

Aspetti energetici e cinetici delle reazioni

Calore di reazione

Ogni reazione chimica presenta due aspetti principali: quello **energetico**, associato al calore che essa scambia con l'esterno; e quello **cinetico**, collegato invece alla velocità con cui essa ha luogo.

Quando il calore è ceduto all'esterno, si ha una **reazione esotermica** (per esempio, la combustione); al contrario, quando il calore viene ceduto dall'ambiente, si ha una **reazione endotermica** (per esempio, la dissoluzione dei sali in acqua).

Velocità di reazione

La *velocità di reazione* viene definita come la variazione della concentrazione di una sostanza nel tempo, ed espressa matematicamente con la formula

$$v = -\Delta[A]/\Delta t = -\Delta[B]/\Delta t = \Delta[C]/\Delta t = \Delta[D]/\Delta t$$

Essa dipende da vari fattori: natura (quindi, legami chimici), stato fisico (considerato che una sostanza gassosa o in soluzione reagisce più velocemente di una solida, caratterizzata da un minore numero di punti di contatto) e **concentrazione** dei reagenti; temperatura; presenza dei **catalizzatori**.

Maggiore è la concentrazione dei reagenti, maggiore diventa anche la possibilità che si verifichino urti fra le loro molecole. A ciò contribuisce positivamente l'aumento della temperatura, con un conseguente aumento dell'agitazione termica dei reagenti stessi.

Complesso attivato, energia di attivazione e catalisi

Gli urti devono possedere un'intensità tale da consentire la rottura dei legami delle molecole e il superamento delle barriere repulsive tra le stesse.

Le molecole raggiungono così uno stato di maggior energia, detto *complesso attivato*, che si trasforma poi nei prodotti finali.

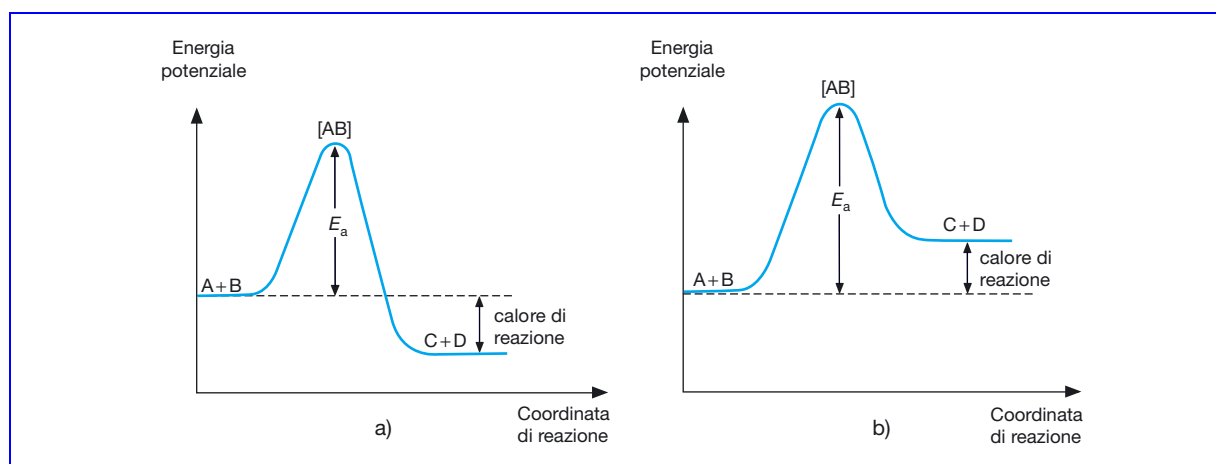


Figura 4.3 Alcune isoterme dell'azoto.

Se la barriera energetica da superare, detta *energia di attivazione*, risulta troppo alta, non può formarsi il complesso attivato.

I catalizzatori diminuiscono l'energia di attivazione. Quindi, la velocità di reazione aumenta, e i prodotti si formano più facilmente.

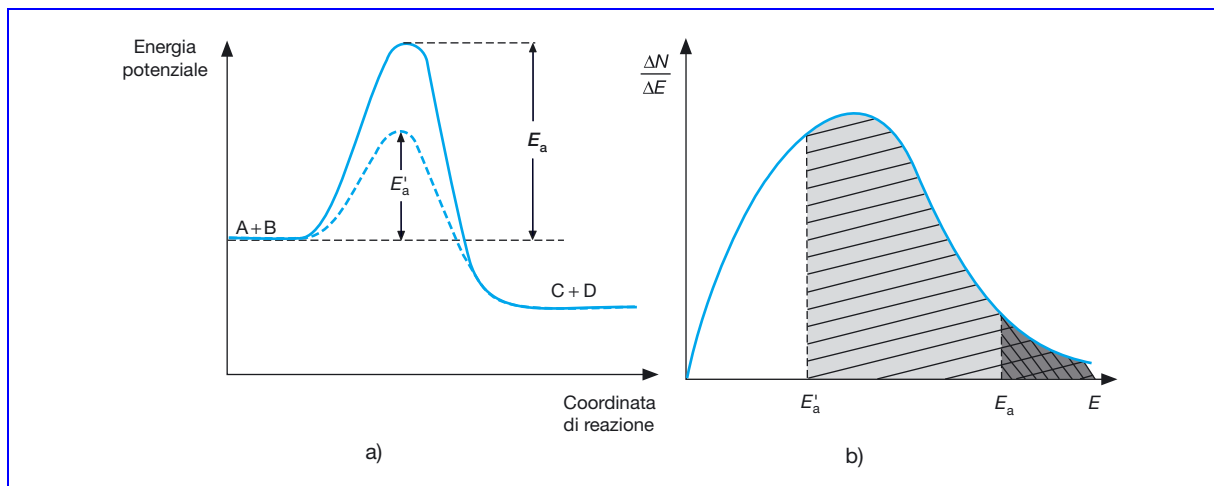


Figura 4.4 Zone del diagramma di Andrews.

La *catalisi* può essere: **omogenea**, se il catalizzatore si trova nella medesima fase dei reagenti; **eterogenea**, se, invece, in una fase diversa.