



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Αειφορικής
Γεωργίας Γεωπονική Σχολή

Εργαστηριακές Ασκήσεις Γενικής Ανόργανης Χημείας

6η ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΗ ΑΣΚΗΣΗ

Χημική Κινητική - Πειραματικός προσδιορισμός της
τάξης μιας χημικής αντίδρασης ως προς ένα αντιδρών

Αγγελική Απ. Γαλάνη
Χημικός PhD,
Εργαστηριακό Διδακτικό Προσωπικό (ΕΔΙΠ)

ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Χημική κινητική

Η χημική κινητική μελετά τις ταχύτητες των αντιδράσεων, τον τρόπο μεταβολής τους όταν αλλάζουν οι συνθήκες και τα γεγονότα που συμβαίνουν σε μοριακό επίπεδο κατά την πραγματοποίηση της συνολικής χημικής αντίδρασης.

TAXYTHTA ANTIDΡΑΣΗΣ

Ορίζεται η μεταβολή της γραμμομοριακής συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος ή προϊόντος στη μονάδα του χρόνου.

Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης

- A. Συγκεντρώσεις αντιδρώντων:** Με την αύξηση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων συνήθως η ταχύτητα αυξάνεται.
- B. Συγκέντρωση καταλύτη.** Οι καταλύτες είναι ουσίες που αυξάνουν την ταχύτητα αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνονται οι ίδιοι. Ακριβώς επειδή δεν καταναλώνονται δεν εμφανίζονται στην ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση.
- C. Η θερμοκρασία.** Συνήθως με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται η ταχύτητα μιας αντίδρασης.
- D. Εμβαδό επιφάνειας στερεού αντιδρώντος ή καταλύτη.** Η ταχύτητα αυξάνεται με την αύξηση του εμβαδού επιφάνειας ανά μονάδα όγκου, εάν η αντίδραση γίνεται μεταξύ στερεού και κάποιου αερίου ή υγρού.

Εφόσον οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων Α και Β ελαττώνονται τα $\Delta[A]$ και $\Delta[B]$ θα είναι αρνητικά. Άρα τα $-\Delta[A]$ και $-\Delta[B]$ θετικά

Έστω η γενική αντίδραση:



Η ταχύτητα της αντίδρασης θα δίνεται από τη σχέση:

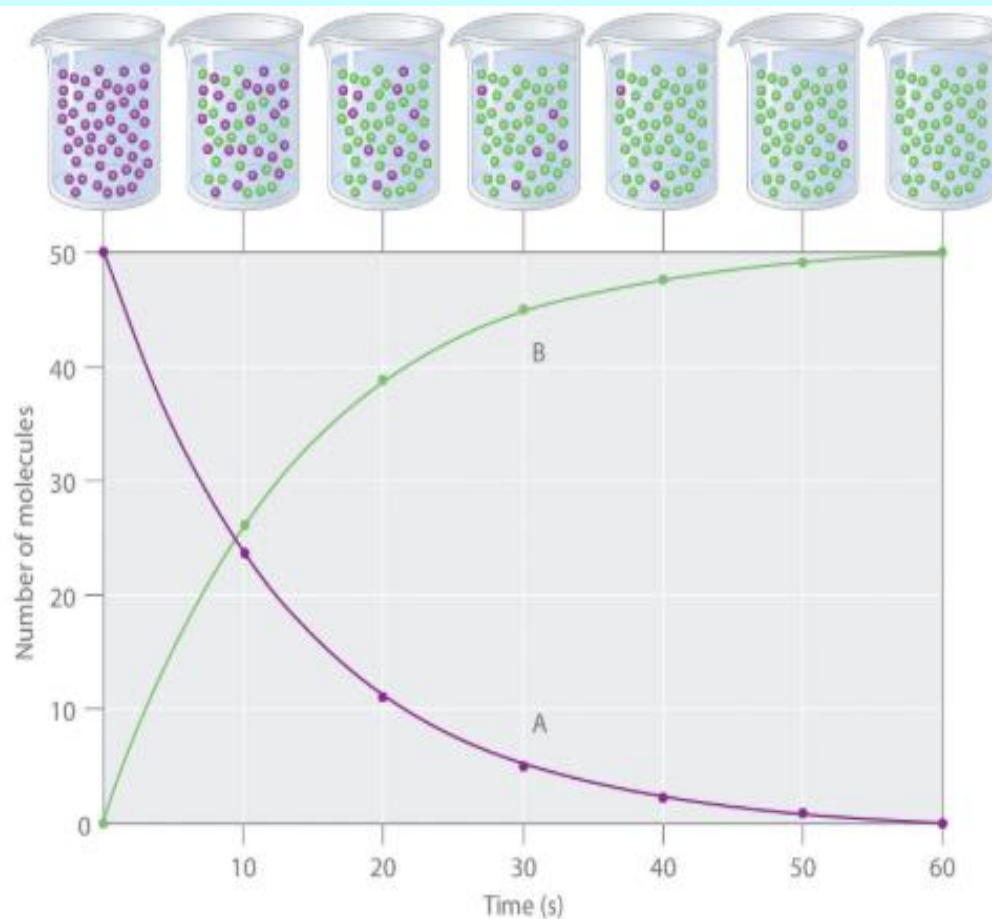
$$-\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

