



# ΧΗΜΕΙΑ

## Ενότητα 15: Χημική Κινητική

Ντεϊμεντέ Βαλαντούλα  
Τμήμα Χημείας

### Ταχύτητα αντίδρασης

---

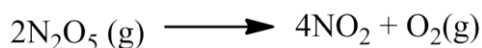
- ▶ Οι χημικές αντιδράσεις για την ολοκλήρωση τους χρειάζονται διαφορετικούς χρόνους ανάλογα με τα χαρακτηριστικά των αντιδρώντων και προϊόντων όσο και τις συνθήκες αντίδρασης.
- ▶ Κάποιες αντιδράσεις μπορεί να είναι ταχείες και κάποιες βραδείες
- ▶ **Γιατί μας ενδιαφέρει η μελέτη της ταχύτητας των αντιδράσεων?**
- ▶ Για την παραγωγή της αμμωνίας από άζωτο και υδρογόνο χρειάζεται να γνωρίζουμε τις συνθήκες που βοηθούν να πραγματοποιηθεί σε χρόνο που να συμφέρει οικονομικά



## Ταχύτητα αντίδρασης

---

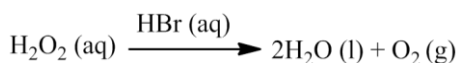
- ▶ Χημική κινητική: μελέτη της ταχύτητας των αντιδράσεων, του τρόπου μεταβολής αυτών και των γεγονότων που συμβαίνουν σε μοριακό επίπεδο κατά τη διάρκεια της συνολικής αντίδρασης.



## Ταχύτητα αντίδρασης

---

- ▶ Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης
  - ▶ Συγκέντρωση των αντιδρώντων
    - ▶ Συνήθως η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται με την αύξηση της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος
  - ▶ Συγκέντρωση καταλύτη
    - ▶ Καταλύτης είναι μια ουσία που επιταχύνει την ταχύτητα της αντίδρασης χωρίς όμως να καταναλώνεται κατά την αντίδραση
    - ▶ Το HBr δρα ως καταλύτης για την επιτάχυνση της διάσπασης του H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>



## Ταχύτητα αντίδρασης

- ▶ **Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης**
  - ▶ Θερμοκρασία στην οποία λαμβάνει χώρα η αντίδραση
    - ▶ Συνήθως η αύξηση της θερμοκρασίας οδηγεί και σε αύξηση της ταχύτητας
  - ▶ Εμβαδόν επιφάνειας στερεού αντιδρώντος ή καταλύτη
    - ▶ Αν μια αντίδραση λαμβάνει χώρα ανάμεσα σε ένα στερεό και σε κάποιο αέριο ή υγρό, η επιφάνεια του στερεού επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης .
    - ▶ Επειδή η αντίδραση γίνεται στην επιφάνεια του στερεού , η ταχύτητα της αυξάνεται με την αύξηση της επιφάνειας.
    - ▶ Όταν χρησιμοποιείται στερεός καταλύτης, όσο μεγαλύτερη είναι η επιφάνεια ανά μονάδα όγκου τόσο ταχύτερη είναι η αντίδραση



## Ταχύτητα αντίδρασης

- ▶ **Ορισμός ταχύτητας αντίδρασης:** είναι η ποσότητα ενός προϊόντος που σχηματίζεται ή η ποσότητα ενός αντιδρώντος που καταναλώνεται στη μονάδα του χρόνου
- ▶ Είναι η αύξηση της γραμμομοριακής συγκέντρωσης ενός προϊόντος μιας αντίδρασης ανά μονάδα χρόνου ή η ελάττωση της γραμμομοριακής συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος ανά μονάδα χρόνου.
- ▶ Μονάδες: mol/lit sec
- ▶  $\text{N}_2\text{O}_5(\text{sol}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{sol}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$
- ▶ **Ταχύτητα σχηματισμού οξυγόνου=  $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$  ( μέση ταχύτητα σχηματισμού σε όλο το χρονικό διάστημα  $\Delta t$ )**
- ▶  $[\text{O}_2]$  : γραμμομοριακή συγκέντρωση οξυγόνου
- ▶ Αν το χρονικό διάστημα είναι πολύ μικρό, η εξίσωση δίνει την **στιγμιαία ταχύτητα ( σε μια συγκεκριμένη χρονική στιγμή)**
- ▶ Σε δεδομένο χρονικό διάστημα  $\Delta t$  , μεταβάλλεται κατά  $\Delta[\text{O}_2]$



## Ταχύτητα αντίδρασης

- Η συγκέντρωση του  $O_2$  αυξάνεται με το χρόνο
- η αντίδραση είναι πιο γρήγορη στην αρχή
- η αντίδραση στη συνέχεια είναι πιο αργή αφού καταναλώνονται τα αντιδρώντα
- η αντίδραση σταματά όταν καταναλωθεί ένα από τα αντιδρώντα
- **Η στιγμιαία ταχύτητα σε δεδομένο χρόνο λαμβάνεται από την κλίση της εφαπτομένης στο σημείο της καμπύλης που αντιστοιχεί σε αυτόν τον χρόνο**

$$\text{Κλίση} = \Delta[O_2]/\Delta t$$

- Η συγκέντρωση του  $N_2O_5$  μειώνεται με το χρόνο
- Η στιγμιαία ταχύτητα σε δεδομένο χρόνο λαμβάνεται από την κλίση της εφαπτομένης στο σημείο της καμπύλης που αντιστοιχεί σε αυτόν τον χρόνο



## Ταχύτητα αντίδρασης

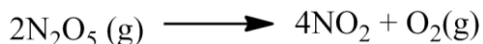
η ταχύτητα ελαττώνεται  
καθώς προχωράει η αντίδραση

- ▶ Η μέση ταχύτητα σχηματισμού του οξυγόνου από τη διάσπαση του  $N_2O_5$  υπολογίστηκε στη διάρκεια δύο διαφορετικών χρονικών περιόδων



## Ταχύτητα αντίδρασης

- ▶ Κάθε ουσία που συμμετέχει στην αντίδραση (αντιδρών ή προϊόν) μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να εκφράσει την ταχύτητα της αντίδρασης



• Ταχύτητα διάσπασης του  $\text{N}_2\text{O}_5 = -\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t$  ( - ελάττωση της συγκέντρωσης)  
Αφού η συγκέντρωση του  $\text{N}_2\text{O}_5$  ελαττώνεται, το  $\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t < 0$ , άρα το  $-\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t > 0$

