

Cenni di
CINETICA E CATALISI

CINETICA CHIMICA

Studio della velocità delle reazioni chimiche e dei fattori che la influenzano

Velocità:

1. l'aumento della concentrazione molare di uno dei prodotti nell'unità di tempo

$$\Delta c = \text{conc.}_{\text{finale}} - \text{conc.}_{\text{iniziale}}$$

$$\Delta t = \text{tempo}_{\text{finale}} - \text{tempo}_{\text{iniziale}}$$

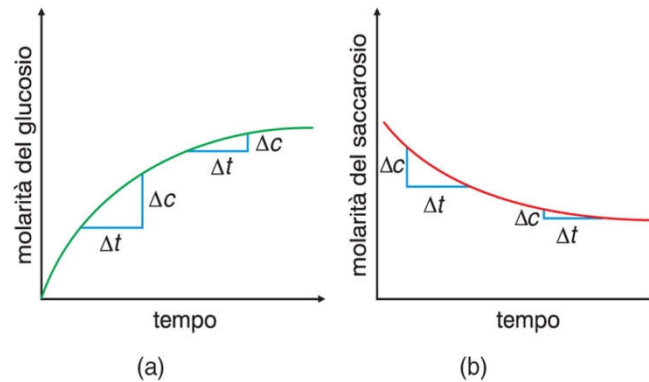
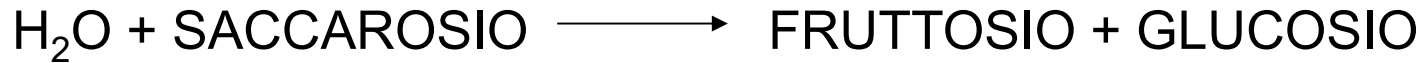
$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

2. la diminuzione della concentrazione molare di uno dei reagenti nell'unità di tempo

$$\Delta c = \text{conc.}_{\text{finale}} - \text{conc.}_{\text{iniziale}}$$

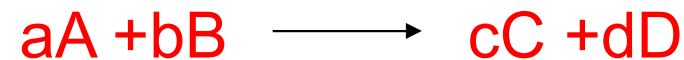
$$\Delta t = \text{tempo}_{\text{finale}} - \text{tempo}_{\text{iniziale}}$$

$$V = - \frac{\Delta c}{\Delta t}$$



$$V = \left| \frac{\Delta c}{\Delta t} \right| \quad \text{Velocità media}$$

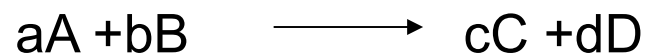
$$V = \frac{dc}{dt} \quad \text{Velocità istantanea}$$



$$V = -\frac{1}{a} \frac{dcA}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dcB}{dt} = +\frac{1}{c} \frac{dcC}{dt} = +\frac{1}{d} \frac{dcD}{dt}$$

1. Concentrazione dei reagenti
2. Radiazioni
3. Temperatura
4. Catalizzatori

Dipendenza della velocità dalla [reagenti]



$$V = k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

k: costante di velocità, velocità specifica

α , β : determinano l'ordine di reazione: $\alpha + \beta$

Reazioni	Equazioni cinetiche	Ordine complessivo di reazione
$2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$	$v = k$	0
$\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$	1
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$	1
$\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{HCl}]$	2
$\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$	2
$2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$	2
$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$	3
$2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$	3

Tabella 14.1

Alcuni esempi di reazioni, con le corrispondenti equazioni cinetiche e ordini di reazione.

Effetto delle radiazioni

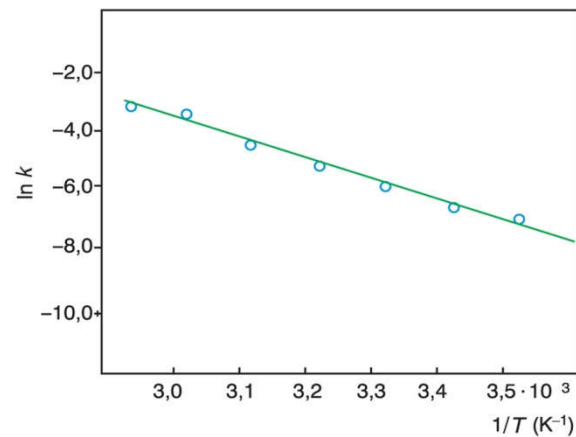
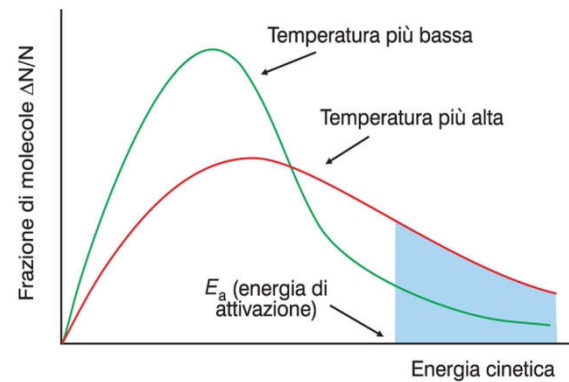
Reazioni fotochimiche