- Η πιο πάνω σχέση δίνει τη μέση ταχύτητα σε όλο το χρονικό διάστημα Δt
- Εάν το χρονικό διάστημα γίνει πάρα πολύ μικρό (dt) η εξίσωση θα δίνει τη στιγμιαία ταχύτητα

Μεταβολή συγκέντρωσης αντιδρώντων και προϊόντων σε συνάρτηση με το χρόνο

Αντίδραση $A \rightarrow B$

$$\frac{-\Delta A}{\Delta t} = \frac{\Delta B}{\Delta t}$$



Οι ταχύτητες μιας χημικής αντίδρασης υπολογίζονται πειραματικά ως εξής:

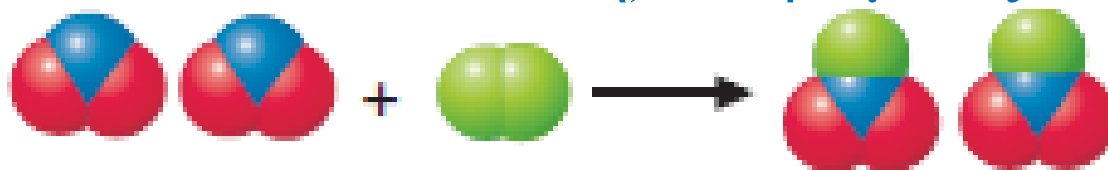
1. Με την παρακολούθηση της μεταβολής της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος ή ενός προϊόντος κατά τη διάρκεια της αντίδρασης
Αυτό μπορεί να γίνει εφικτό εάν η αντίδραση δεν είναι ταχεία, με την ανάλυση δειγμάτων από το δοχείο της αντίδρασης
2. Με την παρατήρηση κάποιας φυσικής ιδιότητας
Βολικότερες οι μέθοδοι που παρακολουθούν συνεχώς την πορεία της αντίδρασης παρατηρώντας μια φυσική ιδιότητα διότι εφαρμόζονται και σε βραδείες και σε ταχείες αντιδράσεις.

Παραδείγματα

- | | |
|--------------------------------|-------------------------|
| i. Πίεση | iv. Όγκος |
| ii. Απορρόφηση - εκπομπή φωτός | v. Δείκτης διάθλασης |
| iii. Ηλεκτρική αγωγιμότητα | vi. Διηλεκτρική σταθερά |

Νόμος ταχύτητας

- Οι ταχύτητες μιας χημικής αντίδρασης αποδεικνύεται ότι είναι ανάλογες με τις συγκεντρώσεις αντιδρώντων ή προϊόντων υψωμένες σε δυνάμεις, συνήθως ίσες με 1 ή 2 που μπορεί όμως να είναι και αρνητικές ή και κλασματικές.
- Νόμος ταχύτητας: Εξίσωση που συνδέει την ταχύτητα αντίδρασης με τις συγκεντρώσεις αντιδρώντων (συμπεριλαμβανομένου του καταλύτη) υψωμένες σε διάφορες δυνάμεις**



Νόμος ταχύτητας για την: $2\text{NO}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2\text{F}(\text{g})$

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

Όπου k η σταθερά ταχύτητας εξαρτώμενη από τη θερμοκρασία. Μονάδες $k \rightarrow \text{L}/(\text{mol.s})$

Τάξη αντίδρασης

Θεωρούμε τη γενική αντίδραση ουσιών A και B προς τα προϊόντα D και E που περιγράφεται από την ισοσταθμισμένη:



όπου C ο καταλύτης

Ο νόμος της ταχύτητας για αυτή είναι:

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

Οι εκθέτες m, n, p είναι συνήθως μα όχι πάντα ακέραιοι και πρέπει να υπολογίζονται πειραματικά και όχι από την ισοσταθμισμένη εξίσωση.

