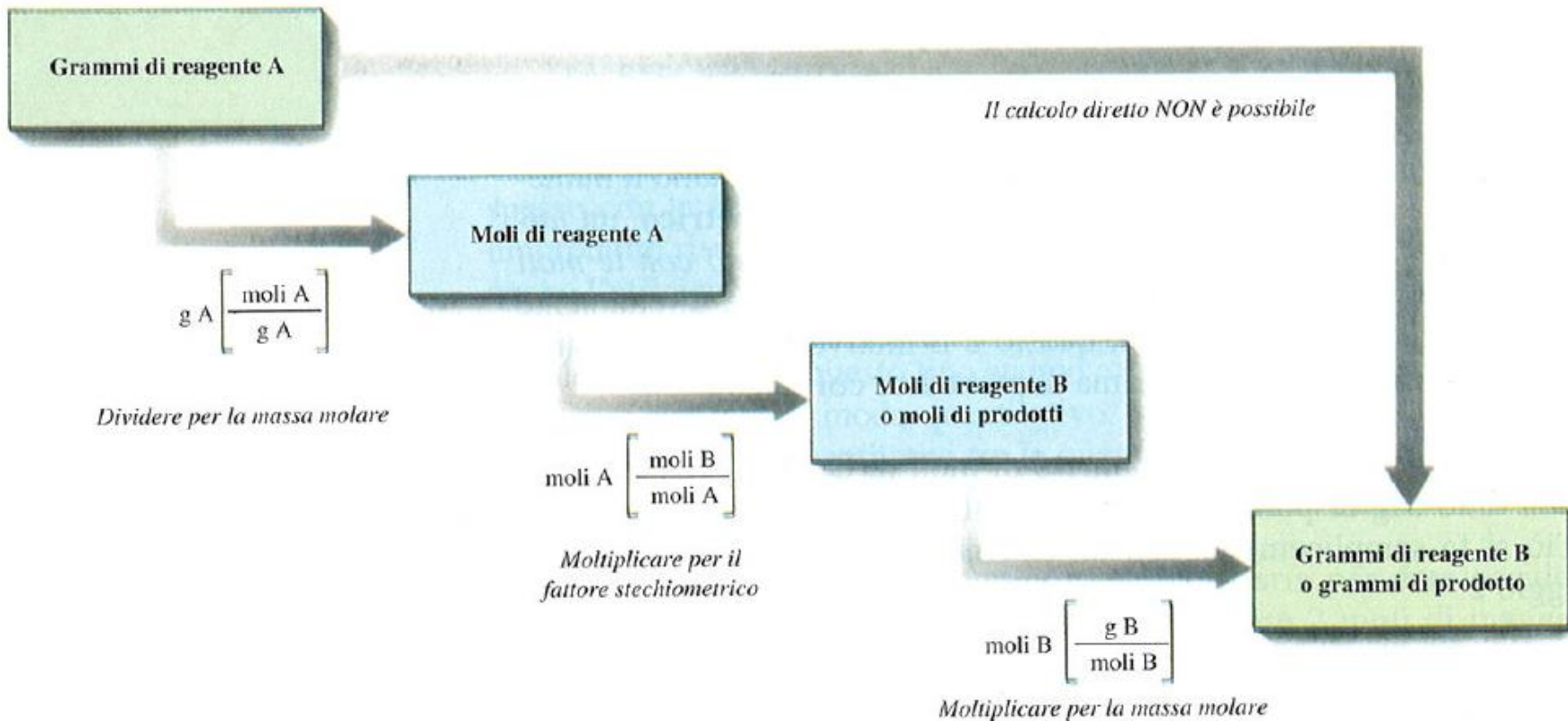
Le molecole di acqua non sono indicate.

