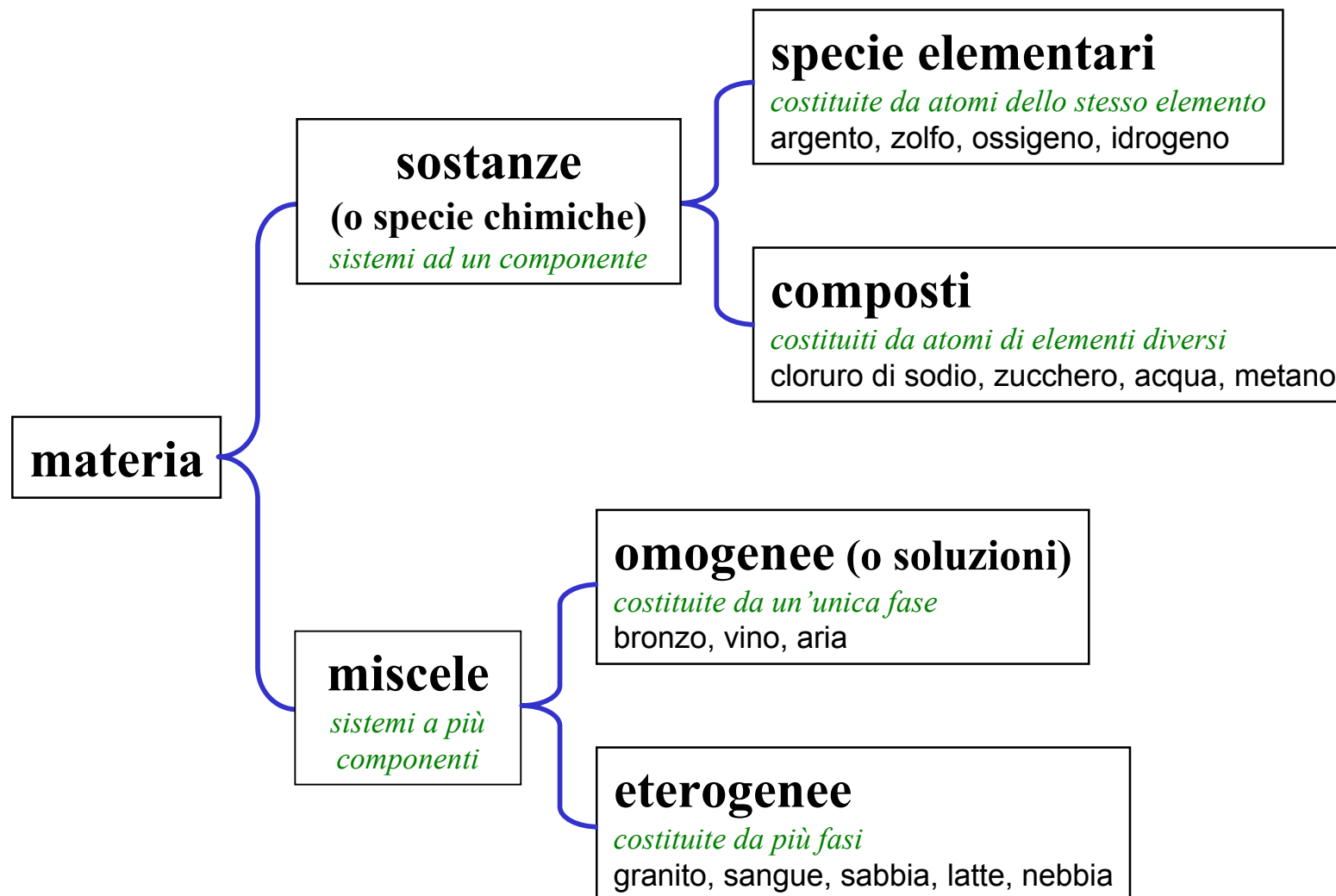


Classificazione chimica della materia



Soluzioni

GASSOSE

Miscele di gas

ESEMPIO N_2 e O_2

LIQUIDE

Miscele di gas o liquido o solido in un liquido

ESEMPI acqua gassata, acqua e alcool, acqua e cloruro di sodio

SOLIDE

Solidi in cui un componente è disperso
in modo casuale nell'altro componente

ESEMPI alcuni tipi di leghe; bronzo: Sn–Cu

NOTA Le soluzioni possono essere costituite anche da più di due componenti

ESEMPIO vino frizzante: acqua, alcool, zucchero, anidride carbonica

Soluzioni

Le **soluzioni** sono miscele *fisicamente omogenee* di due o più sostanze, le cui quantità relative possono variare con continuità entro certi limiti

SOLVENTE Mezzo disperdente: componente presente in quantità maggiore

SOLUTO
(o soluti) Componente(i) disperso(i) nel solvente

Il comportamento di una soluzione dipende

- dal tipo di particelle disperse nella soluzione
- dalle caratteristiche del mezzo disperdente
- dalle interazioni tra solvente e soluto

Le proprietà chimiche e fisiche di una soluzione (reattività, colore, conducibilità elettrica, ecc.) dipendono dalla **quantità** dei soluti e del solvente. È quindi necessario specificare sempre la **composizione** di una soluzione, precisando le quantità relative dei componenti (**CONCENTRAZIONE**)

Concentrazione di una soluzione

Le concentrazioni dei soluti in una soluzione definiscono la composizione della soluzione stessa. La concentrazione del componente i -esimo di una soluzione è definita come

$$c_i = \frac{\text{“quantità del componente } i\text{-esimo”}}{\text{“quantità della soluzione”}}$$

oppure:

$$c_i = \frac{\text{“quantità del componente } i\text{-esimo”}}{\text{“quantità del solvente”}}$$

per “quantità” si intende **massa o volume o numero di moli**

Esistono dunque vari modi per esprimere la concentrazione di una soluzione

