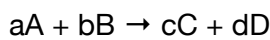


Velocità di reazione

Per velocità di una reazione chimica si intende la quantità di reagente che viene consumata o prodotta nell'unità di tempo.

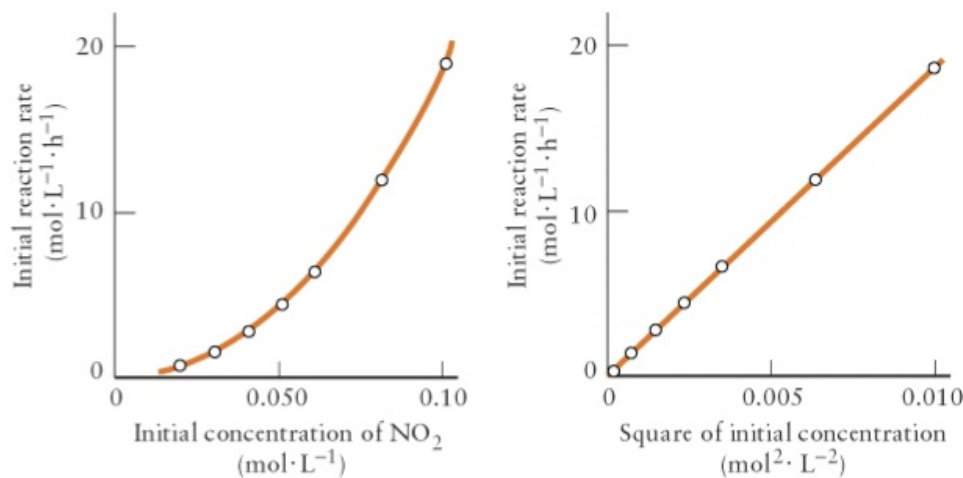
La quantità di sostanza consumata o prodotta, viene espressa in termini di concentrazione molare.



$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \cdot \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Nei reagenti va messo il -, nei prodotti il +

Se poniamo in ordinata il valore della concentrazione e in ascissa il tempo, otteniamo come grafico una curva da cui risulta che la concentrazione del reagente A diminuisce nel tempo.



Velocità media: $v = \Delta x / \Delta t$

Velocità istantanea: $v_i = x / t$ (velocità in un determinato istante)

$$v = K [A]^x [B]^y$$

X e y sono gli ordini di reazione parziali

k costante di velocità della reazione, e rappresenta la velocità iniziale della reazione quando i reagenti hanno concentrazione unitaria

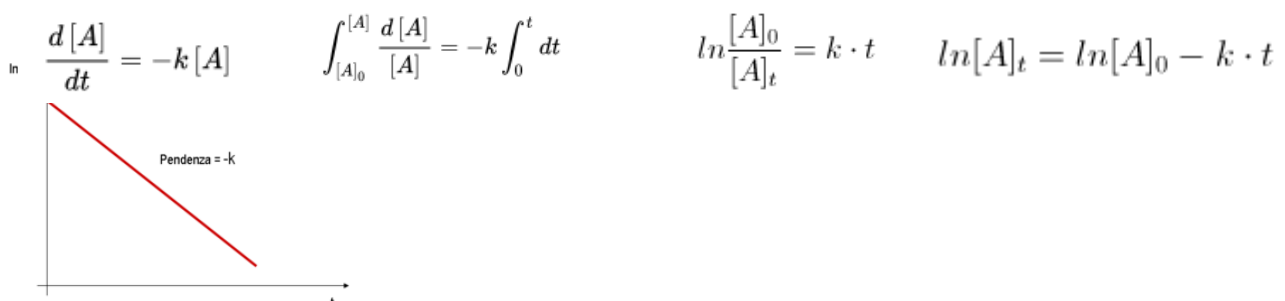
ordine di reazione: relativo ad un reagente è l'esponente al quale è elevata la concentrazione del reagente nell'equazione cinetica.

Lo studio della cinetica chimica di una reazione consiste principalmente nella determinazione sperimentale della sua equazione cinetica

Reazioni di ordine zero: Si chiamano reazioni di ordine zero quelle reazioni la cui velocità è indipendente dalla concentrazione dei reagenti.