• Για κάθε 1 mol  $\text{O}_2$  που σχηματίζεται διασπώνται 2 moles  $\text{N}_2\text{O}_5$ , άρα η ταχύτητα διάσπασης είναι διπλάσια από την ταχύτητα σχηματισμού του  $\text{O}_2$   
Ταχύτητα σχηματισμού του  $\text{O}_2 = 1/2$  (ταχύτητα διάσπασης του  $\text{N}_2\text{O}_5$ )

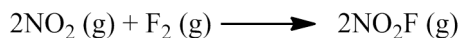
$$\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t}$$

Οι 2 ταχύτητες μπορούν να εξισωθούν αφού πρώτα διαιρέσουμε κάθε μια με τον συντελεστή της αντίστοιχης ουσίας



## Ταχύτητα αντίδρασης

- ▶ Παράδειγμα



- ▶ **Ερώτηση** : πως σχετίζεται η αντίδραση σχηματισμού του  $\text{NO}_2\text{F}$  με την ταχύτητα αντίδρασης του  $\text{F}_2$  ?

- ▶ **Απάντηση** :

Οι 2 ταχύτητες μπορούν να εξισωθούν αφού πρώτα διαιρέσουμε κάθε μια με τον συντελεστή της αντίστοιχης ουσίας

- ▶ Ταχύτητα σχηματισμού του  $\text{NO}_2\text{F} = \Delta[\text{NO}_2\text{F}]/\Delta t$
- ▶ Ταχύτητα αντίδρασης του  $\text{F}_2 = -\Delta[\text{F}_2]/\Delta t$

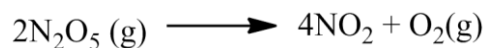
$$\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{F}_2]}{\Delta t}$$



## Πειραματικός προσδιορισμός ταχύτητας αντίδρασης

- ▶ Μια φυσική ιδιότητα που χρησιμοποιείται είναι η πίεση.

Παρακολουθώντας την μεταβολή της πίεσης (όταν ο όγκος και η θερμοκρασία διατηρούνται σταθερά) καθώς προχωρά η αντίδραση, μπορούμε να βρούμε την ταχύτητα της.



Μετράται η ολική πίεση κατά τη διάρκεια της αντίδρασης στους 45C και στη συνέχεια οι τιμές πίεσης μπορούν να μετατραπούν σε μερικές πιέσεις ή συγκεντώσεις του  $\text{N}_2\text{O}_5$



## Πειραματικός προσδιορισμός ταχύτητας αντίδρασης

- ▶ Άλλη φυσική ιδιότητα που μπορεί να χρησιμοποιηθεί στην παρακολούθηση της πορείας μιας αντίδρασης είναι το χρώμα ή απορρόφηση φωτός από κάποια μόρια ή ιόντα.



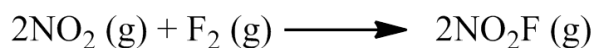
$\text{IO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow$  απορροφά ~400 nm

•Η ένταση της απορρόφησης είναι ανάλογη της  $[\text{IO}^-]$ , οπότε μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε την απορρόφηση για να προσδιορίσουμε την ταχύτητα της αντίδρασης



## Εξάρτηση της ταχύτητας από την συγκέντρωση

- ▶ Η ταχύτητα εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις ορισμένων αντιδρώντων καθώς και από την συγκέντρωση του καταλύτη, αν φυσικά υπάρχει καταλύτης.



- ▶ **Νόμος ταχύτητας** είναι μία εξίσωση που συνδέει την ταχύτητα μια αντίδρασης με τις συγκεντρώσεις αντιδρώντων (και καταλύτη) υψωμένες σε διάφορες δυνάμεις
- ▶ **Ταχύτητα**= $k[\text{NO}_2][\text{F}_2]$
- ▶  $k$ =σταθερά ταχύτητας, η οποία μεταβάλλεται με τη θερμοκρασία
- ▶ Μονάδες  $k$  εξαρτώνται από την μορφή του νόμου ταχύτητας
- ▶  $K$ = ταχύτητα/  $[\text{NO}_2][\text{F}_2]$  (**lt/mol s**)



## Νόμος ταχύτητας



$$\text{Ταχύτητα} = k[\text{A}]^m[\text{B}]^n[\text{C}]^p$$

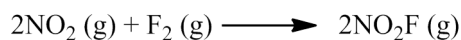
*$m, n, p$  είναι συνήθως ακέραιοι και προσδιορίζονται πειραματικά και δεν σχετίζονται με τους συντελεστές της ισοσταθμισμένης εξίσωσης*

- Άρα ξέροντας τον νόμο της ταχύτητας και το  $k$  μπορούμε να βρούμε την ταχύτητα μιας αντίδρασης για κάθε συγκέντρωση αντιδρώντων



## Τάξη αντίδρασης

- ▶ **Τάξη αντίδρασης** ως προς ένα δεδομένο αντιδρών ισούται με τον εκθέτη της συγκέντρωσης αυτού του αντιδρώντος στον προσδιοριζόμενο πειραματικά νόμο ταχύτητας



$$\text{Ταχύτητα} = k[\text{NO}_2][\text{F}_2]$$

- η αντίδραση είναι πρώτης τάξης ως προς το  $[\text{NO}_2]$
- Η αντίδραση είναι πρώτης τάξης ως προς το  $[\text{F}_2]$
- Συνολική τάξη αντίδρασης ισούται με το άθροισμα των τάξεων των αντιδρώντων τα οποία εμφανίζονται στον νόμο της ταχύτητας

**Η συνολική τάξη είναι 2, άρα αντίδραση δεύτερης τάξης**



## Τάξη αντίδρασης

αντίδραση	ταχύτητα	Συνολική τάξη αντίδρασης
$\text{C}_3\text{H}_6 (\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_2=\text{CHCH}_3 (\text{g})$	Ταχύτητα = $k[\text{C}_3\text{H}_6]$	1
$2\text{NO} (\text{g}) + 2\text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	Ταχύτητα = $k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$	3
$\text{CH}_3\text{COCH}_3 (\text{aq}) + \text{I}_2 (\text{aq}) \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3\text{COCH}_2\text{I} (\text{aq}) + \text{HI} (\text{aq})$	Ταχύτητα = $k[\text{CH}_3\text{COCH}_3][\text{I}_2]^0[\text{H}^+]$	2

