

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

Χρήστος Παππάς  
Καθηγητής

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΑΝΤΙΚΕΙΜΕΝΟ ΤΗΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΚΙΝΗΤΙΚΗΣ

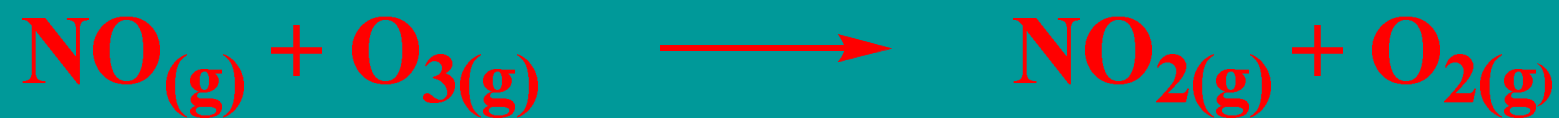
Η χημική κινητική είναι η περιοχή της χημείας που μελετά την ταχύτητα των χημικών αντιδράσεων καθώς και τη σχέση ταχύτητας – μηχανισμού αντίδρασης.

Μηχανισμός αντίδρασης λέγεται το σύνολο των ενδιαμέσων σταδίων (στοιχειώδεις αντιδράσεις) που ακολουθεί μια αντίδραση από τα αντιδρώντα στα προϊόντα.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

Έστω η χημική αντίδραση:

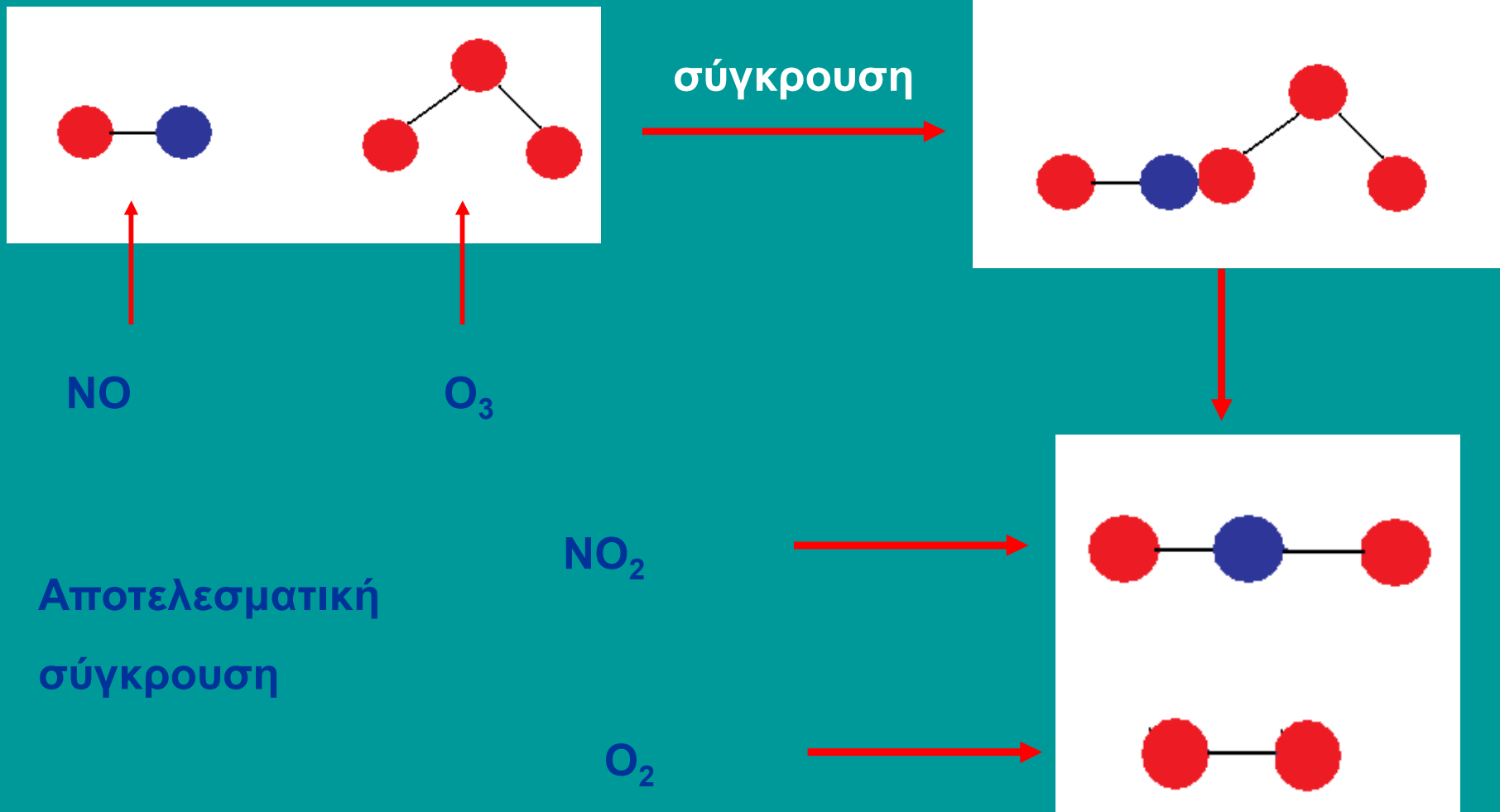


Σύμφωνα με τη θεωρία των συγκρούσεων τα αντιδρώντα συγκρούονται μεταξύ τους.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

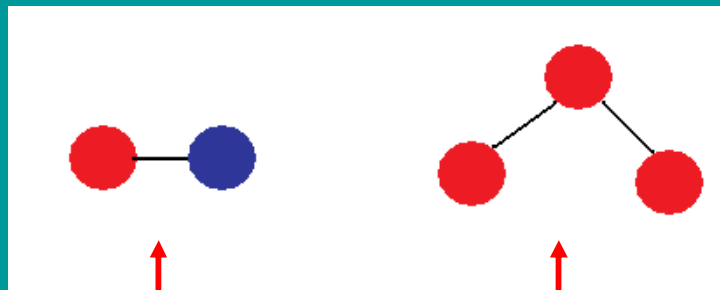
Ένα μικρό ποσοστό των συγκρούσεων οδηγεί σε χημική αντίδραση.



# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

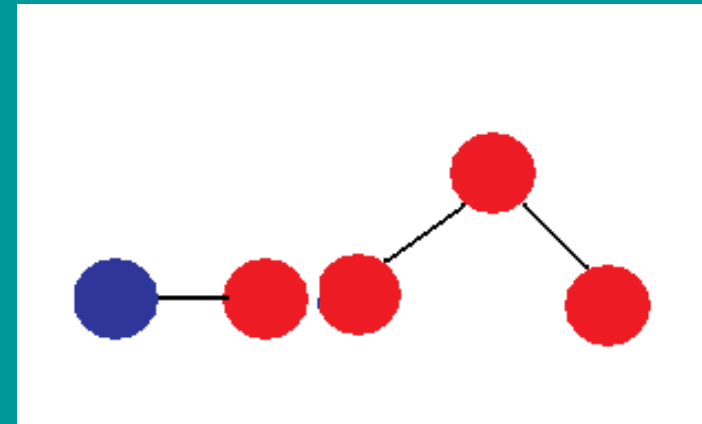
Ένα μικρό ποσοστό των συγκρούσεων οδηγεί σε χημική αντίδραση.



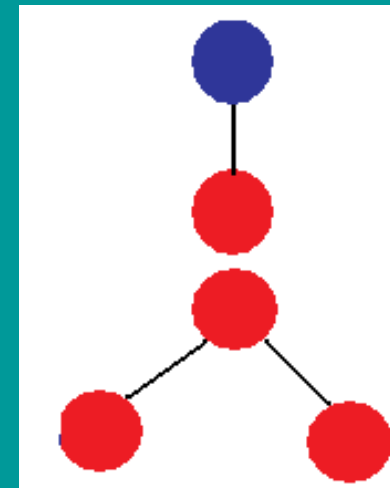
NO

O<sub>3</sub>

σύγκρουση



σύγκρουση



Μη αποτελεσματικές συγκρούσεις

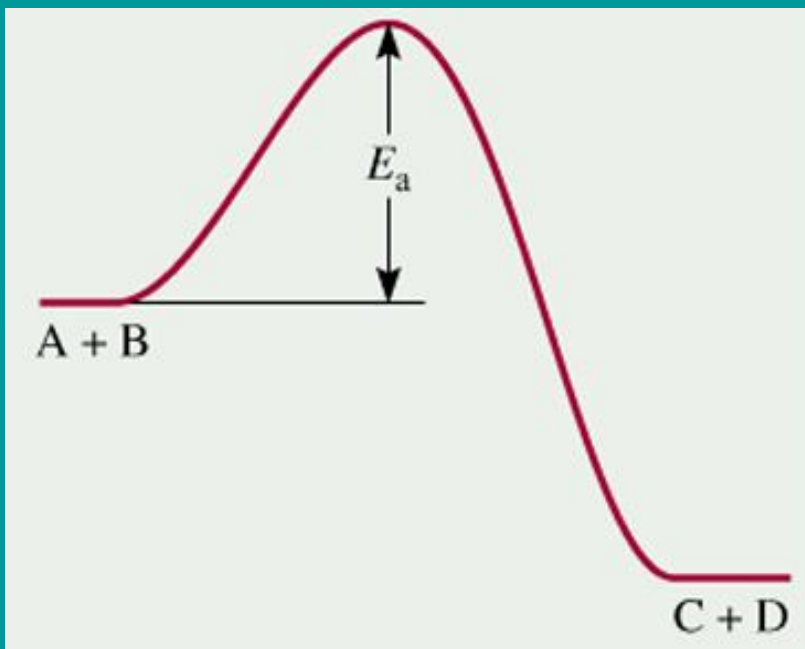
# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

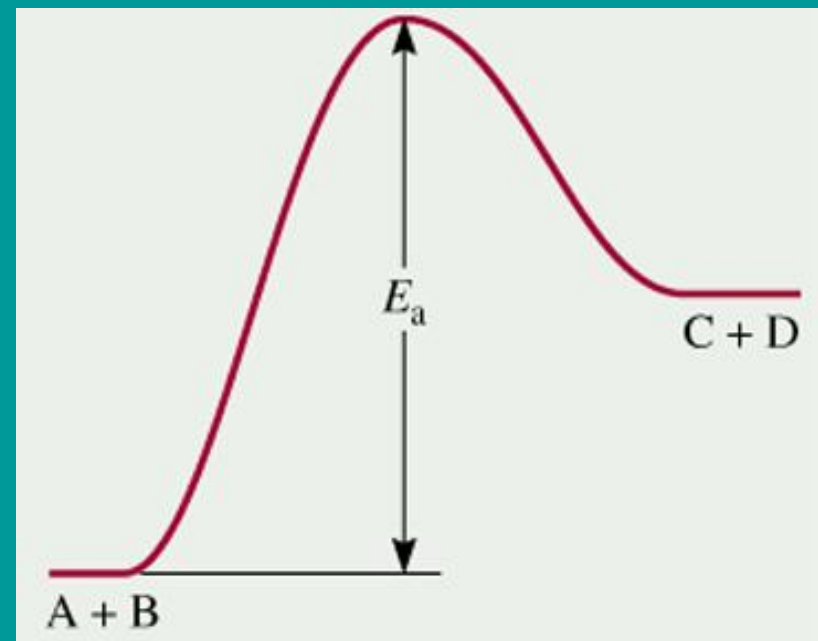
Για να είναι μια σύγκρουση αποτελεσματική πρέπει τα αντιδρώντα να έχουν ενέργεια μεγαλύτερη μιας ελάχιστης τιμής (Ενέργεια ενεργοποίησης – activation energy-  $E_a$ ) καθώς και έναν κατάλληλο προσανατολισμό (στεροχημικός παράγοντας).