- **Τάξη αντίδρασης ως προς δεδομένο αντιδρών** = εκθέτη της συγκέντρωσης του αντιδρώντος στον πειραματικά προσδιορισμένο νόμο της ταχύτητας.
- **Συνολική τάξη αντίδρασης** = άθροισμα των τάξεων των αντιδρώντων που εμφανίζονται στο νόμο της ταχύτητας.

Προσδιορισμός του νόμου ταχύτητας αντίδρασης:
Βρίσκεται η τάξη της αντίδρασης ως προς κάθε ένα από τα αντιδρώντα και ως προς τον καταλύτη

1. Προσδιορισμός του νόμου της ταχύτητας με τη **μέθοδο της αρχικής ταχύτητας.**
2. Προσδιορισμός νόμου ταχύτητας **με διαφορικό λογισμό.**

1. Μέθοδος αρχικής ταχύτητας

- Έστω η ακόλουθη αντίδραση την οποία παρακολουθούμε σε δύο πειράματα: $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- Τα πειραματικά δεδομένα δίνονται στον πιο κάτω Πίνακα

	Αρχική συγκέντρωση N_2O_5 (mol/L)	Αρχική ταχύτητα εξαφάνισης N_2O_5 (mol/(L.s))
1 ^ο	$1,0 \times 10^{-2}$	$4,8 \times 10^{-6}$
2 ^ο	$2,0 \times 10^{-2}$	$9,6 \times 10^{-6}$

- Ο νόμος ταχύτητας για την αντίδραση

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

- Η τιμή του m θα πρέπει να προσδιοριστεί από πειραματικά δεδομένα

Όπως είναι φανερό όταν διπλασιάζεται η συγκέντρωση ισχύει:

11 $\text{Ταχύτητα} = k\{2[\text{N}_2\text{O}_5]\}^m = 2^m k [\text{N}_2\text{O}_5]^m$

Προσδιορίζεται από το διάγραμμα ταχύτητας – χρόνου μέσω της κλίσης της εφαπτομένης για κάθε συγκέντρωση

Από τις σχέσεις:

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

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

Έπεται ότι η **(ταχύτητα)' = 2^m ταχύτητα (1)**

Βασιζόμαστε:

1. Στη σχέση (1)
2. Τα πειραματικά δεδομένα που παρουσιάζονται στον πίνακα της προηγούμενης διαφάνειας.
3. Στη σχέση μεταξύ του m και του αριθμού που πολλαπλασιάζεται η ταχύτητα, που δίνεται στο διπλανό Πίνακα (προκύπτει από την (1))

m	Η ταχύτητα πολλαπλασιάζεται επί
-1	$\frac{1}{2}$
0	1
1	2
2	4

Πειρ 1^ο Αρχική ταχύτητα εξαφάνισης $\text{N}_2\text{O}_5 =$

Πειρ 2^ο Αρχική ταχύτητα εξαφάνισης N_2O_5

$$\frac{9,6 \times 10^{-6} \text{ mol/(L.s)}}{4,8 \times 10^{-6} \text{ mol/(L.s)}} = 2,0$$

Άρα $m = 1$ και

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

Παράδειγμα (Πηγή Σύγχρονη Γενική Χημεία Ebbing, Gammon 10^η Έκδοση)
 Έστω η αντίδραση $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 3\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 Από τα δεδομένα 4 πειραμάτων που παρουσιάζονται στον πίνακα που ακολουθεί, να βρεθούν: 1) Οι τάξεις της αντίδρασης ως προς H_2O_2 , I^- και H^+ . 2) Εφόσον αυτές υπολογιστούν να υπολογιστεί η σταθερά ταχύτητας

	Αρχικές συγκεντρώσεις (mol/L)			Αρχική ταχύτητα
	H_2O_2	I^-	H^+	[mol/(L/s)]
1 ^ο Πείραμα	0,010	0,010	0,00050	$1,15 \times 10^{-6}$
2 ^ο Πείραμα	0,020	0,010	0,00050	$2,30 \times 10^{-6}$
3 ^ο Πείραμα	0,010	0,020	0,00050	$2,30 \times 10^{-6}$
4 ^ο Πείραμα	0,010	0,010	0,00100	$1,15 \times 10^{-6}$