### Παράδειγμα

Προσδιορισμός της τάξης αντίδρασης από τον νόμο ταχύτητας

$$\text{Ταχύτητα} = k[\text{Br}^-][\text{BrO}_3^-][\text{H}^+]^2$$

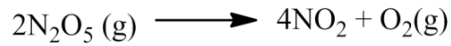
### Απάντηση

Η αντίδραση είναι πρώτης τάξης ως προς το  $[\text{Br}^-]$ , είναι πρώτης τάξης ως προς το  $[\text{BrO}_3^-]$  και δεύτερης τάξης ως προς το  $[\text{H}^+]$ , **Συνολική τάξη: 1+1+2=4**





## Προσδιορισμός του νόμου ταχύτητας



	Αρχική συγκέντρωση του $\text{N}_2\text{O}_5$	Αρχική ταχύτητα εξαφάνισης του $\text{N}_2\text{O}_5$
Πείραμα 1	$1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/lit}$	$4,8 \times 10^{-6} \text{ mol}/(\text{lit} \cdot \text{s})$
Πείραμα 2	$2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/lit}$	$9,6 \times 10^{-6} \text{ mol}/(\text{lit} \cdot \text{s})$

Ταχύτητα =  $k[\text{N}_2\text{O}_5]^m$  με  $m=1$   
αφού όταν διπλασιάζεται  
η συγκέντρωση διπλασιάζεται  
και η ταχύτητα

$$\text{Ταχύτητα} = k[\text{N}_2\text{O}_5]^m$$

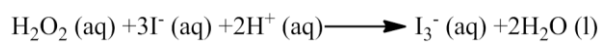
$$\text{Ταχύτητα}' = k(2[\text{N}_2\text{O}_5])^m = 2^m k[\text{N}_2\text{O}_5]^m$$

Το  $m$  προσδιορίζεται από πειραματικά δεδομένα

$m$	Η ταχύτητα πολλαπλασιάζεται επί
-1	1/2
0	1
1	2
2	4



## παράδειγμα



	Αρχική συγκέντρωση (mol/lit)			Αρχική ταχύτητα Mol / (lit · s)
	$\text{H}_2\text{O}_2$	$\text{I}^-$	$\text{H}^+$	
Πείραμα 1	0,01	0,01	0,0005	$1,15 \times 10^{-6}$
Πείραμα 2	0,02	0,01	0,0005	$2,30 \times 10^{-6}$
Πείραμα 3	0,01	0,02	0,0005	$2,30 \times 10^{-6}$
Πείραμα 4	0,01	0,01	0,001	$1,15 \times 10^{-6}$



## παράδειγμα

- Υπολογισμός των τάξεων των αντιδράσεων ως προς  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{H}^+$
- υπολογισμός σταθερά ταχύτητας

$$(\text{Ταχύτητα})_1 = k[\text{H}_2\text{O}_2]^m[\text{I}^-]^n[\text{H}^+]^p$$

$$(\text{Ταχύτητα})_2 = k[\text{H}_2\text{O}_2]^m[\text{I}^-]^n[\text{H}^+]^p$$

Τώρα διαιρούμε τη δεύτερη εξίσωση με την πρώτη.

$$\frac{(\text{Ταχύτητα})_2}{(\text{Ταχύτητα})_1} = \frac{k[\text{H}_2\text{O}_2]^m[\text{I}^-]^n[\text{H}^+]^p}{k[\text{H}_2\text{O}_2]^m[\text{I}^-]^n[\text{H}^+]^p}$$

Οι σταθερές ταχύτητας απαλείφονται και με μετασχηματισμό των όρων λαμβάνουμε

$$\frac{(\text{Ταχύτητα})_2}{(\text{Ταχύτητα})_1} = \left(\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_2}{[\text{H}_2\text{O}_2]_1}\right)^m \left(\frac{[\text{I}^-]_2}{[\text{I}^-]_1}\right)^n \left(\frac{[\text{H}^+]_2}{[\text{H}^+]_1}\right)^p$$

Αντικαθιστούμε τώρα τις τιμές από τα Πειράματα 1 και 2. (Σε ένα κλάσμα οι μονάδες απαλείφονται και έτσι μπορούμε να τις παραλείψουμε.)

$$\frac{2,30 \times 10^{-6}}{1,15 \times 10^{-6}} = \left[\frac{0,020}{0,010}\right]^m \left[\frac{0,010}{0,010}\right]^n \left[\frac{0,00050}{0,00050}\right]^p$$

Το αποτέλεσμα είναι  $2 = 2^m$ , από το οποίο προκύπτει  $m = 1$ . Αυτό σημαίνει ότι διπλασιάζοντας τη συγκέντρωση του  $\text{H}_2\text{O}_2$  διπλασιάζεται και η ταχύτητα.

Οι εκθέτες  $n$  και  $p$  υπολογίζονται με τον ίδιο τρόπο. Συγκρίνοντας τα Πειράματα 1 και 3 βλέπουμε ότι ο διπλασιασμός της συγκέντρωσης του  $\text{I}^-$  (με τις άλλες συγκεντρώσεις σταθερές) διπλασιάζει την ταχύτητα. Επομένως,  $n = 1$  (η αντίδραση είναι πρώτης τάξης ως προς  $\text{I}^-$ ). Τέλος, συγκρίνοντας τα Πειράματα 1 και 4, βλέπουμε ότι ο διπλασιασμός της συγκέντρωσης του  $\text{H}^+$  (με τις άλλες συγκεντρώσεις σταθερές) δεν επηρεάζει την ταχύτητα. Άρα,  $p = 0$  (η αντίδραση είναι μηδενικής τάξης ως προς  $\text{H}^+$ ). Αφού  $[\text{H}^+]^0 = 1$ , ο νόμος ταχύτητας είναι

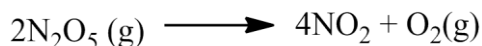
$$\text{Ταχύτητα} = k[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$$

Οι τάξεις της αντίδρασης ως προς  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{I}^-$  και  $\text{H}^+$ , είναι **1**, **1** και **0**, αντίστοιχα. Παρατηρούμε ότι οι τάξεις *δεν* σχετίζονται με τους συντελεστές της συνολικής αντίδρασης.