(a) (b) (c)

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

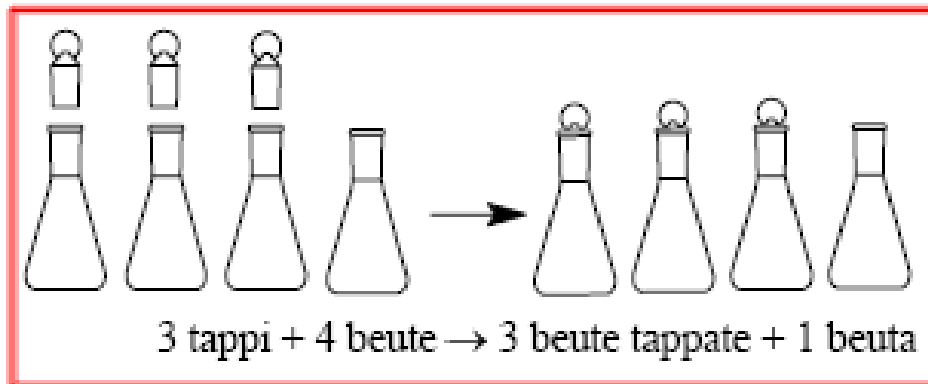
$$n_{\text{iniziali}} = n_{\text{finali}}$$
$$M_{\text{iniziale}} \times V_{\text{iniziale}} = M_{\text{finale}} \times V_{\text{finale}}$$

# LA STECHIOMETRIA

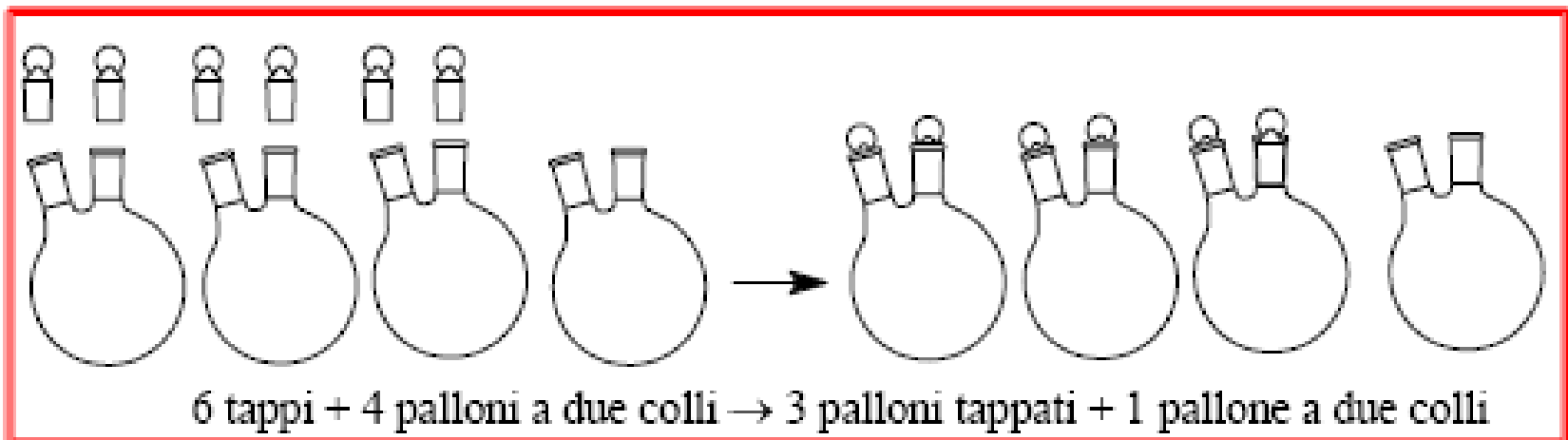


## IL REAGENTE LIMITANTE

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

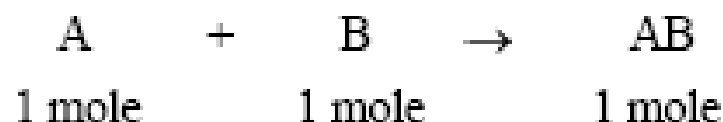


*In una reazione chimica una volta consumato il reagente in difetto (reagente limitante) la reazione si arresta.*



## 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



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

**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