Molarità o concentrazione molare

La molarità è pari al **numero di moli** di soluto contenute in **un litro di soluzione**

$$M = \frac{n_i}{V} \quad [M, \text{mol L}^{-1}]$$

dove n_i è il numero di moli di soluto e V è il volume totale della soluzione espresso in litri

L'unità di misura della molarità è moli per litro (mol L^{-1}), indicata a volte con M

La concentrazione molare si indica spesso con il simbolo del soluto tra parentesi quadre; in questo caso non occorre specificare l'unità di misura poiché è già implicitamente indicata

ESEMPIO

Una soluzione 1 M (uno molare) di acido cloridrico contiene, disciolta in un litro di soluzione, una mole di HCl. Poiché la massa molare di HCl è 36.5 g/mol^{-1} , tale soluzione contiene 36.5 g di acido cloridrico per litro di soluzione

$$[\text{HCl}] = 1 \quad \text{oppure}$$

$$C_{\text{HCl}} = 1 \text{ M} = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

Espressioni della concentrazione

m = massa; V = volume; n = numero di moli; MM = massa molare; d = densità [kg L^{-1}]

simb.	nome	definizione	unità di misura	applicazione
M	molarità	$M_i = \frac{n_i}{V_{\text{soluz}} [\text{L}]}$	mol L^{-1} applicato solo ai soluti	preparazione delle soluzioni
m	molalità	$m_i = \frac{n_i}{m_{\text{solv}} [\text{kg}]}$	mol kg^{-1} applicato solo ai soluti	nelle leggi per soluzioni diluite
x	frazione molare	$x_i = \frac{n_i}{\sum n}$	adimensionale $\sum x = 1$	nelle leggi
$\%_{p/p}$	per cento in peso	$\%_{p/p, i} = \frac{m_i}{\sum m} \times 100$	adimensionale	preparazione delle soluzioni
ppm	parti per milione	$\text{ppm}_i = \frac{m_i}{\sum m} \times 10^6$	adimensionale	per soluti in tracce
$\%_{v/v}$	per cento in volume	$\%_{v/v, i} = \frac{V_i}{\sum V} \times 100$	adimensionale $\sum V \neq V_{\text{finale}}$	preparazione di soluzioni di liquidi