Έστω η χημική αντίδραση:  $A + B \longrightarrow C + D$

Ενέργεια



Εξώθερμη



Ενδόθερμη

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΗΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ – ΕΝΕΡΓΟΠΟΙΗΜΕΝΟ ΣΥΜΠΛΟΚΟ

Έστω η χημική αντίδραση:  $A + B \longrightarrow C + D$

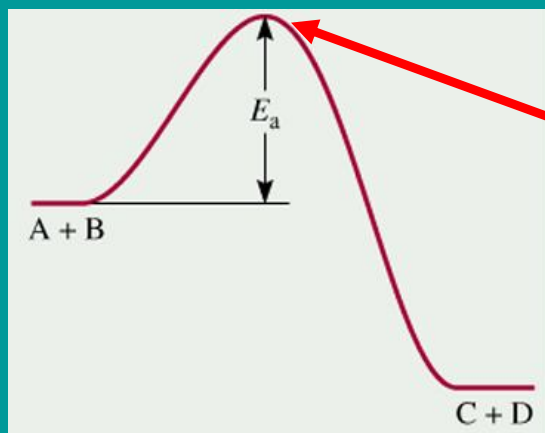
Όταν τα μόρια A και B συγκρούονται, με τον κατάλληλο προσανατολισμό, αρχίζει και δημιουργείται δεσμός μεταξύ τους.

Ταυτόχρονα μέρος της κινητικής ενέργειας των μορίων έχει μετατραπεί σε δονητική (δυναμική) ενέργεια, δηλαδή έχει σχηματιστεί η ένωση  $[A\cdots B]^\ddagger$  η οποία δεν μπορεί να ανιχνευθεί ή να απομονωθεί αλλά δημιουργείται μια χρονική στιγμή.

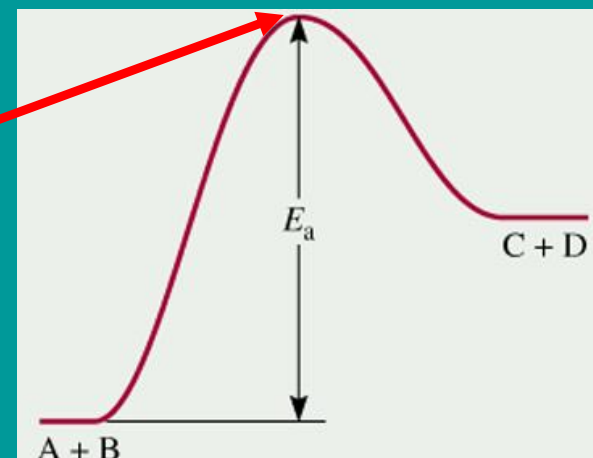
Η ένωση  $[A\cdots B]^\ddagger$  ονομάζεται **ενεργοποιημένο σύμπλοκο – activated complex**.

Η διαφορά δυναμικής ενέργειας του ενεργοποιημένου συμπλόκου από τα αντιδρώντα αντιστοιχεί στην ενέργεια ενεργοποίησης.

Δυναμική ενέργεια



$[A\cdots B]^\ddagger$



# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΘΕΩΡΙΑ ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΗΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ – ΕΝΕΡΓΟΠΟΙΗΜΕΝΟ ΣΥΜΠΛΟΚΟ

Το ενεργοποιημένο σύμπλοκο μπορεί να διασπαστεί σε A και B (αντιδρώντα), οπότε η δυναμική ενέργειά του μετατρέπεται σε κινητική των A και B.

Μπορεί όμως να διασπαστεί σε C και D (προϊόντα) οπότε η δυναμική ενέργειά του μετατρέπεται σε κινητική ενέργεια των C και D.

Δηλαδή η ενέργεια ενεργοποίησης αποτελεί το ενεργειακό φράγμα μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων που πρέπει να υπερπηδηθεί για να μετατραπούν τα αντιδρώντα σε προϊόντα.



# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

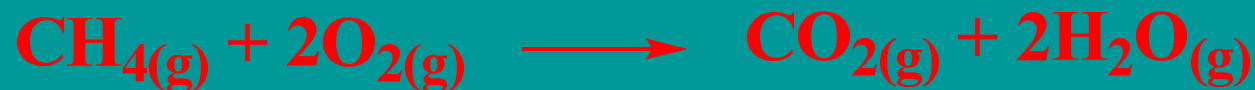
## ΜΕΣΗ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Έστω η χημική αντίδραση:  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

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

Το πρόσημο (-) στα αντιδρώντα δείχνει ότι η συγκέντρωση των αντιδρώντων μειώνεται.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ



$$v = -\frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ



Time (s)	[Br <sub>2</sub> ] (M)
0.0	0.0120
50.0	0.0101
100.0	0.00846
150.0	0.00710
200.0	0.00596
250.0	0.00500
300.0	0.00420
350.0	0.00353
400.0	0.00296

Η ταχύτητα της αντίδρασης για πρώτα 100 s (μέση ταχύτητα) είναι:

$$v = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = -\frac{([\text{Br}_2]_{\text{TEΛ}} - [\text{Br}_2]_{\text{ΑΡΧ}})}{(t_{\text{TEΛ}} - t_{\text{ΑΡΧ}})} = -\frac{(0,00846 - 0,012)M}{(100 - 0)s} = 3,54 \cdot 10^{-5} \frac{M}{s}$$

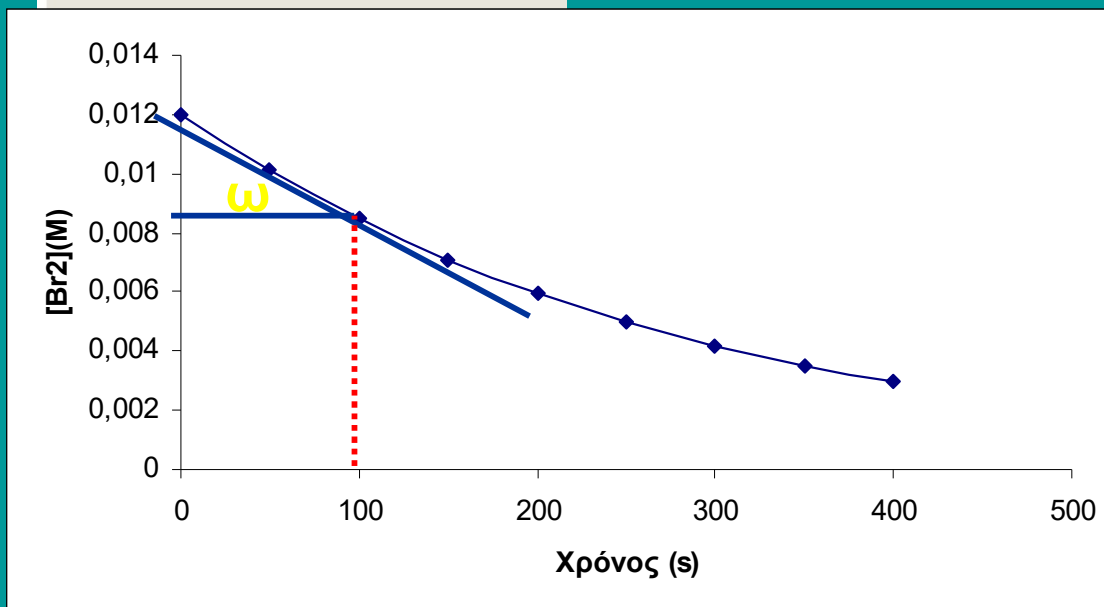
# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Time (s)	[Br <sub>2</sub> ] (M)
0.0	0.0120
50.0	0.0101
100.0	0.00846
150.0	0.00710
200.0	0.00596
250.0	0.00500
300.0	0.00420
350.0	0.00353
400.0	0.00296