Για να βρούμε την τάξη ως προς ένα αντιδρών, θα πρέπει να μεταβάλλεται μόνο η συγκέντρωση αυτού στο πείραμα ενώ οι των υπολοίπων αντιδρώντων να παραμένουν σταθερές

- Υποθέτουμε ότι ο νόμος της ταχύτητας θα έχει τη μορφή:

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

- Για το πείραμα 1 $(\text{Ταχύτητα})_1 = k[\text{H}_2\text{O}_2]_1^m[\text{I}^-]_1^n[\text{H}^+]_1^p$
- Για το πείραμα 2 $(\text{Ταχύτητα})_2 = k[\text{H}_2\text{O}_2]_2^m[\text{I}^-]_2^n[\text{H}^+]_2^p$

$$\frac{(\text{Ταχύτητα})_2}{(\text{Ταχύτητα})_1} =$$

$$= \frac{k[\text{H}_2\text{O}_2]_2^m[\text{I}^-]_2^n[\text{H}^+]_2^p}{k[\text{H}_2\text{O}_2]_1^m[\text{I}^-]_1^n[\text{H}^+]_1^p} = \frac{2,30 \times 10^{-6}}{1,15 \times 10^{-6}} = \frac{[0,020]^m}{[0,010]^m} \frac{[0,010]^n}{[0,010]^n} \frac{[0,00050]^p}{[0,00050]^p}$$

$$\text{Άρα } 2 = 2^m \Rightarrow m=1$$

Άρα η αντίδραση είναι 1^{ης} τάξης ως προς H_2O_2

Με τον ίδιο τρόπο υπολογίζονται οι υπόλοιποι εκθέτες.

- Ο εκθέτης n , για I^- συγκρίνοντας τα πειράματα 1 και 3 στα οποία οι συγκεντρώσεις είναι σταθερές για H_2O_2 και H^+ . Βρίσκεται $n = 1$
- Ο εκθέτης p για H^+ συγκρίνοντας τα πειράματα 1 και 4 στα οποία οι συγκεντρώσεις είναι σταθερές για H_2O_2 και I^- . Βρίσκεται $p = 0$. Αυτό διότι $[H^+]^0 = 1$ και ο λόγος των ταχυτήτων στο 1 και 4 πείραμα είναι 1. (Ο λόγος των συγκεντρώσεων για H_2O_2 και I^- για τα πειράματα 1,4 είναι επίσης 1). Η αντίδραση είναι μηδενικής τάξης ως προς H^+ .
- Άρα Ταχύτητα $= k[H_2O_2][I^-]$

2) Υπολογισμός σταθεράς ταχύτητας

Χρησιμοποιούμε οποιοδήποτε από τα πειράματα

$$\text{Έστω το 3}^\circ : 2,30 \times 10^{-6} \text{ mol/(L.s)} = k \times 0,010 \text{ mol/L} \times 0,020 \text{ mol/L}$$

$$\text{Άρα } k = 2,30 \times 10^{-6} \text{ L} / [2,0 \times 10^{-4} \text{ (mol.s)}] = 1,2 \times 10^{-2} \text{ L/(mol.s)}$$

2. Μέθοδος διαφορικού λογισμού: Ολοκληρωμένοι νόμοι ταχύτητας – Εξισώσεις συγκέντρωσης - χρόνου

Με χρήση διαφορικού λογισμού μετατρέπεται ένας νόμος ταχύτητας σε μαθηματική σχέση, (εξίσωση) μεταξύ συγκέντρωσης και χρόνου. Τη σχέση αυτή την ονομάζουμε ολοκληρωμένο νόμο ταχύτητας.

Εξισώσεις συγκέντρωσης χρόνου: Ολοκληρωμένοι νόμοι ταχύτητας

Νόμος ταχύτητας 1^{ης} τάξης

Διαφορικός λογισμός

Έστω η γενική σχέση

$$\text{Ταχύτητα} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A] \Rightarrow -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \Rightarrow \frac{-d[A]}{[A]} = k dt$$

Ολοκληρώνοντας από χρόνο 0 έως t $\Rightarrow -\{\ln[A]_t - \ln[A]_0\} = k[t-0]$

$$= -\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]} = k \int_0^t dt$$

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt \quad \text{Ολοκληρωμένος νόμος ταχύτητας 1^{ης} τάξης}$$

$[A]_0$: αρχική συγκέντρωση του A (σε $t=0$)

$[A]_t$: συγκέντρωση του A σε χρόνο t

$[A]_t/[A]_0$: κλάσμα αντιδρώντος που μένει σε χρόνο t και προσδιορίζεται εάν γνωρίζουμε την αρχική συγκέντρωση του A και την σταθερά k.