## Μεταβολή της συγκέντρωσης με το χρόνο

- ▶ Εξισώσεις συγκέντρωσης-χρόνου
- ▶ Νόμος ταχύτητας πρώτης τάξης



$$\text{Ταχύτητα} = -\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t = k[\text{N}_2\text{O}_5]$$

$$\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_t}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -kt$$

$$\log \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_t}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -\frac{kt}{2,303}$$

aA  $\longrightarrow$  προϊόντα

$$\text{ταχύτητα} = -\frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = k[\text{A}]$$

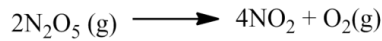
$$\ln \frac{[\text{A}]_t}{[\text{A}]_0} = -kt$$

$[\text{A}]_t$  είναι η συγκέντρωση του αντιδρώντος σε χρόνο  $t$   
 $[\text{A}]_0$  είναι η αρχική συγκέντρωση του αντιδρώντος



## παράδειγμα

- ▶ Εφαρμογή της εξίσωσης συγκέντρωσης-χρόνου σε αντίδραση πρώτης τάξης



Η διάσπαση του  $\text{N}_2\text{O}_5$  είναι πρώτης τάξης, με  $k = 4,8 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$  ( $45^\circ\text{C}$ )

### Ερώτηση

(α) Αν η  $[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = 1,65 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$ , πόση είναι η συγκέντρωση μετά από 825sec?

(β) Σε πόσο χρόνο η παραπάνω αρχική συγκέντρωση του  $[\text{N}_2\text{O}_5]_0$  θα μειωθεί σε  $1,00 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$ ?

### Απάντηση

$$\log \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_t}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -\frac{kt}{2,303} \Rightarrow \log [\text{N}_2\text{O}_5]_t / 1,65 \times 10^{-2} \text{ mol/l} = -(4,8 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \times 825 \text{ s}) / 2,303 = -0,172$$

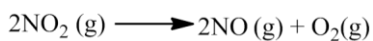
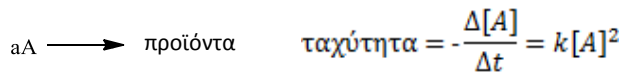
$$[\text{N}_2\text{O}_5]_t / 1,65 \times 10^{-2} \text{ mol/l} = 0,673, \quad [\text{N}_2\text{O}_5]_t = 0,0111 \text{ mol/l}$$

$$\text{(β)} \log 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol/l} / 1,65 \times 10^{-2} \text{ mol/l} = -(4,8 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \times t) / 2,303$$
$$t = 0,217 / 2,08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} = 1,04 \times 10^3 \text{ s}$$



## Μεταβολή της συγκέντρωσης με το χρόνο

- ▶ Εξισώσεις συγκέντρωσης-χρόνου
  - ▶ Νόμος ταχύτητας δεύτερης τάξης



$330^\circ\text{C}$   $k = 0,775 \text{ l}/(\text{mol s})$

$[\text{A}]_0 = 0,0030 \text{ mol/l NO}_2$

$$\frac{1}{[\text{A}]_t} = kt + \frac{1}{[\text{A}]_0}$$

### ερώτηση

Πόση θα είναι η συγκέντρωση του  $[\text{NO}_2]$  μετά από χρόνο 645 s?

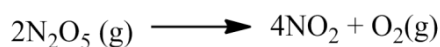
### απάντηση

$$\frac{1}{[\text{NO}_2]_t} = \frac{0,775 \text{ l}}{\text{mol s}} \times 645 \text{ s} + \frac{1}{0,0030 \text{ mol/l}} \Rightarrow [\text{NO}_2] = 0,0012 \text{ mol/l}$$



## Χρόνος ημιζωής αντίδρασης

- ▶ Χρόνος ημιζωής ή υποδιπλασιασμού είναι ο χρόνος που απαιτείται για να ελαττωθεί η συγκέντρωση του αντιδρώντος στο ήμισυ της αρχικής της τιμής
- ▶ Για μια αντίδραση πρώτης τάξης ο χρόνος ημιζωής είναι ανεξάρτητος από την αρχική συγκέντρωση



$$\text{ταχύτητα} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]$$

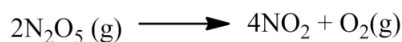
$$\log \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_t}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = \log \frac{1/2[\text{N}_2\text{O}_5]_0}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -\frac{kt_{1/2}}{2,303}$$

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

Ο χρόνος ημιζωής χρησιμοποιείται επίσης για τον χαρακτηρισμό ενός ραδιενεργού πυρήνα , του οποίου η ραδιενεργή διάσπαση είναι διεργασία πρώτης τάξης



## Χρόνος ημιζωής αντίδρασης



$$t_{1/2} = 0,673/k$$

*Σε έναν χρόνο ημιζωής (1440 sec) η συγκεντρωση ελαττώνεται κατά το ήμισυ από 0,0165 mol/lit σε ½ 0,0165=0,0083 mol/lit. Σε άλλον έναν χρόνο ημιζωής (1440 sec) η συγκέντρωση θα ελαττωθεί από 0,0083 mol/lit Σε ½ 0,0083=0,0042 mol/lit*

Ο χρόνος ημιζωής είναι ο ίδιος σε κάθε χρονική στιγμή της αντίδρασης

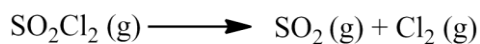


## Χρόνος ημιζωής αντίδρασης

$$t_{1/2} = 0,673/k$$

Εξάρτηση του χρόνου ημιζωής από την σταθερά ταχύτητας

► Παράδειγμα



Αντίδραση πρώτης τάξης, στους 320°C  $k=2,20 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

(α) πόσος είναι ο χρόνος ημιζωής για τον ατμό του  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  σε αυτή την θερμοκρασία?

(β) πόσο χρόνο σε ώρες απαιτεί η διάσπαση του 50% του  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ? Σε πόσο χρόνο διασπάται το 75% του  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ?

(α)  $t_{1/2} = 0,673/k = 0,673/2,20 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

$t_{1/2} = 3,15 \times 10^4 \text{ s}$  ή **8,74hr**

(β) ο χρόνος που απαιτείται για τη διάσπαση του 50% του  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  είναι **8,74hr**

για να διασπαστεί το 50%  $t_{1/2} = 8,74\text{hr}$  (50%). Για να διασπαστεί στη συνέχεια το ήμισυ από αυτό που έχει απομείνει δηλαδή  $\frac{1}{2} \times 50\% = 25\%$  (συνολικά 75%).