Η ταχύτητα στο 100<sup>ο</sup>s (στιγμιαία ταχύτητα) βρίσκεται ως ακολούθως:

1. Κάνουμε τη γραφική παράσταση [Br<sub>2</sub>]=f(t).
2. Φέρνουμε την εφαπτόμενη στην καμπύλη στο 100<sup>ο</sup> s.

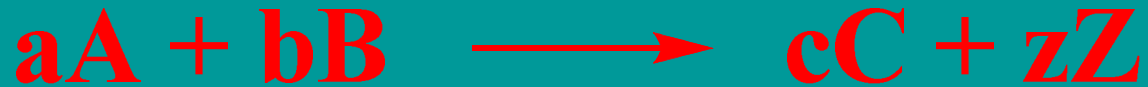


3. Βρίσκουμε την κλίση της εφαπτομένης, δηλαδή την εφαπτομένη της γωνίας ω.

$$v_{100} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ή ΚΙΝΗΤΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ



Η στιγμιαία ταχύτητα δίνεται από τη σχέση

$$v_{στ} = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{z} \frac{d[Z]}{dt} = k[A]^m[B]^n$$

1. Το  $k$  λέγεται σταθερά ταχύτητας και εξαρτάται από τη φύση των αντιδρώντων και από τη θερμοκρασία.
2. Το άθροισμα  $m+n$  λέγεται τάξη της αντίδρασης.

Ο τύπος

$$v = k[A]^m[B]^n$$

αποτελεί τον νόμο της ταχύτητας και βρίσκεται πειραματικά .

Από τον νόμο της ταχύτητας προκύπτει ότι:

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

Επομένως οι μονάδες της  $k$  εξαρτώνται από τα  $m$  και  $n$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ή ΚΙΝΗΤΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



1<sup>η</sup>ς τάξης

Ο νόμος της ταχύτητας βρέθηκε πειραματικά ότι είναι:

$$v = -\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = k[\text{N}_2\text{O}_5]$$

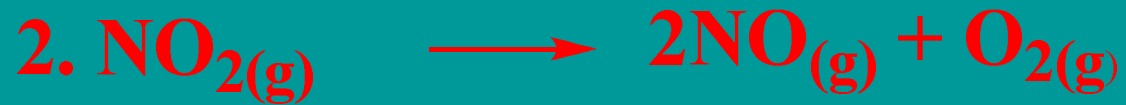
Μονάδες της σταθεράς  $k$

$$k = \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]} \Rightarrow \frac{\text{mol/L}\cdot\text{s}}{\text{mol/L}} = \text{s}^{-1}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ή ΚΙΝΗΤΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



2<sup>ης</sup> τάξης

Ο νόμος της ταχύτητας βρέθηκε πειραματικά ότι είναι:

$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

Μονάδες της σταθεράς k

$$k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2} \Rightarrow \frac{\text{mol/L}\cdot\text{s}}{\text{mol}^2/\text{L}^2} = \text{mol}^{-1}\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



Μικτή 2<sup>ης</sup> τάξης

Ο νόμος της ταχύτητας βρέθηκε πειραματικά ότι είναι:

$$v = k[\text{F}_2][\text{ClO}_2]$$

Μονάδες της σταθεράς  $k$

$$k = \frac{v}{[\text{F}_2][\text{ClO}_2]} \Rightarrow \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}}{\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}} = \text{mol}^{-1}\text{Ls}^{-1}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΟΛΟΚΛΗΡΩΜΕΝΟΣ ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΠΡΩΤΗΣ ΤΑΞΗΣ

Έστω η αντίδραση 1ης τάξης



$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \Rightarrow -\frac{d[A]}{[A]} = kdt \Rightarrow \int_0^t -\frac{d[A]}{[A]} = \int_0^t kdt \Rightarrow$$

$$\ln \frac{[A_t]}{[A_0]} = -kt \Rightarrow \ln[A_t] = -kt + \ln[A_0] \quad (1)$$

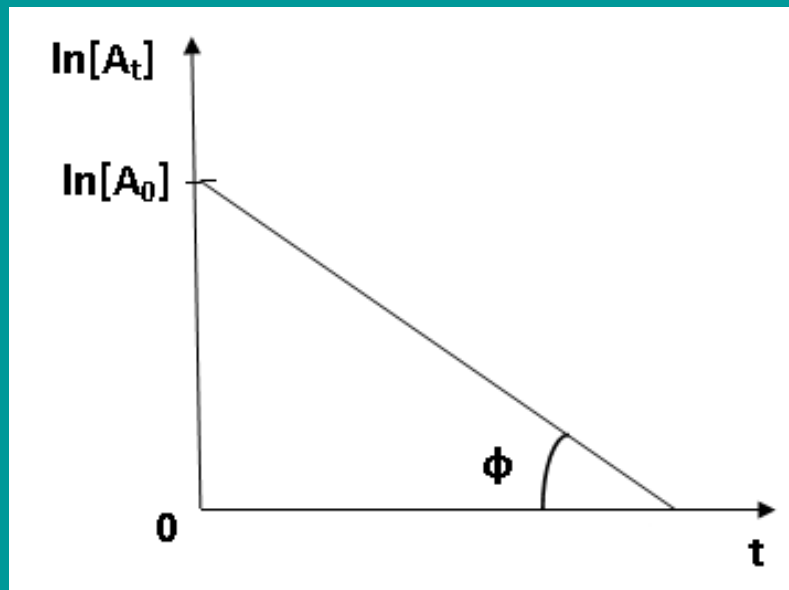


# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΟΛΟΚΛΗΡΩΜΕΝΟΣ ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΠΡΩΤΗΣ ΤΑΞΗΣ