Εξισώσεις συγκέντρωσης χρόνου: Ολοκληρωμένοι νόμοι ταχύτητας

Ολοκληρωμένος Νόμος ταχύτητας 2^{ης} τάξης

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

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

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

Για αντίδραση 1^{ης} τάξης

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

Ολοκληρωμένος Νόμος ταχύτητας μηδενικής τάξης

$$\text{Ταχύτητα} = k[A]^0$$

$$\text{Ταχύτητα} = k$$

$$[A]_t = -kt + [A]_0$$

$$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$$

Χρόνος ημιζωής ή υποδιπλασιασμού μιας αντίδρασης $t_{1/2}$ είναι ο **χρόνος που χρειάζεται για να ελαττωθεί στο μισό της αρχικής η συγκέντρωση του αντιδρώντος**

Τάξη	Νόμος Ταχύτητας	Ολοκληρωμένος νόμος ταχύτητας	Χρόνος ημιζωής	Σχεδίαση ευθείας
0	Ταχύτητα = K	$[A]_t = -kt + [A]_0$	$\frac{[A]_0}{2k}$	[A] έναντι t
1	Ταχύτητα = k[A]	$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$	0,693 / k	ln[A] έναντι t ή 1/t έναντι του [A]
2	Ταχύτητα = k[A] ²	$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$	1/(k[A] ₀)	1/[A] έναντι t

Zeroth Order

First Order

Second Order

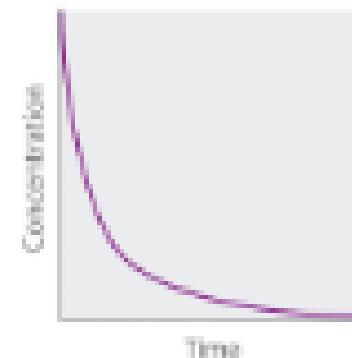
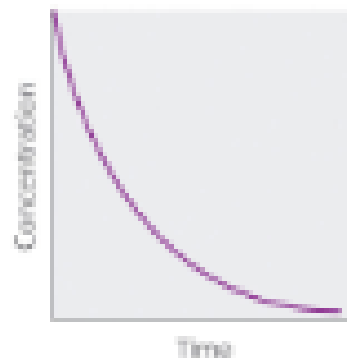
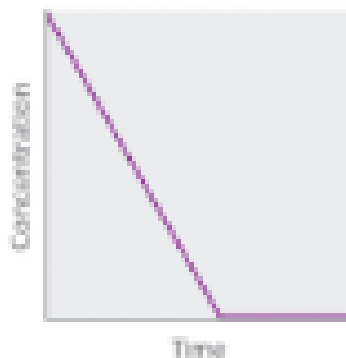
Differential
rate law

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

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

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

Concentration
vs. time



Integrated
rate law

$$[A] = [A]_0 - kt$$

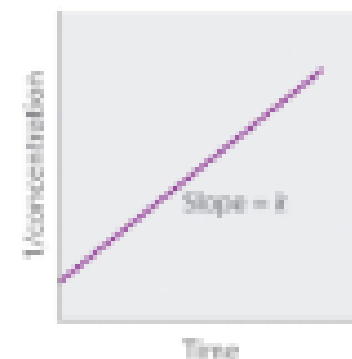
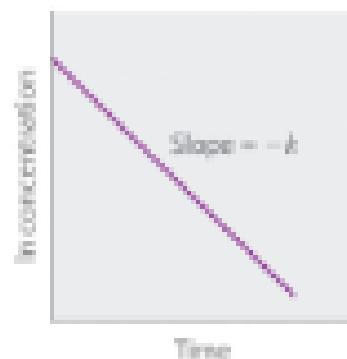
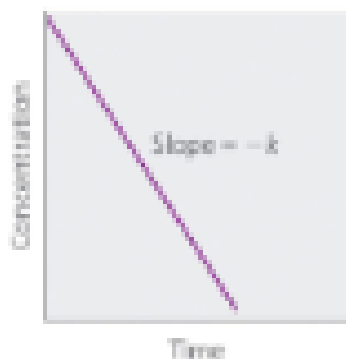
$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

or

$$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$$

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

Straight-line plot
to determine rate
constant



ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

Σκεύη-Αντιδραστήρια

- ✓ Διάλυμα HCl 2M
- ✓ Διάλυμα $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,15 M
- ✓ Απεσταγμένο νερό
- ✓ 5 ποτήρια ζέσεως των 100 mL
- ✓ 2 ογκομετρικοί κύλινδροι των 50 mL
- ✓ 1 ογκομετρικός κύλινδρος των 25 mL.
- ✓ Γυάλινη ράβδος ανάδευσης