Relazioni utili, valide per soluzioni molto diluite, in cui massa e volume della soluzione possono essere considerati con buona approssimazione uguali a massa e volume del solvente

$$m_i = x_i \frac{1000}{MM_{\text{solv}}}$$

$$M_i = m_i \times d_{\text{solv}}$$

Miscela di gas

Una miscela di gas si comporta esattamente come un gas formato da una sola specie chimica

La pressione totale esercitata da una miscela di tre gas – A, B e C – è data da

$$P V = (n_A + n_B + n_C) R T$$

dove n_A , n_B e n_C sono rispettivamente il numero di moli di A, B e C

Pressione parziale di un componente in una miscela gassosa: è la pressione che quel componente eserciterebbe se fosse da solo nel recipiente

Ad esempio, per il componente A: $p_A V = n_A R T$

La **pressione totale** di una miscela è uguale alla somma delle pressioni parziali di tutti i suoi componenti

$$P = p_A + p_B + p_C$$

$$p_A = x_A P_T$$

x_A = frazione molare del componente A

Solubilità

Si definisce **solubilità** di una sostanza in un determinato solvente la concentrazione massima che essa può raggiungere in quel solvente a una data temperatura

Di solito la solubilità si esprime in grammi di soluto per 100 g di solvente

ESEMPIO

A temperatura ambiente la solubilità di NaCl in acqua è 36 g, ossia si sciolgono al massimo 36 g di HCl in 100 g di H₂O

Una soluzione avente una concentrazione pari alla solubilità della sostanza in quel solvente si dice **soluzione satura**. La condizione di saturazione è una situazione dinamica e si può descrivere con l'equilibrio



La solubilità di una sostanza dipende da vari fattori:

- 1) natura del soluto
- 2) natura del solvente
- 3) temperatura
- 4) pressione

Tabella indicativa delle solubilità delle sostanze

Tipi di composto		Solubilità	Solubilità in H ₂ O
metalli		nei metalli	no
composti ionici		nei sali fusi nei solventi polari	variabile, limitata
composti covalenti a struttura infinita		no	no
composti covalenti molecolari	liquidi	nei liquidi di polarità simile	solo composti polari, limitata o illimitata
	gas	nei gas: illimitata nei liquidi: limitata	limitata

Solubilità dei composti ionici (sali) in acqua

Sono *solubili in acqua* i sali che contengono

- i cationi dei metalli alcalini (Li^+ , Na^+ , K^+ , ecc.)
- lo ione ammonio, NH_4^+
- gli ioni acetato (CH_3COO^-), nitato (NO_3^-), nitrito (NO_2^-) e perclorato (ClO_4^-)
- gli ioni Cl^- , Br^- e I^- (eccetto i loro sali con Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} e HgI_2)
- lo ione SO_4^{2-} (eccetto i suoi sali con Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+})
- gli ossoanioni acidi

Sono *poco solubili o insolubili in acqua* i composti ionici che contengono

- gli ioni O^{2-} (ossidi) e OH^- (idrossidi), eccetto quelli di Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , ioni alcalini
- lo ione S^{2-} , eccetto i sali con gli elementi dei gruppi 1 e 2
- gli ioni carbonato (CO_3^{2-}), fosfato (PO_4^{3-}) e arsenato (AsO_4^{3-})
- gli anioni polimerici derivati da ossoacidi

Le reazioni chimiche

Una reazione chimica è un processo in cui alcune specie chimiche A, B, ..., chiamate **reagenti**, interagiscono tra loro e *si trasformano* in altre specie chimiche P, Q, ..., chiamate **prodotti**

Nello studio delle reazioni chimiche occorre affrontare alcuni problemi:

- 1) definire i criteri generali che consentono di rappresentare una reazione chimica in modo *simbolico* e *schematico*
- 2) trovare le relazioni quantitative tra le sostanze coinvolte nella reazione (aspetto **stechiometrico**)
- 3) stabilire in quali condizioni di temperatura, pressione, ecc. può avvenire la reazione (aspetto **termodinamico**)
- 4) stabilire in quanto tempo avviene la reazione (aspetto **cinetico**)

