

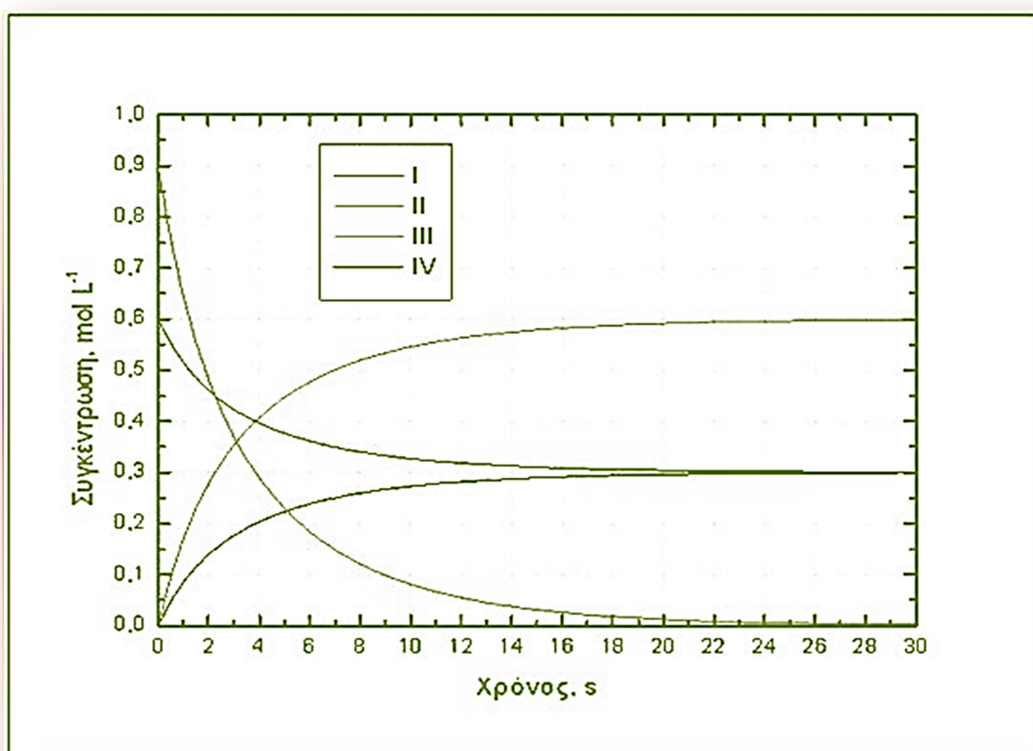
ΣΥΝΟΨΗ: ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Ας γενικεύσουμε, με βάση την αντίδραση



$$v_{\text{αντίδρασης}} = -\frac{1}{\alpha} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{\beta} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{\gamma} \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{1}{\delta} \frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t}$$

$$\begin{aligned} v_{\text{αντίδρασης}} &= -\frac{1}{\alpha} \times (\text{ρυθμό ανάλωσης}) A \\ &= -\frac{1}{\beta} \times (\text{ρυθμό ανάλωσης}) B \\ &= +\frac{1}{\gamma} \times (\text{ρυθμό παραγωγής}) \Gamma \\ &= +\frac{1}{\delta} \times (\text{ρυθμό παραγωγής}) \Delta \end{aligned}$$



Το διάγραμμα της αντίδρασης: $A(g) + 3\Gamma(g) \rightarrow 2B(g) + \Delta(g)$

Για μια συγκεκριμένη αντίδραση, οι παράγοντες που επηρεάζουν τον ρυθμό των αποτελεσματικών συγκρούσεων και άρα και την ταχύτητά της είναι:

1. Συγκέντρωση των Αντιδρώντων

Αύξηση C $\rightarrow$ αύξηση αποτελ. συγκρ. $\rightarrow$ αύξηση v

2. Πίεση των αερίων

$P = cRT$ Αύξηση p με ελάττωση $V \rightarrow$ αύξηση $c \dots$

3. Επιφάνεια στερεών

Αύξηση επιφάνειας στερεού $\rightarrow$ αύξηση ταχύτητας

4. Θερμοκρασία

Αύξηση θερμοκρασίας $\rightarrow$ αύξηση κινητικής ενέργειας

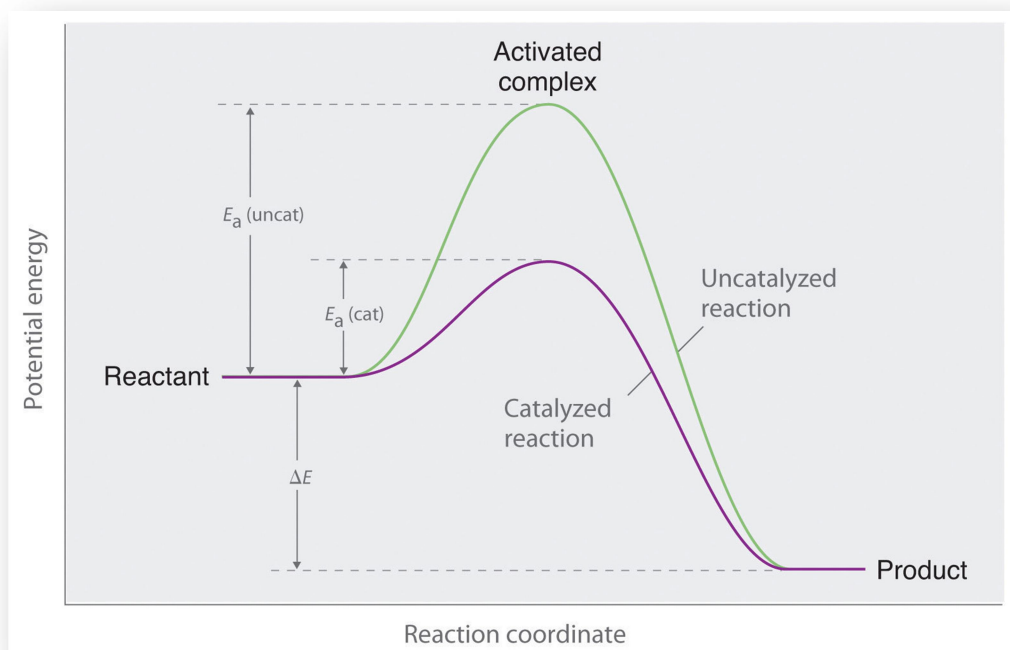
5. Ακτινοβολίες

Ακτινοβολίες $\rightarrow$ μοριακές μεταβολές & αύξηση της ταχύτητας

6. Καταλύτες

Αύξηση ταχύτητας. Ο καταλύτης προσφέρει στην αντίδραση μια εναλλακτική διαδρομή.

Καταλύει τις αμφίδρομες αντιδράσεις και προς τις δύο κατευθύνσεις.



Ομογενής κατάλυση – Ίδια φάση τα αντιδρώντα και ο καταλύτης

Ετερογενής κατάλυση – Σε διαφορετικές φάσεις τα αντιδρώντα και ο καταλύτης

Αυτοκατάλυση – ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης είναι ο καταλύτης. Αργή στο ξεκίνημα, επιταχύνει όταν αρχίζει η παραγωγή του προϊόντος καταλύτη.

Βιοκαταλύτες (Ένζυμα): Τα ένζυμα έχουν ιδιαίτερα χαρακτηριστικά:

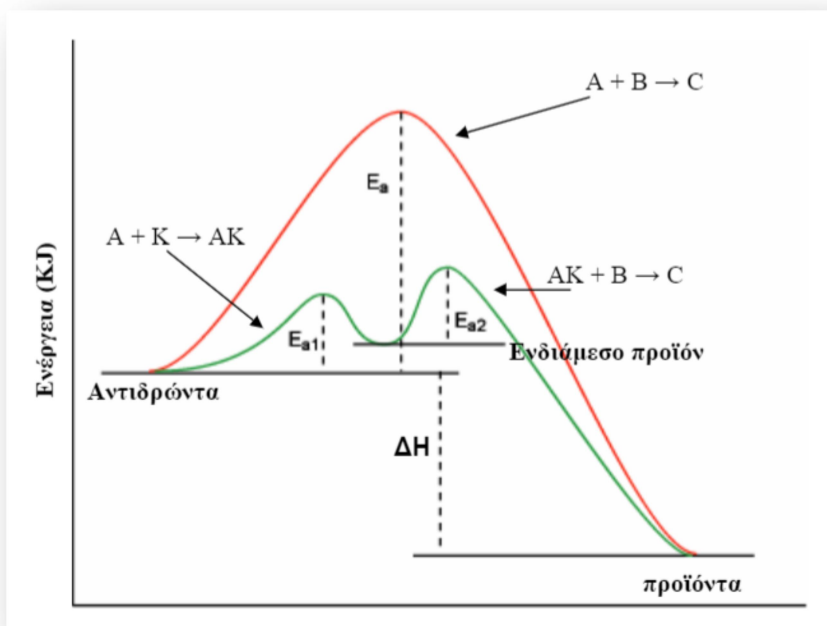
1. Πολύπλοκη Δομή ($M_r > 10^5$)
2. Εξειδικευμένη Δράση (κλειδί – κλειδαριά)
3. Εξάρτηση από T & pH (ευαισθησία)
4. Πολύ αποτελεσματικά