Μέτρα Ασφαλείας

- ✓ Η πειραματική διαδικασία, πρέπει να διεξάγεται σε απαγωγό εστία γιατί η αντίδραση μεταξύ HCl και $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, απελευθερώνει αέριο SO_2 . Το τελευταίο, είναι ερεθιστικό των ματιών και του δέρματος.
- ✓ Απαραίτητη η χρήση ποδιάς, γαντιών και προστατευτικών γυαλιών.

Πειραματική πορεία

1. Σε κάθε ένα από 5 καθαρά ποτήρια ζέσεως των 100 mL, σχεδιάζουμε με ανεξίτηλο μαρκαδόρο στην εξωτερική πλευρά του πυθμένα ένα X.
2. Προσθέτουμε με ογκομετρικό κύλινδρο των 100 mL, στο 1^ο, 2^ο, 3^ο, 4^ο και 5^ο ποτήρι ζέσεως, 50, 40, 30, 20 και 10 mL αντίστοιχα, διαλύματος $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,15 M.



Θα πρέπει απαραίτητα να υπολογιστούν οι νέες συγκεντρώσεις $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ για κάθε ποτήρι ζέσεως με βάση το νόμο

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

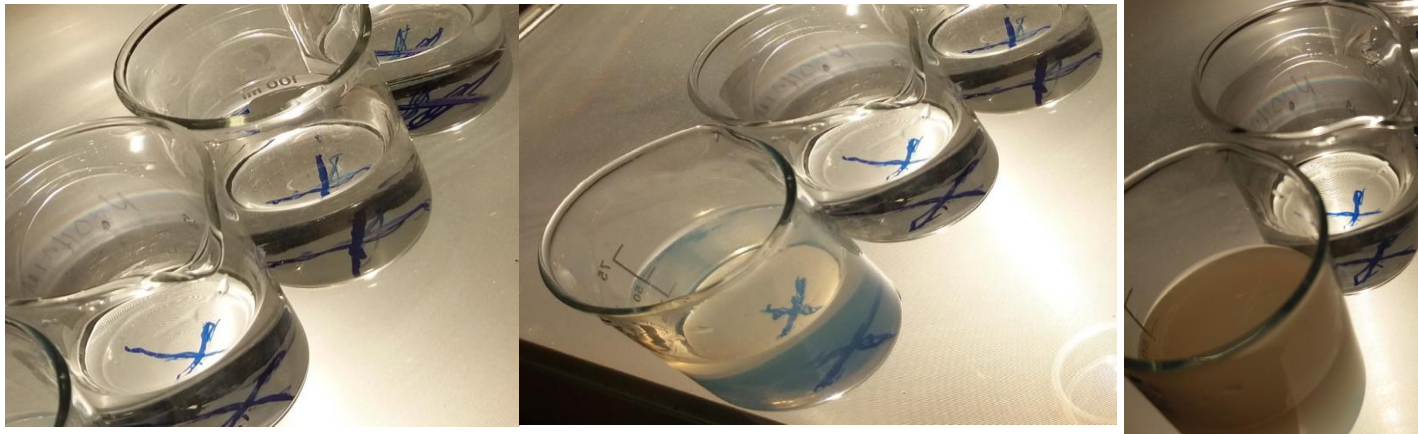
3. Προσθέτουμε με διαφορετικό ογκομετρικό κύλινδρο των 100 mL, στο 1^ο, 2^ο, 3^ο, 4^ο και 5^ο ποτήρι ζέσεως, 0, 10, 20, 30 και 40 mL αντίστοιχα, απεσταγμένου νερού.



4. Προσθέτουμε με ογκομετρικό κύλινδρο των 25 mL, 5 mL διαλύματος HCl 2M και ξεκινούμε τη μέτρηση του χρόνου, ενώ αναδεύουμε γρήγορα το δοχείο της αντίδρασης με γυάλινη ράβδο.