Le reazioni chimiche

Poiché ogni specie chimica ha caratteristiche proprie ben definite, le proprietà di un sistema materiale che si trasforma cambiano

Nella pratica si possono osservare variazioni di:

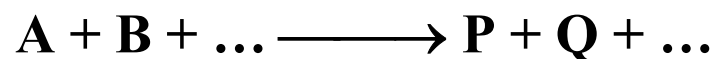
volume densità colore conducibilità elettrica ecc...

Vi sono però alcune importanti proprietà che si conservano nell'ambito di una reazione chimica

- 1) *il numero di atomi degli elementi presenti nei reagenti deve essere uguale al numero di atomi degli elementi presenti nei prodotti*
(legge della conservazione della massa)
- 2) *la somma delle cariche dei reagenti deve essere uguale alla somma delle cariche dei prodotti*
(legge della conservazione della carica)

Equazione chimica

Una generica reazione chimica, in cui alcuni reagenti A, B, ... si trasformano nei prodotti P, Q, ..., può essere rappresentata in maniera simbolica e concisa da un'equazione del tipo



detta **equazione chimica** o **equazione stechiometrica**

Sul lato sinistro dell'equazione si scrivono le formule chimiche dei reagenti (stato iniziale della reazione), sul lato destro quelle dei prodotti (stato finale della reazione)

Si usa spesso il termine reazione chimica sia per indicare il processo di trasformazione dei reagenti in prodotti, sia l'equazione chimica che lo rappresenta

L'equazione chimica *deve* rappresentare il processo che avviene realmente (si basa su dati sperimentali); le sostanze che si formano nel corso delle reazioni si identificano mediante analisi chimica. Esistono tuttavia dei criteri per prevedere i prodotti di una reazione chimica, in base alle proprietà dei reagenti e alle condizioni di reazione

La freccia, da preferirsi al simbolo = nella rappresentazione di una reazione chimica, equivale a dire “*si trasforma(no) in*”

Bilanciamento delle equazioni chimiche

In una equazione che rappresenta una reazione chimica devono essere soddisfatte tre condizioni

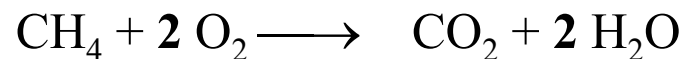
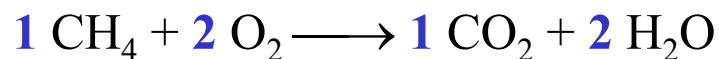
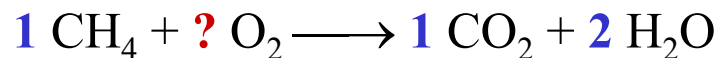
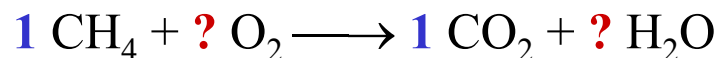
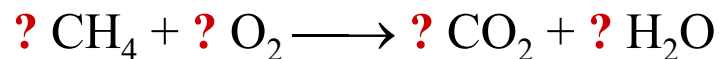
- 1) nell'equazione chimica *devono essere indicate le formule chimiche di **tutte** le sostanze che scompaiono (reagenti) e di tutte quelle che si formano (prodotti)*
- 2) nell'equazione chimica *il numero totale di atomi di ciascun elemento deve essere lo stesso nei due membri dell'equazione (bilanciamento della massa)*
- 3) nell'equazione di una reazione in cui compaiono degli ioni *la somma algebrica delle cariche ioniche dei reagenti deve essere uguale **in valore e segno** a quella dei prodotti (bilanciamento della carica)*