Επομένως η γραφική παράσταση της (1), δηλαδή η  $\ln[A]_t=f(t)$  είναι πρώτου βαθμού και η κλίση της μας δίνει τη σταθερά της ταχύτητας  $k$ .

$$\ln[A_t] = -kt + \ln[A_0] \quad (1)$$



$$\epsilon\phi\phi = k$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΧΡΟΝΟΣ ΥΠΟΔΙΠΛΑΣΙΑΣΜΟΥ Ή ΗΜΙΖΩΗΣ ( $t_{1/2}$ )

Χρόνος υποδιπλασιασμού ή ημιζωής λέγεται ο χρόνος που απαιτείται έτσι η συγκέντρωση του αντιδρώντος να μειωθεί στη μισή της αρχικής συγκέντρωσης.

Για μια αντίδραση 1<sup>ης</sup> τάξης από τη σχέση

$$\ln \frac{[A]}{[A_0]} = -kt$$

θέτοντας  $[A]=[A_0]/2$  και  $t=t_{1/2}$  προκύπτει ότι

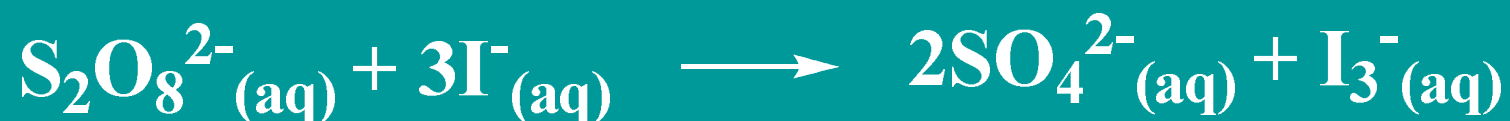
$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

Δηλαδή ο χρόνος ημιζωής είναι ανεξάρτητος της αρχικής συγκέντρωσης του αντιδρώντος.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΑΣΚΗΣΗ

Η αντίδραση περοξοδιθειονικού ιόντος ( $S_2O_8^{2-}$ ) με ιωδιούχα ( $I^-$ ) είναι



Από τα δεδομένα του παρακάτω πίνακα, σε συγκεκριμένη θερμοκρασία, προσδιορίστε την τάξη και την σταθερά της αντίδρασης.

Πείραμα	$[S_2O_8^{2-}]$ (M)	$[I^-]$ (M)	$v_{ΑΡΧΙΚΗ}$ (M/s)
1	0,080	0,034	$2,2 \cdot 10^{-4}$
2	0,080	0,017	$1,1 \cdot 10^{-4}$
3	0,160	0,017	$2,2 \cdot 10^{-4}$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΛΥΣΗ

Ο νόμος της ταχύτητας θα είναι της μορφής  $v=k[S_2O_8^{2-}]^x[I^-]^y$

Η μορφή αυτή του νόμου πρέπει να επαληθεύει τα πειραματικά δεδομένα.

Άρα, από τα δεδομένα, θα έχουμε ότι

$$2,2 \cdot 10^{-4} = k[0,080]^x[0,034]^y \quad (1)$$

$$1,1 \cdot 10^{-4} = k[0,080]^x[0,017]^y \quad (2)$$

$$2,2 \cdot 10^{-4} = k[0,160]^x[0,017]^y \quad (3)$$

Λύνοντας το σύστημα των εξισώσεων (1), (2), (3) προκύπτει ότι  $x=1$  και  $y=1$ .

Επομένως ο νόμος της ταχύτητας θα είναι  $v=k[S_2O_8^{2-}][I^-]$

Δηλαδή η αντίδραση είναι μικτή 2ας τάξης.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΛΥΣΗ

Για να υπολογίσουμε τη σταθερά  $k$ , λύνουμε την εξίσωση του νόμου της ταχύτητας ως προς  $k$ .

$$v = k[S_2O_8^{2-}][I^-] \Rightarrow k = \frac{v}{[S_2O_8^{2-}][I^-]}$$

Αντικαθιστώντας τα δεδομένα οποιουδήποτε πειράματος, έστω του 1<sup>ου</sup>, έχουμε.

$$k = \frac{2,2 \cdot 10^{-4} \text{ M/s}}{0,080 \text{ M} \cdot 0,034 \text{ M}} = 8,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

ή

$$8,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Οι παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης είναι:

1. Η συγκέντρωση των αντιδρώντων
2. Η θερμοκρασία στην οποία λαμβάνει χώρα η αντίδραση
3. Εμβαδόν της επιφάνειας στερεού αντιδρώντος
4. Καταλύτες

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΤΩΝ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΩΝ

Όταν αυξάνει η συγκέντρωση των αντιδρώντων, αυξάνει ο αριθμός των συγκρούσεων στη μονάδα του χρόνου.

Επομένως αυξάνει και ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων στη μονάδα του χρόνου και άρα η ταχύτητα της αντίδρασης.

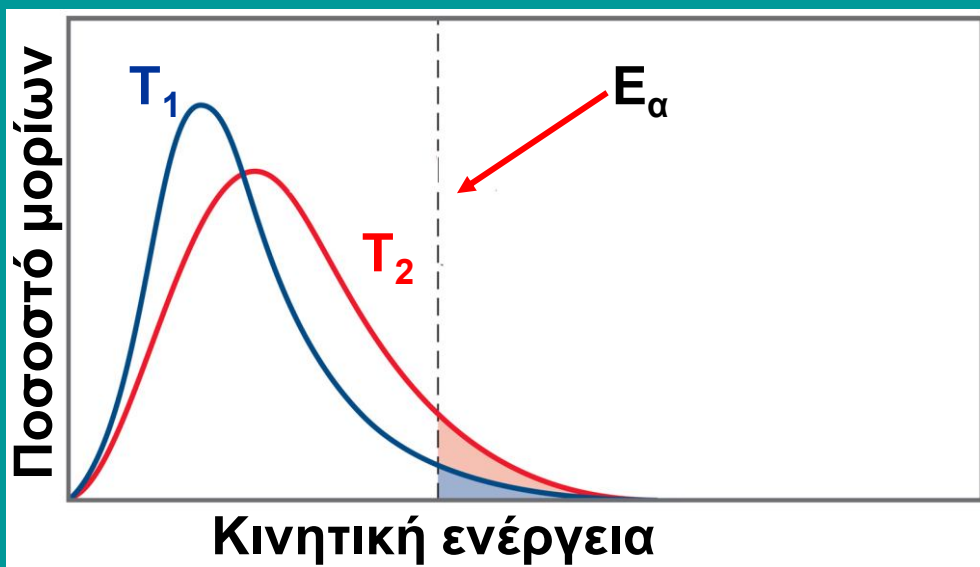
Όταν μεταξύ των αντιδρώντων υπάρχουν αέρια, τότε αυξανόμενη της πίεσης, αυξάνει η συγκέντρωσή τους και επομένως και η ταχύτητα της αντίδρασης.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ

$$T_2 > T_1$$



Αυξανόμενη της θερμοκρασίας, μεγαλύτερο ποσοστό μορίων έχει κινητική ενέργεια μεγαλύτερη από την ενέργεια ενεργοποίησης ( $E_a$ ).

Επομένως αυξάνει η ταχύτητα της αντίδρασης.

Γενικά αύξηση της θερμοκρασίας κατά  $10\text{ }^\circ\text{C}$  διπλασιάζει την ταχύτητα της αντίδρασης.



# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ – ΕΞΙΣΩΣΗ Arrhenius

Εμπειρική εξίσωση Arrhenius

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

$k$  = Σταθερά της ταχύτητας

$A$  = Παράγοντας συχνότητας = Σταθερά σχετιζόμενη με τον στερεοχημικό παράγοντα.

$E_a$  = Ενέργεια ενεργοποίησης

$R$  = παγκόσμια σταθερά των αερίων =  $8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

$T$  = Απόλυτη θερμοκρασία

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ – ΕΞΙΣΩΣΗ Arrhenius

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \Rightarrow \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \Rightarrow \ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T} \right) \quad (1)$$

Από την εξίσωση (1) προκύπτει ότι η γραφική παράσταση  $\ln k = f(1/T)$  είναι ευθεία.

Επομένως από τη γραφική αυτή παράσταση μπορούν να προσδιοριστούν τα  $A$  και  $E_a$ .

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΑΣΚΗΣΗ

Να υπολογιστεί η σταθερά ταχύτητας στους 40 °C για την αντίδραση του μεθυλοχλωριδίου (CH<sub>3</sub>Cl) με το νερό προς σχηματισμό μεθανόλης (CH<sub>3</sub>OH) και υδροχλωρικού οξέος. Δίνεται ότι στους 25 °C η σταθερά της ταχύτητας είναι 3,32·10<sup>-10</sup> s<sup>-1</sup>, η ενέργεια ενεργοποίησης 116 KJ/mol και R= 8,31 J.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

### ΛΥΣΗ

$$k = A.e^{-\frac{E_a}{RT}} \Rightarrow k_1 = A.e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad (1)$$

και

$$k_2 = A.e^{-\frac{E_a}{RT_2}} \quad (2)$$

Διαιρώντας κατά μέλη τις (1) και δύο προκύπτει:

$$\frac{k_1}{k_2} = e^{\frac{E_a}{RT_2} - \frac{E_a}{RT_1}}$$

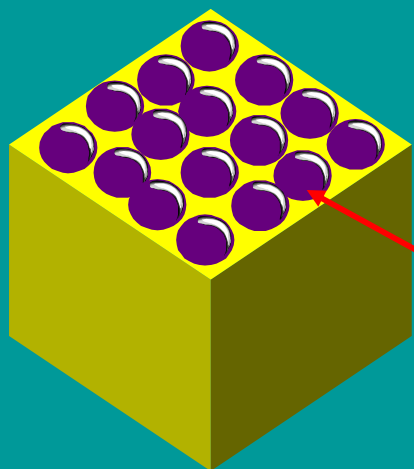
Αντικαθιστώντας  $k_1 = 3,32 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ ,

$T_1 = 298 \text{ K}$ ,  $T_2 = 313 \text{ K}$  καθώς και τα  $E_a$  και  $R$ ,  
βρίσκουμε  $k_2 = 3 \cdot 10^{-9} \text{ s}^{-1}$ .

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

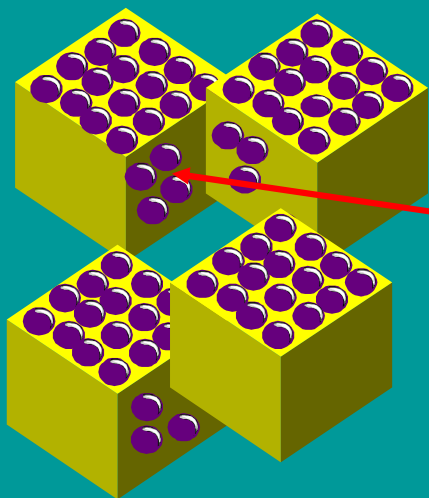
## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΕΜΒΑΔΟΝ ΤΗΣ ΕΠΙΦΑΝΕΙΑΣ ΣΤΕΡΕΟΥ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΟΣ



Αν μια αντίδραση λαμβάνει χώρα μεταξύ στερεού και υγρού ή στερεού και αερίου τότε το εμβαδόν του στερεού επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης.

Αντιδρούν μόνο τα επιφανειακά σωματίδια



Όταν το στερεό τεμαχιστεί, αναδύονται στην επιφάνεια και εσωτερικά σωματίδια.