Άρα απαιτούνται 2 χρόνοι ημιζωής  $2 \times 8,74 \text{ hr} = 17,5\text{hr}$  για να διασπαστεί το 75%.



## Χρόνος ημιζωής αντίδρασης

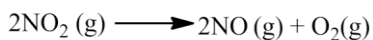
► Στην αντίδραση δεύτερης τάξης ο χρόνος ημιζωής εξαρτάται από την αρχική συγκέντρωση

$$\text{ταχύτητα} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]^2$$

$$t_{1/2} = 1/(k[A]_0)$$



## Γραφική παράσταση κινητικών δεδομένων



$$\text{ταχύτητα} = -\frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = k[\text{A}]^2$$

$$\frac{1}{[\text{A}]_t} = kt + \frac{1}{[\text{A}]_0}$$

$$y = ax + b$$

Χρόνος (s)	[NO <sub>2</sub> ] (mol/l)
0	1,00×10 <sup>-2</sup>
60	0,683×10 <sup>-2</sup>
120	0,518×10 <sup>-2</sup>
180	0,418×10 <sup>-2</sup>
240	0,350×10 <sup>-2</sup>
320	0,301×10 <sup>-2</sup>
360	0,264×10 <sup>-2</sup>



## Γραφική παράσταση κινητικών δεδομένων

Νόμος ταχύτητας  
είναι δεύτερης τάξης

$$\text{ταχύτητα εξαφάνισης του NO}_2 = \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = k[\text{NO}_2]^2$$

$$a = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{(379 - 100)\text{L/mol}}{(360 - 0)\text{s}} = 0,775\text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$$



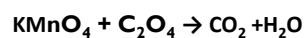
## Σχέσεις για αντιδράσεις πρώτης και δεύτερης τάξης

τάξη	Νόμος ταχύτητας	Εξίσωση συγκέντρωσης-χρόνου	Χρόνος ημιζωής	Γραφική παράσταση
1	Ταχύτητα= $k[A]$	$\log \frac{[A]_t}{[A]_0} = -\frac{kt}{2,303}$	$0,693/k$	$\log [A] -t$
2	Ταχύτητα= $k[A]^2$	$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$	$1/(k[A]_0)$	$1/[A] -t$



## Θερμοκρασία και ταχύτητα. Θεωρίες συγκρούσεων και μεταβατικής κατάστασης

Η ταχύτητα αυξάνεται με την θερμοκρασία



Ταχύτητα=  $k[A]^m[B]^n$  *κ εξαρτάται από τη θερμοκρασία*

Σε πολλές περιπτώσεις η ταχύτητα της αντίδρασης σχεδόν τριπλασιάζεται όταν η θερμοκρασία ανεβαίνει κατά  $10^\circ \text{C}$ . Πως εξηγείται το γεγονός αυτό?



## Θερμοκρασία και ταχύτητα. Θεωρίες συγκρούσεων και μεταβατικής κατάστασης

- ▶ **Η θεωρία των συγκρούσεων ( εξάρτηση της  $k$  από τη θερμοκρασία)**
- ▶ Για να γίνει μια αντίδραση θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να συγκρουσθούν έχοντας ενέργεια μεγαλύτερη από κάποια ελάχιστη τιμή καθώς και κατάλληλο προσανατολισμό. **Η ελάχιστη ενέργεια σύγκρουσης που χρειάζονται δύο μόρια για να αντιδράσουν ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης,  $E_a$  (η τιμή της εξαρτάται από τη συγκεκριμένη αντίδραση)**
- ▶  **$K = Z \times f \times P$**
- ▶ (1) συχνότητα των συγκρούσεων,  **$Z$**
- ▶ (2) κλάσμα των συγκρούσεων που έχουν ενέργεια μεγαλύτερη από την ενέργεια ενεργοποίησης,  **$f$**
- ▶ (3) κλάσμα των συγκρούσεων που λαμβάνουν χώρα με τα αντιδρώντα μόρια κατάλληλα προσανατολισμένα,  **$p$**

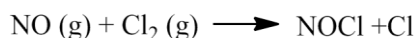


## Θεωρία συγκρούσεων

### ▶ Συχνότητα συγκρούσεων **$Z$**

Η σημαντική αύξηση της ταχύτητας ακόμα και για μικρή άνοδο της θερμοκρασίας δεν εξηγείται με την εξάρτηση του  $Z$  από τη θερμοκρασία

- ▶ Καθώς αυξάνεται η θερμοκρασία τα μόρια των αερίων κινούνται πιο γρήγορα και συνεπώς συγκρούονται πιο συχνά



Η συχνότητα των συγκρούσεων συνδέεται με την μοριακή ταχύτητα (rms)  $rms = \sqrt{3R \frac{T}{M_m}}$

**Η αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10C (από 25 σε 35°C) αυξάνει την συχνότητα των συγκρούσεων κατά 2%. Άρα αν όλες οι συγκρούσεις κατέληγαν σε αντίδραση, τότε η ταχύτητα της αντίδρασης θα έπρεπε να αυξηθεί κατά 2% για άνοδο της θερμοκρασίας 10C. Πως εξηγείται τότε ότι έχουμε τριπλασιασμό ( αντιστοιχεί σε 200% αύξηση) της ταχύτητας της αντίδρασης ?**

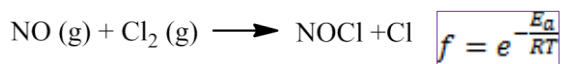




## Θεωρία συγκρούσεων

- ▶ κλάσμα των συγκρούσεων που έχουν ενέργεια μεγαλύτερη από την ενέργεια ενεργοποίησης,  $f$

- ▶ Το κλάσμα  $f$  μεταβάλλεται απότομα ακόμα και με μικρές μεταβολές της θερμοκρασίας



$f = 1,2 \times 10^{-15}$  ( $25^\circ\text{C}$ ),  $E_a = 8,5 \times 10^4$  J/mol, ( το  $z$  όμως είναι πολύ μεγάλο)

$f = 3,8 \times 10^{-15}$  ( $35^\circ\text{C}$ )

• Το κλάσμα των συγκρούσεων που διαθέτουν επαρκή ενέργεια για αντίδραση τριπλασιάζεται με την αύξηση της θερμοκρασίας από  $25$  σε  $35^\circ\text{C}$

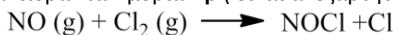
• Άρα ο τριπλασιασμός της ταχύτητας όταν η θερμοκρασία αυξάνεται κατά  $10^\circ\text{C}$  εξηγείται με βάση την εξάρτηση του  $f$  από τη θερμοκρασία

