

ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ ΚΑΙ ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΤΗΝ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ

ΡΟΛΟΪ ΙΩΔΙΟΥ

Η εργαστηριακή αυτή άσκηση πραγματοποιήθηκε στο ΕΚΦΕ Ιωαννίνων

1/3/2013 και 6/3/2013

Μάντζιου Μαρία χημικός

Η αντίδραση <<ρολόι ιωδίου >> υπάρχει σε διάφορες παραλλαγές. Εμείς επιλέξαμε την αντίδραση μεταξύ θειοθειικών και ιωδιούχων μια αντίδραση με πιο προσιτά αντιδραστήρια στα σχολικά εργαστήρια, αλλά και γιατί τέθηκε ως θέμα στους μαθητές στο διαγωνισμό EUSO 2013

Το χημικό σύστημα των δυο αντιδράσεων που θα μελετήσουμε εμφανίζει μπλε χρώμα και ο χρόνος εμφάνισής του εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων. Η επιλογή κατάλληλων συγκεντρώσεων μας υποδεικνύει και χρονικό διάστημα ολοκλήρωσης της αντίδρασης γι αυτό και ονομάζεται **ρολόι ιωδίου**

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος του πειράματος αυτού θα πρέπει να μπορείς:

1. Να αναγνωρίζεις την επίδραση της συγκέντρωσης στην ταχύτητα μιας αντίδρασης.
2. Να εφαρμόζεις το νόμο της ταχύτητας για μια δεδομένη αντίδραση.
3. Να εξάγεις, με βάση τα πειραματικά δεδομένα, κάποιο μηχανισμό για την αντίδραση

ΕΙΣΑΓΩΓΗ ΣΤΟ ΘΕΜΑ

Γενικά ορίζεται *ταχύτητα* v μιας χημικής αντίδρασης της μορφής
 $aA + bB \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$:

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

Η ταχύτητα μιας αντίδρασης εκφράζεται συνήθως ως η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος (mol/L) στη μονάδα του χρόνου. Από πρακτικής πλευράς, η ταχύτητα της αντίδρασης δεν πρέπει να είναι πολύ μικρή, ώστε να μη περιμένουμε χρόνια μέχρι να ολοκληρωθεί, ούτε πολύ

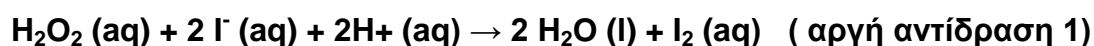
μεγάλη, ώστε να μπορεί να ελεγχθεί. Από θεωρητικής πλευράς, η μελέτη της χημικής κινητικής ανοίγει το δρόμο για τη διερεύνηση του μηχανισμού μιας αντίδρασης.

Να σημειωθεί ότι η ταχύτητα της αντίδρασης δεν είναι σταθερή καθ' όλη τη διάρκεια της. Στην αρχή (εκτός ελαχίστων εξαιρέσεων) η ταχύτητα είναι η μέγιστη. Ελαττώνεται, όμως, με την πάροδο του χρόνου, καθώς μειώνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων, ώσπου στο τέλος να μηδενιστεί. Είναι λοιπόν αυτονόητο, ότι οι μετρήσεις μεταβολών συγκεντρώσεων αντιδρώντων ή προϊόντων σε κάποιο χρονικό διάστημα Δt , αφορούν τον προσδιορισμό της μέσης ταχύτητας της αντίδρασης για το χρονικό αυτό διάστημα.

Η ταχύτητα μιας αντίδρασης μπορεί να συσχετιστεί πειραματικά με τη συγκέντρωση των αντιδρώντων. Η μαθηματική σχέση που προκύπτει αποτελεί το νόμο ταχύτητας.