- 1) Sintesi clorofilliana
- 2) Decomposizione di alogenuri
- 3) Sintesi di HCl da H_2 e Cl_2

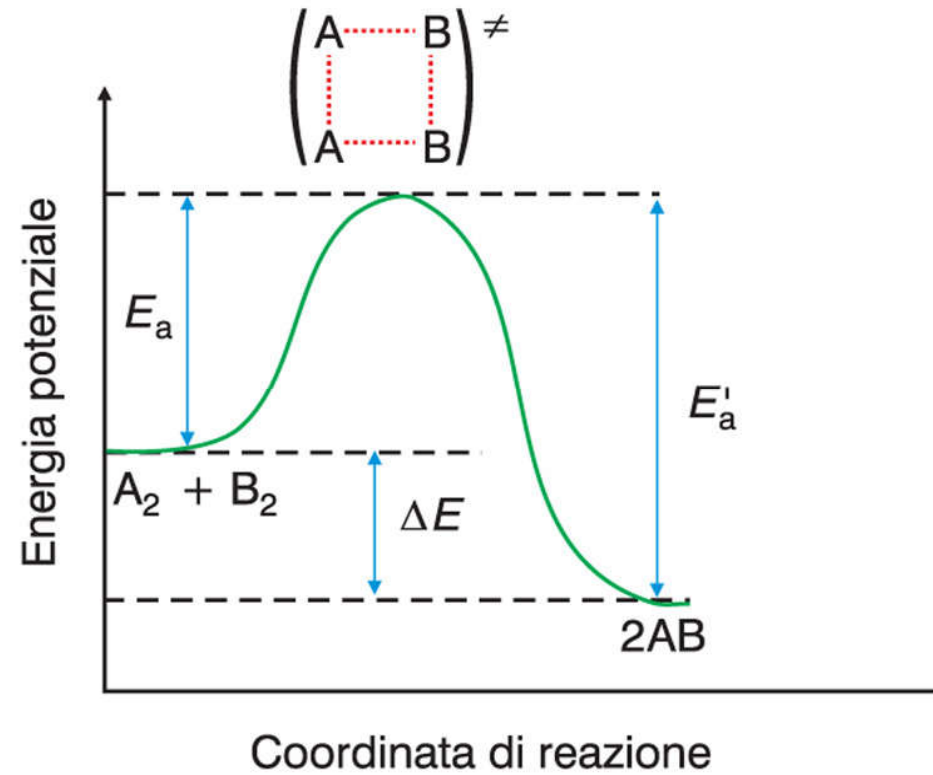
Effetto della temperatura

Aumento della temperatura \longrightarrow aumento della velocità

Es. + 10°C + 2% urti \longrightarrow aumento degli urti efficaci



Energia di attivazione



Effetto di catalizzatori

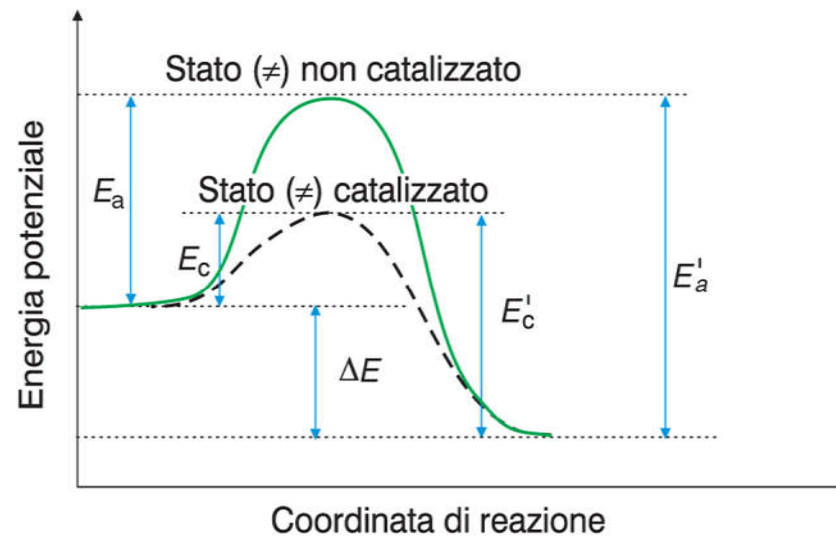
Catalizzatori: sostanze che aumentano o diminuiscono la velocità di una reazione chimica senza partecipare direttamente alla reazione, ovvero senza venir consumati.

Positivi: aumentano la velocità di reazione

Negativi: diminuiscono la velocità di reazione

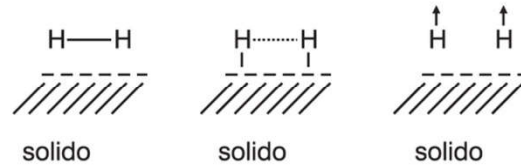
CATALISI

1. CATALISI OMOGENEA
2. CATALISI ETEROGENEA



CATALISI OMOGENEA

CATALISI ETEROGENEA



MARMITTA CATALITICA