• Το  $f$  ελαττώνεται όταν η  $E_a$  αυξάνεται, άρα αντιδράσεις με μεγάλες  $E_a$  θα έχουν μικρή σταθερά ταχύτητας  $k$



## Θεωρία συγκρούσεων

- ▶ Κατάλληλος προσανατολισμός αντιδρώντων μορίων  $\rho$  ( είναι ανεξάρτητος από τις μεταβολές της θερμοκρασίας )



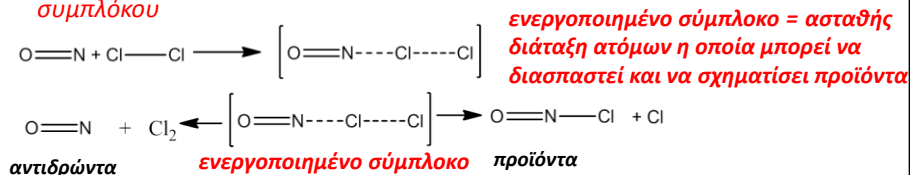
(A) Το NO πλησιάζει ένα μόριο  $\text{Cl}_2$  με το άτομο N στραμμένο προς το  $\text{Cl}_2$ , οπότε σχηματίζεται ένας δεσμός N-Cl. Η γωνία προσέγγισης συμφωνεί επίσης με τη γωνία που έχουμε στο προϊόν NOCl

(B) Το μόριο NO πλησιάζει με το άτομο O στραμμένο προς το  $\text{Cl}_2$ . Όμως τώρα δεν μπορεί να σχηματισθεί δεσμός N-Cl και έτσι μετά τη σύγκρουση τους, τα μόρια NO και  $\text{Cl}_2$  απομακρύνονται το ένα από το άλλο.



## Θεωρία μεταβατικής κατάστασης

- ▶ Η θεωρία μεταβατικής κατάστασης ερμηνεύει την αντίδραση που προκαλείται από τη σύγκρουση δύο μορίων βάσει ενός ενεργοποιημένου συμπλόκου



- Όταν τα μόρια συγκρούονται έχοντας κατάλληλο προσανατολισμό, αρχίζει να σχηματίζεται ένας δεσμός N-Cl.
- Η κινητική ενέργεια των μορίων απορροφάται από το ενεργοποιημένο σύμπλοκο μετατρέπόμενη σε δονητική κίνηση των ατόμων.
- Η ενέργεια αυτή συγκεντρώνεται στους δεσμούς που συμβολίζονται με διακεκομμένες γραμμές και μπορεί να διαχυθεί αναμεσά τους.
- Αν κάποια στιγμή συγκεντρωθεί αρκετή ενέργεια σε έναν από τους δεσμούς του ενεργοποιημένου συμπλόκου, ο δεσμός αυτός σπάει.
- Ανάλογα με το αν θα σπάσει ο δεσμός N---Cl ή ο δεσμός Cl---Cl, ενεργοποιημένο σύμπλοκο είτε επιστρέφει στα αντιδρώντα είτε δίνει τα προϊόντα



## Θεωρία μεταβατικής κατάστασης

Διαγράμματα δυναμικής ενέργειας για αντιδράσεις

$\text{NOCl}_2^\ddagger$  είναι το ενεργοποιημένο σύμπλοκο



Μέγιστο δυναμικής ενέργειας:  
Ενεργοποιημένο σύμπλοκο

- Η δυναμική ενέργεια αυξάνεται επειδή τα εξωτερικά ηλεκτρόνια των 2 μορίων απωθούνται αμοιβαία (όταν τα αντιδρώντα προσεγγίζουν το ένα το άλλο)
- η κινητική ενέργεια ελαττώνεται και τα μόρια επιβραδύνονται



## Θεωρία μεταβατικής κατάστασης

$\Delta H$ =διαφορά ενέργειας προϊόντων  
και αντιδρώντων= θερμότητα αντίδρασης  
 $\Delta H > 0 \rightarrow$  ενδόθερμη

- μόνο όταν τα αντιδρώντα έχουν επαρκή κινητική ενέργεια μπορεί η δυναμική τους ενέργεια να αυξηθεί στην τιμή που απαιτεί το ενεργοποιημένο σύμπλοκο. Η κινητική αυτή ενέργεια Πρέπει να είναι ίση ή μεγαλύτερη από την διαφορά ενέργειας μεταξύ ενεργοποιημένου συμπλόκου και αντιδρώντων ( $E_a=85 \text{ KJ/mol}$ )



## Θεωρία μεταβατικής κατάστασης

- ▶ Διαγράμματα δυναμικής ενέργειας για αντιδράσεις



- Η ενέργεια των αντιδρώντων είναι υψηλότερη από εκείνη των προϊόντων, οπότε ελευθερώνεται ενέργεια όταν η αντίδραση γίνεται προς τα δεξιά (εξώθερμη)



## Εξίσωση του Arrhenius

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$A$  = παράγοντας συχνότητας  
 $E_a$  = ενέργεια ενεργοποίησης  
 $k$  = σταθερά ταχύτητας

$$\log k = \log A + \left(\frac{-E_a}{2,303R}\right) \frac{1}{T}$$

$$y = b + ax$$

$$a = -\frac{E_a}{2,303R} \rightarrow \text{Υπολογισμός } E_a$$



## Εξίσωση του Arrhenius

$$\left. \begin{aligned} \log k_2 &= \log A - \frac{E_a}{2,303RT_2} \\ \log k_1 &= \log A - \frac{E_a}{2,303RT_1} \end{aligned} \right\} \log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$



$$K_1 = 2,7 \times 10^{-4} \text{ l}/(\text{mol} \cdot \text{s}) \quad 600\text{K}$$

$$K_2 = 3,5 \times 10^{-3} \text{ l}/(\text{mol} \cdot \text{s}) \quad 650\text{K}$$

a. Υπολογισμός της  $E_a$

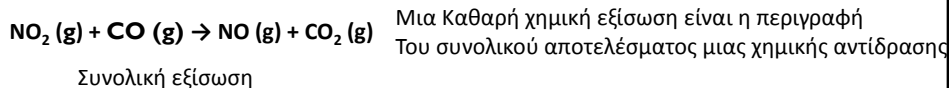
b. σταθερά ταχύτητας στα 700K

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) \rightarrow \log \frac{3,5 \times 10^{-3}}{2,7 \times 10^{-4}} = \frac{E_a}{2,303 \times 8,31} \left(\frac{1}{600} - \frac{1}{650}\right) \rightarrow E_a = 1,66 \times 10^5 \text{ J/mol}$$