Bilanciamento delle equazioni chimiche

Per bilanciare un'equazione chimica bisogna far precedere alla formula di ciascuna specie chimica rappresentata nell'equazione un opportuno coefficiente numerico, detto **coefficiente stechiometrico**, che normalmente è un numero intero (il più piccolo possibile)

Questi coefficienti, nel loro insieme, definiscono i rapporti secondo cui le varie specie chimiche scompaiono e si formano in quella data reazione

ESEMPIO Reazione di combustione del metano



Bilanciamento delle equazioni chimiche

Alcune regole pratiche per la determinazione dei coefficienti stechiometrici di una equazione chimica:

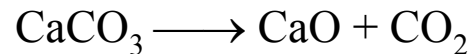
- per bilanciare l'equazione si deve agire *unicamente* sui coefficienti stechiometrici (aggiungere, eliminare o cambiare una specie chimica significa cambiare radicalmente la reazione)
- è conveniente incominciare a bilanciare una specie atomica che compare in *un solo reagente* e in *un solo prodotto*, proseguendo poi con gli elementi per i quali il numero di atomi da una parte della freccia è già stabilito
- non si devono mai cambiare i coefficienti già determinati (se questo fosse assolutamente necessario, bisogna moltiplicare *tutti* i coefficienti già stabiliti per lo stesso fattore)
- per bilanciare le cariche ioniche eventualmente presenti si procede in modo analogo agli elementi

Tipi di reazioni chimiche

Le reazioni chimiche si possono suddividere in due grandi gruppi

Reazioni in cui nessun elemento cambia il suo grado di ossidazione durante la trasformazione

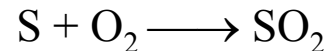
ESEMPIO reazione di decomposizione del carbonato di calcio



calcio (g.o. +2), carbonio (g.o. +4) e ossigeno (g.o. -2) non cambiano il loro grado di ossidazione

Reazioni in cui alcuni atomi cambiano il loro grado di ossidazione durante la trasformazione

ESEMPIO reazione di combustione dello zolfo



lo zolfo passa da g.o. 0 a g.o. +4, mentre ogni atomo di ossigeno passa da g.o. 0 a g.o. -2

Le reazioni che appartengono a quest'ultimo gruppo vengono chiamate **reazioni di ossidoriduzione** o **reazioni redox**

Reazioni redox

In una reazione di ossidoriduzione avviene un trasferimento *reale* o *formale* di elettroni da un atomo all'altro. In seguito a questo trasferimento un atomo perde elettroni (si **ossida**), mentre l'altro li acquista (si **riduce**)

Ossidazione è la trasformazione che porta ad un **aumento** del grado di ossidazione; la specie che si ossida aumenta il suo g.o. perdendo elettroni



Riduzione è la trasformazione che porta ad una **diminuzione** del grado di ossidazione; la specie che si riduce diminuisce il suo g.o. acquistando elettroni



Ossidanti e riducenti

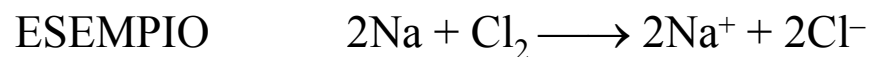
Agente ossidante

è una molecola, un atomo o uno ione capace di acquistare elettroni (provoca l'ossidazione di un'altra specie, riducendosi)

Agente riducente

è una molecola, un atomo o uno ione capace di cedere elettroni (provoca la riduzione di un'altra specie, ossidandosi)

Poiché in una reazione chimica non si possono né creare né distruggere elettroni, **non può esistere un processo di ossidazione senza un simultaneo processo di riduzione**; inoltre il numero di elettroni acquistati dall'agente ossidante *deve essere uguale* al numero di elettroni ceduti dall'agente riducente

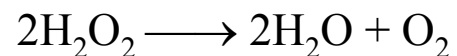


Ciascuna molecola di Cl_2 (agente ossidante) acquista due elettroni, mentre ciascun atomo di Na (agente riducente) cede un elettrone

Reazioni di dismutazione

Un particolare tipo di reazione di ossidoriduzione è rappresentato dalle reazioni di **dismutazione** (o **disproporzione**), nelle quali *una stessa specie chimica* si comporta da ossidante e da riducente