5. Παρατηρούμε ότι το X στον πυθμένα του ποτηριού διακρίνεται σταδιακά όλο και λιγότερο. Σταματούμε το χρονόμετρο όταν το X στον πυθμένα εξαφανιστεί και καταγράφουμε τον χρόνο στα πειραματικά μας δεδομένα.
6. Επαναλαμβάνουμε τη διαδικασία που περιγράφεται στα βήματα 4 και 5 και για τα υπόλοιπα τέσσερα ποτήρια και καταγράφουμε τους χρόνους.



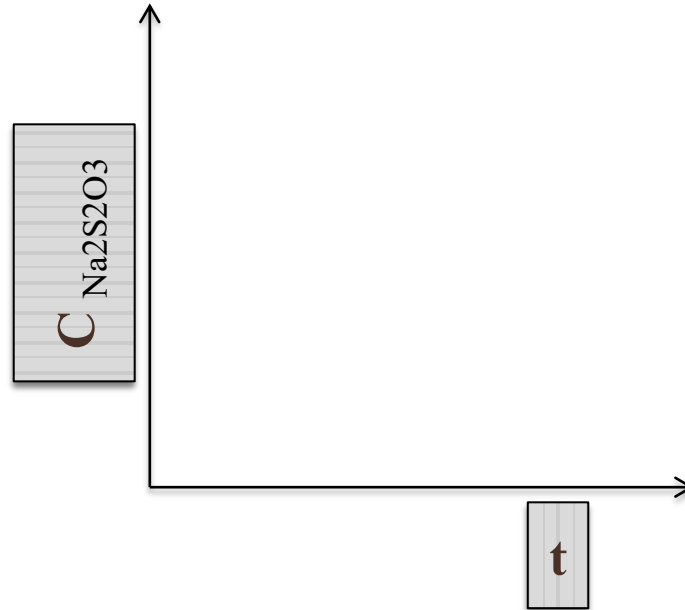
Μετρήσεις

✓ Συμπληρώνουμε τον πιο κάτω πίνακα με τις μετρήσεις και τους υπολογισμούς μας

Ποτήρι Ζέσεως	Όγκος (mL) δ. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,15 M	Όγκος (mL) Νερού	Όγκος (mL) δ. HCl 2M	Συγκέντρωση (mol/L) δ. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,15 M	Χρόνος αντίδρασης (sec)
1	50	0	5		
2	40	10	5		
3	30	20	5		
4	20	30	5		
5	10	40	5		

Αποτελέσματα

- ✓ Κάνουμε τη γραφική παράσταση της $C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ συνάρτησει του χρόνου.



- ✓ Από τη μορφή της βγάζουμε συμπέρασμα για την τάξη της αντίδρασης ως προς το $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ (10η Διεθνής Έκδοση), Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 41964283, Έκδοση: 1η/2014, Συγγραφείς: Darrell Ebbing, Steven Gammon, ISBN: 978-618-5061-02-9, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΤΡΑΥΛΟΣ & ΣΙΑ ΟΕ
- «ΧΗΜΕΙΑ Η ΚΕΝΤΡΙΚΗ ΕΠΙΣΤΗΜΗ», Brown T., LeMay E., Burste B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M., ΕΚΔΟΣΕΙΣ Α. ΤΖΙΟΛΑ & ΥΙΟΙ Α.Ε.
- http://collum.chem.cornell.edu/kinetics_TOC/06.Deter.of.Orders.pdf
- <https://www.flinnsci.com/globalassets/flinn-scientific/all-free-pdfs/dc91860.pdf>
- <http://www.science.uwaterloo.ca/~cchieh/cact/c123/chmkntcs.html>
- http://www.eng.auth.gr/~chemtech/foititika/xd/mathima/ch_03_kinitiki_a4.pdf
- https://chem.libretexts.org/Core/Physical_and_Theoretical_Chemistry/Kinetics/Rate_Laws/The_Rate_Law
- users.sch.gr/mix-mix/ximiablikio/ximikh%20kinitikh.pdf
- Δεληγιαννάκης Ιωάννης, «Εργαστηριακές Ασκήσεις Γενικής Φυσικοχημείας», Τμήμα Διαχείρισης Περιβάλλοντος & Φυσικών Πόρων, Πανεπιστήμιο Ιωαννίνων