Reazioni di primo ordine: Le reazioni del primo ordine sono quelle reazioni la cui velocità dipende dalla concentrazione di un solo reagente elevato ad un esponente pari ad 1.

$$v = k[A]$$



[A₀] concentrazione iniziale del reagente A
 [A] concentrazione del reagente A nel tempo t
 T: tempo di reazione
 K: costante cinetica

Tempo di dimezzamento in una reazione di primo ordine.
 Il tempo di dimezzamento in una reazione del primo ordine non dipende dalla concentrazione iniziale ma solo dal valore K.

$$[A]_t = \frac{1}{2} [A]_0$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln \frac{[A]_0}{\frac{1}{2}[A]_0} = \frac{1}{k} \ln 2 = \frac{0.693}{k}$$

Il decadimento radioattivo è associato a un tempo di dimezzamento ovvero il tempo necessario per avere il dimezzamento di una quantità di elemento.

Meccanismi di reazione

TEORIA DEGLI URTI

Secondo la teoria degli urti, affinché avvenga una reazione chimica, si devono realizzare tre condizioni:

- le molecole dei reagenti urtino tra loro
- le particelle durante l'urto sono correttamente orientate
- l'urto sia sufficientemente violento.

La velocità di reazione dipende dalla frequenza degli urti sufficientemente violenti e correttamente orientati.

Reazione elementare: singolo evento in cui dei composti prendono parte a un singolo stadio in una reazione.

Esempio



La reazione avviene sia per l'OH che per il Br, mentre si rompe un legame se ne forma un altro.

Esempio



1. $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}$ dissociazione della molecola di iodio
2. $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HI}$ attacco del atomo di I con H

Fattori dai quali dipende la velocità di reazione:

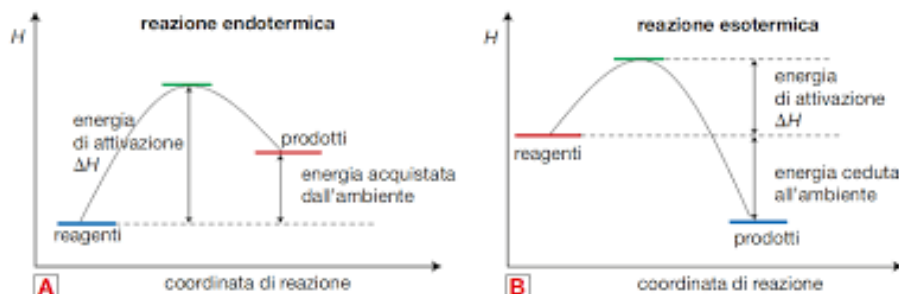
- Natura dei reagenti: tipologia dei reagenti utilizzati nella reazione
- Concentrazione dei reagenti: maggiore sarà la concentrazione maggiori saranno gli urti
- Temperatura: la velocità di reazione aumenta all'aumentare della temperatura

Equazione di arrhenius: la velocità di reazione cresce in modo esponenziale al crescere della temperatura assoluta e al diminuire dell'energia di attivazione

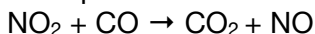
$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

k: costante di velocità
A: fattore di tipo statistico che deriva dalla teoria degli urti
T: temperatura in K
R: costante universale dei gas
E_a: energia di attivazione

Energia di attivazione: è l'energia minima necessaria ad un sistema per innescare una reazione chimica. È data dalla differenza tra l'energia dei reagenti e il complesso attivato, ossia la massima energia nella reazione.



Esempio



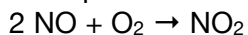
1. $\text{NO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{NO}$ (processo lento)
2. $\text{NO}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2$ (processo veloce)

Tra le due reazioni è presente l'intermedio di



reazione cioè quando i prodotti della prima reazione diventano i reagenti della seconda reazione.

Esempio



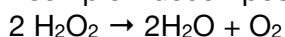
1. $2 \text{NO} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2$
2. $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$

CATALIZZATORI

Specie chimiche che sono in grado di accelerare una specifica reazione. Il catalizzatore dev'essere presente in quantità substechiometrica, in quantità molto minore rispetto ai reagenti, dal punto di confronto delle moli.

Un catalizzatore ha il compito di abbassare l'energia di attivazione, e la reazione decorre con energia di attivazione più bassa. Il catalizzatore modifica il meccanismo della reazione ma il prodotto rimane inalterato.

Esempio - decomposizione perossidodidridrogeno)



1. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{IO}^-$ (lento)
2. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{IO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{I}^-$

Catalizzatore utilizzato: KI

Basta una piccola quantità di catalizzatore pohe la reazione è ciclica quindi alla fine della reazione il catalizzatore rimane invariato e puo essere utilizzato per una nuova reazione.

Catalisi omogenea: quando è nella stessa fase dei reagenti e dei prodotti (liquido)

Catalisi eterogenea: catalizzatore e soluzione si trovano in una fase diversa

Catalisi enzimatica: catalizzatori biologici (proteine)