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right) \rightarrow K_2 = 3,2 \times 10^{-2} \text{ l}/(\text{mol} \cdot \text{s})$$

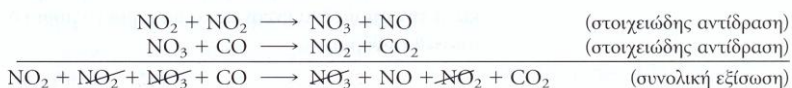


## Μηχανισμοί αντιδράσεων-Στοιχειώδεις αντιδράσεις



• Στοιχειώδης αντίδραση είναι ένα μεμονωμένο συμβάν, όπως μια σύγκρουση μορίων, το οποίο καταλήγει σε μια αντίδραση. Ο αριθμός των στοιχειωδών αντιδράσεων των οποίων το συνολικό αποτέλεσμα εκφράζεται από την καθαρή χημική εξίσωση ονομάζεται μηχανισμός αντίδρασης

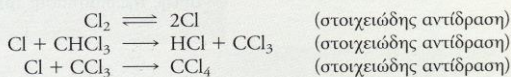
• Ενδιάμεσο αντίδρασης είναι μια χημική οντότητα, η οποία παράγεται κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης, αλλά δεν εμφανίζεται στην καθαρή εξίσωση επειδή αντιδρά σε κάποιο επόμενο στάδιο του μηχανισμού



## Στοιχειώδεις αντιδράσεις

Διατύπωση της συνολικής χημικής εξίσωσης με βάση τον μηχανισμό της

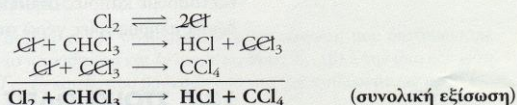
Το τετραχλωρίδιο του άνθρακα,  $\text{CCl}_4$ , λαμβάνεται με χλωρίωση του μεθανίου ή ενός μερικώς χλωριωμένου μεθανίου, όπως π.χ. του χλωροφορμίου,  $\text{CHCl}_3$ . Ο μηχανισμός χλωρίωσης του  $\text{CHCl}_3$  σε αέρια φάση είναι



Βρείτε την καθαρή (ή συνολική) χημική εξίσωση βάσει του παραπάνω μηχανισμού.

ΛΥΣΗ

Το πρώτο στάδιο παράγει δύο άτομα Cl (ενδιάμεσο αντίδρασης). Ένα άτομο Cl χρησιμοποιείται στο δεύτερο στάδιο και ένα επιπλέον στο τρίτο στάδιο. Έτσι, όλα τα άτομα Cl διαγράφονται. Ομοίως, το ενδιάμεσο  $\text{CCl}_3$ , που παράγεται στο δεύτερο στάδιο, καταναλώνεται στο τρίτο στάδιο. Τελικά, διαγράφονται όλες οι οντότητες Cl και  $\text{CCl}_3$ .



## Μοριακότητα ( κατάταξη στοιχειωδών αντιδράσεων)

- ▶ **Μοριακότητα είναι ο αριθμός των αντιδρώντων μορίων μιας στοιχειώδους αντίδρασης**
- ▶ Μονομοριακή αντίδραση είναι μια στοιχειώδης αντίδραση που περιλαμβάνει ένα αντιδρών μόριο ( περιλαμβάνει τις διασπάσεις κάποιων διεγερμένων καταστάσεων)
- ▶ Διμοριακή είναι μια στοιχειώδης αντίδραση που περιλαμβάνει δύο αντιδρώντα μόρια ( είναι οι πιο κοινές αντιδράσεις)
- ▶ τριμοριακή στοιχειώδη αντίδραση που περιλαμβάνει τρία αντιδρώντα μόρια



- η ενέργεια του διεγερμένου μορίου κατανέμεται μεταξύ των τριών πυρήνων του
- Μετά από κάποιο χρόνο, η ενέργεια αυτή ανακατανέμεται και αν το μεγαλύτερο μέρος της διατεθεί στα ακραία άτομα O, το άτομο αυτό θα αποσπασθεί
- Ενεργειακά διεγερμένο μόριο  $\text{O}_3^*$  το οποίο διασπάται σε ένα μόριο οξυγόνου και ένα άτομο O



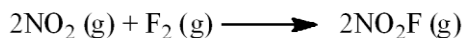
## Εξίσωση ταχύτητας για μια στοιχειώδη αντίδραση

- ▶ Η ταχύτητα είναι ανάλογη προς το γινόμενο των συγκεντρώσεων όλων των αντιδρώντων μορίων
- ▶  $A \rightarrow B + C$  μονομοριακή στοιχειώδη αντίδραση
- ▶ Ταχύτητα =  $k[A]$
- ▶  $A + B \rightarrow C + D$  διμοριακή στοιχειώδη αντίδραση
- ▶ Ταχύτητα =  $k[A][B]$
- ▶  $A + B + C \rightarrow D + E$  τριμοριακή στοιχειώδη αντίδραση
- ▶ Ταχύτητα =  $k [A][B][C]$



## Ο νόμος της ταχύτητας και ο μηχανισμός

Ο πειραματικός νόμος ταχύτητας είναι σημαντικός για την κατανόηση του μηχανισμού μιας αντίδρασης



Ταχύτητα =  $k [\text{NO}_2][\text{F}_2]$  πειραματικός νόμος ταχύτητας

$\text{NO}_2 + \text{NO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{NO}_2\text{F} + \text{NO}_2\text{F}$  μία στοιχειώδης αντίδραση = μηχανισμός

Ταχύτητα =  $k [\text{NO}_2]^2 [\text{F}_2]$  προβλεπόμενος νόμος ταχύτητας

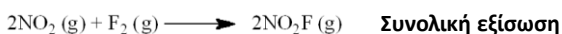
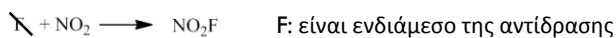
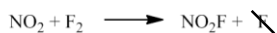
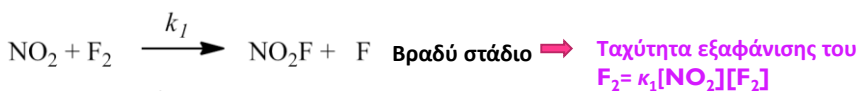