Στο πείραμα που ακολουθεί, θα μελετήσουμε <<το ρολόι ιωδίου>> μια αντίδραση που γίνεται σε δύο βήματα. Θα μελετηθεί η επίδραση της συγκέντρωσης του Γ και του H_2O_2 στην ταχύτητα της αντίδρασης

Θα μελετήσουμε την αντίδραση:



Για το σκοπό αυτό θα εκτελέσουμε τρία πειράματα με διαφορετικές συγκεντρώσεις H_2O_2 και Γ σε κάθε πείραμα και θα μετρήσουμε τον χρόνο που απαιτείται για την εκτέλεση του καθενός. Ο χρόνος θα προσδιορίζεται από την εμφάνιση έντονου μπλε χρώματος που οφείλεται στην επίδραση ιωδίου σε άμυλο.

Για να μετρήσουμε το παραγόμενο I_2 επιλέγουμε να το καταναλώσουμε σε μια πολύ γρήγορη αντίδραση



Το ιώδιο που παράγεται από την αντίδραση 1 καταναλώνεται αμέσως στην αντίδραση 2. Όταν όμως καταναλωθούν όλα τα $S_2O_3^{2-}$ τότε το ιώδιο που συνεχίζει να παράγεται από την αντίδραση 1 περισσεύει και δίνει ξαφνικά έντονο μπλε χρώμα με το άμυλο. Έτσι αντιλαμβανόμαστε τη χρονική στιγμή της κατανάλωσης των $S_2O_3^{2-}$ και γνωρίζοντας την αρχική τους συγκέντρωση και το χρόνο Δt για την κατανάλωσή τους υπολογίζουμε την ταχύτητα

$$v (1) = -\Delta[S_2O_3^{2-}] / 2\Delta t = \Delta[I_2] / \Delta t$$

Με επεξεργασία των πειραματικών δεδομένων υπολογίζουμε το νόμο της ταχύτητας της αντίδρασης.

Ο νόμος της ταχύτητας είναι : $v(1) = k [H_2O_2]^x \cdot [I^-]^y$

ΟΡΓΑΝΑ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΟΥΣΙΕΣ

1. Άμυλο
2. Διάλυμα H_2SO_4 1M
3. Διάλυμα KI 0,1 M
4. Διάλυμα H_2O_2 0,1 M
5. Διάλυμα $Na_2S_2O_3$ 0,01 M
6. Αποσταγμένο νερό
7. Ράβδο ανάδευσης
8. Ογκομετρικοί κύλινδροι των 10 και 100 ml
9. 3 ποτήρια ζέσης των 250 ml
10. Χρονόμετρο

ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

Σε καθένα από τα τρία ποτήρια ζέσης προσθέτουμε:

Ποτήρι 1	Ποτήρι 2	Ποτήρι 3
10 σταγόνες άμυλο	10 σταγόνες άμυλο	10 σταγόνες άμυλο
60 ml νερό	50 ml νερό	50 ml νερό
10 ml π. H_2SO_4 1M	10 ml π. H_2SO_4 1M	10 ml π. H_2SO_4 1M
10 ml KI 0,1 M	10 ml KI 0,1 M	20 ml KI 0,1 M
10 ml $Na_2S_2O_3$ 0,01 M	10 ml $Na_2S_2O_3$ 0,01 M	10 ml $Na_2S_2O_3$ 0,01 M

Και θα μετρήσουμε το χρόνο που απαιτείται μέχρι την εμφάνιση του χρώματος του ιωδίου από τη στιγμή που θα προσθέσουμε στο κάθε ποτήρι H_2O_2 0,1 M ως εξής:

Ποτήρι 1	Ποτήρι 2	Ποτήρι 3
Διάλυμα H_2O_2 0,1 M	Διάλυμα H_2O_2 0,1 M	Διάλυμα H_2O_2 0,1 M
10 ml	20 ml	10 ml

Με την προσθήκη του διαλύματος του H_2O_2 αρχίζουμε τη μέτρηση του χρόνου και συγχρόνως ανακατεύουμε με γυάλινο ράβδο. Καταγράφουμε το χρόνο μέχρι το διάλυμα να αποκτήσει μπλε χρώμα. Επαναλαμβάνουμε τη διαδικασία χρησιμοποιώντας στο δεύτερο πείραμα διαφορετική συγκέντρωση H_2O_2 και στο τρίτο πείραμα διαφορετική συγκέντρωση KI.