Η Αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης λόγω καταλύτη, πραγματοποιείται διότι δημιουργεί μια νέα πορεία για την αντίδραση, με μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

ΠΡΟΣΟΧΗ: η αντίδραση πρέπει (!) να μπορεί να πραγματοποιηθεί

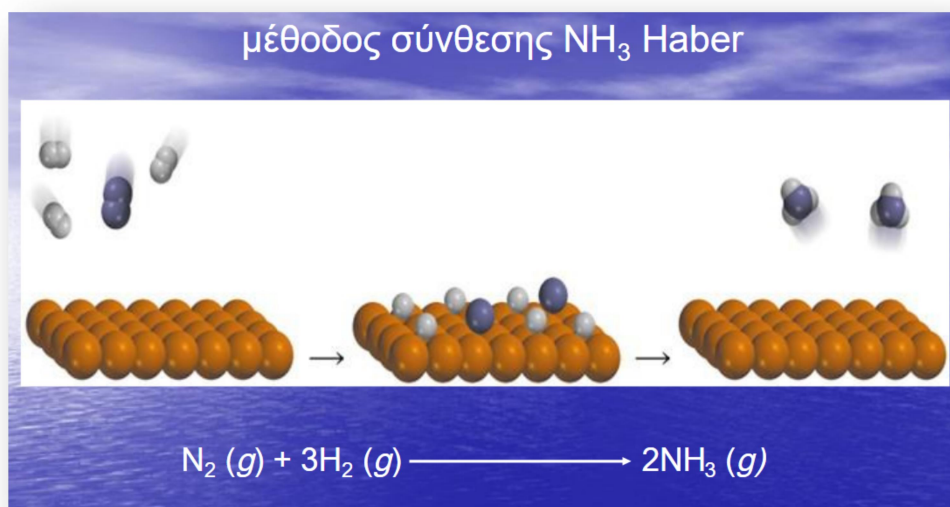
Θεωρίες δράσης:

1. Ενδιάμεσων προϊόντων (περισσότερα του ενός στάδια)



2. Προσρόφησης (ετερογενής κατάλυση)

Η αντίδραση που πραγματοποιείται σε περισσότερα από ένα στάδια (2, 3 ή πιο πολλά), έχει κάποιο αργό στάδιο (αργή αντίδραση) που καθορίζει και την ταχύτητα της συνολικής αντίδρασης.



Νόμος της Ταχύτητας



$$v = k \cdot [\text{A}]^m \cdot [\text{B}]^n$$

Όπου:

k η σταθερά ταχύτητας, εξαρτάται από την θερμοκρασία

m τάξης ως προς το A

n τάξης ως προς το B

m + n ολικής τάξης (ως προς A+B)

> Τα στερεά παραλείπονται από την εξίσωση

> Οι μονάδες ποικίλουν ανάλογα με την τάξη της αντίδρασης

> Τα m , n (συνήθως ακέραιοι) ισχύουν για τις συγκεκριμένες συνθήκες που υπολογίστηκαν.

Όταν οι εκθέτες m & n ταυτίζονται με τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης α & β , δηλαδή $m = \alpha$ και $n = \beta$, τότε η αντίδραση χαρακτηρίζεται ως απλή και πραγματοποιείται όπως η χημική της εξίσωση.

Όταν $m \neq \alpha$ και $n \neq \beta$, τότε η αντίδραση δεν χαρακτηρίζεται ως απλή και πραγματοποιείται σε περισσότερα στάδια.

Αντίδραση μηδενικής τάξης: $v = k$
Αντίδραση πρώτης τάξης: $v = k \cdot [A]$
Αντίδραση δεύτερης τάξης: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$ ή $v = k \cdot [A]^2$ (ή $v = k \cdot [B]^2$)
Αντίδραση τρίτης τάξης (όπου N τρίτο αντιδρών): $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$ ή $v = k \cdot [A] \cdot [B] \cdot [N]$

Η Σταθερά της ταχύτητας k