Όταν αυξάνει το εμβαδόν της επιφάνειας του στερεού αντιδρώντος, αυξάνει η ταχύτητα της αντίδρασης

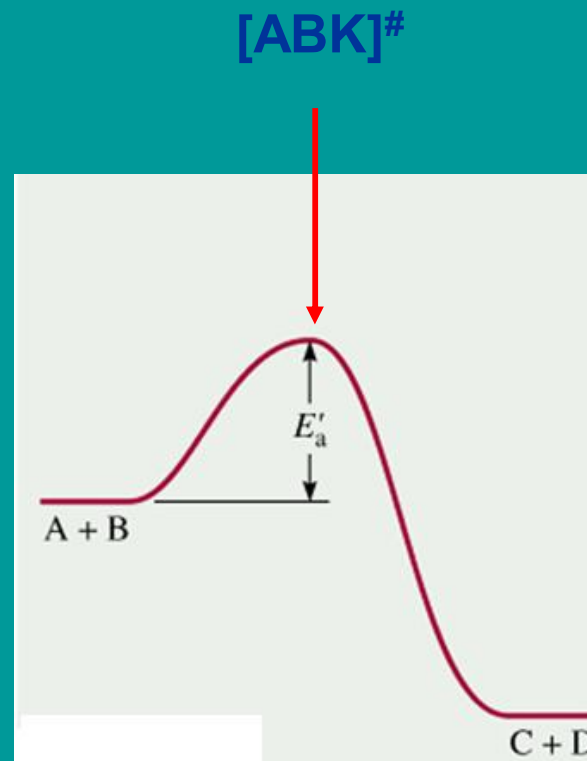
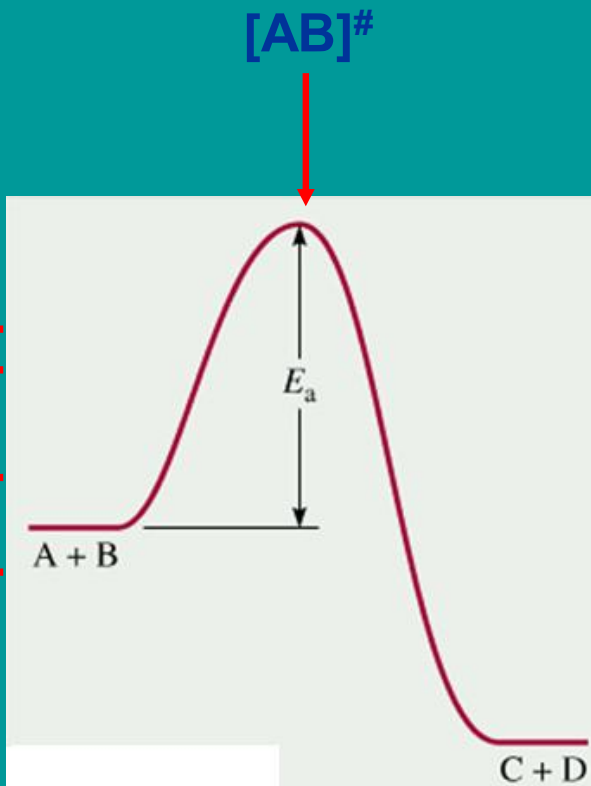
# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΚΑΤΑΛΥΤΕΣ

Καταλύτης είναι μια ουσία η οποία αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνεται (θεωρητικά).

Δυναμική ενέργεια

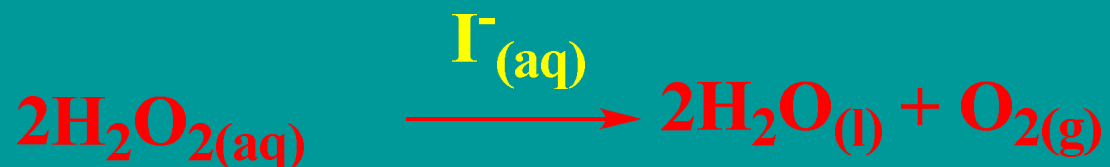


Ο καταλύτης σχηματίζει με τα αντιδρώντα ένα άλλο ενεργοποιημένο σύμπλοκο  $[ABK]^\#$  το οποίο έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΚΑΤΑΛΥΤΕΣ



Ομογενής κατάλυση: Ο καταλύτης (I<sup>-</sup>) και τα αντιδρώντα (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) βρίσκονται στην ίδια φάση.



Τα Mn<sup>2+</sup> είναι καταλύτης της αντίδρασης (αυτοκατάλυση).

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

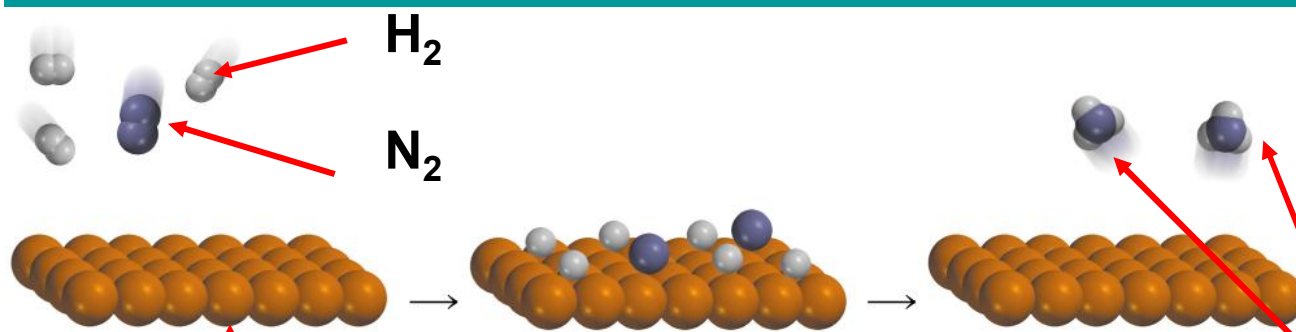
## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

ΚΑΤΑΛΥΤΕΣ

Fe/Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>/K<sub>2</sub>O



Ο καταλύτης και τα αντιδρώντα βρίσκονται σε διαφορετική φάση (ετερογενής κατάλυση).



