

## TEORIA COLLISIONALE

Essa ritiene che le reazioni avvengano quando 2 o più molecole o atomi si "urtano" e come conseguenza si verifica una modificazione della struttura dei composti iniziali.

Prima di tutto bisogna chiarire che il termine "urto" non indica un contatto fisico (distanza = 0).

Il termine urto indica che le particelle dei reagenti si avvicinano ad una distanza tale da provocare un'interazione tra le nuvole di elettroni.

Ci sono alcune condizioni perché l'urto sia "efficace", cioè produttivo al fine della formazione dei prodotti. Infatti molti urti avvengono fra le molecole, ma non tutti sono efficaci.

Perché un urto sia efficace deve:

- avvenire con la corretta geometria
- avvenire tra le particelle che hanno energia sufficiente a vincere tutte le possibili repulsioni.

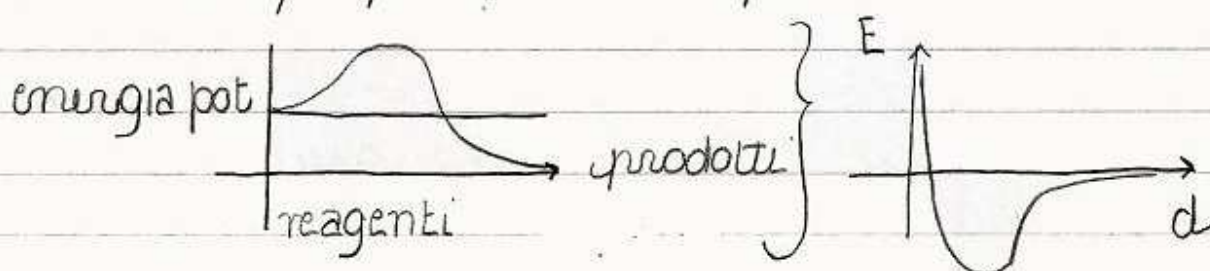
### "FATTORE GEOMETRICO"

Esso dipende dalla geometria molecolare dei reagenti e dei prodotti.

### "PARTICELLE"

Quando due molecole si avvicinano a tal punto da sovrapporre la carica elettronica, si innescano dei meccanismi di repulsione tra elettroni ed i nuclei dei 2 atomi.

La forza che fa muovere le particelle è l'ENERGIA CINETICA, direttamente proporz. alla temperatura.





~ È una stretta curvatura tra i 2 diagrammi  
Devo rompere dei legami: quando accade, si spende  
tanta energia, l'energia di attivazione o di soglia.  
Per formare i prodotti, i reagenti la devono superare.

Si forma un composto intermedio chiamato "complesso  
attivato", che è un composto instabile intermedio fra  
reagenti e prodotti.

Se poi manca energia tutto indietro

- Gli ulti efficaci sono quindi quelli che danno luogo dai reagenti ai prodotti
- Se guardo la formula che mi permette di calcolare la velocità di reazione ( $v = k[A]^x[B]^y$ ) vedo che maggiore è la concentrazione dei reagenti, maggiore è la velocità → PROPORZ. DIRETTA

Ma come si calcola  $k$ ?

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \rightarrow E_a = \text{energia di attivazione necessaria per avere la reazione}$$

↓  
 numero che tiene conto del numero di ulti effic. nell'unità di tempo

→ La  $v$ . aumenta all'aumentare di  $T$

- Ogni reazione ha un suo  $E_a$  specifico. Aumentando  $E_a$  diminuisce  $v$ .

CONSIDERIAMO LA REAZIONE:



- È ESOTERMICA, ovvero si produce calore
- Ha un'alta costante di equilibrio
- È una reazione lenta

Tutto questo evidenzia alcuni problemi della reazione

- D) Facendo svolgere la reazione a temperatura ambiente si ha una buona produzione di  $SO_3$  ma in tempi molto lunghi.

2) Alzando la temperatura si ottengono minori quantità di  $SO_3$ .

• Come aumentare la velocità di reazione, senza aumentare troppo la temperatura?

Se non posso toccare  $T$  si torna ad  $E_a$ , ma io non posso modificarla perché ha costi troppo elevati di tempo e denaro.

Berzelius nei primi decenni del XIX sec. scoprì che alcune sostanze influenzavano profondamente la velocità di reazione.

Detto a queste sostanze il nome di catalizzatori (sostanze che alterano lo sviluppo della reazione senza modificarla al termine di essa)

CATALIZZ = SOST. CHE MODIFICA IL TEMPO DI RAGG. DELL' EQUILIBRIO MA NON NE INFLUENZA LE CARATTERIST.

• Un catalizzatore accelera le reazioni chimiche non perché ne modifichi l'energia di attivazione (cosa impossibile,) ma offrendo alla reazione un meccanismo differente con  $E_a$  più bassa.

• ENZIMI = catalizz. di reazioni naturali

• — CATALISI OMOGENEA = stessa fase sost. da catalizzare

• — CATALISI ETEROGENEA = fase diversa della sostanza da catalizzare