ESEMPIO Il perossido di idrogeno si decompone lentamente secondo la reazione



In questo caso l'ossigeno presente nel perossido in parte si ossida (g.o. $-1 \rightarrow 0$) e in parte si riduce (g.o. $-1 \rightarrow -2$)

Danno questo tipo di reazione le specie chimiche che contengono un elemento in uno stato di ossidazione intermedio

Reazioni redox in soluzione acquosa

Criteri per il bilanciamento dell'equazione chimica di una reazione redox in soluzione acquosa:

- bilanciare l'ossidante, il riducente e i loro prodotti in base agli elettroni scambiati
- bilanciare gli atomi di tutti gli altri elementi che non hanno modificato il loro grado di ossidazione, esclusi l'idrogeno (g.o. +1) e l'ossigeno (g.o. -2)
- bilanciare le cariche ioniche aggiungendo a sinistra o a destra dell'equazione ioni H^+ (quando la soluzione è acida) o ioni OH^- (quando la soluzione è basica)
- bilanciare gli atomi di idrogeno (g.o. +1) e quelli di ossigeno (g.o. -2) aggiungendo molecole d'acqua nella parte appropriata

Ambiente acido *ioni H^+ in eccesso*

nell'equazione chimica
aggiungere H^+ fra i
reagenti o fra i prodotti

Ambiente basico *ioni OH^- in eccesso*

nell'equazione chimica
aggiungere OH^- fra i
reagenti o fra i prodotti

Ambiente neutro

nell'equazione
chimica aggiungere
 H_2O fra i reagenti (H^+
o OH^- fra i prodotti)

Informazioni quantitative deducibili da un'equazione chimica

C_3H_8		+	5O_2		→	3CO_2		+	$4\text{H}_2\text{O}$	
1 molecola di propano	<i>reagendo con</i>		5 molecole di diossigeno	<i>forma</i>		3 molecole di diossido di carbonio	<i>e</i>		4 molecole di acqua	
1 mole di propano	<i>reagendo con</i>		5 moli di diossigeno	<i>forma</i>		3 moli di diossido di carbonio	<i>e</i>		4 moli di acqua	
44 grammi di propano	<i>reagendo con</i>		160 grammi di diossigeno	<i>forma</i>		132 grammi di diossido di carbonio	<i>e</i>		72 grammi di acqua	
1 volume* di propano	<i>reagendo con</i>		5 volumi* di diossigeno	<i>forma</i>		3 volumi* di diossido di carbonio	<i>e</i>		4 volumi* di acqua	

* volumi di gas misurati alla stessa temperatura e pressione

Legge di Avogadro

volumi uguali di gas, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole

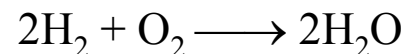
Reagente limitante

Quando il *rapporto di mescolamento* dei reagenti non corrisponde al loro *rapporto stechiometrico* (deducibile dall'equazione chimica bilanciata) è importante determinare il **reagente limitante**, ovvero il *reagente presente in difetto rispetto al rapporto stechiometrico*

Il reagente limitante determina la quantità massima di prodotto che si può formare

ESEMPIO

Sintesi dell'acqua



$$\text{rapporto stechiometrico } \text{H}_2/\text{O}_2 = \frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1} = 2$$

Supponiamo di mescolare 5 moli di H_2 con 2 moli di O_2 ; il rapporto di mescolamento (2.5) è quindi maggiore del rapporto stechiometrico (2). Il reagente limitante in queste condizioni è l'ossigeno. 2 moli di O_2 reagiscono con 4 moli di H_2 formando 4 moli di H_2O ; O_2 viene consumato completamente, mentre rimane inalterata 1 mole di H_2

Informazioni non deducibili da un'equazione chimica

- 1) Le condizioni in cui la reazione può avvenire**
- 2) Il grado di conversione dei reagenti in prodotti**
- 3) La velocità e il meccanismo della reazione**