Επιφάνεια  
καταλύτη

Αρχικά τα μόρια N<sub>2</sub> και H<sub>2</sub>  
προσδένονται στην  
επιφάνεια του καταλύτη

Η πρόσδεση εξασθενεί τους ενδομοριακούς ομοιοπολικούς δεσμούς και προκαλεί διάσπαση. Τα πολύ ενεργά άτομα N και H αντιδρούν και σχηματίζουν NH<sub>3</sub>

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

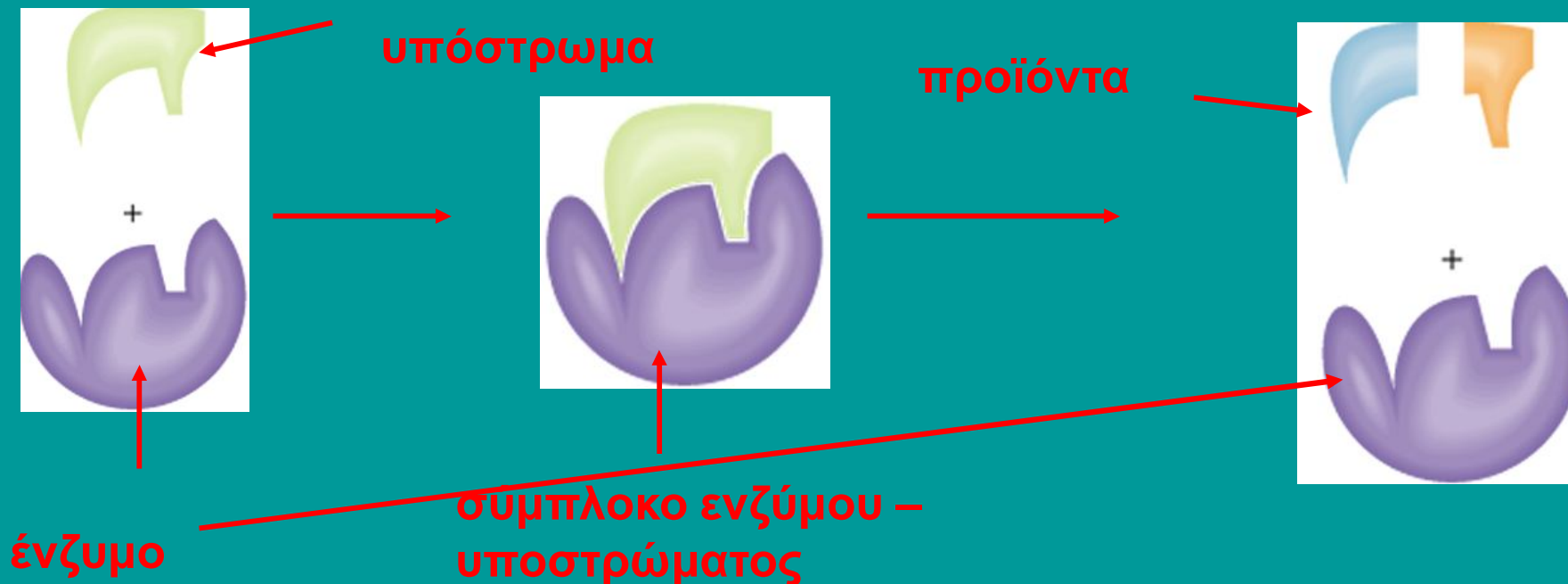
## ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ENZYMA

Ένζυμα είναι πρωτεϊνικής φύσης οργανικές ενώσεις που δρουν ως καταλύτες και παρουσιάζουν εξειδίκευση.

Δηλαδή ορισμένο ένζυμο καταλύει μόνο ορισμένη κατηγορία αντιδράσεων.

Τα περισσότερα ένζυμα δεν δρουν σε θερμοκρασία μεγαλύτερη των 45 °C διότι ως πρωτεΐνες μετουσιώνονται (αλλάζουν στερεοδομή).





# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΜΗΧΑΝΙΣΜΟΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Ο νόμος της ταχύτητας προσδιορίζεται πειραματικά και όχι από η στοιχειομετρία της αντίδρασης.

Ο λόγος είναι ότι τις περισσότερες φορές μια χημική αντίδραση πραγματοποιείται κατά στάδια.

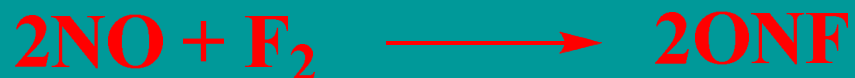
Τότε η ταχύτητα προσδιορίζεται από το αργό στάδιο.

# ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

## ΜΗΧΑΝΙΣΜΟΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Η αντίδραση σύνθεσης του νιτροσυλοφθοριδίου είναι η



Ο νόμος της ταχύτητας βρέθηκε πειραματικά ότι είναι  $v=k[\text{NO}][\text{F}_2]$

Ο προτεινόμενος μηχανισμός της αντίδρασης περιλαμβάνει τις παρακάτω στοιχειώδεις αντιδράσεις .



- Ο νόμος της ταχύτητας της συνολικής αντίδρασης συμπίπτει με αυτόν του αργού σταδίου.
- Ο νόμος της ταχύτητας κάθε στοιχειώδους αντίδρασης προκύπτει από τη στοιχειομετρία της.

# ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Κατά την αντίδραση μεταξύ των A και B ελήφθησαν τα παρακάτω αποτελέσματα.

[A] (mol.L <sup>-1</sup> )	[B] (mol.L <sup>-1</sup> )	v (mol.L <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )
0,2	0,1	0,3
0,4	0,1	0,6
0,4	0,2	2,4

Ποιος ο νόμος της ταχύτητας, η τάξη της αντίδρασης και η τιμή της σταθεράς της ταχύτητας;

# ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

2. Η σταθερά της ταχύτητας για την αντίδραση



Είναι  $3,50 \cdot 10^{-2} \text{ s}^{-1}$  στους 300 K.

- α) Ποια η τάξη της αντίδρασης;
- β) Ποιός ο χρόνος υποδιπλασιασμού στους 300 K;

3. Η αντίδραση



Πραγματοποιείται σε ένα μόνο στάδιο.

Κατά πόσο θα μεταβληθεί η ταχύτητα της αντίδρασης όταν συμβούν οι παρακάτω μεταβολές:

- α) Η συγκέντρωση του  $\text{O}_2$  διπλασιαστεί
- β) Ο όγκος του δοχείου, στο οποίο πραγματοποιείται η αντίδραση, διπλασιαστεί.
- γ) Η ασκούμενη πίεση υποδιπλασιαστεί σε σταθερή θερμοκρασία. (Τα μετέχοντα αέρια θεωρούνται ιδανικά).

# **ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ**

## **1. Αρχές της Χημείας**

**P. Atkins - L. Jones – L. Laverman**

**(Μεταφρασμένο)**

**Εκδόσεις «Υτορία», Αθήνα 2018**

**ΚΕΦ. 7**

## **2. Βασική Ανόργανη Χημεία**

**N. Δ. Κλούρας**

**Εκδόσεις «Π.Τραυλός», Αθήνα 2002**

**ΚΕΦ. 12**