Συνολικός όγκος διαλύματος κάθε πειράματος : 100ml

Πειραματικά δεδομένα

α/α	$\Delta[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$	Δt	$\Delta[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]/2\Delta t$	ν αντίδρασης
1	0,001 M			
2	0,001 M			
3	0,001 M			

$$\nu (1) = -\Delta[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]/2\Delta t = \Delta[\text{I}_2]/\Delta t$$

Από το νόμο της αραίωσης υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις (mol/L) αμέσως μετά την ανάμειξη

Επεξεργασία μετρήσεων

α/α	ν αντίδρασης	$[\text{I}^-]$	$[\text{H}_2\text{O}_2]$
1		0,01	0,01
2		0,01	0,02
3		0,02	0,01

Με επεξεργασία των πειραματικών δεδομένων υπολογίζουμε το νόμο της ταχύτητας της αντίδρασης.

Ο νόμος της ταχύτητας δίνεται : $v = k [H_2O_2]^x \cdot [I^-]^y$

από τις τρεις διαφορετικές ταχύτητες υπολογίζουμε τα χ,ψ

ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑΤΑ – ΣΧΟΛΙΑ - ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

Στο ΕΚΦΕ το πείραμα παρουσιάστηκε δύο φορές. Την πρώτη φορά χρησιμοποιήσαμε $[H_2O_2] 0.1M$, $[S_2O_3^{2-}] 0.01 M$, $[I^-] 0.1M$ και οι χρόνοι που μετρήθηκαν ήταν $\Delta t_1 = 160s$, $\Delta t_2 = 82s$ και $\Delta t_3 = 79s$. Για πηγή αμύλου χρησιμοποιήσαμε αλεύρι. Υπήρξε δυσκολία στον εντοπισμό του τελικού σημείου, επειδή το διάλυμα άλλαζε βαθμιαία χρώμα και όχι απότομα όπως το αναμενόμενο. Τη δεύτερη φορά χρησιμοποιήσαμε $[H_2O_2] 1M$, $[S_2O_3^{2-}] 0.01 M$, $[I^-] 0.1M$ και οι χρόνοι που μετρήθηκαν ήταν μικροί γι αυτό και δεν συνιστάται.

Πειραματικά δεδομένα

α/α	$\Delta[S_2O_3^{2-}]$	$\Delta t (s)$	$\Delta[S_2O_3^{2-}] / 2\Delta t$	v αντίδρασης
1	0,001 M	160	$3,1 \cdot 10^{-6}$	$3,1 \cdot 10^{-6}$
2	0,001 M	82	$6,1 \cdot 10^{-6}$	$6,1 \cdot 10^{-6}$
3	0,001 M	79	$6,3 \cdot 10^{-6}$	$6,3 \cdot 10^{-6}$

Επεξεργασία μετρήσεων

α/α	υ αντίδρασης	[I ⁻]	[H ₂ O ₂]
1	$3,1 \cdot 10^{-6}$	0,01	0,01
2	$6,1 \cdot 10^{-6}$	0,01	0,02
3	$6,3 \cdot 10^{-6}$	0,02	0,01

Από τη σχέση $υ = k [H_2O_2]^x \cdot [I^-]^y$ σχηματίζουμε τις εξισώσεις και με επίλυση $x \approx 1$ και $y \approx 1$

Πηγές

- Σ. Λιοδάκη, Δ. Γάκη, Δ. Θεοδωρόπουλου, Π. Θεοδωρόπουλου, Α. Κάλλη: Βιβλίο μαθητή Χημείας Β' Γεν. Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης-ΟΕΒΔ-Αθήνα
- Σ. Λιοδάκη, Δ. Γάκη: Εργαστηριακός οδηγός Χημείας Β' Γεν. Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης-ΟΕΒΔ-Αθήνα
- Διαγωνισμός EUSO 2013: Θέματα Χημείας στην Ιστοσελίδα της ΠΑΝΕΚΦΕ: http://www.ekfe.gr/portal/attachments/article/220/Chemistry_EUSO_2013.pdf, ανακτήθηκε 17/2/2013
- Wikipedia στο λήμμα: "*Iodine reaction*", ανακτήθηκε 17/2/2013.