Δεν συμφωνεί με τον πειραματικό νόμο και έτσι δεν ισχύει ο παραπάνω μηχανισμός!!  
Η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε περισσότερα του ενός στάδια



## Το στάδιο που καθορίζει την αντίδραση

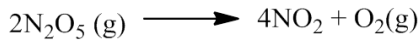
▶ Το στάδιο που καθορίζει την ταχύτητα της αντίδρασης είναι το βραδύτερο



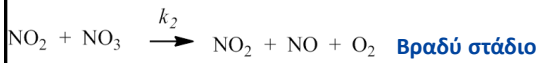
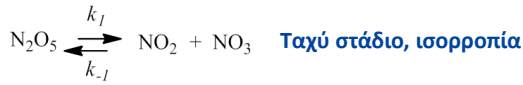
$k_1 = k$   
Ταχύτητα =  $k [\text{NO}_2][\text{F}_2]$   
πειραματικός νόμος ταχύτητας



## Μηχανισμοί με αρχικό ταχύ στάδιο



Συνολική εξίσωση

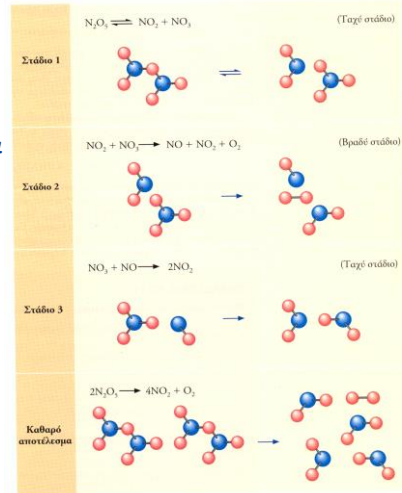


Ταχύτητα =  $\kappa [\text{N}_2\text{O}_5]$   
**πειραματικός νόμος ταχύτητας**



Ταχύτητα =  $\kappa_2 [\text{NO}_2] [\text{NO}_3]$

Δεν μπορεί να συγκριθεί απευθείας με το πείραμα επειδή περιλαμβάνει το ενδιάμεσο  $\text{NO}_3$



## Μηχανισμοί με αρχικό ταχύ στάδιο

Ταχύτητα =  $\kappa_2 [\text{NO}_2] [\text{NO}_3]$

Ο πειραματικός νόμος της ταχύτητας δεν μπορεί να περιέχει ενδιάμεσα προϊόντα όπως το  $\text{NO}_3$

Ταχύτητα προς τα δεξιά =  $\kappa_1 [\text{N}_2\text{O}_5]$

Ταχύτητα προς τα αριστερά =  $\kappa_{-1} [\text{NO}_2] [\text{NO}_3]$

Στην ισορροπία οι 2 ταχύτητες είναι ίσες,  $\kappa_1 [\text{N}_2\text{O}_5] = \kappa_{-1} [\text{NO}_2] [\text{NO}_3]$

$$[\text{NO}_3] = \frac{\kappa_1 [\text{N}_2\text{O}_5]}{\kappa_{-1} [\text{NO}_2]} \quad \text{ταχύτητα} = \kappa_2 [\text{NO}_2] [\text{NO}_3] = \kappa_2 \cancel{[\text{NO}_2]} \frac{\kappa_1 [\text{N}_2\text{O}_5]}{\cancel{\kappa_{-1}} [\text{NO}_2]}$$

$$\left. \begin{aligned} \text{ταχύτητα} &= \kappa_2 \frac{\kappa_1}{\kappa_{-1}} [\text{N}_2\text{O}_5] \\ \kappa &= \kappa_2 \frac{\kappa_1}{\kappa_{-1}} \end{aligned} \right\} \longleftrightarrow \begin{aligned} \text{Ταχύτητα} &= \kappa [\text{N}_2\text{O}_5] \\ \text{πειραματικός νόμος ταχύτητας} \end{aligned}$$





## κατάλυση

---

- ▶ Καταλύτης είναι μια ουσία που επιταχύνει μια αντίδραση χωρίς να καταναλώνεται από αυτή

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$O_3 + O \rightarrow O_2 + O_2$   
μη καταλυόμενη αντίδραση

$Cl + O_3 + O \rightarrow Cl + O_2 + O_2$   
καταλυόμενη αντίδραση

Αύξηση της ταχύτητας της καταλυόμενης αντίδρασης λόγω μικρότερης  $E_a$  σε σχέση με την μη καταλυόμενη αντίδραση

---



## Κατάλυση

---

- ▶ **Ομογενής κατάλυση** είναι η χρησιμοποίηση ενός καταλύτη που βρίσκεται στην ίδια φάση με τις αντιδρώσες ουσίες.
  - ▶ Η οξείδωση του  $SO_2$  με καταλύτη το  $NO$  είναι ένα παράδειγμα ομογενούς κατάλυσης
  - ▶ **Ετερογενής κατάλυση** είναι η χρησιμοποίηση ενός καταλύτη σε διαφορετική φάση από αυτή των αντιδρώντων ( συνήθως ο καταλύτης είναι ένα στερεό σε επαφή με ένα αέριο ή υγρό διάλυμα αντιδρώντων). Η ετερογενής κατάλυση λαμβάνει χώρα μέσω χημικής προσρόφησης των αντιδρώντων πάνω στην επιφάνεια του καταλύτη.
  - ▶ Παράδειγμα ετερογενούς κατάλυσης είναι η καταλυτική υδρογόνωση. Φυτικά έλαια τα οποία περιέχουν διπλούς δεσμούς άνθρακα-άνθρακα μετατρέπονται σε στερεά λίπη ( μαγειρικό λίπος ) όταν οι δεσμοί υδρογονώνονται καταλυτικά
- 



# Τέλος Ενότητας

## Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την αναδιאμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



# ΣΗΜΕΙΩΜΑΤΑ

## Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση **1.0.0**.



## Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών, Ντεϊμέντε Χρ. «Χημεία. Χημική Κινητική». Έκδοση: 1.0. Αθήνα 2014. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <https://eclass.upatras.gr/modules/units/?course=PHY1919&id=3840>



## Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>

Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.

# Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- το Σημείωμα Αναφοράς
- το Σημείωμα Αδειοδότησης
- τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.

